

MODUL  
BAHAN AJAR CETAK  
FARMASI

# KIMIA DASAR



»» Yayat Sudrajat



**KIMIA DASAR**

**Pusdik SDM Kesehatan**

Badan Pengembangan dan Pemberdayaan  
Sumber Daya Manusia Kesehatan

Jl. Hang Jebat III Blok F3, Kebayoran Baru Jakarta Selatan - 12120  
**Telp.** 021 726 0401, **Fax.** 021 726 0485, **Email.** pusdiknakes@yahoo.com



**KEMENTERIAN KESEHATAN REPUBLIK INDONESIA**

PUSAT PENDIDIKAN SUMBER DAYA MANUSIA KESEHATAN  
BADAN PENGEMBANGAN DAN PEMBERDAYAAN SUMBER DAYA MANUSIA KESEHATAN

MODUL  
BAHAN AJAR CETAK  
FARMASI

# KIMIA DASAR

» Yayat Sudrajat



**KEMENTERIAN KESEHATAN REPUBLIK INDONESIA**

PUSAT PENDIDIKAN SUMBER DAYA MANUSIA KESEHATAN

BADAN PENGEMBANGAN DAN PEMBERDAYAAN SUMBER DAYA MANUSIA KESEHATAN

Hak Cipta © dan Hak Penerbitan dilindungi Undang-undang

Cetakan pertama, Desember 2016

*Penulis* : *Yayat Sudaryat, ST, MT*

*Pengembang Desain Instruksional* : *Dra. Tutisiana Silawati, M.Ed.*

*Desain oleh Tim P2M2* :

*Kover & Ilustrasi* : *Faisal Zamil*

*Tata Letak* : *Ari Akbar Perdana*

*Jumlah Halaman* : 294

## DAFTAR ISI

<b>PENGANTAR MATA KULIAH.....</b>	<b>vii</b>
<b>BAB I: STRUKTUR ATOM, STRUKTUR MOLEKUL, DAN TABEL PERIODIK</b>	<b>1</b>
<b>Topik 1.</b>	
<b>Struktur Atom, Struktur Molekul .....</b>	<b>2</b>
Latihan .....	30
Ringkasan .....	30
Tes 1 .....	31
<b>Topik 2.</b>	
<b>Tabel Periodik .....</b>	<b>33</b>
Latihan .....	45
Ringkasan .....	45
Tes 2 .....	46
<b>KUNCI JAWABAN TES .....</b>	<b>51</b>
<b>DAFTAR PUSTAKA .....</b>	<b>52</b>
<b>BAB II: IKATAN KIMIA DAN KESETIMBANGAN KIMIA</b>	<b>53</b>
<b>Topik 1.</b>	
<b>Ikatan Kimia</b>	<b>54</b>
Latihan .....	85
Ringkasan .....	85
Tes 1 .....	85
<b>Topik 2.</b>	
<b>Keseimbangan Kimia</b>	<b>90</b>
Latihan .....	100
Ringkasan .....	100
Tes 2 .....	101
<b>KUNCI JAWABAN TES .....</b>	<b>104</b>
<b>DAFTAR PUSTAKA .....</b>	<b>105</b>
<b>BAB III: KONSEP MOL DAN KESETIMBANGAN ASAM BASA</b>	<b>106</b>
<b>Topik 1.</b>	

<b>Konsep Mol</b>	<b>107</b>
Ringkasan .....	119
Tes 1 .....	119
 <b>Topik 2.</b>	
<b>Keseimbangan Asam Basa</b>	<b>124</b>
Latihan .....	143
Ringkasan .....	143
Tes 2 .....	144
 <b>KUNCI JAWABAN TES</b> .....	<b>147</b>
<b>DAFTAR PUSTAKA</b> .....	<b>149</b>
 <b>BAB IV: ANALISIS KATION DAN ANION</b>	<b>150</b>
<b>Topik 1.</b>	
<b>Analisis Kation</b>	<b>151</b>
Ringkasan .....	173
Tes 1 .....	174
 <b>Topik 2.</b>	
<b>Tabel Periodik</b>	<b>179</b>
Ringkasan .....	193
Tes 2 .....	194
 <b>KUNCI JAWABAN TES</b> .....	<b>198</b>
<b>DAFTAR PUSTAKA</b> .....	<b>199</b>
 <b>BAB V: ELEKTROKIMIA DAN TERMODINAMIKA</b>	<b>200</b>
<b>Topik 1.</b>	
<b>Elektrokimia</b>	<b>201</b>
Ringkasan .....	214
Tes 1 .....	215
 <b>Topik 2.</b>	
<b>Termodinamika</b>	<b>220</b>
Ringkasan .....	237
Tes 2 .....	238
 <b>KUNCI JAWABAN TES</b> .....	<b>245</b>

<b>DAFTAR PUSTAKA .....</b>	<b>246</b>
<b>BAB VI: METODE VOLUMETRI DAN GRAVIMETRI</b>	<b>247</b>
<b>Topik 1.</b>	
<b>Analisis Volumetri</b>	<b>248</b>
Ringkasan .....	264
Tes 1 .....	265
<b>Topik 2.</b>	
<b>Gravimetri</b>	<b>270</b>
Ringkasan .....	279
Tes 2 .....	281
<b>KUNCI JAWABAN TES .....</b>	<b>286</b>
<b>DAFTAR PUSTAKA .....</b>	<b>287</b>

## Pengantar Mata Kuliah

Mata kuliah Kimia Dasar tujuannya untuk memberikan pemahaman kepada Anda mengenai dasar-dasar dalam ilmu kimia diantaranya stuktur atom dan sistim periodik, ikatan kimia dan kesetimbangan kimia, konsep mole dan kesetimbangan asam-basa, dasar untuk mengetahui adanya/identifikasi kation dan anion, dasar elektro kimia dan termodinamika serta dasar volumetric dan gravimetri.

Mata kuliah kimia dasar ini merupakan mata kuliah wajib bagi Anda yang mengambil program D III Farmasi. Adapun seperangkat kompetensi yang diharapkan dapat Anda kuasai setelah mempelajari mata kuliah ini, yaitu Anda dapat menjelaskan:

1. Mengenai struktur atom serta sistim periodik yang menjadi dasar dalam ilmu kimia baik kimia anorganik ataupun kimia organik.
2. Pengetahuan tentang ikatan ini adalah penting sekali dalam hubungannya dengan struktur molekul dan sifat-sifat lainnya. Atom-atom dapat saling terikat, Laju reaksi Pada umumnya ketika suatu reaksi kimia berlangsung, laju reaksi berkurang dan konsentrasi pereaksipun berkurang.
3. Konsep Mol serta konsentrasi larutan. Serta teori –teori mengenai asam basa.
4. Memahami bagaimana cara mengetahui adanya kation atau pun anion didalam suatu larutan.
5. Eletktrokimia yaitu Reaksi tranfer elektron dinamakan reaksi reduksi oksidasi atau disingkat reaksi redoks. Reaksi ini sangat umum baik dalam senyawa anorganik maupun reaksi organic.
6. Dasar- dasar analisis volumetrik dan gravimetrik yang merupakan dasar dalam anailis

Adapun bobot mata kuliah kimia dasar ini 2 SKS

Agar Anda dapat berhasil dengan baik dalam menguasai mata kuliah ini maka Anda diharapkan mengikuti petunjuk umum berikut ini

1. Bacalah setiap modul sampai Anda mencapai tingkat penguasaan minimal 80%.
2. Kerjakan dengan cermat dan seksama setiap kegiatan yang diprasyaratkan serta lakukan tahap- demi tahap dari setiap modul sesuai urutannya.
3. Gunakan bahan pendukung lain serta buku yang direfrensikan dalam pustaka agar Anda dapat lebih memahami konsep setiap modul.
4. Lakukan diskusi kelompok baik dengan sesama teman kuliah atau kepada pihak-pihak yang menurut Anda dapat membantu dalam memahami mata kuliah ini.

# BAB I

## Struktur Atom, Struktur Molekul, Dan Tabel Periodik

*Yayat Sudaryat, ST, MT*

### PENDAHULUAN

Kimia sering disebut juga sebagai ilmu pusat karena menghubungkan berbagai ilmu lain, seperti Fisika, Nanoteknologi, Biologi, dan Farmasi. Koneksi ini timbul melalui berbagai subdisiplin yang memanfaatkan konsep-konsep dari berbagai disiplin ilmu. Sebagai contoh, kimia fisik melibatkan penerapan prinsip-prinsip fisika terhadap materi pada tingkat atom dan molekul. Namun alkimia, metalurgi dan farmasi di zaman kuno dapat dianggap sebagai akar kimia. Banyak penemuan yang dijumpai oleh orang-orang yang terlibat aktif di bidang-bidang ini berkontribusi besar pada kimia modern walaupun alkimia didasarkan atas teori yang salah. Lebih lanjut, sebelum abad ke-18, metalurgi dan farmasi sebenarnya didasarkan atas pengalaman saja dan bukan teori.

Kimia merupakan salah satu cabang dari Ilmu Pengetahuan Alam yang memiliki kaitan erat dengan berbagai cabang ilmu pengetahuan yang lain. Konsep kimia akan sangat membantu kita dalam memahami berbagai ilmu lainnya. Dengan mempelajari kimia, Kita akan mengetahui bahwa alam semesta ini telah diatur sedemikian rapinya dari mulai molekul sederhana seperti air hingga molekul kompleks penyusun DNA. Dalam kimia kita dapat mempelajari bagian terkecil dari sebuah materi yang disebut atom. Lalu mempelajari bagaimana sebuah atom yang sangat kecil dapat memiliki sebuah struktur kompleks yang menyusun sebuah senyawa dan bagaimana kumpulan banyak senyawa menjadi zat yang biasa kita lihat sehari-hari



## Topik 1

# Struktur Atom, Struktur Molekul

Akhir abad 18 dan permulaan abad ke 19 dalam studi kuantitatif reaksi kimia ditemukan sejumlah hukum yang dikenal sebagai hukum-hukum persenyawaan kimia atau hukum-hukum pokok reaksi kimia. Hukum-hukum ini termasuk hukum kekekalan masa (Lomonosov dan Lavoiser, 1774), Hukum perbandingan tetap Proust 1797 dan Hukum kelipatan Dalton 1803, dalam usahanya untuk menerangkan hukum-hukum tersebut pada permulaan abad ke 19 yaitu disekitar 1803 Dalton mengemukakan hipotesis bahwa zat tidak bersifat kontinu, melainkan terdiri atas partikel-partikel kecil yang disebut atom. Atom-atom dari suatu unsur tertentu adalah identik. Keberhasilan teori atom Dalton dalam menerangkan hukum kekekalan masa dan hukum perbandingan tetap serta dukungan yang diperoleh dari banyak hasil eksperimen, membuat teori ini sebagai salah satu penemuan yang besar pada waktu itu.

Mengenai atom itu sendiri, Dalton menganggapnya sebagai bola kaku yang tidak dapat diuraikan lagi menjadi partikel-partikel yang lebih kecil. Pandangan ini ternyata tidak benar. Telah ditemukan sejumlah partikel sub atom terdiri hanya 3 partikel yaitu elektron, proton dan neutron yang memegang peranan dalam menjelaskan sifat-sifat kimia.

### A. ELEKTRON

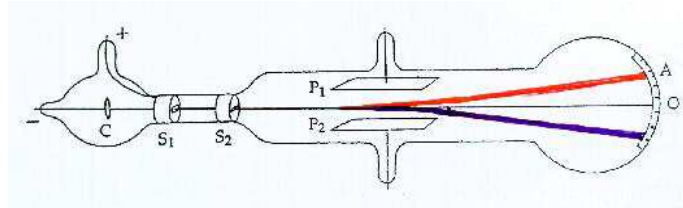
Pada tahun 1834 Faraday menemukan bahwa materi dan listrik adalah ekuivalen. Penemuan elektron diawali dengan pembuatan tabung sinar katoda oleh J Plucker (1855) yang dipelajari lebih lanjut oleh W. Crookes, (1875) dan J.J Thomson (1879) dibuktikan bahwa sinar yang kehijau-hijauan itu dipancarkan dari katoda. Sinar ini disebut sinar katoda, setelah diteliti secara mendalam dapat dicatat sifat-sifat sebagai berikut:

1. Sinar itu berasal dari katoda yang bergerak menurut garis lurus.
2. Sinar katoda bermuatan negatif. Hal ini dibuktikan dari fakta bahwa sinar ini tertarik oleh pelat bermuatan positif dan dibelokkan oleh medan magnet.
3. Sinar katoda memiliki momentum oleh karena itu mempunyai massa, hingga dapat menggerakkan baling-baling yang terdapat dalam tabung.
4. Sifat-sifat diatas tidak bergantung pada bahan yang digunakan untuk membuat katoda, pada sisa gas dalam tabung, dan pada kawat penghubung katoda serta bahan alat penghasil arus.

Semua sifat diatas, terutama sifat yang ke empat, menunjukkan bahwa partikel sinar katoda adalah partikel dasar yang ada dalam setiap materi. Pada tahun 1891 Stoney mengusulkan nama elektron untuk satuan listrik dan kini partikel sinar katoda disebut elektron.

### 1. Penentuan perbandingan muatan dan Massa elektron

Pada tahun 1897 J.J Thomson berhasil menentukan kecepatan dan perbandingan muatan/ massa elektron dari berbagai sumber dengan menggunakan alat seperti pada gambar dibawah ini



Gambar.1.1  
alat penentuan  $e/m$ .

Bagan alat yang digunakan Thomson untuk penentuan  $e/m$  dengan medan listrik elektron jatuh pada A. Elektron yang berasal dari katoda C melewati celah S sebagai berkas sinar sinar sempit dan bergerak dalam tabung hampa udara sepanjang SO menghasilkan titik terang pada O. Kedua kutub elektromagnetik diujung p1 dan p2 menghasilkan medan magnet berkekuatan gaya BeV mempengaruhi elektron yang bergerak. Dengan memberikan muatan listrik pada pelat P terbentuk medan listrik yang dapat diatur hingga tegak lurus pada berkas sinar katoda dan medan magnet.

Jika; B = kuat Medan magnet  
X = kuat Medan listrik.  
e = muatan elektron.  
m = Massa elektron.  
V = kecepatan elektron.

Maka besarnya Gaya magnet, BeV, Sama dengan Gaya sentrifugal.

$$BeV = \frac{mv^2}{r} \quad (1)$$

$$\text{atau } e/m = \frac{v}{Br} \quad (2)$$

Jika diberi medan listrik X yang berlawanan dengan medan magnet dan diatur sehingga titik terang tetap berada pada O, maka besarnya gaya listrik pada elektron sama dengan besarnya gaya magnet pada elektron.

$$Xe = BeV \text{ sehingga } V = \frac{X}{B}$$

Substitusikan ungkapan ini kedalam persamaan (2) sehingga menjadi

$$\frac{e}{m} = \frac{X}{B^2 r} \quad (3)$$

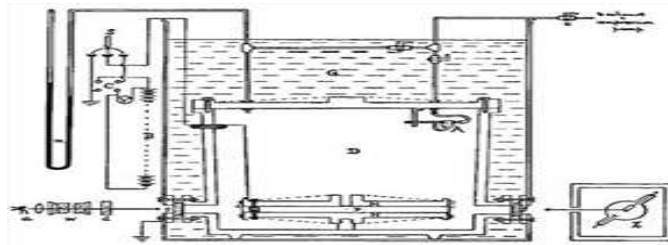
Sebagai sumber elektron J.J Thomson menggunakan:

- Sinar katoda berasal dari katoda Al, Pt dan Fe.
- Emisi fotolistrik dari Zn.
- Emisi termionik dari filament karbon

Ternyata  $e/m$  tidak bergantung pada kecepatan elektron dari berbagai sumber dan selalu ditemukan  $e/m = 1,76 \times 10^8 \text{ C/g}$ .

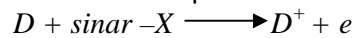
## 2. Penentuan muatan elektron ( Percobaan tetes –Minyak Millikan)

Pada tahun 1906, Robert Millikan, berhasil menentukan muatan elektron dengan alat seperti dibawah ini.



Gambar 1.2  
Bagan alat tetes minyak Millikan.

Minyak disemprot dengan penyemprot A sehingga satu tetes minyak jatuh pada pelat P melalui lubang kecil. Jika udara di antara kedua plat P disinari dengan sinar  $\gamma$  maka molekul udara D melepaskan elektron



Elektron yang dilepaskan ditangkap oleh tetes minyak. Dengan mengatur potensial pada pelat P, gerakan tetes minyak dapat diatur turun atau naik dan gerakan ini diamati dengan teleskop.

Pada tetes minyak dengan massa  $m$  bekerja gaya gravitasi  $mg$ , yang diimbangi oleh gaya friksi menurut Stokes  $6 \pi \eta r v$  dengan  $r$  ialah jari-jari, dan  $v$  ialah kecepatan jatuh tetes dalam udara dengan viskositas  $\eta$ :

$$mg = 6 \pi \eta r v$$

$$v = \frac{mg}{6 \pi \eta r v} \quad (4)$$

Jika antara kedua pelat P diadakan medan listrik, maka kuat medan ini  $X$ , dapat diatur sedemikian rupa sehingga gaya listrik mengimbangi gaya gravitasi dan tetes minyak yang bermuatan  $q$  tidak jatuh lagi. Dalam hal ini

$$qX = mg \text{ dan } q = \frac{mg}{X} \quad (5)$$

persamaan 5 memungkinkan perhitungan  $q$  dari massa  $m$ . besaran terakhir ini dapat dihitung dari kerapatan minyak  $p$ :

$$m = \frac{4}{3} \pi r^2 P \quad (6)$$

Dengan mensubstitusikan persamaan 6 kedalam persamaan 4 akhirnya didapat

$$r = \frac{qv\eta^{1/2}}{2qp}$$

Harga  $q$  yang diperoleh ternyata merupakan suatu kelipatan dari muatan elektron :

$$q = n e \text{ dengan } n = 1,2,3,\dots$$

Contoh:

Dari sejumlah percobaan diperoleh data:

$$\begin{aligned} q &= 9,6 \times 10^{-10} \text{ s.e.s.} \\ &= 24,0 \times 10^{-10} \\ &= 4,8 \times 10^{-10} \\ &= 14,4 \times 10^{-10}. \end{aligned}$$

Ke empat harga  $q$  ini merupakan kelipatan dari  $4,8 \times 10^{-10}$  s, e, s dari itu kemudian ditetapkan sebagai muatan elektron, Harga akuratnya  $4,803 \times 10^{-10}$  atau  $1,602 \times 10^{-19}$  C.

$$e = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C.}$$

### 3. Penemuan Massa Elektron.

Dari percobaan J.J Thomson (penentuan muatan/massa elektron) dan percobaan Millikan (percobaan tetes minyak / penentuan muatan elektron) dapat dihitung massa elektron yaitu:

$$m = e / e.m = \frac{1,602 \times 10^{-19} \text{ C}}{1,76 \times 10^8 \text{ C.g}} = 9,11 \times 10^{-28} \text{ g}$$

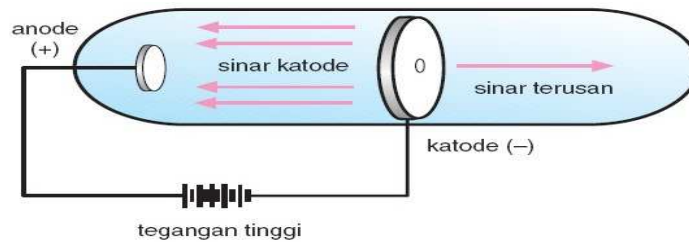
Jika kecepatan elektron mencapai kecepatan cahaya, maka massa elektron bertambah sesuai dengan ungkapan

$$m = m_0 / \left(1 - \frac{v^2}{c^2}\right)^{1/2}$$

Dengan  $m_0$  adalah massa diam, yaitu massa pada  $v = 0$ , sinar beta dengan kecepatan rata-rata  $2 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$  memiliki massa  $m \approx 1,3 m_0$

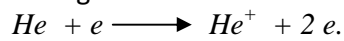
## B. PROTON

Oleh karena elektron merupakan partikel dasar dari materi yang terdiri atas atom, maka suatu sumber materi dapat juga menghasilkan atom yang mempunyai muatan positif (ion positif). Hal ini telah dipelajari oleh Goldstein pada tahun 1886 ia menemukan sinar positif dalam tabung sinar katoda dibalik katoda yang berlubang. Sinar ini disebut sinar terusan



Gambar 1.3  
tabung katoda

Menurut Goldstein dan Wien partikel ini terbentuk karena tabrakan antara partikel gas dalam tabung dengan elektron berenergi tinggi yang bergerak dari katoda ke anoda. Reaksi dari He dan elektron akan menghasilkan atom He bermuatan positif yang akan tertarik ke elektroda negatif. Pembentukan  $He^+$  dapat ditulis dengan persamaan



Beberapa ion  $He^+$  menorebo lubang pada katoda. Dari hasil pengukuran perbandingan muatan/massa, Thomson (1910) menyimpulkan bahwa partikel ini merupakan ion positif.

Ada dua perbedaan penting antara perbandingan e/m bagi ion positif dan bagi elektron:

1. Perbandingan muatan/massa untuk ion positif berbeda jika gas dalam tabung berbeda. Pada pengukuran e/m untuk elektron diperoleh harga yang sama dari berbagai gas apapun yang terdapat didalamnya.
2. Harga muatan/massa untuk ion positif jauh lebih kecil dari harga untuk elektron, fakta ini menunjukkan bahwa ion positif terbentuk dari gas yang terdapat dalam tabung, dan massanya lebih besar dari elektron.

Pada percobaan dengan gas hidrogen ditemukan bahwa e/m untuk sinar terusan hidrogen lebih besar dari e/m untuk elektron, dan dipostulasikan bahwa  $H^+$ , adalah suatu partikel dasar dari atom yang besar muatannya sama dengan muatan elektron tetapi dengan tanda yang berlawanan, ditemukan juga massa  $H^+$  1837 kali massa elektron, partikel ini disebut proton. Dengan muatan elektron sama besar dengan muatan ion hidrogen, dapat dihitung perbandingan massa elektron dan massa hidrogen sebagai berikut:

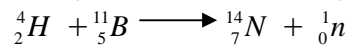
$$e/m \text{ elektron} = 1,76 \cdot 10^8 \text{ Coulomb/g.}$$

$$e/m \text{ ion hidrogen} = 96520/1 \text{ Coulomb/g}$$

$$\frac{\text{Masa elektron}}{\text{Masa ion hidrogen}} = \frac{96520}{1,76 \cdot 10^8 \cdot 1,008} = 1/1837$$

### C. NEUTRON

Rutherford pada tahun 1920 meramalkan bahwa kemungkinan besar dalam inti terdapat partikel dasar yang tidak bermuatan, akan tetapi sifatnya yang netral sukar dideteksi, baru pada tahun 1932 J.Chadwick dapat menemukan partikel tersebut yang kemudian dikenal sebagai neutron. Dari reaksi ini partikel alfa dengan massa atom relatif 4 ditangkap oleh boron (massa atom relatif 11) dan menghasilkan nitrogen (massa atom relatif 14) dan neutron (massa atom relatif 1) Reaksi ini dapat ditunjukkan dengan persamaan:



Dengan penemuan ini maka terdapat tiga partikel dasar materi, yaitu elektron, proton dan neutron.

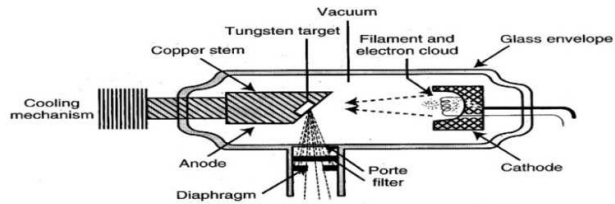
**Tabel 1.1**  
**partikel Dasar.**

		Muatan	Massa		
Partikel	Lambang	Muatan relatif terhadap proton	Muatan absolut C	Massa atom relatif pada skala 12 <small>C=12,000</small>	Massa absolut kg
Proton	p	+1	$+1,6 \times 10^{-19}$	1,0076	$1,672 \times 10^{-27}$
Netron	n	0	0	1,0090	$1,675 \times 10^{-27}$
Elektron	e	-1	$-1,6 \times 10^{-19}$	$5,44 \times 10^{-4}$	$9,11 \times 10^{-31}$

### D. SINAR – X DAN NOMOR ATOM.

Sinar –X ditemukan oleh William Rontgen pada tahun 1895, ia menemukan bahwa bila elektron berenergi dalam tabung bertabrakan dengan anti katoda, akan dihasilkan radiasi yang daya tembusnya besar. Sinar ini yang disebut dengan sinar –X . pada umumnya sinar –X terdiri dari sinar dengan berbagai panjang gelombang yang berkisar kira-kira antara 100 dan 1 A. Charles Barkla (1911) mengamati bahwa bila sinar –X jatuh pada suatu zat, dapat terbentuk sinar–X sekunder dengan berbagai macam panjang gelombang yang khas. Sinar –X terdiri dari beberapa macam sinar yang dapat digolongkan dalam beberapa kelompok sinar: Sinar-K, sinar-L, dan Sinar –M. Sinar-K mempunyai panjang gelombang yang relatif kecil, dibandingkan dengan sinar-L atau sinar –M. Oleh karena daya tembusnya besar sekali maka sinar –K disebut sinar ‘keras’

Pada gambar 1.4 di bawah ini ditunjukkan bagian tabung sinar -X dengan wolfram sebagai anti katoda.



Gambar 1.4  
tabung Sinar-X.

## E. KERADIOAKTIFAN

Peristiwa keradioaktifan bermula ditemukan oleh Henry Becquerel pada tahun 1886 yang bermula dari peristiwa fluoresensi dan fosforesensi. Peristiwa fluoresensi adalah peristiwa pemancaran sinar oleh suatu zat yang disinari dengan radiasi lain. Fosforesensi adalah bersinarnya suatu zat yang setelah disinari. Berbeda dengan fluoresensi, fosforesensi berlangsung beberapa saat meskipun sumber radiasi disingkirkan. Dari eksperimen ia menemukan bahwa tanpa disinari sinar matahari Kristal uranium memancarkan sinar secara spontan. Oleh Marie Curie ( 1898) zat-zat semacam ini disebut zat-zat radioaktif. Ketika mempelajari sifat keradioaktifan radium, Rutherford (1899) menemukan sinar alfa dan sinar beta. Pada waktu yang bersamaan Vilard seorang sarjana Prancis menemukan sinar gama.

**Sinar-alfa ( $\alpha$ )** radiasi ini terdiri dari arus partikel alfa. Partikel alfa tidak lain adalah inti Helium berkecepatan tinggi antara  $1,3$  dan  $2,1 \times 10^7 \text{ ms}^{-1}$ . Daya tembus partikel ini bergantung pada sumber dan medium yang dilaluinya. Rutherford mengukur perbandingan muatan/massa partikel- $\alpha$  dengan cara yang mirip dengan penentuan perbandingan muatan/massa elektron yang dilakukan oleh J.J Thomson, akan tetapi ia menggunakan medan listrik dan medan magnet yang lebih kuat. Ia menemukan nilai  $4,82 \times 10^4 \text{ coulomb/g}$ , dua kali harga  $e/m$  untuk hidrogen.

Jika  $e$  = muatan ion hidrogen  
 $m$  = Massa ion hidrogen  
 $q$  = muatan partikel  $-\alpha$   
 $w$  = Massa partikel alfa

Maka  $e/m = 2q/w$  dan  $q = 2e$ .

$e/m = 4e/w$  atau  $w/m = 4$ .

Jadi massa partikel alfa- $\alpha = 4$  massa ion hidrogen.

**Sinar -beta ( $\beta$ )** Partikel  $-\beta$  adalah elektron berkecepatan tinggi yang dipancarkan dari inti. Sinar beta menembus lempeng aluminium sedalam 2 sampai 3 mm.

**Sinar- gama ( $\gamma$ )** . radiasi sinar gama ( $\gamma$ ) bersifat elektromagnetik dan tidak dibelokkan oleh baik medan listrik maupun medan magnet. Sinar gama memiliki energi yang besar, panjang gelombang sangat kecil dan daya tembus besar. Kecepatannya sama dengan kecepatan cahaya. Radiasi ini dapat menembus timbel sedalam 15 sampai 20 cm.

## F. SPEKTRUM ATOM HIDROGEN.

Radiasi elektromagnetik dalam vakum, merambat dengan kecepatan konstan ( $c$ ) sebesar  $3 \times 10^8 \text{ ms}^{-1}$ . Intensitas gelombang adalah amplitudonya. Hasil kali frekuensi ( $\nu$ ) dan panjang gelombang( $\lambda$ ) sama dengan  $c$ .

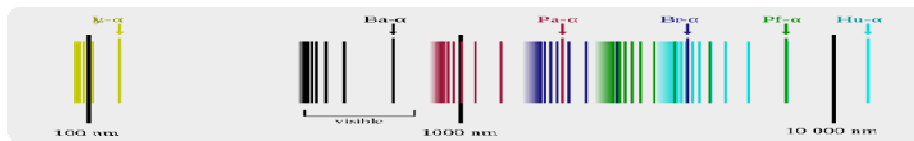
$$\lambda \nu = c.$$

Sesuai SI untuk frekuensi adalah Hertz;  $1 \text{ Hz} = 1\text{S}^{-1}$ . Setiap zat jika dipanaskan atau dieksitasi dengan listrik dapat memberikan spektrum khas dengan memancarkan energi radiasi. Spektrum yang diperoleh dengan cara ini disebut spektrum emisi. Suatu benda yang panas keputihan seperti matahari atau lampu pijar memancarkan cahaya dari semua warna dan menghasilkan spektrum kontinyu.

Atom dalam keadaan tereksitasi memancarkan cahaya dengan panjang gelombang tertentu dan menghasilkan spektrum garis. Garis spektrum menunjukkan sifat khas atom itu, yang menunjukkan unsur itu juga. Selain dari spektrum garis ada pula spektrum yang berupa pita. Spektrum pita adalah spektrum sifat khas dari molekul.

Bila radiasi elektromagnetik kontinyu, misalnya cahaya putih, melalui suatu zat akan diabsorpsi radiasi dengan panjang gelombang tertentu dan akan dihasilkan spektrum absorpsi. Suatu spektrum absorpsi dapat diperoleh jika radiasi kontinyu melalui uap atom. Dari berkas sinar yang diteruskan ternyata bahwa ada panjang gelombang tertentu yang diserap (ketika elektron dieksitasi ke tingkat energi yang lebih tinggi). Spektrum absorpsi terlihat sebagai garis hitam dibalik warna spektrum sinar tampak. Garis dalam spektrum absorpsi tepat berhimpit dengan garis spektrum emisi untuk unsur yang sama, jumlah garis spektrum absorpsi lebih sedikit dari jumlah garis spektrum emisi sehingga mudah diidentifikasi.

Semua deret yang dihasilkan pada spektrum atom hidrogen dapat disusun sebagai berikut:



Gambar 1.5  
Spektrum atom hidrogen

Atom hidrogen dapat menyerap radiasi kontinyu yang dipancarkan matahari, gambar spektrum absorpsi atom hidrogen diperoleh dengan cara memotret sinar matahari yang



melalui sebuah prisma Balmer (1895) menemukan garis-garis spektrum hidrogen terdapat didaerah sinar tampak dengan panjang gelombang.

Hidrogen merupakan unsur yang sederhana hanya tersusun satu proton dan satu elektron setiap atomnya, karena spektrum atom bersifat khas bagi atom yang bersangkutan adalah beralasan bila muncul dugaan adanya hubungan yang mendasar antara spektrum atom dengan distribusi elektron disekeliling inti atom yang bersangkutan. Oleh karena itu analisis secara mendalam terhadap spektrum atom hidrogen merupakan suatu langkah awal yang paling fundamental dalam usaha elusidasi struktur elektronik suatu atom. Spektrum emisi atom hidrogen bebas dalam keadaan tereksitasi ternyata terdiri atas beberapa set garis-garis spektrum yaitu satu set dalam daerah uv ( ultra violet), satu set daerah tampak (visible) dan beberapa set dalam infra merah (IR, infra red) dari spektrum elektromagnetik seperti ditunjukkan di gambar.

Bertahun - tahun para ilmuwan untuk mendapatkan suatu pola formula yang melukiskan hubungan antara panjang gelombang ( $\lambda$ ) frekuensi ( $\nu$ ) dan bilangan gelombang ( $\nu$ ) garis-garis spektrum atom hidrogen akhirnya Balmer berhasil menunjukkan bahwa grafik hubungan antara frekuensi dengan  $1/n^2$  ternyata berupa garis lurus dengan mengikuti rumusan

$$\nu = 8,2202 \times 10^{14} ( 1 - 4/n^2) \text{ Hertz dimana } n ( 2,3,4,5,6 \dots ) \quad (1)$$

oleh karena  $1/(\lambda) = \nu$  ( bilangan gelombang) dan  $\nu = c/\lambda$  persamaan diatas dewasa ini sering diekpresikan sebagai berikut  $\nu = 1/\lambda = 109679(1/2^2 - 1/n^2) \text{ cm}^{-1}$  (dimana  $n = 3,4,5,6 \dots$ ) (2)

Balmer juga meramalkan adanya jumlah garis-garis spektrum yang pada waktu itu belum ditemukan garis-garis yang memenuhi persamaan (2) kemudian disebut deret Balmer. Dalam kurun waktu empat puluh tahun kemudian akhirnya ditemukan beberapa deret garis lain yang mirif dengan garis Balmer, deret baru kemudian diberi nama sesuai penemunya yaitu deret Lyman (1906) yang terpencah pada daerah ultraviolet. Paschen (1908) yang terpencah pada daerah infra merah dekat, Brakett ( 1922) yang terpencah pada daerah infra merah dan deret Pfund ( 1923) yang terpencah pada daerah infra merah jauh. Pada dasarnya setiap deret menunjukkan pola sebaran garis-garis yang cenderung konvergen dan melemah sejalan dengan makin pendeknya panjang gelombang atau naiknya energi

Data beberapa.

Tabel 1.1

Panjang Gelombang Spektrum Garis Atom Hidrogen Untuk Seri Lyman, Balmer Dan Paschen

Deret	$\lambda/ \text{ nm}$	$\text{\AA}/\text{nm}$	deret	$\lambda/ \text{ nm}$	$\text{\AA}/\text{nm}$	deret	$\lambda/ \text{ nm}$	$\text{\AA}/\text{nm}$
$L_{(1)}$	121,567		$B_{(1)}$	656,278		$P_{(1)}$	1875,110	
		18,995			170,145			593,305
$L_{(2)}$	102,572		$B_{(2)}$	486,133		$P_{(2)}$	1281,205	
		5,318			52,086			187,996

Deret	$\lambda/ \text{nm}$	$\text{\AA}/\text{nm}$	deret	$\lambda/ \text{nm}$	$\text{\AA}/\text{nm}$	deret	$\lambda/ \text{nm}$	$\text{\AA}/\text{nm}$
$L_{(3)}$	97,524		$B_{(3)}$	434,047		$P_{(3)}$	1093,809	
		2,28			23,873			88,971
$L_{(4)}$	94,974		$B_{(4)}$	410,174		$P_{(4)}$	1004,938	
		1,194			13,167			50,341
$L_{(5)}$	93,780		$B_{(5)}$	397,007		$P_{(5)}$	954,597	
		0,750			8,102			31,695
$L_{(6)}$	93,075		$B_{(6)}$	388,905		$P_{(6)}$	922,902	
					5,366			
			$B_{(7)}$	383,539				
					3,749			
			$B_{(8)}$	379,790				

Tabel 1.3  
Spektrum

$n_1$	$n_2$	deret	daerah
1	2,3,4,5,6,7,8,9.....	Lyman	Ultra violet (UV)
2	3,4,5,6,7,8,.....	Balmer	Visibel
3	4,5,6,7,8,.....	Paschen	Inframerah dekat near (IR)
4	5,6,7,8,9,.....	Brackett	Inframerah
5	6,7,8,9,.....	Pfund	Inframerah jauh, far IR

## G. TEORI KUANTUM

Salah satu fakta yang mendukung teori kuantum Max Planck, yaitu efek fotolistrik, dikemukakan oleh Albert Einstein pada tahun 1905. Fotolistrik adalah listrik yang diinduksi oleh cahaya (foton). Susunan alat untuk menunjukkan efek fotolistrik ditunjukkan pada Gambar 2. Alat tersebut terdiri dari sepasang elektroda (katoda dan anoda) yang ditempatkan dalam ruang hampa, sebuah tabung foto, yaitu sumber radiasi yang diarahkan ke permukaan katoda, serta sebuah ammeter. Sebagai katoda digunakan suatu logam murni, misalnya sesium. Fotolistrik terjadi jika radiasi yang digunakan memiliki energi minimum (frekuensi) tertentu. Setiap logam berbeda dalam hal energi minimumnya.

Einstein menerangkan bahwa cahaya terdiri dari partikel-partikel foton yang energinya sebanding dengan frekuensi cahaya. Jika frekuensinya rendah, setiap foton mempunyai

jumlah energi yang sangat sedikit dan tidak mampu memukul elektron agar dapat keluar dari permukaan logam. Jika frekuensi (dan energi) bertambah, maka foton memperoleh energi yang cukup untuk melepaskan elektron (James E. Brady, 1990). Hal ini menyebabkan kuat arus juga akan meningkat. Energi foton bergantung pada frekuensinya.

Dimana E, energi dinyatakan dalam Joule dan h adalah tetapan Planck yang harganya  $6,626 \times 10^{-34}$  Joule detik (Js)

$E = h \cdot \nu$  atau  $E = h \cdot \frac{c}{\lambda}$

Dengan: h = Tetapan Planck  $6,626 \times 10^{-34}$  J.s  
 $\nu$  = frekuensi (Hz)  
c = kecepatan cahaya dalam vakum ( $3 \times 10^8$  m det<sup>-1</sup>)  
 $\lambda$  = panjang gelombang (m)

Misalnya energi kuantum sinar ultraviolet dengan panjang gelombang 125 nm ( 1 nm =  $10^{-9}$ ) dapat dihitung sebagai berikut:

Dengan menggunakan  $\nu = c / \lambda$  dengan  $c = 3 \times 10^8$  m det<sup>-1</sup> dan  $\lambda$  = panjang gelombang (m) frekuensi sinar ultraviolet

$$\nu = \frac{3 \times 10^8}{125 \times 10^{-9}}$$

$$\begin{aligned} \text{Energi kuantum} = h\nu &= \frac{6,626 \times 10^{-34} \times 3 \times 10^8}{125 \times 10^{-9}} \\ &= 1,59 \times 10^{-18} \text{ J} \end{aligned}$$

Jadi energi dari 4 kuantum adalah  $6,36 \times 10^{-18}$  J.

## H. EFEK FOTOLISTRIK.

Efek fotolistrik adalah pengeluaran elektron dari suatu permukaan (biasanya logam) ketika dikenai, dan menyerap, radiasi elektromagnetik (seperti cahaya tampak dan radiasi ultraviolet ) yang berada di atas frekuensi ambang tergantung pada jenis permukaan. Istilah lama untuk efek fotolistrik adalah efek Hertz (yang saat ini tidak digunakan lagi). Hertz mengamati dan kemudian menunjukkan bahwa elektrode diterangi dengan sinar ultraviolet menciptakan bunga api listrik lebih mudah.

Efek fotolistrik membutuhkan foton dengan energi dari beberapa elektron volts sampai lebih dari 1 MeV unsur yang nomor atomnya tinggi. Studi efek fotolistrik menyebabkan langkah-langkah penting dalam memahami sifat kuantum cahaya, elektron dan mempengaruhi pembentukan konsep Dualitas gelombang-partikel. fenomena di mana cahaya mempengaruhi gerakan muatan listrik termasuk efek fotokonduktif (juga dikenal sebagai fotokonduktivitas atau photoresistivity), efek fotovoltaiik , dan efek fotoelektrokimia

Foto listrik yaitu pancaran elektron dari logam oleh pengaruh sinar, hasil eksperimen menunjukkan bahwa:

1. Energi elektron tidak bergantung pada intensitas berkas sinar yang jatuh pada permukaan logam.
2. Jumlah elektron yang dipancarkan berbanding lurus dengan intensitas radiasi.
3. Energi elektron sebanding dengan frekuensi berkas sinar.
4. Jika frekuensi cahaya lebih kecil dari suatu harga kritis, tidak akan terjadi pancaran elektron.

Frekuensi cahaya yang paling rendah untuk memancarkan elektron dari permukaan logam disebut "frekuensi ambang".

Pada tahun 1905 Einstein menetapkan teori kuantum Planck untuk menerangkan efek fotolistrik. Menurut ia cahaya atau radiasi terdiri atas kuantum-kuantum energi. Kuantum energi cahaya ini disebut dengan foton, dan besar energinya diberikan oleh persamaan

$$E = h \cdot \nu$$

Penjelasan Einstein selengkapnya sebagai berikut:

1. Setiap foton merupakan partikel yang memiliki energi kuantum yang ditentukan oleh besar frekuensinya.
2. Energi kinetik elektron yang dipancarkan memiliki energi kinetik  $E = \frac{1}{2} m v^2$ .
3. Agar elektron dapat terlepas diperlukan sejumlah energi yang disebut fungsi kerja  $W$ ,  $W = h \nu_0$  dimana  $h$  adalah tetapan Planck dan  $\nu_0$  adalah frekuensi ambang.

Energi foton merupakan energi total dari elektron :

$$E_{\text{foton}} = h \cdot \nu = W + \frac{1}{2} m v^2.$$

Jadi

$$\frac{1}{2} m v^2 = h \cdot \nu - W = h (\nu - \nu_0).$$

Menurut persamaan ini aturan energi kinetik terhadap frekuensi merupakan garis lurus dengan  $h$  sebagai arah lereng. Harga tetapan Planck,  $h$ , yang diperoleh dari eksperimen efek fotolistrik oleh Millikan (1917) sebesar  $6,65 \times 10^{-34}$  Js. Harga ini cocok dengan harga yang diperoleh dari pengukuran radiasi.

## I. MODEL ATOM BOHR.

Di awal abad 20, percobaan oleh Ernest Rutherford telah dapat menunjukkan bahwa atom terdiri dari sebutuk awan difus elektron bermuatan negatif mengelilingi inti yang kecil, padat, dan bermuatan positif. Berdasarkan data percobaan ini, sangat wajar jika fisikawan kemudian membayangkan sebuah model sistem keplanetan yang diterapkan pada atom, model Rutherford tahun 1911, dengan elektron-elektron mengorbit inti seperti layaknya planet mengorbit matahari. Namun, model sistem keplanetan untuk atom menemui beberapa kesulitan. Sebagai contoh, hukum Mekanika Klasik (Newtonian)

memprediksi bahwa elektron akan melepaskan radiasi elektromagnetik ketika sedang mengorbit inti. Karena dalam pelepasan tersebut elektron kehilangan energi, maka lama-kelamaan akan jatuh secara spiral menuju ke inti. Ketika ini terjadi, frekuensi radiasi elektromagnetik yang dipancarkan akan berubah. Namun percobaan pada akhir abad 19 menunjukkan bahwa loncatan bunga api listrik yang dilakukan dalam suatu gas bertekanan rendah di dalam sebuah tabung hampa akan membuat atom-atom gas memancarkan cahaya (yang berarti radiasi elektromagnetik) dalam frekuensi-frekuensi tetap yang diskret.

Untuk mengatasi hal ini dan kesulitan-kesulitan lainnya dalam menjelaskan gerak elektron di dalam atom, Niels Bohr mengusulkan, pada 1913, apa yang sekarang disebut model atom Bohr yang bertitik tolak dari model atom Rutherford dan teori kuantum Planck berdasarkan anggapan sebagai berikut:

1. Elektron bergerak mengelilingi inti atom dalam lintasan atau orbit yang berbentuk lingkaran.
2. Lintasan yang diperlukan adalah lintasan dimana momentum sudut elektron merupakan kelipatan dari  $\frac{h}{2\pi}$  dimana h adalah tetapan Planck, lintasan ini disebut "lintasan kuantum".
3. Karena momentum sudut elektron (massa = m) yang bergerak dengan kecepatan v dalam lintasan dan jari-jari r adalah **mvr** maka,

$$mvr = n \quad (n = 1,2,3,\dots).$$
 (1)

4. Bila elektron bergerak dalam satu lintasan kuantumnya, maka elektron tidak akan memancarkan energi. Elektron dalam lintasan ini berada dalam keadaan *stasioner* atau dalam tingkat energi tertentu.
5. Bila elektron pindah dari tingkat energi  $E_1$  ketingkat energi yang lebih rendah  $E_2$  maka akan terjadi radiasi energi sebanyak

$$E_1 - E_2 = h \nu.$$

Dimana  $\nu$  = frekuensi energi.

Bila  $E_2$  lebih besar dari  $E_1$  maka elektron akan mengabsorpsi energi radiasi. Dari persamaan (1) dapat diturunkan

$$\nu = n \left( \frac{h}{2\pi} \right) \frac{1}{mr}$$
 (2)

Dengan menggunakan hukum- hukum fisika klasik bersama-sama dengan persamaan (1) dapat diturunkan jari-jari lintasan yang diperbolehkan untuk atom hidrogen (nomor atom Z=1)

$$r = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 m e^4} \quad (n=1,2,3, \dots)$$
 (3)

Dari harga  $h$ ,  $m$  dan  $e$  yang telah diketahui, maka untuk  $n = 1$  akan diperoleh

$$r = 0,52917 \times 10^{-8} \text{ nm}$$

$$= 0,529 \text{ \AA}.$$

Jika jari-jari Bohr untuk  $n = 1$ , dinyatakan dengan  $\text{\AA}$  maka

$$r = \text{\AA} n^2.$$

Dengan  $\text{\AA} = 0,529 \text{ \AA}$ .

Energi  $E_n$  dari atom hidrogen, dengan elektron berada dalam lintasan yang dicirikan oleh harga  $n$ , diberikan oleh

$$E_n = \frac{2\pi^2 m e^4}{n^2 h^2} \quad (n = 1, 2, 3, \dots) \quad (4)$$

Atau

$$E_n = -\frac{\text{\AA}}{n^2}. \quad \text{Dengan } \text{\AA} = \frac{2\pi^2 m e^4}{h^2} \quad (5)$$

Dengan mendistribusikan harga-harga  $m$ ,  $e$  dan  $h$  ke dalam persamaan (5) akan diperoleh

$$\text{\AA} = 2,1799 \times 10^{-11} \text{ erg.}$$

$$= 5,2 \times 10^{-19} \text{ kal.}$$

$$= 2,18 \times 10^{-18} \text{ j.}$$

Jadi

$$E_n = -2,1799 \times 10^{-11} \cdot \frac{1}{n^2} \text{ erg.}$$

$$= -5,2 \times 10^{-19} \frac{1}{n^2} \text{ kal.}$$

$$= -1,36 \cdot \frac{1}{n^2} \text{ ev.}$$

$$= -2,18 \times 10^{-18} \frac{1}{n^2} \text{ j.}$$

Untuk ion-ion berelektron satu, seperti  $\text{He}^+$ ,  $\text{Li}^+$ , Persamaan (3) dan (4) masing – masing harus ditulis sebagai,

$$r = \frac{h^2}{4\pi^2 m e^4} \frac{n^2}{Z} = \text{\AA} \frac{n^2}{Z}$$

$$E_n = -\frac{2\pi^2 m e^4}{h^2} \frac{Z^2}{n^2} = A \frac{Z^2}{n^2} \text{ dimana } Z \text{ ialah nomor atom.}$$

Teori atom Bohr dapat dengan jelas menerangkan garis spektrum emisi dan absorpsi dari atom hidrogen. Cahaya akan diserap atau dipancarkan pada frekuensi tertentu yang khas sebagai akibat perpindahan elektron dari satu orbit ke orbit yang lain. Suatu atom yang berada dalam keadaan stabil mempunyai energi terendah. Keadaan ini disebut tingkat dasar, misalnya untuk atom hidrogen tingkat dasarnya pada  $n = 1$ . Keadaan dengan  $n > 1$  adalah kurang stabil dibandingkan dengan tingkat dasar dan disebut keadaan tereksitasi.

Contoh soal

menghitung perubahan energi dalam atom hidrogen.

Soal: Hitung energi foton yang dipancarkan jika suatu elektron jatuh / berpindah dari tingkat energi kelima ke tingkat energi kedua dalam atom hidrogen. Hitung frekuensi dan panjang gelombang (dalam nanometer) foton tersebut.

**Analisis:** menurut teori Bohr energi atom hidrogen dihasilkan berdasarkan persamaan

$$E = -A/n^2$$

Dengan  $A = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$  gunakan persamaan ini untuk mengetahui perubahan energi diantara kedua tingkat energi itu untuk selanjutnya digunakan untuk mengetahui bilangan kuantum  $n_1$  dan  $n_2$ , perubahan energi dari tingkat kelima ketingkat kedua adalah

$$\begin{aligned} E &= E_1 - E_2 \\ &= \left( \frac{-A}{n_1^2} \right) - \left( \frac{-A}{n_2^2} \right) \\ &= A \left( \frac{1}{n_1^2} \right) - \left( \frac{1}{n_2^2} \right) \end{aligned}$$

Perubahan energi ini adalah energi foton. Jadi, frekuensi dapat dihitung menggunakan persamaan Planck dan akhirnya panjang gelombang dapat diketahui seperti contoh soal

$$\lambda = \frac{c}{\nu}$$

Penyelesaian: dalam soal ini kita ketahui  $n_1 = 5$  dan  $n_2 = 2$ . Masukkan angka ini kedalam persamaan di atas maka diperoleh

$$\begin{aligned} \Delta E &= 2,18 \times 10^{-18} \text{ J} \left( \frac{1}{2^2} \right) - \left( \frac{1}{5^2} \right) \\ &= 2,18 \times 10^{-18} \text{ J} (1/4 - 1/25) \\ &= 4,58 \times 10^{-19} \text{ J} \end{aligned}$$

Energi foton dari frekuensi ini dihitung menurut persamaan

$$E = h\nu$$

$$\begin{aligned} \text{Perhitunganya } \nu &= \frac{E}{h} = \frac{4,58 \times 10^{-19} \text{ J}}{6,63 \times 10^{-34} \text{ Js}} \\ &= 6,91 \times 10^{14} \text{ Hz} \end{aligned}$$

Panjang gelombang frekuensi dihubungkan menurut persamaan:

$$\lambda \nu = c$$

Penyelesaian untuk panjang gelombang adalah:

$$\begin{aligned} \lambda &= c/\nu \\ &= \frac{3,00 \times 10^8 \text{ m s}^{-1} \times 1 \text{ nm}}{6,91 \times 10^{14} \text{ s}^{-1} \times 10^{-9} \text{ m}} \\ &= 434 \text{ nm} \end{aligned}$$

Panjang gelombang ini adalah garis violet yang dapat dilihat ( visible)

## J. MEKANIKA GELOMBANG

Teori yang dianut sekarang untuk menjelaskan sifat-sifat elektron dalam atom disebut **mekanika gelombang** yang bersumber dari hipotesis yang dikemukakan oleh Louis de Broglie pada tahun 1924. Dia menganggap bahwa cahaya dapat berperilaku sebagai partikel pada keadaan tertentu, kemungkinan berbentuk partikel suatu waktu, yang memperlihatkan sifat-sifat yang biasanya kita asosiasikan sebagai gelombang.

Argumentasi Broglie menghasilkan hal sebagai berikut. Einstein menemukan bahwa kesetaraan energi,  $E$ , terhadap partikel Massa,  $m$ , Sama dengan

$$E = mc^2 \quad (1)$$

Dimana  $c$  adalah kecepatan cahaya, Jadi, foton yang energinya  $E$  dapat dikatakan mempunyai massa efektif sebesar  $m$ . Max Planck berhasil mengetahui energi foton menurut persamaan

$$E_{\text{foton}} = hv$$

$$E = hp = hc / \lambda$$

Hasil perhitungan kedua persamaan ini adalah

$$\frac{hc}{\lambda} = mc^2$$

Untuk menghitung  $\lambda$ , yaitu panjang gelombang, maka kita peroleh

$$\lambda = \frac{h}{mc}$$

jika persamaan dipakai untuk partikel, misalnya elektron, maka persamaan itu menjadi

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

dimana  $c$  kecepatan cahaya diganti dengan  $v$  kecepatan partikel. Secara eksperimen terbukti bahwa dualisme gelombang – partikel materi (*dual wave- particle nature*) berada dalam bentuk fenomena yang disebut difraksi, merupakan satu sifat yang dapat diterangkan menggunakan gerakan gelombang. Jika sinar melalui celah yang besarnya dengan panjang gelombang cahaya dan sumber sinar itu kecil sekali, maka sinar itu akan memancarkan cahaya ke segala arah. Fenomena ini disebut **difraksi**. Jika celah itu diletakkan berdampingan, maka setiap celah berfungsi sebagai pemisah cahaya. Jika layar diletakkan dimana sinar itu tertangkap oleh layar, maka diperoleh gambar yang disebut **pola difraksi** yang terdiri dari daerah yang terang dan daerah yang gelap. Pada daerah yang terang, gelombang cahaya yang datang dari setiap celah bersifat sefase yaitu bentuk yang merupakan hasil gerakan dua gelombang dimana puncak dan dasar kedua gelombang bersatu membentuk garis sehingga amplitudo kedua gelombang yang bersatu tersebut menghasilkan suatu gelombang baru yang mempunyai intensitas lebih besar. Pada daerah yang gelap gelombang cahaya yang sampai dilayar dari kedua celah bersifat berbeda fase. Jadi puncak dan dasar gelombang saling bertemu berarti puncak gelombang yang satu bertemu dengan dasar yang lain. Jika hal ini terjadi, amplitudo kedua gelombang saling menghilangkan. Jadi intensitas nol (gelap).



## K. SIFAT GELOMBANG PARTIKEL

Walaupun Bohr telah melukiskan struktur atom cukup rinci namun masih ada sesuatu yang hilang yaitu mengenai sifat cahaya, banyak percobaan dengan jelas menunjukkan sifat bahwa cahaya bersifat gelombang, tetapi percobaan lain menunjukkan bahwa cahaya bersifat sebagai partikel (yang nantinya dikenal dengan aliran foton yang membawa paket-paket energi atau sejumlah energi diskret terkuantisasi) sebagai mana yang terjadi pada berbagai jenis gejala.

Tabel 1.4.  
Perbandingan Konsistensi Cahaya Dalam Berbagai Gejala.

Gejala	Terori gelombang	Teori Partikel
Difraksi	Konsisten	Tidak konsisten
Refleksi, refraksi	Konsisten	konsisten
Interferensi	Konsisten	Tidak konsisten
Efek fotolistrik	Tidak konsisten	konsisten
Penyebaran energi radiasi	Konsisten	konsisten
Polarisasi cahaya	Konsisten	Tidak konsisten
Efek Compton	Tidak konsisten	konsisten

Dari perbandingan gejala tersebut dapat dipertimbangkan bahwa cahaya atau energi radiasi secara umum berhubungan dengan sifat gelombang dan sifat partikel, atau sering dikenal sebagai sifat mendua, cahaya mempunyai sifat gelombang dan partikel. Dalam keadaan seperti ini sejumlah asumsi yang merupakan dasar pengembangan teori kuantum dapat dirumuskan sebagai berikut:

1. Atom-atom berkelakuan sebagai osilator, menghasilkan gelombang elektromagnetik dengan frekuensi gelombang yang karakteristik bagi atom yang bersangkutan.
2. Energi tidak dibawa oleh gelombang itu sendiri melainkan oleh foton yang kecepatan alir diberikan oleh intensitas gelombang yang bersangkutan.
3. Kecepatan pancaran gelombang oleh osilator-osilator menentukan peluang pancaran foton oleh sumbernya.

Ketiga asumsi tersebut dalam bentuk kuantum asli yang diusulkan oleh Planck yaitu osilator memancarkan energi dalam bentuk kelipatan integral, dari paket energi basis ( yaitu foton) sebagai  $E = nh\nu$  (  $n =$  bilangan kuantum dan  $\nu$  frekuensi osilator). Pada tahun 1924 seorang fisikawan Prancis, Louis de Brogli, mengusulkan alternatif lain untuk menjelaskan rumusan Borh mengenai momentum sudut elektron yang terkuantisasi, dengan mengubah ekspresi persamaan yang bersangkutan menjadi  $2\pi r = nh/mv$ , dalam persamaan ini terlihat

bahwa  $2\pi r$  tidak lain adalah keliling lingkaran yang oleh de Broglie diasumsikan sebagai orbit elektron.

Mengapa orbit elektron ini ditentukan oleh harga-harga  $h$ ,  $m$  dan  $n$  Dalam hal ini Broglie mengusulkan bila cahaya menunjukkan sifat mendua gelombang partikel, maka secara materi yang jelas menunjukkan sifat partikel tentu juga mempunyai sifat gelombang.

Oleh karena momentum partikel yang sedang bergerak dinyatakan sebesar  $mv$  maka sebuah foton yang tidak terdeteksi karena terlalu kecil massanya mestinya tidak mempunyai momentum ( $n=0$ ) namun kesimpulan terakhir ini tidak benar sebagai mana dibuktikan oleh relativitas Einstein. Dengan mengingat kembali hubungan massa dengan energi menurut Einstein,  $E = mc^2$  de Broglie merumuskan massa foton sebagai  $m = E/c^2$  dan substitusi energi ini menurut Planck diperoleh

$$m = \frac{h\nu}{c^2} \text{ atau } m = \frac{h}{c\lambda}.$$

Jadi massa foton berbanding terbalik dengan panjang gelombang atau berbanding lurus dengan frekuensi. Lebih lanjut de Broglie menganggap beralasan untuk berpikir mengenai panjang gelombang suatu partikel seperti halnya panjang gelombang foton yang mempunyai kecepatan  $v$ . Oleh karena itu parallel dengan persamaan diatas diperoleh rumusan

$$m = \frac{h}{v\lambda} \text{ atau } \lambda = \frac{h}{mv} \text{ (dengan } v = \text{kecepatan partikel)}$$

#### Contoh soal.

1. Hitung panjang gelombang elektron yang sedang bergerak dengan kecepatan lintasan kira-kira 1 % kecepatan cahaya.
2. Hitung panjang gelombang sebuah bola 10 g yang sedang bergerak dengan kecepatan 5 m per detik.

Penyelesaian

Menurut Broglie

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6,626 \times 10^{-34} \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-1}}{9,1091 \times 10^{-31} \text{ kg} \times 2,9979 \times 10^6 \text{ m s}^{-1}} = 2,43 \times 10^{-10} \text{ m} \\ = 243 \text{ PM} = 2,43 \text{ \AA}.$$

Penyelesaian 2

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6,626 \times 10^{-34} \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-1}}{10^{-2} \text{ kg} \times 5 \text{ m s}^{-1}} = 1,323 \cdot 10^{-32}$$

## L. GELOMBANG DAN BILANGAN KUANTUM.

Salah satu peranan teori Bohr yang menarik adalah diperkenalkannya bilangan kuantum, yang berupa bilangan bulat. Jika kita perhatikan bahwa elektron merupakan gelombang yang mengelilingi inti munculnya bilangan bulat dapat terjadi secara alamiah.

Pada tahun 1926, Erwin Schrodinger (1887-1961) menggunakan perhitungan matematika untuk menyelidiki gelombang berdiri atom hidrogen dan memulai studi

dibidang yang disebut **mekanika gelombang** atau **mekanika kuantum**. Perhitungan matematika ini cukup sulit sehingga tidak diterangkan disini dan kita hanya melihat hasil teorinya.

Schrodinger memecahkan persamaan matematika, yang disebut persamaan gelombang untuk atom hidrogen, dia menggunakan satu set fungsi matematika yang disebut **fungsi gelombang** (biasanya menggunakan simbol huruf Yunani,  $\psi, \Psi$ ) yang menunjukkan bentuk dan energi gelombang elektron. Setiap gelombang yang berbeda yang mungkin terjadi disebut **orbital** (untuk membedakan dari orbit teori Bohr). Setiap orbital dalam suatu atom mempunyai energi dengan ciri khusus yang dilukiskan sebagai daerah sekeliling inti tempat elektron diharapkan dapat ditemukan. Fungsi gelombang sebagai orbital ditunjukkan dalam bentuk nilai tiga bilangan kuantum.

Menurut mekanika gelombang, setiap tingkat energi dalam atom diasosiasikan dengan satu atau lebih orbital. Dalam atom yang mengandung lebih dari satu elektron, distribusi elektron sekeliling inti ditentukan oleh jumlah dan bentuk orbital yang mendudukinya. Oleh sebab itu untuk menyelidiki tempat elektron disekitar inti, kita harus mengetahui dahulu tingkat energi dalam atom. Cara paling baik untuk mengetahui ini menggunakan pembahasan bilangan kuantum.

1. Bilangan kuantum utama,  $n$ . Tingkat energi dalam atom diatur dalam tingkat-tingkat utama (main level) yang disebut kulit dan ditetapkan dalam bentuk bilangan kuantum utama,  $n$ . Semakin besar nilai  $n$  semakin besar pula nilai rata-rata energi kulit tersebut. Dapat kita ketahui juga bahwa  $n$  menentukan ukuran orbital seperti dalam teori Bohr,  $n$  bernilai 1,2,3,... Dan seterusnya sampai tidak terbatas. Huruf-huruf juga menunjukkan kulit seperti dibawah ini.

Bilangan kuantum utama 1 2 3 4 5.....

Penandaan huruf            K L M N .....

Misalnya kulit dengan  $n = 1$  menunjukkan kulit K.

2. **Bilangan kuantum azimut,  $\ell$** . Mekanika gelombang menetapkan bahwa setiap kulit terdiri dari satu atau lebih **sub kulit** atau sub tingkat, dimana setiap sub kulit ditunjukkan oleh bilangan kuantum kedua,  $\ell$ , yang disebut bilangan kuantum azimut. Seperti kita ketahui bilangan kuantum ini menunjukkan bentuk orbital pada tingkat-tingkat tertentu menunjukkan tingkat energinya juga. Untuk setiap kulit yang diketahui besar nilai  $\ell$  adalah 0, 1, 2, dan seterusnya sampai maksimum  $n-1$ . Jadi, jika  $n = 1$ ,  $\ell$  paling besar (dan nilainya hanya ini) adalah  $\ell = 0$ . Oleh sebab itu, nilai  $K$  hanya terdiri dari satu sub kulit. Jika  $n = 2$  maka ada dua harga  $\ell$  yaitu  $\ell = 0$  dan  $\ell = 1$  sehingga kulit L terdiri dari dua sub kulit. Besar nilai  $\ell$  yang terjadi untuk setiap nilai  $n$  dapat dilihat pada Tabel 3.

Tabel 1.5  
Kuantum Azimut

$n$	$\ell$
1	0
2	0, 1
3	0, 1, 2
4	0, 1, 2, 3,
.	.....
.	.....
$n$	0, 1, 2, 3 ..n-1

Perhatikan bahwa angka sub kulit untuk setiap kulit yang diketahui sama dengan besarnya  $n$  yang ada pada kulit tersebut. Untuk menerangkan distribusi elektron dalam suatu atom biasanya hurup-hurup dihubungkan dengan bermacam-macam nilai  $\ell$

Nilai $\ell$	0	1	2	3	4	5	6...
Penandaan sub kulit	s	p	d	f	g	h.....	

Empat hurup pertama menunjukkan sumber historis penelitian  $\ell$  spektrum logam alkali (litium sampai cesium). Dalam spektrum ini, empat deret garis terjadi dan garis-garis ini disebut deret tajam (*Sharp*), utama (*principal*), menyebar (*diffuse*), dan dasar (*fundamental*) yang ditunjukkan dalam hurup s, p, d dan f. Untuk  $\ell = 4, 5, 6$ , dan seterusnya, kita cukup meneruskan secara alphabet. Misalnya kita hanya memperhatikan subkulit s, p, d dan f karena subkulit ini yang hanya ditempati oleh elektron dalam atom pada **keadaan dasar**, keadan energi dalam jumlah paling rendah. Untuk menunjukkan suatu sub kulit dalam kulit, kita harus tulis  $n$  untuk kulitnya yang dikuti oleh hurup subkulit. Misalnya subkulit s dari kulit kedua ( $n = 2, \ell = 0$ ) kita subkulit 2s. Demikian juga, subkulit p dari kulit kedua ( $n = 2, \ell = 1$ ) kita tulis subkulit 2 p.

3. **Bilangan kuantum magnetik,  $m_\ell$ .** Setiap subkulit terdiri dari satu atau lebih orbital. Setiap orbital dalam subkulit tertentu dibedakan dari nilai  $m_\ell$  yang menunjukkan orientasinya dalam ruang relatif terhadap orbital lain. Pemberian nama bilangan kuantum magnetik disebabkan dari kenyataan bahwa bilangan ini dapat digunakan untuk menerangkan adanya garis tambahan yang dihasilkan spektrum atom ketika atom tersebut memancarkan sinar apabila berada dalam medan magnet. Nilai dalam bentuk bilangan bulat antara  $-\ell$  dan  $+\ell$ . Jika  $\ell = 0$ , maka hanya ada satu  $m_\ell$ . Yaitu  $m_\ell =$

0; maka subkulit  $s$  hanya terdiri dari satu orbital (kita sebut  $s$  orbital). Subkulit  $p$  ( $\ell = 1$ ) mempunyai 3 orbital yang mempunyai  $m_\ell$  sebesar  $-1$ ,  $0$ , dan  $+1$ . Dengan cara yang sama, subkulit  $d$  ( $\ell = 2$ ) terdiri dari 5 orbital dan subkulit  $f$  ( $\ell = 3$ ) ada tujuh orbital. Semua ini diringkas dalam tabel di atas.

Untuk melukiskan orbital (gelombang elektron) dalam satu atom dapat kita gambarkan dalam satu set satuan  $n, \ell$ , dan  $m_\ell$ . Misalnya suatu gelombang mempunyai  $n = 1$ ,  $\ell = 0$  dan  $m_\ell = 0$ . Ini menunjukkan orbital  $1s$  dan kita anggap orbital  $1s$  yang ditempati oleh elektron tersebut. Dalam keadaan tertentu kita lihat bahwa atom itu berfungsi sebagai garasi mobil elektron, dimana orbital merupakan tempat - tempat parkir gelombang dan energi tertentu. Jika elektron berada pada salah satu tempat parkir, elektron ini mempunyai bentuk gelombang dan energi pada orbital tersebut.

### Bilangan Kuantum

Sebegitu jauh postulat tentang bilangan kuantum utama  $n$  oleh Bohr dan bilangan kuantum azimuth  $\ell$  oleh Sommerfeld telah berhasil dibuktikan secara meyakinkan melalui persamaan Schrodinger menurut teori mekanika gelombang dan bahkan juga bilangan kuantum magnetik,  $m$  atau tepatnya  $m_\ell$  dengan demikian ketiga bilangan kuantum ini muncul secara natural-matematis. Bilangan kuantum utama  $n$  yang mempunyai nilai  $1, 2, 3 \dots, n$ , menyatakan ukuran volume atau jari-jari atom dan tingkat-tingkat energi kulit utama, terjadinya garis-garis spektrum deret, Lyman, Balmer, Paschen Brackett dan Pfund dalam spektrum hidrogen diinterpretasikan sebagai akibat terjadinya transisi elektron dari  $n$  yang lebih tinggi ke  $n$  yang lebih rendah.

Bilangan kuantum azimuth  $\ell$  yang mempunyai nilai  $0, 1, 2, 3, \dots, (n - 1)$  menunjuk pada adanya subkulit (orbital) dan bentuknya. Munculnya garis-garis plural yang sangat berdekatan dari spektrum yang semula tampak sebagai garis tunggal mempersyaratkan adanya sub-subkulit atau beberapa orbital pada kulit utama  $n$ . Garis plural diinterpretasikan sebagai akibat terjadinya transisi elektronik dari sub-sub kulit dalam  $n$  yang lebih tinggi ke kulit atau sub kulit dalam  $n$  yang lebih rendah.

Bilangan kuantum magnetik  $m$  atau  $m_\ell$  yang mempunyai nilai  $0, \pm 1, \pm 2, \dots, \pm \ell$  menunjuk pada orientasi atau arah orbital, gejala efek Zeeman yang semula tidak dapat dijelaskan oleh Bohr maupun Sommerfeld dapat dijelaskan dengan mengintroduksikan bilangan kuantum ini, jauh sebelum Bohr mengemukakan teori atomnya. Zeeman pada tahun 1896 mengamati adanya pemisahan (*splitting*) garis spektrum tunggal menjadi beberapa garis plural oleh karena pengaruh medan magnetik dari luar. Gejala ini diinterpretasikan bahwa sesungguhnya di dalam sub kulit terdapat beberapa sub orbit yang mempunyai tingkat energi sama bila tanpa adanya pengaruh medan magnetik dari luar sehingga transisi elektronik muncul sebagai garis tunggal tetapi menjadi tidak sama dengan adanya pengaruh medan magnet dari luar. Hal ini kemudian diasumsikan bahwa revolusi elektron dalam sub-sub orbit ini menghasilkan dua macam momen magnetik yaitu searah dengan arah medan magnetik luar dan keduanya mempunyai energi yang berbeda.

Bilangan kuantum spin  $s$ , menunjuk pada probabilitas arah putaran elektron pada sumbunya, jadi berharga  $1/2$ , sedang bilangan kuantum magnetik spin  $m_s$  menunjuk pada arah putaran atau spin atau rotasi sebuah elektron pada sumbunya yaitu searah (*clockwise*) dan berlawanan arah (*anti clockwise*) dengan arah putaran jarum jam dan oleh karena itu diberikan nilai  $\pm 1/2$ .

## M. KONFIGURASI ELEKTRON UNSUR-UNSUR.

Cara elektron terdistribusi diantara orbital dari suatu atom disebut **struktur atom** atau **konfigurasi atom** atom tersebut. Seperti dibicarakan sebelumnya, hal ini ditunjukkan oleh ketentuan terjadinya sub kulit berdasarkan adanya kenaikan energi. Alasannya adalah bahwa dalam keadaan dasar suatu atom, elektron dijumpai dalam keadaan energi yang paling rendah. Misalnya dalam hidrogen elektron tunggal akan terletak dalam sub kulit 1s karena dalam tingkat ini elektron mempunyai energi yang paling rendah. Untuk menunjukkan bahwa sub kulit 1s mengandung satu elektron, kita menggunakan (dalam keadaan ini 1) untuk menunjukkan sub kulitnya. Jadi kita tulis  $1s^1$  untuk konfigurasi elektron hidrogen untuk atom lainnya dapat dilihat pada Tabel 4.

*Tabel 1.6*  
*Konfigurasi Elektron Unsur-Unsur.*

Nomor Atom		Nomor Atom		Nomor Atom	
1	H $1s^1$	21	Sc [Ar] $4s^2 3d^1$	41	Nb [Kr] $5s^1 4d^4$
2	He $1s^2$	22	Ti [Ar] $4s^2 3d^2$	42	Mo [Kr] $5s^1 4d^5$
3	Li [He] $2s^1$	23	V [Ar] $4s^2 3d^3$	43	Tc [Kr] $5s^2 4d^5$
4	Be [He] $2s^2$	24	Cr [Ar] $4s^1 3d^5$	44	Ru [Kr] $5s^1 4d^7$
5	B [He] $2s^2 2p^1$	25	Mn [Ar] $4s^2 3d^5$	45	Rh [Kr] $5s^1 4d^8$
6	C [He] $2s^2 2p^2$	26	Fe [Ar] $4s^2 3d^6$	46	Pd [Kr] $4d^{10}$
7	N [He] $2s^2 2p^3$	27	Co [Ar] $4s^2 3d^7$	47	Ag [Kr] $5s^1 4d^{10}$
8	O [He] $2s^2 2p^4$	28	Ni [Ar] $4s^2 3d^8$	48	Cd [Kr] $5s^2 4d^{10}$
9	F [He] $2s^2 2p^5$	29	Cu [Ar] $4s^1 3d^{10}$	49	In [Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^1$
10	Ne [He] $2s^2 2p^6$	30	Zn [Ar] $4s^2 3d^{10}$	50	Sn [Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^2$
11	Na [Ne <sup>1</sup> ] $3s^1$	31	Ga [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^1$	51	Sb [Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^3$
12	Mg [Ne] $3s^2$	32	Ge [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^2$	52	Te [Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^4$
13	Al [Ne] $3s^2 3p^1$	33	As [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^3$	53	I [Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^5$
14	Si [Ne] $3s^2 3p^2$	34	Se [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^4$	54	Xe [Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^6$
15	P [Ne] $3s^2 3p^3$	35	Br [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^5$	55	Cs [Xe] $6s^1$
16	S [Ne] $3s^2 3p^4$	36	Kr [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^6$	56	Ba [Xe] $6s^2$
17	Cl [Ne] $3s^2 3p^5$	37	Rb [Kr] $5s^1$	57	La [Xe] $6s^2 5d^1$
18	Ar [Ne] $3s^2 3p^6$	38	Sr [Kr] $5s^2$	58	Ce [Xe] $6s^2 4f^1 5d^1$
19	K [Ar] $4s^1$	39	Y [Kr] $5s^2 4d^1$	59	Pr [Xe] $6s^2 4f^3$
20	Ca [Ar] $4s^2$	40	Zr [Kr] $5s^2 d^2$	60	Nd [Xe] $6s^2 4f^4$

Sebagai hasil uraian ini maka perlu ditentukan tanda untuk spin elektron. Salah satu metoda yang banyak digunakan adalah dengan menggambarkan anak panah menunjuk ke atas, ↑ sebagai symbol untuk menunjukan suatu elektron yang berputar dalam satu arah dan anak panah menunjuk ke bawah ↓ untuk menunjukan perputaran elektron yang berlawanan arah. Untuk memperlihatkan distribusi atau penyebaran elektron diantara orbital suatu atom, kita tempatkan panah diatas batang yang menunjukan orbital. Hidrogen misalnya ditulis sebagai berikut



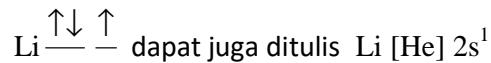
**Gambar konfigurasi elektron seperti ini biasanya disebut diagram orbital.**

Untuk menggambarkan konfigurasi unsur-unsur lainnya dalam tabel periodik, dapat kita lakukan dengan menggabungkan satu atom dengan atom berikutnya. Misalnya dengan cara menambahkan proton dan beberapa neutron yang dibutuhkan ke inti dan menempatkan elektron pada sub kulit yang mempunyai energi terendah. Hidrogen adalah unsur paling sederhana terdiri dari hanya satu proton dan satu elektron, unsur selanjutnya yang ber nomor atom dua adalah Helium mempunyai dua elektron dan karena mempunyai 1 s orbital, maka dapat mengikat kedua elektron tersebut jadi struktur helium adalah  $1s^2$  dan diagram orbitalnya adalah

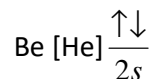
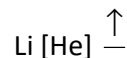


Perhatikan dalam penempatan elektron pada orbital yang sama, spin (perputaran) elektronnya berlawanan arah sesuai dengan ketentuan asas eksklusi Pauli. Untuk itu kita sebut spin (perputaran) berpasangan atau elektronnya lebih mudah berpasangan.

Dua unsur selanjutnya setelah He adalah Li dan Be yang mempunyai tiga dan empat elektron. Dalam setiap unsur dua elektron pertama berada dalam sub kulit 1s dan kedua elektron lainnya masuk dalam sub kulit 2s. jadi konfigurasi elektron Li dan Be adalah Li,  $1s^2 2s^1$  dan Be  $1s^2 2s^2$ . Dapat juga digambarkan sebagai berikut.



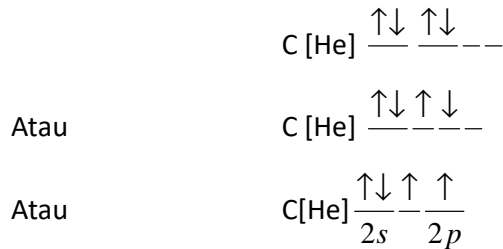
Konfigurasi elektron ini sering disingkat, terutama untuk atom-atom yang elektronnya banyak. Perhatikan misalnya Li dan Be, sub kulit 1s nya sudah lengkap. Konfigurasi  $1s^2$  nya sama dengan konfigurasi unsur helium, yang  $1s^2$  nya disingkat dengan [ He] dalam kurung.



Disini kita fokuskan pada struktur elektron dari kulit yang terluar- kulit n paling tinggi – yang bertanggung jawab untuk perubahan kimia dalam reaksi kimia. Elektron yang berada dibawah kulit terluar disebut **elektron inti** (Core elektron). Dalam contoh helium, kulit yang lebih dalam nya diisi sub kulit 1s yang disebut inti helium. Kita sering menjumpai manfaat penggunaannya untuk elektron yang berada diluar inti elektron yang sama dengan konfigurasi elektron salah satu gas mulia. Oleh sebab itu untuk menulis singkatan konfigurasi, kita selalu memilih konfigurasi elektron yang sama dengan bentuk konfigurasi gas mulia yang digantikan dengan symbol kimia didalam tanda kurung sebagai singkatan struktur elektron.



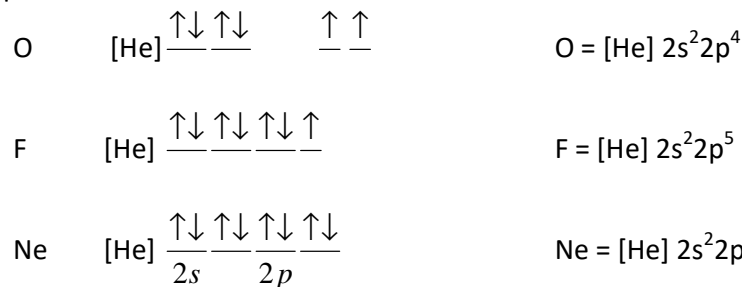
Pada berilium yang mempunyai empat elektron, sub kulit 2 s- nya lengkap. Elektron kelima boron ( Z = 5), harus masuk kedalam sub kulit berikutnya yang lebih dalam, yaitu 2 p. oleh sebab itu konfigurasi boron menjadi  $1s^2 2s^2 2p^1$ . Sama seperti ini, elektron kelima dan ke enam unsur karbon harus masuk kedalam sub kulit 2p. oleh sebab itu, konfigurasi karbon adalah  $1s^2 2s^2 2p^2$ . Namun demikian jika kita perhatikan distribusi elektron pada bermacam-macam orbital, kita dihadapkan pada pilihan bahwa elektron dapat digambarkan dalam tiga cara;



Dua elektron terakhir dapat ditempatkan berpasangan dalam orbital yang sama, berpasangan dalam orbital yang berbeda, atau digambarkan menjadi spin yang arahnya sama (tidak berpasangan). Sebagai kelanjutan dari hal ini, eksperimen menunjukkan bahwa diagram terakhir memperlihatkan konfigurasi elektron yang mempunyai energi terendah. Kesimpulan aturan Hunds tentang eksperimen ini adalah: elektron yang masuk kedalam sub kulit yang mengandung lebih dari satu orbital akan tersebar pada orbital yang mempunyai energi sama dengan putaran (pin)nya kearah yang sama. Oleh sebab itu untuk nitrogen (Z = 7), konfigurasi ditulis seperti ini  $1s^2 2s^2 2p^3$  dan keadaan dasar unsur-unsur ini mempunyai diagram orbital.

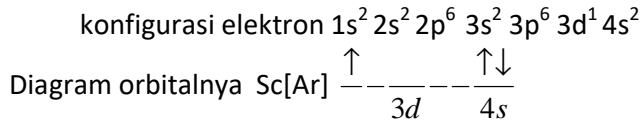


Dengan demikian unsur oksigen , fluor, dan neon (Z =8 ,9 dan 10) subkulit 2p-nya yang lengkap adalah.



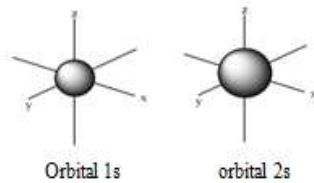
Setelah sub kulit 2 p diisi pada Ne, maka tingkat energi terendah selanjutnya adalah 3s. Tingkat energi ini diisi Na dan Mg (Z = 11 dan 12). Setelah ini Sub kulit selanjutnya, 3p yang diisi berturut-turut oleh enam elektron yang terlihat pada konfigurasi yang lengkap dari atom Al sampai Ar (Z = 13 sampai 18). Kemudian subkulit 4s terletak pada energi yang lebih rendah daripada 3 d, sub kulit ini diisi oleh elektron yang ke Sembilan belas dan kedua puluh dari K dan Ca ( Z =19 dan 20).

Untuk Sc mempunyai konfigurasi elektron  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$  pada umumnya kita tempatkan sub kulit bersama-sama dengan nilai yang sama dari bilangan kuantum utama.



## N. BENTUK ORBITAL S.

setiap orbital s adalah setiap suatu jarak tertentu dari inti, kerapatan elektron sama, tanpa memperhatikan arah gerakan kita. Elektron ini terletak pada permukaan inti dimana inti terletak ditengahnya oleh sebab itu dinamakan orbital bentuk bola.



Gambar 1. Bentuk dan ukuran orbital. Orbital 1s dan 2s mempunyai bentuk yang sama tetapi ukurannya berbeda.



Gambar: orbital 1s, 2s dan 3s

Sumber : <http://yosifitri78.wordpress.com>

Gambar 1.6  
Bentuk dan ukuran orbital

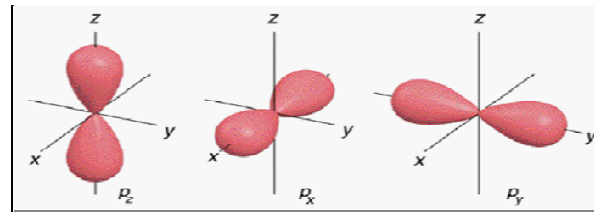
Orbital s dengan energi tinggi berbeda dari orbital 1s pada keadaan tertentu lihat gambar memperlihatkan perbedaan kerapatan elektron pada orbital 1s, 2s, dan 3s kalau kita lihat orbital 2s bergerak menjauhi inti, kerapatan elektron berangsur-angsur berkurang sampai nol, kemudian naik kembali, kemudian berkurang lagi.

Bentuk lainnya yang perlu diperhatikan pada gambar tersebut adalah ukuran orbital, seperti telah dijelaskan didepan semakin besar nilai bilangan kuantum utama suatu orbital semakin besar pula ukuran orbital tersebut.

### 1. Bentuk orbital p

Bentuk elektron yang spesifik seperti terlihat pada gambar, bahwa orbital ini mempunyai kerapatannya tidak tersebar dalam bentuk bola yang simetris melainkan terkonsentrasi dalam dua daerah yang terbagi sama besar dan terletak pada dua sisi

yang berhadapan dari inti yang titik tengahnya terletak pada garis lurus yang melalui titik tengah atom. Yang dibatasi oleh bidang simpul.



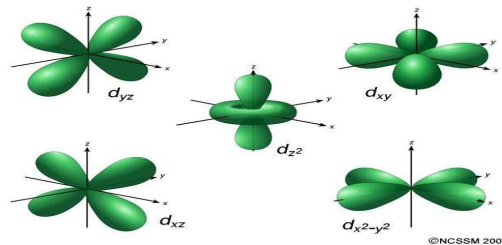
Gambar 1.7  
Orbital P

Orbital p dengan bilangan kuantum utamanya lebih besar (lebih jauh dari inti) dari pada orbital 2p, mengandung tambahan simpul pada bidang simpul yang melalui inti. Sebagai ilustrasi dapat dilihat pada gambar diatas. Selain perbedaan ini juga kerapatan elektron sepanjang arah tetentu dalam semua orbital p. dan kita sebut orbital p mempunyai sifat mengarah (*directional properties*). Orbital p digambarkan sebagai sepasang daun telinga “lobe” yang berbentuk halter yang letaknya berlawanan arah dari inti.

Sub kulit p terdiri dari tiga orbital p, setiap orbital mempunyai bentuk yang sama, perbedaannya hanya pada arah dimana kerapatan elektronnya terkonsentrasi. Arah ini terletak saling tegak lurus seperti terlihat pada gambar, biasanya orbital p digambar menggunakan satu kumpulan sumbu xyz. Oleh sebab itu dalam praktek orbital ini diberi tanda  $p_x, p_y$  dan  $p_z$ .

## 2. Bentuk orbital d.

Orbital d ini lebih rumit dari pada orbital p, oleh sebab itu sangat sulit menggambarkan orbital ini bergabung dalam satu sumbu. Dalam gambar orbital d diperlihatkan terpisah, tetapi dalam satu atom orbital ini saling tumpang tindih pada inti yang sama.



Gambar 1.8  
Orbital d

Hal utama yang perlu diperhatikan pada orbital d adalah bahwa bentuk orbital ini tidak semuanya sama, empat orbital ini yang diberi tanda  $d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, d_{x^2-y^2}$  mempunyai bentuk yang sama dan setiap orbital mempunyai empat “lobe” kerapatan elektron, bedanya adalah orbital ini berkumpul dengan arah yang berbeda. Orbital ke lima diberi tanda  $d_{z^2}$  terdiri dari

dua “lobe” kerapatan elektron yang besar yang digambarkan dengan arah berlawanan melalui sumbu z, ditambah satu kerapatan elektron pada bidang xy .

### Contoh menentukan konfigurasi Elektron.

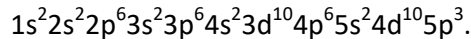
#### Soal.

Bagaimana konfigurasi antimony (Sb)?

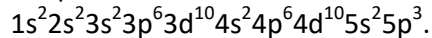
**Penyelesaian:** Antimon mempunyai nomor atom 51. Untuk mencapai unsur ini kita harus melewati seluruh periode 1,2,3 dan 4, serta melalui sebagian periode 5. Setelah kita kerjakan, maka hasilnya adalah;

Periode 1	diisi subkulit 1s, yang menghasilkan	$1s^2$
Periode 2	diisi sub kulit 2s dan 2p	$2s^2 2p^6$
Periode 3	diisi subkulit 3s dan 3p	$3s^2 3p^6$
Periode 4	diisi subkulit 4s, 3d dan 4p	$4s^2 3d^{10} 4p^6$ .
Periode 5	setelah mencapai cadmium (Z = 48) kita isi sub kulit 5s dan 4d. Kemudian kita bergerak melalui tiga ruang sampai pada daerah p untuk mencapai Sb. Hal ini menghasilkan $5s^2 4d^{10} 5p^3$ .	

Setelah disatukan semua kita peroleh



Jika kita kumpulkan semua subkulit dari semua kulit yang diketahui, kita peroleh



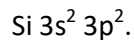
Kita dapat menulis juga konfigurasi dengan cara mengamati inti gas mulia ditambah elektron yang ada diluarnya  $[Kr] 4d^{10} 5s^2 5p^3$ .

### Contoh Soal menentukan konfigurasi kulit terluar.

#### Soal.

Bagaimana konfigurasi kulit terluar silikon?

**Penyelesaian:** Silikon (Si) berada pada periode 3, oleh sebab itu kulit terluarnya adalah kulit ke tiga. Untuk sampai ke Si dalam periode tiga, kita harus mengisi sub kulit 3s dan menempatkan dua elektron ke dalam sub kulit 3p, hal ini menghasilkan

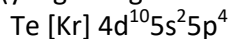


### Contoh Soal menentukan diagram orbital menggunakan tabel periodik.

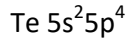
#### Soal.

Dengan menggunakan tabel periodik susunlah diagram orbital valensi kulit tellurium ,Te

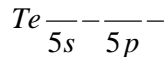
**Penyelesaian:** mula-mula tentukan konfigurasi elektron valensi kulit, kemudian kita dapat ubah diagram orbital yang diperlukan, Te berada dalam periode 5. Hal ini berarti valensi kulitnya adalah kulit ke lima – kita hanya memperhatikan orbital yang ada dalam kulit ke 5. Jika kita lalui baris ke lima, mula-mula kita isi orbital 5s (yang menghasilkan  $5s^2$ ), kemudian diisi orbital 4d (yang menghasilkan  $4d^{10}$ ) dan akhirnya kita tempatkan 4 elektron dalam subkulit 5p (yang menghasilkan  $5p^4$ ). Dengan demikian konfigurasi elektron Te adalah



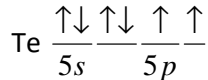
Dan konfigurasi valensi kulitnya adalah



Langkah selanjutnya adalah mengubah konfigurasi ini menjadi diagram orbital. Kita mulai gambarkan satu tempat untuk orbital 5s dan tiga tempat untuk orbital 5p. Jangan lupa memperhatikan semua orbital dari sub kulit yang diketahui meskipun tidak semuanya mempunyai elektron. Cara yang terbaik untuk memulainya adalah menggambar tempat-tempat untuk orbital dan kemudian mengisinya dengan elektron. Untuk Te kita peroleh



Sekarang kita tempatkan 2 elektron dalam orbital 5s, untuk memastikan bahwa elektron ini sepasang. Selanjutnya kita tempatkan elektron dalam orbital 5p, satu orbital sampai terisi setengahnya (dengan 3 atau 4 elektron) kemudian tambahkan elektron ke 4 dalam salah satu dari orbital 5p yang telah terisi setengahnya dengan pasangan spinnya. Dengan demikian orbital diagramnya yang lengkap adalah



## Latihan

Untuk memperdalam pengertian Anda mengenai materi di atas, kerjakan latihan berikut :

- 1) Gambarkan konfigurasi Fe
- 2) Gambarkan konfigurasi Co
- 3) Gambarkan konfigurasi Ni

## Ringkasan

1. Struktur atom menggambarkan bagaimana partikel-partikel penyusun atom (proton, elektron, dan neutron) berada didalam atom
2. spektrum terjadi akibat adanya perpindahan elektron. Spektrum unsur hanya mengandung beberapa garis warna yang terpisah satu sama lain sehingga dikenal sebagai spektrum garis
3. menurut Bohr model atom dan kedudukan elektron dan inti atom menyerupai sistem tata surya, dengan inti atom yang berisi proton dan neutron sebagai pusatnya dan elektron-elektron mengelilingi inti atom pada lintasan-lintasan/ orbital tertentu
4. model atom Bohr dapat dijelaskan oleh Louis Victor de Broglie melalui teori dualisme partikel golongan. Elektron mempunyai sifat sebagai partikel sekaligus sebagai gelombang, lintasan elektron tidak lagi seperti garis melingkar tetapi mengikuti pola golongan stasioner

5. posisi sekaligus kecepatan elektron tidak dapat ditentukan secara pasti meski dengan ketelitian cukup tinggi, azas ketidak pastian tersebut dinyatakan oleh Werner Heisenberg.
6. menurut model atom mekanika kuantum, elektron berada dalam orbital, yaitu daerah disekitar inti dengan peluang terbesar untuk menentukan posisi sekaligus kecepatan elektron, posisi pasti dari suatu eletron tidak dapat ditentukan
7. kedudukan suatu orbital ditentukan oleh empat bilangan kuatum, yaitu bilangan kuatum utama (n), bilangan kuantum azimut (l), bilangan kuantum magnetik (m), dan bilangan kuatum spin (s).
8. bentuk orbital ditentukan oleh bilangan kuatum azimutnya (l), orbital s (l=0) berbentuk bola; orbital p (l=1) berbentuk balon terpilih, dan seterusnya
9. konfigurasi elektron memilih kaidah Aufbau, kaidah Hund, dan azas larangan Pauli
10. elektron yang dapat digunakan untuk membentuk ikatan kimia disebut elektron valensi

## Tes 1

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

- 1) Hitung energi dalam Joule, dari satu foton berfrekuensi  $3 \times 10^{15}$  Hz....
  - A.  $2 \times 189$  J.
  - B.  $2 \times 1818$  J
  - C.  $1818$  J.
  - D.  $189$  J.
- 2) Hitung panjang gelombang satu foton yang berenergi  $2 \times 10^{-20}$  j....
  - A.  $10 \mu\text{m}$ .
  - B.  $100 \mu\text{m}$ .
  - C.  $1 \mu\text{m}$ .
  - D.  $0,1 \mu\text{m}$ .
- 3) Sinar panjang gelombang  $375$  nm dijatuhkan pada permukaan logam sesium dalam fotosel. Energi kinetik maksimum elektron yang dipancarkan  $2,00 \times 10^{-19}$  J. Hitung energi pengikat elektron dan panjang gelombang terbesar dari sinar yang dapat memancarkan elektron dari permukaan sesium....
  - A.  $4,98 \times 10^{14} \text{s}^{-2}$ .
  - B.  $49,8 \times 10^{14} \text{s}^{-1}$ .
  - C.  $4,98 \times 10^{14} \text{s}^{-1}$ .
  - D.  $49,8 \times 10^{14} \text{s}^{-2}$ .
- 4) Hitung panjang gelombang garis ketiga dari deret Paschen untuk hydrogen....
  - A.  $\lambda = 1099$  nm.
  - B.  $\lambda = 109,9$  nm.

- C.  $\lambda = 2198 \text{ nm}$ .  
 D.  $\lambda = 1648,5 \text{ nm}$ .
- 5) Hitung panjang gelombang dua garis pertama dalam deret Pfund spektrum hydrogen....  
 A.  $4653,8 \text{ nm}$ .  
 B.  $7459,85 \text{ nm}$ .  
 C.  $2326,9 \text{ nm}$ .  
 D.  $9308 \text{ nm}$ .
- 6) Hitung panjang gelombang garis spektrum hidrogen jika elektron berpindah dari orbit Bohr ke 6 ke orbit Bohr ke 3....  
 A.  $218,8 \text{ nm}$ .  
 B.  $109,4 \text{ nm}$ .  
 C.  $2188,2 \text{ nm}$ .  
 D.  $1094,11 \text{ nm}$ .
- 7) Hitung Energi dalam Joule untuk memindahkan satu elektron dari orbit Bohr pertama ke orbit Bohr ke 3....  
 A.  $1,94 \times 10^{-18} \text{ J}$ .  
 B.  $2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$ .  
 C.  $19,4 \times 10^{-18} \text{ J}$ .  
 D.  $2,18 \times 10^{+18} \text{ J}$ .
- 8) Hitung energi yang diperlukan untuk melepaskan elektron dari tingkat energi terendah atom hidrogen untuk menghasilkan ion H....  
 A.  $1,94 \times 10^{-18} \text{ J}$ .  
 B.  $2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$ .  
 C.  $19,4 \times 10^{-18} \text{ J}$ .  
 D.  $2,18 \times 10^{+18} \text{ J}$ .
- 9) Hitung energi yang dibebaskan jika elektron berpindah dari tingkat energi ketiga ke tingkat energi ke enam....  
 A.  $3,06 \times 10^{-19} \text{ J}$ .  
 B.  $0,53 \times 10^{-19} \text{ J}$ .  
 C.  $30,6 \times 10^{-19} \text{ J}$ .  
 D.  $1,53 \times 10^{-19} \text{ J}$ .
- 10) Perhatikan keadaan  $n=3$  untuk atom hidrogen ( $Z=1$ ) gunakan model atom Bohr, hitung energi ion....  
 A.  $-0,242 \times 10^{-18} \text{ J}$ .  
 B.  $0,242 \times 10^{-18} \text{ J}$ .  
 C.  $0,484 \times 10^{18} \text{ J}$ .  
 D.  $0,484 \times 10^{-18} \text{ J}$ .

## Topik 2 Tabel Periodik

Ilmu kimia merupakan ilmu yang berdasarkan percobaan. Fakta sebagai hasil pengamatan yang disusun dan diklasifikasikan sehingga mudah dalam melihat, keteraturan, memahami, dan menjelaskannya. Jika pada tahun 1789 Lavoiser mencatat adanya 26 unsur, pada tahun 1870 dikenal dengan 60 unsur, dan kini sudah lebih dari 100 unsur. Diharapkan Anda dapat memahami:

1. Daftar susunan periodik.
2. Sifat unsur dan fungsi berkala dari nomor atom.
3. Sifat unsur pada konfigurasi elektron.

Dengan demikian setelah mempelajari Modul ini Anda diharapkan dapat menjelaskan:

1. Teori atom Dalton
2. Hukum Oktaf.
3. Hukum Mendeleev dan keterbatasannya.
4. Tabel Periodik Modern.
5. Klasifikasi unsur-unsur dalam tabel periodik
6. Kelompok unsur transisi.
7. Sifat-sifat Perioditas
8. Jari-jari atom
9. Dan energi ionisasi.

### A. DAFTAR DOBEREINER DAN NEWLANDS

#### 1. Triade Dobereiner.

Pada permulaan abad ke-19 setelah teori atom Dalton disebarluaskan, massa atom relatif (berat atom) merupakan sifat yang digunakan untuk membedakan suatu unsur dari unsur yang lain. Adalah Johan W Dobereiner orang pertama yang menemukan adanya hubungan antara sifat unsur dan Massa atom relatif. Pada tahun 1817 ia menemukan tiga kelompok unsur yang mempunyai kemiripan sifat yang ada hubungannya dengan massa atom relatif seperti:

Litium	Kalsium	Klor
Natrium	Stronsium	Brom
Kalium	Barium	Iod

Kelompok tiga unsur ini disebut dengan **triade**. Ia mengamatinya bahwa, massa atom relatif brom 80 kira-kira sama dengan setengah dari jumlah massa atom relatif klor (35) dan iod (127)

$$\text{Massa atom relatif Br} = 1/2 (35 + 127) = 81.$$



Meskipun “triade” ini masih jauh dari sempurna namun penemuan ini mendorong orang untuk menyusun daftar unsur-unsur sesuai dengan sifatnya.

## 2. Hukum Oktaf Newlands

Pada tahun 1865 John Newlands menemukan hubungan yang lain antara sifat unsur dan massa atom relatif, sesuai dengan hukumnya yang disebut “hukum oktaf”. Ia menyusun unsur dalam kelompok tujuh unsur, dan setiap unsur kedelapan mempunyai sifat mirip dengan unsur pertama dari kelompok sebelumnya (sama halnya dengan oktaf dalam nada musik).

Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe.	

Meskipun ada hal yang tidak dapat diterima misalnya seperti Cr tidak mirip dengan Al, Mn tidak mirip dengan P, Fe tidak mirip dengan S, tetapi usahanya telah menuju ke usaha yang lebih mendekati dalam menyusun daftar unsur.

## B. DAFTAR MENDELEYEV.

Dalam jangka waktu tiga tahun setelah Newlands mengumumkan “Hukum oktaf” Lothar Meyer dan Dimitri Ivanovich Mendeleev yang bekerja di tempat terpisah menemukan hubungan yang lebih terperinci antara massa atom relatif dan sifat unsur, kedua sarjana ini menemukan sifat periodik, jika unsur-unsur diatur menurut kenaikan massa atom relatif. Meyer dalam mempelajari keperiodikan unsur-unsur lebih menekankan perhatiannya pada sifat-sifat fisika, ia membuat grafik dengan mengalurkan volume atom unsur terhadap massa atom relatif. Volume atom unsur diperoleh dengan cara membagi massa atom relatif dengan kerapatan unsur. Grafik menunjukkan bahwa unsur-unsur yang sifatnya mirip, terletak di titik-titik atau ditempat-tempat tertentu dalam setiap bagian grafik yang mirip bentuknya. Misalnya unsur – unsur alkali (Na, K, Rb) terdapat dipuncak grafik, ini menunjukkan bahwa ada hubungan antara sifat unsur dengan massa atom relatifnya.

Pada tahun 1869 Mendeleev berhasil menyusun satu daftar terdiri dari 65 unsur yang telah dikenal pada waktu itu. Selain sifat fisika ia mengungkapkan sifat-sifat kimia untuk menyusun daftar unsur-unsur berdasarkan kenaikan massa atom relatif. Dalam hal ini ia mengungkapkan suatu hukum yang dikenal sebagai hukum periodik yang berbunyi;

Sifat unsur merupakan fungsi berkala dari Massa atom relatif

Unsur-unsur disusun menurut kenaikan massa atom relatif seperti yang digunakan oleh Newland dengan beberapa perbaikan antara lain:

1. Besarnya selisih massa atom relatif dua unsur yang berurutan sekurang-kurangnya dua satuan.

2. Bagi unsur yang dikenal sebagai unsur transisi disediakan jalur khusus.
3. Beberapa tempat dikosongkan untuk unsur-unsur yang belum ditemukan pada waktu itu yang mempunyai massa atom 44, 68, 72 dan 100.
4. Mengadakan koreksi terhadap harga massa atom relatif yang dianggap tidak tepat, misalnya massa atom relatif Cr bukan 43, 3 tetapi 52, 0.
5. Tanpa eksperimen ia mengubah valensi boron dan aluminium dari 2 menjadi 3.
6. Ia meramal sifat unsur yang belum dikenal, misalnya sifat-sifat ekasilikon (Ge).

Keuntungan dari daftar Mendeleyev dalam memahami sifat unsur antara lain:

1. Sifat kimia dan sifat fisika unsur dalam satu golongan berubah secara teratur.
2. Valensi tertinggi yang dapat dicapai oleh unsur-unsur dalam golongan sama dengan nomor golongan unsur.
3. Sifat Li mirip dengan sifat Mg.
4. Sifat Be mirip dengan sifat Al
5. Sifat B mirip dengan sifat Si.
6. Kemiripan ini dikenal sebagai hubungan diagonal.
7. Perubahan sifat yang mendadak dari unsur halogen yang sangat elektronegatif ke unsur alkali yang sangat elektropositif menunjukkan adanya sekelompok unsur yang tidak bersifat elektronegatif maupun elektropositif.
8. Mendeleyev meramal sifat unsur yang belum ditemukan, yang akan mengisi tempat kosong dalam daftar.
9. Daftar ini tidak mengalami perubahan setelah ditemukan unsur-unsur gas mulia He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn diantara tahun 1890-1900.

Keterbatasan daftar Mendeleyev.

Disamping keunggulan daftar Mendeleyev ditemukan kekurangan dalam beberapa hal antara lain:

1. Panjang periode tidak sama.
2. Beberapa urutan unsur adalah terbalik jika ditinjau dari urutan bertambahnya massa atom relatif (berat atom). Seperti
  - a. Ar (39, 9) ditempatkan sebelum K (39, 1).
  - b. Co (58, 9) ditempatkan sebelum Ni (58, 7).
  - c. Te (127, 6) ditempatkan sebelum I (126, 9).
  - d. Th (232, 0) ditempatkan sebelum Pa (231,0).
  - e. U (238, 0) ditempatkan sebelum Np (237).
3. Triade besi (Fe, Co, Ni), triade platina ringan (Ru, Rh, Pd) dan triade platina (Os, Ir, Pt) dimasukkan ke dalam golongan 8, 9 dan 10. Diantara unsur-unsur golongan ini hanya Ru dan Os yang mempunyai valensi 8.
4. Selisih massa atom relatif antara dua unsur yang berurutan tidak teratur (berkisar antara -1 dan + 4) sehingga sukar untuk meramalkan unsur-unsur yang belum ditemukan.

5. Perubahan sifat unsur dari elektronegatif melalui sifat lamban (inert) dari gas mulia ke sifat elektropositif, tidak dapat dijelaskan dengan bertambahnya massa atom relatif.
6. Unsur-unsur lantanoida yang terdiri dari 14 unsur dimasukkan kedalam satu golongan.
7. Besarnya valensi unsur yang lebih dari satu macam valensi, sukar diramal dari kedudukannya dalam sistem periodik.
8. Sifat anomali unsur pertama setiap golongan tidak ada hubungannya dengan massa atom relatif.
9. Jika daftar disusun berdasarkan atas massa atom relatif, maka isotop unsur yang sama harus ditempatkan di golongan yang berbeda, sedangkan isobar seperti:
10.  $^{40}_{Ar}$ ,  $^{40}_{K}$ ,  $^{40}_{Ca}$  harus masuk dalam satu golongan.

### C. NOMOR ATOM DAN HUKUM PERIODIK

Pada tahun 1915 Moseley yang bekerja di laboratorium Rutherford melakukan sejumlah percobaan menggunakan berbagai logam sebagai anti katoda pada tabung sinar – X. Frekuensi - frekuensi sinar x yang disebut dengan frekuensi karakteristik bergantung kepada macam-macam logam yang digunakan, Ia menemukan bahwa frekuensi garis K dan L dari spektrum sinar-X yang karakteristik dinyatakan dengan persamaan  $\nu = a(z-b)$  dimana a dan b suatu tetapan perbandingan dan b tetapan yang harganya sama, dan Z nomor atom. Moseley menyimpulkan bahwa ada perubahan yang teratur dari energi sinar –X sesuai dengan perubahan nomor atom dan bukan massa atom relatif. Dengan demikian hukum periodik Mendeleev mengalami sedikit revisi.

Versi Modern hukum periodik berbunyi:

Sifat unsur-unsur merupakan fungsi berkala dari nomor atom.

Dalam sistem periodik yang lengkap terdapat Lima pasang unsur, yang letaknya terbalik ditinjau dari massa atom relatif yaitu:

Ar-K Co-Ni Te-I Th – Pa dan U-Np.

### D. SISTEM PERIODIK MODERN.

Daftar asli Mendeleev mengalami banyak perubahan namun masih terlihat pada sistem periodik modern. Ada berbagai macam bentuk sistem periodik tetapi yang akan dibicarakan disini adalah sistem periodik panjang. Daftar ini disusun berdasarkan atas konfigurasi elektron dari atom unsur-unsur. Unsur-unsur dengan konfigurasi elektron yang mirip mempunyai sifat-sifat kimia yang mirip. Jadi sifat unsur ada hubungannya dengan konfigurasi elektron, hubungan ini dapat disimpulkan sebagai berikut:

1. Elektron-elektron tersusun dalam orbital.

2. Hanya dua elektron saja yang dapat mengisi setiap orbital.
3. Orbital-orbital dikelompokkan dalam kulit.
4. Hanya  $n^2$  orbital yang dapat mengisi kulit ke- $n$ .
5. Ada berbagai macam orbital dengan bentuk berbeda.
  - a. Orbital  $s$ ; satu orbital setiap kulit.
  - b. Orbital  $p$ ; tiga orbital setiap kulit.
  - c. Orbital  $d$ ; lima orbital setiap kulit.
  - d. Orbital  $f$ ; tujuh orbital setiap kulit.
6. Elektron dibagian terluar dari atom yang paling menentukan sifat kimia, elektron ini disebut dengan elektronvalensi. Reaksi kimia menyangkut elektron terluar.
7. Unsur dalam suatu jalur vertikal mempunyai struktur elektronter luar yang sama. Oleh karena itu mempunyai sifat kimia yang mirip, jalur ini disebut golongan.
8. Pada umumnya dalam satu golongan sifat unsur berubah secara teratur.
9. Selain itu ada perubahan teratur sifat kimia dalam suatu jalur horizontal dalam sistem periodik jalur ini disebut dengan perioda.

Seperti telah dijelaskan bahwa, sistem periodik panjang disusun berdasarkan atas konfigurasi elektron dari atom unsur-unsur sedangkan konfigurasi elektron ditentukan oleh nomor atom. Dengan demikian dapat diungkapkan hukum periodik yang lengkap sebagai berikut:

1. Sifat unsur merupakan fungsi berkala dari nomor atom.
2. Sifat unsur –unsur bergantung pada konfigurasi elektron.

### 1. Tabel Periodik Unsur (TPU)

Dalam Tabel Periodik Unsur (TPU) modern unsur-unsur ditempatkan secara teratur menurut naiknya nomor atom atau jumlah proton. Ada beberapa model TPU namun yang paling umum dijumpai adalah TPU bentuk panjang, TPU ini menampilkan unsur-unsur lantanoida (4f) dan aktinoida (5f) masing-masing hanya dalam satu kotak dalam bayang-bayang golongan 3 dengan kelengkapan keanggotaan seri ditempatkan secara terpisah di bawah tubuh tabel. Hal ini dengan pertimbangan bahwa unsur-unsur lantanoida dan aktinoida Masing - masing menunjukkan kemiripan sifat-sifat kimiawi yang sangat dekat satu sama lainnya. Dengan demikian diperoleh suatu TPU yang lebih kompak, sebab jika kedua seri unsur-unsur ini (4f dan 5f) ditampilkan langsung dalam tabel, maka menghasilkan TPU dengan bentuk yang sangat panjang, dengan kemungkinan penomoran golongan hingga 32. Perkembangan TPU dengan beberapa model ditunjukkan di akhir.

Menurut rekomendasi International Union of Pure and Applied chemistry (IUPAC 1997-2005) penomoran golongan unsur-unsur mulai dari 1 hingga 18, hidrogen adalah kekecualian, memiliki golongan sendiri karena sifatnya yang unik sehingga terpisah dari yang lain meskipun lebih sering berada diatas Li. Sistem ini menggantikan system sebelumnya yang menggunakan notasi kombinasi dengan angka Romawi dan label A-B yang dianggap membingungkan karena perbedaan pelabelan A-B antara model Amerika utara dan Eropa.

Sebagai contoh di Amerika utara Golongan IIIB menunjuk pada golongan skandinaviu, Sc, sedangkan di Eropa nomor ini menunjuk pada golongan boron, B. dengan demikian dalam TPU ini penomoran golongan tidak diberlakukan pada unsur-unsur lantanoida dan aktinoida karena kemiripan unsur-unsur tersebut dalam periode (lajur mendatar) dari pada golongan (lajur fertikal).

H																		18
1	2											13	14	15	16	17	He	1
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	2
Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar	3
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	4
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	5
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Ti	Pb	Bi	Po	At	Rn	6
Fr	Ra	Lr	Db	Jl	Rf	Bh	Hn	Mt										7

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No

Gambar 1.9  
TPU bentuk panjang menurut rekomendasi IUPAC (1997/2005)

Golongan 1, 2, 13 dan 18 disebut sebagai golongan utama yang terdiri atas kelompok s dan kelompok p; golongan 1 dan 2 sering dikenal dengan nama khusus alkali dan alkali tanah, sedangkan golongan 13-16 sering diberi nama sesuai anggota pertama golongan yang bersangkutan. Sedangkan golongan 3-12 (golongan B menurut Amerika utara) sering disebut sebagai golongan transisi atau kelompok d dan transisi dalam atau kelompok f. Pengelompokkan dengan label orbital ini (s, p, d dan f) menunjuk pada pengisian elektron terakhir terhadap orbital tersebut bagi atom unsur yang bersangkutan dalam membangun konfigurasi elektron menurut prinsip Aufbau. Dengan demikian hubungan antara nomor atom dengan letaknya dalam Tabel periodik dapat dijelaskan sebagai berikut:

- Atom unsur dengan konfigurasi elektron [gas mulia]  $ns^1$  dan (gas mulia)  $ns^2$  masing-masing terletak dalam golongan 1 (alkali) dan 2 (alkali tanah): jadi dalam hal ini elektron kulit terluar menunjukan nomor golongannya: atom unsur demikian ini sering disebut kelompok s.
- Atom unsur transisi dengan konfigurasi elektron [gas mulia]  $(n-1)d^x ns^y$  ( $y=1-2$ ), nomor golongannya sesuai dengan jumlah "elektron terluar" nya yakni  $(x+y) = 3-12$ ; Atom unsur ini sering disebut sebagai golongan *transisi* atau kelompok *d*, yakni golongan 3-12; akan tetapi golongan 12 sering **dikeluarkan** dari golongan "transisi" dan disebut

- sebagai *pseudo gas mulia*, sebab orbital  $d^{10}$  sudah penuh dan tidak berperan menentukan sifat - sifat kimianya, sebagai golongan transisi.
- Atom dengan konfigurasi elektronik [gas mulia]  $ns^2 n p^x$  ( $x = 1 - 6$ ), maupun gas [gas mulia]  $(n-1) d^{10} n s^2 n p^x$  ( $x = 1 - 6$ ) terletak dalam golongan  $(10 + 2 + x)$ : atom unsur ini sering disebut sebagai kelompok *p*, yakni golongan 13-18.
  - Nomor periode ditunjukkan oleh nilai  $n$  tertinggi yang dihuni oleh elektron dalam konfigurasi elektroniknya.

**Contoh.**

Atom unsur X, Y dan Z masing-masing mempunyai nomor atom 37, 24 dan 35; dimanakah posisinya masing-masing unsur tersebut dalam TPU?

**Penyelesaian**

Konfigurasi elektron X adalah  $[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6] 5s^1$  atau  $[_{36}Kr] 5s^1$  jadi, ia termasuk kelompok s (utama /representatif), terletak dalam golongan 1 (alkali) dan periode 5.  
 Konfigurasi elektron Y adalah  $[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 3d^5 4s^1$  atau  $[_{18}Ar] 3d^5 4s^1$ , jadi, ia termasuk kelompok d (transisi) terletak dalam golongan 6 (= 5+1) dan perioda 4.  
 Konfigurasi elektronik Z adalah  $[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 3d^{10} 4s^2 4p^5$  jadi, ia termasuk kelompok p (utama /representatif), terletak dalam golongan 17 (= 10 + 2 + 5 ) halogen dan periode 4.

Dari contoh-contoh diatas, sesungguhnya posisi unsur dalam TPU **hanya** ditentukan oleh **konfigurasi elektron lebihnya dari konfigurasi elektron inti gas mulia**.

Jadi sangat disarankan kita mengingat ciri-khas konfigurasi gas mulia yakni bahwa setiap orbitalnya selalu berisi penuh elektron: lebih menguntungkan secara cepat jika kita mengerti nomor atom gas mulia yakni [2], [8], [18], [36], [54], dan [86]; unsur kelompok f tidak menentukan nomor golongan, sebab mereka berada dalam satu kotak dalam golongan 3. jadi:

- Jika kelebihanya,  $x = 1 - 2$ , maka ia termasuk golongan x.
- Jika kelebihanya  $3 \leq x \leq 12$ , maka ia termasuk golongan x bagi unsur dengan nomor atom  $\geq 21$ .
- Jika kelebihanya  $3 \leq x \leq 8$  maka ia termasuk golongan  $10 + x$  bagi unsur dengan nomor atom  $\leq 8$ .

**2. Klasifikasi unsur-unsur dalam tabel periodik**

Unsur - unsur dapat diklasifikasikan dengan banyak cara, yang paling tegas adalah atas dasar wujud pada keadaan *Standard ambient Temperature and Pressure* (SATP) yakni pada 25<sup>0</sup>C, 100 kpa. Atas dasar SATP unsur-unsur dapat dibedakan dalam wujud gas, cair dan padat. Wujud gas diantaranya hidrogen, nitrogen, oksigen, fluor, klor, dan gas mulia, wujud cair diantaranya hanya ada dua unsur yaitu, bromin dan merkuri dan sisanya wujud padat. Wujud fisik ini banyak memberikan aspek kimianya.

Hubungan antara TPU dengan sifat kimiawi serta konfigurasi elektron unsur-unsur yang bersangkutan menyarankan adanya bermacam-macam klasifikasi. Klasifikasi yang sering dijumpai adalah terbaginya unsur-unsur kedalam empat kelompok: **(1) unsur-unsur inert atau gas mulia (2) kelompok unsur-unsur utama atau representative (3) Kelompok unsur-unsur transisi (4) kelompok unsur-unsur transisi dalam (inert transition)**

Tabel 1.7  
kelompok unsur – oksigen golongan utama

Konfigurasi elektron kulit valensi ( n= 1-7)	Notasi golongan	Nama Golongan	Unsur-unsur
.....ns <sup>1</sup>	M1 ( gol.1)	Alkali	<sub>3</sub> Li - <sub>87</sub> Fr
.....ns <sup>2</sup>	M2 (gol. 2 )	Alkali tanah	<sub>4</sub> Be - <sub>88</sub> Ra.
..... ns <sup>2</sup> np <sup>1</sup>	M3 (gol.13)	Boron	<sub>5</sub> B - <sub>81</sub> Ti
..... ns <sup>2</sup> np <sup>2</sup>	M4 ( gol.14)	Karbon	<sub>6</sub> C - <sub>82</sub> Pb
..... ns <sup>2</sup> np <sup>3</sup>	M5 ( gol.15)	Nitrogen	<sub>7</sub> N - <sub>83</sub> Bi
..... ns <sup>2</sup> np <sup>4</sup>	M6 ( gol.16)	Oksigen( Kalkogen)	<sub>8</sub> O - <sub>84</sub> Po
..... ns <sup>2</sup> np <sup>5</sup>	M7 ( gol.17)	Halogen	<sub>9</sub> F - <sub>85</sub> At

a. Unsur-unsur Inert (gol 18)

Kelompok oksigen ini yang sering disebut juga unsur-unsur gas mulia (noble gas) terdiri atas <sub>2</sub> He, <sub>10</sub> Ne, <sub>18</sub> Ar, <sub>36</sub> Kr, <sub>54</sub>Xe, dan <sub>86</sub>Rn. Kecuali He yang mempunyai konfigurasi penuh 1s<sup>2</sup> kelompok unsur ini ditandai dengan konfigurasi elektron penuh untuk setiap orbital dengan elektron valensi ns<sup>2</sup> np<sup>6</sup>. Karakteristik pada orbital kulit terluar inilah yang biasanya dikaitkan dengan sifat inert (lembam) unsur-unsur yang bersangkutan, yaitu sangat stabil dalam arti sukar bereaksi dengan unsur-unsur lain. Namun demikian, akhir- akhir ini telah berhasil dibuat beberapa senyawa xenon dan krypton seperti XeF<sub>2</sub>, XeF<sub>4</sub>, XeF<sub>6</sub>, XeO<sub>4</sub>, dan KrF<sub>2</sub>. Unsur-unsur inert ini juga sering disebut sebagai golongan nol, karena sifat kesetabilan yang tinggi atau M8 ( utama), namun menurut IUPAC diklasifikasikan sebagai golongan 18. Perlu dicatat bahwa konfigurasi elektron unsur-unsur gas mulia dianggap sudah penuh, dan oleh karenanya dipakai standar untuk menyatakan penuh atau tidak penuhnya konfigurasi elektron kelompok unsur-unsur lain.

b. Kelompok unsur-unsur “utama”

Unsur-unsur golongan utama atau refresentatif ditandai oleh konfigurasi elektron tidak penuh pada satu kulit terluar, ns<sup>1</sup>, ns<sup>2</sup>,np<sup>(0-5)</sup>, Unsur-unsur <sub>30</sub>Zn, <sub>48</sub>Cd, <sub>80</sub>Hg, masing-masing mempunyai konfigurasi elektron [<sub>18</sub>Ar] 3d<sup>10</sup> 4s<sup>2</sup>, [<sub>36</sub>Kr] 3d<sup>10</sup> 5s<sup>2</sup> dan [<sub>54</sub>Xe] 4f<sup>14</sup> 5d<sup>10</sup> 6s<sup>2</sup>. Unsur-unsur ini dapat membentuk ion M<sup>2+</sup> seperti unsur-unsur golongan M2 dengan beberapa

kemiripan, namun dengan perbedaan sifat-sifat diantara kedua kelompok ini. Salah satu perbedaannya adalah bahwa unsur-unsur Zn dan Cd mempunyai sifat kecenderungan yang lebih besar untuk membentuk senyawa-senyawa kompleks dengan  $\text{NH}_3$ , ion-ion  $\text{X}^-$  dan  $\text{CN}^-$ .

Tabel 1.8  
Komparasi beberapa sifat unsur  $M_2$  (gol 2) dan  $M_2'$  (Gol 12)

Unsur	Konfigurasi Elektronik	Titik leleh	Jari-jari $M^{2+}$ (Å)	$E$ (V), untuk $M^{2+}_{(aq)} + 2 e \rightleftharpoons M (s)$
M2 Be	[He] $2s^2$	1280	0,34	-1,85
Mg	[Ne] $3s^2$	650	0,65	-2,37
Ca	[Ar] $4s^2$	840	0,99	-2,87
Sr	[Kr] $5s^2$	770	1,13	-2,89
Ba	[Xe] $6s^2$	725	1,35	-2,90
Ra	[Rn] $7s^2$	700	1,40	-2,92
M' Zn	[Ar] $3d^{10} 4s^2$	420	0,74	-0,76
Cd	[Kr] $4d^{10} 5s^2$	320	0,97	-0,40
Hg	[Xe] $4f^{14} 5d^{10} 6s^2$	-39	1,10	+0,85

Perbedaan sifat -sifat diantara dua kelompok ini mungkin disebabkan oleh perbedaan konfigurasi elektron terluar yaitu 18 elektron bagi ion  $M^{2+}$  untuk kelompok ini. Dengan penuhnya elektron ( $d^{10}$ ) untuk kelompok ini diduga ada hubungannya dengan sifat polarisasi ion  $M_2$  sebagai akibat sifat orbital d yang mudah mengalami distorsi. Oleh karena itu ketiga unsur tersebut sering dinyatakan pula kelompok unsur utama tetapi dengan notasi  $M_2'$ .

c. *Kelompok unsur transisi.*

Batasan mengenai unsur transisi masih sering diperdebatkan. Dari satu sisi, unsur-unsur transisi mencakup seluruh unsur-unsur dengan orbital  $nd^{(1-10)}$  sedang “diisi” elektron menurut prinsip Aufbau. Secara umum, batasan ini memberikan karakteristik konfigurasi elektron.....  $(n-1) d^{(1-10)} ns^{(1-2)}$ , dan dengan demikian unsur-unsur dengan konfigurasi elektron.....  $(n-1) d^{10} ns^{-2}$ , yaitu Zn, Cd dan Hg termasuk didalamnya.

Sebaliknya pandangan lain, yang lebih banyak diikuti oleh para ahli kimia mempertimbangkan bahwa ketiga unsur kelompok terakhir ini mempunyai sifat-sifat yang berbeda dari umumnya sifat-sifat kelompok unsur transisi, misalnya dalam hal sifat magnetis dan warna. Oleh karena itu, ketiga unsur tersebut tidak dapat dipertimbangkan sebagai unsur transisi. Dengan demikian, unsur-unsur transisi kemudian menunjuk pada unsur-unsur dengan konfigurasi elektron belum penuh. Pada salah satu atau kedua kulit terluar yang melibatkan orbital d yaitu dengan karakteristik konfigurasi elektron.....  $(n-1) d^{(1-10)} ns^{(1-2)}$ ,. Jadi jelas bahwa batasan demikian ini ketiga unsur tersebut yaitu Zn, Cd, dan Hg tidak termasuk unsur transisi. Kedua batasan ini dengan mudah dapat dikomparasikan sebagai berikut.



Tabel 1.9  
Kelompok Unsur Transisi

Kelompok transisi <i>d</i>	Unsur menurut batasan pertama	Unsur menurut batasan kedua
I ( pertama)	Sc—Zn	Sc— Cu
II ( kedua )	Y—Cd	Y — Ag
III ( ketiga)	La, dan Hf — Hg	La, dan Hf — Au

Perlu dicatat bahwa untuk kelompok transisi seri III tersebut anggota pertamanya adalah  ${}_{57}\text{La}$  ( $\dots 5d^1$ ) dan setelah melompati kelompok unsur transisi dalam (4f) baru disambung anggota kedua,  ${}_{72}\text{Hf}$  dan seterusnya. Dalam hal ini kelompok unsur (4f) adalah  ${}_{58}\text{Ce} - {}_{71}\text{Lu}$ , dan kelompok unsur 5 f adalah  ${}_{90}\text{Th} - {}_{103}\text{Lr}$ . Versi lain menyarankan bahwa  ${}_{71}\text{Lu}$  ( $\dots 5d^1$ ) merupakan anggota pertama sehingga tidak terjadi lompatan, dan konsekwensinya adalah bahwa kelompok unsur 4 f terdiri atas  ${}_{57}\text{La}-{}_{70}\text{Yb}$  dan kelompok unsur 5 f terdiri atas  ${}_{89}\text{Ac}-{}_{102}\text{No}$ . Hal yang sangat penting adalah adanya kekecualian atau penyimpangan konfigurasi elektron terhadap prinsip Aufbau untuk beberapa unsur transisi seperti ditunjukkan pada tabel 2. Penyimpangan konfigurasi elektron tersebut sering dihubungkan dengan kestabilan bagi sistem orbital penuh dan setengah penuh.

Tabel 1.10  
Konfigurasi Elektron beberapa unsur yang “ menyimpang” dari aturan Aufbau.

Unsur	Konfigurasi elektron menurut	
	Prinsip aufbau	Data spektroskopi ( eksperimen)
${}_{24}\text{Cr}$	$[\text{}_{18}\text{Ar}]3d^44s^2$	$[\text{}_{18}\text{Ar}]3d^54s^1$
${}_{29}\text{Cu}$	$[\text{}_{18}\text{Ar}]3d^94s^2$	$[\text{}_{18}\text{Ar}]3d^{10}4s^1$
${}_{41}\text{Nb}$	$[\text{}_{36}\text{Kr}]4d^35s^2$	$[\text{}_{36}\text{Kr}]4d^45s^1$
${}_{42}\text{Mo}$	$[\text{}_{36}\text{Kr}]4d^45s^2$	$[\text{}_{36}\text{Kr}]4d^55s^1$
${}_{44}\text{Ru}$	$[\text{}_{36}\text{Kr}]4d^65s^2$	$[\text{}_{36}\text{Kr}]4d^75s^1$
${}_{45}\text{Rh}$	$[\text{}_{36}\text{Kr}]4d^75s^2$	$[\text{}_{36}\text{Kr}]4d^85s^1$
${}_{46}\text{Pd}$	$[\text{}_{36}\text{Kr}]4d^85s^2$	$[\text{}_{36}\text{Kr}]4d^{10}$
${}_{47}\text{Ag}$	$[\text{}_{36}\text{Kr}]4d^95s^2$	$[\text{}_{36}\text{Kr}]4d^{10}5s^1$
${}_{78}\text{Pt}$	$[\text{}_{54}\text{Xe}]4f^{14}5d^86s^2$	$[\text{}_{54}\text{Xe}]4f^{14}5d^96s^1$
${}_{79}\text{Au}$	$[\text{}_{54}\text{Xe}]4f^{14}5d^96s^2$	$[\text{}_{54}\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^1$

d. *Sifat-sifat Perioditas.*

Salah satu manfaat pemetaan unsur - unsur didalam TPU adalah pemahaman sifat-sifat kimiawi baik bagi unsur-unsur dalam posisi periode maupun dalam golongan. Sifat-sifat ini, misalnya yang berkaitan dengan jari-jari atom, energi ionisasi, afinitas elektron, dan elektronegativitas, selain itu sifat-sifat senyawa dapat dipelajari lebih sistematik.

e. *Jari-jari atom*

Salah satu sifat periodik yang sangat sistematis adalah jari-jari atomik unsur-unsur. Apakah yang dimaksud dengan jari-jari atom? Oleh karena elektron dalam suatu atom unsur hanya dapat didefinisikan dengan istilah peluang, maka sesungguhnya tidak ada batas yang nyata dalam suatu atom. Namun demikian ada dua cara yang umum untuk mendefinisikan jari-jari atom. Pertama jari-jari atom dapat dinyatakan sebagai setengah jarak antara dua inti atom yang bergabung dalam ikatan kovalen dalam molekul diatom yaitu disebut jari-jari kovalen  $r_{kov}$ . Kedua jari-jari atom dinyatakan sebagai setengah jarak antara dua inti atom dari molekul - molekul diatom yang bertetangga, yaitu disebut jari-jari van der Waals  $r_{vdw}$ . Lebih lanjut untuk unsur-unsur logam, adalah dimungkinkan untuk mengukur jari-jari metalik,  $r_m$ , yaitu jarak antara dua inti atom bertetangga dalam logam padat pada temperatur dan tekanan kamar; namun demikian, jarak ini bergantung pada bilangan koordinasi kisi Kristal logam yang bersangkutan, dan umumnya semakin besar bilangan koordinasi semakin besar jari-jari metaliknya.

Tabel 1.11  
Jari-jari atom (dalam pm) unsur-unsur utama.

H	37													He	50
Li	152	Be	111	B	80	C	77	N	75	O	73	F	71	Ne	65
Na	186	Mg	160	Al	143	Si	118	P	110	S	103	Cl	99	Ar	95
K	227	Ca	197	Ga	141	Ge	122	As	125	Se	116	Br	114	Kr	110
Rb	248	Sr	215	In	163	Sn	141	Sb	138	Te	135	I	133	Xe	130
Cs	265	Ba	217	Tl	170	Pb	175	Bi	155	Po	118	At	-	Rn	145

Nilai jari-jari kovalen bagi hampir semua atom telah diketahui, namun karena ini merupakan hasil eksperimen maka nilainya sedikit bervariasi. Kecenderungan – periodisitas secara umum dapat dilihat pada tabel 3.

Dalam periode, jari-jari atom menurun dengan naiknya nomor atom, kecenderungan ini sangat mudah dipahami dengan menerapkan parameter muatan inti efektif,  $Z_{ef}$ , sebagaimana dibicarakan terdahulu. Dalam periode, ukuran atom dibatasi oleh orbital-orbital dalam ukuran volume kulit yang sama besarnya. Unsur-unsur periode 2 mempunyai elektron  $1s^2 2s^{(1-2)}$ . Ukuran atom ditentukan oleh besarnya muatan inti efektif yang dirasakan oleh elektron-elektron dalam orbital yang bersangkutan yaitu 1s, 2s, dan 2p. Naiknya nomor atom berarti naiknya  $Z_{ef}$  yang dirasakan oleh setiap elektron dalam orbital yang

bersangkutan, sehingga orbital-orbital mengalami kontraksi kearah inti atom yang semakin besar dan akibatnya atom akan nampak semakin kecil.

Dalam golongan, jari-jari atom bertambah besar dengan naiknya nomor atom, ukuran atom ditentukan oleh ukuran orbital terluar. Unsur - unsur dalam golongan ditandai dengan elektron valensi yang sama. Golongan utama yaitu s dan p mempunyai konfigurasi elektron terluar  $(1-7)s^x$ , dan  $(1-7)s^2(1-7)p^x$ . Naiknya nomor atom berarti bertambahnya kulit elektron atau bertambahnya elektron “dalam” dan bertambahnya ukuran orbital terluar sehingga elektron terluar mengalami perlindungan (*shielding*) oleh elektron-elektron dalam semakin efektif dari pengaruh tarikan inti dan akibatnya atom akan nampak semakin besar.

Perlu diingat juga inti atom merupakan bagian atom yang sangat kecil; jari-jari kovalen atom oksigen yang panjangnya  $\sim 70$  pm, jari-jari inti atomnya hanya 0,0015 pm. Jadi dalam hal volume keseluruhan atom hanya mewakili sekitar  $10^{11}$  bagian.

f. *Energi ionisasi.*

Pada dasarnya energi ionisasi ( $E_i$ ) didefinisikan sebagai energi yang diperlukan untuk mengeluarkan elektron dari tiap mol spesies dalam keadaan gas. Energi untuk mengeluarkan satu elektron pertama (dari atom netralnya) disebut sebagai energi ionisasi pertama dan untuk mengeluarkan satu elektron kedua disebut energi ionisasi kedua, demikian seterusnya, untuk pengeluaran satu elektron berikutnya. Mudah dipahami bahwa mengeluarkan satu elektron pertama dari atom netralnya akan lebih mudah dari pada mengeluarkan satu elektron kedua dan seterusnya dari kation yang bersangkutan karena pengaruh muatan inti menjadi semakin lebih efektif terhadap elektron yang semakin berkurang jumlahnya. Perhatikan contoh berikut ini:



Jadi pada proses tersebut  $E_i (1) < E_i (2) < E_i (3)$  (n); nilai energi ionisasi pertama atom unsur utama disajikan dalam Tabel 4

Tabel 1.12  
Energi ionisasi pertama (dalam  $\text{kJ mol}^{-1}$ ) atom atom unsur “utama”

H	1312													He	2372
Li	520	Be	899	B	801	C	1086	N	1402	O	1314	F	1681	Ne	2081
Na	496	Mg	738	Al	578	Si	786	P	1012	S	1000	Cl	1251	Ar	1521
K	419	Ca	590	Ga	579	Ge	762	As	944	Se	941	Br	1140	Kr	1351
Rb	403	Sr	550	In	558	Sn	709	Sb	832	Te	869	I	1008	Xe	1170
Cs	376	Ba	503	Ti	589	Pb	716	Bi	703	Po	812	At	-	Rn	1037

Betapun lemahnya, pasti ada interaksi ikatan antar elektron valensi dengan inti atom, sehingga untuk mengeluarkan selalu diperlukan energi: dengan demikian energi ionisasi selalu berharga positif. Energi ionisasi ini dapat ditentukan secara eksperimen dengan menempatkan spesies gas dalam tabung, kemudian tegangan atau (voltase) dalam tabung dinaikan secara perlahan; praktis tidak ada arus listrik sampai dengan harga voltase tertentu pada saat mulai terjadinya arus listrik inilah yang didefinisikan sebagai energi ionisasi: oleh karena itu, energi ionisasi biasanya dinyatakan dengan satuan non SI, elektron volt, eV ( $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J} = 96,485 \text{ kJ mol}^{-1}$ ), dan sering pula disebut sebagai potensial ionisasi.

Dengan batasan tersebut berarti bahwa energi ionisasi bergantung pada seberapa kuat elektron terikat oleh atomnya atau seberapa kuat muatan inti efektif ( $Z_{\text{ef}}$ ) berpengaruh terhadap elektron terluar yang akan dikeluarkan. Dengan demikian, energi ionisasi bervariasi seiring dengan bervariasinya Gaya tarik elektron Coulomb,  $E_i = Z_{\text{ef}} \cdot e / r^2$

Yaitu mempunyai harga terendah untuk  $Z_{\text{ef}}$  terkecil dan  $r$  (jari-jari atom) terbesar.

Untuk unsur-unsur dalam satu golongan dalam tabel periodik unsur, pengaruh muatan inti efektif terhadap elektron valensi relatif konstan atau naik sangat sedikit dengan naiknya nomor atom karena bertambahnya muatan inti diimbangi pula dengan bertambahnya fungsi perisai elektron; sedangkan jari-jari atom bertambah secara tajam dengan bertambahnya kulit elektron utama. Dengan demikian dapat dipahami bahwa secara umum energi ionisasi menurun dengan bertambahnya nomor atom sebagai mana contoh dibawah ini:

Unsur	Konfigurasi	$E_i / \text{kJ mol}^{-1}$
${}^3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$	520
${}^{11}\text{Na}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	496
${}^{19}\text{K}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	419

## Latihan

Untuk memperdalam pengertian Anda mengenai materi di atas, kerjakan latihan berikut :

- 1) Jelaskan perkembangan Tabel Periodik dimulai dari sistem Triade sampai dengan Sistem Periodik Modern
- 2) Jelaskan perioditas dalam Tabel Periodik
- 3) Uraikan kelebihan dan keterbatasan dari daftar Mendeleyev.

## Ringkasan

Sistem Periodik Unsur

1. letak unsur dalam sistem periodik sesuai dengan konfigurasi elektronnya, unsur seperiode mempunyai bilangan kuantum utama yang sama, sedangkan unsur-unsur segolongan mempunyai jumlah elektron valensi yang sama

- letak golongan unsur dalam tabel periodik dapat diramalkan dari subkulit terakhir yang berisi elektron, sedangkan periodenya dapat diramalkan dari kulit jumlah kulit elektron dari unsur tersebut
- berdasarkan konfigurasi elektronnya, unsur-unsur dalam sistem periodik dikelompokkan ke dalam blok s, blok p, blok d, blok f.
- blok s dan blok p disebut unsur golongan utama (golongan-golongan A)
- blok d disebut unsur transisi (golongan-golongan B)
- blok f disebut unsur transisi dalam (lantanida dan aktinida)

## Tes 2

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

- Sistem periodik modern, adalah hasil studi dari banyak ilmuwan, penggolongan unsur – unsur mula-mula disarankan oleh:
  - Dobereiner, Newlands, Mendeleev.
  - Mendeleev, Pauli dan Boyle.
  - Einstein, Mendeleev dan Bohr.
  - Avogadro, Pauli dan Einstein.
- Pada penyusunan sistem periodik yang asli, Mendeleev menyusun unsur-unsur berdasarkan:
  - Sifat unsur dan nomor atom.
  - Sifat unsur dan struktur elektron.
  - Sifat unsur dan massa atom.
  - Sifat unsur dan massa isotop relatif.
- Yang menemukan hubungan antara frekuensi sinar X dan nomor atom suatu unsur ialah:
  - Rontgen.
  - Bequerel.
  - Einstein.
  - Moseley.
- Sistem periodic modern disusun berdasarkan.
  - Sifat unsur kimia.
  - Sifat fisika unsur
  - Konfigurasi elektron unsur.
  - Massa atom unsur.

- 5) Kumpulan unsur unsur manakah merupakan triade.
- A. Klor, argon dan belerang.
  - B. brom , klor dan iod.
  - C. Boron, karbon dan nitrogen
  - D. litium, natrium dan Mg
- 6) Pekerjaan Moseley dengan spektra sinar X menghasilkan antara sifat fisika unsur dengan :
- A. Panjang gelombang.
  - B. berat atom.
  - C. frekuensi.
  - D. nomor atom
- 7) Pasangan unsur manakah yang tidak menunjukkan kemiripan sifat:
- A. Li, Na.
  - B. Be, B
  - C. Be,Al.
  - D. Fe,Co.
- 8) Unsur kesepuluh dalam susunan berkala mirip dengan unsur
- A. Pertama.
  - B. kedua.
  - C. ketiga.
  - D. keempat.
- 9) Pasangan nomor atom manakah yang memiliki unsur-unsur yang kedua-duanya adalah unsur blok *p*.
- A. 4, 8.
  - B. 6,12.
  - C. 7, 5.
  - D. 8, 20.
- 10) Nomor atom manakah yang menunjukkan suatu unsur dalam golongan oksigen belerang dalam Sistem periodik?.
- A. 12.
  - B. 6.
  - C. 34.
  - D. 20.

- 11) Tentukan posisinya dalam Tabel Periodik unsur menurut IUPAC terkini maupun label A-B bagi unsur nomor atom 7,
- A. Periode 2.
  - B. Periode 3
  - C. Periode 4
  - D. Periode 5.
- 12) Tentukan posisinya dalam Tabel Periodik unsur menurut IUPAC terkini maupun label A-B bagi unsur nomor atom 34
- A. Periode 4.
  - B. periode 5
  - C. Periode 6.
  - D. Periode 7.
- 13) Tentukan posisinya dalam Tabel Periodik unsur menurut IUPAC terkini maupun label A-B bagi unsur nomor atom 65.
- A Periode 4.
  - B. Periode 5
  - C. Periode 6 .
  - D. Periode 7.
- 14) Beri batasan tentang jari-jari Kovalen
- A. Jari-jari kovalen suatu atom didefinisikan sebagai setengah jarak antara dua inti atom yang bergabung dengan ikatan kovalen dalam bentuk diatomik.
  - B. Jari-jari kovalen suatu atom didefinisikan sebagai jarak antara dua inti atom yang bergabung dengan ikatan kovalen dalam bentuk diatomik.
  - C. Jari-jari kovalen suatu proton didefinisikan sebagai setengah jarak antara dua inti atom yang bergabung dengan ikatan kovalen dalam bentuk diatomik.
  - D. Jari-jari kovalen suatu atom didefinisikan sebagai jarak antara dua inti proton yang bergabung dengan ikatan kovalen dalam bentuk diatomik.
- 15) Beri batasan tentang jari-jari Van der Waals
- A. adalah setengah jarak antara dua inti atom dari molekul molekul diatomik yang bertetangga.
  - B. adalah setengah jarak antara dua kulit atom dari molekul molekul diatomik yang bertetangga.
  - C. adalah setengah jarak antara dua inti proton dari molekul molekul diatomik yang bertetangga.
  - D. adalah setengah jarak antara setengah inti atom dari molekul molekul diatomik yang bertetangga.

- 16) Beri batasan tentang jari-jari energi ionisasi
- A. energi ionisasi suatu atom didefinisikan sebagai energi terendah yang diperlukan untuk mengeluarkan elektron dari tiap mol atom dalam keadaan cair
  - B. energi ionisasi suatu atom didefinisikan sebagai energi tertinggi yang diperlukan untuk mengeluarkan elektron dari tiap mol atom dalam keadaan gas.
  - C. energi ionisasi suatu atom didefinisikan sebagai energi tertinggi yang diperlukan untuk mengeluarkan elektron dari tiap mol atom dalam keadaan padat.
  - D. energi ionisasi suatu atom didefinisikan sebagai energi terendah yang diperlukan untuk mengeluarkan elektron dari tiap mol atom dalam keadaan gas.
- 17) Beri batasan tentang jari-jari afinitas elektron.
- A. didefinisikan sebagai energi yang dibebaskan bila tiap mol atom netral dalam keadaan gas menangkap elektron membentuk ion negatif.
  - B. didefinisikan sebagai energi yang dibebaskan bila tiap mol atom netral dalam keadaan gas menangkap elektron membentuk ion positif.
  - C. didefinisikan sebagai energi yang dibebaskan bila tiap mol atom netral dalam keadaan gas menangkap proton membentuk ion negatif.
  - D. didefinisikan sebagai energi yang dibebaskan bila tiap mol atom netral dalam keadaan gas menangkap neutron membentuk ion positif
- 18) Atom mana yang mempunyai jari-jari kovalen lebih besar, fluorin atau klorin beri batasan?
- A. sebab ukuran atom yang ditentukan oleh banyaknya kulit elektron
  - B. atom klorin ( $n = 3$ ) lebih besar dari pada fluorin ( $n = 2$ )
  - C. keduanya dalam satu golongan.
  - D. Semua benar
- 19) Jelaskan mengapa jari-jari kovalen atom germanium (122pm) hampir sama dengan jari-jari atom silikon (117pm) padahal germanium mempunyai 18 elektron lebih?
- A. tambahan 4 elektron menjadi  $3p^6$  sesungguhnya justru mereduksi jari-jari atomnya.
  - B. kenaikan jari-jari menjadi tidak terlalu signifikan, sehingga hanya berbeda kecil dari jari-jari atom Si.
  - C. tambahan 2 elektron pada kulit baru  $4s^2$  berikutnya menaikkan jari-jari atom.
  - D. Semua jawaban benar.



- 20) Unsur mana, natrium atau magnesium yang mempunyai afinitas elektron lebih mendekati nol jelaskan?.
- A. proses penangkapan elektron terjadi pembebasan energi bagi atom Na.
  - B. proses pelepasan elektron terjadi pembebasan energi bagi atom Na,
  - C. Penangkapan 1 elektron tambahan akan menghasilkan konfigurasi elektronik  $3s^2$  yang “simetris penuh” bagi natrium, dan  $3s^2 3p^1$  yang tidak simetris bagi magnesium.
  - D. Na dan Mg masing-masing mempunyai afinitas elektron ( $\Delta H_e / \text{kJ mol}^{-1}$ ) -53 dan 39 data ini menyarankan bahwa pada proses penangkapan elektron terjadi pembebasan energi bagi atom Na, tetapi sebaliknya membutuhkan energi untuk atom Mg; atau dengan kata lain atom Na lebih mudah menangkap (satu) elektron ketimbang atom Mg. Penangkapan 1 elektron tambahan

## Kunci Jawaban Tes

### Tes 1

- 1) B
- 2) A
- 3) C
- 4) A
- 5) A
- 6) D
- 7) D
- 8) B
- 9) D
- 10) A
- 11) D
- 12) D
- 13) D
- 14) A
- 15) D
- 16) D
- 17) A
- 18) D
- 19) A
- 20) B

### Tes 2

- 1) A
- 2) C
- 3) D
- 4) C
- 5) B
- 6) D
- 7) B
- 8) B
- 9) C
- 10) C
- 11) A
- 12) A
- 13) C
- 14) B
- 15) A
- 16) D
- 17) A
- 18) D
- 19) D
- 20) D

## Daftar Pustaka

- Cotton, Wilkinson, (2013), *Kimia Anorganik Dasar*, Jakarta: Penerbit Universitas Indonesia Press
- Hadyana P V (1979) *analisi anorganik kualitatif makro dan semimikro ed 5*. Jakarta; PT Kalman Media Pusaka.
- Harrizul R, (2006). *Asas Pemeriksaan Kimia*, Jakarta; penerbit Universitas Indonesia Press.
- Hiskia Achmad, (2000), *Penuntun Belajar kimia dasar*, Bandung; Citra Aditya Bakti.
- James E B; alih bahasa Sukmariah. (1994). *Kimia Universitas jilid 1 dan 2*, Jakarta; Erlangga
- Ralph H. P, Suminar, (1989) *Kimia Dasar Prinsip Dan Terapan Modern*, Jakarta; Erlangga ,
- S.M. Khopkar, (2002). *Konsep dasar Kimia Analitik*, Jakarta; penerbit Universitas Indonesia Press.
- Saito T; diterjemahkan oleh Ismunandar, (1996), *Buku Teks Kimia Anorganik Online Terjemahan*, Terbit dengan izin dari Iwanami Publishing Company
- Sugiyarto, K. H., (2012), *Dasar – Dasar Kimia Anorganik Transisi*, Yogyakarta: Graha Ilmu
- Yayan S, (2011) *Kimia Dasar 2* , Bandung; Yrama widya,

## BAB II

# IKATAN KIMIA DAN KESETIMBANGAN KIMIA

*Yayat Sudaryat, St, Mt*

### PENDAHULUAN

Ikatan kimia adalah gaya tarik-menarik antara atom yang menyebabkan suatu senyawa kimia dapat bersatu. Kekuatan gaya tarik menarik ini menentukan sifat-sifat kimia dari suatu zat. Cara ikatan kimia berubah jika suatu zat bereaksi digunakan untuk mengetahui jumlah energy yang dilepaskan atau diserap selama terjadi reaksi.

Ikatan kimia dapat dibagi menjadi dua katagori besar: ikatan ion dan ikatan kovalen. Senyawa ion dibentuk oleh perpindahan electron diantara atom untuk membentuk partikel yang bermuatan listrik dan mempunyai gaya tarik menarik. Gaya tarik menarik diantara ion-ion yang bermuatan berlawanan merupakan suatu ikatan ion. Ikatan kovalen terbentuk dari pemakaian bersama electron diantara atom-atom. Dengan kata lain gaya tarik menarik inti atom pada electron yang dipakai bersama diantara electron itu merupakan suatu ikatan kovalen.

Kemampuan yang diharapkan setelah mempelajari Bab II Anda dapat memahami mengenai:

1. Ikatan ion
2. Ikatan kovalen.

Dengan demikian setelah mempelajari modul ini Anda diharapkan dapat memahami mengenai terjadinya ikatan ion dan bagaimana terjadinya ikatan kovalen. Secara lebih khusus anda diharapkan dapat:

1. Memberikan gambaran tentang terjadinya ikatan ion.
2. Menjelaskan bagaimana terjadinya perpindahan elektron pada ikatan ion.
3. Memberikan gambaran tentang terjadinya ikatan kovalen
4. Menjelaskan bagaimana terjadinya ikatan kovalen
5. Menjelaskan bagaimana gambaran pemakaian elektron bersama.
6. Menjelaskan energi kisi

## Topik 1 Ikatan Kimia

Dua atom dapat berinteraksi dan membentuk molekul. Interaksi ini selalu disertai dengan pengeluaran energi. Gaya-gaya yang menahan atom-atom dalam molekul disebut ikatan. Ikatan ini merupakan ikatan kimia, apabila interaksi atom atom itu menyangkut pengeluaran energi lebih dari 42 kJ per mol atom. Dalam hal ini akan terbentuk zat baru dengan sifat-sifat yang khas. Pengetahuan tentang ikatan ini adalah penting sekali dalam hubungannya dengan struktur molekul dan sifat-sifat lainnya. Atom-atom dapat saling terikat dengan cara:

1. **Perpindahan elektron dari satu atom ke atom yang lain.**

Misalnya, atom natrium melepaskan elektron membentuk ion positif. Atom klor menerima elektron membentuk ion negatif. Kedua ion ini yang muatannya berlawanan saling tarik-menarik secara elektrostatik dalam kisi ion. Ikatan macam ini disebut ikatan ion.

**Ikatan ion adalah gaya tarik-menarik antara dua ion yang berlawanan muatan yang terbentuk melalui perpindahan elektron. Ikatan ion disebut juga ikatan elektrovalen.**

2. **Pemakaian bersama elektron oleh dua atom.**

Dalam hal ini, kulit elektron terluar kedua atom bertindihan dan terbentuk pasangan-elektron ikatan, yang digunakan bersama kedua atom. Ikatan ini disebut **ikatan kovalen**.

**Ikatan kovalen adalah gaya tarik-menarik antara dua atom sebagai akibat pemakaian bersama pasangan elektron.**

Selain daripada ikatan ion dan ikatan kovalen dikenal juga ikatan logam, ikatan hidrogen dan gaya Van der Waals.

Pada **ikatan logam** atom-atom saling terikat dengan cara pemakaian bersama elektron oleh semua atom dalam kisi. Pada kisi terdapat ion positif logam yang saling tolak-menolak tetapi terdapat juga tarik-menarik antara ion-ion positif dengan elektron yang bebas bergerak diantaranya. Elektron-elektron ini **terdelokalisasi** (tidak terdapat di satu tempat saja).

***Ikatan logam adalah gaya tarik-menarik antara dua ion logam yang positif dan elektron-elektron terdelokalisasi di antara ion-ion tersebut.***

Pada **ikatan hidrogen** atom hidrogen menjembatani dua atom yang keelektronegatifannya besar. Meskipun ikatan ini sangat lemah jika dibandingkan dengan ikatan kovalen namun ikatan ini sangat penting.

Gaya tarik-menarik antara partikel-partikel tak bermuatan yang kulit elektronnya penuh disebut **gaya Van der Waals**. Misalnya padatan neon dan argon sangat lunak. Pada kisi atom padatan gas mulia bekerja gaya van der Waals.

**Tabel 2.1**  
**.Perbedaan sifat senyawa ion dan senyawa kovalen**

Natrium klorida	Tetraklorometana (karbon tetraklorida)
Terdiri dari ion $\text{Na}^+$ dan $\text{Cl}^-$ dalam kristal ion	Terdiri dari molekul $\text{CCl}_4$ , dengan gaya antar molekul yang lemah. Padatannya terdiri atas kristal molekul.
Leburan atau larutannya dalam air menghantar listrik.	Tidak menghantar listrik
Padatan keras, dan getas pada suhu kamar.	Pada suhu kamar berupa cairan. Padatannya lunak.
Titik leleh $803^\circ\text{C}$ Titik didih $1430^\circ\text{C}$	Titik leleh $-28^\circ\text{C}$ Titik didih $77^\circ\text{C}$
Larut dalam air. Tidak larut dalam benzena.	Tidak larut dalam air. Laru dalam benzena.

#### Zat-zat padat

Ditinjau dari ikatannya zat-zat padat dapat dikelompokkan dalam:

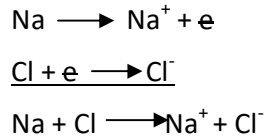
1. Padatan molekul
2. Padatan makromolekul
3. Padatan logam
4. Padatan ionik

Spesi padatan-padatan terletak pada Kisi, dengan demikian Kisi atom, Kisi molekul, dan Kisi ion.

Kisi atom adalah susunan terluar dari atom-atom tiga dimensi. Kisi molekul adalah susunan teratur dari molekul dalam tiga dimensi.

### A. IKATAN ION

Ikatan ion timbul sebagai akibat dari gaya tarik-menarik antara ion yang bermuatan positif dan ion yang bermuatan negatif yang dihasilkan karena perpindahan elektron. Pada pembentukan natrium klorida, misalnya, Na melepaskan elektron valensinya dan berubah menjadi ion  $\text{Na}^+$   $\text{Cl}^-$  yang mempunyai energi potensial lebih rendah dari kedua ion secara terpisah.



Contoh di atas menggambarkan pembentukan pasangan ion dalam **keadaan gas** dari atom-atom dalam keadaan bebas. Pada proses ini perubahan energi menyangkut energi ionisasi (pada pembentukan kation), afinitas elektron (pada pembentukan anion) dan energi antaraksi coulomb antara kedua jenis ion.

Keadaan yang sebenarnya adalah lebih rumit, oleh karena natrium klorida biasanya ditemukan sebagai **zat padat kristal**, di mana dalam kisi kristal tiap ion  $\text{Na}^+$  dikelilingi oleh enam ion  $\text{Cl}^-$  dan tiap ion  $\text{Cl}^-$  dikelilingi oleh enam ion  $\text{Na}^+$ . Antaraksi terjadi antara satu ion  $\text{Na}^+$  dengan enam ion  $\text{Cl}^-$  dan menghasilkan ikatan yang jauh lebih kuat dibandingkan dengan yang dihasilkan pada pembentukan pasangan ion  $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$  dalam keadaan gas. Kekuatan dalam ikatan ini dapat ditunjukkan dengan energi kisi,  $U$ , yang didefinisikan sebagai jumlah energi yang dilepaskan bila satu mol senyawa terbentuk dari ion-ionnya, dalam keadaan gas.

Mudah tidaknya atom membentuk ion bergantung pada pelbagai faktor. Menurut Fajans, atom dapat membentuk ion dengan mudah bila,

1. struktur ion yang bersangkutan adalah stabil,
2. muatan pada ion adalah kecil, dan
3. ukuran atom yang besar pada pembentukan kation dan ukuran atom yang kecil pada pembentukan anion.

Bentuk ion yang paling stabil adalah bila ion tersebut mempunyai konfigurasi gas mulia:

	Na	2. 8. 1	Cl	2. 8. 7	
Berdasarkan	$\text{Na}^+$	2. 8.	$\text{Cl}^-$	2. 8. 8	aturan Fajans di
atas, unsur-unsur	Ca	2. 8. 8. 2	O	2. 6.	yang paling mudah
membentuk ion	$\text{Ca}^{2+}$	2. 8. 8.	$\text{O}^{2-}$	2. 8.	adalah unsur-
unsur golongan	La	2. 8. 18. 18. 8. 3.	P	2. 8. 5.	alkali dan unsur-
unsur golongan	$\text{La}^{3+}$	2. 8. 18. 18. 8.	$\text{P}^{3-}$	2. 8. 8.	halogen. Unsur
sesium (Cs) begitu					mudah
melepaskan					elektron sehingga

banyak dipakai dalam sel foto listrik.

Perhatikan bahwa energi yang diperlukan untuk melepaskan elektron kedua pada magnesium dalam pembentukan ion  $\text{Mg}^{2+}$  ( $2187 \text{ kJ mol}^{-1}$ ) adalah lebih besar daripada energi ionisasi pertama dari neon ( $2080 \text{ kJ mol}^{-1}$ ). Bahwa magnesium dapat membentuk ion  $\text{Mg}^{2+}$  disebabkan karena interaksi yang kuat antara ion ini dengan anion (misalnya dengan ion  $\text{O}^{2-}$  pada pembentukan magnesium oksida).

### Sifat Senyawa Ion

1. Hantaran Listrik
  - a. Padatan senyawa ion tidak menghantarkan listrik karena tidak terdapat partikel bermuatan yang bergerak.
  - b. tidak terdapat elektron yang bebas bergerak.
  - c. ion-ion terikat pada kisi, sehingga tidak menghantar muatan melalui kisi.
  - d. Dalam keadaan lebur, ion-ion bergerak dan dapat menghantar listrik.
  - e. Dalam larutan air, ion-ion dikelilingi air dan bebas bergerak sehingga dapat menghantar listrik.
2. Titik Leleh dan Titik Didih  
Titik leleh dan titik didih senyawa ion tinggi, karena memerlukan energi thermal yang besar untuk memisahkan ion yang terikat erat dalam kisi.
3. Kekerasan  
Kebanyakan senyawa ion keras. Permukaan kristalnya tidak mudah digores. Hal ini disebabkan ion-ion erat terikat dalam kisi sehingga sukar bergerak dari kedudukannya.
4. Kegetasan  
Kebanyakan senyawa ion getas (*brittle*). Distorsi menyebabkan tolak-menolak antara ion yang muatannya sama.
5. Kelarutan  
Pada umumnya senyawa ion melarut dalam pelarut polar dan tidak melarut dalam pelarut non-polar.

## B. IKATAN KOVALEN

Pada senyawa-senyawa, seperti misalnya  $H_2$ ,  $HCl$ ,  $O_2$ ,  $C_2H_2$ ,  $HgCl_2$ ,  $SnBr_4$ , dan sebagainya, tidak terjadi perpindahan elektron dari atom yang satu ke atom yang lain, sehingga ikatan pada senyawa-senyawa ini jelas bukan ikatan ion.

Senyawa-senyawa ini merupakan pengelompokan yang stabil dari atom-atom. Pada  $H_2$ , misalnya, kurva energi potensial memperhatikan harga minimum pada jarak antar nuklir 75 pm, hal mana menunjukkan terjadinya suatu ikatan; pemutusan ikatan ini memerlukan energi sebesar  $\pm 435 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

Jumlah ikatan kovalen yang dapat dibentuk oleh suatu atom disebut kovalensi. Beberapa harga kovalensi untuk unsur-unsur yang umum adalah; hidrogen dan halogen, 1; oksigen dan belerang, 2 ; nitrogen, dan fosfor, 3; karbon dan silikon, 4.

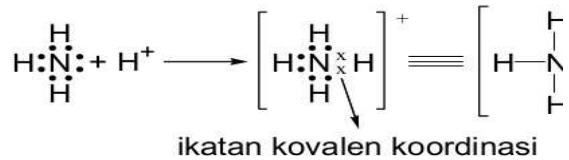
Angka yang disebut di atas untuk kovalensi sama dengan jumlah elektron yang diperlukan atom agar menjadi isoelektronik (struktur elektron yang sama) dengan gas mulia. Di bawah ini terdapat rumus bangun beberapa senyawa di mana digunakan garis untuk menyatakan ikatan kovalen.



**Ikatan kovalen koordinasi:**

salah satu atom memberikan dua elektron sekaligus atom lainnya dalam membentuk ikatan kovalen.

Contoh:



Adakalanya dua atom dapat menggunakan bersama lebih dari sepasang elektron membentuk ikatan ganda. Pemakaian bersama dua pasang elektron menghasilkan ikatan rangkap dan pemakaian bersama tiga pasang elektron menghasilkan ikatan ganda tiga, seperti contoh untuk N<sub>2</sub> dan CO<sub>2</sub> di bawah ini.



Senyawa kovalen memiliki sifat sebagai berikut:

1. pada suhu kamar umumnya berupa gas, cairan atau padatan dengan titik leleh rendah. Gaya antar molekul adalah lemah meskipun ikatan-kovalen itu adalah ikatan kuat.
2. melarut dalam pelarut non polar seperti benzena dan beberapa diantaranya dapat berinteraksi dengan pelarut polar.
3. padatnya, leburannya atau larutannya tidak menghantar listrik.

**Ikatan kovalen koordinat**

Ikatan ini disebut juga ikatan kovalen dativ. Ikatan ini mirip dengan ikatan kovalen, tetapi hanya satu atom yang menyediakan dua elektron untuk dipakai bersama.

Sebagai contoh perhatikan cara pembentukan suatu kompleks BCl<sub>3</sub>.NH<sub>3</sub> yang stabil, yang terbentuk dari amonia dan boron triklorida.

Atom nitrogen dalam amonia mengandung dua elektron yang tidak terikat (sepasang elektron bebas) sedangkan atom boron dalam boron triklorida kekurangan dua elektron untuk mencapai oktet yang stabil.

Jika pada rumus Lewis digunakan garis untuk menyatakan pasang elektron, maka ikatan koordinat kovalen dapat dinyatakan dengan tanda panah dari atom yang memberikan pasangan elektron.

### C. TEORI OKTET (LEWIS, 1916)

Dalam usahanya untuk menerangkan pembentukan molekul-molekul, seperti misalnya  $H_2$ ,  $HCl$ ,  $O_2$ , dan sebagainya, Lewis mengemukakan bahwa suatu atom lain dengan cara menggunakan bersama dua elektron atau lebih dan dengan demikian mencapai konfigurasi gas mulia,  $ns^2 np^6$  (kecuali pada molekul hidrogen). Misalnya,



Teori ini tidak menerangkan mengapa penggunaan bersama sepasang elektron merupakan suatu ikatan.

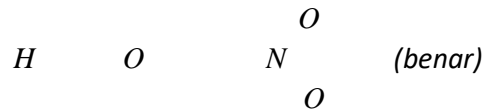
Rumus senyawa seperti ditulis di atas yang sesuai dengan aturan oktet disebut rumus titik, rumus elektron, atau rumus Lewis.

#### 1. Cara Menulis Rumus Lewis

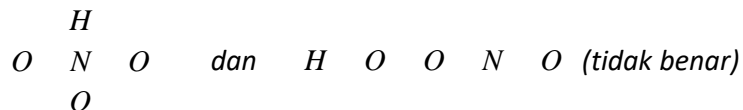
Rumus Lewis untuk beberapa molekul kovalen dan ion poliatomik sangat berguna antara lain untuk mempelajari bentuk suatu molekul atau ion. Cara menuliskan rumus Lewis dapat dibagi dalam beberapa tahap. Meskipun tidak selalu mudah, pada tahap pertama perlu menentukan letak atom-atom pada ikatan. Dalam banyak hal dapat ditarik kesimpulan dari rumus senyawa itu, bahwa yang ditulis lebih dahulu adalah atom pusat misalnya bagan dari  $NH_3$  dan  $CH_4$  adalah sebagai berikut:



Kadang-kadang timbul kesukaran untuk menuliskan suatu bagan seperti halnya untuk  $HNO_3$ , yaitu apakah sebagai



Atau

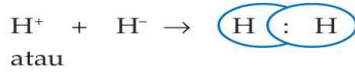


Setelah menuliskan bagan maka dapat digunakan tahap-tahap berikut:

- Hitung semua lektron valensi dari atom. Jika spesi itu adalah ion tambahkan elektron sebanyak muatan ion negatif atau mengurangi jumlah elektron dengan muatan positif.
- Bubuhkan pasangan elektron untuk setiap ikatan.

- Lengkapi oktet dari atom yang terikat pada ion pusat (kecuali dua elektron untuk hidrogen).
- Tambahkan jika perlu pasangan elektron pada atom pusat.
- Jika pada atom pusat masih belum mencapai oktet, harus dibentuk ikatan ganda agar atom merupakan suatu oktet.

Suatu struktur Lewis yang memenuhi aturan oktet, belum tentu dapat menunjukkan sifat senyawa tersebut misalnya untuk  $O_2$ .



Struktur:



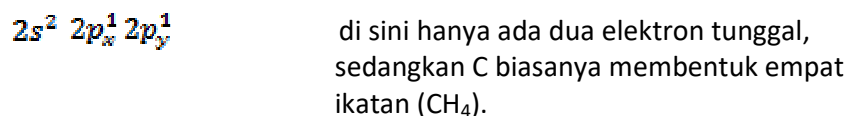
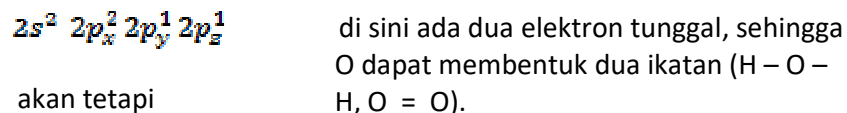
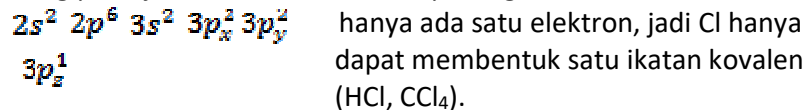
Sudah memenuhi aturan oktet, tetapi tidak sesuai dengan sifat yang diamati. Pada rumus di atas semua elektron berpasangan. Menurut pengamatan,  $O_2$  bersifat paramagnetik, jadi harus terdapat elektron yang tidak berpasangan.

Selain daripada itu, bentuk dari bagan juga turut menentukan sifat molekul tersebut. maka air yang demikian tidak bersifat polar. Oleh karena air bersifat polar maka sudut  $H - O - H$  tidak akan  $180^\circ$ . Telah diketahui bahwa sudut  $H - O - H$  adalah  $104,5^\circ$ .

## 2. Penyimpangan dan keterbatasan aturan oktet

Seringkali dijumpai juga bahwa tidak mungkin semua atom dalam satu molekul memenuhi aturan oktet, yang dapat dibagi dalam tiga kelompok.

- Spesi elektron – ganjil  
Jika jumlah elektron valensi ganjil akan terdapat elektron yang tidak berpasangan dan sekurang-kurangnya terdapat satu atom dengan oktet yang tidak lengkap.
- Oktet yang tidak sempurna  
Hal ini dapat ditunjukkan oleh  $BeCl_2$  dan  $BeCl_3$ .
- Oktet yang diperluas  
Pada  $PCl_5$ , P dikelilingi oleh 10 elektron dan  $SF_6$ , S dikelilingi oleh 12 elektron.
- Menurut teori ini, jumlah ikatan kovalen yang dapat dibentuk oleh suatu unsur bergantung pada jumlah elektron tak berpasangan dalam unsur tersebut. Misalnya,





di sini hanya ada satu elektron tunggal, padahal B dapat membentuk tiga ikatan ( $\text{BCl}_3$ ).

- e. Menurut teori ini unsur-unsur gas mulia tidak dapat membentuk ikatan oleh karena tiap atom sudah dikelilingi oleh 8 elektron valensi. Dewasa ini telah diketahui bahwa Xe dapat membentuk senyawa-senyawa seperti misalnya  $\text{XeF}_2$  dan  $\text{XeO}_2$ .

#### D. TEORI IKATAN VALENSI

Ikatan kovalen dapat ditinjau dengan dua cara. Pada cara pertama, elektron yang digunakan bersama itu menempati orbital-orbital atom yang saling bertindihan (overlap); cara ini, yang dikenal sebagai Teori Ikatan Valensi, dikembangkan oleh Heitler dan Slater dan kemudian diperluas oleh Pauling dan Coulson.

Pada cara kedua, molekul dianggap mempunyai orbital-orbital molekul yang ditempati oleh elektron menurut energi yang meningkat. Cara ini yang dikembangkan oleh Hund dan Milikan dikenal sebagai Teori Orbital Molekul.

Teori ini bertitik tolak dari atom-atom secara terpisah. Ikatan antara atom-atom terjadi dengan cara orbital-orbital atom yang masing-masing, saling bertindihan. Agar dapat diperoleh molekul yang stabil, kedua elektron itu harus mempunyai spin yang berlawanan; hanya dalam hal ini akan didapat suatu harga minimum pada kurva energi potensial.

Dengan spin yang sejajar tidak akan terbentuk ikatan yang stabil.

Kekuatan ikatan bergantung pada derajat pertindihan yang terjadi. Makin besar derajat pertindihan, makin kuat ikatan. Pertindihan antara dua orbital – s tidak kuat oleh karena distribusi muatan yang berbentuk bola; pada umumnya ikatan s – s relatif lemah. Orbital – p dapat bertindih dengan orbital – s atau orbital – p lainnya dengan lebih efektif, karena orbital-orbital p terkonsentrasi pada arah tertentu.

Pertindihan orbital-orbital dapat menghasilkan ikatan sigma ( $\sigma$ ) dan ikatan pi ( $\pi$ ). Ikatan sigma dapat terbentuk dari pertindihan orbital s - s, p - p dan s – p. Elektron ikatan dalam ikatan sigma terletak di sekitar garis (khayalan) yang menghubungkan inti ke dua atom. Ikatan pi dihasilkan dari pertindihan dua orbital -p yang berdekatan dan sejajar

#### E. BENTUK MOLEKUL

Bentuk molekul dapat diramal dengan cara yang berbeda:

1. Meninjau pengaruh tolak-menolak antara pasangan elektron dalam kulit valensi atom pusat.
2. Meninjau distribusi orbital atom pusat, cara ini dikenal dengan konsep hibridisasi

Teori Tolakan Pasangan Elektron Kulit Valensi (TPEKV) atau Teori VSEPR (*Valence Shell Electron Pair Repulsion*)

Teori ini didasarkan atas hipotesis bahwa semua elektron valensi (pasangan ikatan dan pasangan bebas) menempati kedudukan di sekitar atom pusat sedemikian rupa sehingga tolak-menolak antara pasangan elektron seminimal mungkin. Kedudukan baru dari pasangan elektron ini menentukan bentuk molekul.

Teori ini mula-mula diperkenalkan oleh Sidgwick dan Powell yang kemudian dikembangkan oleh Nyholm dan Gillespie yang ikhtisarnya sebagai berikut:

1. Pasangan-pasangan elektron berusaha saling menjauhi semaksimal mungkin.
2. Jarak yang diambil oleh pasangan elektron bergantung pada keelektronegatifan atom yang bersangkutan.
3. Urutan jarak yang diambil oleh pasangan elektron sebagai berikut:  
Pasangan bebas > Pasangan ikatan rangkap > Pasangan ikatan tunggal
  - a. *Tiga pasangan elektron*. Susunannya berbentuk segi tiga planar dengan sudut  $120^\circ$  antara pasangan elektron.
  - b. *Empat pasangan elektron*. Ada dua macam susunan yaitu :
    - 1) *bujur sangkar planar* dengan pasangan elektron terdapat pada pojok dengan sudut antara pasangan elektron  $90^\circ$ .
    - 2) *tetrahedral* dengan pasangan elektron terdapat di pojok

## F. TEORI DOMAIN ELEKTRON (*THE ELECTRON DOMAIN THEORY*)

Dari rumus kimia suatu senyawa tidak dapat diramal bentuk dari suatu molekul. Dengan demikian, tidak ada hubungan antara rumus suatu senyawa dengan bentuk molekulnya. Selain dari rumus Lewis bentuk 3 (tiga) dimensi dari suatu molekul dapat juga diprediksi dengan suatu model yang dikembangkan sekitar 30 (tiga puluh) tahun yang lampau. Teori ini dikenal dengan nama **Teori Tolakan Pasangan Elektron Kulit Valensi** atau **Teori VSEPR** (*Valence Shell Electron Pair Repulsion Theory*). Teori yang diperkenalkan oleh R.J. Gillespie dan R.S. Nyholm, sekarang telah dimodifikasi dan disebut **Teori Domain Elektron** atau **Teori ED** (*Electron Domain Theory*). Domain adalah daerah dalam ruang, di mana terdapat elektron mengelilingi atom oksigen. Dua domain terdapat elektron-ikatan yang digunakan untuk membuat ikatan kovalen, yang disebut **domain ikatan**. Dua domain yang lain yang mengelilingi atom oksigen mengandung pasangan elektron yang disebut elektron **non-ikatan**.

Adalah sangat menarik bahwa susunan ruang dari atom dalam molekul tidak banyak macamnya. Sudut antara ikatan atom cenderung  $90^\circ$  (sembilan puluh derajat),  $109^\circ$  (seratus sembilan derajat),  $120^\circ$  (seratus dua puluh derajat) dan  $180^\circ$  (seratus delapan puluh derajat). Penyusunan atom yang terbatas jumlahnya ini dapat dijelaskan dengan teori ED.

Elektron dalam kulit valensi suatu atom dalam suatu molekul membentuk pasangan dengan spin yang berlawanan. Setiap pasang menempati domainnya dan tertarik ke atom sentral. Domain berusaha sedapat mungkin mendekati atom sentral dan berusaha sejauh mungkin dari domain lainnya. Teori ED menganggap bahwa geometri sekeliling atom dalam

molekul dapat diprediksi dengan cara domain pasangan elektron dipisahkan sejauh mungkin. Dengan demikian, 2 (dua) domain memisahkan  $180^\circ$  (seratus delapan puluh derajat). Bagi 3 (tiga) domain susunannya yang terbaik  $120^\circ$  (seratus dua puluh derajat), sedangkan 4 (empat) domain memisahkan  $109^\circ$  (seratus sembilan derajat).

Domain ikatan sebagai patungan 2 (dua) atom, sedangkan domain non-ikatan memiliki seluruh bagian kulit valensi dari atom. Oleh karena itu, domain non-ikatan tersebar dan menempati daerah yang lebih luas daripada domain ikatan.

Langkah-langkah dalam cara meramal bentuk molekul adalah sebagai berikut :

1. Hitung jumlah elektron valensi (elektron kulit terluar) dari atom pusat.
2. Tambahkan dengan besarnya muatan jika spesi bermuatan negatif atau kurangi dengan besarnya muatan jika spesi bermuatan positif.
3. Tambahkan dengan jumlah atom yang terkait.
4. Bagi dengan dua; menghasilkan jumlah pasangan elektron.
5. Tempatkan pasangan elektron sehingga mengelilingi atom pusat.
6. Jumlah pasangan elektron ( $d$ ) dikurangi jumlah atom yang terikat adalah sama dengan pasangan elektron bebas.

Pasangan-pasangan elektron tersusun mengelilingi atom sentral sehingga tolak-menolak antara pasangan-pasangan elektron ini seminimal mungkin.

Bentuk pasangan-pasangan elektron sebagai berikut:

1. *Dua pasangan elektron.* Pasangan-pasangan ini tersusun bersebrangan di antara atom pusat membuat sudut  $180^\circ$ .  
tetrahedral dengan sudut antara pasangan elektron  $109,5^\circ$  (sudut tetrahedral).
2. *Lima pasangan elektron.* Meskipun simetris yang terbaik adalah pentagon planar (sudut  $72^\circ$ ), tetapi susunan tiga dimensi yang paling tepat yaitu trigonal bipiramida. Sudut antara pasangan "equatorial"  $120^\circ$  dan sudut antara pasangan "axial"  $90^\circ$ .
3. *Enam pasangan elektron.* Susunannya berbentuk tetrahedral dengan sudut antara pasangan elektron yang berdekatan  $90^\circ$ .
4. *Tujuh pasangan elektron atau lebih.* Hanya sedikit senyawa yang lebih dari enam pasangan elektron mengelilingi atom pusat, dan strukturnya ditentukan secara khusus.

Susunan pasangan elektron yang paling umum ditunjukkan pada tabel 8.

**Tabel 2.2**  
**Susunan Pasangan Elektron**

Pasangan elektron	Bentuk susunan elektron	Sudut ikatan
2	Linier	$180^\circ$
3	Segitiga planar	$120^\circ$
4	Tetrahedral	$109,5^\circ$
5	Trigonal piramidal	$120^\circ$ dan $90^\circ$
6	Oktahedral	$90^\circ$

Contoh :1 : *lan geometri BeF<sub>2</sub>*

- |   |                   |
|---|-------------------|
| a) Elektron valensi Be                    | 2                 |
| b) BeF <sub>2</sub> netral                | 0                 |
| c) Elektron dari 2 F                      | <u>2</u>          |
| Jumlah elektron                           | 4                 |
| d) Jumlah pasangan elektron               | $\frac{4}{2} = 2$ |
| e) Susunan elektron linier (garis lurus)  |                   |
| ∴ Bentuk BeF <sub>2</sub> : <i>linier</i> |                   |

Contoh : 2 : Ramalan geometri BF<sub>3</sub>

- |   |                   |
|---|-------------------|
| a) Elektron valensi B                           | 3                 |
| b) BF <sub>3</sub> netral                       | 0                 |
| c) Elektron dari 3 F                            | <u>3</u>          |
| Jumlah elektron                                 | 6                 |
| d) Jumlah pasang elektron                       | $\frac{6}{2} = 3$ |
| e) Susunan elektron segitiga planar             |                   |
| Bentuk BF <sub>3</sub> : <i>segitiga planar</i> |                   |

Contoh : 3 : Ramalan geometri CH<sub>4</sub>

- |   |                   |
|---|-------------------|
| a) Elektron valensi C                       | 4                 |
| b) CH <sub>4</sub> netral                   | 0                 |
| c) Elektron dari 4 H                        | <u>4</u>          |
| Jumlah elektron                             | 8                 |
| d) Jumlah pasang elektron                   | $\frac{8}{2} = 4$ |
| e) Susunan elektron tetrahedral             |                   |
| Bentuk CH <sub>4</sub> : <i>tetrahedral</i> |                   |

Contoh : 4 : Ramalan geometri  $\text{PCl}_5$

- |  |                    |
|--|--------------------|
| a) Elektron valensi P                              | 5                  |
| b) $\text{PCl}_5$ netral                           | 0                  |
| c) Elektron dari 5 Cl                              | <u>5</u>           |
| Jumlah elektron                                    | 10                 |
| d) Jumlah pasang elektron                          | $\frac{10}{2} = 5$ |
| e) Susunan elektron : trigonal bipiramida          |                    |
| Bentuk $\text{PCl}_5$ : <i>trigonal bipiramida</i> |                    |

Contoh : 5 : Ramalan geometri  $\text{SF}_6$

- |  |                    |
|--|--------------------|
| a) Elektron valensi S                    | 6                  |
| b) $\text{SF}_6$ netral                  | 0                  |
| c) Elektron dari 6 F                     | <u>6</u>           |
| Jumlah elektron                          | 12                 |
| d) Jumlah pasang elektron                | $\frac{12}{2} = 6$ |
| e) Susunan elektron : <i>oktahedral</i>  |                    |
| Bentuk $\text{SF}_6$ : <i>oktahedral</i> |                    |

Contoh : 6 : Ramalan geometri  $\text{BrF}_3$

- |  |                    |
|--|--------------------|
| a) Elektron valensi Br   | 7                  |
| b) $\text{BrF}_3$ netral                                       | 0                  |
| c) Elektron dari 3 F   | <u>3</u>           |
| Jumlah elektron  | 10                 |
| d) Jumlah pasang elektron                                      | $\frac{10}{2} = 5$ |
| e) Susunan elektron : <i>trigonal piramidal</i>                |                    |
| f) Tiga ikatan, jadi terdapat 2 (dua) pasangan elektron bebas. |                    |



• Bentuk – T

Contoh : 7 : Ramalan geometri XeF<sub>4</sub>

- |   |                    |
|---|--------------------|
| a) Elektron valensi Xe                                      | 8                  |
| b) XeF <sub>4</sub> netral                                  | 0                  |
| c) Elektron dari 4 F  | $\frac{4}{12}$     |
| Jumlah elektron   | <b>12</b>          |
| d) Jumlah pasangan elektron                                 | $\frac{12}{2} = 6$ |
| e) Susunan elektron : <i>oktahedral</i>                     |                    |
| f) Empat ikatan, jadi terdapat dua pasangan elektron bebas. |                    |
- Bentuk XeF<sub>4</sub> : *bujur sangkar*

Contoh : 8 : Ramalan geometri NH<sub>4</sub><sup>+</sup>

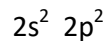
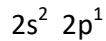
- |  |                   |
|--|-------------------|
| a) Elektron valensi N                    | 5                 |
| b) NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> netral   | -1                |
| c) Elektron dari 4 H                     | $\frac{4}{8}$     |
| Jumlah elektron                          | <b>8</b>          |
| d) Jumlah pasangan elektron              | $\frac{8}{2} = 4$ |
| e) Susunan elektron : <i>tetrahedral</i> |                   |

Contoh : 9 : Ramalan geometri SiF<sub>6</sub><sup>2-</sup>

- |   |                    |
|---|--------------------|
| a) Elektron valensi Si                  | 4                  |
| b) SiF <sub>6</sub> <sup>2-</sup>       | 2                  |
| c) Elektron dari 6 F                    | $\frac{6}{12}$     |
| Jumlah elektron                         | <b>12</b>          |
| d) Jumlah pasangan elektron             | $\frac{12}{2} = 6$ |
| e) Susunan elektron : <i>oktahedral</i> |                    |

## G. HIBRIDASI

Perhatikan konfigurasi elektron Be, B, dan C.



Berilium dapat membentuk senyawa yang bersifat kovalen seperti  $\text{BeH}_2$  dan  $\text{BeCl}_2$ . Boron membentuk senyawa dengan perbandingan 1 : 3 seperti  $\text{BF}_3$  dan  $\text{BCl}_3$ .

Pada senyawa karbon yang lebih dari sejuta banyaknya dapat dijumpai atom karbon yang terikat melalui empat pasangan elektron ikatan.

Jika ditinjau dari konfigurasi elektron saja, maka dapat diduga bahwa, berilium yang orbitalnya terisi penuh tidak dapat membentuk satu ikatan kovalen, sedangkan karbon hanya dapat membentuk dua ikatan kovalen.

Kontradiksi antara pengamatan eksperimen dan ramalan berdasarkan model orbital atom, menunjukkan bahwa model orbital atom masih jauh dari sempurna untuk menjelaskan ikatan kimia.

Oleh sebab itu penyusunan elektron dalam orbital setiap bilangan kuantum utama perlu ditata kembali. Penyusunan kembali orbital dalam sebuah atom, untuk membentuk seperangkat orbital yang ekuivalen dalam molekul disebut hibridisasi.

### 1. Aturan hibridisasi

- a. Hibridisasi adalah proses pencampuran orbital-orbital dalam suatu atom.
- b. Hanya orbital yang mempunyai energi yang hampir sama besar yang membentuk orbital hibrida.
- c. Orbital hibrida yang terbentuk sama banyak dengan jumlah orbital yang bercampur.
- d. Dalam hibridisasi yang bercampur adalah jumlah orbital, bukan jumlah elektron.
- e. Oleh karena orbital-s tidak terarah dalam ruang x, y, z, maka orbital ini tidak mempunyai arah dalam proses hibridisasi.
- f. Sebagian besar hibrida adalah mirip tetapi tidak selalu mempunyai bentuk yang identik.
- g. Orbital  $p_x$ ,  $p_y$ ,  $d_{xy}$ ,  $d_{zy}$  dan sebagainya menentukan sifat arah dan hibridisasi.
- h. Bagi hibrida yang ekuivalen orientasi dalam ruang ditentukan oleh:
  - 1) Jumlah hibrida yang diperoleh
  - 2) Arah x, y atau z
  - 3) Anggapan bahwa elektron akan menempati orbital hibrida sedemikian sehingga tidak terganggu oleh elektron lain.

- i. Macam hibridisasi yang diterapkan untuk suatu struktur ditentukan oleh geometri molekul yang diperoleh dari eksperimen.

## 2. Proses hibridisasi

Proses hibridisasi berlangsung dalam tahap-tahap berikut:

- Elektron mengalami promosi ke orbital yang tingkat energinya lebih tinggi. Misalnya pada Be: dari  $2s$  ke  $2p$
- Orbital-orbital bercampur atau berhibridisasi membentuk orbital hibrida yang ekuivalen.

Contoh : 1 : Be mempunyai konfigurasi elektron  $1s^2 2s^2$ . Satu elektron dari  $2s$  mengalami promosi menghasilkan konfigurasi  $1s 2s^1 2p_x^1$ . Orbital  $2s$  dan  $2p_x^1$  berhibridisasi membentuk dua orbital hibrida  $sp$  yang ekuivalen berbentuk garis lurus.

Contoh : 2 : B mempunyai konfigurasi elektron terluar  $2s^2 2p^2$ . Satu elektron dari  $2s$  mengalami promosi menghasilkan konfigurasi elektron  $2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ . Orbital  $2s$ ,  $2p_x$ , dan  $2p_y$  berhibridisasi membentuk tiga orbital hibrida  $sp^2$  yang ekuivalen berbentuk segitiga datar.

Contoh : 3 : C mempunyai konfigurasi elektron terluar  $2s^2 2p^2$ . Satu elektron dari  $2s$  mengalami promosi menghasilkan konfigurasi elektron  $2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ . Orbital  $2s$ ,  $2p_x$ ,  $2p_y$  dan  $2p_z$  berhibridisasi membentuk 4 orbital hibrida  $sp^3$  yang ekuivalen berbentuk tetrahedral.

Contoh : 4 : P mempunyai konfigurasi elektron terluar  $3s^2 3p^3$ . Satu elektron dari  $3s$  mengalami promosi menghasilkan konfigurasi elektron  $3s^1 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1 3d_z^1$ . Orbital  $3s$ ,  $3p_x$ ,  $3p_y$ ,  $3p_z$ , dan  $3d_z^1$  membentuk 5 orbital hibrida  $sp^3d$  yang ekuivalen berbentuk trigonal bipiramida.

Contoh : 5 : S mempunyai konfigurasi elektron terluar  $3s^2 3p^4$ . Satu elektron dari  $3s$  dan satu elektron dari  $3p$  mengalami promosi menghasilkan konfigurasi elektron  $3s^1 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1 3d^1 3d_{x^2-y^2}^1$ . Keenam orbital di atas berhibridisasi membentuk 6 orbital hibrida  $sp^3d^2$  yang ekuivalen dengan bentuk oktahedral.

**Tabel 2.3**  
**Macam hibridisasi**

Orbital hibrida	Jumlah pasangan elektron ikatan dan bebas	Bentuk molekul	Sudut ikatan	Contoh
sp	2	Garis lurus, diagonal	180°	BeCl <sub>2</sub>
sp <sup>2</sup>	3	Trigonal	120°	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>
sp <sup>3</sup>	4	Bujur sangkar	90°	Ni (CN) <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
sp <sup>3</sup> d	5	Bipiramida trigonal	120° dan 90°	PCl <sub>5</sub>
d <sup>2</sup> sp <sup>3</sup>	6	Oktahedral	90°	Fe (CN) <sub>6</sub> <sup>3-</sup>
sp <sup>3</sup> d <sup>2</sup>	6	oktahedral	90°	SF <sub>6</sub> , FeF <sub>6</sub> <sup>3-</sup>

**Tabel 2.4**  
**Susunan Pasangan Elektron, Bentuk Molekul dan Hibridisasi**

	Senyawa	Pasangan Elektron			Susunan Elektron	Bentuk Molekul	Hibridisasi Atom Pusat
		Ikatan	Non-ikatan	Jumlah			
1	BeCl <sub>2</sub>	2	0	2	Linier	Linier	<i>sp</i>
2	BCl <sub>3</sub>	3	0	3	Segitiga	Segitiga	<i>sp<sup>2</sup></i>
3	CH <sub>4</sub>	4	0	4	Tetrahedral	Tetrahedral	<i>sp<sup>3</sup></i>
4	NH <sub>3</sub>	3	1	4	Tetrahedral	Piramida	<i>sp<sup>3</sup></i>
5	PCl <sub>5</sub>	5	0	5	Trigonal - bipiramida	Trigonal - bipiramida	<i>sp<sup>3</sup>d</i>
6	AlCl <sub>3</sub>	3	0	3	Segitiga datar	Segitiga datar	<i>sp<sup>2</sup></i>
7	KrF <sub>2</sub>	2	3	5	Trigonal - bipiramida	Linier	<i>sp<sup>3</sup>d</i>
8	BrF <sub>3</sub>	3	2	5	Trigonal - bipiramida	Bentuk - T	<i>sp<sup>3</sup>d</i>
9	PH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	4	0	4	Tetrahedral	Tetrahedral	<i>sp<sup>3</sup></i>
10	PCl <sub>6</sub> <sup>-</sup>	6	0	6	Oktahedral	Oktahedral	<i>sp<sup>3</sup>d<sup>2</sup></i>
11	XeF <sub>4</sub>	4	2	6	Oktahedral	Bujur sangkar	<i>sp<sup>3</sup>d<sup>2</sup></i>
12	OCl <sub>2</sub>	2	2	4	Tetrahedral	Sudut	<i>sp<sup>3</sup></i>
13	BrF <sub>4</sub> <sup>-</sup>	4	2	6	Oktahedral	Bujur sangkar	<i>sp<sup>3</sup>d<sup>2</sup></i>
14	ICl <sub>3</sub>	3	2	5	Trigonal	Bentuk - T	<i>sp<sup>3</sup>d</i>
15	SiF <sub>5</sub> <sup>-</sup>	5	0	5	Trigonal - bipiramida	Trigonal - bipiramida	<i>sp<sup>3</sup>d</i>

## H. TEORI ORBITAL MOLEKUL

Daerah kebolehjadian tertentu yang ditempati oleh elektron dalam molekul disebut *orbital molekul*. Orbital molekul merupakan kombinasi linier dari orbital atom yang disebut L. C. O. (*linier combination of atomic orbitals*). Pada penggabungan ini misalnya dua orbital 1s dari dua atom hidrogen membentuk dua orbital molekul untuk molekul hidrogen. Salah satunya mempunyai energi terendah disebut *orbital molekul ikatan* (bonding) yang lainnya disebut *molekul anti ikatan* (anti bonding). Adanya orbital molekul ikatan dan orbital anti ikatan dapat dibuktikan dalam studi spektroskopi molekul. Pada molekul tereksitasi elektron berpindah ke tingkat energi yang lebih tinggi yaitu ke tingkat energi anti ikatan.

Pengisian elektron dalam orbital-orbital molekul sesuai dengan prinsip Aufbau. Orbital-orbital yang berenergi rendah diisi lebih dahulu. Selain daripada itu berlaku juga aturan Hund dan larangan Pauli.

Orbital molekul yang terbentuk dari orbital-orbital s dan p berdasarkan atas bentuknya dibagi dalam orbital sigma ( $\sigma$ ) dan orbital pi ( $\pi$ ). Masing-masing orbital ini dapat berupa orbital ikatan dan orbital anti ikatan ( $\sigma$ ,  $\sigma^*$ ,  $\pi$ ,  $\pi^*$ ).

Orbital sigma ( $\sigma$ ) adalah orbital molekul yang simetris terhadap sumbu ikatan, sedangkan orbital pi ( $\pi$ ) mempunyai bidang nodal (bidang tanpa kerapatan elektron) yang terdapat dalam sumbu antar-inti. Orbital pi terbentuk dari orbital-orbital p yang sejajar (Dalam hal ini sebagai perjanjian sumbu z digunakan untuk membentuk sumbu ikatan).

Orbital molekul untuk molekul diatomik homonukleat yang terbentuk dari orbital-orbital atom dapat dinyatakan sebagai berikut:

- $\sigma$  1s,  $\sigma^*$  1s terbentuk dari orbital atom 1s
- $\sigma$  2s,  $\sigma^*$  2s terbentuk dari orbital atom 2s
- $\sigma$  2p,  $\sigma^*$  2p terbentuk dari orbital atom 2p<sub>z</sub>
- $\pi$  2p<sub>x</sub>,  $\pi^*$  2p<sub>x</sub> terbentuk dari orbital atom 2p<sub>x</sub>
- $\pi$  2p<sub>y</sub>,  $\pi^*$  2p<sub>y</sub> terbentuk dari orbital atom 2p<sub>y</sub>

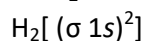
Urutan tingkat energi dari orbital-orbital molekul mulai dari tingkat terendah, ialah  $\sigma$  1s <  $\sigma^*$  1s <  $\sigma$  2s <  $\sigma^*$  2s <  $\sigma$  2p <  $\pi$  2p<sub>x</sub> =  $\pi$  2p<sub>y</sub> <  $\pi^*$  2p<sub>x</sub> =  $\pi^*$  2p<sub>y</sub> <  $\sigma^*$  2p

Jika ada antaraksi antara  $\sigma$  2s dan  $\sigma$  2p, maka, tingkat energi tertinggi  $\sigma$  2p >  $\pi$  2p<sub>x</sub> =  $\pi$  2p<sub>y</sub>

Konfigurasi elektron menurut teori orbital molekul untuk H<sub>2</sub>, He<sub>2</sub>, dan Li<sub>2</sub> dapat dijelaskan sebagai berikut:

### 1. Hidrogen H<sub>2</sub>

Dalam molekul hidrogen terdapat dua elektron. Sesuai dengan aturan pengisian elektron, maka orbital molekul 1s akan diisi oleh dua elektron. Oleh karena itu, konfigurasi elektron H<sub>2</sub> ditulis sebagai

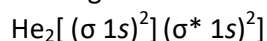


Dalam hal ini orbital  $\sigma^* 1s$  kosong sehingga molekul ini lebih stabil, daripada atom yang terpisah.

Teori orbital molekul dapat juga menjelaskan adanya ion,  $H_2^+$  di mana dalam orbital molekul  $\sigma 1s$  terdapat satu elektron yang dapat dinyatakan dengan konfigurasi elektron  $H_2^+[(\sigma 1s)^2]$

## 2. Helium $He_2$

Helium mempunyai nomor atom 2. Jika terdapat molekul  $He_2$  maka pada molekul ini terdapat 4 elektron. Sesuai dengan teori orbital molekul, terbentuk orbital molekul ikatan  $\sigma^* 1s$  dan konfigurasi elektronnya dapat ditulis



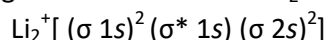
Dalam molekul ini jumlah elektron dalam orbital anti ikatan sama banyak dengan jumlah elektron dalam orbital ikatan. Oleh karena itu molekul ini tidak stabil, jadi dapat dikatakan bahwa molekul ini tidak pernah ada. Molekul  $He_2$  tidak pernah ditemukan secara eksperimen. Yang pernah ditemukan adalah  $He_2^{2+}$  dan  $He_2^+$ . Konfigurasi elektron dari ion-ion ialah



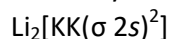
Oleh karena jumlah elektron dalam orbital ikatan lebih banyak dari jumlah elektron dalam orbital anti ikatan, dapat diharapkan terdapat senyawa helium yang stabil.

## 3. Litium $Li_2$

Dengan cara yang sama seperti penulisan konfigurasi elektron untuk  $He_2$  maka konfigurasi elektron untuk  $Li_2$  adalah



Dari rumus di atas bahwa terdapat jumlah elektron yang sama banyak dalam  $1s$  dan  $\sigma^* 1s$ , sehingga elektron-elektron ini tidak berfungsi sebagai elektron valensi. Elektron-elektron ini disebut elektron non-ikatan (non bonding electrons). Oleh karena itu konfigurasi elektron dari  $Li_2$  biasanya ditulis



KK menyatakan elektron non ikatan yang terdapat dalam setiap kulit elektron K dari litium.

## 4. Orde ikatan

Pada  $H_2$  dan  $Li_2$  terdapat masing-masing satu pasangan elektron yang berbentuk ikatan tunggal kovalen. Jika orde reaksi didefinisikan sebagai jumlah pasang elektron dalam orbital ikatan, maka orde ikatan dalam  $H_2$  dan  $Li_2$  masing-masing adalah satu, sehingga orde ikatan  $He_2^+$  adalah setengah.

Orde ikatan, O.I. dapat diungkapkan sebagai

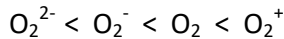
$$O.I. = \frac{N_b - N_a}{2}$$

$N_b$  = Jumlah elektron dalam orbital ikatan

$N_a$  = Jumlah elektron dalam orbital anti ikatan

Bandingkan  $H_2$  dan  $H_2^+$ , makin besar orde ikatan, makin kecil panjang ikatan, makin kuat ikatannya.

Perhatikan  $O_2^+$ ,  $O_2$ ,  $O_2^-$ , dan  $O_2^{2-}$  dari orde ikatan dapat dilihat kekuatan ikatan spesi-spesi ini yaitu



Dari konfigurasi elektron  $O_2$  dapat diketahui bahwa terdapat dua elektron yang tidak berpasangan. Hal inilah yang menyebabkan oksigen mempunyai sifat paramagnetik. Beberapa sifat yang berhubungan dengan struktur (lihat tabel 2.4)

- Makin besar orde ikatan makin kuat ikatannya.
- Makin besar orde ikatan makin kecil panjang ikatan.
- Sifat paramagnetik sesuai dengan konfigurasi elektron.
- Molekul yang mempunyai orde ikatan nol tidak pernah ditemukan. Dengan demikian molekul ini tidak stabil jika dibandingkan dengan atomnya.
- Pada pembentukan suatu ion dari molekul netral (atau spesi netral dari ionnya) elektron dikeluarkan dari orbital anti ikatan dan menambah elektron pada orbital ikatan, panjang ikatan berkurang dan energi ikatan bertambah.
- $O_2 \rightarrow O_2^+ + e$      $N_2 \rightarrow N_2^+ + e$
- Pada pembentukan ion (atau spesi netral dari ion) elektron dikeluarkan dari orbital ikatan atau menambah elektron ke orbital anti ikatan, panjang ikatan bertambah dan energi ikatan berkurang.  
 $O_2 + e \rightarrow O_2^-$  dan  $H_2 \rightarrow H_2^+$

Salah satu kesuksesan dari teori orbital molekul adalah penjelasan tentang sifat molekul  $O_2$ . Hasil eksperimen menunjukkan bahwa oksigen bersifat paramagnetik dengan dua elektron tidak berpasangan. Dengan teori ikatan valensi rumus Lewis oksigen mengikuti aturan oktet. Rumus di atas menunjukkan bahwa semua elektron berpasangan dan terdapat ikatan rangkap.

Maka terdapat dua elektron tidak berpasangan tetapi belum menunjukkan sifat yang sebenarnya karena terdapat ikatan tunggal O – O. Data untuk  $O_2$  menurut teori orbital molekul dapat dilihat pada tabel 11. Menurut teori ini pada  $O_2$  terdapat ikatan rangkap (satu ikatan  $\sigma$  dan satu ikatan  $\pi$ ) dan juga terdapat dua elektron tidak berpasangan. Hal ini sesuai dengan hasil eksperimen.

## I. IKATAN LOGAM, IKATAN HIDROGEN DAN GAYA INTERMOLEKUL

### 1. Ikatan Logam

Pada bab pengantar telah dijelaskan bagaimana terbentuk *ikatan logam*. Sebagian besar dari unsur-unsur adalah logam. Elektron valensi logam tidak erat terikat (energi ionisasi rendah). Logam alkali hanya memiliki satu elektron valensi, sedangkan logam transisi dapat menggunakan lebih banyak elektron valensi dalam pembentukan ikatan. Dalam



logam, orbital terluar yang terisi elektron menyatu menjadi suatu sistem terdelokalisasi yang merupakan dasar pembentukan ikatan logam. Dalam sistem ini yang keseluruhannya merupakan kisi logam, elektron-elektron valensi bebas bergerak. Oleh pengaruh beda potensial terjadi arus elektron: hal inilah menyebabkan logam dapat menghantar listrik. Oleh gerakan elektron yang cepat, kalor dapat mengalir melalui kisi, sehingga logam dapat menghantar panas. Lapisan dalam kisi logam dapat digeser tanpa merusak ikatan logam. Hal ini menyebabkan logam dapat ditempa dan dapat diregangkan menjadi kawat.

Kekuatan logam bertambah, jika

- a. jumlah elektron dalam sistem terdelokalisasi bertambah
- b. jika ukuran pusat atom yang merupakan satuan struktur logam bertambah kecil.

Logam alkali sangat lunak dan titik lelehnya rendah. Logam transisi membentuk kation yang kecil dan mempunyai beberapa elektron valensi sehingga logam-logam ini keras dan mempunyai titik leleh tinggi.

Hasil studi difraksi sinar-X menunjukkan bahwa logam membentuk kristal dalam tiga macam geometri kisi yaitu kubus berpusat muka, kubus berpusat badan dan heksagonal terjejal.

## 2. Ikatan Hidrogen

H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>, dan HF semuanya sangat polar, karena mengandung tiga unsur yang sangat elektronegatif yaitu oksigen, nitrogen, dan fluor yang menyambung langsung pada hidrogen yang sangat kurang elektronegatif. Cara ini menghasilkan molekul polar yang memiliki gaya antarmolekul yang sangat kuat

Jika unsur-unsur O, N, dan F terikat pada atom H, maka pasangan elektron yang dipakai bersama dalam ikatan kovalen terdorong mendekati atom yang elektronegatif. Dengan demikian atom hidrogen tidak mempunyai elektron kulit terdalam kecuali yang dipakai bersama pada ikatan kovalen. Oleh karena itu atom-atom H yang terikat pada N, O, dan F menempatkan dirinya di antara atom-atom unsur ini dan menghasilkan gaya tarik-menarik, menjembatani unsur-unsur yang elektronegatif itu membentuk ikatan yang disebut *ikatan hidrogen*.

Ikatan hidrogen adalah tarik-menarik antar molekul dipol permanen – dipol permanen.

Ikatan hidrogen terbentuk jika

- a. atom hidrogen terikat pada atom yang keelektronegatifannya besar (N, O, dan F).
- b. atom yang sangat elektronegatif mempunyai pasangan elektron bebas.

Adanya ikatan hidrogen yang menyebabkan air antara lain mempunyai titik didih yang tinggi. Ikatan hidrogen terdapat dalam struktur protein, karbohidrat, dan asam nukleat. Sifat biologis dan fungsi dari molekul-molekul ini dalam benda-benda hidup sangat ditentukan oleh ikatan hidrogen.

### 3. Gaya Inter-Molekul

Unsur-unsur molekular dan gas mulia melalui pendinginan dapat mencair kemudian menjadi padatan. Hal ini menunjukkan bahwa di antara partikel-partikel tak bermuatanpun terdapat gaya tarik-menarik. Pada suhu kamar yod berupa padatan ; jadi di antara molekul-molekul yod terdapat gaya tarik-menarik yang kuat. Pada tabel 2.5 dapat dilihat beberapa data tentang jumlah elektron dan titik didih beberapa senyawa.

**Tabel 2.5.**  
**Jumlah Elektron dan Titik Didih**

Molekul	Jumlah elektron dalam molekul	Titik didih cairan (°C)
H <sub>2</sub>	2	253
N <sub>2</sub>	14	196
O <sub>2</sub>	16	183
Cl <sub>2</sub>	34	35
I <sub>2</sub>	126	185

Dari tabel 2.5 terlihat bahwa jumlah elektron menentukan besarnya gaya tarik-menarik satu molekul terhadap molekul di dekatnya. Makin kuat gaya tarik-menarik, makin tinggi titik didih cairan.

Gaya tarik-menarik yang lemah di antara dua buah ujung dipol disebut gaya Van der Waals. Gaya Van der Waals makin bertambah jika jumlah elektron bertambah.

### J. KEELEKTRONEGATIFAN

Keelektronegatifan suatu unsur adalah kemampuan relatif atomnya untuk menarik elektron ke dekatnya dalam suatu ikatan kimia.

Salah satu cara untuk menyusun keelektronegatifan yaitu yang berkaitan dengan penggunaan energi ikatan. Energi ikatan ialah energi yang diperlukan untuk memutuskan satu ikatan menjadi atom netral. Diketahui energi ikatan H<sub>2</sub> adalah 431 kJ per mol ikatan atau  $7,16 \times 10^{-22}$  kJ per ikatan. Oleh karena pada pembentukan ikatan, masing-masing atom hidrogen menyumbang satu elektron, maka dapat dianggap bahwa setiap atom menyumbang setengah dari energi ikatan yaitu  $3,58 \times 10^{-22}$  kJ. Demikian pula pada pembentukan Cl<sub>2</sub> (energi ikatan 239 kJ mol<sup>-1</sup>) setiap atom menyumbang  $1,99 \times 10^{-22}$  kJ.

Andaikata pada pembentukan HCl mirip dengan H dalam H<sub>2</sub> dan Cl dalam HCl mirip dengan Cl dalam Cl<sub>2</sub>, maka jumlah sumbangan H dan Cl dalam pembentukan HCl adalah 5,57 x 10<sup>-22</sup> kJ per ikatan. Hasil eksperimen menunjukkan bahwa energi ikatan HCl sama dengan 427 kJ mol<sup>-1</sup> atau 7,09 x 10<sup>-22</sup> kJ per ikatan. Jadi energi ikatan yang diamati lebih besar dari energi ikatan hasil perhitungan. Dengan demikian ikatan dalam HCl lebih stabil karena memperoleh energi pengstabilan tambahan. Besarnya energi ini bergantung dari kemampuan tarikan elektron relatif dari atom terikat. Makin besar selisih muatan antara kedua ujung molekul makin besar *energi pengstabilan tambahan atau energi resonansi ionik*. Energi pengstabilan tambahan (dinyatakan dengan Δ), dianggap sebagai akibat sifat ionik parsial dari molekul karena terdapat selisih dalam keelektronegatifan unsur. Untuk molekul AB.

$$\Delta = E_{AB} - [(E_{A_2})(E_{B_2})]^{1/2}$$

Dengan E<sub>AB</sub> energi ikatan AB, E<sub>A<sub>2</sub></sub> dan E<sub>B<sub>2</sub></sub> berturut-turut energi ikatan (disosiasi) A<sub>2</sub> dan B<sub>2</sub>.

**Tabel 2.6. Energi, kJ per mol ikatan**

Ikatan	X = F	X = Cl	X = Br	X = I
H – H	431,8	431,8	431,8	431,8
X – X	151	239	190	149
X (perhitungan)	293	336	311	290
X (pengamatan)	565	427	359	295
selisih	272	91	48	5

Menurut Pauling selisih keelektronegatifan berbanding lurus dengan akar energi pengstabilan tambahan (energi resonansi ionik).

$$x_A - x_B \approx \Delta^{1/2}$$

dengan  $x_A$  = keelektronegatifan unsur A

$x_B$  = keelektronegatifan unsur B

Selisih keelektronegatifan ( $x_A - x_B$ ) dapat dihitung dengan rumus

$$x_A - x_B = 0,102 \quad \Delta^{1/2}$$

atau

$$(x_A - x_B)^2 =$$

dengan energi dinyatakan dalam  $\text{kJ mol}^{-1}$

Jika energi dinyatakan dalam  $\text{kcal mol}^{-1}$  dapat digunakan rumus

$$X_A - X_B = 0,208 \frac{1}{2}$$

Pauling menetapkan keelektronegatifan fluor dengan 4 dan beberapa harga keelektronegatifan unsur dapat dilihat pada tabel 2.7.

**Tabel 2.6**  
**Keelektronegatifan unsur golongan utama menurut skala Pauling**

<table border="1" style="margin: auto;"> <tr> <td>H</td> </tr> <tr> <td>2.1</td> </tr> </table>							H	2.1
H								
2.1								
Li	Be	B	C	N	O	F		
1.0	1.5	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0		
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl		
0.9	1.2	1.5	1.8	2.1	2.5	3.0		
K	Ca		Ge	As	Sc	Br		
0.8	1.0	-	1.7	2.0	2.4	2.8		
Rb	Sr		Sn	Sb	Te	I		
0.8	1.0	-	1.7	1.8	2.1	2.4		
Cs	Ba							
0.7	0.9							

## K. KEPOLARAN IKATAN

Pada molekul yang terdiri atas dua atom yang berlainan daya tarik kedua atom terhadap elektron tidak sama besar, sehingga elektron-elektron ikatan akan bergeser, ke arah atom yang lebih elektronegatif. Misalnya, pada molekul HCl, atom Cl mempunyai daya tarik yang lebih kuat terhadap elektron daripada atom H, sehingga kedua elektron ikatan akan lebih dekat pada Cl. Pergeseran ini menimbulkan kelebihan muatan positif pada atom H. Pemisahan muatan ini menjadikan molekul itu sebagai suatu *dipol* dengan *momen dipol* sebesar

$$\mu = \delta \cdot r$$

Dengan  $\delta$  = kelebihan muatan pada masing-masing atom dan  $r$  = jarak antara kedua inti. Dalam hal keadaan ekstrim di mana elektron dari atom yang satu pindah ke atom yang lain (misalnya pada NaCl),  $\delta = e$ , yaitu muatan elektron.

Dalam satuan SI,  $\mu$ , dinyatakan dalam coulomb meter, suatu satuan yang besar untuk ukuran molekul. Satuan yang biasa digunakan adalah Debye ( $D$ ) dan kaitannya dengan satuan SI, ialah

$$1 \text{ Debye} = 3,336 \times 10^{-30} \text{ Coulomb meter}$$

Satu Debye dapat diturunkan dari persamaan  $\mu = \delta/r$ . Oleh karena muatan elektron  $4,8 \times 10^{-10}$  s.e.s. dan jarak/adalah sekitar  $1 \text{ \AA}$  ( $10^{-8}$  cm), maka nilai dari  $\mu$  sekitar  $10^{-18}$  s.e.s cm. Satu Debye =  $10^{-18}$  s.e.s. Satu Debye dapat juga didefinisikan sebagai momen dipol dua muatan  $\pm e$  yang berjarak  $0,2082 \text{ \AA}$ . Jika  $i$  adalah fraksi satuan muatan pada setiap atom dalam molekul diatom ( $\delta = ei$ ), maka

$$\mu \text{ (Debye)} = \frac{1 \text{ ( \AA )}}{0,2082 \text{ ( \AA D}^{-1} \text{ )}} i$$

Jika HF dianggap sebagai molekul ionik murni,  $\text{H}^+\text{F}^-$  ( $i = 1$ ), maka momen dipol menurut perhitungan ( $0,917 \text{ \AA}$ ) adalah  $4,40 D$ . Hasil eksperimen adalah  $1,82 D$ . Jadi, distribusi muatan dalam HF sebagai pasangan muatan  $\pm ei$  dengan jarak  $R$ , ialah

$$i = \frac{0,2082}{R \text{ ( \AA )}} \mu \text{ (Debye)} = 0,41$$

Dengan kata lain HF memiliki 41% ikatan ion.

Molekul kovalen yang mempunyai momen dipol bersifat *polar*. Pada molekul yang terdiri dari tiga atom atau lebih momen-momen dipol dari pelbagai ikatan harus dijumlahkan secara vektor untuk mendapatkan momen dipol molekul. Bila penjumlahan ini menghasilkan momen dipol = 0 (misalnya pada molekul  $\text{CO}_2$  yang lurus dan pada molekul  $\text{BCl}_3$  yang planar), maka molekul yang bersangkutan bersifat *non-polar*. Kalau momen dipolnya tidak nol ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ , dan sebagainya) maka molekul yang bersangkutan adalah polar.

Pada tabel 15 dapat dilihat harga momen dipol dari beberapa senyawa.

Aplikasi dari pengukuran momen dipol ialah

- Penentuan bentuk geometri molekul (misalnya  $\text{CO}_2$  adalah lurus,  $\text{H}_2\text{O}$  adalah bengkok dan sebagainya).
- Penentuan persen ikatan ion dalam molekul.

Contoh: Momen dipol gas HCl adalah 1,03 D dan jarak antara kedua inti atom adalah 1,27 Å. Perkirakan persen ikatan ion dalam HCl.

Jawab :

$$\begin{aligned} \delta &= \frac{0,2082}{R (\text{Å})} \mu \text{ (Debye)} \\ &= \frac{0,2082}{1,27} \times 1,03 = 0,17 \\ \% \text{ ikatan ion} &= 0,17 \times 100 = 17\% \end{aligned}$$

atau dengan jalan lain,

Bila seandainya ikatan pada HCl adalah ikatan ion, maka momen dipolnya adalah

$$\begin{aligned} \mu &= \delta / \\ \mu &= (4,80 \times 10^{-10}) (1,27 \times 10^{-8}) \\ &= 6,10 \times 10^{-18} \text{ s.e.s. cm} = \\ &= 6,10 \text{ D} \\ \% \text{ ikatan ion} &= \frac{1,03}{6,10} \times 100 = 17\% \end{aligned}$$

**Tabel 2.7**  
**Beberapa harga momen dipol**

Molekul	Momen dipol (D)	Sifat ion (%)
H <sub>2</sub>	0	0
CO <sub>2</sub>	0,112	2
NO	0,159	3
HI	0,448	6
ClF	0,888	11
HBr	0,828	12
HCl	1,109	18
HF	1,827	41

## L. PARAMETER STRUKTUR MOLEKUL

Ada tiga parameter yang menentukan struktur molekul yaitu : energi ikatan, panjang ikatan, dan sudut ikatan.

### 1. Energi Ikatan

Energi ikatan adalah energi yang diperlukan untuk memutuskan satu mol ikatan atau sebaliknya, energi yang dilepaskan jika terbentuk satu mol ikatan.

Misalnya, energi ikatan H–H adalah  $436 \text{ kJ mol}^{-1}$ , maka diperlukan  $436 \text{ kJ}$  untuk memutuskan satu mol ikatan H – H dan dilepaskan  $436 \text{ kJ}$  jika terbentuk satu mol ikatan H – H.

Beberapa energi rata-rata dapat dilihat dalam tabel 2.9.

**Tabel 2.8**  
**Beberapa energi ikatan rata-rata**

Ikatan	Energi ( $\text{kJ mol}^{-1}$ )	Ikatan	Energi ( $\text{kJ mol}^{-1}$ )
C – C	348	H – F	562
C = C	610	H – Cl	431
C ≡ C	840	H – Br	366
N – N	945	H – I	299
F – F	158	Li – Li	105
Cl – Cl	242	Na – Na	71
Br – Br	193	K – K	50
I – I	151	Rb – Rb	46

Energi ikatan merupakan ukuran kekuatan suatu ikatan. Makin besar energi ikatan maka makin kuat ikatan itu. Energi ikatan dalam logam alkali makin kecil, jika nomor atom unsur alkali bertambah. Bagi hidrogen halida, energi ikatannya makin berkurang jika nomor atom halogen bertambah.

## 2. Panjang Ikatan

Dalam molekul, atom-atom selalu bergetar, sehingga jarak antara dua atom tidak tetap. Untuk hal ini ditetapkan jarak rata-rata antara inti dua atom terikat dan disebut panjang ikatan atau jarak ikatan.

Panjang ikatan dapat ditentukan dengan cara difraksi sinar-x atau spektroskopi molekul.

Beberapa harga panjang ikatan dan energi ikatan dapat dilihat dalam tabel 2.10 di bawah ini.

**Tabel 2.9**  
**Panjang ikatan dan energi ikatan beberapa macam ikatan dan senyawa**

Ikatan	Panjang Ikatan (nm)	Energi Ikatan (kJ mol <sup>-1</sup> )
C – C	0,154	348
C = C	0,134	610
C ≡ C	0,120	840
N – N	0,147	159
N ≡ N	0,110	945
F – F	0,142	158
Cl – Cl	0,199	242
Br – Br	0,228	193
I – I	0,267	151
H – F	0,092	562
H – Cl	0,127	431
H – Br	0,141	366
H – I	0,161	299

Dari tabel dapat dilihat bahwa :

- Pada umumnya ikatan yang kuat lebih pendek dari ikatan yang lemah.
- Kekuatan ikatan rangkap tidak dua kali kekuatan ikatan tunggal.
- Panjang ikatan rangkap tidak setengah dari panjang ikatan tunggal, namun lebih pendek.

### 3. Sudut Ikatan

Sudut ikatan atau sudut yang dibuat oleh dua atom dengan suatu atom sentral, adalah salah satu faktor penting dalam penentuan struktur molekul. Misalnya sudut HOH dalam H<sub>2</sub>O adalah 104°31' dan sudut HNH dalam NH<sub>3</sub> adalah 107°. Beberapa pendekatan untuk menerangkan sudut-sudut ikatan ini:

- Metode Valensi Terarah

Metode ini bertitik tolak dari konsep valensi terarah dari ikatan yang menggunakan orbital-orbital p. Orbital-orbital ini saling membuat sudut 90° satu dengan yang lain. Dalam pembentukan H<sub>2</sub>O, dua orbital 1s dari hidrogen bertindihan dengan orbital 2p<sub>z</sub> dan orbital- 2p<sub>x</sub> dari oksigen:

Berdasarkan ini maka sudut HOH seharusnya 90°. Untuk menerangkan sudut 104° yang ditemukan secara eksperimen, dipostulatkan bahwa terjadi penolakan antara kedua atom H yang mempunyai kelebihan muatan positif.

- Teori Tolakan Pasangan Elektron

Menurut teori ini semua elektron yang berada dalam kulit valensi akan mengambil kedudukan dengan jarak pemisahan yang sebesar mungkin. Pada molekul-molekul



H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>, dan CH<sub>4</sub> terdapat empat pasang elektron dalam kulit valensi dari atom pusat. Pemisahan yang maksimal akan terjadi apabila keempat pasangan elektron itu mengambil kedudukan pada sudut-sudut tetrahedron.

Untuk dapat menerangkan sudut ikatan yang lebih kecil pada H<sub>2</sub>O (104°) dan pada NH<sub>3</sub> (107°). Dipostulatkan bahwa efek tolakan dari pasangan elektron bebas (yang tidak terlibat dalam ikatan) lebih besar daripada efek tolakan dari pasangan elektron ikatan. Pada H<sub>2</sub>O terdapat dua pasangan elektron bebas, pada NH<sub>3</sub> satu pasangan dan pada CH<sub>4</sub> tidak ada, pasangan elektron bebas.

c. Konsep Hibridisasi

Bentuk dari orbital-orbital hibrida  $sp^3$  yang telah dibahas pada pasal 2.8. langsung menerangkan bentuk tetrahedral dari CH<sub>4</sub>. Bila diandaikan bahwa hibridisasi  $sp^3$  juga terjadi pada H<sub>2</sub>O dan NH<sub>3</sub>, maka pada H<sub>2</sub>O akan terdapat dua orbital yang masing-masing mengandung sepasang elektron bebas, sedangkan pada NH<sub>3</sub> ada satu orbital dengan sepasang elektron bebas. Dengan konsep ini dapat diterangkan pula sudut ikatan sebesar 120° pada BCl<sub>3</sub>.

**4. Sudut Ikatan**

Seperti halnya panjang ikatan sudut ikatan tidak mempunyai harga yang tetap, karena atom-atom itu terus bergetar. Demikian pula, sudut ikatan ditentukan dengan pengukuran difraksi sinar-X dan spektroskopi molekul.

Sudut ikatan yang mengapit atom oksigen dapat dilihat pada tabel 2.11

**Tabel 2.10**  
**Sudut ikatan yang mengapit atom oksigen**

Molekul	– O – Y (derajat)
H <sub>2</sub> O	104,5
F <sub>2</sub> O	103,2
Cl <sub>2</sub> O	111
(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> O	111
CH <sub>3</sub> OH	109

Meskipun harga-harganya bervariasi besarnya sudut ikatan berkisar antara 104° dan 109°.

Pada tabel 2.12 dapat dilihat bahwa H – C – H dalam berbagai senyawa karbon yang sederhana mendekati 110°.

**Tabel 2.11 Berbagai sudut ikatan H – C – H**

Molekul	H – C – H (derajat)
CH <sub>4</sub>	109,5
CH <sub>3</sub> Cl	110,5
CH <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	122,0
CH <sub>3</sub> Br	111,2
CH <sub>3</sub> I	111,4
CH <sub>3</sub> OH	109,3
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	109,3

Selanjutnya pada tabel 2.12 dapat dilihat sudut ikatan dari halida golongan karbon, nitrogen, dan oksigen.

**Tabel 2.12 Sudut ikatan beberapa hibrida**

Senyawa	H – X – H (derajat)	Senyawa	H – X – H (derajat)	Senyawa	H – X – H (derajat)
CH <sub>4</sub>	109,5	NH <sub>3</sub>	107,3	H <sub>2</sub> O	104,5
SiH <sub>4</sub>	109,5	PH <sub>3</sub>	93,3	H <sub>2</sub> S	92,2
GeH <sub>4</sub>	109,5	AsH <sub>3</sub>	91,8	H <sub>2</sub> Se	91,0
SnH <sub>4</sub>	109,5	SbH <sub>3</sub>	91,3	H <sub>2</sub> Te	89,5

Dari tabel dapat dilihat bahwa besarnya sudut ikatan dari hibrida golongan karbon 109,5°. Sudut ini disebut sudut tetrahedral karena sesuai dengan sudut dalam tetrahedron teratur.

Sudut ikatan, dalam hidrida golongan nitrogen mulai dari 107° dalam NH<sub>3</sub> dan makin berkurang menjadi 91° dalam SbH<sub>3</sub>.

Dalam golongan oksigen dijumpai kecenderungan yang sama yaitu berkurang dari 104° dalam air menjadi 89° dalam H<sub>2</sub>Te.

Dari data ini dapat dilihat bahwa besarnya sudut ikatan yang mengapit atom pusat ditentukan oleh atom pusat tersebut.

Selain daripada itu besarnya sudut ikatan bergantung dari jumlah elektron valensi dan atom pusat.

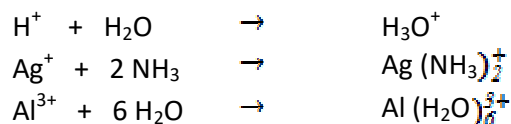
## M. BERBAGAI MACAM IKATAN LAIN

Antaraksi antara pelbagai partikel (ion, dipol, molekul non polar) menghasilkan ikatan dengan kekuatan yang bervariasi antara sangat lemah hingga cukup kuat. Ikhtisar antaraksi partikel-partikel sebagai berikut.

a. Antaraksi ion-dipol permanen

Antaraksi ini penting sekali dalam hubungannya dengan proses pelarutan zat-zat garam. Ikatan yang terjadi cukup kuat.

Contoh :



b. Antaraksi ion-dipol terinduksi

Molekul non-polar dapat terinduksi menjadi suatu dipol oleh pengaruh medan listrik suatu ion. Ikatan yang kemudian terjadi antara ion dan dipol terinduksi ini relatif lemah.

Contoh :

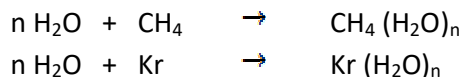


c. Antaraksi dipol permanen dipol permanen

Ikatan-ikatan pada keenam contoh di atas dikenal sebagai *ikatan hidrogen*.

d. Antaraksi dipol permanen dipol terinduksi

Contoh :



Ikatan di sini cukup lemah.

e. Antaraksi dipol terinduksi-dipol terinduksi

Gaya tarik-menarik yang lemah antara molekul-molekul non-polar (nitrogen, hidrogen, gas mulia, dan sebagainya) dapat menginduksikan dipol yang walaupun sangat lemah, dapat menghasilkan ikatan tertentu.

Contoh : Ikatan antara molekul-molekul hidrogen dalam hidrogen cair antara atom-atom gas mulia dalam padatan kristal.

Gaya tarik-menarik ini disebut gaya Van der Waals.

## Latihan

Untuk memperdalam pengertian Anda mengenai materi di atas, kerjakan latihan berikut :

- 1) Jelaskan dan berikan contoh ikatan ion
- 2) Apakah perbedaan antara ikatan logam dengan ikatan kovalen
- 3) Ikatan apakah yang terjadi dalam garam

## Ringkasan

1. Untuk mencapai keadaan stabil, suatu atom akan mengadakan ikatan kimia. Elektron valensi sangat berperan dalam mengadakan ikatan kimia.
2. Menurut G.N. Lewis, bahwa ada kecenderungan atom-atom untuk meniru struktur elektron gas mulia (gol VIII A) yang mempunyai susunan elektron terluar sebanyak 8 elektron (oktet) dan 2 elektron (duplet). Sehingga atom dari unsur-unsur yang lain berusaha memiliki konfigurasi yang stabil (8 elektron terluar/oktet) dengan cara melepas atau menerima elektron. Unsur dengan keelektronegatifan kecil (golongan alkali, alkali tanah) untuk mencapai struktur oktet akan melepaskan elektron valensinya dan membentuk ion positif
3. Unsur dengan keelektronegatifan besar (golongan VIA dan VII A) untuk mencapai struktur oktet akan menangkap elektron dan membentuk ion negatif
4. Ikatan ion terjadi apabila ion positif dan ion negatif saling tarik menarik dengan gaya elektrostatik. Di bentuk oleh atom-atom logam (melepas elektron) dan non logam (menerima elektron), terutama golongan 1A, 2 A dengan golongan VIA, VII A. Di bentuk oleh atom-atom yang mempunyai keelektronegatifan besar.
5. Sifat-sifat senyawa ion : Elektrolit dan mempunyai ikatan yang kuat umumnya rapuh dan berfase padat, titik lebur dan titik didih tinggi, dan larut dalam air

## Tes 1

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

- 1) Mudah tidaknya atom membentuk ion bergantung pada pelbagai faktor. Menurut Fajans, atom dapat membentuk ion dengan mudah bila,
  - A. struktur ion yang bersangkutan adalah stabil,
  - B. muatan pada ion adalah kecil, dan
  - C. ukuran atom yang besar pada pembentukan kation dan ukuran atom yang kecil pada pembentukan anion.
  - D. Semua benar.

- 2) Berdasarkan aturan Fajans di atas, unsur-unsur yang paling mudah membentuk ion adalah
- A. Golongan hidrogen
  - B. Golongan Oksigen
  - C. Golongan alkali
  - D. Golongan gas.
- 3) Sifat-sifat senyawa ion dibawah ini benar kecuali
- A. senyawa ion tidak menghantarkan listrik karena tidak terdapat partikel bermuatan yang bergerak.
  - B. tidak terdapat elektron yang bebas bergerak.
  - C. Titik leleh dan titik didih senyawa ion rendah, karena memerlukan energi thermal yang besar untuk memisahkan ion yang terikat erat dalam kisi.
  - D. Kebanyakan senyawa ion keras. Permukaan kristalnya tidak mudah digores. Hal ini disebabkan ion-ion erat terikat dalam kisi sehingga sukar bergerak dari kedudukannya.
- 4) Jumlah ikatan kovalen yang dapat dibentuk oleh suatu atom disebut kovalensi. Beberapa harga kovalensi untuk unsur-unsur yang umum adalah kecuali;
- A. hidrogen dan halogen 1
  - B. oksigen dan belerang 2
  - C. Halogen dan halogen 3
  - D. nitrogen, dan fosfor, 4
- 5) Unsur manakah di bawah ini yang tidak dapat membentuk senyawa biner baik ionik maupun kovalen
- A. Hidrogen
  - B. Sesium
  - C. Aluminium
  - D. Belerang
- 6) Senyawa manakah di bawah ini yang memiliki sifat ion terkecil ?
- A. KCl
  - B. NaCl
  - C.  $MgCl_2$
  - D. RbCl
- 7) Senyawa manakah di bawah ini yang mempunyai sifat ion terbesar
- A. Berilium Oksida
  - B. Berilium Sufida

- C. Kalsium Oksida  
 D. Kalsium Sulfat  
 E. Magnesium Oksida
- 8) Ketiga senyawa yang bersifat kovalen adalah:  
 A. HCl, SCl<sub>2</sub>, BaCl<sub>2</sub>  
 B. HBr, NaF, LiI  
 C. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, KOH, K<sub>2</sub>FSO<sub>4</sub>  
 D. H<sub>2</sub>O, SO<sub>2</sub>, OF<sub>2</sub>  
 E. CaO, Li<sub>2</sub>O, MgO
- 9) Senyawa MCl<sub>x</sub> dengan sifat kovalen paling besar terdapat pada  
 A. KCl  
 B. CaCl<sub>2</sub>  
 C. RbCl  
 D. BeCl<sub>2</sub>  
 E. MgCl<sub>2</sub>
- 10) Ikatan-ikatan pada ion sulfat,  $\text{SO}_4^{2-}$  adalah  
 A. Kovalen, polar, dan tunggal  
 B. Ionik, polar, dan tunggal  
 C. Kovalen, non-polar, dan tunggal  
 D. Ionik, non-polar, dan tunggal  
 E. Kovalen, polar, dan rangkap
- 11) Unsur X mempunyai tiga buah elektron valensi dan unsur Y mempunyai enam buah elektron valensi. Senyawa yang dapat dibentuk dari kedua unsur ini, kemungkinan besar mempunyai rumus  
 A. XY<sub>2</sub>  
 B. X<sub>2</sub>Y<sub>3</sub>  
 C. X<sub>3</sub>Y<sub>2</sub>  
 D. X<sub>3</sub>Y  
 E. X<sub>2</sub>Y
- 12) Dari data :
- (1) Kalor pembentukan kalium yodida
  - (2) Energi ionisasi kalium
  - (3) Afinitas elektron yod
  - (4) Entalpi sublimasi yod
- Manakah yang diperlukan pada perhitungan energi kisi kalium yodida melalui lingkaran Born-Haber?

- A. 1, 2, dan 3  
B. 2, 3, dan 4  
C. 1 dan 3  
D. 2 dan 4  
E. semua data diperlukan
- 13) Atom manakah yang selalu *tidak* mengikuti kaidah oktet?  
A. C  
B. O  
C. N  
D. H  
E. Cl
- 14) Pada molekul mana terdapat penyimpangan dari aturan oktet atau duplet  
A.  $\text{Cl}_2$   
B.  $\text{H}_2\text{O}$   
C.  $\text{NH}_3$   
D.  $\text{BCl}_3$   
E.  $\text{BrCl}$
- 15) Spesi manakah di bawah ini *tidak memiliki* pasangan elektron bebas (tidak terikat) pada atom yang digaris bawah  
A.  $\text{H}_2\underline{\text{S}}$   
B.  $\underline{\text{N}}\text{F}_3$   
C.  $\underline{\text{B}}\text{Cl}_3$   
D.  $\text{H}_2\underline{\text{O}}$   
E.  $\underline{\text{N}}\text{H}_3$
- 16) Senyawa manakah yang mempunyai dua pasang elektron bebas  
A.  $\text{H}_2\text{O}$   
B.  $\text{NH}_3$   
C.  $\text{BCl}_3$   
D.  $\text{HCl}$   
E.  $\text{NaCl}$
- 17) Pada molekul mana terdapat penyimpangan dari aturan oktet atau duplet  
A.  $\text{Cl}_2$   
B.  $\text{H}_2\text{O}$   
C.  $\text{NH}_3$   
D.  $\text{BCl}_3$   
E.  $\text{BrCl}$

- 18) Senyawa manakah yang hanya mempunyai *satu pasang* elektron bebas
- A.  $\text{H}_2\text{O}$
  - B.  $\text{NH}_3$
  - C.  $\text{CH}_4$
  - D.  $\text{NaCl}$
  - E.  $\text{HCl}$
- 19) Jika rumus Lewis bagi molekul asam sulfat digambarkan dengan tepat, maka jumlah elektron yang harus diperlihatkan adalah
- A. 24
  - B. 26
  - C. 28
  - D. 30
  - E. 32
- 20) Molekul  $\text{MX}_3$  sifatnya polar dan menuruti kaidah oktet; dapat dikatakan bahwa
- A. Atom sentral M mempunyai sepasang elektron bebas
  - B. Atom sentral M mempunyai dua pasang elektron bebas
  - C. Atom sentral M mempunyai tiga pasang elektron bebas
  - D. Atom sentral M mempunyai empat pasang elektron bebas

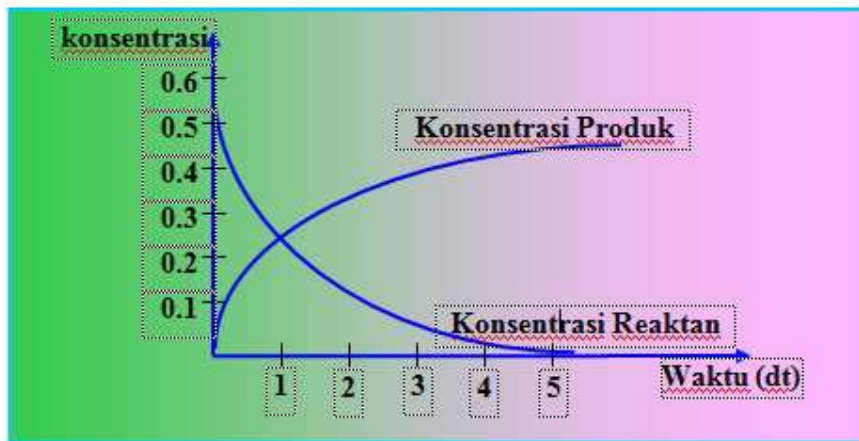


## Topik 2 Keseimbangan Kimia.

### A. PENGANTAR.

Pada umumnya ketika suatu reaksi kimia berlangsung, laju reaksi berkurang dan konsentrasi pereaksi pun berkurang. Dalam banyak hal setelah waktu tertentu reaksi dapat berkesudahan, yaitu semua pereaksi habis bereaksi. Namun banyak reaksi tidak berkesudahan dan pada seperangkat kondisi tertentu, konsentrasi pereaksi dan produk reaksi menjadi tetap. Reaksi yang demikian disebut reaksi reversible dan mencapai kesetimbangan. Pada reaksi semacam ini produk reaksi yang terjadi bereaksi membentuk kembali pereaksi. Ketika reaksi berlangsung laju reaksi ke depan (ke kanan) sedangkan laju reaksi sebaliknya bertambah, sebab konsentrasi pereaksi berkurang dan konsentrasi produk reaksi bertambah.

Dengan demikian laju reaksi terukur dari reaksi ke depan terus berkurang menjadi nol. Pada saat laju reaksi ke kanan dan laju reaksi sebaliknya menjadi sama. Jika hal ini yang terjadi pereaksi dan produk reaksi berada dalam suatu keadaan yang disebut **kesetimbangan dinamik**



Gambar 2.1 Alur konsentrasi terhadap waktu

Dari gambar I terlihat

1. Pada awal konsentrasi berubah dengan cepat.
2. Pada waktu  $t$  konsentrasi tidak berubah karena sistem berada dalam keadaan kesetimbangan.
3. Laju perubahan konsentrasi berkurang ketika reaksi berlangsung sampai mencapai nol, ketika sistem mencapai kesetimbangan.

## B. CIRI UMUM PROSES KESETIMBANGAN.

Ciri umum sistem kesetimbangan sebagai berikut:

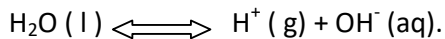
1. Sistem tidak memperoleh materi dari lingkungan dan tanpa kehilangan (memberikan) materi ke lingkungan.
2. Sistem adalah dinamik. Dua proses yang berlawanan berlangsung pada saat yang sama.
3. Sifat yang dapat diukur dan diamati adalah konstan, sebab kedua proses berlangsung dalam laju yang sama, sehingga konsentrasi zat-zat konstan.
4. Pada suhu tertentu, kesetimbangan mencapai suatu nilai yang konstan dari ungkapan yang menyangkut konsentrasi zat-zat yang bereaksi.

Ungkapan dengan nilai konstan

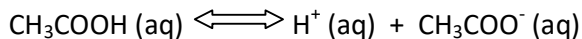
Proses	ungkapan yang mempunyai nilai konstan dalam sistem dengan proses pada kesetimbangan pada temperatur tertentu.
$\text{H}_2\text{O} (l) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} (g)$ $\text{I}_2 (s) \rightleftharpoons \text{I}_2 (\text{larutan})$ $\text{O}_2 (g) \rightleftharpoons \text{O}_2 (aq)$ $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3$	$P_{\text{H}_2\text{O}}$ $[\text{I}_2 (\text{larutan})]$ $\frac{[\text{O}_2 (aq)]}{[\text{O}_2 (g)]}$ $\frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$

Contoh

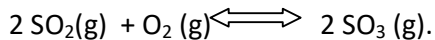
Kesetimbangan dalam reaksi kimia yang berlangsung dalam air



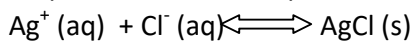
Larutan asam lemah dalam larutan air.



Reaksi pembentukan belerang trioksida dan belerang dioksida

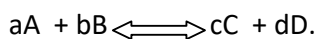


Reaksi pembentukan endapan



## C. HUKUM KESETIMBANGAN.

Dari pengukuran eksperimen tentang sistem kesetimbangan diperoleh keteraturan yang dikenal dengan **hukum kesetimbangan** dari persamaan reaksi yang umum



Pada keadaan kesetimbangan, diperoleh nilai yang sama untuk ungkapan yang disebut **perbandingan konsentrasi** atau **Q** (berasal dari quosien konsentrasi)

yaitu:

$$Q = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Lambang Q digunakan untuk nilai perbandingan konsentrasi (quosien konsentrasi) pada setiap keadaan. Nilai perbandingan konsentrasi Q. Untuk reaksi kesetimbangan disebut **tetapan kesetimbangan** dengan lambang K.

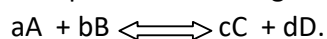
Dalam sistem pada kesetimbangan

$$Q = K$$

Dalam sistem bukan kesetimbangan

$$Q \neq K$$

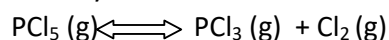
Jadi tetapan kesetimbangan untuk reaksi



$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

1. Besarnya tetapan kesetimbangan suatu reaksi pada temperatur tertentu hanya dapat ditentukan dengan eksperimen dan tidak dapat diramal dari persamaan reaksi.
2. Besarnya tetapan kesetimbangan berubah jika temperatur berubah.
3. Pada temperatur tertentu, mungkin terdapat banyak campuran reaksi, setiap reaksi mempunyai konsentrasi pereaksi yang berbeda dalam keadaan kesetimbangan.

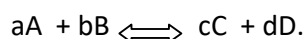
Misalnya untuk sistem



Eksperimen	[PCl <sub>5</sub> ]	[PCl <sub>3</sub> ]	[PCl <sub>2</sub> ]
1	0,00023	0,23	0,055
2	0,010	0,15	0,37
3	0,085	0,99	0,47
4	1,00	3,66	1,50

$$K_c = \text{rata-rata} = 5,5$$

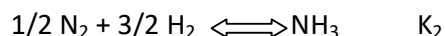
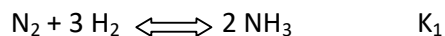
Untuk suatu reaksi kesetimbangan



Hukum kesetimbangan selalu berlaku apakah dimulai dari campuran A dan B dari campuran C dan D atau campuran A, B, C, dan D.

Suatu reaksi dapat dinyatakan lebih dari satu persamaan. Besarnya tetapan kesetimbangan bergantung pada persamaan reaksi. Dengan demikian persamaan reaksi harus diketahui untuk menyatakan tetapan kesetimbangan.

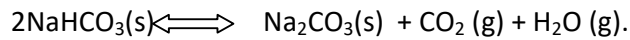
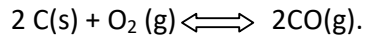
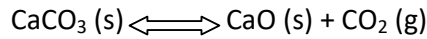
Misalnya



#### D. KESETIMBANGAN HETEROGEN.

Kesetimbangan heterogen adalah kesetimbangan yang berkaitan dengan dua fasa atau lebih

Misalnya.



Pada umumnya pada temperatur tertentu konsentrasi zat padat murni atau cairan murni tidak berubah, yaitu konstan. Tetapan ini dapat digabung dengan tetapan kesetimbangan semula menjadi tetapan kesetimbangan baru yang konstan. Oleh karena itu pada reaksi kesetimbangan heterogen tidak terdapat konsentrasi zat padat dan cairan pada ungkapan tetapan kesetimbangan.

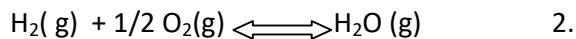
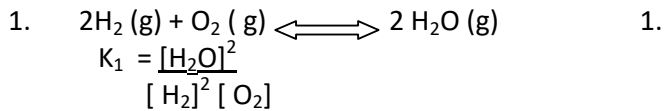
Jadi untuk reaksi di atas.

$$K_c = [\text{CO}_2] \text{ atau } K_p = P \text{ CO}_2.$$

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{O}_2]} \text{ atau } K_p = \frac{P \text{ CO}_2}{P \text{ O}_2}$$

$$K_c = [\text{CO}_2] [\text{H}_2\text{O}] \text{ atau } K_p = P \text{ CO}_2 \cdot P \text{ H}_2\text{O}$$

#### E. TETAPAN KESETIMBANGAN DAN STOIKIOMETRI REAKSI.

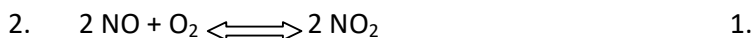


$$K_2 = \frac{[\text{H}_2\text{O}]}{[\text{H}_2][\text{O}_2]^{1/2}}$$

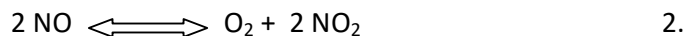
Semua koefisien pada persamaan reaksi 2 setengah dari pada persamaan pada reaksi

1. Hubungannya antara kedua tetapan kesetimbangan.

$$K_2 = \sqrt{K_1}$$



$$K_1 = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 [\text{O}_2]}$$

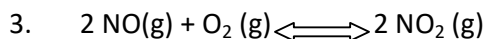


$$K_2 = \frac{[\text{NO}]^2 + [\text{O}_2]}{[\text{NO}_2]^2}$$

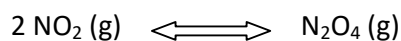
Cara penulisan reaksi 2 berlawanan dengan cara penulisan reaksi 1. Hubungan antara

$K_1$  dan  $K_2$

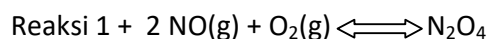
$$K_2 = 1/K_1$$



$$K_1 = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 [\text{O}_2]}$$



$$K_2 = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2}$$



$$K_3 = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}]^2 [\text{O}_2]}$$

Reaksi ketiga merupakan jumlah reaksi pertama dan kedua. Hubungan antara ketiga tetapan kesetimbangan.  $K_3 = K_1 \cdot K_2$ .

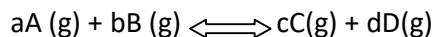
## F. BERBAGAI UNGKAPAN $K$ , $K_C$ , $K_P$ , $K_X$

Satuan konsentrasi yang biasanya digunakan untuk ungkapan tetapan kesetimbangan :

Untuk larutan : kemolaran atau fraksi mol.

Untuk gas : tekanan parsial, mol per liter, fraksi mol.

Tetapan kesetimbangan untuk reaksi



Dapat dinyatakan dengan:

1. Konsentrasi [...]

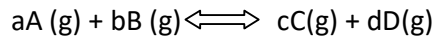
$$K_C = \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b}$$

2. Tekanan parsial

$$K_P = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b}$$

3. Fraksi mol,  $x$   $K_X = \frac{X_C^c X_D^d}{X_A^a X_B^b}$

Hubungan antara  $K_P$  dan  $K_C$



$$K_C = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

$$K_P = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b}$$

$$pV = n RT \text{ atau } p = \left(\frac{n}{V}\right) RT$$

$$\text{Jadi konsentrasi} = \left(\frac{n}{V}\right)$$

$$K_P = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b}$$

$$K_P = \frac{([C] RT)^c ([D] RT)^d}{([A] RT)^a ([B] RT)^b}$$

$$K_P = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \times \frac{(RT)^{c+d}}{(RT)^{a+b}}$$

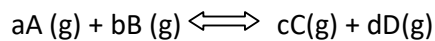
$$K_P = K_C \times \frac{(RT)^{c+d}}{(RT)^{a+b}}$$

$$\Delta n = (c + d) - (a + b)$$

= Jumlah mol produk – jumlah mol pereaksi.

Jika  $\Delta n = 0$ , yaitu jumlah mol produk sama dengan jumlah mol pereaksi sama, maka  $K_P = K_C$

Hubungan antara  $K_P$  dan  $K_X$



$$K_X = \frac{X_C^c X_D^d}{X_A^a X_B^b}$$

$$K_P = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b}$$

$$P_A = X_A \times P_{\text{tot}}$$

$$P_B = X_B \times P_{\text{tot}}$$

$$P_C = X_C \times P_{\text{tot}}$$

$$P_D = X_D \times P_{\text{tot}}$$

$$K_p = \frac{(X_C \times P_{\text{tot}})^c (X_D \times P_{\text{tot}})^d}{(X_A \times P_{\text{tot}})^a (X_B \times P_{\text{tot}})^b}$$

$$K_p = \frac{X_C^c X_D^d}{X_A^a X_B^b} \times \frac{P_{\text{tot}}^{c+d}}{P_{\text{tot}}^{a+b}}$$

$$K_p = K_x \times P_{\text{tot}}^{\Delta n}$$

$P_{\text{tot}}$  = tekanan total

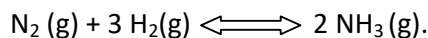
$$\Delta n = (c + d) - (a + b)$$

= Jumlah mol produk – jumlah mol pereaksi.

Jika  $\Delta n = 0$  jumlah mol produk sama dengan jumlah mol pereaksi maka  $K_p = K_x$

## G. SATUAN TETAPAN KESETIMBANGAN.

Harga tetapan kesetimbangan bergantung kepada satuan yang digunakan untuk konsentrasi. Misalnya pada temperatur 673 K. Jika tekanan parsial dinyatakan dalam atm maka untuk reaksi.



$$K_p = \frac{(P_{\text{NH}_3})^2}{(P_{\text{N}_2})(P_{\text{H}_2})^3} = 1,64 \times 10^{-4} \text{ atm}^{-2}$$

Jika tekanan dinyatakan dalam mmHg atau torr maka:

$$K_p (\text{torr}) = \frac{K_p (\text{atm})}{(760)^2}$$

Jika tetapan kesetimbangan dinyatakan dengan konsentrasi:

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n}$$

$$R = 0,08206 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$K_c = (1,64 \times 10^{-4}) \times (0,08206 \times 673)$$

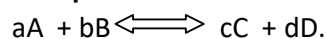
$$K_c = 0,500$$

Jika dalam quosien reaksi disetarakan satuan tekanan atau konsentrasi maka satuan  $K_p$  untuk reaksi,  $K_p (\text{torr}) = 2,84 \times 10^{-10} \text{ torr}^{-2}$ .

## H. MANFAAT TETAPAN KESETIMBANGAN.

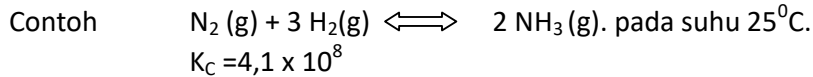
1. Interpretasi kualitatif.
2. Meramal arah reaksi.
3. Menghitung konsentrasi kesetimbangan.

### 1. Interpretasi kualitatif



Pereaksi                      produk

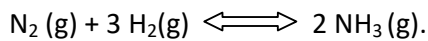
Jika campuran  $K_C$  besar, campuran kesetimbangan hampir semuanya mengandung produk reaksi. Jika  $K_C$  kecil campuran kesetimbangan hampir semuanya mengandung pereaksi. Jika harga  $K_C$  antara 0,1-10 campuran kesetimbangan mengandung pereaksi dan produk reaksi.



Hal ini berarti bahwa konsentrasi produk reaksi  $4,1 \times 10^8$  lebih besar dari konsentrasi pereaksi, jadi pada suhu ini reaksi cenderung untuk menghasilkan amonia pada kesetimbangan.

## 2. Meramal arah reaksi

Contoh



$$Q = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

Q disebut quosien reaksi atau hasil bagi dari hasil kali produk reaksi dan hasil kali pereaksi diberi pangkat dengan angka yang sama dengan koefisien persamaan reaksi, dan harga ini tidak sama dengan K, tetapi harga Q tidak sama dengan harga K.

**Jika  $Q > K_C$ , reaksi berlangsung ke kiri.**

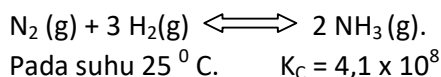
**Jika  $Q < K_C$  reaksi berlangsung ke kanan**

**Jika  $Q = K_C$  reaksi berada dalam keadaan kesetimbangan.**

## 3. Menghitung Konsentrasi Kesetimbangan.

Jika telah diketahui, konsentrasi zat-zat dalam campuran kesetimbangan dapat dihitung.

Contoh



Hitung konsentrasi  $\text{NH}_3$  jika pada keadaan kesetimbangan konsentrasi  $\text{N}_2$  dan  $\text{H}_2$  masing-masing  $0,010\text{M}$  ?.

Penyelesaian

$$K_C = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = \frac{[\text{NH}_3]^2}{(0,010)(0,010)^3} = 4,1 \times 10^8$$

$$[\text{NH}_3] = (4,1 \times 10^8)(0,010)(0,010) = 4,1\text{m}$$

$$[\text{NH}_3] = \sqrt{4,1} = 2,0$$

Jadi konsentrasi  $\text{NH}_3$  pada keadaan kesetimbangan  $2,0\text{M}$ .



## I. FAKTOR FAKTOR YANG MEMPENGARUHI KESETIMBANGAN

Temperatur: Tetapan kesetimbangan bergantung pada temperatur, bagi reaksi eksoterm ( $\Delta H$  negatif).  $K$  berkurang dengan kenaikan temperatur dan bagi reaksi endoterm ( $\Delta H$  positif)  $K$  bertambah dengan kenaikan temperatur.

Perhatikan reaksi  $\text{CO(g)} + 3 \text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_4\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(g)}$  = - 206,2 kJ.

Harga  $K$  pada beberapa temperatur dapat dilihat pada tabel 2.14 di bawah ini

Tabel 2.14  
Harga  $K$  dan temperatur

Temperatur ( K )	$K_c$
298	$4,9 \times 10^{27}$
800	$1,38 \times 10^5$
1000	$2,54 \times 10^2$
1200	3,92

Dari tabel 2.14 terlihat bahwa harga tetapan kesetimbangan berkurang jika temperatur dinaikan untuk suatu reaksi eksoterm.

Sesuai asas Le Chatelier : untuk reaksi endoterm ( $\Delta H$  positif) produk reaksi bertambah pada keadaan kesetimbangan jika temperatur dinaikan ( $K_c$  bertambah besar pada  $T$  tinggi).

Untuk reaksi eksoterm ( $\Delta H$  negatif) produk reaksi bertambah pada keadaan kesetimbangan, jika temperatur diturunkan ( $K_c$  bertambah pada  $T$  rendah).

### Contoh.

Proses Haber untuk reaksi amonia.  $\text{N}_2\text{(g)} + 3 \text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3\text{(g)}$  adalah eksoterm ( $\Delta H = -92 \text{ kJ mol}^{-1}$ ) Jika campuran kesetimbangan dipanaskan pada temperatur tinggi, jelaskan apa yang terjadi.

Penyelesaian.

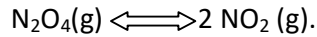
Oleh karena reaksi adalah eksoterm ( $\Delta H$  negatif), tetapan kesetimbangan  $K$  akan berkurang pada temperatur tinggi. Dengan demikian campuran tidak lagi berada dalam kesetimbangan. Terjadi reaksi untuk memperkecil

$$\frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

Oleh karena itu pembilang menjadi lebih kecil dan penyebut menjadi lebih besar. Hal ini dapat terjadi, jika reaksi bergeser ke kiri, yaitu sebagian amonia terurai menjadi nitrogen dan hydrogen.

### Contoh

Pada temperatur tertentu campuran  $\text{N}_2\text{O}_4$  dan  $\text{NO}_2$  berada dalam kesetimbangan



Kearah mana reaksi bergeser jika temperatur dinaikan?.

Penyelesaian.

Reaksi kekanan menyangkut pemutusan ikatan. Oleh karena itu reaksi kekanan adalah reaksi endoterm. Jadi tetapan kesetimbangan bertambah jika temperatur dinaikan. Oleh karena itu, jika temperatur dinaikan reaksi bergeser kekanan yaitu  $\text{N}_2\text{O}_4$  akan terurai menjadi  $\text{NO}_2$ .

### Pengaruh Tekanan.

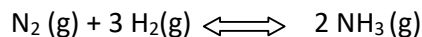
Tekanan hanya sedikit berpengaruh pada reaksi dalam larutan atau dalam keadaan padat, karena cairan dan padatan sukar dimanfaatkan. Akan tetapi dengan mengubah tekanan dari campuran gas pada keadaan kesetimbangan, maka system tidak lagi berada dalam kesetimbangan.

Dari persamaan gas  $pV = nRT$  dapat dilihat bahwa  $p = c RT$  dimana  $c =$  konsentrasi ( $c = n/V$ ). Jadi konsentrasi gas berbanding lurus dengan tekananya.

**Jika tekanan dinaikan dengan memperkecil volume campuran reaksi, reaksi bergeser kearah jumlah mol paling sedikit.**

## J. PENAMBAHAN ATAU PENGURANGAN PEREAKSI DAN PRODUK REAKSI.

Perhatikan reaksi sintesis amonia,

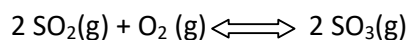


$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

Misalkan konsentrasi nitrogen ditambah, Hal ini berarti bahwa harga penyebut dari ungkapan  $K_c$  bertambah. Jika didinginkan harga  $K_c$  tetap, maka konsentrasi  $\text{NH}_3$  bertambah, jadi reaksi bergeser kekanan. Hal ini sesuai dengan asas L Chatelier reaksi berlangsung kekanan. Agar pengaruh sebaliknya dari penambahan  $\text{N}_2$  yaitu ,  $\text{N}_2$  bereaksi. Jadi  $\text{N}_2$  akan berkurang.

## K. KATALIS.

Perhatikan reaksi ini



Harga tetapan kesetimbangan,  $K_c 1,7 \times 10^{26}$  menunjukkan bahwa reaksi ini dapat berlangsung sempurna, namun dalam praktek pada pembakaran belerang dengan oksigen, hasil reaksi yang utama adalah  $\text{SO}_2$ . Oksidasi  $\text{SO}_2$  menjadi  $\text{SO}_3$  sangat lambat. Akan tetapi oksidasi  $\text{SO}_2$  dengan menambahkan katalis merupakan tahap penting dalam proses kontak untuk menghasilkan  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Katalis tidak mempengaruhi komposisi campuran kesetimbangan, katalis mempercepat tercapainya kesetimbangan.

## L. BEBERAPA CONTOH KESETIMBANGAN

1. pH darah dalam jaringan badan kira-kira 7,4, harga ini diatur oleh reaksi kesetimbangan asam karbonat dalam darah berada dalam kesetimbangan dengan ion hidrogen karbonat.
2. Jika konsentrasi ion hidrogen bertambah, ion-ion ini bereaksi dengan ion hidrogen karbonat, Jika konsentrasi ion hidrogen terlalu rendah, asam karbonat bereaksi menghasilkan ion hidrogen.
3. Oksigen diangkut dari paru-paru ke sel badan oleh hemoglobin dalam sel darah merah. Dalam paru-paru, konsentrasi oksigen cukup tinggi dan hemoglobin bereaksi dengan oksigen membentuk oksihemoglobin.

## Latihan

*Untuk memperdalam pengertian Anda mengenai materi di atas, kerjakan latihan berikut :*

Hitunglah harga  $K_a$  dari asam asetat ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ )

jika konsentrasi

$$[\text{HC}_3\text{H}_3\text{O}_2] = 0,8 \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,4 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-] = 1,24 \times 10^{-3} \text{ M}$$

## Ringkasan

Kesetimbangan Kimia membahas,

1. Ciri umum sistem kesetimbangan
2. Hukum kesetimbangan dari persamaan reaksi yang umum
3. Kesetimbangan kesetimbangan yang berkaitan dengan dua fasa atau lebih (heterogen)
4. Tetapan Kesetimbangan Dan Stoikiometri Reaksi
5. Satuan konsentrasi yang biasanya digunakan untuk ungkapan tetapan kesetimbangan  $K_C$ ,  $K_p$ ,  $K_x$
6. Harga tetapan kesetimbangan bergantung kepada satuan yang digunakan untuk konsentrasi
7. Manfaat Tetapan Kesetimbangan
8. Faktor Faktor Yang Mempengaruhi Kesetimbangan
9. Penambahan Atau Pengurangan Pereaksi Dan Produk Reaksi
10. Katalis

## Tes 2

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

- 1) Tetapan kesetimbangan  $K_c$  dalam mol/liter, bagi reaksi  $\text{COCl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$  adalah 1 pada temperatur 1100K, bila konsentrasi awal  $\text{COCl}_2$  adalah 2 mol/liter maka derajat disosiasi ialah:
  - A. 1/2
  - B. 1/3.
  - C. 2/3
  - D. D.1/4
  - E. E.1/5.
  
- 2) Diketahui pada suhu tertentu
 
$$\text{A} + 2\text{BC} \rightleftharpoons \text{AC}_2 + 2\text{B} \quad K = 0,5$$

$$\text{B} + \text{AC}_2 \rightleftharpoons \text{BC} + \text{AC} \quad K = 4,0.$$
 Maka tetapan kesetimbangan untuk reaksi  $\text{A} + \text{AC}_2 \rightleftharpoons 2\text{AC}$  ialah:
  - A. 4,5
  - B. 5,0
  - C. 8,0
  - D. 8,5
  - E. 16,5.
  
- 3) Perhatikan lima buah reaksi, dalam keadaan standar, masing-masing dengan perubahan entalpi yang tertera dibawah, dalam keadaan mana temperatur mempunyai pengaruh paling besar terhadap tetapan kesetimbangan.
  - A. -20 kJ/ mol.
  - B. B.- 10 kJ/mol.
  - C. C.0 kJ/mol.
  - D. D 10 kJ/mol.
  - E. E.15 kJ/mol.
  
- 4) Tetapan kesetimbangan untuk reaksi  $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$   $K_c = 1, 00$ . Jumlah mol B yang harus dicampurkan pada 4 mol A untuk menghasilkan 2 mol C pada kesetimbangan ialah:
  - A. 4 mol.
  - B. 2 mol.
  - C. 3mol.
  - D. 1 mol.
  - E. 5 mol.

- 5) Persamaan reaksi kesetimbangan dari gas-gas di bawah ini yang tidak akan bergeser kekanan jika tekanan system dinaikan ( suhu tetap).
- $2 \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ .
  - $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$ .
  - $\text{SO}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g})$ .
  - $\text{CO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$ .
  - $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$
- 6) Suatu reaksi kesetimbangan  $\text{A}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{B}(\text{g}) + \text{C}(\text{g})$  mempunyai harga  $K_p = 0,328$  pada suhu  $127^\circ\text{C}$ . Harga  $K_c$  sama dengan:
- $1 \times 10^{-2}$ .
  - $2 \times 10^{-2}$ .
  - $4 \times 10^{-2}$ .
  - $3,2 \times 10^{-2}$ .
  - $1,6 \times 10^{-2}$ .
- 7) Suatu gas X dengan tekanan 4 atm diberi katalis sehingga teruarai mencapai kesetimbangan  $\text{X}(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{Y}(\text{g})$ . Dengan harga  $K_p = 4/3$ . Pada keadaan setimbang ini , tekanan total campuran.
- Tetap 4 atm.
  - menjadi 3 atm.
  - menjadi 5 atm.  
menjadi 6 atm
  - menjadi 9 atm.
- 8) Dalam kesetimbangan berikut  $\text{A}(\text{g}) + 2 \text{B}(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{C}(\text{g})$  ditemukan tekanan-tekanan parsial  $P_A = 1\text{atm}$ ,  $P_B = 1 \text{ atm}$  dan  $P_C = 3 \text{ atm}$ . Jika sekarang pada suhu tetap, tekanan total system diturunkan menjadi 3 atm, akan dicapai kesetimbangan baru dengan:
- $K_x$  tetap pada harga 45.
  - $K_p$  tetap pada harga 27.
  - $K_p$  tetap menjadi 27.
  - $K_x$  turun menjadi 27.
  - $E.K_p$  tetap pada harga 45.
- 9) Tetapan kesetimbangan untuk reaksi  $\text{A} + 3 \text{B} \rightleftharpoons \text{C}$  sama dengan  $1/4$  . Jumlah mol A yang harus dicampurkan dengan 4 mol B dalam volume 2 liter untuk memperoleh 1 mol C pada keadaan setimbang yaitu
- 4.
  - 8
  - 9.

- D. 32.  
E. 33.
- 10) Suatu reaksi kimia mempunyai kalor reaksi  $\Delta H = + a$  Joule pada temperatur  $T_1$  dengan tetapan kesetimbangan  $K_1$ . Bila suhu dinaikan menjadi  $T_2$ , tetapan kesetimbangan menjadi  $K_2$ . Dalam hal ini
- A.  $K_2 > K_1$ .  
B.  $K_2 < K_1$   
C.  $K_2 = K_1$   
D.  $K_2 = \Delta H / RT_2$   
E.  $K_2 = \Delta H / RT_2^2$ .

## Kunci Jawaban Tes

### *Tes 1*

- 21) D
- 22) C
- 23) C
- 24) C
- 25) B
- 26) C
- 27) C
- 28) D
- 29) B
- 30) D
- 31) A
- 32) B
- 33) C
- 34) D
- 35) D
- 36) C
- 37) A
- 38) D
- 39) B
- 40) D

### *Tes 2*

- 21) A
- 22) C
- 23) A
- 24) C
- 25) B
- 26) A
- 27) D
- 28) D
- 29) C
- 30) A

## Daftar Pustaka

- Cotton dan Wilkinson, (2013), *Kimia Anorganik Dasar*, Jakarta: Penerbit Universitas Indonesia Press
- Hadyana P V. (1979). *Analisi Anorganik Kualitatif Makro Dan Semimikro Ed 5*. PT Kalman Media Pusaka Jakarta.
- Hiskia Achmad, (2000). *Penuntun Belajar kimia dasar*, Bandung; Citra Aditya Bakti.
- James E B; alih bahasa Sukmariah. (1994). *Kimia Universitas jilid 1 dan 2*, Jakarta; Erlangga
- Saito T alih bahasa Ismunandar, (1996), *Buku Teks Kimia Anorganik Online Terjemahan*, Terbit dengan izin dari Iwanami Publishing Company
- Sugiyarto, K. H., (2012), *Dasar – Dasar Kimia Anorganik Transisi*, Yogyakarta: Graha Ilmu



## BAB III

### Konsep Mol dan Kesetimbangan Asam Basa

*Yayat Sudaryat, St, Mt*

#### PENDAHULUAN

Campuran zat-zat yang homogen disebut larutan, yang memiliki komposisi merata serba sama di seluruh bagian volumenya. Suatu larutan mengandung zat terlarut, atau lebih dari satu pelarut. Zat terlarut merupakan komponen yang jumlahnya sedikit sedangkan pelarut adalah komponen yang terdapat lebih banyak.

Suatu larutan dengan jumlah maksimum zat terlarut pada temperatur tertentu disebut *larutan jenuh*, sebelum mencapai titik jenuh, *larutan tidak jenuh*, kadang-kadang dijumpai suatu keadaan dengan zat terlarut dalam larutan lebih banyak dari pada zat terlarut yang seharusnya dapat melarut pada temperatur tersebut. Larutan yang demikian disebut *larutan lewat jenuh*.

Banyaknya zat terlarut yang dapat menghasilkan larutan jenuh, dalam jumlah tertentu pelarut pada temperatur konstan disebut *kelarutan*. *Kelarutan suatu zat tergantung pada sifat zat, molekul, pelarut, temperatur dan tekanan*.

Suatu larutan dapat bersifat asam atau bersifat basa, maka Anda dapat mengetahui tentang suatu reaksi asam–basa. Dengan demikian setelah mempelajari modul ini anda diharapkan dapat memahami dan menghitung serta membuat suatu larutan dengan konsentrasi-konsentrasi tertentu lebih khusus Anda dapat:

1. Dapat membuat larutan dengan konsentrasi tertentu baik Normalitas, Molaritas, %, ppm dan sebagainya.
2. Dapat melakukan perhitungan secara Stoikiometri dalam reaksi kimia
3. Dapat mengaplikasikan persamaan reaksi sampai perhitungan suatu kadar.
4. Dapat melakukan perhitungan secara pengenceran.
5. Kekuatan asam-basa, disosiasi asam–basa
6. Kesetimbangan asam-basa
7. Menghitung kontanta kesetimbangan, menghitung konsentrasi ion  $H^+$  atau  $OH^-$
8. Menghitung pH suatu larutan baik asam-basa atau garam.

## Topik 1 Konsep Mol

### A. KONSENTRASI LARUTAN.

Konsentrasi larutan didefinisikan sebagai zat terlarut dalam setiap satuan larutan atau pelarut. Pada umumnya konsentrasi dinyatakan dalam satuan fisik, misalnya satuan berat, atau satuan volume atau dalam satuan kimia, misalnya mol, massa rumus dan ekivalen.

**Tabel 3.1. Satuan konsentrasi.**

Lambang	Nama	Definisi
Satuan Fisika		
% b/b	Persen berat	$\frac{\text{gram zat terlarut}}{\text{gram laru tan}} \times 100$
% v/v	Persen volume	$\frac{\text{ml zat terlarut}}{\text{ml laru tan}} \times 100$
% b/v	Persen berat – volume	$\frac{\text{gram zat terlarut}}{\text{ml laru tan}} \times 100$
ppm	Parts per million	$\frac{\text{mg zat terlarut}}{1 \text{ liter laru tan}}$
ppb	Parts per billion	$\frac{\mu \text{ zat terlarut}}{1 \text{ liter laru tan}}$
Satuan Kimia		
	Fraksi mol	$\frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{mol zat terlarut} + \text{mol pelarut}}$
F	Formal	$\frac{\text{massa rumus zat terlarut}}{\text{liter laru tan}}$
M	Molaritas	$\frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{liter laru tan}}$
m	Molalitas	$\frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{kg pelarut}}$
N	Normalitas	$\frac{\text{ekivalen zat terlarut}}{\text{liter laru tan}}$

## B. KONSEP MOL

Atom atau molekul sangat kecil dia tidak bisa dilihat. Mengambil satu atom suatu unsur yang massanya 12 u atau mengambil satu molekul yang misalnya massanya 30 u (ingat  $1 \text{ u} = 1,6605665 \times 10^{-24}$  gram) sangat tidak mungkin dilakukan. Dalam praktek sehari-hari yang biasa dilakukan adalah mengambil unsur atau senyawa dalam jumlah yang banyak, yang tentu mengandung banyak atom atau molekul, dengan Massa tertentu yang satuannya gram. Misalnya mengambil karbon sebanyak 12 gram ( $A_r \text{ C}=12$ ) dan pengambilan ini mudah dilakukan dengan cara menimbang. Jadi mengambil zat sesuai dengan  $A_r$  atau  $M_r$  Zat itu dalam gram sangat mudah dilakukan.

Jumlah atom, molekul atau ion yang terdapat dalam setiap  $A_r$  gram atau  $M_r$  gram zat adalah sama. Misalnya oksigen  $\text{O}_2$  sebanyak 32 gr, mengandung jumlah molekul yang sama dengan metana,  $\text{CH}_4$  sebanyak 16 gr (hal ini dapat buktikan dengan mengingat bahwa massa 1 molekul  $\text{O}_2$  dan  $\text{CH}_4$  masing-masing 32 u dan 16 u dan  $1 \text{ u} = 1,6605665 \times 10^{-24}$  gram). Hanya molekul  $\text{O}_2$  lebih besar dibandingkan dengan molekul  $\text{CH}_4$ . Dengan analogi yang lebih akrab, bahwa satu lusin telur bebek akan mempunyai massa lebih besar dari pada satu lusin telur puyuh. Seperti penjual telur menghitung telur telur dengan satuan lusin (atau dengan satuan yang lazim seperti dozen dan sebagainya), ahli kimia menghitung jumlah atom-atom, molekul-molekul atau ion-ion dengan satuan jumlah yang disebut mol (Mole). Istilah mol diturunkan dari bahasa latin yang berarti setumpuk atau sejumlah. Mol dalam hal ini adalah konsep besaran yang mewakili setumpuk atau sejumlah, molekul ion atau partikel lain. Berdasarkan sistem satuan SI, mol tidak mempunyai satuan tetapi satuan yang sesuai dengan arti mol itu yaitu sejumlah partikel (*amount of substance*).

Sebelum tahun 1959 IUPAC and IUPAC menggunakan oksigen sebagai standar untuk mendefinisikan mol. Kimiaawan mendefinisikan mol sebagai jumlah atom oksigen yang dimiliki oleh 16 gr oksigen, sedangkan fisikawan mendefinisikan mol dengan cara yang sama tetapi hanya menggunakan nuklida oksigen -16. Kedua organisasi itu pada tahun 1959/1960 setuju mendefinisikan mol sebagai berikut; **Menurut system Internasional (SI) satu mol adalah jumlah zat yang mengandung partikel-partikel elementer, sebanyak jumlah atom yang terdapat dalam 0,012 kg ( 12 gram ) karbon-12.**

Definisi ini diadopsi oleh *ICPM ( International Comitte for Weight and Measures)* pada tahun 1967, dan pada 1971 definisi ini diadopsi oleh *CGPM ( General Conference Weights and Measures)* yang ke 14. Pada tahun 1980 the *ICPM* mengklarifikasi definisi itu dengan mendefinisikan bahwa atom-atom karbon-12 dalam keadaan tidak terikat dan dalam tana dasarnya (*ground state*). Definisi satu mol dengan demikian menjadi sebagai berikut:

**Satu mol adalah jumlah zat yang mengandung partikel-partikel elementer, sebanyak jumlah atom yang tredapat dalam 0,012 kg (=12 gram) karbon 12, dimana atom-atom karbon 12 dalam keadaan tidak terikat, diam dan dalam keadaan dasarnya (*ground state*)**

Jumlah partikel ( atom, molekul, ion) yang terdapat dalam 0,012 kg ( 12 gram) karbon-12 dikenal dengan **tetapan Avogadro ( the Avogadro constant)**, dengan lambang  $L$  dan jumlah partikel itu ditentukan secara eksperimen. Harga tetapan Avogadro yang telah

diterima adalah sebesar  $6,0221479(30) \times 10^{23}$  partikel  $\text{mol}^{-1}$ . Berdasarkan definisi tersebut, maka 12 gram C-12 ( massa atom relatif 12) mengandung 1 mol atom C -12; 32 gram ( massa molekul relatif 32) mengandung 1 mol molekul  $\text{O}_2$ . Sebaliknya satu mol atom C-12 massanya 12 gram; satu mol molekul  $\text{O}_2$  massanya 32 gram; dan satu mol NaOH (s0 massanya adalah 40 gram (  $M_r$  NaOH =40 ). Hubungan 1mol zat dengan  $A_r$  atau  $M_r$  zat ini sering digunakan untuk mengubah mol menjadi gram atau sebaliknya dari gram menjadi mol. Sebagai contoh , berapa masa dari 2 mol (s) NaOH ?. Penyelesaiannya dengan memakai hubungan 1 mol NaOH dengan  $M_r$ nya dalam gram. Jadi

$$1 \text{ mol NaOH} = 40 \text{ gram}$$

$$2 \text{ mol NaOH} = 2 \times 40 \text{ gram} = 80 \text{ gram.}$$

Sebaliknya, berapakah jumlah mol yang terdapat dalam 100 gram NaOH . Penyelesaiannya tetap menggunakan hubungan 1 mol NaOH dengan  $M_r$  nya dalam gram.

$$1 \text{ mol (s) NaOH} = 40 \text{ gram}$$

$$1 \text{ gram NaOH} = \frac{1 \text{ mol (s) NaOH}}{40}$$

$$100 \text{ gram NaOH} = 100/40 \times 1 \text{ mol} = 2,5 \text{ mol.}$$

Pengubahan massa (gram) zat menjadi jumlah molnya dengan demikian dilakukan membagi massa ( gram) zat dengan  $A_r$  atau  $M_r$  , Namun demikian definisi mol bukan massa dibagi  $A_r$  atau  $M_r$  .

**Massa satu mol zat yang sesuai dengan massa atom relatif, atau massa molekul relatif , atau massa rumus relatif zat itu dalam gram disebut massa molar( *molar mass*).**

Massa molar  $\text{O}_2 = 32 \text{ gram mol}^{-1}$  massa molar  $\text{NO}_2 = 46 \text{ gram mol}^{-1}$  .

Besaran mol sangat penting dalam ilmu kimia, pentingnya mol ini dapat diperlukan pada saat pembahasan mengenai stokiometri.

*Stoikiometri dengan faktor konversi*

Pengetahuan massa atom relatif , massa molekul relatif atau massa rumus relatif persamaan reaksi serta arti koefisien persamaan reaksi, konsep mol, sangat penting untuk menghitung jumlah atom atau molekul atau ion, massa senyawa dalam gram, dan mol senyawa yang ikut ambil bagian dalam reaksi. Penyelesaian hitungan kimia yang berkembang saat ini menggunakan pendekatan **faktor konversi**.

Hubungan besaran yang telah diketahui antara lain,

$$1 \text{ mol zat mengandung } 6,02 \times 10^{23} \text{ partikel ( = tetapan Avogadro).}$$

$$1 \text{ mol zat Massa nya } A_r \text{ gram atau } M_r \text{ Gram zat ( = Massa molar)}$$

Bila kita mengingat kembali pertanyaan diatas, berapakah massa dari 2 mol gas  $\text{NO}_2$  dan berapakah jumlah mol yang terdapat dalam 92 gram  $\text{NO}_2$  beserta jawabannya masing-masing serta mengingat juga  $A_r$  dan  $M_r$  adalh tidak ada satuan, maka akan tampak jelas adanya kecacauan dari besaran hasil. Bagaimanakah menyelesaikan hitungan kimia agar

satuan besaran hasil sesuai dengan satuan besaran yang diketahui? Penyelesaian hitungan dengan faktor konversi akan menjawab pertanyaan itu.

Pertanyaanya” berapa massa dari 2 mol zat” penyelesaiannya dapat dilakukan dengan tetap mengingat hubungan 1 mol zat =  $A_r$  gram atau  $M_r$  gram zat itu. Membagi kedua sisi hubungan besaran itu dengan  $A_r$  gram atau  $M_r$  gram akan diperoleh hubungan sebagai berikut:

$$= \frac{1 \text{ mol}}{A_r \text{ gram atau } M_r \text{ gram}} = \frac{A_r \text{ gram atau } M_r \text{ gram}}{A_r \text{ gram atau } M_r \text{ gram}} = 1$$

$\frac{1 \text{ mol}}{A_r \text{ gram atau } M_r \text{ gram}}$  dikenal dengan faktor konversi yang berharga satu, Oleh karena harganya satu maka kebalikannya yaitu  $\frac{A_r \text{ gram atau } M_r \text{ gram}}{1 \text{ mol}}$  juga mempunyai harga satu.

Jadi factor konversi tersebut dapat dipakai bolak –balik tergantung pada satuan besaran hasil yang diinginkan. Pengubahan 2 mol zat menjadi gram pada soal tersebut di atas, harus dipilih factor konversi sedemikia rupa sehingga satuan besaran hasil adalah gram jadi,

$$\begin{aligned} \text{Massa 2 mol zat} &= ( 2 \text{ mol zat} \times \frac{A_r \text{ gram atau } M_r \text{ gram}}{1 \text{ mol zat}} ) = \text{gram.} \\ &= ( 2 \times A_r ) \text{ gram atau } ( 2 \times M_r ) \text{ gram.} \end{aligned}$$

Demikian juga pertanyaan berapakah jumlah mol yang terdapat dalam 92 gram zat dapat diselesaikan sebagaimana berikut ini.

$$\begin{aligned} \text{Jumlah mol untuk 92 gram zat} &= ( 92 \text{ gram} \times \frac{1 \text{ mol}}{A_r \text{ gram atau } M_r \text{ gram}} ) \text{ mol} \\ &= \left( \frac{92}{A_r} \right) \text{ mol atau } = \left( \frac{92}{M_r} \right) \text{ mol.} \end{aligned}$$

Oleh karena faktor konversi  $\frac{A_r \text{ gram atau } M_r \text{ gram}}{1 \text{ mol zat}}$ , juga merupakan Massa molar zat itu maka penyelesaian soal, berapa Massa dari 2 mol zat diatas dapat juga dilakukan dengan menggunakan massa molar berikut ini.

$$\text{Massa 2 mol zat} = ( 2 \text{ mol zat} \times A_r \text{ gram mol}^{-1} \text{ zat atau } M_r \text{ Gram mol}^{-1} ) \text{ gram.}$$

Demikian juga pertanyaan, berapakah jumlah mol yang terdapat dalam 92 gram zat dapat diselesaikan dengan massa molar sebagai berikut ini.

$$\text{Jumlah mol yang terdapat dalam 92 gram zat} = ( 92 \text{ gram} / A_r \text{ gram mol}^{-1} ) \text{ mol atau } ( 92 \text{ gram} / M_r \text{ gram mol}^{-1} ) \text{ mol}$$

Berdasarkan penyelesaian soal itu dengan factor konversi, jelas sekali bahwa satuan besaran yang ditanyakan, logis berasal dari besaran yang diketahui.

Contoh 1

Berapa gram NaOH ada dalam 0,5 Mol NaOH?

Penyelesaian

Faktor konversi untuk mengubah mol ke gram adalah dari hubungan 1 mol NaOH = 40 gram NaOH ( atau dengan kata lain , massa molar NaOH = 40 gram mol<sup>-1</sup> ) . jadi massa ( gram) NaOH = 0,5 mol NaOH x 40 gram NaOH / 1 mol = 20 gram.

**1. Stoikiometri dalam Penentuan Rumus kimia.**

Istilah rumus dalam ilmu kimia mengandung berbagai pengertian, yaitu dapat diartikan sebagai komposisi unsur-unsur; jumlah relatif tiap jenis atom yang ada dalam senyawa. Rumus yang menyatakan jumlah yang sesungguhnya tiap jenis atom yang dijumpai dalam molekul disebut **Rumus molekul** atau **Rumus senyawa**. Bagaimanakah cara menentukan rumus kimia suatu senyawa? Untuk keperluan ini diperlukan dua hal penting yaitu massa molekul relatif dan persen massa tiap unsur penyusun rumus kimia suatu senyawa. Penentuan massa molekul relatif telah dibahas diatas. Bagaimanakah Cara menentukan persen Massa unsur penyusun suatu senyawa?

Ahli kimia menentukan jenis unsur-unsur dan jumlah unsur-unsur itu dalam suatu senyawa (komposisi senyawa) dengan cara **eksperimen analisis unsur** dan hal itu dilakukan dengan menggunakan metoda yang bervariasi, Metoda yang digunakan untuk menentukan atom relatif metoda dengan menggunakan Spektrometer massa, atau tergantung juga zat pada jenis unsur yang ada dalam senyawa itu.

Misalnya senyawa hidro karbon ( senyawa yang terdiri dari H,C dan oksigen) salah satu contoh dengan cara analisis pembakaran (*combustion analysis*) yaitu dengan membakar senyawa hidrokarbon itu dengan oksigen untuk mengubah karbon menjadi karbon dioksida dan hydrogen menjadi air, karbon dioksida dan air dari pembakaran itu ditampung dengan absorben dalam tabung perangkap yang terpisah, kedua tabung perangkap sebelumnya ditimbang dahulu bobotnya masing masing setelah hidrokarbon dibakar akan terjadi perbedaan massanya yang merupakan massa karbon dioksida dan air. Dari massa itu persen massa karbon dan hydrogen dapat dihitung sedangkan persentase oksigen sisanya.

**Contoh**

1,025 gram sampel suatu senyawa yang mengandung karbon dan hydrogen dibakar dengan oksigen menghasilkan karbon dioksida dan air. hasilnya ditampung secara terpisah dan ditimbang , ternyata terbentuk 3,007 g CO<sub>2</sub> dan 1,845 g H<sub>2</sub>O bagaimana rumus rumus senyawa tersebut?.

**Penyelesaian.**

Marilah kita hitung massa karbon dan hydrogen dalam CO<sub>2</sub> dan H<sub>2</sub>O.

Dalam 1mol CO<sub>2</sub> (44, 01 g) terdapat 1mol C (12, 01 g) sehingga dalam 3,007 g CO<sub>2</sub> terdapat Massa karbon sebanyak:

$$3,007 \text{ gCO}_2 \times \frac{12, 01 \text{ g C}}{44, 01 \text{ g CO}_2} = 0, 8206 \text{ g C}$$

Demikian juga , 1 mol H<sub>2</sub>O ( 18,02) terdapat 2 mol H ( 2,06 g) sehingga massa H dalam 1,845 g H<sub>2</sub>O adalah

$$1,845 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{2,016 \text{ g H}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} = 0,2064 \text{ g H}$$

Setelah diketahui massa C dan H dalam sampel =, kita dapat menghitung molnya.

$$\frac{0,8206 \text{ g C}}{12,01 \text{ g C}} \times \frac{1 \text{ mol C}}{1} = 0,06833 \text{ mol C.}$$

Dan

$$\frac{0,2064 \text{ g H}}{1,008 \text{ g H}} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1} = 0,2048 \text{ mol H.}$$

Sekarang kita tentukan *subscripts* –nya.

$$\text{C}_{0,06833} \text{H}_{0,2048}.$$

Lakukan pembagian dengan *subscripts* yang paling kecil (0,06833).

$$\text{C}_{0,06833/0,06833} = 1 \quad \text{H}_{0,2048/0,06833} = 2,977.$$

Akan menghasilkan C<sub>1</sub>H<sub>2,997</sub>. **Jadi rumus empirisnya CH<sub>3</sub>.**

Senyawa ionik, tidak mempunyai molekul karena senyawa ion tidak terdiri dari molekul tetapi terdiri dari ion-ion. Rumus senyawa ion umumnya berupa rumus empiris seperti NaCl, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> adalah rumus empiris.

Rumus molekul dapat ditentukan setelah terlebih dahulu ditentukan rumus empirisnya dengan cara eksperimen dan kemudian massa molekul relatifnya ditentukan dengan spectrometer massa . Rumus empiris bukan ditentukan dari rumus molekul dan rumus empiris artinya bukan rumus perbandingan atau rumus tersederhana.

## 2. Stoikiometri reaksi kimia

Dengan memperhatikan suatu persamaan reaksi, kita dapat mengambil kesimpulan apa yang terjadi. Untuk dapat menulis suatu persamaan reaksi harus mampu menulis rumus bangun reaktan (senyawa kimia yang ditulis disebelah kiri tanda panah) dan hasil atau produk (senyawa kimia ditulis sebelah kanan tanda panah).

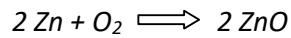
Untuk membantu pengertian ini, persamaan reaksi harus seimbang, yang berarti reaksi harus mengikuti hukum konservasi massa diman jumlah setiap macam atom dikedua sisi anak panah harus sama.

Untuk mengurangi kesalahan dalam menulis persamaan reaksi yang setimbang, perlu diperhatikan langkah-langkah sebagai berikut:

- a. Tulis persamaan reaksi yang belum setara, perhatikan rumus molekulnya yang benar (sesuai dengan uraian sebelumnya).
- b. Persamaan reaksi dibuat setara dengan cara menyesuaikan koefisien yang dijumpai pada rumus bangun reaktan dan hasil reaksi sehingga diperoleh jumlah setiap macam atom sama pada kedua sisi anak panah.

**Contoh**

Diketahui bahwa Logam Zn bereaksi dengan oksigen membentuk ZnO, berapa gram O<sub>2</sub> yang dibutuhkan untuk bereaksi dengan 0,5 mol Zn?



Penyelesaian pertama kita ketahui mol O<sub>2</sub> yang diperlukan untuk dapat bereaksi dengan Zn

$$0,5 \text{ mol Zn} \times \left( \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol Zn}} \right) = 0,25 \text{ mol O}_2$$

Kemudian, mol O<sub>2</sub> diubah ke gram

$$0,25 \text{ mol O}_2 \times \left( \frac{32,0 \text{ gram O}_2}{1 \text{ mol O}_2} \right) = 8 \text{ gram O}_2.$$

Kita dapat menggabungkan kedua perhitungan ini menjadi:

$$0,5 \text{ mol Zn} \times \left( \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol Zn}} \right) \times \left( \frac{32,0 \text{ gram O}_2}{1 \text{ mol O}_2} \right) = 8 \text{ gr O}_2$$

**Soal.**

Dengan menggunakan persamaan reaksi berikut, hitunglah jumlah ZnO yang terbentuk jika 8 gr O<sub>2</sub> direaksikan dengan seng (Zn).

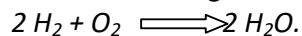
Reaksi



Kita pakai ketiga persamaan ini untuk membuat factor konversi dan menyusun hitungannya.

$$8 \text{ gr O}_2 \times \left( \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ gr O}_2} \right) \times \left( \frac{2 \text{ mol ZnO}}{2 \text{ mol O}_2} \right) \times \left( \frac{81,39 \text{ ZnO}}{1 \text{ mol ZnO}} \right) = 40,70 \text{ gr ZnO}$$

Perhitungan reaktan pembatas yang digunakan dalam satu reaksi. Jika kita mereaksikan senyawa kimia, biasanya kita tidak memperhatikan berapa jumlah reaktan yang tepat supaya tidak terjadi kelebihan reaktan –reaktan tsb. Sering terjadi satu atau lebih reaktan reaktan berlebih dan apabila ini terjadi, maka suatu reaktan sudah habis digunakan sebelum yang lain habis, sebagai contoh 4 mol H<sub>2</sub> dan 1 mol O<sub>2</sub> dicampur dan terjadi reaksi dengan persamaan reaksi sebagai berikut:

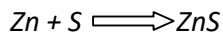


Koefisien reaksi mengatakan bahwa dalam persamaan tersebut 1 mol O<sub>2</sub> mampu bereaksi dengan 2 mol H<sub>2</sub> yang diperlukan, Jadi dalam soal tadi terdapat kelebihan H<sub>2</sub> berlebih, kita harapkan ada 2 mol H<sub>2</sub> yang tersisa tanpa bereaksi. Dalam contoh ini, O<sub>2</sub> diacu sebagai **reaktan pembatas ( limiting reactant)** karena habis tidak ada reaksi lebih lanjut yang dapat terjadi dan tidak ada lagi produk (H<sub>2</sub>O) dapat terbentuk.

**Soal**

Seng direaksikan dengan belerang membentuk seng sulfida persamaan reaksinya sebagai berikut:





Dalam percobaan 15,0 gr Zn dicampur dengan 8 gr S dan dibiarkan bereaksi :

- Mana yang merupakan reaktan pembatas?
- Berapa gr ZnS yang terbentuk, berdasarkan reaktan pembatas yang ada dalam campuran
- Berapa gram sisa reaktan yang lain yang akan tetap tidak bereaksi dalam eksperimen ini?

Untuk mengetahui reaktan pembatas, kita hitung reaktan lain yang dibutuhkan 15 gram Zn

$$15 \text{ gr Zn} \times \left( \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ gr Zn}} \right) = 0,232 \text{ mol Zn}$$

Sekarang kita hitung Sulfur (S)

$$10 \text{ gr S} \times \left( \frac{1 \text{ mol S}}{32,1 \text{ gr S}} \right) = 0,311 \text{ mol S}$$

Kita ambil salah satu reaktan yang paling kecil dalam hal ini karena koefisien antara Zn dan S sama dengan perbandingan 1:1. Kita hanya membutuhkan 0,232 mol S untuk bereaksi sempurna dengan 0,232 mol Zn.

- Dalam hal ini reaktan pembatas adalah Zn. Disini ada reaktan yang berlebih yaitu S kelebihan adalah ( 0,311 mol – 0,232 mol)
- Dilihat dari reaksi 1 mol Zn bereaksi dengan 1 mol S  
Kita peroleh Zn bereaksi menjadi ZnS, kemudian kita gunakan massa rumus ZnS (97, 5 gr/mol) untuk mengubah mol ZnS menjadi gram.

$$0,232 \text{ mol Zn} \times \left( \frac{1 \text{ mol ZnS}}{1 \text{ mol Zn}} \right) \times \left( \frac{97,5 \text{ gram ZnS}}{1 \text{ mol ZnS}} \right) = 22,62 \text{ gr ZnS}$$

- Zn merupakan reaktan pembatas, sedangkan sulfur masih ada yang tersisa yaitu ( 0,311- 0,232) mol S= 0,079 mol kemudian kita ubah ke dalam gram

$$0,079 \text{ mol S} \times \left( \frac{32,1 \text{ gr S}}{1 \text{ mol S}} \right) = 2,536 \text{ gr S}$$

Dengan demikian ketika reaksi selesai masih tersisa 2,536 gr S.

### C. KONSENTRASI MOLAR.

Sering dibutuhkan penentuan suatu larutan secara kuantitatif suatu zat, untuk dapat menghitung konsentrasi suatu zat, maka perlu diketahui konsentrasi zat itu dalam bentuk molaritas. Suatu istilah yang sangat berguna yang berhubungan dengan stoikiometri suatu reaksi dalam larutan yang disebut **konsentrasi molar** atau **molaritas** dengan symbol **M**. Molaritas dinyatakan dengan jumlah mol suatu zat terlarut dalam satu liter.

$$\text{Molaritas} = \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{liter larutan}}$$

Larutan yang mengandung 1,00 mol NaCl dalam 1,00 L larutan mempunyai molaritas 1,00 mol NaCl atau 1,00 M.

**Contoh**

20,0 gr NaOH dilarutkan dalam air dan membentuk larutan sebanyak 500 ml. Berapa molaritas NaOH dalam larutan?

Untuk menghitung molaritas, kita ambil perbandingan antara jumlah mol zat terlarut dengan jumlah liter larutan, massa molekul NaOH g/ mol, sehingga

$$20,0 \text{ g NaOH} \times \left( \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40,0 \text{ g NaOH}} \right) = 0,5 \text{ mol NaOH dalam satu liter sekarang dalam 500 ml,}$$

$$\text{maka; Molaritasnya} = \frac{1000 \text{ ml}}{500 \text{ ml}} \times 0,50 \text{ M} = 1,0 \text{ M}$$

Alasanya molaritas yang dipakai merupakan konsentrasi yang sangat berguna, karena mengetahui molaritas dapat menentukan suatu zat yang terlarut, selain itu bila kita ingin membuat suatu larutan dengan konsentrasi M tertentu kita dapat menimbang dengan teliti kemudian mengencerkan dengan volume tertentu.

**Contoh**

Bila kita ingin membuat larutan NaCl 0,10 M sebanyak 250,0 ml berapa kita harus menimbang NaCl tersebut?

$$X \text{ g NaCl} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} \times \frac{1000 \text{ ml}}{250 \text{ ml}} = 0,10 \text{ M}$$

$$X = 1,4625 \text{ gr}$$

Jadi berat NaCl yang harus ditimbang untuk membuat larutan NaCl 0,1 M sebanyak 250 ml adalah 1,4625 gr NaCl.

**Contoh**

Berapa gr ZnSO<sub>4</sub> yang terdapat dalam 250 ml larutan 0,10 M ZnSO<sub>4</sub>?

Penyelesaian

Kita dapat menulis 250 ml ∞ ? ZnSO<sub>4</sub>

Molaritas dapat digunakan sebagai factor konversi untuk mengubah ml larutan menjadi mol ZnSO<sub>4</sub> dan kemudian kita gunakan massa

$$250 \text{ ml larutan} \times \frac{0,10 \text{ mol ZnSO}_4}{1000 \text{ ml}} = 0,025 \text{ mol ZnSO}_4$$

Massa molekul ZnSO<sub>4</sub> 161,39 g/ mol, Oleh karena itu

$$0,025 \text{ mol ZnSO}_4 \times \frac{161,39 \text{ g ZnSO}_4}{1 \text{ mol ZnSO}_4} = 4,03 \text{ gr ZnSO}_4$$

Maka dalam 250 ml larutan ZnSO<sub>4</sub> 0,10 M terdapat 4,03 gr ZnSO<sub>4</sub>.

Normalitas suatu larutan menggambarkan banyaknya ekuivalen zat terlarut (solute) dalam 1 Liter. Ekuivalen dan miliekuivalen adalah satuan yang menggambarkan banyaknya suatu spesi kimia sebagaimana mol dan milimol. Konsep mol mungkin lebih dikenal dalam perhitungan - perhitungan stoikiometri, sedangkan konsep ekuivalen lebih banyak digunakan dalam menyelesaikan perhitungan dalam titrasi. Berikut ini adalah gambaran perbedaan kedua konsep tersebut. Jadi banyaknya zat yang terkandung dalam satu ekuivalen dapat berbeda untuk reaksi yang berlainan. Konsekuensinya berat satu ekuivalen suatu zat tidak dapat dihitung tanpa diketahui reaksi dari zat tersebut. Demikian pula normalitas larutan tidak dapat ditentukan tanpa mengetahui berat ekuivalennya. Adanya ketidakpastian inilah yang menyebabkan saat ini penggunaan satuan konsentrasi normalitas sudah jarang dipergunakan.

**Dalam konsep Molaritas (M)**

1 mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> bereaksi  
dengan 2 mol NaOH

$$M = \frac{\text{jumlah mol solut}}{\text{liter larutan}}$$

**Dalam konsep normalitas (N)**

1 ekuivalen H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>  
bereaksi dengan 1 mol NaOH

$$N = \frac{\text{jumlah ekuivalen solut}}{\text{liter larutan}}$$

**1. Pembuatan Larutan dengan cara Pengenceran**

Dalam pekerjaan sehari-hari dilaboratorium selalu ada pembuatan suatu reaktan yang harus mengencerkan, seperti membuat HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>COOH, atau amonia encer dengan konsentrasi M tertentu maka yang harus kita kerjakan yaitu melakukan suatu pengenceran

Dimana rumus pengenceran

$$V_{pekat} M_{pekat} = V_{encer} M_{encer}$$

Bagaimana cara mengetahui bila kita ingin tahu bahwa asam sulpat massa jenis 1,84/ ml persen massa 96 dan M 18 ?

$$M = \frac{\text{Massa jenis} \times \text{persen massa} \times 1000}{\text{Bobot mol}} = 18,02 M.$$

**Bobot mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (98)**

**Soal**

Berapa ml H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>pekat (18 M) yang dibutuhkan bila ingin membuat 500 ml H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0,5 M?

Gunakan rumus pengenceran diatas

$$V_p M_p = V_e M_e$$

$$V_e = 500ml, M_e = 0,5 M$$

$$V_p = \frac{V_e M_e}{M_p} =$$

$$V_p = \frac{(500)(0,5)}{18} = 13,9 \text{ ml}$$

Jadi kita ukur 13,9 ml H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> dan diencerkan menjadi volume akhir 500 ml.

### Catatan

Harus hati-hati Untuk mengencerkan H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> air dahulu sebagian baru tambahkan H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> karena reaksi ini eksoterm.

### Soal

Berapa banyak air harus ditambahkan bila ingin membuat HCl 2 M sebanyak 250 ml dari HCl yang pekat ( 12 M).

$$V_p M_p = V_e M_e$$

$$V_e = 250 \text{ ml}, M_e = 2 \text{ M}$$

$$V_p = \frac{V_e M_e}{M_p} =$$

$$V_p = \frac{(250)(2)}{12} = 41,6 \text{ ml}$$

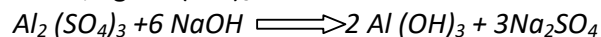
Air yang harus ditambahkan 250 ml – 41,6 ml = 208,4 ml.

Hubungan kuantitatif suatu reaksi dalam larutan tepat sama dengan reaksi ini apabila terjadi dimana saja. Koefisien dalam persamaan reaksi merupakan perbandingan mol yang dibutuhkan untuk menyelesaikan soal stoikiometri, perbedaannya jika ada adalah satuan laboratorium yang digunakan untuk menghitung jumlah reaktan.

Didepan sudah dipelajari bagaimana cara menghitung mol dan mencari mol beg itu juga sebaliknya dari mol menjadi gram, atau kebalikanya.

### Contoh

Alumunium hidroksida Al(OH)<sub>3</sub> salah satu komponen obat mag, dibuat dari Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> dengan NaOH persamaan reaksinya sebagai berikut: Berapa ml NaOH 0,50M yang diperlukan untuk direaksikan 5,0 gr Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>



### Penyelesaian

Mula-mula kita hitung jumlah mol Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> Massa molekul 342,2 g/mol

$$5,0 \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3 \times \left( \frac{1 \text{ mol Al}_2\text{SO}_4}{342,2 \text{ g mol Al}_2\text{SO}_4} \right) = 1,46 \times 10^{-2} \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3$$

Selanjunya kita gunakan koefisien untuk menetapkan perbandingan mol yang diperlukan

$$1,46 \times 10^{-2} \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3 \times \frac{6 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol Al}_2\text{SO}_4} = 8,76 \times 10^{-2} \text{ mol NaOH}.$$

Langkah terakhir menghitung volume Larutan NaOH yang diperoleh dari jumlah mol ini. Pengertiannya konsentrasi molar memberikan dua macam factor konversi

$$\frac{0,50 \text{ Mol NaOH}}{1,000 \text{ ml Larutan}} \text{ dan } \frac{1,000 \text{ ml larutan}}{0,50 \text{ Mol NaOH}}$$

Untuk perhitungan soal ini digunakan factor konversi kedua

$$8,76 \times 10^{-2} \text{ mol NaOH} \times \frac{1,000 \text{ ml larutan}}{0,50 \text{ Mol NaOH}} = 175,2 \text{ ml}$$

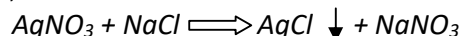
Jadi untuk mereaksikan 5 gr  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  dalam air kemudian ditambahkan 175,2 ml NaOH 0,50M agar reaksi sempurna.

## 2. Reaktan Pembatas

Reaktan/ Pereaksi pembatas jumlahnya membatasi jumlah pereaksi lain yang dapat bereaksi. Pereaksi pembatas akan habis sementara pereaksi lainnya masih/sisa. Perhitungan dalam reaksi ditentukan berdasar pereaksi pembatas. Pereaksi pembatas dapat ditentukan dengan membandingkan mol : koefisien reaksi masing-masing pereaksi. Hasilnya yang paling kecil adalah pereaksi pembatas. Mol zat yang lain dicari dari mol pereaksi pembatas.

### Contoh Soal

Perak klorida merupakan reaksi pengendapan yang sering dilakukan pada saat standarisasi  $\text{AgNO}_3$  dengan NaCl. Larutan  $\text{AgNO}_3$  direaksikan dengan larutan NaCl terjadi reaksi sebagai berikut;



Berapa gr endapan AgCl yang terbentuk jika 25,0 ml  $\text{AgNO}_3$  0,124 M dicampur dengan NaCl 30 ml 0,135 M .

Penyelesaian

Jika diketahui volume dan molaritas dari larutan, berarti kita mengetahui jumlah mol zat terlarut. Hal ini disebabkan oleh hasil perkalian molaritas dan volume( dalam liter) menghasilkan mol. Dengan demikian jika diketahui molaritas dan volume ke dua reaktan sebenarnya kita sudah mengetahui jumlah mol masing-masing. Dalam hal ini kita perlu menentukan mana yang menjadi reaktan pembatas dapat dihitung dari reaktan yang tersedia.

### Penyelesaian

$$\text{Untuk } \text{AgNO}_3 \text{ 25,0 ml larutan} \times \frac{0,124 \text{ mol AgNO}_3}{1000 \text{ ml larutan}} = 3,1 \times 10^{-3} \text{ mol AgNO}_3$$

$$\text{Untuk NaCl 30 ml larutan} \times \frac{0,135 \text{ mol NaCl}}{1000 \text{ ml larutan}} = 4,05 \times 10^{-3} \text{ mol NaCl.}$$

Selanjutnya kita cari reaktan pembatas berapa mol NaCl dibutuhkan untuk dapat bereaksi dengan semua  $\text{AgNO}_3$ , jadi untuk bereaksi dengan AgNO yaitu 3,1 mol NaCl yang bereaksi dengan demikian masih ada sisa NaCl yang tidak bereaksi 0,95 Mol.

## Ringkasan

Mata kuliah ini dimaksudkan untuk memberikan pemahaman tentang dasar dasar campuran zat-zat yang homogen yang disebut larutan yaitu:

1. Konsentrasi larutan didefinisikan sebagai zat terlarut dalam setiap satuan larutan atau pelarut.
2. Konsep Mol, menurut sistem Internasional (SI) satu mol adalah jumlah zat yang mengandung partikel-partikel elementer, sebanyak jumlah atom yang terdapat dalam 0,012 kg ( 12 gram ) karbon-12.
3. Stoikiometri dalam Penentuan rumus kimia dan reaksi kimia
4. Konsentrasi molar atau molaritas, molaritas dinyatakan dengan jumlah mol suatu zat terlarut dalam satu liter
5. **Pembuatan Larutan dengan cara Pengenceran**
6. Reaktan Pembatas

## Tes 1

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

- 1) Suatu larutan dibuat dengan melarutkan 0,5000 mol  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O}$  ( $M_r = 666$ ) dalam 838 g air. Persen berat (% b/b) adalah
  - A. 171%
  - B. 14,6 %
  - C. 33,3 %
  - D. 16,5 %
  - E. 28,4 %.
- 2) Persen berat larutan KCl yang diperoleh dengan melarutkan 15 gr KCl dalam 45 gr  $\text{H}_2\text{O}$  adalah:
  - A. 12 %
  - B. 15 %
  - C. 20 %
  - D. 25 %
  - E. 30 %.

- 3) Hitung berat  $K_2Cr_2O_7$  ( $M_r = 294$ ) yang diperlukan untuk membuat 500 ml larutan yang mengandung 10 ppm krom.
- A. 0,0020g
  - B. 5,0 mg
  - C. 14 mg
  - D. 28 mg
  - E. 0,52 mg.
- 4) Hitung konsentrasi Kalium dalam bentuk ppm yang terdapat dalam larutan yang pada soal no tiga.
- A. 10 ppm
  - B. 7,5 ppm
  - C. 13 ppm
  - D. 0,44 ppm
  - E. 0,78 ppm.
- 5) Fraksi mol NaCl dalam 20 % berat adalah ( $M_r NaCl = 58,5$ )
- A. 0,07
  - B. 0,14
  - C. 0,34
  - D. 0,44
  - E. 0,78.
- 6) Hitung fraksi mol NaCl ( $M_r = 58,5$ ) dalam larutan air yang mengandung 1,00 mol zat terlarut dalam 1,00 kg air
- A. 0,007
  - B. 0,018
  - C. 0,024
  - D. 0,036
  - E. 0,042.
- 7) Hitung fraksi mol NaCl dalam larutan yang dibuat dengan melarutkan 234 g NaCl dalam 3,00 kg  $H_2O$ .
- A. 0,0117
  - B. 0,0234
  - C. 0,0250
  - D. 0,0150
  - E. 0,0468.

- 8) 4 gr NaOH dilarutkan dalam air sehingga diperoleh 100 ml larutan . Konsentrasi larutan ini adalah (  $M_r$  NaOH = 40 )
- A. 0,05 M
  - B. 0,10 M
  - C. 0,50 M
  - D. 0,75 M
  - E. 1,00M

- 9) Dalam 50 ml  $H_2SO_4$  0,15 M terdapat  $H_2SO_4$  ( $M_r$   $H_2SO_4$ = 98) sebanyak
- A. 0,092 gr
  - B. 0,184 gr
  - C. 0,368 gr
  - D. 0,075 M
  - E. 0,920 M

Gunakan data dibawah ini untuk menjawab soal no 10 s/d 13. Suatu larutan dibuat dengan cara melarutkan 85,0 gr  $NH_3$  dalam aquades sampai volume 1000 ml, kerapatan larutan 0,960 g ml

- 10) Persen berat amonia dalam larutan:
- A. 8,5 %
  - B. 8,85 %
  - C. 9,71 %
  - D. 7,83 %
  - E. 9,29 %.

- 11) Fraksi Mol amonia dalam larutan adalah
- A. 0,093
  - B. 0,103
  - C. 0,086
  - D. 0,096
  - E. 0,085.

- 12) Kemolalan amonia dalam larutan adalah:
- A. 5,21
  - B. 5,00
  - C. 5,71
  - D. 4,61
  - E. 4,78



- 13) Kemolaran amonia dalam larutan
- A. 5,21
  - B. 5,00
  - C. 5,71
  - D. 4,61
  - E. 4,78
- 14) Jumlah ion natrium  $\text{Na}^+$  yang terdapat dalam 250 ml larutan natrium karbonat ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) adalah
- A. 106 gr
  - B. 1,2 gr
  - C. 10,6 gr
  - D. 4,6 gr
  - E. 2,3 gr.
- 15) Fraksi mol  $\text{H}_2\text{SO}_4$  dari larutan yang mengandung 54,88 gr  $\text{H}_2\text{SO}_4$  dalam 1 kg  $\text{H}_2\text{O}$  ( $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98$  ;  $\text{H}_2\text{O} = 18$ ) ialah;
- A. 0,01
  - B. 0,02
  - C. 0,05
  - D. 0,25
  - E. 0,50
- 16) Kemolalan suatu larutan yang diperoleh dengan melarutkan 25 gr NaOH dalam 250 gr  $\text{H}_2\text{O}$  ialah(  $M_r \text{NaOH} = 40$ )
- A. 0,5m
  - B. 1,5 m
  - C. 2,0 m
  - D. 2,5 m
  - E. 5,0 m.
- 17) Untuk membuat 0,100 liter larutan HCl 2,50 M diperlukan HCl 40 % ( berat dan kerapatanya 1,20 g/ml ) sebanyak (  $M_r \text{HCl} = 36,5$  )
- A. 4,5 ml
  - B. 9,5 ml
  - C. 19,0 ml
  - D. 25,0 ml
  - E. 27,5 ml.

- 18) Suatu campuran terdiri atas 15,6 g C<sub>6</sub>H<sub>6</sub> dan 72 gr klorotetra (CCl<sub>4</sub>) fraksi mol benzene adalah (M<sub>r</sub> C<sub>6</sub>H<sub>6</sub> = 78 dan CCl<sub>4</sub> = 154)
- 0,2
  - 0,25
  - 0,30
  - 0,47
  - 0,67
- 19) Kemolaran Larutan CoBr<sub>2</sub> 3,275 m yang mempunyai rapat massa 1,896 g<sup>-3</sup> adalah ( M<sub>r</sub>: CoBr = 220)
- 1,5 M
  - 2,40M
  - 3,20 M
  - 3,60 M
  - 3,75 M.
- 20) Suatu macam campuran pencuci luka mengandung 5 % berat etanol jika kerapatan campuran pencuci tadi dinyatakan dalam mol liter ( C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH)
- $\frac{5 \times 1000}{100 \times 46}$
  - $\frac{5 \times 1000}{95 \times 46}$
  - $\frac{5}{100 \times 56}$
  - $\frac{5 \times 1000}{1000 \times 46 \times 95}$
  - $\frac{46 \times 1000}{5}$

## Topik 2 Keseimbangan Asam Basa.

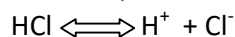
### A. KIMIA LARUTAN

Didalam analisis anorganik baik kualitatif atau kuantitatif umumnya didasarkan pada pengamatan reaksi yang dilakukan dalam pelarut air. Kecuali dalam uji –uji khusus. Suatu larutan adalah hasil yang homogen dari suatu zat yang dilarutkan dalam pelarut (air). Apabila kedalam zat terlarut dialirkan arus listrik maka dapat menghantarkan listrik maka disebut elektrolit sedangkan zat yang tidak dapat menghantarkan arus listrik disebut nonelektrolit.

Disamping larutan yang bersifat elektrolit suatu larutan dapat bersifat asam atau bersifat basa, maka dari si anda dapat mengetahui tentang suatu reaksi asam–basa.

### B. TEORI KLASIK TENTANG REAKSI-REAKSI ASAM-BASA.

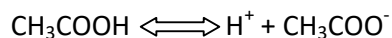
Zat-zat anorganik dapat diklasifikasikan menjadi tiga golongan yaitu asam, basa, dan garam. Asam secara sederhana dapat didefinisikan sebagai zat yang bila dilarutkan dalam air akan mengalami disosiasi dengan terbentuknya ion hidrogen sebagai satu-satunya ion positif contoh beberapa asam



Asam klorida      ion klorida

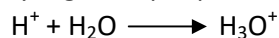


Asam nitrat      ion nitrat.

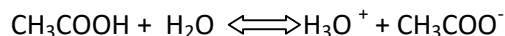
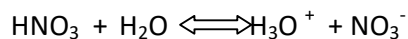
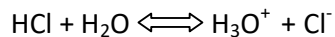


Asam asetat      ion asetat.

Sebenarnya ion hidrogen ( proton) tidak ada dalam larutan air. Setiap proton bergabung dengan satu molekul air dengan cara berkoordinasi dengan sepasang elektron bebas yang terdapat pada oksigen dari air dan terbentuk ion hidronium.



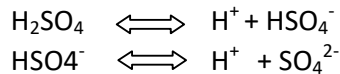
Maka reaksi disosiasi diatas harus dinyatakan sebagai reaksi antara asam dengan air



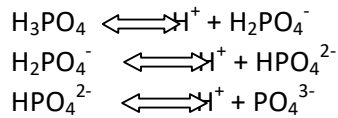
Namun demi kesederhanaan kita akan nyatakan ion hidronium dengan  $\text{H}^+$  dengan menyebutnya ion hidrogen.Semua asam diatas tadi merupakan disebut dengan asam berbasa satu ( mono basa ),asam berbasa satu lainnya seperti asam perklorat (  $\text{HClO}_4$  ) asam bromide (  $\text{HBr}$  ) asam jodida (  $\text{HI}$  ) dan sebagainya.

Asam berbasa banyak atau ( Asam polibasa ) berdisosiasi dala beberapa tingkat dan menghasilkan lebih dari satu ion hidrogen per molekul seperti contoh dibawah ini

Asam sulfat asam berbasas dua dan berdisosiasi dalam dua tingkat ;



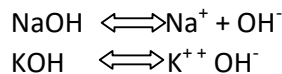
Pertama menghasilkan ion hidrogen sulfat berikutnya ion sulfat, asam fosfat merupakan asam berbasas tiga:



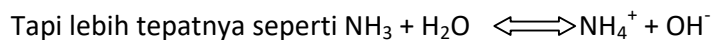
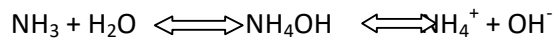
Ion -ion yang terbentuk setelah tingkat disosiasi pertama, kedua dan ketiga masing-masing dinamakan ion dihidrogen fosfat, ( mono ) hidrogen fosfat dan fosfat.

Derajat disosiasi berbeda-beda antar satu asam dengan asam lainnya. Asam kuat berdisosiasi hampir sempurna pada pengenceran yang sedang, karena merupakan elektrolit kuat, asam lemah berdisosiasi hanya sedikit pada konsentrasi sedang, karena itu asam lemah merupakan elektrolit lemah.

Basa didefinisikan sebagai zat yang bila dilarutkan kedalam air mengalami disosiasi dengan pembentukan ion-ion hidroksil sebagai satu-satunya ion negatif. Hidroksida-hidroksida logam larut, seperti natrium hidroksida atau kalium hidroksida, yang berdisosiasi hampir sempurna berdisosiasi dalam larutan encer.

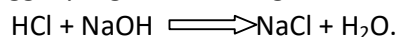


Basa diatas merupakan basa kuat, tetapi apabila ammonia dilarutkan ke dalam air merupakan basa lemah, berdisosiasi menjadi ion ammonium dan ion hidroksida:



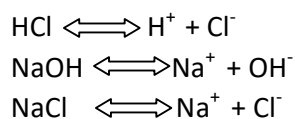
Natrium hidroksida dan kalium hidroksida merupakan basa kuat maka termasuk elektrolit kuat, sedangkan ammonium hidroksida merupakan basa lemah maka termasuk elektrolit lemah.

Garam menurut definisi merupakan hasil reaksi dari asam dan basa dan reaksi ini dikenal reaksi netralisasi, definisi ini benar menurut artian jika sejumlah asam dan basa murni dan ekuivalen dicampur dan larutannya diuapkan maka terbentuk garam Kristal tertinggal yang dinamakan garam, reaksi sebagai berikut:

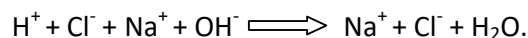


Asam    basa            garam.

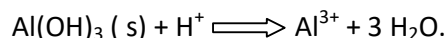
Pembentukan garam seakan-akan merupakan hasil dari suatu proses kimia sejati, tetapi ini sebenarnya tidak tepat, karena baik asam kuat maupun basa kuat serta garam hampir sempurna berdisosiasi dalam larutan air.



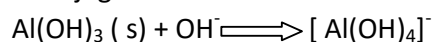
Sedangkan air yang juga terbentuk dalam proses ini hampir tidak berdisosiasi sama sekali, karena itu lebih tepat untuk menyatakan reaksi netralisasi sebagai penggabungan ion-ion secara kimia



Zat-zat amfoter atau amfolit mampu melangsungkan reaksi netralisasi baik dengan asam maupun dengan basa ( lebih tepatnya baik dengan hidrogen maupun dengan ion hidroksil) seperti contoh aluminium hidroksida bereaksi dengan asam kuat pada reaksi tersebut dan ion aluminium terbentuk.



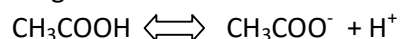
Dalam reaksi ini aluminium hidroksida bertindak sebagai basa, di lain pihak aluminium hidroksida juga bisa dilarutkan dalam natrium hidroksida:



Dalam reaksi ini aluminium hidroksida berperilaku sebagai asam.

### C. KESETIMBANGAN DISOSIASI ASAM-BASA.

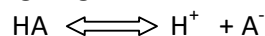
Disosiasi suatu asam atau suatu basa merupakan proses reversible, untuk kegiatan dimana hukum kegiatan massa dapat diterapkan, seperti contoh asam asetat menghasilkan ion hidrogen dan asetat.



Dengan menerapkan hukum kegiatan massa pada proses reversible dapat kita nyatakan tetapan keseimbangan sebagai

$$K = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

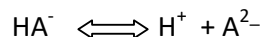
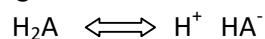
K merupakan tetapan kesetimbangan disosiasi nilai untuk asam asetat  $1,76 \times 10^{-5}$  pada suhu  $25^\circ C$ . Umumnya jika yang berdisosiasi asam berbasa satu ( asam monobasa) HA berlangsung menurut kesetimbangan



Tetapan kesetimbangan disosiasinya dapat dinyatakan sebagai berikut:

$$K = \frac{[H^+] \times [A^-]}{[HA]}$$

Semakin kuat asam itu semakin banyak ia berdisosiasi karena itu semakin besar nilai K, Asam berbasa dua ( asam dibasa) berdisosiasi dalam dua tingkat, untuk asam berbasa tiga juga akan berdisosiasi dalam tiga tingkat, contoh untuk asam berbasa dua:



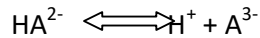
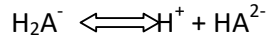
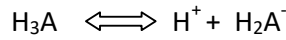
Kesetimbangan disosiasi sebagai berikut:

$$K_1 = \frac{[H^+][HA^-]}{H_2A}$$

$$K_2 = \frac{[H^+][A^{2-}]}{[H_2A]}$$

$K_1$  dan  $K_2$  masing –masing disebut disebut kesetimbangan disosiasi pertama dan kedua dan dapat dilihat di tabel bahwa  $K_1 > K_2$  yaitu tingkat disosiasi tingkat pertama lebih sempurna dari pada tingkat kedua.

Asam berbasas tiga ( asam tribasa ),  $H_3A$  berdisosiasi dalam tiga tingkatan:



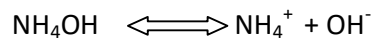
Ketiga kesetimbangan disosiasi adalah:

$$K_1 = \frac{[H^+][H_2A^-]}{[H_3A]}$$

$$K_2 = \frac{[H^+][HA^{2-}]}{[H_2A^-]}$$

$$K_3 = \frac{[H^+][A^{3-}]}{[HA^{2-}]}$$

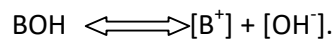
Jadi tingkat disosiasi  $K_1 > K_2 > K_3$  kesetimbangan pertama paling sempurna dibandingkan kesetimbangan kedua dan ketiga. Hal ini berlaku pula untuk basa ,ammonium hidroksida,



Tetapan kesetimbangan disosiasi dapat dinyatakan sebagai berikut:

$$K = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]}$$

Nilai nyata tetapan disosiasi ini sebesar  $1,79 \times 10^{-5}$  ( pada suhu  $25^{\circ}C$  ), umumnya jika basa monovalen BOH berdisosiasi sebagai berikut:



Tetapan kesetimbangan disosiasinya dapat dinyatakan sebagai

$$K = \frac{[B^+] \times [OH^-]}{[BOH]}$$

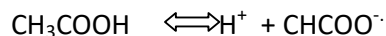
Ekponen dari tetapan disosiasi yang disebut  $pK$ , didefinisikan dengan persamaan – persamaan

$$pK = -\log K = \log\left(\frac{1}{K}\right)$$

Nilainya lebih sering dipakai ketimbang nilai  $K$ . Kegunaan  $pK$  akan lebih kelihatan bila kita berurusan dengan ekponen nilai hidrogen atau  $pH$ .

#### Contoh 1.

Hitung konsentrasi ion-hidrogen dalam larutan asam asetat 0,01M. Disosiasi asam asetat berlangsung menurut kesetimbangan :



Dan tetapan kesetimbangan disosiasinya adalah:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,75 \times 10^{-5}$$

Dengan mengabaikan ion hidrogen yang relatif kecil yang berasal dari disosiasi air dapat dikatakan bahwa semua ion hidrogen berasal dari disosiasi asam asetat maka konsentrasi ion hidrogen adalah sama dengan konsentrasi ion asetat:

$$[\text{H}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

Sebagian asam asetat dalam larutan akan tetap tidak berdisosiasi, sementara sebagian molekul berdisosiasi. Maka, konsentrasi total  $c$  (0,01M) dari asam itu adalah jumlah dari konsentrasi asam asetat yang tidak berdisosiasi dan konsentrasi ion asetat:

$$C = [\text{CH}_3\text{COOH}] + [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,01 \text{ persamaan ini dapat digabung menjadi}$$

$$K = \frac{[\text{H}^+]^2}{c - [\text{H}^+]}$$

Dengan mengubah dan menyatakan  $[\text{H}^+]$  kita dapat memperoleh

$$[\text{H}^+] = \frac{-K + \sqrt{K^2 - 4cK}}{2} \quad (i)$$

Dengan memasukan  $K = 1,75 \times 10^{-5}$  dan  $c = 0,01$ , kita peroleh

$$[\text{H}^+] = \frac{-1,75 \times 10^{-5} + \sqrt{3,06 \times 10^{-10} + 7 \times 10^{-7}}}{2} = 4,10 \times 10^{-4} \text{ mol liter}^{-1}$$

Akar yang kedua dari rumus (i) yang bertanda negatif dimuka tanda akar menghasilkan konsentrasi yang negatif yang tidak mempunyai arti fisik, dari contoh diatas kita dapat bahwa larutan asam asetat 0,01M hanya kira-kira 4 % dari molekul-molekul yang berdisosiasi.

#### D. EKSPONEN ION HIDROGEN (PH).

Untuk menghilangkan kerumitan didalam penulisan ion hidrogen Sorensen (1909) memperkenalkan ekponen (**pH**) yang didefinisikan sebagai berikut:

$$(\text{pH}) = -\log [\text{H}^+] = \log \frac{1}{[\text{H}^+]} \text{ atau } [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Jadi **pH** adalah sama dengan logaritma konsentrasi ion hidrogen dari konsentrasi hidrogen dengan diberi tanda negatif. Ini memudahkan penulisan keasaman atau kebasaaan suatu larutan dengan menuliskan  $\text{pH}$  -nya. Akibatnya adalah  $\text{pH}$  larutan-larutan air nilainya terletak antara 0 sampai 14. Misalnya larutan asam kuat 1 M berbasaa satu  $\text{pH} = -\log 1 = 0$ .

Sedangkan  $\text{pH}$  dari larutan 1 M basa kuat monovalen adalah

$$pH = -\log 10^{-14} = 14$$

Jika larutan netral,

$$pH = -\log 10^{-7} = 7$$

Akibatnya untuk larutan asam  $pH < 7$ , untuk larutan basa  $pH > 7$ .

**Contoh 3.**

Hitung pH larutan asam asetat 0,01M? Dari contoh 1 diatas didapatkan

Dengan memasukan  $K = 1,75 \times 10^{-5}$  dan  $c = 0,01$ , kita peroleh

$$[H^+] = \frac{-1,75 \times 10^{-5} + \sqrt{3,06 \times 10^{-10} + 7 \times 10^{-7}}}{2} = 4,10 \times 10^{-4} \text{ mol liter}^{-1} \text{ (Molar)}$$

Maka  $pH = -\log (4,10 \times 10^{-4}) = -(\log 4,10 + \log 10^{-4}) = -(0,61-4) = 3,39$ .

**Contoh**

Tetapan disosiasi asam asetat adalah  $1,75 \times 10^{-5}$  ( pada 20°C) hitung nilai  $pK_a$  .

$$\begin{aligned} pK_a &= -\log K_a = \log 1/K_a = -\log 1,75 \times 10^{-5} \\ &= -(\log 1,75 + \log 10^{-5}) \\ &= -(0,24-5) = 4,75. \end{aligned}$$

**E. HIDROLISIS GARAM**

Bila garam-garam dilarutkan ke dalam air, larutan itu tidak selalu netral, fenomena ini disebabkan karena sebagian dari garam berinteraksi dengan air, karena itu dinamakan hidrolisis.

Hidrolisis adalah terurainya garam dalam air yang menghasilkan asam atau basa.

1. Garam yang terbentuk dari reaksi asam kuat dengan basa kuat (misalnya NaCl, K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)
2. Garam yang terbentuk dari reaksi asam lemah dengan basa kuat (misalnya CH<sub>3</sub>COOK, NaCN)
3. Garam yang terbentuk dari reaksi asam kuat dengan basa lemah (misalnya NH<sub>4</sub>Cl, AgNO<sub>3</sub>)
4. Garam yang terbentuk dari reaksi asam lemah dengan basa lemah (misalnya CH<sub>3</sub>COONH<sub>4</sub>, Al<sub>2</sub>S<sub>3</sub>).

Golongan-golongan ini berperilaku berlainan pada hidrolisis.

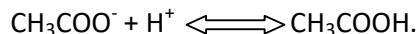
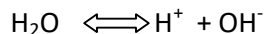
1. **Garam dari asam kuat dan basa kuat** bila dilarutkan ke dalam air menunjukkan reaksi netral, karena baik kation maupun anionnya seimbang.



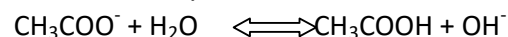
Konsentrasi ion hidrogen dalam larutan sama dengan konsentrasi ion hidroksil, maka larutan bereaksi netral.

2. **Garam dari asam lemah dan basa kuat** bila dilarutkan dalam air menghasilkan larutan bereaksi basa, sebab anion bergabung dengan ion hidrogen membentuk asam lemah yang sangat sedikit berdisosiasi bila kita lihat dari kesetimbangan sebagai berikut:





Jadi ion hidrogen yang terbentuk dari disosiasi air sebagian akan bergabung dengan ion asetat. Maka bila kedua persamaan di atas digabungkan, menghasilkan **kesetimbangan hidrolisis** menyeluruh:



Dalam larutan akan menghasilkan ion hidroksil yang berlebih dari pada ion hidrogen sehingga bereaksi basa.

Umumnya jika garam dari suatu asam lemah berbasa satu HA dilarutkan dalam air, anion  $\text{A}^-$  akan bergabung dengan ion hidrogen membentuk asam yang tidak berdisosiasi:



Ion-ion hidrogen itu dihasilkan oleh disosiasi air:



Meskipun disosiasi air murni hampir dapat diabaikan, ketika melarutkan garam, makin lama banyak molekul-molekul air menjadi terionisasi karena kehilangan ion hidrogen dari kesetimbangan (b) kedua kesetimbangan digabung menjadi:



Tetapan kesetimbangan dari proses ini disebut **tetapan hidrolisis** dan dapat ditulis sebagai berikut.

$$K_h = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} \quad (\text{d})$$

Makin besar nilai  $K_h$  makin besar derajat hidrolisis dan makin basa larutan tsb.

Nilai-nilai tetapan hidrolisis tidak perlu ditabulasikan sendiri-sendiri, karena ini berkorelasi dengan tetapan disosiasi dengan asam lemahnya (cocokan dengan persamaan (a) dan tetapan ionisasi air persamaan (b)):

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad (\text{e})$$

Dan

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] \quad (\text{f})$$

Kita bagi (f) dengan (e) maka diperoleh

$$\frac{K_w}{K_a} = K_h \quad (\text{g})$$

$$K_w / K_a = K_h = [\text{HA}][\text{OH}^-] / [\text{A}^-]$$

Jadi tetapan hidrolisis adalah sama dengan rasio antara tetapan ionisasi air dan asam itu.

Derajat hidrolisis dapat didefinisikan sebagai fraksi dari setiap mol anion yang terhidrolisa dalam kesetimbangan itu. Jika  $c$  adalah konsentrasi total anion (yaitu anion dari garam) dan  $x$  adalah derajat hidrolisis, konsentrasi sebenarnya dari spesi-spesi yang terlibat dalam kesetimbangan hidrolisa adalah sebagai berikut:

$$[\text{OH}^-] = xc$$

$$[\text{HA}] = xc$$

$$[\text{A}^-] = c - cx = c(1 - x)$$

Dengan nilai-nilai ini, tetapan hidrolisis dapat dinyatakan sebagai

$$K_h = \frac{cx^2}{1-x} \quad (\text{h})$$

Dengan mengubah persamaan (g) kita dapat nyatakan derajat hidrolisis sebagai

$$x = -\frac{Kh1}{2c} + \sqrt{\frac{Kh^2}{4c^2} + \frac{Kh}{c}} \quad (\text{i})$$

Jika x kecil ( 2-5 %) persamaan (g) dapat disederhanakan menjadi

$$K_h = x^2c$$

Atau

$$x = \sqrt{Kh/c} \quad (\text{j})$$

**Konsentrasi ion hidrogen** dari suatu larutan yang diperoleh dengan melarutkan  $c$  mol garam per liter dapat dengan mudah dihitung . dari stokiometri (  $c$  ) akibatnya adalah, jika jumlah ion hidroksil yang berasal dari disosiasi air diabaikan, konsentrasi ion hidroksil dan konsentrasi asam yang tidak berdisosiasi sama.

$$[\text{OH}^-] = [\text{HA}] \quad (\text{k})$$

Jika derajat hidrolisis tidak terlalu besar, konsentrasi total,  $c$ , dari garam adalah sama dengan konsentrasi anion:

$$[\text{A}^-] = c \quad (\text{l})$$

Dengan menggabungkan persamaan-persamaan (d) (j) dan (k) kita dapat menyatakan tetapan hidrolisis sebagai:

$$K_h = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c} \quad (\text{m})$$

Sekarang kita gabungkan rumus ini dengan rumus (e) dan (f) dimana konsentrasi ion dalam larutan dapat dinyatakan sebagai berikut;

$$[\text{H}^+] = K_w K_a / c = 10^{-7} \sqrt{\frac{K_a}{c}} \quad (\text{n})$$

Akan lebih mudah jika kita menghapalkan rumus pH nya yang diperoleh dengan menglogaritman persamaan (m)

$$\boxed{\text{pH} = 7 + 1/2 \text{p} K_a + 1/2 \log c.} \quad (\text{o})$$

### Contoh

Hitunglah tetapan hidrolisis, derajat hidrolisi, konsentrasi ion hidrogen dan pH dari larutan  $\text{CH}_3\text{COONa}$  0,1M pada suhu kamar ( basa kuat asam lemah)

Jawaban

Lihat tabel 1.1 asam asetat  $K_a = 1,75 \times 10^{-5}$ .  $\text{p}K_a = 4,76$

Tetapan hidrolisis dapat dihitung dari persamaan (f)  $K_w / K_a = K_h$   
 $= 10^{-14} / 1,75 \times 10^{-5} = 5,72 \times 10^{-10}$ .

➤ Derajat hidrolisis dapat dihitung dari persamaan (i).

$$x = -\frac{Kh1}{2C} + \sqrt{\frac{Kh^2}{4c^2} + \frac{Kh1}{c}}$$

$$= 5,72 \times 10^{-10} / 2 \times 0,1 + \sqrt{(3,28 \times 10^{-19}) / (4 \times 0,01) + (5,72 \times 10^{-10}) / 0,1}$$

$$x = 7,56 \times 10^{-5}$$

Jadi derajat hidrolisis adalah kecil sekali hanya =0,0075%.

➤ Konsentrasi ion hidrogen diperoleh dari persamaan

$$[H^+] = K_w K_a / c = 10^{-7} \sqrt{\frac{K_a}{c}}$$

$$[H^+] = 10^{-7} \sqrt{\frac{1,75 \times 10^{-5}}{0,1}} = 1,32 \times 10^{-9}$$

➤ pH Larutan Na asetat

$$pH = -\log 1,32 \times 10^{-9} = -(0,12-9) = 8,88$$

### Contoh

Hitung tetapan hidrolisis,derajat hidrolisis,dan pH dari larutan Natrium Sulpida 0,1 M( basa kuat asam lemah)

Jawaban

➤ Lihat tabel 1.1  $K_{a1} = 9,1 \times 10^{-8}$  ;  $p K_{a1} = 7,04$   
 $K_{a2} = 1,2 \times 10^{-15}$ ;  $p K_{a2} = 14,92$

Hidrolisis ion-ion sulpida berlangsung dalam 2 tingkatan

Kedua tetapan hidrolisis untuk kedua tingkat dihitung dari persamaan

$$\frac{K_w}{K_a} = K_{h1} = 10^{-14} / 1,2 \times 10^{-15} = 8,33$$

Dan

$$\frac{K_w}{K_a} = K_{h2} = 10^{-14} / 9,1 \times 10^{-8} = 1,10 \times 10^{-7}$$

Karena  $K_{h1} \gg K_{h2}$  tingkat hidrolisis ke dua dapat diabaikan dalam perhitungan.

➤ Derajat hidrolisis dapat dihitung dari persamaan (i)

$$x = -\frac{Kh1}{2C} + \sqrt{\frac{Kh^2}{4c^2} + \frac{Kh1}{c}}$$

$$x = -\frac{8,33}{2 \times 0,1} + \sqrt{\frac{69,44}{0,04} + \frac{8,33}{0,1}} = 0,988 \text{ atau } 99 \%$$

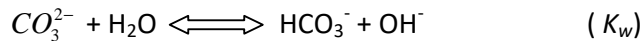
➤ pH dimasukan kerumus

$$pH = 7 + 1/2 p K_a + 1/2 \log c .$$

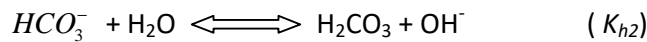
**Contoh**

Hitunglah derajat hidrolisis dan pH suatu larutan 0,1 M dari a) Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> dan b) H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>  
 Dari tabel 1.1 untuk H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>  $K_{a1} = 4,31 \times 10^{-7}$ ;  $pK_{a1} = 6,37$ . Dan  $K_{a2} = 5,61 \times 10^{-11}$ ;  $pK_{a2} = 10,25$ .

➤ Hidrolisis ion karbonat berjalan dalam dua tingkat:



Dan



➤ Kedua tetapan hidrolisis untuk kedua tingkat itu dihitung dari persamaan

$$K_{h1} = \frac{K_w}{K_{a1}} = \frac{10^{-14}}{5,61 \times 10^{-11}} = 1,79 \times 10^{-4}$$

Dan

$$K_{h2} = \frac{K_w}{K_{a2}} = \frac{10^{-14}}{4,31 \times 10^{-7}} = 2,32 \times 10^{-6}$$

Bila dilihat  $K_{h1} \gg K_{h2}$  berarti bahwa tingkat hidrolisis kedua dapat diabaikan dalam perhitungan-perhitungan.

➤ Derajat hidrolisis dapat dihitung dari persamaan

$$x = -\frac{K_{h1}}{2C} + \sqrt{\frac{K_{h1}^2}{4c^2} + \frac{K_{h1}}{c}}$$

$$x = 1,79 \times 10^{-4} / 0,2 + \sqrt{\frac{3,20 \times 10^{-8}}{4 \times 0,01} + \frac{1,79 \times 10^{-4}}{0,1}} = 4,22 \times 10^{-2} \text{ atau } 4,22\%$$

Rumus pendekatan menghasilkan angka yang hampir sama dengan diatas;

$$X = \sqrt{\frac{K_{h1}}{c}}$$

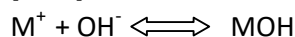
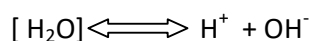
$$X = \sqrt{\frac{1,79 \times 10^{-4}}{0,1}} = 4,23 \times 10^{-2} = 4,23 \%$$

➤ pH larutan dihitung dari persamaan

$$pH = 7 + 1/2 p K_a + 1/2 \log c$$

$$= 7 + 10,25 / 2 - 1/2 = 11,63. \text{ Larutan bersifat basa kuat.}$$

3. **Garam dari asam kuat dan basa lemah** bila dilarutkan kedalam air menghasilkan sifat reaksi asam, Kation M<sup>+</sup> dari garam bereaksi dengan ion-ion hidroksil, yang dihasilkan oleh disosiasi air membentuk lemah MOH dan meninggalkan ion-ion hidrogen dalam larutan.



Kesetimbangan hidrolisis keseluruhan dapat ditulis sebagai:



Karena ion hidrogen terbentuk dalam reaksi ini, larutan akan menjadi asam

Tetapan hidrolisisnya dapat di definisikan sebagai

$$K_h = \frac{[MOH][H]^+}{[M^+]} = \frac{K_w}{K_b} \quad (b)$$

Yang menunjukkan bahwa tetapan hidrolisis adalah sama dengan rasio antara tetapan ionisasi air dan basa lemah itu.

Derajat hidrolisis ( $x$ ) untuk garam dari suatu basa monovalen dapat dikorelasikan terhadap tetapan hidrolisis sebagai:

$$K_h = \frac{X^2 C}{1 - X} \quad (c)$$

Dari mana derajat hidrolisis dapat dinyatakan sebagai.

$$X = -\frac{K_h}{2C} + \sqrt{\frac{K_h^2}{4C^2} + \frac{K_h}{C}} \quad (d)$$

Jika  $x$  kecil (2 - 5 %) ini dapat disederhanakan menjadi

$$X = \sqrt{\frac{K_h}{C}} \quad (e)$$

Dalam persamaan- persamaan ini  $c$  menyatakan konsentrasi dari garam. **Konsentrasi ion hidrogen** dapat diperoleh dari persamaan tetapan hidrolisa (b) karena ,menurut stokiometri dari persamaan (a), konsentrasi basa lemah yang tidak berdisosiasi itu adalah sama dengan konsentrasi ion hidrogen:

$$[MOH] = [H^+] \quad (f)$$

Dalam asumsi ini, kita mengabaikan konsentrsi ion hidrogen yang kecil yang berasal dari air. Selain ini, kita dapat juga mengatakan bahwa,asalkan derajat hidrolisis tidak terlalu besar, konsentrasi  $M^+$  adalah sama dengan konsentrasi total dari garam itu:

$$[M^+] = c \quad (g)$$

Gabungan persamaan- persamaan (b),(f) dan (g) menyatakan ion hidrogen sebagai:

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_w}{K_b}} c = 10^{-7} \sqrt{\frac{C}{K_b}} \quad (h)$$

pH larutan adalah

$$\boxed{pH = 7 + 1/2 p K_b + 1/2 \log c.}$$

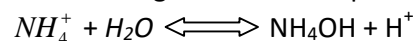
#### Contoh

Hitung derajat hidrolisis dan pH larutan ammonium klorida 0,1 M

Penyelesaian

Lihat tabel 1.1 tetapan disosiasi ammonium hidroksida  $K_b = 1,71 \times 10^{-5}$  p  $K_b = 4,77$ .

Kesetimbangan hidrolisis dapat ditulis sebagai



Tetapan hidrolisis menjadi

$$K_h = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,71 \times 10^{-3}} = 5,86 \times 10^{-10}$$

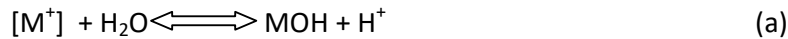
Karena nilai tetapan ini sangat kecil, derajat hidrolisis dapat dihitung dari pendekatan rumus

$$x = \sqrt{\frac{K_b}{C}} = \sqrt{\frac{5,86 \times 10^{-10}}{0,1}} = 7,66 \times 10^{-5} \text{ atau } 0,0077\%.$$

pH larutan dapat dihitung dari persamaan

$$\begin{aligned} \text{pH} &= 7 + 1/2 p K_b + 1/2 \log c. \\ &= 7 - 4,77 / 2 + 1/2 = 5,17 \end{aligned}$$

4. **Garam dari asam lemah dan basa lemah** bila dilarutkan kedalam air mengalami hidrolisis yang agak kompleks. Hidrolisis kationnya mengakibatkan pembentukan basa lemah yang tidak berdisosiasi.



Sedang hidrolisis anionnya menghasilkan asam lemah itu:



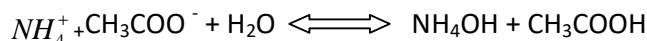
Ion hidrogen dan ion hidroksil yang terbentuk dalam proses ini sebagian bergabung membentuk kembali air.



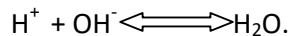
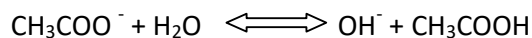
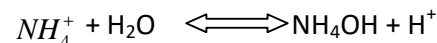
Tetapi persamaan –persamaan ini tidak boleh dijumlahkan, kecuali bila tetapan disosiasi dari asam dan basa tersebut kebetulan sama. Tergantung dari nilai relatif tetapan-tetapan disosiasi ini kemungkinan bisa terjadi tiga hal:

- Jika  $K_a > K_b$  ( asamnya lebih kuat dari basanya ) konsentrasi ion hidrogen akan melebihi konsentrasi ion hidroksil dan larutan akan menjadi asam.
- Jika  $K_a < K_b$  ( basanya lebih kuat dari ipada asamnya) kebalikanya akan terjadi dan larutannya akan menjadi basa.
- Jika  $K_a = K_b$  ( asamnya dan basanya sama lemah ) kedua konsentrasi akan menjadi sama dan larutan akan netral.

Demikian halnya dengan ammonium asetat, karena tetapan disosiasi asam asetat ( $K_a = 1.75 \times 10^{-5}$ ) dan ammonium hidroksida ( $K_b = 1,71 \times 10^{-5}$ ) praktis sama, Dalam hal ini persamaan dapat sebagai berikut:



Yang sebenarnya merupakan jumlah dari ketiga kesetimbangan :



Ketiga kesetimbangan ini sama dengan persamaan-persamaan (a),(b) dan (c) dengan urutan seperti itu. Bila kesetimbangan hidrolisis persamaan (a) dan (b) dijumlahkan maka didapa:



Tetapan hidrolisis dapat dinyatakan sebagai:

$$K_b = \frac{[MOH][HA][H^+][OH^-]}{[H^+][A^-]} = \frac{K_w}{K_a K_b}$$

Derajat hidrolis berbeda untuk kation dan untuk anion, (kecuali bila tetapan disosiasi adalah sama). Perhitungan **konsentrasi ion hidrogen** agak sulit karena semua kesetimbangan yang terdapat dalam larutan harus diperhitungkan.

Persamaan-persamaan yang

Menetapkan tetapan –tetapan kesetimbangan

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \quad (f)$$

$$K_b = \frac{[M^+][OH^-]}{[MOH]} \quad (g)$$

$$K_w = [H^+][OH^-] \quad (h)$$

Ini seluruhnya mengandung 6 konsentrasi yang tidak diketahui, karena itu tiga dari persamaan lainnya harus dicari untuk memecahkan persoalan itu. Salah satunya dapat diturunkan dari fakta bahwa larutan secara elektrik netra, jumlah dari konsentrasi-konsentrasi kation dan anion dalam larutan harus sama (yang disebut **kondisi kesetimbangan muatan**).

$$[H^+] + [M^+] = [OH^-] + [A^-] \quad (i)$$

Konsentrasi total garam,  $c$  dapat dinyatakan dalam dua cara.

- Pertama ia adalah sama dengan jumlah konsentrasi anion dan asam yang tidak terdisosiasi:

$$c = [A^-] + [HA]. \quad (j)$$

- Kedua ia adalah sama dengan jumlah dari konsentrasi kation dan konsentrasi basa yang tidak terdisosiasi.

$$c = [M^+] + [MOH]. \quad (k)$$

Menggabungkan keenam persamaan (f) – (k), dapat kita nyatakan konsentrasi ion hidrogen sebagai

$$[H^+] = K_a \left( \frac{c}{[H^+] + \frac{K_b [H^+] c}{K_w + K_b [H^+]} - \frac{K_w}{H^+}} \right) \quad (l)$$

Persamaan ini adalah implicit untuk  $[H^+]$ . Untuk memecahkannya kita harus mencari suatu nilai  $[H^+]$  yang mendekati (diperkirakan) memasukan ini dalam ruas kanan (l), menghitung  $[H^+]$ , dan memakai nilai baru ini dalam perhitungan pendekatan ini berturut-turut sebagai berikut.

$$[H^+] = \sqrt{K_w \frac{K_a}{K_b}}$$

Boleh digunakan terutama jika  $K_a$  dan  $K_b$  tidak terlalu jauh berbeda.

## F. LARUTAN BUFFER.

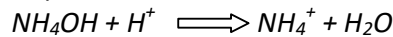
Suatu larutan yang memiliki sifat keengganan merubah konsentrasi ion hidrogen dengan sedikit penambahan asam atau basa, maka kerja dari larutan ini disebut kerja buffer (penyangga).

Biasanya larutan buffer ini mengandung suatu campuran asam lemah dengan garam natrium atau kalium, atau suatu basa lemah dengan garamnya. Maka suatu buffer biasanya adalah campuran suatu asam dan basa konjugatnya.

Untuk memahami kerja buffer kajilah dahulu kesetimbangan antara suatu asam lemah dengan garamnya.

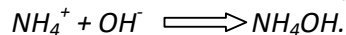
### 1. larutan buffer atau penyangga.

Larutan dapat juga dibuat dengan melarutkan basa lemah dengan garamnya secara bersama-sama seperti Amonium hidroksida dengan ammonium klorida.

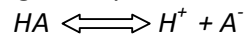


Campuran ini menunjukkan ketahanan terhadap ion hidrogen, karena ion hidrogen bereaksi dengan ammonium hidroksida ( yang tidak terdisosiasi).

Sedang ketahanan terhadap ion hidroksil didasarkan atas pembentukan basa yang tidak terdisosiasi dari ion-ion ammonium ( berasal dari garamnya):



Konsentrasi ion hidrogen dapat dihitung dari tjuan- tinjauan tentang kesetimbangan kimia yang terdapat dalam larutan buffer tersebut. Kita tinjau suatu buffer yang terbuat dari suatu asam lemah dan garamnya. Maka kesetimbangan disosiasi terdapat dalam larutan.



Tetapan kesetimbangan dapat dinyatakan sebagai

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

dari mana konsentrasi ion hidrogen dapat dinyatakan sebagai

$$[H^+] = K_a \frac{[HA]}{[A^-]} \quad (a)$$

Asam bebas yang terdapat, hampir tidak terdisosiasi sama sekali, karena adanya anion  $A^-$  dalam jumlah yang banyak yang berasal dari garamnya. Akibatnya konsentrasi total asam,  $c$  hampir sama dengan konsentrasi asam yang terdisosiasi.

$$c \approx [HA] \quad (b)$$

oleh sebab yang sama, konsentrasi total garam,  $c$  hampir sama dengan konsentrasi anion:

$$c \approx [A^-] \quad (c)$$

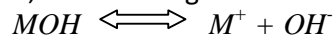


Gabungkan persamaan-persamaan (a),(b) dan (c) kita dapat menyatakan konsentrasi ion hidrogen sebagai

$$[H^+] = K_a \frac{[Ca]}{[Cg]} \quad (d)$$

Atau 
$$pH = pK_a + \log \frac{Cg}{Ca} \quad (e)$$

Sama halnya bila buffer itu dibuat dari basa lemah MOH dengan garamnya yang mengandung kation  $M^+$ , kesetimbangan disosiasi yang terjadi dalam larutan ini adalah



Tetapan Kesetimbangan disosiasi dinyatakan sebagai

$$\frac{[M^+][OH^-]}{[MOH]} \quad (f)$$

Dengan pertimbangan –pertimbangan yang sama, kita dapat menuliskan untuk konsentrasi total basa  $c$ , dan konsentrasi garam  $c$ , hubungan berikut:

$$c \approx [MOH] \quad (g)$$

dan

$$c \approx [M^+] \quad (h)$$

Akhirnya, kita tahu bahwa dalam setiap larutan air sembarang, hasilkali ion air:

$$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14} \quad (i)$$

Dengan menggabungkan persamaan-persamaan (f),(g),(h) dan (i) kita dapat menyatakan konsentrasi ion hidrogen dari buffer demikian, sebagai

$$[H^+] = \frac{K_w}{K_b} \times \frac{Cg}{Cb} \quad (j)$$

atau  $pH$  sebagai

$$pH = 14 - pK_b - \log \frac{Cb}{Cg}$$

**Dimana  $14 = -\log K_w = pK_w$**

Contoh

Hitung konsentrasi ion hidrogen dan  $pH$  larutan yang dibuat dengan mencampurkan volume yang sama asam asetat 0,1M dan Na asetat 0, 2 M.

Penyelesaian

Kita pakai persamaan (d) 
$$[H^+] = K_a \frac{[C_a]}{[C_g]}$$

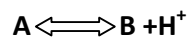
Dari tabel 1.1  $K_a = 1.75 \times 10^{-5}$ ,  $c_a = 0,05M$  dan  $c_g 0,1M$  ( perhatikan, bahwa kedua konsentrasi yang semula menjadi setengahnya bila larutan telah dicampur).jadi  $[H^+] = 1,75 \times 10^{-5} \times 0,05/0,1 = 8,75 \times 10^{-6}$ .  
Dan  $pH = -\log ( 8,75 \times 10^{-6} ) = - ( 0,94 - 6 ) = 5,0$



Gambar 3.1  
pH meter.

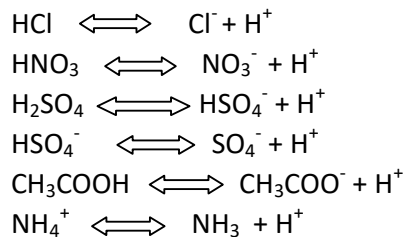
## 2. Teori Asam dan Basa dari Bronsted-Lowry.

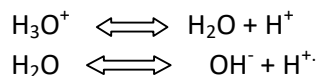
Dalam teori klasik Asam basa dua ion hidrogen( proton) dan ion hidroksil mempunyai peranan yang istimewa yang dianggap penyebab fungsi asam, Asam peklorat bersifat sebagai asam, bukan saja dalam air tetapi juga dalam asam asetat glasial atau ammonia jadi logis kalau proton yang bertanggung jawab penyebab asam. Menurut Bronsted-Lowry mereka mendefinisikan asam sembarang zat (baik dalam bentuk molekul atau ion) yang menyumbang proton (H) (donor proton) dan basa setiap zat sembarang (baik dalam bentuk molekul atau ion) yang menerima proton (akseptor proton). Dengan menyatakan asam sebagai A dan Basa sebagai B, maka kesetimbangan asam basa dapat dinyatakan sebagai



Sistem kesetimbangan demikian disebut sistem kesetimbangan asam-basa konjugasi A dan B dinamakan pasangan asam –basa konjugasi. Dalam hal ini lambang  $H^+$  dalam definisi ini menyatakan proton dan tidak ada hubungan apapun dengan pelarut.

Persamaan ini menyatakan Skema reaksi parohan atau setengan reaksi, yang hanya berlangsung kalau proton yang dilepaskan oleh asam, diambil oleh suatu basa lain. Beberapa contoh sistem asam-basa setengah reaksi berikut:





- Dari contoh diatas dapat dilihat bahwa menurut Bronsted- Lowry asam dapat berupa:
- Molekul tidak bermuatan yang dikenal sebagai asam dalam teori asam-basa klasik seperti HCl, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, CH<sub>3</sub>COOH dan sebagainya.
  - Anion seperti HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>, H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup>, HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup> dan sebagainya
  - Kation seperti NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> dan sebagainya.

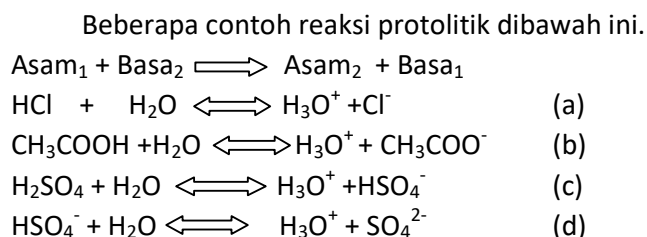
Menurut teori ion, basa adalah zat yang mampu menerima proton( dan bukan, seperti teori klasik, zat yang menghasilkan ion hidroksil.

- Zat yang berikut ini termasuk dalam basa:
- Molekul tidak bermuatan, seperti NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O dan sebagainya.
  - Anion, seperti Cl<sup>-</sup>, NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, NH<sub>2</sub><sup>-</sup>, OH<sup>-</sup> dan sebagainya.

Beberapa zat ( seperti , HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>, H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup>, HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, NH<sub>3</sub>, dan H<sub>2</sub>O dan sebagainya) dapat berfungsi baik sebagai asam maupun basa, tergantung dari keadan. Zat-zat ini disebut dengan elektrolit ampoter atau ampolit.

Pada umumnya Reaksi asam-basa dapat ditulis sebagai:  
Asam 1 + Basa 2  $\rightleftharpoons$  Basa 1 + Asam 2

Persamaan ini menyatakan perpindahan suatu proton dari A1( asam 1) kepada B2 ( basa2) maka reaksi antara asam dan basa dinamakan reaksi **protolitik**. Semua reaksi ini menuju ke kesetimbangan dalam beberapa hal kesetimbangan bisa bergeser hampir sempurna kesalah satu arah. Arah reaksi tergantung pada kekuatan relatif asam-asam dan basa-basa yang terlibat dalam sistem ini.



Reaksi-reaksi (a) sampai (d) mewakili disosiasi asam, reaksi (e) reaksi umum antara asam kuat dan basa kuat yang disebut Netralisasi, reaksi

Banyak sekali reaksi yang digunakan dalam analisis anorganik kualitatif yang melibatkan pembentukan endapan. Endapan adalah zat yang memisahkan diri sebagai suatu fase padat keluar dari larutan. Endapan bisa berupa Kristal ( kristalin) ,koloid yang dapat dipisahkan dengan penyaringan ata sentripuge. Endapan terbentuk jika suatu larutan terlalu jenuh dengan zat yang bersangkutan.

Kelarutan (*S*) suatu endapan, menurut definisi adalah sama dengan konsentrasi molar dari larutan jenuhnya. Kelarutan tergantung pada berbagai kondisi, seperti suhu, tekanan, konsentrasi bahan-bahan lain dalam larutan dan komposisi pelarutnya. Umumnya kelarutan endapan bertambah besar dengan kenaikan suhu, meskipun dalam beberapa hal ada yang istimewa seperti  $K_2SO_4$  terjadi sebaliknya.

### G. HASIL KALI KELARUTAN

Larutan jenuh suatu garam, yang juga mengandung garam tersebut yang tidak larut, dengan berlebihan merupakan suatu sistem kesetimbangan, ini dapat berlaku pada hukum kegiatan massa, misalnya endapan perak klorida ada dalam kesetimbangan dengan larutan jenuhnya, maka kesetimbangan yang berikut terjadi:



ini merupakan kesetimbangan heterogen, karena  $AgCl$  ada dalam fase padat, sedangkan ion-ion  $Ag^+$  dan  $Cl^-$  ada dalam fase terlarut, tetapan kesetimbangan dapat ditulis sebagai

$$K = \frac{[Ag^+][Cl^-]}{AgCl}$$

Konsentrasi perak klorida dalam fase padat tidak berubah, dan karenanya dapat dimasukkan kedalam suatu tetapan baru yang dinamakan **hasilkali kelarutan**:

$$K_s = [Ag^+][Cl^-]$$

Jadi dalam kelarutan jenuh perak klorida, pada suhu konstan dan tekanan konstan, hasil kali konsentrasi ion perak dan klorida adalah konstan.

Tab 3.2  
Hasil kali kelarutan endapan pada suhu kamar

Zat	Hasilkali kelarutan		Hasilkali kelarutan
AgBr	$7,7 \times 10^{-13}$	FeS	$4,0 \times 10^{-19}$
AgCl	$1,5 \times 10^{-10}$	Hg <sub>2</sub> S	$1,0 \times 10^{-45}$
Al(OH) <sub>3</sub>	$8,5 \times 10^{-23}$	MnS	$1,4 \times 10^{-15}$
BaCO <sub>3</sub>	$8,1 \times 10^{-9}$	Ni(OH) <sub>2</sub>	$8,7 \times 10^{-19}$
BaC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	$1,7 \times 10^{-7}$	NiS	$1,4 \times 10^{-24}$
CaCO <sub>3</sub>	$4,8 \times 10^{-9}$	PbCrO <sub>4</sub>	$1,8 \times 10^{-14}$
CaC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	$2,6 \times 10^{-9}$	PbF <sub>2</sub>	$3,7 \times 10^{-8}$

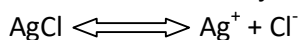
### Contoh

Suatu larutan jenuh perak nitrat mengandung 0,0015 gr zat terlarut dalam 1 liter, Hitung hasil kali kelarutan.

Massa molekul relatif adalah 143,3, Maka kelarutan (S) adalah

$$S = \frac{0,0015}{143,3} = 1,045 \times 10^{-5} \text{ Mol per liter.}$$

Dalam larutan jenuh, disosiasi adalah sempurna:



Jadi, satu mol AgCl menghasilkan 1 mol Ag<sup>+</sup> dan 1 mol Cl<sup>-</sup> maka

$$K_s = [\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-] = 1,045 \times 10^{-5} \times 1,045 \times 10^{-5} = 1,1 \times 10^{-10} \text{ Mol per liter}$$

## H. REAKSI PEMBENTUKAN KOMPLEK.

Dalam analisis anorganik banyak reaksi-reaksi yang menghasilkan pembentukan reaksi kompleks. Satu ion atau molekul kompleks terdiri dari satu atom (ion) pusat dan sejumlah ligan yang terikat erat dengan atom (ion) pusat. Atom pusat ditandai dengan **bilangan koordinasi**, suatu angka bulat yang menunjukkan jumlah ligan ( monodentat) yang membentuk kompleks yang stabil. Pada kebanyakan kasus bilangan koordinasi adalah bilangan 6 ( seperti dalam kasus Fe<sup>2+</sup>, Fe<sup>3+</sup>, Zn<sup>2+</sup>, Cr<sup>3+</sup>, Co<sup>3+</sup>, Ni<sup>2+</sup>, Cd<sup>2+</sup>) ada jugabilangan 4 ( Cu<sup>2+</sup>, Cu<sup>+</sup>, Pt<sup>2+</sup> ) tetapi bilangan 2 ( Ag<sup>+</sup>) dan 8 ( beberapa ion platinum).

Bilangan koordinasi menyatakan jumlah ruangan yang tersedia disekitar ion atau atom pusat didalam yang disebut bulatan koordinasi, yang masing-masing dapat diisi satu ligan monodentat.

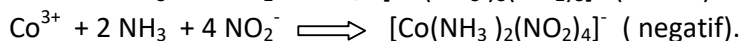
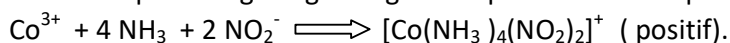
Jadi suatu kompleks dengan satu atom pusat dengan bilangan 6, terdiri dari ion pusat, dipusat oktahidron, sedang keenam liganya menempati ruang-ruang yang dinyatakan oleh sudut-sudut oktahedron itu.

Bilangan koordinasi 4 biasanya menunjukkan suatu susunan simetris yang berbentuk tetrahedron dimana ion pusat berada di pusat bujur sangkar dan 4 ion menempati keempat sudut bujur sangkar itu.

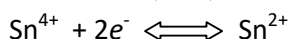
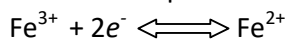
Rumus dan nama beberapa ion kompleks sebagai berikut:

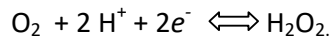
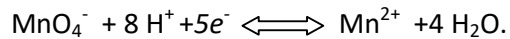
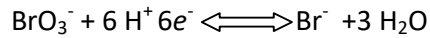
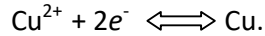


Komplek dengan ligan –ligan campuran bisa mempunyai muatan yang sangat berbeda:



Beberapa kesetimbangan yang melibatkan elektron





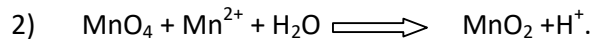
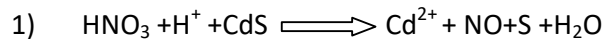
### Menyeimbangkan reaksi Redok.

Pada umumnya dapat melakukan dengan langkah sebagai berikut:

- Pastikan produk-produk reaksi.
- Nyatakan persamaan reaksi setengah sel dari tahap dari tahap reduksi dan tahap oksidasi yang terlibat.
- Gandakan tiap persamaan setengah sel dengan suatu faktor, sehingga kedua persamaan mengandung banyak elektron yang sama.
- Terakhir tambahan persamaan-persamaan ini dan saling tiadakan zat-zat yang muncul pada ruas kiri dan ruas kanan dari persamaan yang diperoleh.

## Latihan

Seimbangkan reaksi dalam keadaan asam dengan reaksi setengah sel



3) Hitung hasil kali kelarutan dari perak kromat. Diketahui bahwa 1 liter larutan mengandung  $3,57 \times 10^{-2}$  gr bahan terlarut. Massa relatif dari  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  adalah 331,7, Maka kelarutan

4) Hasil kali kelarutan timbel fosfat adalah  $1,5 \times 10^{-32}$ , hitung konsentrasi larutan jenuh dalam satuan gra perliter.

5) Bila diketahui bahwa hasil kali kelarutan magnesium hidroksida adalah  $3,4 \times 10^{-11}$  hitung konsentrasi ion hidroksil dalam larutan air jenuh, karena disosiasi

## Ringkasan

- Larutan adalah campuran homogen antara dua zat atau lebih. Berdasarkan daya hantarnya larutan terbagi 2, yaitu larutan elektrolit dan nonelektrolit
- Larutan non-elektrolit adalah larutan yang tidak dapat menghantarkan listrik sehingga dalam larutannya tidak terjadi ionisasi. Contohnya larutan Gula, Urea, Alkohol dan lain lain
- Larutan Elektrolit adalah larutan yang dapat menghantarkan listrik. Ini terjadi karena dalam larutan mengalami ionisasi. Contohnya NaCl, HCl, NaOH dan lain lain
- Lavoiser : Bahwa setiap asam mengandung unsur Oksigen  
Humphrey Davy : Bahwa Hidrogen merupakan unsur dasar setiap asam

Gay Lussac : Asam adalah zat yang dapat menetralkan basa (alkali) dan kedua golongan senyawa itu (asam dan basa) hanya dapat di definisikan dalam kaitan satu dengan yang lain.

Bronsted – Lowry : Asam adalah semua zat baik dalam bentuk molekul atau ion yang dapat memberikan proton (donor proton). Sedangkan basa adalah semua zat baik dalam bentuk molekul maupun ion yang dapat menerima proton (akseptor proton)

5. Berdasarkan kekuatan asamnya, larutan dibagi menjadi 2, yaitu asam kuat dan asam lemah
6. Besarnya konsentrasi ion H<sup>+</sup> dalam larutan disebut derajat keasaman. Untuk menyatakan derajat keasaman suatu larutan dipakai pengertian pH.  $pH = -\log [H^+]$   
 Untuk air murni (25oC):  $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/l}$   
 $pH = -\log 10^{-7} = 7$  Atas dasar pengertian ini, ditentukan:
7. Jika nilai  $pH = pOH = 7$ , maka larutan bersifat netral  
 Jika nilai  $pH < 7$ , maka larutan bersifat asam  
 Jika nilai  $pH > 7$ , maka larutan bersifat basa  
 Pada suhu kamar:  $pK_w = pH + pOH = 14$

## Tes 2

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

- 1) Tetapan kesetimbangan  $K_c$ , dalam mol /liter ,bagi reaksi  $COCl_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + Cl_2(g)$  adalah 1 pada temperatur 1100K, Bila konsentrasi awal  $COCl_2$  adalah 2 mol/liter maka derajat disosiasi ialah:
  - A. 1/2
  - B. 1/3.
  - C. 2/3
  - D. D.1/4
  - E. E.1/5.
  
- 2) Diketahui pada suhu tertentu
 
$$A + 2BC \rightleftharpoons AC_2 + 2 B \quad K = 0,5$$

$$B + AC_2 \rightleftharpoons BC + AC \quad K = 4,0.$$
 Maka tetapan kesetimbangan untuk reaksi  $A + AC_2 \rightleftharpoons 2AC$  ialah:
  - A. 4,5
  - B. 5,0
  - C. 8,0
  - D. 8,5
  - E. 16,5.

- 3) Perhatikan lima buah reaksi, dalam keadaan standar, masing-masing dengan perubahan entalpi yang tertera dibawah, dalam keadaan mana temperatur mempunyai pengaruh paling besar terhadap tetapan kesetimbangan.
- 20 kJ/ mol.
  - B.- 10 kJ/mol.
  - C.0 kJ/mol.
  - D 10 kJ/mol.
  - E.15 kJ/mol.
- 4) Tetapan kesetimbangan untuk reaksi  $A + B \rightleftharpoons C + D$   $K_C = 1, 00$ . Jumlah mol B yang harus dicampurkan pada 4 mol A untuk menghasilkan 2 mol C pada kesetimbangan ialah:
- 4 mol.
  - 2 mol.
  - 3mol.
  - 1 mol.
  - 5 mol.
- 5) Persamaan reaksi kesetimbangan dari gas-gas di bawah ini yang tidak akan bergeser kekanan jika tekanan system dinaikan ( suhu tetap).
- $2 \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ .
  - $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$ .
  - $\text{SO}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2\text{Cl}_2 (\text{g})$ .
  - $\text{CO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH} (\text{g})$ .
  - $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$
- 6) Suatu reaksi kesetimbangan  $A (\text{g}) \rightleftharpoons B(\text{g}) + C (\text{g})$  mempunyai harga  $K_p = 0,328$  pada suhu  $127^\circ\text{C}$ . Harga  $K_C$  sama dengan:
- $1 \times 10^{-2}$ .
  - $2 \times 10^{-2}$ .
  - $4 \times 10^{-2}$ .
  - $3,2 \times 10^{-2}$ .
  - $1,6 \times 10^{-2}$ .
- 7) Suatu gas X dengan tekanan 4 atm diberi katalis sehingga teruarai mencapai kesetimbangan  $X(\text{g}) \rightleftharpoons 2 Y(\text{g})$ . Dengan harga  $K_p = 4/3$ . Pada keadaan setimbang ini , tekanan total campuran.
- Tetap 4 atm.
  - menjadi 3 atm.
  - menjadi 5 atm.



- D. menjadi 6 atm  
E. menjadi 9 atm.
- 8) Dalam kesetimbangan berikut  $A(g) + 2 B(g) \rightleftharpoons 2C(g)$  ditemukan tekanan-tekanan parsial  $P_A = 1 \text{ atm}$ ,  $P_B = 1 \text{ atm}$  dan  $P_C = 3 \text{ atm}$ . Jika sekarang pada suhu tetap, tekanan total system diturunkan menjadi 3 atm, akan dicapai kesetimbangan baru dengan:
- A.  $K_x$  tetap pada harga 45.  
B.  $K_P$  tetap pada harga 27.  
C.  $K_P$  tetap menjadi 27.  
D.  $K_x$  turun menjadi 27.  
E.  $K_P$  tetap pada harga 45.
- 9) Tetapan kesetimbangan untuk reaksi  $A + 3 B \rightleftharpoons C$  sama dengan  $1/4$ . Jumlah mol A yang harus dicampurkan dengan 4 mol B dalam volume 2 liter untuk memperoleh 1 mol C pada keadaan setimbang yaitu
- A. 4.  
B. 8  
C. 9.  
D. 32.  
E. 33.
- 10) Suatu reaksi kimia mempunyai kalor reaksi  $\Delta H = + a$  Joule pada temperatur  $T_1$  dengan tetapan kesetimbangan  $K_1$ . Bila suhu dinaikan menjadi  $T_2$ , tetapan kesetimbangan menjadi  $K_2$ . Dalam hal ini
- A.  $K_2 > K_1$ .  
B.  $K_2 < K_1$   
C.  $K_2 = K_1$   
D.  $K_2 = \Delta H / RT_2$   
E.  $K_2 = \Delta H / RT_2^2$ .

## Kunci Jawaban Tes

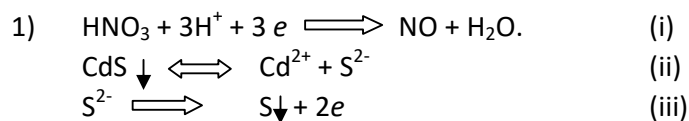
Tes 1

- 1) D
- 2) C
- 3) C
- 4) C
- 5) B
- 6) C
- 7) C
- 8) D
- 9) B
- 10) D
- 11) A
- 12) B
- 13) C
- 14) D
- 15) D
- 16) C
- 17) A
- 18) D
- 19) B
- 20) D

Tes 2

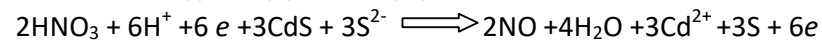
- 1) A
- 2) C
- 3) A
- 4) C
- 5) B
- 6) A
- 7) D
- 8) D
- 9) C
- 10) A

### Jawaban Latihan

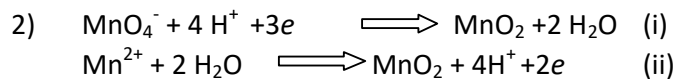
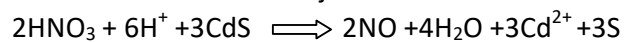


Gabungkan

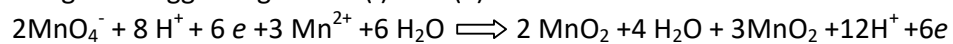
Jumlahkan 2x (i) + 3x(ii) dan 3x(iii)



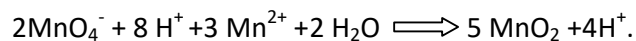
Bila disederhanakan menjadi



Dengan menggabungkan 2x (i) + 3x (ii)



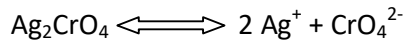
Bila disederhanakan



- 3) Maka kelarutan.

$$S = \frac{3,57 \times 10^{-2}}{331,7} = 1,076 \times 10^{-4} \text{ Mol per liter.}$$

Disosiasi



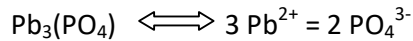
Adalah sempurna 1 mol  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  menghasilkan 2 mol  $\text{Ag}^+$  dan 1 mol  $\text{CrO}_4^{2-}$

Maka, konsentrasi dari kedua ion adalah sebagai berikut :

$$[\text{Ag}^+] = 2 S = 2,152 \times 10^{-4}$$

$$[\text{CrO}_4^{2-}] = S = 1,076 \times 10^{-4}$$

- 4) Persamaan disosiasi adalah



Bila S adalah kelarutan ( dalam mol perliter) kita peroleh

$$[\text{Pb}^{2+}] = 3 S$$

Dan

$$[\text{PO}_4^{3-}] = 2 S$$

$$\text{Atau } K_s = 1,5 \times 10^{-32} = [\text{Pb}^{2+}]^3 \times [\text{PO}_4^{3-}]^2 = (3S)^3 \times (2S)^2$$

$$\text{Atau } 1,5 \times 10^{-32} = 109 S^5$$

Jadi

$$S = \sqrt[5]{1,5 \times \frac{10^{-11}}{4}} = 1,68 \times 10^{-7} \text{ mol perliter.}$$

- 5)  $\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2 \text{OH}^-$

Kita misalkan  $[\text{Mg}^{2+}] = x$  , maka  $[\text{OH}^-] = 2 x$  maka hasil kali kelarutan dapat ditulis sebagai berikut:

$$K_s = [\text{Mg}^{2+}] \times [\text{OH}^-]^2 = x (2 x)^2 = 4 x^3 = 3,4 \times 10^{-11}$$

Jadi

$$S = \sqrt[3]{3,4 \times \frac{10^{-11}}{4}} = 2,04 \times 10^{-4} \text{ mol perliter.}$$

Karena  $[\text{OH}^-] = 2x$  dapat kita hitung  $2 \times 2,04 \times 10^{-4}$  mol perliter.

## Daftar Pustaka

- Cotton dan Wilkinson, (2013), *Kimia Anorganik Dasar*, Jakarta: Penerbit Universitas Indonesia Press
- Hadyana, P V (1979), *Analisi Anorganik Kualitatif Makro Dan Semimikro Ed 5*. PT Kalman Media Pusaka Jakarta.
- Hiskia A, (2000), *Penuntun Belajar kimia dasar*, Citra Aditya Bakti Bandung.
- Saito, T alih bahasa Ismunandar, (1996), *Buku Teks Kimia Anorganik Online Terjemahan*, Terbit dengan izin dari Iwanami Publishing Company
- Sugiyarto, K. H., (2012), *Dasar – Dasar Kimia Anorganik Transisi*, Yogyakarta: Graha Ilmu

## BAB IV

# ANALISIS KATION DAN ANION

*Yayat Sudaryat, St, Mt*

### PENDAHULUAN

Mata kuliah ini dimaksudkan untuk memberikan pemahaman tentang dasar dasar metode analisis kimia konvensional. Tujuan utama kimia analisis adalah terkait dengan penentuan komposisi suatu senyawa dalam suatu bahan/sampel yang lazim disebut dengan kimia analisis kualitatif. Yaitu mengidentifikasi dan menganalisis serta mendeteksi keberadaan unsur kimia dalam suatu sampel atau cuplikan yang tidak diketahui. Atau pembuktian sebuah teori misalnya bahwa suatu zat A apabila ditambahkan suatu pereaksi B akan terbentuk endapan C. Mempelajari karakteristik kation dalam larutan tertentu. Mengidentifikasi dan mendeteksi jenis kation pada sampel tertentu. Memberikan keterampilan kepada mahasiswa dalam melakukan teknik analisis kualitatif yang benar.

Setelah mempelajari modul ini Anda diharapkan dapat memahami dan mampu melakukan

1. Dapat melakukan teknik-teknik analisis untuk kation dan anion.
2. Cara-cara melakukan identifikasi suatu sampel baik cara organoleptik atau cara kimia.
3. Dapat mengetahui reaksi yang terjadi yang dapat berupa perubahan warna, atau menimbulkan endapan atau menghasilkan gas.
4. Dapat menentukan suatu anion atau kation dari suatu sampel.
5. Dapat membuat suatu pereaksi.

Pada pelaksanaan dapat dilakukan reaksi kering atau reaksi basah, tetapi dalam modul ini disajikan analisis terhadap zat dalam bentuk larutan yang akan diketahui reaksi itu berlangsung dengan terbentuknya endapan, pembebasan gas, perubahan warna serta kelarutan endapan. Analisis kation berdasarkan  $H_2S$ : Analisis yang dilakukan berdasarkan uji kation dengan menggunakan pereaksi-pereaksi yang spesifik untuk setiap kation.

## Topik 1 Analisis Kation

### A. TEKNIK EKPERIMEN ANALISIS ANORGANIK.

Analisis kualitatif dapat dilakukan pada bermacam-macam skala, dalam analisis makro jumlah sampel yang dipakai 0,5 gr – 1 gr dan volume larutan diambil berkisar 20 ml. analisis semimikro jumlah sampel yang dipakai 0,1 gr – 0,5 gr dan volume kurang lebih 1 ml. Untuk analisis mikro jumlah sampel yang dipakai kurang dari 0,01 gr.

Apabila menggunakan teknik semimikro dapat banyak keuntungan antara lain:

1. Penggunaan zat relatif sedikit.
2. Kecepatan analisis yang lebih cepat karena dengan bahan yang sedikit, penghematan
3. Penghematan baik tempat ataupun waktu. penyaringan, pencucian, penguapan dll.
4. Banyaknya hidrogen sulfida yang dapat dikurangi.

Analisis kualitatif sifat fisis: Analisis yang dilakukan berdasarkan sifat fisis bahan seperti Titik leleh, bentuk Kristal, titik didih, indeks bias, warna, bau, bentuk, kelarutan, dan tes nyala.

Uji pendahuluan: Uji kualitatif dengan mengidentifikasi ion-ion dapat berdasarkan sifat fisika dan kimianya seperti warna, bau, terbentuknya gelembung, dan terbentuknya endapan.

### B. DASAR-DASAR ANALISIS KUALITATIF BERDASARKAN REAKSI METODE H<sub>2</sub>S

Kimia analitik adalah cabang ilmu kimia yang berfokus pada analisis contoh/cuplikan material untuk mengetahui komposisi, struktur, dan fungsi kimiawinya. Secara tradisional, analisis kimia (kimia analitik) dibagi menjadi dua jenis yaitu analisis kualitatif dan analisis kuantitatif.

Analisis kualitatif bertujuan untuk mengetahui keberadaan suatu unsur atau senyawa kimia, baik organik maupun inorganik. Dengan kata lain analisis kualitatif bertujuan untuk mengetahui ada tidaknya zat tertentu dalam contoh yang diuji. Analisis kuantitatif bertujuan untuk mengetahui jumlah suatu unsur atau senyawa dalam suatu cuplikan atau contoh. Tidak semua unsur atau senyawa yang ada dalam sampel dapat dianalisis secara langsung, sebagian besar memerlukan proses pemisahan terlebih dulu dari unsur yang mengganggu. Karena itu cara-cara atau prosedur pemisahan merupakan hal penting juga yang dipelajari.

### C. ANALISIS KATION BERDASARKAN METODE H<sub>2</sub>S.

#### Pengertian Analisis Kation

Analisis kation memerlukan pendekatan yang sistematis, umumnya dilakukan dengan dua cara yaitu pemisahan dan identifikasi (pemastian). Pemisahan dilakukan dengan cara mengendapkan suatu kelompok kation dari larutannya. Kelompok kation yang mengendap dipisahkan dari larutan dengan cara sentrifuge dan memisahkan filtratnya ke tabung uji yang lain. Larutan yang masih berisi sebagian besar kation kemudian diendapkan kembali membentuk kelompok kation baru. Jika dalam kelompok kation yang terendapkan masih berisi beberapa kation maka kation-kation tersebut dipisahkan lagi menjadi kelompok kation yang lebih kecil, demikian seterusnya sehingga pada akhirnya dapat dilakukan uji spesifik untuk satu kation.

Identifikasi (pemastian) kation dalam suatu cuplikan dapat diketahui dengan melakukan uji menggunakan pereaksi-pereaksi yang spesifik, meskipun agak sulit mendapatkan pereaksi yang spesifik untuk setiap kation. Oleh karena itu umumnya dilakukan terlebih dahulu penggolongan kation. Sebelum dilakukan pengendapan golongan dan reaksi identifikasi kation dengan cara basah cuplikan padat harus dilarutkan dahulu. Supaya mendapatkan larutan cuplikan yang baik, zat yang akan dianalisis dihomogenkan dahulu sebelum dilarutkan. Sebagai pelarut dapat dicoba dahulu secara berturut-turut mulai dari air, HCl encer, HCl pekat, HNO<sub>3</sub> encer, HNO<sub>3</sub> pekat, air raja (HCl : HNO<sub>3</sub> = 3 : 1). Mula-mula dicoba dalam keadaan dingin lalu dalam keadaan panas. Bila pelarutnya HCl pekat larutan harus diuapkan sampai sebageian besar HCl habis. Bila larutan HNO<sub>3</sub> atau air raja, maka semua asam harus dihilangkan dengan cara menguapkan larutan sampai hampir kering, kemudian ditambahkan sedikit HCl, diuapkan lagi sampai volumenya sedikit lalu encerkan dengan air. Larutan cuplikan dapat mengandung bermacam-macam kation. Ada beberapa cara pemeriksaan kation secara sistematis. Misalnya cara fosfat dari Reni, cara Peterson dan cara H<sub>2</sub>S. Pada bagian ini hanya akan dibahas pemisahan kation berdasarkan skema H<sub>2</sub>S menurut Bragmen yang diperkuat oleh Fresenius, Treadwell dan Noyes. Dalam analisis cara H<sub>2</sub>S kation-kation diklasifikan dalam lima golongan berdasarkan sifat-sifat larutan contoh terhadap beberapa pereaksi. Pereaksi yang paling umum adalah asam klorida, hidrogen sulfida, amonium sulfida, dan amonium karbonat. Jadi klasifikasi kation dilakukan berdasarkan atas perbedaan reaksi dari klorida, sulfida, dan karbonat kation tersebut.

Penambahan pereaksi golongan akan mengendapkan ion-ion dalam golongan tersebut. Masing-masing golongan kemudian dipisahkan kemudian dilakukan pemisahan ion-ion segolongan dan dilakukan identifikasi terhadap masing-masing ion. Pemisahan dengan cara H<sub>2</sub>S dapat dilihat pada tabel dan gambar berikut:

**Tabel 4.1**  
**Pemisahan Kation Dengan Cara H<sub>2</sub>S**  
**(anion pengganggu tidak ada)**

Sebanyak 10 mL larutan ditambahkan 1-2 tetes HCl 4 N dingin. Bila ada endapan tambahkan terus sampai pengendapan sempurna, saring

<b>Endapan</b> Residu gol. I PbCl <sub>2</sub> , Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> , AgCl putih. Periksa menurut <b>Tabel II.</b>	<b>Filtrat</b> Tambahkan volume yang sama HCl 4N. Panasi sampai ± 80 °C. Alirkan gas H <sub>2</sub> S selama 5 menit, baik ada endapan maupun tidak encerkan dengan air suling sampai derajat asam 0,3 N (kertas metil violet menjadi biru hijau). Panasi sampai ± 80°C dan alirkan H <sub>2</sub> S sampai pengendapan sempurna, dididihkan lagi dan saring segera.			
	<b>Endapan</b> Gol.II H <sub>2</sub> S hitam, PbS hitam, Bi <sub>2</sub> S <sub>3</sub> coklat, CuS hitam, CdS kuning, SnS coklat, SnS <sub>2</sub> kuning, Sb <sub>2</sub> S <sub>3</sub> jingga, As <sub>2</sub> S <sub>3</sub> kuning, S koloidal Periksa menurut <b>Tabel III.</b>	<b>Endapan</b> Gol.IIIA Fe(OH) <sub>3</sub> merah coklat, Cr(OH) <sub>3</sub> hijau, Al(OH) <sub>3</sub> putih, MnO <sub>2</sub> ·xH <sub>2</sub> O coklat. Periksa menurut <b>Tabel IV.</b>		<b>Filtrat</b> Dimasak sampai semua H <sub>2</sub> S hilang (periksa dengan kertas Pb-asetat) tambahkan HNO <sub>3</sub> pekat dan didihkan (fero-feri) tambah NH <sub>4</sub> Cl padat (1-2 gram) didihkan, tambah larutan NH <sub>4</sub> OH sampai pengendapan sempurna, didihkan lagi dan saring segera.
<b>Endapan</b> Gol. IIIB CoS hitam, NiS hitam, MnS merah, ZnS putih. Periksa menurut <b>Tabel IV.</b>		<b>Filtrat</b> Tambahkan 1-2 mL NH <sub>4</sub> OH 4 N. Aliri gas H <sub>2</sub> S selama 1 menit didihkan, saring.		
<b>Endapan</b> Gol. IV BaCO <sub>3</sub> putih, SrCO <sub>3</sub> putih, CaCO <sub>3</sub> putih. Periksa menurut <b>Tabel V.</b>		<b>Filtrat</b> Aliri gas H <sub>2</sub> S 1 menit, bila ada endapan campurkan dengan endapan gol. IIIB. Filtrat diuapkan dalam cawan proselin sampai ± 10 mL dan H <sub>2</sub> S habisenguap tambahkan larutan NH <sub>4</sub> OH dan (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> sampai pengendapan sempurna. Panasi pada suhu ± 60 °C selama 5 menit (jangan dididihkan), saring.		
<b>Endapan</b> Gol. V Mengandung ion-ion gol. V Mg <sub>2</sub> <sup>+</sup> , Na <sup>+</sup> , K <sup>+</sup> , dan NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> .Periksa menurut <b>Tabel VI</b>				



**Tabel 4.2**  
**Pemisahan Kation Golongan I**  
**(Gol. Perak = Gol.HCl)**

Endapan gol. I mungkin mengandung:  $PbCl_2$ ,  $Hg_2Cl_2$ ,  $AgCl$ . Endapan dicuci satu kali dengan HCl encer, kemudian 2-3 kali dengan sedikit air suling, filtrat dibuang, endapan dipindahkan kedalam labu *Erlenmeyer* kecil dengan pertolongan  $\pm 10$  mL air suling. Panasi sampai mendidih dan saring dalam keadaan masih panas.

<p><b>Endapan</b> Mungkin mengandung <math>Hg_2Cl_2</math> dan <math>AgCl</math>. Bila <math>PbCl_2</math> ada maka ini harus dihilangkan dari endapan. Endapan dicuci beberapa kali dengan air panas sampai filtratnya bebas dari ion <math>Pb^{2+}</math> (periksa dengan larutan <math>K_2CrO_4</math>). Kemudian endapan dipindahkan ke dalam tabung reaksi dan di panasi sedikit dengan 10 mL larutan <math>NH_4OH</math> 10%, saring</p>		<p><b>Filtrat</b> Mungkin mengandung <math>PbCl_2</math>, bila larutan cukup pekat maka setelah dingin terbentuk kristal jarum <math>PbCl_2</math></p>
<p><b>Endapan</b> Jika terjadi endapan hitam maka <math>Hg^{2+}</math> ada.</p> <p><b>Penyelidikan adanya <math>Hg^{2+}</math></b> Endapan dilarutkan ke dalam 3-4 mL air raja (terbentuk senyawa <math>HgCl_2</math> ). Larutan dibagi tiga:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1) Sebagian ditambah beberapa tetes larutan KI terjadi endapan merah <math>HgI_2</math>, bila penambahan KI diteruskan hingga berlebih endapan larut lagi</li> <li>2) 1 tetes larutan pada kertas saring diberi 1 tetes larutan <math>SnCl_2</math> 5% dan 1 tetes anilin terjadi noda hitam.</li> <li>3) Kawat Cu dimasukkan ke dalam larutan, selama beberapa menit, terjadi lapisan putih mengkilap pada batang Cu.</li> </ol> <p>Bila 1,2 dan 3 positif maka <math>Hg^{2+}</math> ada</p>	<p><b>Filtrat</b> Mungkin mengandung <math>Ag^+</math> sebagai <math>Ag(NH_3)_2Cl</math>.</p> <p><b>Penyelidikan adanya <math>Ag^+</math></b> Larutan dibagi dua:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1) Sebagian larutan diberi <math>HNO_3</math> encer, terjadi endapan putih yang lama-lama menjadi abu-abu.</li> <li>2) Sebagian larutan diberi KI terjadi endapan kuning muda yang sukar larut dalam asam nitrat encer.</li> </ol> <p>Bila 1 dan 2 positif maka <math>Ag^+</math> ada.</p>	<p><b>Penyelidikan adanya <math>Pb^{2+}</math></b></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1) Bila pada pendinginan tidak terjadi kristal maka sebagian larutan diuapkan sampai volume paling banyak tinggal setengahnya, dinginkan, <math>PbCl_2</math> mengendap berupa kristal jarum.</li> <li>2) Sedikit larutan diberi larutan <math>K_2CrO_4</math>, akan terjadi endapan kuning <math>PbCrO_4</math>.</li> <li>3) 1 tetes larutan pada obyek glass diberi 1 tetes larutan KI, akan terjadi endapan kuning. Panasi hingga larut dan dinginkan. Lihat di bawah mikroskop adanya kristal kuning berbentuk inti benzene.</li> </ol> <p>Bila 1,2 dan 3 positif, maka <math>Pb^{2+}</math> ada.</p>

**Tabel 4.3**  
**Pemisahan Kation Golongan II**

Endapan mungkin mengandung garam-garam sulfide dari logam-logam golongan IIA (HgS, PbS, Bi<sub>2</sub>S<sub>3</sub>, CuS, dan CdS) dari logam-logam golongan IIB (As<sub>2</sub>S<sub>3</sub>, Sb<sub>2</sub>S<sub>3</sub>, SnS, SnS<sub>2</sub>). Endapan dicuci dengan sedikit air suling yang mengandung H<sub>2</sub>S, lalu dipindahkan ke dalam cawan proselin, tambahkan 10 mL larutan ammonium sulfida kuning (KOH 2N) dan panasi pada 50<sup>0</sup> C- 60<sup>0</sup> C selama 3-4menit sambil diaduk terus menerus. Saring.

Endapan	Filtrat
<p>mungkin mengandung garam-garam sulfida dari logam-logam golongan IIA (HgS, PbS, Bi<sub>2</sub> S<sub>3</sub>, CuS, dan CdS) dari logam-logam golongan IIB (AS<sub>2</sub> S<sub>3</sub>, Sb<sub>2</sub>S<sub>3</sub>, SnS, SnS<sub>2</sub>). Endapan dicuci dengan sedikit air suling yang mengandung H<sub>2</sub>S, lalu dipindahkan ke dalam cawan porselin, tambahkan 10 mL larutan ammonium sulfida kuning (KOH 2N) dan panasi pada 50<sup>0</sup> C- 60<sup>0</sup> C selama 3-4menit sambil diaduk terus menerus.</p> <p>Saring. <b>Endapan</b> Mengandung garam-garam sulfida.</p>	<p>Mungkin mengandung garam thio dari logam-logam golongan IIB. (NH<sub>4</sub>)<sub>3</sub>AsS<sub>4</sub>, (NH<sub>4</sub>)<sub>3</sub>SbS<sub>4</sub>, (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SnS<sub>3</sub>. Tambahkan HCl setetes demi setetes sampai larutan tetap asam (kertas lakmus) panasi perlahan-lahan. Endapan kuning atau jingga menunjukkan adanya logam-logam gol. IIB. Bila ada endapan putih kekuning-kuningan, ini hanya ada belerang sebagai penguraian thio. Periksa menurut <b>Tabel IIIB</b>.</p>

**Tabel 4.4**  
**Pemisahan Kation Golongan IIA**  
**(Gol. Tembaga)**

Endapan mungkin mengandung: HgS (hitam), PbS (hitam), CuS (hitam), CdS (kuning). Pindahkan endapan kedalam labu Erlenmeyer kecil dengan pertolongan 10 mL HNO<sub>3</sub> encer. Didihkan 2-3 menit. Saring.

Endapan	Filtrat
<p>HgS hitam</p> <p>Dilarutkan dalam air raja, uapkan sampai kering.</p> <p>Encerkan dengan air.</p> <p>Sedikit adanya Hg<sup>2+</sup> menurut <b>Tabel II.</b></p>	<p>Mungkin mengandung garam-garam nitrat dari Pb, Bi, Cu, dan Cd. Beberapa tetes filtrat diselidiki adanya ion Pb, dengan menambahkan beberapa tetes H<sub>2</sub> SO<sub>4</sub> encer dan alkohol. Bila ada Pb maka terjadi endapan putih PbSO<sub>4</sub> encer. Uapkan dalam cawan porselin (penguap) dalam lemari asam sampai timbul asap putih. Dinginkan, tambahkan 10-20 mL air, aduk, diamkan 2-3 menit. Saring.</p>
	<p><b>Endapan</b> PbSO<sub>4</sub> (putih) cuci dengan air, larutkan dalam ammonium asetat. Selidiki adanya</p> <p><b>Filtrat</b> Mungkin mengandung garam-garam sulfat dan nitrat dari Bi, Cu dan Cd. Tambahkan NH<sub>4</sub>OH pekat sampai larutan bereaksi alkalis.</p> <p>Saring.</p>
	<p><b>Endapan</b></p> <p><b>Filtrat</b></p>

	<p>Pb<sup>2+</sup> menurut <b>Tabel II.</b></p>	<p>Bi(OH)<sub>3</sub> (putih), cuci dengan air, larutkan dalam HNO<sub>3</sub> encer.</p> <p><b>Penyelidiknadinya Bi<sup>3+</sup></b></p> <p>1) 1 tetes larutan pada papan penetes, ditambah 1-2 tetes larutan Chinconin nitrat KI warna jingga.</p> <p>2) 1 tetes larutan pada papan penetes, ditambah 1 tetes larutan Pb-asetat dan larutan KOH berlebih kemudian 1 tetes SnCl<sub>2</sub> endapan hitam.</p> <p>Bila 1 dan 2 positif maka Bi<sup>3+</sup> ada.</p>	<p>Mungkin mengandung Cu (NH<sub>3</sub>)<sup>2+</sup> (biru), Cd (NH<sub>3</sub>)<sup>2+</sup> (tidak berwarna). Bila larutan berwarna biru, kemungkinan ada ion Cu<sup>2+</sup>. Sebagian larutan diasamkan dengan asam asetat.</p> <p><b>Penyelidikan adanya Cu<sup>2+</sup></b></p> <p>1) 1 tetes larutan pada papan penetes ditambahkan larutan Na<sub>2</sub>S endapan hitam</p> <p>2) 1 tetes larutan pada papan penetes ditambah larutan K<sub>4</sub>Fe(CN)<sub>6</sub> endapan coklat.</p> <p>Bila 1 dan 2 positif, maka Cu<sup>2+</sup> ada.</p> <p><b>Penyelidikan adanya Cd<sup>2+</sup></b></p> <p>1. Bila Cu ada, larutan diasamkan dengan HCl, alirkan H<sub>2</sub>S. CuS dan CdS mengendap, saring. Endapan dididihkan dengan H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> encer. CuS tak larut, CdS larut, saring. Filtrat untuk penyelidikan Cd<sup>2+</sup>.</p> <p>2. Bila Cu<sup>2+</sup> tidak ada, larutan langsung dipakai untuk menyelidiki Cd<sup>2+</sup></p> <p>1) 1 tetes Lar. Pada kertas saring yang telah dicelupkan ke dalam larutan Difenilkarbazida A, keringkan. Kertas saring dikenakan uap NH<sub>3</sub> selama 2 menit warna biru ungu.</p> <p>2) 1 tetes lar. pada obyek gelas, diberi 1 tetes larutan K<sub>2</sub>Hg(CNS)<sub>4</sub> kristal spesifik.</p> <p>3) 1 tetes Lar pada obyek glass, ditambah 1 tetes Lar asam oksalat Kristal spesifik.</p> <p>Bila 1 dan 2 positif, maka Cd<sup>2+</sup> ada.</p>
--	---	---	--

**Tabel 4.5**  
**Pemisahan Kation Gol.II B**  
**(Gol. Arsen)**

Endapan mungkin mengandung:  $As_2S_5$  (kuning),  $Sb_2S_5$  (jingga),  $SnS_2$  (kuning), S (putih). Cuci dengan air panas beberapa kali, filtrat dibuang. Endapan dipindahkan ke dalam labu Erlenmeyer kecil dengan pertolongan 10 mL HCl pekat. Didihkan dalam lemari asam, dan selama pemanasan labu ditutup dengan corong kecil. Encerkan dengan 2-3 mL air. Saring.

<p><b>Endapan</b> <math>As_2S_5</math> (kuning), S (putih). Cuci dengan air panas.</p> <p><b>Penyelidikan adanya As</b></p> <p>Larutan dibagi dua:</p> <p>1) Sebagian endapan dilarutkan dalam 3-4 mL <math>NH_4OH</math> encer panas. Tambahkan 3-4 mL larutan 3% <math>H_2O_2</math> panasi beberapa menit. 1 tetes larutan pada papan penetes ditambah 1 tetes <math>NH_4OH</math> encer dan 1 kristal Mg-asetat, terjadi endapan putih. Teteskan larutan <math>AgNO_3</math> pada endapan tersebut terjadi endapan coklat-merah.</p> <p>2) Sebagian endapan dilakukan reaksi Fleitmann. Endapan dimasukkan kedalam tabung reaksi kecil, beri larutan pekat KOH dan beberapa butir logam Al, tabung reaksi ditutup dengan kertas Pb-asetat dan di atasnya diletakkan kertas dibasahi dengan larutan <math>AgNO_3</math> noda hitam. Bila 1 dan 2 positif, maka As ada.</p>	<p><b>Filtrat</b> Mungkin mengandung: <math>SbCl_3</math> (dan/<math>HSbCl_4</math>), <math>SnCl_4</math> (dan/atau <math>H_2SnCl</math>). Encerkan dengan air sampai 15-20 mL. Larutan dibagi 2 untuk menyelidiki adanya Sb dan Sn.</p> <p><b>Penyelidikan adanya Sb</b></p> <p>1) 1 mL larutan dinetralkan dengan <math>NH_4OH</math> tambah larutan <math>Na_2S_2O_3</math> 10% terjadi endapan merah.</p> <p>2) 2 tetes larutan pada papan tetes diberi sebutir Kristal <math>NaNO_2</math> dan 2 tetes Rhodamine B terjadi endapan violet.</p> <p>Bila 1 dan 2 positif maka Sb ada.</p> <p><b>Penyelidikan Sn</b> Larutan diberi logam Al dan didihkan 5 menit, dinginkan, saring.</p> <p>1) Beberapa tetes larutan ditambah beberapa tetes reagen kakotelin, panaskan. Terjadi warna merah ungu (bila Sn sedikit, warna coklat). <math>H_2S</math> mengganggu reaksi ini jadi harus dihilangkan.</p> <p>2) 1 tetes larutan pada kertas saring yang telah dicelupkan dalam larutan <math>HgCl_2</math>, diberi 1 tetes anilin, terjadi noda coklat hitam (larutan tidak boleh mengandung HCl). Bila 1 dan 2 pos Sn</p>
---	---

**Tabel 4.6**  
**Pemisahan Kation Golongan IIIA**  
**(Gol. Besi)**

Endapan mungkin :  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  merah-coklat;  $\text{Al}(\text{OH})_3$  putih;  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  hijau;  $\text{MnO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$  coklat. Cuci dengan larutan  $\text{NH}_4\text{Cl}$  1 %. Endapan dipindahkan dalam cawan porselin. Tambahkan 10 mL  $\text{NaOH}$  2 N dan 5 mL  $\text{H}_2\text{O}_2$  10 %. Didihkan 5 menit lalu encerkan dengan sedikit air suling.

<p><b>Endapan</b>  Mungkin mengandung <math>\text{Fe}(\text{OH})_3</math> dan <math>\text{MnO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}</math>. Cuci dengan air panas, endapan dibagi dua, sebagian untuk reaksi penetapan Fe sebagian untuk reaksi penetapan Mn.</p> <p><b>Penyelidikan adanya Fe</b>  Sebagian endapan dilarutkan dalam HCl encer:</p> <p>a. 1 tetes larutan pada papan penetes, tambahkan 1 tetes larutan KCNS merah tua</p> <p>b. 1 tetes larutan pada papan penetes, tambahkan 1 tetes larutan <math>\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6</math> endapan biru tua.</p> <p>Bila 1 dan 2 positif, maka Fe ada.</p> <p><b>Penyelidikan adanya Mn</b>  Sebagian endapan dilarutkan dalam 1 mL <math>\text{HNO}_3</math> (1:1)</p> <p>1) Dalam cawan porselin, 1 tetes larutan ditambah 1 tetes <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math> pekat dan 1 tetes <math>\text{AgNO}_3</math> dan sedikit <math>(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_3</math> atau <math>\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8</math> padat, panaskan sedikit warna ungu.</p> <p>2) Beberapa tetes larutan pada gelas obyek diuapkan sampai kering. Beri 1 tetes air dan sedikit K-oksalat padat endapan kristal putih yang spesifik.</p> <p>3) 1 tetes larutan ditambah dengan larutan <math>\text{KIO}_4</math> ungu.</p> <p><b>Bila 1.2 dan 3 positif, maka Mn ada.</b></p>	<p><b>Filtrat</b>  Mungkin <math>\text{Na}_2\text{CrO}_4</math> (kuning) atau <math>\text{NaAlO}_4</math> (tak berwarna). Jika larutan tak berwarna Cr tak perlu diselidiki. Filtrat dibagi dua, sebagian untuk reaksi penetapan Al dan sebagian untuk Cr.</p> <p><b>Penyelidikan adanya Al</b>  Sebagian larutan dibuat netral/asam lemah dengan penambahan HCl encer</p> <p>1) 1 tetes larutan pada kertas saring + 1 tetes larutan 0,2% alizarin S. Kertas saring dipegang diatas <math>\text{NH}_4\text{OH}</math> warna ungu, yang diasamkan dengan asam asetat warna coklat.</p> <p>2) 1 mL larutan pada tabung reaksi, diberi beberapa tetes larutan morin dalam methanol terjadi warna hijau berfluorensi</p> <p>3) 1-2 tetes larutan pada gelas obyek ditambah kristal ammonium molibdat, panasi sebentar, terjadi kristal putih yang spesifik.</p> <p>Bila 1, 2 dan 3 positif maka Al ada.</p> <p><b>Penyelidikan Cr</b></p> <p>1. Sedikit larutan diasamkan dengan asam asetat dan tambahkan larutan Pb-asetat endapan kuning <math>\text{PbCrO}_4</math></p> <p>2. 2 mL larutan diasamkan dengan <math>\text{HNO}_3</math> encer tambah 1 mL amil alkohol dan 4 tetes larutan 3% <math>\text{H}_2\text{O}_2</math>, kocok dan diamkan Lapisan amil alkohol (bagian atas) berwarna biru.</p> <p><b>Bila 1 dan 2 positif, maka Cr ada</b></p>
---	---

**Tabel 4.7**  
**Pemisahan Kation Golongan IV**

Endapan mungkin mengandung BaCO<sub>3</sub>, CaCO<sub>3</sub> dan SrCO<sub>3</sub>. Endapan dicuci dengan asam cuka 2N melalui saringan. Filtratnya diambil 1 mL, lalu tambahkan K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> dan panaskan. Jika terbentuk endapan berwarna hijau kuning, berarti Ba ada.

Bila terdapat Ba: Sisa filtrat yang didapatkan dipanaskan terus dan tambahkan K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> berlebih. Endapan yang terbentuk disaring (**Endapan 1**) dan dicuci dengan air panas. Filtrat dibuat alkalis dengan larutan NH<sub>3</sub> dan tambahkan ammonium karbonat berlebih. Cuci dan larutkan dalam asam cuka 2 N kemudian panaskan (**Larutan A**).

<b>Endapan 1</b> (kuning dari BaCrO <sub>4</sub> ) Setelah endapan dicuci, larutkan endapan dalam HCl pekat dan uapkan sehingga kering. Lakukan uji nyala. Jika nyala api hijau, berarti terdapat Ba	<b>Filtrat</b> <b>Larutan A</b> atau <b>B</b> pada larutan yang dingin, tambahkan 2 mL larutan (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> lalu tambahkan 0,2 gram Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , saring.	
	<table border="1"> <tr> <td> <b>Endapan</b> <b>(Penyelidikan adanya Sr)</b> Endapan mengandung SrSO<sub>4</sub>. Setelah dicuci dengan air, pindahkan ke dalam cawan porselin lalu bakar hingga kertas saring terbakar habis. Setelah dingin, tambahkan HCl dan lakukan uji nyala. Jika nyala warna merah anggur, berarti terdapat Sr.                 </td> <td> <b>Filtrat</b> <b>(Penyelidikan adanya Ca)</b> Mengandung Ca kompleks. Tambahkan sedikit ammonium oksalat dan panaskan endapan putih. Endapan putih menunjukkan adanya Ca.                 </td> </tr> </table>	<b>Endapan</b> <b>(Penyelidikan adanya Sr)</b> Endapan mengandung SrSO <sub>4</sub> . Setelah dicuci dengan air, pindahkan ke dalam cawan porselin lalu bakar hingga kertas saring terbakar habis. Setelah dingin, tambahkan HCl dan lakukan uji nyala. Jika nyala warna merah anggur, berarti terdapat Sr.
<b>Endapan</b> <b>(Penyelidikan adanya Sr)</b> Endapan mengandung SrSO <sub>4</sub> . Setelah dicuci dengan air, pindahkan ke dalam cawan porselin lalu bakar hingga kertas saring terbakar habis. Setelah dingin, tambahkan HCl dan lakukan uji nyala. Jika nyala warna merah anggur, berarti terdapat Sr.	<b>Filtrat</b> <b>(Penyelidikan adanya Ca)</b> Mengandung Ca kompleks. Tambahkan sedikit ammonium oksalat dan panaskan endapan putih. Endapan putih menunjukkan adanya Ca.	

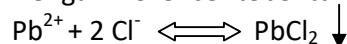
Karena gas H<sub>2</sub>S sangat beracun untuk mempelajari Kation dari Golongan I dapat dilakukan secara tersendiri yang dapat dilakukan sebagai berikut:

**D. CARA IDENTIFIKASI KATION TUNGGAL DARI LARUTAN TANPA ADA KATION YANG LAIN.**

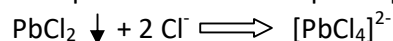
**1. Reaksi reaksi dari ion timbel (II)**

Dibuat dari larutan timbel nitrat atau timbel asetat (0, 25 M)

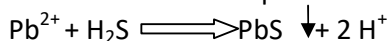
- a. Dengan HCl encer terbentuk endapan putih dalam larutan dingin



Endapan larut dalam air panas pada 100<sup>0</sup>C, larut dalam HCl pekat karena terbentuk



- b. Dengan hidrogen sulphida dalam suasana netral atau sedikit asam terbentuk endapan hitam dari timbel sulphida



- c. Dengan larutan ammonia ; timbul endapan putih timbel hidroksida

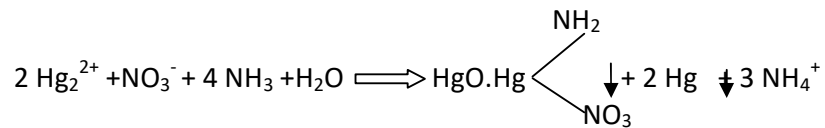
- $Pb^{2+} + 2 NH_3 + 2 H_2O \rightleftharpoons Pb(OH)_2 \downarrow + 2 NH_4^+$
- d. Dengan natrium hidroksida terbentuk endapan putih timbel hidroksida  
 $Pb^{2+} + 2OH^- \rightleftharpoons Pb(OH)_2 \downarrow$   
 Endapan larut dengan reagen berlebihan, dimana terbentuk ion tetrahidroksoplumbat(II)  
 $Pb(OH)_2 \downarrow + 2 OH^- \rightleftharpoons [Pb(OH)_4]^{2-}$
- e. Dengan asam sulfat encer terbentuk endapan putih timbel sulfat  
 $Pb^{2+} + SO_4^{2-} \rightleftharpoons PbSO_4 \downarrow$   
 Endapan larut dalam larutan ammonium asetat pekat (10M) terbentuk ion tetraasetatoplumbat(II)  
 $PbSO_4 \downarrow + 4 CH_3COO^- \rightleftharpoons [Pb(CH_3COO)_4]^{2-} + SO_4^{2-}$
- f. Dengan kalium kromat dalam larutan netral terbentuk endapan kuning timbel kromat.  
 $Pb^{2+} + CrO_4^{2-} \rightleftharpoons PbCrO_4 \downarrow$   
 Dengan asam nitrat atau natrium hidroksida akan melarutkan endapan dengan reaksi reversible.  
 $PbCrO_4 \downarrow + 2 H^+ \rightleftharpoons 2 Pb^{2+} + Cr_2O_7^{2-} + 2 H_2O$   
 $PbCrO_4 \downarrow + 4 OH^- \rightleftharpoons [Pb(OH)_4]^{2-} + CrO_4^{2-}$
- g. Dengan kalium iodida terbentuk endapan kuning.  
 $Pb^{2+} + I^- \rightleftharpoons PbI_2 \downarrow$
- h. Dengan natrium karbonat terbentuk endapan putih dari timbel karbonat dan timbel hidroksida.  
 $Pb^{2+} + CO_3^{2-} + 2 H_2O \rightleftharpoons PbCO_3 \downarrow + Pb(OH)_2 \downarrow + CO_2 \uparrow$

## 2. Reaksi untuk Merkuri.

Merkuri mempunyai dua jenis, merkuri(I) dan merkuri (II) dimana sifatnya sangat berbeda terhadap reagensia-reagensia yang dipakai dalam analisis kualitatif, merkuri(I) berada pada golongan pertama sementara merkuri (II) berada pada golongan dua.

- a. Dengan asam klorida encer terbentuk endapan putih  
 $Hg_2^{2+} + 2 Cl^- \rightleftharpoons Hg_2Cl_2 \downarrow$   
 Endapan tidak larut dalam asam encer, dengan ammonia mengubah endapan menjadi campuran merkuri (II) amidoklorida dan logam merkuri, yang keduanya merupakan endapan yang tidak larut.  
 $Hg_2Cl_2 + 2 NH_3 \rightleftharpoons Hg \downarrow + Hg(NH_2)Cl \downarrow + NH_4^+ + Cl^-$
- b. Dengan hidrogen sulfida dalam suasana netral atau sedikit asam, terbentuk endapan hitam yang merupakan campuran dari merkuri (II) sulfida dan logam merkuri.  
 $Hg_2^{2+} + H_2S \rightleftharpoons Hg \downarrow + HgS \downarrow + 2 H^+$   
 Dengan natrium sulfida kuning maka akan melarutkan merkuri dan merkuri sulfida dengan terbentuknya iondisulfomerkurat(II)  
 $Hg \downarrow + HgS \downarrow + 3 S^{2-} \rightleftharpoons 2 [HgS_2]^{2-}$

- c. Larutan ammonia terbentuk endapan hitam yang merupakan campuran logam merkurium dan merkurium (II) amidonitrat basa (yang sendirinya merupakan endapan putih)



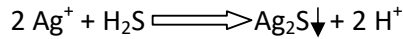
Reaksi ini dapat digunakan untuk membedakan antara ion merkurium (I) dan ion merkurium (II)

- d. Dengan natrium hidroksida terbentuk endapan hitam merkurium(I) oksida.  
 $\text{Hg}_2^{2+} + 2 \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Hg}_2\text{O} \downarrow + \text{H}_2\text{O}$
- e. Dengan kalium kromat dalam larutan panas, terbentuk endapan merah merkurium(I) kromat  
 $\text{Hg}_2^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}_2\text{CrO}_4 \downarrow$
- f. Dengan kalium iodida, ditambahkan perlahan-lahan dalam keadaan dingin terbentuk endapan hijau dari merkurium(I) iodida.  
 $\text{Hg}_2^{2+} + 2 \text{I}^- \rightleftharpoons \text{Hg}_2\text{I}_2 \downarrow$
- g. Dengan natrium karbonat dalam larutan dingin terbentuk endapan kuning merkurium(I) karbonat  
 $\text{Hg}_2^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}_2\text{CO}_3 \downarrow$   
 Endapan berubah menjadi abu-abu kehitaman ketika mana merkurium (II) oksida dan merkurium terbentuk:  
 $\text{Hg}_2\text{CO}_3 \downarrow \rightleftharpoons \text{HgO} \downarrow + \text{Hg} \downarrow + \text{CO}_2 \uparrow$   
 Penguraian dapat dipercepat dengan memanaskan campuran itu.
- h. Dengan dinatrium hidrogen fosfat terbentuk endapan putih merkurium(I) hidrogen fosfat  
 $\text{Hg}_2^{2+} + \text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}_2\text{HPO}_4 \downarrow$
- i. Dengan timah klorida mereduksi ion merkurium (I) menjadi logam merkurium yang berupa endapan hitam ke-abu-abuan  
 $\text{Hg}_2^{2+} + \text{Sn}^{2+} \rightleftharpoons 2 \text{Hg} \downarrow + \text{Sn}^{2+}$
- j. Dengan ditizon membentuk senyawa yang berwarna lembayung.

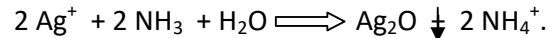
### 3. Perak, Reaksi-reaksi dari ion perak (I).

- a. Dengan asam klorida encer terbentuk endapan putih  
 $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{AgCl} \downarrow$   
 Dengan asam klorida pekat tidak terjadi pengendapan, karena terbentuk ion kompleks  
 $\text{AgCl} \downarrow + \text{Cl}^- \rightleftharpoons [\text{AgCl}_2]^-$   
 bila endapan ditambah Dengan larutan ammonia encer akan larut dan terbentuk ion kompleks  
 $\text{AgCl} \downarrow + \text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{Cl}^-$
- b. Dengan hidrogen sulphida ( gas atau larutan air jenuh ) dalam suasana netral atau asam: terbentuk endapan hitam perak sulphida:

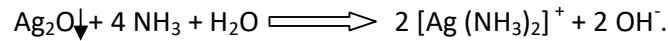




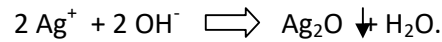
- c. Dengan larutan amonia terbentuk endapan coklat perak oksida.



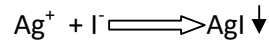
Endapan dapat larut bila reagensia berlebihan karena terbentuk ion kompleks diaminaargentat:



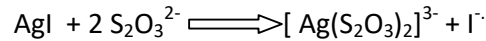
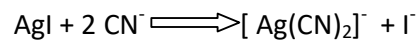
- d. Dengan natrium hidroksida terbentuk endapan coklat perak oksida.



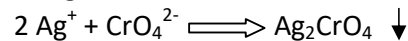
- e. Dengan kalium iodida terbentuk endapan kuning dari perak iodida.



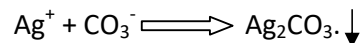
Endapan tidak larut dalam ammonia encer atau pekat, tetapi mudah larut dalam kalium sianida dan dalam natrium tiosulpat.



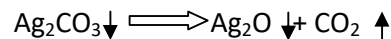
- f. Dengan kalium kromat dalam larutan netral terbentuk endapan merah perak kromat.



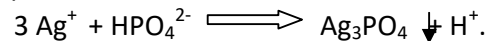
- g. Dengan natrium karbonat terbentuk endapan putih kekuningan, perak karbonat.



Bila dipanaskan, endapan terurai dan terbentuk endapan coklat perak oksida.



- h. Dengan dinatrium hidrogen fosfat dalam larutan netral, terbentuk endapan kuning perak fosfat.



### Latihan Soal.

1. Bagaimana cara membedakan mengetahui adanya kation  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$  dan  $\text{Ag}^+$  dengan penambahan  $\text{NH}_3$ , yang cukup dan  $\text{NH}_3$  berlebih?. Serta tuliskan reaksi yang terjadi?
2. Bagaimana bila kation ( $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$  dan  $\text{Ag}^+$ ) ini ditambah dengan dengan larutan KI dan tuliskan reaksinya?.
3. Cari reaksi sfesifik untuk kation-kation diatas ?

### Reaksi reaksi dari Golongan II

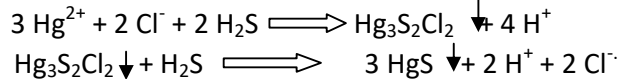
Kation golongan II terdiri dari merkuri(II), timbel (II), bismuth (III), tembaga (II), cadmium (II), arsenic (III) dan (V), stibium (III) dan (V), timah (II) dan (IV).

Reagensia golongan: hidrogen sulphida (gas atau larutan-air jenuh)

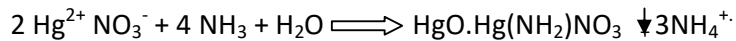
Reaksi golongan endapan-endapan dengan berbagai warna hitam antara lain ( $\text{HgS}$ ,  $\text{PbS}$ ,  $\text{CuS}$ ) endapan kuning ( $\text{CdS}$ ,  $\text{As}_2\text{S}_3$ ,  $\text{As}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SnS}_2$ ), endapan coklat ( $\text{Bi}_2\text{S}_3$ ,  $\text{SnS}$ ), endapan jingga ( $\text{Sb}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Sb}_2\text{S}_5$ ).

**4. Merkuriu Reaksi-reaksi ion merkuriu (II) ini dapat dipelajari dengan membuat larutan merkuriu(II) nitrat 0,05M.**

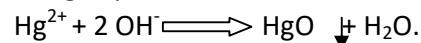
- a. Hidrogen sulfida. Dengan adanya asam klorida yang encer, mula-mula terbentuk endapan putih dari merkuriu (II) klorosulfida, kemudian terurai bila ditambahkan hidrogen sulfida, lebih lanjut akan terbentuk endapan hitam dari merkuriu (II) sulfida.



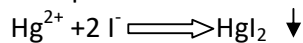
- b. Dengan larutan ammonia, terbentuk endapan putih dengan komposisi bercampur pada dasarnya terdiri dari merkuriu (II) oksida dan merkuriu (II) amidonitrat:



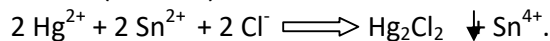
- c. Dengan penambahan natrium hidroksida



- d. Dengan kalium iodida, bila ditambahkan perlahan-lahan kepada larutan akan terbentuk endapan merahmerkuriu (II) iodida



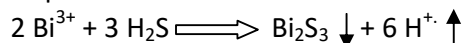
- e. Dengan timah (II) klorida terbentuk endapan putih seperti sutra dari merkuriu (I) klorida (kalomel).



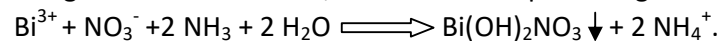
- f. Dengan difenilkarbazid bereaksi dengan merkuriu (II) dengan cara serupa dengan merkuriu (I).

**5. Bismut reaksi-reaksi ion reaksi-reaksi dapat dipelajari dengan larutan bismuth (II) nitrat.**

- a. Dengan hidrogen sulfida (gas larutan air jenuh): terbentuk endapan hitam bismuth sulfida.

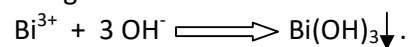


- b. Dengan larutan ammonia, terbentuk endapan dari garam basa bismuth:

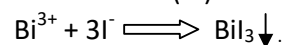


Endapan tidak larut dalam reagensia berlebih.

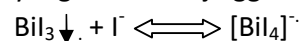
- c. Dengan natrium hidroksida terbentuk endapan putih bismuth (III) hidroksida.



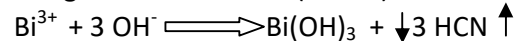
- d. Dengan kalium iodida dengan penambahan tetes demi tetes, terjadi endapan hitam dari bismuth (III) iodida



Endapan mudah larut dalam reagensia berlebih, dan terbentuk ion tetraiodobismutat yang berwarna jingga.

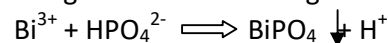


- e. Dengan kalium sianida ( racun) akan terbentuk endapan putih dari bismuth hidroksida.



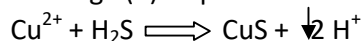
Endapan tidak larut dalam reagensia berlebihan.

- f. Dengan dinatrium hidrogen fosfat terbentuk endapan putih bismuth fosfat.

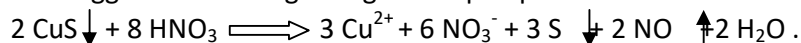


**6. Tembaga Reaksi-reaksi ion tembaga, reaksi ini dapat dipelajari dengan memakai larutan tembaga (II) sulphat.**

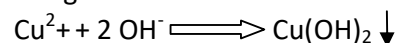
- a. Dengan hidrogen sulphida (gas atau larutan-air jenuh) akan terbentuk endapan hitam tembaga (II) sulphida.



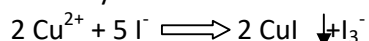
Dengan asam nitrat pekat dan panas melarutkan tembaga sulfida dengan meninggalkan belerang sebagai endapan putih:



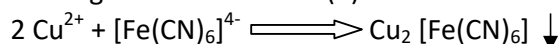
- b. Dengan larutan natrium hidroksida terbentuk endapan biru dari tembaga hidroksida.



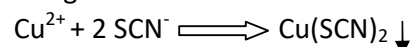
- c. Dengan kalium iodida akan mengendap sebagai tembaga (I) iodida yang putih, tetapi larutannya berwarna coklat tua karena terbentuknya ion-ion triiodida (iod)



- d. Dengan kalium heksasianoferat (II) terbentuk endapan coklat-kemerahan yaitu tembaga heksasianoferat (II) dalam suasana netral atau asam.

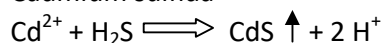


- e. Dengan kalium tiosianat terbentuk endapan hitam dari tembaga(II) tiosianat.

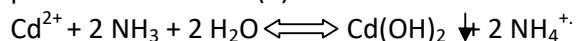


**7. Kadmium., Reaksi-reaksi ini dapat dipelajari dari larutan**

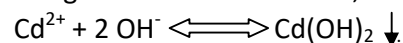
- a. Dengan hidrogen sulfida ( gas atau larutan air jenuh) terbentuk endapan kuning dari Cadmium sulfida



- b. Dengan larutan amonia dengan penambahan tetes-demi tetes terbentuk endapan putih dari cadmium (II) hidroksida.

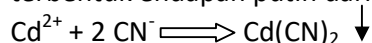


- c. Dengan natrium hidroksida , terbentuk endapan putih dari kadmium (II) hidroksida



Endapan tidak larut dalam reagensia berlebih, bila dipanas akan tetap, tetapi dengan asam encer melarutkan endapan dan reaksi bergeser kekiri.

- d. Dengan kalium sianida (Racun) dengan penambahan sedikit demi sedikit akan terbentuk endapan putih dari cadmium sianida:



- e. Dengan p-difenil karbazida (0, 1%) membentuk produk yang berwarna coklat dengan cadmium hidroksida. Yang berubah menjadi biru kehijauan dengan formaldehid.

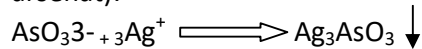
**8. Arsenik.Reaksi-reaksi ion As (III) Larutan yang mengandung As<sup>3+</sup>**

- a. *Hidrogen sulphida* : endapan kuning arsenic (III) sulfida:

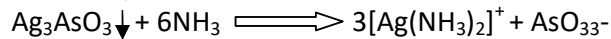
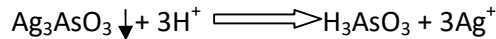


Larutan harus sangat bersifat asam ;

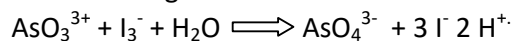
- b. Perak nitrat : endapan kuning perak arsenit dalam larutan metral (perbedaan dari arsenat):



Endapan larut dengan baik dalam asam nitrat (a), maupun amonia (b)



- c. Dengan Larutan tembaga sulfat: endapan hijau tembaga arsenit (hijau Scheele), yang dirumuskan berbeda-beda sebagai  $\text{CuHAsO}_3$  dan  $\text{Cu}_3(\text{AsO}_3)_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ .
- d. Kalium tri-iodida (larutan iod dalam kalium iodat): mengoksidasi ion arsenit yang akan kehilangan warna:

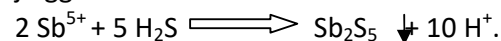


Reaksi ini dapat balik, dan akan mencapai kesetimbangan, jika ion hidrogen yang terbentuk dalam reaksi, dihilangkan dengan menambahkan natrium hidrogen karbonat.

### 9. Stibium, Reaksi-reaksi ion stibium(III) dari larutan

- a. Dengan hidrogen sulfida terbentuk endapan merah jingga dari stibium trisulfida  $\text{Sb}_2\text{S}_3$
- $$\text{Sb}^{3+} + \text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{Sb}_2\text{S}_3 + 6\text{H}^+$$
- b. Dengan larutan natrium hidroksida atau amonia terbentuk endapan putih dari stibium (III) oksida terhidrasi  $\text{Sb}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ . yang larut dalam basa alkali yang pekat (5M) membentuk
- $$2\text{Sb}^{3+} + 6\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Sb}_2\text{O}_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$$
- $$\text{Sb}_2\text{O}_3 \downarrow + 2\text{OH}^- \rightleftharpoons 2\text{SbO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$$
- c. Dengan larutan kalium iodida warna menjadi merah karena terbentuk garam kompleks  $\text{Sb}^{3+} + 6\text{I}^- \rightleftharpoons [\text{SbI}_6]^{3-}$
- d. Dengan reagensia asam fospomolibdat ( $\text{H}_3[\text{PMo}_{12}\text{O}_{40}]$ ): dihasilkan warna biru oleh garam-garam stibium (III). Dari ion-ion golongan II hanya timah yang mengganggu pada uji ini.

Reaksi-reaksi ion stibium (V) Dengan hidrogen sulfida terbentuk endapan merah-jingga dalam keadaan asam dari stibium pentasulfida,  $\text{Sb}_2\text{S}_5$ .



- e. Dengan larutan kalium iodida, dalam larutan yang bersifat asam, iod memisah
- $$\text{Sb}^{5+} + 2\text{I}^- \rightleftharpoons \text{Sb}^{3+} + \text{I}_2$$
- Jika ion  $\text{Sb}^{5+}$  yang ada berlebih kristal iod memisah dan mengapung diatas permukaan larutan,
- f. Dengan zink atau timah ; terjadi endapan hitam stibium dengan adanya asam klorida:
- $$2\text{Sb}^{3+} + 5\text{Zn} \downarrow \rightleftharpoons 2\text{Sb} \downarrow + 5\text{Zn}^{2+}$$
- $$2\text{Sb}^{3+} + 5\text{Sn} \downarrow \rightleftharpoons 2\text{Sb} \downarrow + 5\text{Sn}^{2+}$$
- Sedikit stibina ( $\text{SbH}_3$ ) dihasilkan dengan zink.

**10. Timah, Reaksi-reaksi ion timah (II) dalam larutan dibuat dari timah (II) klorida**

- a. Dengan hidrogen sulphida terbentuk endapan coklat timah (II) sulphida,  

$$\text{Sn}^{2+} + \text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{SnS} \downarrow + 2 \text{H}^+$$
 Timah (II) sulphida praktis tidak larut dalam larutan basa alkali.
- b. Dengan larutan natrium hidroksida, terbentuk endapan putih timah (II) hidroksida yang larut dalam alkali berlebihan.  

$$\text{Sn}^{2+} + 2 \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Sn(OH)}_2 \downarrow$$
- c. Dengan larutan merkurium (II) klorida terbentuk endapan putih dari merkurium (I) klorida,  

$$\text{Sn}^{2+} + \text{Hg}_2\text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{Hg}_2\text{Cl}_2 + \text{Sn}^{4+} + 2 \text{Cl}^-$$
 Tetapi bila ion timah (II) yang ada berlebihan, endapan berubah menjadi abu-abu, terutama dengan pemanasan, karena tereduksi lebih lanjut menjadi logam merkurium.  

$$\text{Sn}^{2+} + \text{Hg}_2\text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2 \text{Hg} \downarrow + \text{Sn}^{4+} + 2 \text{Cl}^-$$
- d. Dengan larutan bismuth nitrat dan natrium hidroksida, terjadi endapan hitam dari logam bismuth.  

$$2 \text{Bi(OH)}_3 + 3 [\text{Sn(OH)}_4]^{2-} \rightleftharpoons 2 \text{Bi} \downarrow + 3 [\text{Sn(OH)}_6]^{2-}$$

Reaksi-reaksi dari timah(IV)

- a. Dengan hidrogen sulfida terjadi endapan kuning dari timah(IV) sulfida, endapan larut dalam asam klorida pekat  

$$\text{Sn}^{4+} + 2 \text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{SnS}_2 \downarrow + 4 \text{H}^+$$
- b. Dengan larutan natrium hidroksida terbentuk endapan putih seperti gelatin yaitu timah (IV) hidroksida,  

$$\text{Sn}^{4+} + 4 \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Sn(OH)}_4 \downarrow$$
- c. Dengan logam besi mereduksi ion timah (IV) menjadi timah (II).  

$$\text{Sn}^{4+} + \text{Fe} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + \text{Sn}^{2+}$$

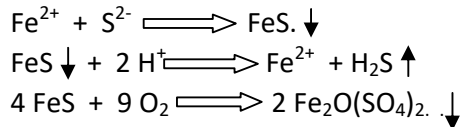
**11. Besi. Fe Reaksi-reaksi ion besi (II) dipakai larutan besi sulfat, FeSO<sub>4</sub> 7 H<sub>2</sub>O.**

- a. Dengan larutan natrium hidroksida terbentuk endapan putih besi (II) hidroksida, bila terkena udara besi (II) hidroksida dengan cepat dihasilkan besi (III) hidroksida yang berwarna coklat kemerahan. Dengan penambahan hidrogen peroksida, ia segera dioksidasi menjadi (III) hidroksida.  

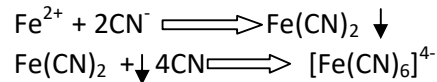
$$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Fe(OH)}_2 \downarrow$$

$$4 \text{Fe(OH)}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 4 \text{Fe(OH)}_3 \downarrow$$

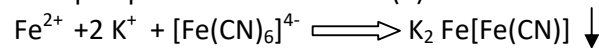
$$2 \text{Fe(OH)}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{Fe(OH)}_3 \downarrow$$
- b. Dengan larutan amonia: terjadi endapan besi hidroksida seperti reaksi 1 tetapi jika ada ion ammonium dalam jumlah yang lebih banyak disosiasi ammonium hidroksida tertekan dan konsentrasi ion hidroksil menjadi rendah.
- c. Dengan larutan ammonium sulfida terbentuk endapan hitam besi sulfida, yang mudah larut dalam asam dengan melepaskan hidrogen sulfida, endapan basa akan menjadi coklat setelah kena udara dioksidasi menjadi Fe<sub>2</sub>O(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>.



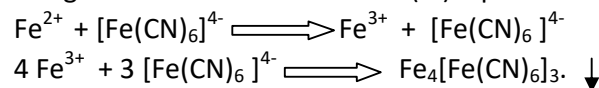
- d. Dengan larutan kalium sianida (Racun) terbentuk endapan coklat kekuningan dari besi (II) sianida, larut dalam reagent berlebihan, dimana akan diperoleh larutan kuning muda dari ion heksasianoferat (II) dan ferosianida.



- e. Dengan larutan kalium heksasianoferat(II) dalam keadaan tanpa udara, terbentuk endapan putih dari kalium besi(II) heksasianoferat.

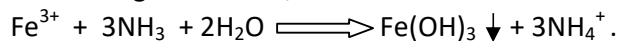


- f. Dengan larutan heksasianoferat (III) diperoleh endapan biru tua dari ferroferriisianida.

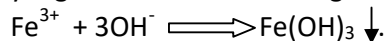


Besi (III) ciri-ciri yang khas antara lain:

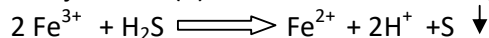
- a. Dengan larutan amonia terbentuk endapan coklat dari besi (III) hidroksida, yang larut dalam reagen berlebih, dan larut dalam asam:



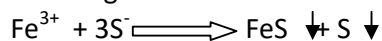
- b. Dengan larutan natrium hidroksida terbentuk endapan coklat dari besi (III) hidroksida yang tidak larut dalam reagensia berlebih:



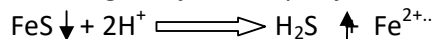
- c. Dengan gas hidrogen sulphida dalam larutan asam akan mereduksi ion-ion besi (III) menjadi besi (II) dan terbentuk belerang sebagai endapan putih susu:



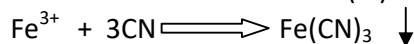
- d. Dengan larutan ammonium sulfida terbentuk endapan hitam dari besi (III) sulfida dan belerang:



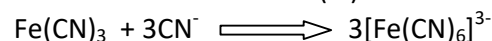
Dalam asam klorida endapan besi (II) sulfida hitam itu melarut dan warna putih dari belerang menjadi nampak jelas;



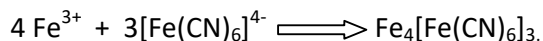
- e. Dengan kalium sianida (Racun) ditambahkan perlahan-lahan menghasilkan endapan coklat kemerahan dari besi (III) sianida:



Dalam reagensia berlebih endapan melarut menghasilkan warna kuning dimana terbentuk ion sianoferat (III):



- f. Dengan larutan kalium heksasianoferat (II) terbentuk endapan biru tua dari besi (III) heksasianoferat:



- g. Dengan kalium heksasianoferrat (III) dihasilkan warna coklat oleh pembentukan kompleks yang tidak terdisosiasi, yaitu besi(III) heksasianoferrat(III)  

$$\text{Fe}^{3+} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Fe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$$
, dengan menambahkan hidrogen peroksida atau sedikit larutan timah (II) klorida, bagian heksasianoferrat (III) dari senyawa ini direduksi dan mengendap.
- h. Dengan larutan ammonium tiosianat dalam larutan sedikit asam dihasilkan warna merah-tua dari kompleks besi (III) tiosanat.  

$$\text{Fe}^{3+} + 3\text{SCN}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{SCN})_3$$
.

**12. Aluminium. Al Reaksi-reaksi ion aluminium dapat dipakai larutan aluminium klorida**

- a. Dengan larutan ammonium akan terbentuk endapan putih seperti gelatin dari aluminium hidroksida, yang larut dalam reagensia berlebih.  

$$\text{Al}^{3+} + 3\text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NH}_4^+$$
- b. Dengan larutan natrium hidroksida terbentuk endapan putih aluminium hidroksida dan endapan larut dalam reagensia berlebih:  

$$\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$$
  

$$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- \rightleftharpoons [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$$
- c. Dengan larutan ammonium sulfida: terbentuk endapan putih dari aluminium hidroksida:  

$$2\text{Al}^{3+} + 3\text{S}^{2-} + 6\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow$$
- d. Larutan natrium asetat tidak terbentuk endapan dalam larutan netral dingin tetapi dengan pendidihan dengan reagen berlebihan terbentuk endapan bervolume besar dari aluminium asetat basa  

$$\text{Al}^{3+} + 2\text{CH}_3\text{COO}^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_2\text{CH}_3\text{COO} \downarrow + 2\text{CH}_3\text{COOH}$$
.
- e. Dengan larutan natrium fosfat terbentuk endapan putih aluminium fosfat seperti gelatin:  

$$\text{Al}^{3+} + \text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{AlPO}_4 \downarrow + \text{H}^+$$
  
 Endapan dapat larut dengan natrium hidroksida  

$$\text{AlPO}_4 \downarrow + \text{OH}^- \rightleftharpoons [\text{Al}(\text{OH})_4]^- + \text{PO}_4^{3-}$$
- f. Dengan reagensia *Alizarin sulfonat* terjadi endapan merah dalam larutan amoniakal.

**13. Kromium, Cr Reaksi-reaksi ion kromium (III)**

- a. Dengan larutan amonia terjadi endapan seperti jelatin yang berwarna abu-abu hijau dari yaitu kromium (III) hidroksida  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ , dengan pereaksi berlebih membentuk larutan yang berwarna lembayung atau merah jambu:  

$$\text{Cr}^{3+} + 3\text{NH}_3 \uparrow + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NH}_4^+$$
  

$$\text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + 6\text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]^{3+} + 3\text{OH}^-$$
- b. Dengan larutan natrium hidroksida terbentuk endapan dari kromium (III) hidroksida  

$$\text{Cr}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightleftharpoons 3\text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow$$
- c. Dengan larutan natrium karbonat terbentuk endapan dari kromium (III) hidroksida

- $$2\text{Cr}^{3+} + 3\text{CO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{CO}_2 \uparrow$$
- d. Dengan larutan ammonium sulfida : terbentuk endapan putih dari kromium hidroksida:  

$$2\text{Cr}^{3+} + 3\text{S}^{2-} + 6\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow$$
- e. Dengan larutan natrium fosfat terbentuk endapan hijau kromium fosfat :  

$$\text{Cr}^{3+} + \text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{AlPO}_4 \downarrow + \text{H}^+$$
- Endapan larut dalam asam mineral , tetapi praktis tidak larut dalam asam asetat encer

**14. Kobal, Co Reaksi-reaksi ion kobal dapat dipelajari dari kobal klorida 0,5 M atau kobal nitrat.  $\text{CoNO}_3$**

- a. Dengan larutan natrium hidroksida terbentuk endapan biru dari kobal hidroksida.  

$$\text{Co}^{2+} + 2\text{OH}^- + \text{NO}_3^- \rightleftharpoons \text{Co}(\text{OH})\text{NO}_3 \downarrow$$
 Endapan tidak larut dalam reagensia berlebih, bila dipanaskan endapan berubah menjadi kobal (II) hidroksida yang berwarna merah jambu.  

$$\text{Co}(\text{OH})\text{NO}_3 + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Co}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{NO}_3^-$$
- b. Dengan larutan amonia terjadi jika tidak terdapat garam ammonium akan mengendapkan  

$$\text{Co}^{2+} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_3^- \rightleftharpoons \text{Co}(\text{OH})\text{NO}_3 \downarrow + \text{NH}_4^+$$
 Kelebihan reagensia melarutkan endapan, dimana ion-ion heksaaminokobaltat (II) terbentuk  

$$\text{Co}(\text{OH})\text{NO}_3 \downarrow + 6\text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \text{NO}_3^- + \text{OH}^-$$
- c. Dengan larutan ammonium sulfida terbentuk endapan hitam kobal sulfida,  

$$\text{Co}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightleftharpoons \text{CoS} \downarrow$$
 Endapan tidak larut dalam asam klorida encer atau asam aseta, tetapi dengan asam nitrat pekat dan panas, air raja dimana belerang akan mengendap:  

$$3\text{CoS} \downarrow + 2\text{HNO}_3 + 6\text{H}^+ \rightleftharpoons 3\text{Co}^{2+} + 3\text{S} \downarrow + 2\text{NO} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$$

$$\text{CoS} \downarrow + \text{HNO}_3 + 3\text{HCl} \rightleftharpoons 3\text{Co}^{2+} + \text{S} \downarrow + \text{NOCl} \uparrow + 2\text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$$
- d. Dengan larutan kalium sianida (racun) terbentuk endapan coklat kemerahan dari kobal (II) sianida.  

$$\text{Co}^{2+} + 2\text{CN}^- \rightleftharpoons \text{Co}(\text{CN})_2 \downarrow$$
 Endapan melarut dalam reagen berlebih terbentuk warna coklat heksasianokobaltat:  

$$\text{Co}(\text{CN})_2 \downarrow + 4\text{CN}^- \rightleftharpoons [\text{Co}(\text{CN})_6]^{4-}$$
- e. Dengan larutan kalium nitrit terbentuk endapan kuning dari heksanitritokobaltat (III)  

$$\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$$

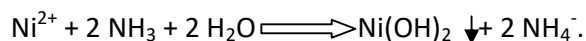
$$\text{Co}^{2+} + 7\text{NO}_2 + 2\text{H}^+ + 3\text{K}^+ \rightleftharpoons \text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6] \downarrow + \text{NO} \uparrow + \text{H}_2\text{O}$$

**15. Nikel, Ni Reaksi-reaksi untuk dapat dipelajari dibuat dari larutan nikel klorida atau nikel sulfat 0,5 M.**

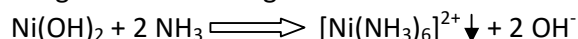
- a. Dengan larutan natrium hidroksida terbentuk endapan hijau dari nikel hidroksida.  

$$\text{Ni}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Ni}(\text{OH})_2 \downarrow$$
 Endapan tidak larut dalam reagensia berlebih , Dengan larutan amonia terjadi endapan hijau dari nikel hidroksida:

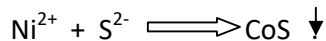




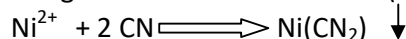
Yang larut dalam reagensia berlebih:



- b. Dengan larutan ammonium sulfida terbentuk endapan hitam nikel sulfida dari larutan netral atau sedikit basa:



- c. Dengan larutan kalium sianida (racun) terbentuk endapan hijau nikel (II) sianida:

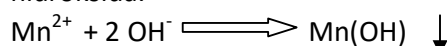


Endapan mudah larut dalam reagensia berlebih, timbul larutan berwarna kuning disebabkan terbentuknya ion kompleks tetrasianonikelat (II):

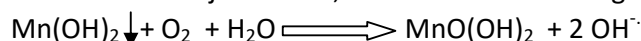


**16. Mangan, Mn Reaksi-reaksi ion mangan (II) dapat dipelajari dari larutan Mangan (II) klorida atau mangan sulfat.**

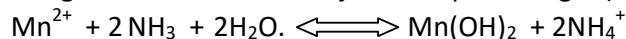
- a. Dengan larutan natrium hidroksida terbentuk endapan mula-mula putih dari mangan hidroksida.



Endapan tidak larut dalam reagensia berlebih, endapan dengan cepat teroksidasi bila kena udara menjadi coklat, ketika terbentuk mangan dioksida berhidrat,  $\text{MnO}(\text{OH})_2$ :

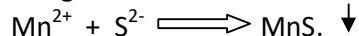


- b. Dengan larutan amonia terjadi endapan mangan(II) hidroksida yang semula putih

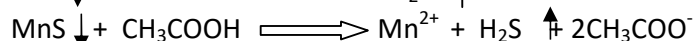
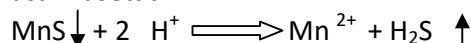


Endapan larut dalam garam-garam ammonium dimana reaksi berlangsung kearah kiri.

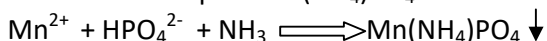
- c. Dengan larutan ammonium sulfida terbentuk endapan merah jambu mangan sulfida



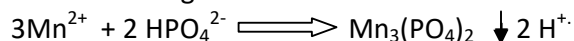
Endapan mangan sulfida praktis mudah larut dalam asam mineral dan bahkan dalam asam asetat



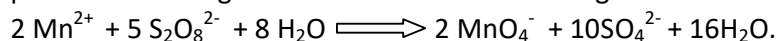
- d. Dengan larutan natrium fosfat terbentuk endapan merah jambu dari mangan ammonium fosfat :  $\text{Mn}(\text{NH}_4)\text{PO}_4$ . Jika ada amonia.



Jika tidak ada garam ammonium terbentuk mangan (II) fosfat



- e. Dengan ammonium atau kalium peroksodisulpat padat dan bebas klorida akan serta perak nitrat sebagai katalis terbentuk warna ungu dari kalium permanganat:

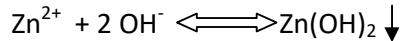


- f. Dengan natrium bismutat (  $\text{NaBiO}_3$  ) dalam bentuk zat padat ditambahkan kedalam ion-ion mangan(II) dalam dalam asam nitrat atau asam sulfat encer akan timbul warna ungu:

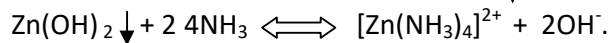
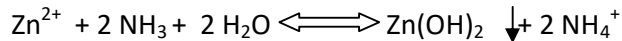


**17. Zink , Zn (Reaksi-reaksi dari ion zink dari larutan zink sulfat 0,25 M untuk dipelajari:**

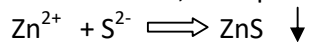
- a. Dengan natrium hidroksida terbentuk endapan seperti jelatin putih yaitu zink hidroksida



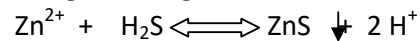
- b. Dengan larutan amonia terbentuk endapan putih dari zink hidroksida, yang mudah larut dalam reagensia berlebih dan dalam larutan garam ammonium menghasilkan tetraaminazinkat(II).



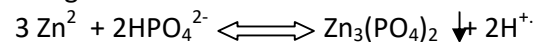
- c. Dengan larutan ammonium sulfida terbentuk endapan putih dari zink sulfida dari larutan netral, endapan tidak larut dalam reagensia berlebih,



- d. Dengan hidrogen sulfida terbentuk endapan dari zink sulfida

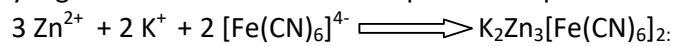


- e. Dengan larutan dinatrium fosfat terbentuk endapan putih dari zink fosfat

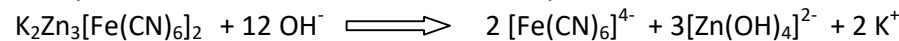


Jika terdapat ion ammonium, terbentuk zink ammonium fosfat :

- f. Dengan larutan heksasianoferrat (II) terbentuk endapan putih dengan, jika reagensia yang ditambahkan berlebih komposisi endapan adalah  $\text{K}_2\text{Zn}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ :



Endapan tidak larut dalam asam encer, tetapi larut dalam natrium hidroksida:

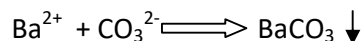


- g. Dengan uji ditizon setelah diekstraksi dengan karbontetraklorida dalam larutan netral yang berwarna merah.

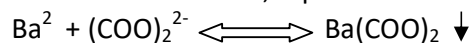
**18. Barium, Ba Reaksi-reaksi ion barium dapat dilakukan dengan membuat larutan  $\text{BaCl}_2$  atau barium nitrat**

- a. Dengan larutan amonia tidak terjadi endapan, sedikit keruh kemungkinan karena adanya bikarbonat dari udara.

- b. Dengan larutan ammonium karbonat terjadi endapan putih dari barium karbonat, yang larut dalam asam asetat dan asam mineral encer:



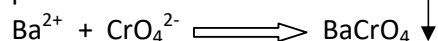
- c. Dengan larutan ammonium oksalat terbentuk endapan putih dari barium oksalat, yang sukar larut dalam air, tapi mudah larut dalam asam mineral.



- d. Dengan asam sulfat encer akan terbentuk endapan putih dari barium sulfat:



- e. Dengan larutan kalium kromat terbentuk endapan kuning dari barium kromat yang praktis tidak larut dalam air:



**19. Stronsium, Sr Reaksi-reaksi untuk stronsium dapat dibuat dari stronsium klorida atau stronsium nitrat**

- a. Dengan larutan amonia tidak terjadi endapan.
- b. Dengan ammonium karbonat terjadi endapan putih stronsium karbonat.  

$$\text{Sr}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightleftharpoons \text{SrCO}_3 \downarrow$$
- c. Dengan asam sulfat encer terbentuk endapan putih dari stronsium sulfat:  

$$\text{Sr}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{SrSO}_4 \downarrow$$
- d. Dengan larutan ammonium oksalat terbentuk endapan putih dari stronsium oksalat, yang sedikit larut dalam air, tapi mudah larut dalam asam mineral.  

$$\text{Sr}^{2+} + (\text{COO})_2^{2-} \rightleftharpoons \text{Sr}(\text{COO})_2 \downarrow$$
- e. Dengan larutan kalium kromat terbentuk endapan kuning dari stronsium kromat yang praktis agak banyak larut dalam air:  

$$\text{Sr}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{SrCrO}_4 \downarrow$$

**20. Kalsium, Ca Reaksi-reaksi untuk kalsium dapat dilakukan dari larutan kalsium klorida**

- a. Dengan ammonium karbonat terjadi endapan amorf putih dari kalsium karbonat.  

$$\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightleftharpoons \text{CaCO}_3 \downarrow$$
- b. Dengan mendidihkan endapan menjadi kristal, endapan larut dalam air yang mengandung asam karbonat berlebih.
- c. Dengan asam sulfat encer terbentuk endapan putih dari kalsium sulfat:  

$$\text{Ca}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{CaSO}_4 \downarrow$$
  
 Endapan larut dalam asam sulfat pekat dan panas:  

$$\text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2 \text{H}^+ + [\text{Ca}(\text{SO}_4)_2]^{2-}$$
- d. Dengan kalsium sulfat jenuh tidak terbentuk endapan (perbedaan dari stronsium dan barium).
- e. Dengan larutan ammonium oksalat terbentuk endapan putih dari kalsium oksalat, yang sedikit tidak larut dalam air, tapi mudah larut dalam asam mineral.  

$$\text{Ca}^{2+} + (\text{COO})_2^{2-} \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{COO})_2 \downarrow$$
- f. Dengan larutan kalium heksasianoferat (II) terbentuk endapan putih:  

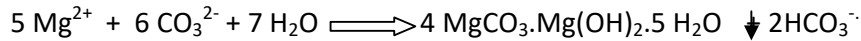
$$\text{Ca}^{2+} + 2 \text{K}^+ + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightleftharpoons \text{K}_2\text{Ca}[\text{Fe}(\text{CN})_6] \downarrow$$

**21. Magnesium, Mg Reaksi-reaksi ion magnesium untuk mempelajari reaksi dapat dipakai larutan magnesium klorida atau magnesium sulfat.**

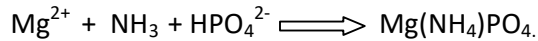
- a. Dengan larutan amonia terjadi pengendapan dari magnesium hidroksida.  

$$\text{Mg}^{2+} + 2 \text{NH}_3 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow + 2 \text{NH}_4^+$$
  
 Endapan sangat sedikit sekali dalam air.
- b. Dengan larutan hidroksida terbentuk endapan putih dari magnesium hidroksida yang tidak larut dalam reagen berlebih:  

$$\text{Mg}^{2+} + 2 \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow$$
- c. Dengan larutan ammonium karbonat, jika tidak ada garam-garam ammonium terjadi endapan putih dari magnesium karbonat basa:



- d. Dengan larutan dinatrium hidrogen fosfat terjadi endapan kristalin putih magnesium ammonium fosfat  $\text{Mg}(\text{NH}_4)\text{PO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , jika ada serta ammonium klorida (untuk mencegah pengendapan magnesium hidroksida).

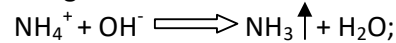


**22. Natrium, Na Reaksi-reaksi ion natrium dapat dipakai larutan natrium klorida 1 M**

- a. Dengan larutan uranil magnesium asetat terbentuk endapan kuning dari natrium uranil asetat  $\text{NaMg}(\text{UO}_2)_3(\text{CH}_3\text{COO})_9 \cdot 9 \text{H}_2\text{O}$ .
- b. Dengan reagensia uranil zink asetat terjadi Kristal kuning dari natrium zink uranil asetat  $\text{NaZn}(\text{UO}_2)_3(\text{CH}_3\text{COO})_9 \cdot 9 \text{H}_2\text{O}$ .

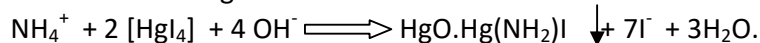
**23. Ion ammonium,  $\text{NH}_4^+$  Reaksi-reaksi ion ammonium dapat dipakai dari larutan ammonium klorida .**

- a. Dengan larutan natrium hidroksida ketika dipanaskan keluar gas

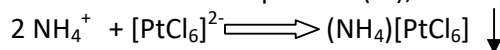


Gas ini dapat diidentifikasi dengan

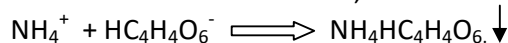
- 1) dari baunya
  - 2) dari terbentuknya uap putih ammonium klorida dari sebuah batang pengaduk yang dicelup asam klorida.
  - 3) Dengan kertas lakmus merah jadi biru.
  - 4) Kertas saring yang ditetesi merkuri nitrat jadi hitam.
- b. Reagensia Nessler (larutan basa dari kalium tetraiodomerkurat(II); terjadi endapan coklat atau kuning.



- c. Dengan asam heksakloroplatinat (IV) ( $\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$ ): endapan kuning amoniumheksakloroplatinat (IV);



- d. Dengan larutan natrium hidrogen tartrat ( $\text{NaH} \cdot \text{C}_4\text{H}_6\text{O}_6$ ) jenuh terjadi endapan putih dari ammonium tartrat asam;



## Ringkasan

Mata kuliah ini dimaksudkan untuk memberikan pemahaman tentang dasar dasar metode analisis kimia konvensional:

1. Teknik Ekperimen Analisis Anorganik
2. Dasar-Dasar Analisis Kualitatif Berdasarkan Reaksi Metode  $\text{H}_2\text{S}$
3. Analisis Kation Berdasarkan Metode  $\text{H}_2\text{S}$
4. Cara Identifikasi Kation Tunggal dari Larutan tanpa ada kation yang lain
5. Reaksi Reaksi Dari Golongan II

## Tes 1

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

- 1) Untuk mengetahui adanya kation golongan satu dengan menambahkan HCl kedalam cuplikan terbentuk endapan putih, kation golongan satu yang ikut ada digolongan dua adalah....
  - A. Hg
  - B. Ag
  - C. Pb
  - D. Cd
  
- 2) Golongan satu apabila ditambahkan lautan KI terbentuk endapan kuning adalah ....
  - A. Hg,
  - B. Ag,
  - C. Pb,
  - D. Cd,
  
- 3) Kation diatas yang mempunyai bilangan electron satu adalah....
  - A. Hg,
  - B. Ag.
  - C. Pb.
  - D. Cd
  
- 4) Kation diatas apabila ditambahkan  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  yang berwarna kuning adalah kation:
  - A.  $\text{Hg}^{2+}$ ,
  - B.  $\text{Ag}^+$
  - C.  $\text{Pb}^{2+}$
  - D.  $\text{Cd}^{2+}$
  
- 5) Kation ini yang termasuk golongan dua kecuali....
  - A. Plumbum ,
  - B. Stibium,
  - C. Tembaga,
  - D. Kadmium.
  
- 6) Kation yang apabila direaksikan dengan NaOH akan terbentuk endapan biru adalah....
  - A.  $\text{Hg}^{2+}$
  - B.  $\text{Cu}^{2+}$
  
  - C.  $\text{Bi}^{2+}$
  - D.  $\text{Cd}^{2+}$

- 7) Untuk mengetahui adanya kation cadmium dari hasil reaksi di bawah ini ,kecuali....
- Dengan hidrogen sulfida ( gas atau larutan air jenuh) terbentuk endapan kuning dari kadmium sulfida
  - Dengan p-difenil karbazida (0, 1%) membentuk produk yang kuning dengan cadmium hidroksida. Yang berubah menjadi biru kehijauan dengan formaldehid
  - Dengan larutan amonia dengan penambahan tetes-demi tetes terbentuk endapan putih dari cadmium (II) hidroksida.
  - Dengan natrium hidroksida, terbentuk endapan putih dari kadmium (II) hidroksida Endapan tidak larut dalam reagensia berlebih,bila dipanas akan tetap, tetapi dengan asam encer melarutkan endapan dan reaksi bergeser kekiri.
- 8) Pernyataan Reaksi dibawah ini benar untuk mengetahui adanya kation Bi kecuali....
- Dengan hidrogen sulfida (gas larutan air jenuh): terbentuk endapan hitam bismuth sulfida.
  - Dengan larutan ammonia, terbentuk endapan dari garam basa bismuth: Endapan tidak larut dalam reagensia berlebih.
  - Dengan natrium hidroksida terbentuk endapan putih bismuth(III) hidroksida.
  - Dengan kalium sianida (racun) akan terbentuk endapan putih dari bismuth hidroksida.
- $$\text{Bi}^{3+} + 3 \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Bi}(\text{OH})_3 + 3 \text{HCN} \downarrow$$
- 9) Untuk mengetahui adanya besi (III) bila contoh ditambah KCNS dalam suasana asam maka akan terjadi....
- Terbentuk Fe( CNS) yang berwarna merah.
  - Terbentuk Fe(CNS) yang berwarna biru berlin.
  - Terbentuk Fe(CNS)<sub>3</sub> berwarna merah.
  - Terbentuk Fe(CNS)<sub>3</sub> berwarna biru berlin.
- 10) Untuk mengetahui adanya kation Al dengan reaksi dibawah ini ....
- Dengan larutan ammonium akan terbentuk endapan putih seperti gelatin dari alumunium hidroksida, yang larut dalam reagensia berlebih.
  - Dengan larutan natrium hidroksida terbentuk endapan putih alumunium hidroksida dan endapan larut dalam reagensia berlebih:
  - Dengan larutan ammonium sulfida: terbentuk endapan putih dari alumunium hidroksida:
  - Semua benar

- 11) Kation Krom (Cr) dapat dapat diidentifikasi ....
- Dengan larutan amonia terjadi endapan seperti jelatin yang berwarna abu-abu hijau dari yaitu kromium (III) hidroksida  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  dengan pereaksi berlebih membentuk larutan yang berwarna lembayung atau merah jambu:
  - Dengan larutan natrium hidroksida terbentuk endapan dari kromium (III) hidroksida
  - Dengan larutan natrium karbonat terbentuk endapan dari kromium (III) hidroksida
  - Dengan larutan ammonium sulfida : terbentuk endapan putih dari kromium hidroksida:
- 12) Untuk mengetahui adanya kation krom (Co)....
- Dengan larutan natrium hidroksida terbentuk endapan biru dari kobalt hidroksida. yang berwarna merah jambu.
  - Dengan larutan amonia terjadi endapan
  - Dengan larutan ammonium sulfida terbentuk endapan hitam kobal sulfida
  - Dengan larutan kalium sianida (racun) terbentuk endapan coklat kemerahan dari kobal (II) sianida.
- 13) Untuk mengetahui adanya kation Mn dengan reaksi ....
- Dengan larutan natrium hidroksida terbentuk endapan mula-mula putih dari mangan hidroksida. endapan dengan cepat teroksidasi bila kena udara menjadi coklat, ketika terbentuk mangan dioksida berhidrat,  $\text{MnO}(\text{OH})_2$ :
  - Dengan larutan amonia terjadi endapan mangan (II) hidroksida yang berwarna merah
  - Dengan larutan ammonium sulfida terbentuk endapan merah jambu mangan sulfida, Endapan mangan sulfida praktis mudah larut dalam asam mineral dan bahkan dalam asam asetat
  - Dengan larutan natrium fosfat terbentuk endapan merah jambu dari mangan ammonium fosfat :  $\text{Mn}(\text{NH}_4)\text{PO}_4$ . Jika ada amonia.
- 14) Dikenal lima oksida dari mangan dibawah ini, mana Mn mempunyai bilangan oksidasi 5 ....
- $\text{Mn}_2\text{O}_7$
  - $\text{Mn}_2\text{O}_3$ .
  - $\text{MnO}_2$ .
  - $\text{MnO}_3$

- 15) Merupakan identifikasi kation Zn ....
- Dengan natrium hidroksida terbentuk endapan seperti jelatin putih yaitu zink hidroksida
  - Dengan larutan amonia terbentuk endapan putih dari zink hidroksida, yang mudah larut dalam reagensia berlebih dan dalam larutan garam ammonium menghasilkan tetraaminazinkat (II).
  - Dengan larutan ammonium sulfida terbentuk endapan hitam dari zink sulphida dari larutan netral, endapan tidak larut dalam reagensia berlebih
  - Dengan larutan dinatrium fosfat terbentuk endapan putih dari zink fosfat Jika terdapat ion ammonium, terbentuk zink ammonium fosfat.
- 16) Pernyataan Besi (III) cirri-ciri yang khas antara lain: kecuali ....
- Dengan larutan amonia terbentuk endapan coklat dari besi(III) hidroksida.
  - Dengan larutan natrium hidroksida terbentuk endapan putih dari besi(III) hidroksida yang tidak larut dalam reagensia berlebih:
  - Dengan gas hidrogen sulphida dalam larutan asam akan mereduksi ion-ion besi(III) menjadi besi(II) dan terbentuk belerang sebagai endapan putih susu:
  - Dengan larutan ammonium sulphida terbentuk endapan hitam dari besi(III) sulphida dan belerang:
- 17) Untuk identifikasi adanya kation Ba dapat dilakukan dengan cara di bawah ini ....
- Dengan larutan ammonium karbonat terjadi endapan putih dari barium karbonat, yang larut dalam asam asetat dan asam mineral encer:
  - Dengan larutan ammonium oksalat terbentuk endapan putih dari barium oksalat, yang sukar larut dalam air, tapi mudah larut dalam asam mineral.
  - Dengan asam sulphat encer akan terbentuk endapan putih dari barium sulphat:
  - Semua benar.
- 18) Reaksi dengan kation Ca dibawah ini benar kecuali....
- $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightleftharpoons \text{CaCO}_3 \downarrow$
  - $\text{Ca}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{SO}_4)_2 \downarrow$
  - $\text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2 \text{H}^+ + [\text{Ca}(\text{SO}_4)_2]^{2-}$
  - $\text{Ca}^{2+} + (\text{COO})_2^{2-} \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{COO})_2 \downarrow$
- 19) Untuk identifikasi Na dapat diketahui dengan reaksi....
- Dengan larutan uranil magnesium asetat terbentuk endapan kuning dari natrium uranil asetat
  - Dengan Natrium hidroksida endapan putih
  - Dengan asam sulphat terbentuk endapan putih dari natrium sulphat.
  - Dengan natrium sulphida terbentuk endapan hitam dari natrium sulphida.



- 20) Pernyataan identifikasi ammonium benar Dengan larutan natrium hidroksida ketika dipanaskan keluar gas  $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ ; Gas ini dapat diketahui dengan , kecuali....
- A. Gas bersifat asam
  - B. terbentuknya uap putih ammonium klorida dari sebuah batang pengaduk yang dicelup asam klorida.
  - C. Dengan kertas lakmus merah jadi biru..
  - D. Kertas saring yang ditetesi merkuri nitrat jadi hitam.

## Topik 2 Tabel Periodik

### PENDAHULUAN

Faktor pendorongnya kimia dasar untuk analisis kualitatif ini dilakukan karena praktikan harus mengetahui dan mengenal cara-cara analisis kualitatif diperlukan untuk mendukung pengetahuan farmasis tentang analisa kualitatif, selain pengetahuan teori. Perlunya diadakan pengenalan terhadap anion sebagai dasar dalam melakukan analisa pada kegiatan-kegiatan praktikum di farmasi. Kita dapat lebih mengenal sifat-sifatnya dan cara-cara analisisnya dengan bantuan praktikum.

Tujuan setelah mempelajari modul ini anda diharapkan dapat

1. Mengetahui dan memahami cara analisa pemisahan anion pada suatu sampel
2. Untuk mengetahui anion apa saja yang terkandung dalam suatu sampel.
3. Mengetahui sifat-sifat kimia terutama anion

Dalam kimia analisis kuantitatif dikenal suatu cara untuk menentukan ion (kation/anion) tertentu dengan menggunakan pereaksi selektif dan spesifik. Pereaksi selektif adalah pereaksi yang memberikan reaksi tertentu untuk satu jenis kation/anion tertentu. Dengan menggunakan pereaksi-pereaksi ini maka akan terlihat adanya perubahan-perubahan kimia yang terjadi, misalnya terbentuk endapan, terjadinya perubahan warna, bau dan timbulnya gas.

Skema klarifikasi yang berikut ternyata telah berjalan dengan baik dalam praktek. Skema ini bukanlah skema yang kaku.

Pada hakekatnya, proses-proses yang dipakai dapat dibagi ke dalam (A) proses yang melibatkan identifikasi produk-produk yang mudah menguap, yang diperoleh pada pengolahan dengan asam-asam, dan (B) proses yang tergantung pada reaksi-reaksi dalam larutan. Kelas (A) dibagi lagi kedalam sub-kelas (i) gas-gas yang dilepaskan dengan asam klorida encer atau asam sulfat encer, dan (ii) gas atau uap dilepaskan dengan asam sulfat pekat. Kelas (B) dibagi lagi kedalam sub-kelas (i) reaksi pengendapan, dan (ii) oksidasi dan reduksi dalam larutan.

Kelas A, (i) Gas dilepaskan dengan asam klorida encer atau asam sulfat encer: Karbonat, hidrogen karbonat (bikarbonat), sulfit, tiosulfat, sulfida, nitrit, hipoklorit, sianida, dan sianat. (ii) Gas atau uap asam dilepaskan dengan asam sulfat pekat. Ini meliputi zat-zat dari (i) plus zat yang berikut: fluorida, heksafluorsilikat, klorida, bromida, iodida, nitrat, klorat (Bahaya), perklorat, permanganat (Bahaya), bromat, borat, heksasianoferat (II), heksasianoferat (III), tiosianat, format, asetat, oksalat, tartrat, dan sitrat (Vogel, A. I., 1979).

Kelas B, (i) Reaksi pengendapan : Sulfat, peroksodisulfaft, fosfat, fosfit, hipofosfit, arsenat, arsenit, kromat, dikromat, silikat, heksafluorosilikat, salisilat, benzoat, dan suksinat. (ii) Oksidasi dan reduksi dalam larutan: Manganat, permanganat, kromat, dan dikromat (Vogel, A. I., 1979).

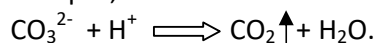
Untuk memudahkan, reaksi dari asam-asam organik tertentu, dikelompokkan bersama-sama; ini meliputi asetat, format, oksalat, tartrat, sitrat, salisilat, benzoat, dan suksinat. Perlu ditunjukkan disini, bahwa asetat, format, salisilat, benzoat dan suksinat sendiri, membentuk suatu golongan yang lain lagi; semuanya memberi pewarnaan atau endapan yang khas setelah ditambahkan larutan besi(III) klorida kepada suatu larutan yang praktis netral.

### A. KARBONAT, $\text{CO}_3^{2-}$

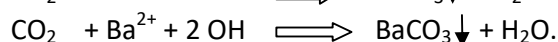
kelarutan semua karbonat normal, dengan pengecualian karbonat dari logam-logam alkali dan ammonium, tidak larut dalam air.

Untuk mempelajari reaksi-reaksi ini dapat dipakai natrium karbonat 0,5 M.

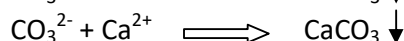
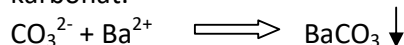
1. Dengan asam klorida encer terjadi penguraian dengan berbuih, karena karbon dioksida terlepas;



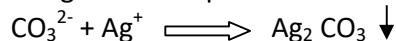
Gas ini dapat diidentifikasi dari sifatnya yang dapat mengeruhkan air kapur (air barit).



2. Dengan larutan barium klorida (kalsium klorida) terbentuk endapan putih barium karbonat:



3. Dengan larutan perak nitrat terbentuk endapan putih dari perak karbonat:



Endapan larut dalam asam nitrat dan dalam amonia:

### B. HIDROGEN KARBONAT

$\text{HCO}_3^-$ . reaksi ini kebanyakan sama dengan reaksi karbonat. Uji disini cocok untuk membedakan hidrogen karbonat dan karbonat.

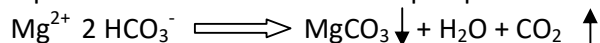
Untuk mempelajari dapat dibuat larutan  $\text{NaHCO}_3$  0,5 M atau  $\text{KHCO}_3$  0,5M.

1. Dengan pendidihan hidrogen karbonat akan terurai:

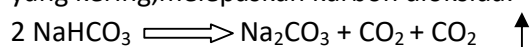


$\text{CO}_2$  yang terbentuk dapat diidentifikasi dengan air kapur (lihat bagian 1,1).

2. Dengan magnesium sulpat dingin tidak terjadi pengendapan, sedangkan bila dipanaskan akan terbentuk endapan putih dari  $\text{MgCO}_3$ .



3. Uji padat dengan memanaskan sedikit hidrogen karbonat alkali padat dalam tabung uji yang kering, melepaskan karbon dioksida:



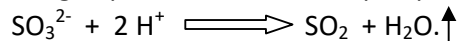
Gas ini dapat diidentifikasi dengan air kapur atau air barit.

4. Uji terhadap hidrogen karbonat dengan adanya karbonat, dengan menambahkan kalsium klorida yang berlebih kepada contoh campuran hidrogen karbonat dan karbonat, endapan disaring, ion hidrogen karbonat lolos di filtrat kemudian tambahkan amonia akan terbentuk endapan putih bila ada  $\text{HCO}_3^-$ .

### C. SULFIT, $\text{SO}_3^{2-}$

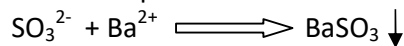
Hidrogen sulphit dari logam alkali larut dalam air. Seperti  $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . dapat dipakai untuk mempelajari reaksi-reaksi ini:

1. Dengan asam klorida encer ( atau asam sulphat encer ) terjadi penguraian , lebih cepat dengan pemanasan, disertai pelepasan belerang dioksida:

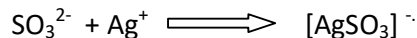


dengan kertas saring yang dibasahi dengan kalium bikromat yang telah diasamkan ,kemudian dipegang diatas mulut tabung uji timbul warna hijau.

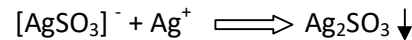
2. Dengan larutan barium klorida atau stronsium klorida terjadi endapan putih dari barium sulphit:



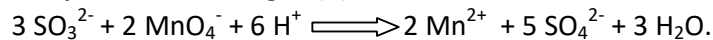
3. Dengan larutan perak nitrat , mula-mula tidak terjadi perubahan yang dapat dilihat karena terbentuk ion-ion sulphitoargentat:



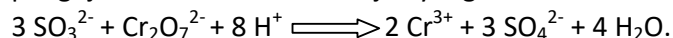
Dengan menambahkan reagensia berlebih terbentuk endapan kristalin, perak sulphit:



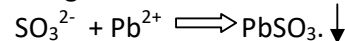
4. Dengan larutan kalium Permanganat yang diasamkan dengan asam sulphat encer sebelum pengujian warna kalium permanganat jadi hilang disebabkan tereduksi menjadi ion-ion mangan (II):



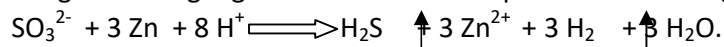
5. Dengan larutan kalium dikromat, yang diasamkan dengan asam sulphat encer sebelum pengujian dihasilkan warna hijau yang disebabkan oleh pembentukan kromium(III):



6. Dengan larutan timbel asetat atau timbel nitrat terbentuk endapan putih timbel sulphit:



7. Dengan Zink dan asam sulphat: gas hidrogen sulphida yang dilepaskan bisa dideteksi dengan memegang kertas timbel asetat pada mulut tabung uji:

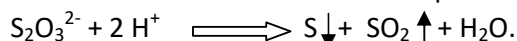


### D. TIOSULFAT, $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$

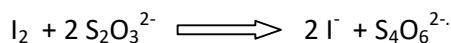
Untuk mempelajari reaksi-reaksi ini dapat digunakan natrium tiosulpat

1. Asamkan dengan asam klorida encer; tidak terjadi perubahan segera dalam keadaan dingin cairan diasamkan segera menjadi keruh karena pemisahan belerang, dan dalam larutan terdapat asam sulphit, dengan memanaskan larutan belerang dioksida

dilepaskan, yang dapat dikenali dari bau, terhadap kertas saring yang dibasahi kalium dikromat. Selain itu terbentuk endapan dari belerang.

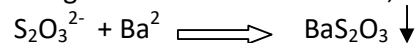


2. Tiosulpat dengan Larutan iod warna dari iod hilang terbentuk ion tetrathionat yang tidak berwarna:

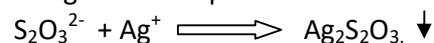


Jodimetri.

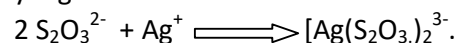
3. Dengan larutan barium klorida, terbentuk endapan putih dari barium tiosulpat



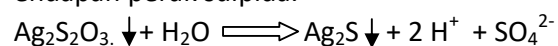
4. Dengan larutan peraknitrat terbentuk endapan putih perak tiosulpat:



Mula-mula tidak terjadi endapan, karena terbentuk kompleks ditiosulpatoargentat(I) yang larut:

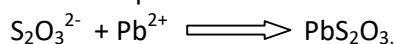


Endapan tidak stabil berubah menjadi gelap setelah didiamkan selanjutnya terbentuk endapan perak sulphida.



Penguraian dipercepat dengan memanaskan.

5. Dengan larutan timbel asetat atau timbel nitrat, mula-mula tidak ada perubahan, tetapi dengan penambahan reagensia berlebih terbentuk endapan timbel tiosulpat yang berwarna putih.



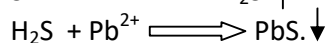
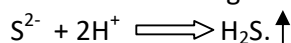
6. Uji cincin biru. Bila suatu larutan tiosulpat dicampur dengan larutan ammonium molibdat, dituangkan perlahan-lahan kedalam tabung yang berisi asam sulpat pekat terbentuk sebuah cincin biru diantara dua zona.

## E. SULFIDA, S<sup>2-</sup>

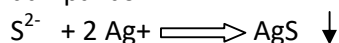
Untuk mempelajari reaksi-reaksi sulphida dapat dipakai larutan natrium sulphida

2 M:

1. Dengan asam klorida atau asam sulpat encer keluar gas hidrogen sulphida yang dapat diidentifikasi dengan kertas yang dibasahi larutan timbel asetat:



2. Dengan larutan perak nitrat terbentuk endapan perak sulphida yang berwarna hitam yang tidak larut dalam asam nitrat encer, tetapi larut dalam dalam asam nitrat encer dan panas.



3. Dengan larutan timbel asetat endapan hitam lihat reaksi (1)
4. Dengan larutan barium klorida tidak terbentuk endapan.

5. Dengan larutan natrium nitroprusid [ $\text{Na}_2\{\text{Fe}(\text{CN})_5\text{NO}\}$ ]; terjadi warna ungu yang tidak tetap. tetapi apabila ditambah natrium hidroksida atau amonia terbentuk warna ungu.  
 $\text{S}^{2-} + [\text{Na}_2\{\text{Fe}(\text{CN})_5\text{NO}\}] \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{CN})_5\text{NOS}]^{4-}$   
 Reagensia harus dibuat segar.

## F. NITRIT, $\text{NO}_2^-$

- Untuk mempelajari reaksi-reaksi dapat dipakai kalium nitrit atau natrium nitrit,
- Dengan asam klorida ditambahkan dalam keadaan dingin dihasilkan cairan biru pucat yang tidak tetap karena adanya ion nitrit bebas, dilepaskan uap nitrogen dioksida yang berwarna coklat.  
 $\text{NO}_2^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{HNO}_2$   
 $(2 \text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_3)$   
 $3 \text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{HNO}_3 + 2 \text{NO} \uparrow + \text{H}_2\text{O}$   
 $2 \text{NO} \uparrow + \text{O}_2 \uparrow \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 \uparrow$
  - Dengan larutan besi(II) sulfat bila ditambahkan kedalam larutan nitrit dalam terbentuk cecair coklat diantara asam sulfat dan cairan yang disebabkan senyawa  $[\text{Fe}, \text{NO}]\text{SO}_4$ .
  - Dengan larutan perak nitrat, terbentuk endapan kristalin putih dari perak nitrit dari larutan yang pekat:  
 $\text{NO}_2^- + \text{Ag}^+ \rightleftharpoons \text{AgNO}_2 \downarrow$
  - Dengan larutan kalium iodida dalam keadaan asam (asam sulfat atau asetat) iod yang dibebaskan dapat diidentifikasi dengan larutan kanji menjadi biru.  
 $2 \text{NO}_2^- + 2 \text{I}^- + 2 \text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{I}_2 + 2 \text{NO} + 2 \text{CH}_3\text{COO}^- + 2 \text{H}_2\text{O}$
  - Dengan larutan kalium permanganat yang diasamkan akan menghilangkan warna dari kalium permanganat.  
 $2 \text{NO}_2^- + 2 \text{MnO}_4^- + 6 \text{H}^+ \rightleftharpoons 5 \text{NO}_3^- + 2 \text{Mn}^{2+} + 3 \text{H}_2\text{O}$
  - Dengan ammonium klorida dan dididihkan, akan dilepaskan gas nitrogen  
 $\text{NO}_2^- + \text{NH}_4^+ \rightleftharpoons \text{N}_2 \uparrow + 2 \text{H}_2\text{O}$
  - Dengan urea  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ , nitrit dengan urea dalam suasana asam akan dihasilkan gas nitrogen.  
 $\text{CO}(\text{NH}_2)_2 + 2 \text{HNO}_2 \rightleftharpoons 2 \text{N}_2 \uparrow + \text{CO}_2 \uparrow + 3 \text{H}_2\text{O}$

## G. SIANIDA, $\text{CN}^-$

Untuk mempelajari reaksi-reaksi ini dapat dilakukan dengan menggunakan larutan KCN (Catatan semua sianida beracun, asam bebasnya merupakan HCN. mudah menguap dan berbahaya)

- Dengan asam klorida encer akan keluar gas HCN yang berbau seperti amandel  
 Metoda yang baik untuk identifikasi HCN dengan mengubahnya menjadi ammonium tiosianat, kemudian uap direaksikan dengan besi klorida akan memberikan warna merah yang khas dari  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ .

2. Dengan larutan perak nitrat terbentuk endapan putih dari perak sianida:  

$$\text{CN}^- + \text{Ag}^+ \rightleftharpoons \text{AgCN} \downarrow$$

$$\text{AgCN} + \text{CN}^- \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$$
 Peraksianida larut larut dalam larutan amonia dan natrium tiosulpat.
3. Dengan asam sulpat pekat, panaskan sedikit garam padat dengan asam sulpat pekat akan dilepaskan karbon monoksida yang dapat dinyatakan dan terbakar dengan nyala biru. Semua sianida, yang kompleks dan sederhana akan terurai dengan pengolahan ini:  

$$2 \text{KCN} + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2 \text{CO}_2 \uparrow + \text{K}_2\text{SO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$$
4. Dengan tembaga sulphida, larutan –larutan sianida mudah melarutkan tembaga (II) sulphida dengan membentuk iontetrasianokuprat (I) yang tidak berwarna:  

$$2 \text{CuS} \downarrow + 10 \text{CN}^- \rightleftharpoons 2[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-} + 2 \text{S}^{2-} + (\text{CN})_2 \uparrow$$

## H. TIOSIANAT, SCN

- Untuk mempelajari reaksi-reaksi ini dapat dipakai larutan KSCN 0,1M.
1. Dengan larutan perak nitrat terbentuk endapan putih dari perak tiosianat, seperti dadih susu yang larut dalam larutan amonia tetapi tidak larut dalam asam nitrat encer.  

$$\text{SCN}^- + \text{Ag}^+ \rightleftharpoons \text{AgSCN} \downarrow$$

$$\text{AgSCN} \downarrow + \text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{SCN}^-$$
 Dengan mendidihkannya dengan larutan natrium klorida, endapan berubah menjadi perak klorida.  

$$\text{AgSCN} \downarrow + \text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{AgCl} \downarrow + \text{SCN}^-$$
2. Dengan larutan tembaga sulphat, mula-mula pewarnaan hijau lalu endapan hitam dari tembaga(II) tiosianat:  

$$2 \text{SCN}^- + \text{Cu}^{2+} \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{SCN})_2 \downarrow$$
3. Dengan larutan merkurium (II) nitrat akan terbentuk endapan putih dari merkurium tiosianat yang mudah larut dalam tiosianat yang berlebih. Jika endapan dipanaskan endapan mengembang besar:  

$$2 \text{SCN}^- + \text{Hg}^{2+} \rightleftharpoons \text{Hg}(\text{SCN})_2 \downarrow$$

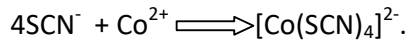
$$\text{Hg}(\text{SCN})_2 \downarrow + 2 \text{SCN}^- \rightleftharpoons [\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-}$$
4. Dengan Zink dan asam klorida encer: hidrogen sulphida dan hidrogen sianida (beracun) dilepaskan:  

$$\text{SCN}^- + \text{Zn} + 3 \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} \uparrow + \text{HCN} \uparrow + \text{Zn}^{2+}$$
5. Dengan larutan besi(III)klorida terbentuk warna merah dari terbentuknya suatu kompleks:  

$$3 \text{SCN}^- + \text{Fe}^{3+} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{SCN})_3$$
6. Dengan asam nitrat encer terurai ketika dipanaskan terjadi pewarnaan merah dan nitrogen oksida serta hidrogen sianida (beracun) dilepaskan:  

$$\text{SCN}^- + \text{H}^+ + 2 \text{NO}_3^- \rightleftharpoons 2 \text{NO} \uparrow + \text{HCN} \uparrow + \text{SO}_4^{2-}$$

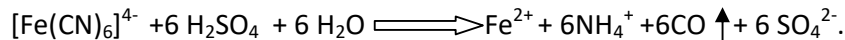
7. Dengan larutan kobal nitrat terbentuk warna biru yang disebabkan oleh terbentuknya  $[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$  tetapi tidak ada endapan (perbedaan dari sianida, heksasianoferrat(II) dan (III)).:



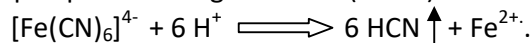
### I. ION HEKSASIANOFRAT (II)

$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ . Untuk mempelajari reaksi-reaksi dari heksasianoferrat(II) dapat dipakai  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$ .

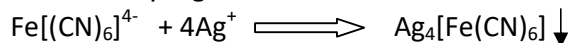
1. Dengan asam sulpat pekat terjadi penguraian yang sempurna, dengan pendidihan yang lama, disertai pelepasan karbonmonoksida yang terbakar dengan nyala biru:



Dengan asam sulpat encer terjadi reaksi hanya sedikit dalam keadaan dingin, tetapi dengan pendidihan terjadi penguraian sebagian dari heksasianoferrat(II) disertai pelepasan hidrogen sianida (racun).

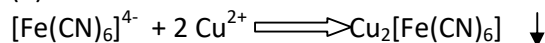


2. Dengan larutan perak nitrat terbentuk endapan putih dari perak tiosianat, seperti dadih susu yang larut dalam larutan amonia tetapi tidak larut dalam asam nitrat encer.



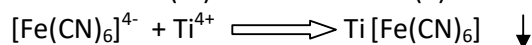
3. Dengan larutan besi(II) sulpat terjadi endapan putih dari kalium besi(II) heksasianoferrat (II)  $\text{K}_2\text{Fe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  yang cepat berubah menjadi biru oleh oksidasi (lihat reaksi 1)

4. Dengan larutan tembaga sulpat terjadi endapan coklat dari tembaga heksasianoferrat (II):

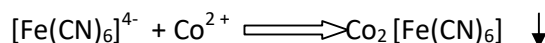


Endapan tidak larut dalam asam asetat encer, tetapi terurai dalam larutan hidroksida alkali.

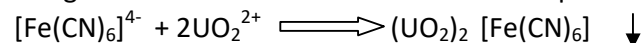
5. Dengan larutan titanium(IV)klorida terbentuk flok yang berwarna coklat-kemerahan dari titanium(IV) heksasianoferrat(II)



6. Dengan larutan kobal nitrat terbentuk endapan kobal heksasianoferrat(II) yang berwarna hijau keabuan yang tidak larut dalam asam klorida encer atau asam asetat encer:



7. Dengan larutan uranil asetat terbentuk endapan coklat dari uranil heksasianoferrat(II);



Reaksi berjalan dalam keadaan asam pekat.

### J. HEKSASIANOFRAT (III), $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$

Untuk mempelajari reaksi-reaksi dari heksasianoferrat dapat dipakai larutan kalium heksasianoferrat(III)  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] \cdot 0,33\text{M}$ .



- Asam sulfat pekat, suatu heksasianoferat(III) padat yang dipanaskan dengan asam sulfat pekat akan terurai sempurna dan melepaskan gas karbon monoksida:  

$$K_3 [Fe(CN)_6] + 6 H_2SO_4 + 6 H_2O \rightleftharpoons 6 CO \uparrow + Fe^{3+} + 3K^+ + 6 NH_4^+ + 6 SO_4^{2-}$$
- Dengan larutan perak nitrat terbentuk endapan merah jingga dari perak tiosianat(III) endapan larut dalam larutan amonia.  

$$Fe[(CN)_6]^{3-} + 3Ag^+ \rightleftharpoons Ag_3[Fe(CN)_6] \downarrow$$
- Dengan larutan besi(II) sulfat terjadi endapan biru prusia dari kalium besi(II) heksasianoferat (III).
- Dengan besi(III) klorida terbentuk warna coklat, yang disebabkan oleh pembentukan besi(III) heksasianoferat (III) yang tidak berdisosiasi:  

$$Fe[(CN)_6]^{3-} + Fe^{3+} \rightleftharpoons Fe [Fe(CN)_6] \downarrow$$
- Dengan larutan tembaga sulpat terjadi endapan yang berwarna hijau dari tembaga(II) heksasianoferat(III).  

$$2 [Fe(CN)_6]^{3-} + 3 Cu^{2+} \rightleftharpoons Cu_3[Fe(CN)_6]_2 \downarrow$$
- Dengan asam klorida pekat bila ditambahkan kedalam larutan kalium heksasianoferat (III) jenuh dalam keadaan dingin akan didapatkan endapan hidrogen heksasianoferat(III) bebas warna coklat:  

$$[Fe(CN)_6]^{3-} + 3 HCl \rightleftharpoons H_3[Fe(CN)_6]_2 \downarrow + 3 Cl^-$$
- Dengan larutan kalium iodide akan dibebaskan iod dengan adanya asam klorida encer dan dapat diidentifikasi dari warna biru dengan amilum.  

$$[Fe(CN)_6]^{3-} + 2 I^- \rightleftharpoons 2 [Fe(CN)_6]^{4-} \downarrow + I_2$$

Reaksi ini reversible dalam larutan netral iod mengoksidasi ion-ion heksasianoferat(II).
- Dengan larutan kobal nitrat terbentuk endapan merah dari kobalheksasianoferat (III) yang tidak larut dalam asam klorida, tetapi larut dalam amonia.  

$$[Fe(CN)_6]^{3-} + 3Co^{2+} \rightleftharpoons Co [Fe(CN)_6]_2 \downarrow$$

### K. KLORIDA, $Cl^-$ :

Untuk mempelajari reaksi-reaksi ini dapat dipakai larutan natrium klorida 0,1M.

- Dengan larutan perak nitrat terbentuk endapan putih dari perak klorida, yang seperti dadih, tidak larut dalam air dan asam nitrat encer, tetapi larut dalam amonia encer dan dalam larutan kalium sianidaserta tiosulpa.  

$$Cl^- + Ag^+ \rightleftharpoons AgCl. \downarrow$$

$$AgCl \downarrow + NH_3 \rightleftharpoons [Ag(NH_3)_2]^+ + Cl^-$$

$$[Ag(NH_3)_2]^+ + Cl^- + 2 H^+ \rightleftharpoons AgCl \downarrow + 2 NH_4^+$$

Jika endapan perak klorida disaring, dicuci dengan air lalu dikocok dengan larutan natrium arsenit, endapan endapan berubah menjadi kuning dari perak arsenit.  

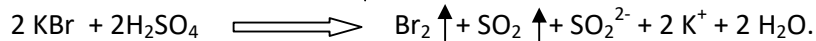
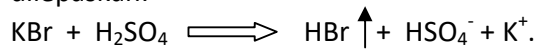
$$3 AgCl + AsO_3^{3-} \rightleftharpoons Ag_3AsO_3 \downarrow + 3 Cl^-$$
- Dengan Larutan timbel asetat terbentuk endapan putih dari timbel klorida.  

$$2 Cl^- + Pb^{2+} \rightleftharpoons PbCl_2.$$

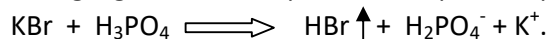
## L. BROMIDA, $\text{Br}^-$

Untuk mempelajari pakai larutan kalium bromide  $\text{KBr}$  0.1M.

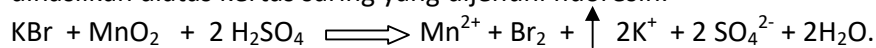
1. Dengan asam sulpat, bila asam sulpat dituangkan keatas sedikit kalium  $\text{KBr}$  padat , mula-mula terbentuk larutan coklat kemerahan kemudian uap brom yang berwarna coklat-kemerahan menyertai hidrogen bromide( berasap dalam udara lembab) yang dilepaskan:



Reaksi-reaksi ini dipercepat dengan memanaskan. Jika asam posfat yang dipakai sebagai ganti asam sulpat dan campuran dipanaskan maka yang terjadi:



2. Dengan mangan dioksida dan asam sulpat pekat, jika  $\text{KBr}$  padat dicampur dengan mangan dioksida, produk pengendapan dan asam sulpat pekat dan campuran dipanaskan perlahan-lahan, uap brom yang dilepaskan dapat diidentifikasi dari a) baunya yang sangat merangsang b) dari sifat yang memutihkan kertas lakmus .c) mengubah kertas kanji 187erman menjadi merah jingga d) dari pewarnaan merah yang dihasilkan diatas kertas saring yang dijenuhi fluoresin:

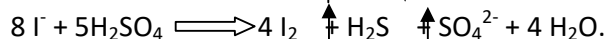
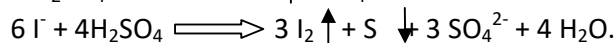
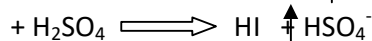
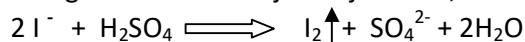


3. Dengan larutan perak nitrat terbentuk endapan putih dari perak  
 $\text{Br}^- + \text{Ag}^+ \rightleftharpoons \text{AgBr} \downarrow$
4. Dengan timbel klorida terbentuk endapan kristalin putih timbel bromide.  
 $2 \text{Br}^- + \text{Pb}^{2+} \rightleftharpoons \text{PbBr}_2 \downarrow$   
 Endapan larut dalam air mendidih.
5. Dengan asam nitrat (1:1) dan panas mengoksidasikan bromide menjadi brom;  
 $6 \text{Br}^- + 8\text{HNO}_3 \rightleftharpoons 3 \text{Br}_2 \uparrow + 2 \text{NO} \uparrow + 6 \text{NO}_3^- + 4\text{H}_2\text{O}$
6. Uji fluoresin , brom mengubah warna zat warna fluoresin (I) yang kuning menjadi eosin (II) atau tetrabrom fluoresin yang berwarna merah.

## M. IODIDA, $\text{I}^-$

Reaksi-reaksi ini dapat dipelajari dari larutan kalium iodida

1. Dengan asam sulpat, padat, akan dibebaskan pada pemanasan, uap lembayung yang mengubah kertas kanji menjadi biru,



2. Dengan larutan perak nitrat terbentuk endapan kuning dari perak  
 $\text{I}^- + \text{Ag}^+ \rightleftharpoons \text{AgI} \downarrow$

3. Dengan larutan timbel asetat terbentuk endapan kuning  

$$2 \text{I}^- + \text{Pb}^{2+} \rightleftharpoons \text{PbI}_2 \downarrow$$
4. Dengan kalium dikromat dan asam sulpat pekat, hanya iod yang dibebaskan dan tidak terdapat kromat dalam destilat( lihat klorida).  

$$6 \text{I}^- + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 7 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 3 \text{I}_2 + 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{SO}_4^{2-} + 7 \text{H}_2\text{O}.$$
5. Dengan larutan natrium nitrit, Iod dibebaskan  

$$2 \text{I}^- + 2 \text{NO}_2^- + 4 \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{I}_2 + 2 \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}.$$
6. Dengan larutan tembaga sulpat terjadi endapan yang berwarna coklat dari tembaga (I) ,CuI dan Iod, Iod ini bisa dihilangkan dengan menambahkan larutan natrium tiosulpat atau sulpit dan diperoleh endapan tembaga(I) iodide yang hampir putih:  

$$4 \text{I}^- + 2 \text{Cu}^{2+} \rightleftharpoons 2 \text{CuI} \downarrow + \text{I}_2$$

$$\text{I}_2 + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightleftharpoons 2 \text{I}^- + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$$
7. Dengan larutan merkuriium (II) klorida terjadi endapan merah scarlet dari merkuriium (II) iodida  

$$2 \text{I}^- + \text{HgCl}_2 \rightleftharpoons \text{HgI}_2 \downarrow + 2 \text{Cl}^-$$

## N. FLUORIDA, $\text{F}^-$

Untuk mempelajari reaksi ini dipakai larutan natrium Fluorida 0.1M.

1. Dengan perak nitrat tidak terbentuk endapan karena perak fluoride larut dalam air.
2. Dengan larutan kalsium klorida terjadi endapan putih dari  $\text{CaF}_2$  seperti lender yang sedikit larut dalam asam asetat dan asam klorida:  

$$2 \text{F}^- + \text{Ca}^{2+} \rightleftharpoons \text{CaF}_2 \downarrow$$
3. Dengan Larutan besi(III) klorida terbentuk endapan putih kristalin dari natrium heksafluoroferat(III), yang sedikit larut dalam air.  

$$6 \text{F}^- + \text{Fe}^{3+} + 3 \text{Na}^+ \rightleftharpoons \text{Na}_3[\text{FeF}_6] \downarrow$$

## O. NITRAT, $\text{NO}_3^-$

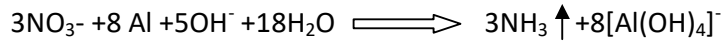
Reaksi ini dapat dipelajari dari larutan kalium nitrat  $\text{KNO}_3$  0,1M:

1. Dengan larutan besi (II) sulfat dan asam sulfat pekat terbentuk cincin coklat, uji ini dilakukan dengan cara: Tambahkan 3 ml larutan besi(II) sulpat pada 2 ml larutan nitrat dan tuangkan 3-5 ml asam sulpat pekat melalui dinding tabung sehingga terjadi 2 lapisan dan terlihat cincin diantara lapisan tersebut.  

$$2 \text{NO}_3^- + 4 \text{H}_2\text{SO}_4 + 6 \text{Fe}^{2+} \rightleftharpoons 6 \text{Fe}^{2+} + 2 \text{NO} + 4 \text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O}.$$

$$\text{Fe}^{2+} + \text{NO} \uparrow \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{NO})]^{2+}$$
2. Reduksi nitrat dalam suasana basa, Bila suatu larutan nitrat dididihkan dengan serbuk Zn atau dengan serbuk Al dan larutan natrium hidroksida akan dilepaskan amonia, dideteksi dari bau, kertas lakmus merah menjadi biru, dan uji kertas merkuriium(I) nitrat.  

$$\text{NO}_3^- + 4 \text{Zn} + 7 \text{OH}^- + 6 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \uparrow + 4 [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$$

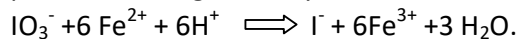


- Dengan reagensia difenilamina ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH.C}_6\text{H}_5$ ), tuangkan larutan nitrat dengan hati-hati pada dinding tabung sehingga akan terbentuk cincin biru, tetapi uji ini memberikan reaksi positif terhadap sejumlah zat pengoksid seperti klorat, jodat, permanganat, kromat vanadat dan besi (III) jadi untuk tes ini harus bebas zat-zat tersebut.
- Uji reduksi menjadi nitrit, Nitrat direduksi dengan logam zink dalam larutan asam asetat, dites dengan reagen Griess terjadi warna merah.

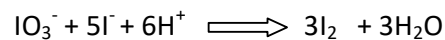
## P. IODAT, $\text{IO}_3^-$

Untuk mempelajari reaksi-reaksi ini dapat dipakai larutan kalium iodat 0,1M.

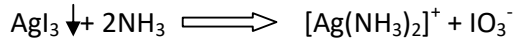
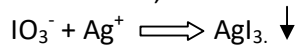
- Dengan asam sulpat pekat tidak melakukan aksi apa-apa tanpa adanya zat-zat pereduksi, dengan adanya besi sulfat:



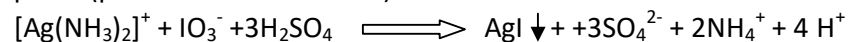
Jika iodat tersebut berlebihan, iod yang terbentuk karena interaksi antara iodat dan iodida



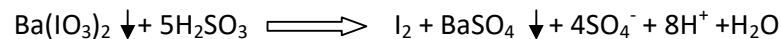
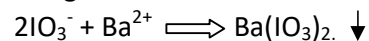
- Dengan larutan perak nitrat; terjadi endapan perak iodat, yang putih seperti dadih, yang mudah larut dalam larutan amonia encer, tetapi sangat sedikit larut dalam asam nitrat encer;



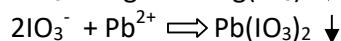
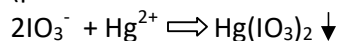
Jika endapan amoniakal dari endapan ini diolah dengan larutan asam sulfit tetes demi tetes, perak akan mengendap, zat yang terakhir ini tidak larut dalam larutan amonia pekat (perbedaan dari bromat)



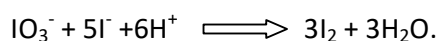
- Dengan larutan barium klorida terbentuk endapan barium iodat



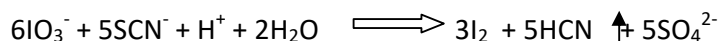
- Dengan larutan merkurium (II) nitrat, terjadi endapan putih dari Merkurium (II) Iodat (perbedaan dari klorat dan bromat)



- Dengan larutan kalium iodida, campurkan bersama-sama larutan kalium iodida dengan larutan iodat asam kan dengan asam klorida, atau asam asetat akan segera dibebaskan larutan iod.



- Uji kalium tiosianat, iodat bereaksi dengan tiosianat dalam larutan asam dan membebaskan iod:

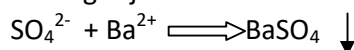


7. Dengan kertas kanji kemudian tambah beberapa tetes kalium tiosianat menimbulkan bercak biru.

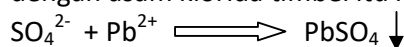
### Q. SULFAT, $\text{SO}_4^{2-}$ .

Untuk mempelajari reaksi-reaksi ini dapat dipakai larutan natrium sulfat 0,1M.

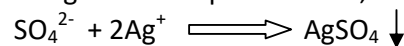
1. Dengan larutan barium klorida terjadi endapan putih dari barium sulfat, yang tidak larut dalam asam klorida encer panas dan asam nitrat encer, tetapi larut sedang-sedang saja dalam asam klorida pekat dan mendidih:



2. Dengan timbel asetat terjadi endapan timbel sulfat yang larut dalam asam sulfat pekat panas, ammonium asetat, larutan ammonium tartrat dan larutan natrium hidroksida. Dalam hal terakhir ini terbentuk natrium tetrahidroksoplumbat(II), dan diasamkan dengan asam klorida timbel itu mengkristal sebagai kloridanya.

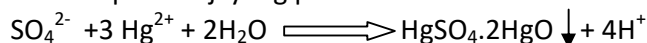


3. Dengan larutan perak nitrat, terjadi endapan putih kristalin perak sulfat.



4. Dengan natrium rodizonat, Garam-garam barium menghasilkan endapan coklat kemerahan dan natrium rodizonat, sulfat-sulfat dan asam sulfat menyebabkan hilangnya warna dengan seketika, karena pembentukan barium sulfat.

5. Dengan larutan merkuri(II) nitrat terjadi endapan kuning dari merkuri(II) sulfat ini merupakan uji yang peka.

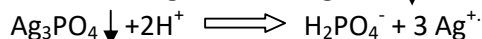
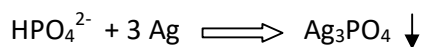


6. Dengan larutan benzidina hidroklorida terbentuk endapan putih benzidina sulfat.

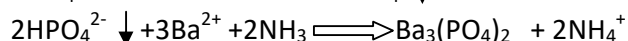
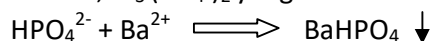
### R. ORTOFOSFAT, $\text{PO}_4^{3-}$ .

Untuk mempelajari reaksi-reaksi ini dapat dipakai larutan dinatrium hidrogen posfat  $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  0,03M.

1. Dengan larutan perak nitrat terjadi endapan kuning perakortoposfat normal  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$
2. (perbedaan dari metaposfat dan piroposfat) yang larut dalam larutan amonia encer dan dalam asam nitrat encer.



3. Dengan larutan Barium klorida terbentuk endapan amorf yang putih yaitu barium posfat sekunder,  $\text{BaHPO}_4$ , dari larutan netral, yang larut dalam asam mineral encer dan dalam asam asetat. Dengan adanya larutan amonia encer akan mengendap posfat tersier,  $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$  yang lebih sedikit larut.



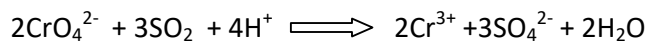
- Dengan ammonium molibdat yang berlebih ditambahkan ke dalam larutan yang mengandung posfat akan menghasikan endapan kuning kristalin dari ammonium posfomolibdat  $(\text{NH}_4)_3[\text{Pmo}_{12}\text{O}_{40}]$  atau  $(\text{NH}_4)_3[\text{P}(\text{Mo}_3\text{O}_{10})_4]$ ,  $\text{HPO}_4^{2-} + 3\text{NH}_4^+ + 12\text{MoO}_4^{2-} + 23\text{H}^+ \rightleftharpoons (\text{NH}_4)_3[\text{P}(\text{Mo}_3\text{O}_{10})_4] + 12\text{H}_2\text{O}$
- Dengan larutan besi(III) klorida, terbentuk endapan putih-kekuningan dari besi(III)posfat yang larut dalam asam-asam mineral encer, tetapi tidak larut dalam asam asetat encer.  
 $\text{HPO}_4^{2-} + \text{Fe}^{3+} \rightleftharpoons \text{FePO}_4 \downarrow + \text{H}^+$   
 Pengendapan tidak sempurna,
- Uji kobal nitrat, posfat bila dipanaskan diatas arang dan lalu dibasahi dengan beberapa tetes larutan kobal nitrat meberi masa biru dari fosfat,  $\text{Na}_2\text{CoPO}_4$   
 $\text{Na}(\text{NH}_4)\text{HPO}_4 \rightleftharpoons \text{NaPO}_3 + \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O};$   
 $\text{NaPO}_3 + \text{CoO} \rightleftharpoons \text{NaCoPO}_4.$

## S. KROMAT, $\text{CrO}_4^{2-}$ , DAN DIKROMAT.

Kromat logam biasanya adalah zat-zat berwarna yang menghasilkan larutan kuning bila larut dalam air.

Untuk mempelajari reaksi-reaksi ini, dapat dipakai larutan kalium kromat atau kalium dikromat 0,1M.

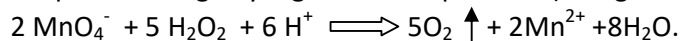
- Dengan barium klorida terjadi endapan kuning muda dari barium kromat  $\text{BaCrO}_4$  yang tidak larut dalam air dan dalam asam asetat, tetapi larut dalam asam mineral encer.  
 $\text{CrO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} \rightleftharpoons \text{BaCrO}_4 \downarrow$   
 Ion-ion dikromat menghasilkan endapan yang sama, tetapi karena suatu asam kuat terbentuk, pengendapan hanya parsial:  
 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 2\text{Ba}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{BaCrO}_4 \downarrow + 2\text{H}^+$
- Dengan larutan perak nitrat akan terbentuk endapan merah kecoklatan dari perak kromat  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ .  
 $\text{CrO}_4^{2-} + 2\text{Ag}^+ \rightleftharpoons \text{Ag}_2\text{CrO}_4 \downarrow$
- Dengan larutan timbel asetat terjadi endapan kuning timbel kromat, yang tidak larut dalam asam asetat, tetapi larut dalam asam nitrat encer.  
 $\text{Cr}_2\text{O}_4^{2-} + \text{Pb}^{2+} \rightleftharpoons \text{PbCrO}_4 \downarrow$   
 $\text{PbCrO}_4 \downarrow + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons 2\text{Pb}^{2+} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O}.$   
 Endapan larut dalam natrium hidroksida; asam asetat mengendapkan kembali timbel kromat dari larutan tersebut.
- Dengan hidrogen sulfida, suatu larutan kromat yang asam direduksi oleh reagensia hidrogen sulphida menjadi larutan ion kromium(III) yang hijau, dengan disertai pemisahan belerang.  
 $2\text{CrO}_4^{2-} + 3\text{H}_2\text{S} + 10\text{H}^+ \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{S} + 8\text{H}_2\text{O}.$
- Reduksi kromat dan dikromat (a) dengan belerang dioksida dengan adanya asam mineral encer, akan mereduksi kromat atau dikromat:



## T. PERMANGANAT, $\text{MnO}_4^-$

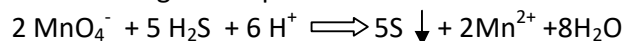
Untuk mempelajari reaksi dapat dipakai kalium permanganat.

1. Hidrogen peroksida, penambahan reagensia kepada larutan kalium Permanganat, yang telah diasamkan dengan asam sulfat pekat, mengakibatkan warna menjadi hilang dan dilepaskan oksigen yang murni tetapi basah (mengandung air).

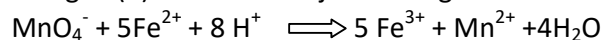


2. Reduksi permanganat dalam larutan asam, reduksi berlangsung sampai kepembentukan ion mangan (II) yang tidak berwarna beberapa zat pereduksi:

- a) Hidrogen sulfida dengan adanya asam sulfat encer, larutan akan hilang warnanya dan belerang diendapkan

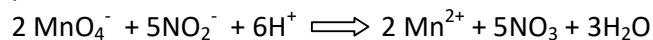


- b) Besi(II) sulpat dengan adanya asam sulfat, mereduksi permanganate menjadi mangan (II). Larutan menjadi kuning karena terbentuk ion-ion besi(III).

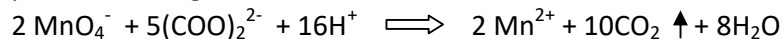


Warna kuning hilang jika ditambah fosfat atau kalium fluoride karena membentuk kompleks yang tidak berwarna dengan besi(III)

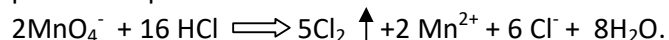
- c) Natrium nitrit dengan adanya asam sulpat, mereduksi permanganate disertai pembentukan ion-ion nitrat:



- d) Asam oksalat, dengan adanya asam sulfat, mereduksi permanganat disertai pembentukan gas karbon dioksida:



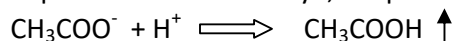
Reaksi ini lambat pada suhu kamar, tetapi cepat pada suhu  $60^\circ\text{C}$ , ion Dengan asam klorida pekat, semua permanganate pada pendidihan dengan asam klorida pekat melepaskan klor.



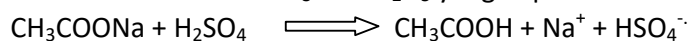
## U. ASETAT, $\text{CH}_3\text{COO}^-$

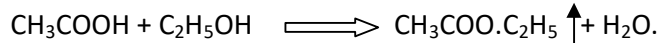
Untuk mempelajari reaksi-reaksi ini dapat dipakai larutan natrium asetat 2 M ( $\text{H}_3\text{COONa}$ ).

1. Dengan asam sulfat encer, natrium asetat akan akan menghasilkan asam asetat yang dapat dikenal dari baunya, dilepaskan pada pemanasan.



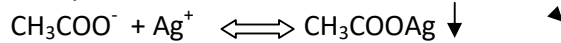
2. Dengan etanol dan asam sulfat 1 gr asetat pekat padat diolah dengan 1 ml asam sulfat pekat dan 2-3 ml alkohol dalam sebuah tabung uji dan dipanaskan perlahan-lahan terbentuk etil asetat  $\text{CH}_3\text{COO}.\text{C}_2\text{H}_5$  yang dapat dikenal dari baunya seperti buah.





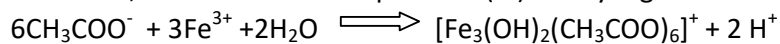
Pada reaksi ke dua asam sulfat bertindak sebagai zat pendehidrasi.

- Dengan larutan perak nitrat akan terbentuk endapan putih kristalin dari perak asetat, endapan mudah larut dalam air mendidih, dan dalam larutan amonia.



Jika campuran dipanaskan, endapan melarut kembali tanpa terjadi pembentukan endapan hitam perak logam.

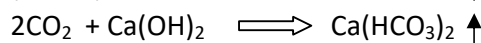
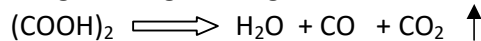
- Dengan larutan barium klorida, kalsium klorida atau merkurium (II) klorida tidak terjadi perubahan dengan adanya asetat (perbedaan oksalat dan format).
- Dengan larutan besi(III) klorida, terjadi pewarnaan merah-tua, disebabkan pembentukan ion kompleks  $[\text{Fe}_3(\text{OH})_2(\text{CH}_3\text{COO})_6]^+$ . Dengan mendidihkan larutan yang merah itu, ia terurai dan endapan besi (III) basa yang merah- kecoklatan.



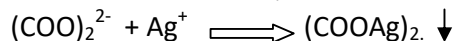
## V. OKSALAT, $(\text{COO})_2^{2-}$

Untuk mempelajari reaksi-reaksi ini dapat dipakai larutan ammonium oksalat , atau asam oksalat 0.1M.

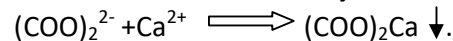
- Dengan asam sulfat pekat, terjadi penguraian semua oksalat padat dengan disertai Pelepasan karbon monoksida dan karbon dioksida, zat terakhir ini dapat dideteksi dengan mengalirkan gas keluar melalui air kapur terjadi kekeruhan.



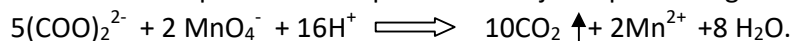
- Dengan larutan perak nitrat terjadi endapan putih seperti dadih susu, yang sangat sedikit larut dalam air, larut dalam larutan amonia dan dalam asam nitrat encer.



- Larutan kalsium klorida terjadi endapan putih kristalin,



- Dengan larutan kalium permanganat warna dari kalium Permanganat hilang bila dalam larutan asam dipanaskan sampai 60-70°C. Uji ini spesifik bagi oksalat.



## Ringkasan

Untuk mengetahui dan memahami cara analisa pemisahan anion pada suatu sampel dilakukan identifikasi:

- Karbonat,  $\text{CO}_3^{2-}$
- Hidrogen Karbonat
- Sulfit,  $\text{SO}_3^{2-}$



4. Tiosulfat,  $S_2O_3^{2-}$
5. Sulfida,  $S^{2-}$
6. Nitrit,  $NO_2^-$
7. Sianida,  $CN^-$
8. Tiosianat,  $SCN^-$
9. heksasianoferat (II)  $[Fe(CN)_6]^{4-}$
10. Heksasianoferat (III),  $[Fe(CN)_6]^{3-}$
11. Klorida,  $Cl^-$
12. Bromida,  $Br^-$
13. Iodida,  $I^-$
14. Fluorida,  $F^-$
15. Nitrat,  $NO_3^-$
16. Iodat,  $IO_3^-$
17. Sulfat,  $SO_4^{2-}$
18. Ortofosfat,  $PO_4^{3-}$
19. Kromat,  $CrO_4^{2-}$ ,
20. Permanganat,  $MnO_4^-$
21. Asetat,  $CH_3COO^-$
22. Oksalat,  $(COO)_2^{2-}$

## Tes 2

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

- 1) Untuk identifikasi adanya anion karbonat dapat diketahui dari reaksi dibawah ini, dan terbentuk endapan putih: dengan adanya.....
  - A.  $Ca^{2+}$ .
  - B.  $K^+$ .
  - C.  $Ba^{2+}$
  - D.  $Ag^+$
  - E. Sr.
  
- 2) Akan terbentuk endapan bila anion Sulfit dengan adanya kation:
  - A.  $K^+$ .
  - B.  $Ba^{2+}$
  - C.  $Ag^+$
  - D.  $Pb^{2+}$
  - E.  $Ca^{2+}$

- 3) Pernyataan di bawah ini benar kecuali....
- Tiosulpat dengan Larutan iod warna dari iod tidak hilang terbentuk ion tetratonat yang tidak berwarna:
  - Dengan larutan barium klorida, terbentuk endapan putih dari barium tiosulpat
  - Dengan larutan peraknitrat terbentuk endapan putih perak tiosulpat:
  - Dengan larutan timbel asetat atau timbel nitratberlebih, endapan tibel tiosulpat yang berwarna putih.
  - Uji cincin biru. Bila suatu larutan tiosulpat dicampur dengan larutan ammonium molibdat, terbentuk cincin biru.
- 4) Reaksi dibawah ini untuk identifikasi sulphida yaitu dengan kation terjadi endapan hitam kecuali....
- Pb.
  - Na.
  - Cd.
  - Hg
  - Ag.
- 5) Untuk mengetahui adanya anion nitrit antara lain dengan kecuali....
- Dengan lautan besi (II) sulpat bila ditambahkan kedalam larutan nitrit dalam terbetuk cicin coklat diantara asam sulpat dan cair.
  - Dengan larutan perak nitrat , terbentuk endapan kristalin putih dari perak nitrit
  - Dengan larutan kalium iodida dalam keadaan asam (asam sulpat atau asetat) Iod yang dibebaskan dapat diidentifikasi dengan larutan kanji menjadi merah.
  - Dengan larutan kalium permanganat yang diasamkan akan menghilangkan warna dari kalium permanganat.
  - Dengan ammonium klorida dan didihkan ,akan dilepaskan gas nitrogen  

$$\text{NO}_2^- + \text{NH}_4^+ \rightleftharpoons \text{N}_2 \uparrow + 2 \text{H}_2\text{O}.$$
- 6) Anion  $\text{CNS}^-$  dapat memberikan warna merah yaitu dengan adanya kation:
- $\text{Fe}^{3+}$ .
  - $\text{Fe}^{2+}$ .
  - $\text{Cu}^{2+}$ .
  - $\text{Ag}^+$ .
  - $\text{Zn}^{2+}$ .
- 7) Ion heksasianoferat (II)  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$  dapat mengendap dengan larutan ini, kecuali....
- $\text{AgNO}_3$ .
  - $\text{FeCl}_3$
  - $\text{ZnSO}_4$ .

- D.  $\text{CuSO}_4$ .  
E. Thorium nitrat.
- 8) Ion heksasianoferat (III)  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  dapat mengendap dengan larutan ini, kecuali....  
A.  $\text{AgNO}_3$ .  
B.  $\text{FeSO}_4$   
C.  $\text{ZnSO}_4$ .  
D.  $\text{CuSO}_4$ .  
E. Kobal nitrat.
- 9) Ion hipoklorit dapat....  
A. Memutihkan kertas lakmus yang basah.  
B. Memberikan warna merah dengan kanji jodida.  
C. Baunya sangat enak.  
D. Dengan Pb asetat tidak terjadi endapan setelah pemanasan.  
E. Tidak mudah menguap.
- 10) Ion klorida dapat mengendap dengan adanya kation....  
A. Cu.  
B. Ag.  
C. Na.  
D. K.  
E. Mg
- 11) Ion bromida dapat mengendap berwarna kuning dengan adanya kation....  
A. Cu.  
B. Ag.  
C. Na.  
D. K.  
E. Mg
- 12) Ion iodida dapat mengendap dengan adanya kation perak dan berwarna....  
A. hijau  
B. merah  
C. kuning  
D. biru  
E. coklat
- 13) Sedangkan yang dapat mengendap dengan ion  $\text{Hg}^{2+}$  berwarna merah adalah....  
A. Bromida,  
B. Klorida

- C. iodida
  - D. fluoride.
  - E. semua benar.
- 14) Ion manganat akan hilang warnanya apabila ditambah....
- A. Asam oksalat
  - B. hydrogen peroksida.
  - C.  $\text{Fe}^{2+}$ .
  - D.  $\text{Cu}^+$
  - E. semua benar.
- 15) Ion Sulpat akan mengendap dengan adanya kation, kecuali....
- A.  $\text{Ba}^{2+}$ .
  - B.  $\text{Pb}^{2+}$ .
  - C.  $\text{K}^+$ .
  - D.  $\text{Ag}^+$ .
  - E.  $\text{Hg}^{2+}$

## Kunci Jawaban Tes

### *Tes 1*

- 1) A
- 2) C
- 3) B
- 4) B
- 5) B
- 6) B
- 7) B
- 8) D
- 9) C
- 10) D
- 11) A
- 12) B
- 13) B
- 14) A
- 15) C
- 16) B
- 17) D
- 18) B
- 19) A
- 20) A

### *Tes 2*

- 1) B
- 2) A
- 3) A
- 4) B
- 5) C
- 6) A
- 7) C
- 8) C
- 9) A
- 10) B
- 11) B
- 12) C
- 13) C
- 14) E
- 15) C

## Daftar Pustaka

Cotton, Wilkinson, (2013), *Kimia Anorganik Dasar*, Jakarta: Penerbit Universitas Indonesia Press

Hadyana P V. (1979). *Analisi Anorganik Kualitatif Makro Dan Semimikro Ed 5*. PT Kalman Media Pusaka Jakarta.

Hiskia A, (2000), *Penuntun Belajar kimia dasar*, Citra Aditya Bakti Bandung.

James E B; alih bahasa Sukmariah. (1994). *Kimia Universitas jilid 1 dan 2*, Jakarta; Erlangga.

Saito T, alih bahasa Ismunandar, (1996), *Buku Teks Kimia Anorganik Online Terjemahan*, Terbit dengan izin dari Iwanami Publishing Company

Sugiyarto, K. H., (2012), *Dasar – Dasar Kimia Anorganik Transisi*, Yogyakarta: Graha Ilmu

Yayan Sunarya, (2011), *Kimia Dasar 2*, Yrama widya

## BAB V

# Elektrokimia dan Termodinamika

*Yayat Sudaryat, St, Mt*

### PENDAHULUAN

Reaksi tranfer elektron dinamakan reaksi reduksi oksidasi atau disingkat reaksi redoks. Reaksi ini sangat umum baik dalam senyawa anorganik maupun reaksi organik. Reaksi redoks juga sangat penting bagi manusia, contohnya reaksi pembakaran dan metabolisme zat-zat makanan dalam tubuh. Disamping itu pembuatan logam-logam dari bijihnya merupakan aplikasi dari reaksi redoks.

Tranfer elektron pada titrasi redoks dapat dimanfaatkan untuk kerja yang sangat berguna. Caranya dengan memisahkan reaksi reduksi dan oksidasi secara fisik. Material yang mengalami reaksi reduksi dan oksidasi ditempatkan dalam wadah yang terpisah dengan material yang mengalami reaksi oksidasi. Kemudian kedua material tersebut dihubungkan melalui rangkaian luar untuk mengalirkan elektron yang ditransfer di antara kedua material tersebut dan rangkaian internal untuk menetralkan kelebihan ion selama reaksi berlangsung. Aliran elektron ini dapat digunakan sebagai arus listrik searah.

Termodinamika menjelaskan hubungan antara kalor dengan bentuk-bentuk energi lain. Pengembangannya yaitu merupakan pencapaian ilmiah penting dalam abad ke Sembilan belas, disebabkan oleh usaha-usaha para fisikawan yang ingin mencapai efisiensi dalam mesin kalor. Penerapan penting termodinamika dalam bidang kimia yaitu termokimia yakni pengaruh kalor yang menyertai reaksi kimia. Untuk dapat menjelaskan arah dan banyaknya reaksi kimia secara memuaskan. Pada Hukum termodinamika kedua menjadi dasar untuk menurunkan tetapan-tetapan kesetimbangan dari sifat-sifat termodinamika

Setelah menyelesaikan mata kuliah ini diharapkan mahasiswa mampu melakukan berbagai analisis kimia berdasarkan pemahaman tentang teori Elektrokimia dan Termodinamika, lebih khusus Anda mampu

1. menjelaskan sel elektrokimia
2. menjelaskan konstruksi sel Volta dan notasi sel Volta
3. menghitung Daya Gerak Listrik (DGL) dan Potensial Elektroda Standart
4. menghitung persamaan Nerst
5. menghitung pH
6. menjelaskan Sistem
7. menjelaskan Hukum Pertama Termodinamika
8. menjelaskan Fungsi Entalpi
9. menghitung Kapasitas Kalor
10. menjelaskan sistem kimia termodinamika
11. menjelaskan Hukum Kedua Termodinamika
12. menghitung Energi Bebas

## Topik 1 Elektrokimia

### A. SEL ELEKTROKIMIA

Semua reaksi kimia yang disebabkan oleh energi listrik serta reaksi kimia yang menghasilkan energi listrik dipelajari dalam bidang elektrokimia. Manusia baru mampu menggunakan kelistrikan sejak Luigi Galvani pada tahun 1791 menemukan bahwa paha kodok yang segar dapat bergetar jika dihubungkan dengan dua macam logam bersambungan dan sejak Alessandro Volta berhasil membuat batere pertama dengan menyusun kepingan perak dan kepingan seng serta kertas yang dibasahi dengan larutan asam. Pada tahun 1807 Sir Humphry Davy berhasil memisahkan logam kalium dari senyawanya. Ia mengalirkan listrik melalui leburan Kalium hidroksida. sejak waktu itu prinsip elektrokimia diterapkan dalam berbagai hal. Prinsip penerapan ini berkaitan dengan sel elektrokimia.

Sel galvanik terdiri atas dua elektroda dan elektrolit. Elektroda dihubungkan oleh penghantar luar yang mengangkut elektron ke dalam sel atau ke sel luar sel.

Elektroda dapat juga atau tidak berperan serta dalam reaksi sel. Setiap elektroda dan elektrolit di sekitarnya membentuk *setengah sel*. Reaksi elektroda adalah *setengah reaksi* yang berlangsung dalam setengah sel. Kedua setengah sel dihubungkan dengan jembatan garam. Sel galvanik atau sel volta dapat menghasilkan energi listrik sebagai hasil reaksi kimia yang berlangsung spontan.

Dalam sel elektrolisis arus listrik dari luar sel melangsungkan reaksi kimia yang tidak spontan.

Istilah di bawah ini biasanya digunakan untuk sel galvanik atau sel Volta.

1. Elektroda adalah penghantar listrik dan reaksi berlangsung di permukaan elektroda.
2. Anoda adalah elektroda dimana terjadi reaksi oksidasi.
3. Dalam beberapa sel anoda mengalami oksidasi. Katoda adalah elektroda dimana terjadi reaksi reduksi.
4. Elektrolit adalah larutan yang dapat menghantar listrik. Muatan listrik diangkut oleh ion yang bergerak.

### B. KONSTRUKSI SEL VOLTA

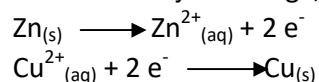
Suatu sel volta terdiri dari dua setengah-reaksi yang dipisahkan secara fisik. Misalnya, setengah sel yang dibuat dari lempeng logam yang dicelupkan ke dalam larutan dari ion logamnya. Contoh setengah sel ; Zn- Zn<sup>2+</sup> (biasa disebut elektroda Zn), terdiri dari lempeng logam Zn yang dicelupkan ke dalam larutan garam seng. Setengah sel lainnya terdiri dari lempeng logam tembaga yang dicelupkan ke dalam larutan garam tembaga ( elektroda Cu).

Pada sel volta, dua setengah sel dihubungkan secara eksternal untuk mengalirkan elektron hasil oksidasi dari satu elektroda anoda) ke elektroda lain (katoda), sedangkan



untuk menetralkan kelebihan ion-ion pada masing-masing larutan setengah sel digunakan jembatan garam yang dihubungkan secara internal.

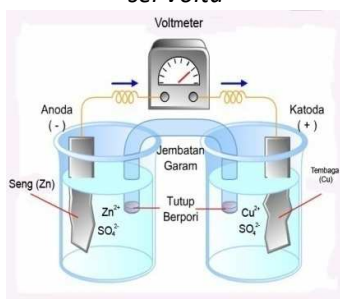
Misalnya sel Volta tersusun dari dari elektroda seng dan elektroda tembaga. Oleh karena seng cenderung melepaskan elektron lebih dominan dari pada tembaga, maka elektroda seng menjadi bermuatan negatif dari pada elektroda tembaga. Jika kedua elektroda dihubungkan melalui kawat penghantar, elektron mengalir dari seng melalui rangkaian eksternal menuju tembaga, berikut setengah reaksi yang terjadi:



Setengah reaksi pertama menggambarkan logam seng membentuk ion seng yang belangsung dalam larutan. Elektron dari setengah reaksi ini mengalir melalui penghantar luar menuju elektroda tembaga. Pada permukaan tembaga, elektron –elektron ini menyerang ion –ion tembaga dalam larutan sehingga terjadi reaksi membentuk endapan logam tembaga pada permukaan elektroda tembaga.

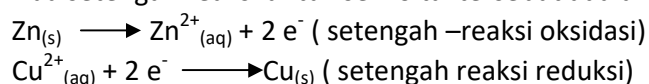
Ketika reaksi redok berlangsung dalam larutan seng terjadi kelebihan ion  $\text{Zn}^{2+}$  dan dalam larutan tembaga terjadi kelebihan ion  $\text{SO}_4^{2-}$ . Agar reaksi redok berlangsung secara terus menerus, maka kelebihan ion-ion tersebut perlu dinetralkan dengan cara mengalirkan ion-ion yang berlawanan muatan ke dalam masing- masing setengah sel reaksi tanpa harus mencampurkan kedua larutan. Hal ini dapat dilakukan dengan menghubungkan ke dua sel tadi secara internal yaitu dengan memasang jembatan garam. Jembatan garam adalah alat penghubung ke dua sel elektrokimia yang mengandung garam guna menetralkan kelebihan ion dalam kedua sel setengah reaksi.

Gambar 5.1  
sel Volta



Menunjukkan dua setengah sel dari volta yang dihubungkan dengan jembatan garam dan sirkuit eksternal. Jembatan garam yang digunakan adalah tabung elektrolit dalam bentuk sel yang menghubungkan kedua setengah sel dari sel volta.

Dua setengah reaksi untuk sel volta tersebut adalah:

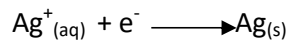


Contoh

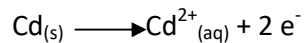
Suatu sel volta dikonstruksi dari setengah sel dengan logam Cd dan dicelupkan dalam larutan  $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$  dan setengah sel yang lain adalah logam Ag yang dicelupkan kedalam larutan  $\text{AgNO}_3$ . Kedua setengah sel dihubungkan oleh jembatan garam. Ion perak direduksi selama operasi sel ini. a) gambarkan diagram sel b) tandai anoda dan katoda c) tunjukkan aliran elektron pada rangkaian eksternal, d) tandai muatan elektroda dan arah migrasi kation dalam setengah sel.

Penyelesaian

Karena ion perak direduksi pada elektroda perak, maka elektroda perak adalah katoda setengah reaksinya adalah:



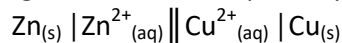
Elektroda cadmium tentu suatu anoda (terjadi oksidasi) setengah reaksinya adalah;



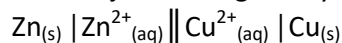
Selanjutnya tandai elektroda, elektron mengalir dalam rangkaian eksternal dari elektroda Cd (anoda) menuju elektroda perak (katoda). Ion positif akan mengalir dari larutan yang berlawanan dengan arah aliran elektron Diagram sel tersebut ditunjukkan dalam gambar di bawah.

**C. NOTASI SEL VOLTA.**

Suatu sel elektrokimia dapat dinyatakan dengan notasi tertentu. Misalnya sel tersusun dari setengah sel antara logam seng-ion seng dan setengah sel antara logam tembaga- ion tembaga. Sel tersebut dapat dinyatakan dengan notasi sebagai berikut;

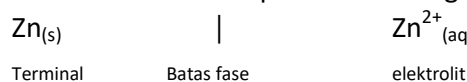


Pada notasi itu anoda atau setengah sel oksidasi selalu dituliskan pada sisi kiri ; katoda atau setengah sel reduksi dituliskan pada sisi kanan. Kedua elektroda dihubungkan secara listrik melalui jembatan garam yang ditandai dengan dua garis vertikal.

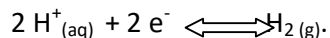


Anoda                      jembatan garam                      katoda

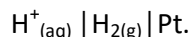
Terminal sel ditempatkan di ujung-ujung dalam notasi sel, dan tanda garis vertikal tunggal menunjukkan batas fase, yaitu antara padatan (elektroda) dan larutan elektrolit. Untuk elektroda anoda dapat ditulis sebagai berikut



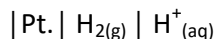
Jika setengah sel melibatkan gas, bahan *inert* seperti platina berperan sebagai terminal, yakni sebagai permukaan elektroda dimana setengah- reaksi berlangsung. Platina mengkatalisis setengah reaksi tetapi tidak terlibat didalamnya. Menunjukkan diagram dari elektroda hidrogen. Gelembung gas hidrogen melalui permukaan platina yang dicelupkan ke dalam larutan asam. setengah reaksi dikatoda adalah;



Notasi sel elektroda hidrogen untuk reaksi di katoda dapat ditulis sebagai berikut:



Dan notasi sel untuk reaksi di anoda merupakan kebalikandari notasi di atas yaitu;

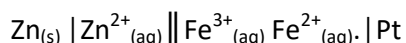


Contoh

a) Tuliskan reaksi sel untuk sel volta berikut:

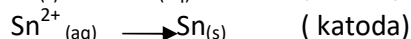
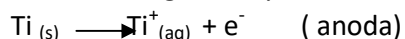


b) Tuliskan reaksi sel untuk sel volta berikut

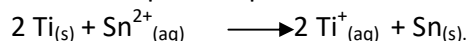


Penyelesaian

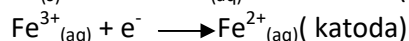
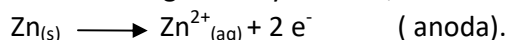
a) Reaksi setengah selnya adalah:



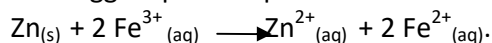
Kalikan reaksi pada anoda dengan bilangan 2, selanjutnya jumlahkan reaksi setengah sel maka diperoleh persamaan berikut;



b) Reaksi setengah sel nya adalah;



Kalikan reaksi pada katoda dengan bilangan 2, selanjutnya jumlahkan reaksi setengah sel hingga diperoleh persamaan berikut:



## D. PENGUKURAN DGL (DAYA GERAK LISTRIK)

Untuk menggerakkan elektron agar mengalir melalui rangkaian luar menghasilkan aliran listrik atau menggerakkan ion-ion di dalam larutan menuju elektroda diperlukan kerja. Suatu muatan listrik bergerak dari potensial listrik tinggi ke potensial rendah. Kerja yang diperlukan untuk menggerakkan muatan listrik melalui penghantar bergantung pada muatan total yang dipindahkan dan perbedaan potensial adalah perbedaan dalam tekanan listrik antara dua titik. Besaran untuk beda potensial listrik adalah volt. Volt (disingkat V) adalah satuan perbedaan potensial dalam sistem SI.

Besanya kerja listrik yang diperlukan untuk menggerakkan muatan agar mengalir melalui penghantar adalah:

**Kerja Listrik = Muatan x Perbedaan potensial atau**

$$W_{\text{listrik}} = - Q \times \Delta E.$$

Dalam satuan SI persamaan ini sama dengan Jole = coulomb x volt

Tanda minus muncul pada persamaan sesuai dengan perjanjian dalam termodinamika yaitu kerja yang dilakukan oleh sistem (dalam hal ini sel elektrokimia) mempunyai tanda negatif. Oleh karena kerja diukur dalam joule dan muatan dalam Coulomb maka  $\Delta E$  mempunyai satuan joule per coulomb. Selain itu, muatan total  $Q$  adalah arus listrik ( $I$ ) yang dikalikan dengan satuan waktu ( $t$ ) dalam detik selama arus listrik mengalir, maka persamaan kerja listrik dapat ditulis

$$W_{\text{listrik}} = -I \times t \times \Delta E.$$

Contoh

Enam buah baterai mengalirkan arus satu ampere dalam waktu satu jam. Hitung kerja listrik teoritis yang dihasilkan dan muatan total  $Q$  dalam satuan coulomb yang dilewatkan melalui rangkaian.

Penyelesaian

$$W_{\text{listrik}} = -I \times t \times \Delta E.$$

$$W_{\text{listrik}} = - (1,00\text{A}) (3600\text{ s}) (6,0\text{V}) = - 21,600\text{ J}.$$

$$\text{Muatan total adalah } Q = I \times t = 3600\text{ C}.$$

Muatan Faraday,

Dalam sel volta ataupun sel elektrolisis elektron yang dibebaskan pada anoda hasil oksidasi dilewatkan melalui rangkaian eksternal dan digunakan pada katoda untuk melangsungkan reaksi reduksi. Terdapat hubungan kuantitatif antara jumlah zat yang bereaksi dalam kedua sel dan muatan listrik total yang dilewatkan melalui penghantar. Hubungan ini merupakan prinsip dari hukum Faraday yang dapat diungkapkan sebagai berikut:

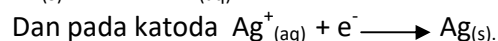
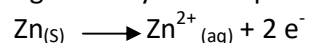
1. Dalam setiap sel, massa zat yang diendapkan atau dikonsumsi pada suatu elektroda proporsional dengan besarnya muatan listrik yang dilewatkan melalui sel.
2. Berat ekuivalen dari zat yang diendapkan atau dikonsumsi pada elektroda berbeda jika muatan listrik yang dilewatkan melalui sel tidak sama.

Oleh karena besarnya muatan electron  $e = 1,60218 \times 10^{-19}\text{ C}$ , maka besarnya muatan listrik untuk satu mol electron adalah

$$Q = (6,0221 \times 10^{23}\text{ mol}^{-1})(1,60218 \times 10^{-19}\text{C}) = 96.485\text{ C mol}^{-1}.$$

Muatan listrik sebesar  $96.485\text{ C mol}^{-1}$ . Ditetapkan sebagai **satu Faraday** yang dilambangkan dengan **F** atau **F = 96.485 C mol<sup>-1</sup>**.

Berdasarkan persamaan faraday, jumlah mol zat yang bereaksi pada elektroda dapat dihitung. Misalnya reaksi pada anoda:

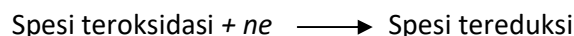


Setiap mol elektron (satu Faraday) yang mengalir melalui sel berhubungan dengan oksidasi  $1/2$  mol  $\text{Zn}_{(s)}$  (sebab dua electron dilepaskan oleh setiap atom Zn) dan akan

mereduksi satu mol ion perak. Dari massa atom perak dan seng diketahui bahwa 32,69 gr seng dilarutkan pada anoda dan 107,87 gr perak diendapkan pada katoda.

### E. DGL SEL DAN POTENSIAL ELEKTRODA STANDART.

DGL sel adalah ukuran gaya dorong reaksi kimia dalam sel. Reaksi ini terjadi akibat pemisahan reaksi redok menjadi setengah reaksi yang terpisah yaitu setengah reaksi reduksi dan setengah reaksi oksidasi. Bentuk umum reaksi ini



Nilai DGL sel merupakan sumbangan dari elektroda anoda yang harganya bergantung pada kemampuan setengah reaksi oksidasi untuk melepaskan electron dan elektroda katoda yang harganya bergantung pada kemampuan setengah reaksi reduksi untuk menangkap electron. Nilai sumbangan ini dinamakan potensial oksidasi dan potensial reduksi, sehingga nilai potensial suatu sel elektrokimia merupakan gabungan keduanya atau

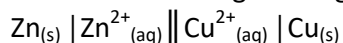
$$\Delta E_{\text{sel}} = \text{potensial oksidasi} + \text{potensial reduksi.}$$

Potensial reduksi adalah ukuran kecenderungan dari suatu zat untuk menangkap elektron dalam setengah reaksi reduksi. Serupa dengan itu, potensial oksidasi sama dengan negatif dari potensial reduksi untuk setengah reaksi kebalikannya.

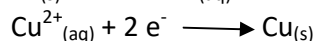
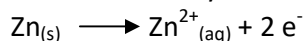
$$\text{Potensial oksidasi} = - \text{potensial reduksi (reaksi kebalikannya)}$$

Ini artinya hanya diperlukan nilai potensial oksidasi. Berdasarkan kesepakatan nilai potensial yang diukur melalui percobaan laboratorium adalah potensial reduksi, yang dilambangkan dengan E.

Perhatikan sel seng-tembaga seperti telah dibahas diatas.



Setengah reaksinya adalah;



Potensial elektroda seng ( $E_{\text{Zn}}$ ) yang berhubungan dengan setengah reaksi oksidasi berikut :  $\text{Zn}_{(s)} \longrightarrow \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-}$  adalah  $E = E_{\text{Zn}}$  maka nilai  $- E_{\text{Zn}}$  merupakan potensial kebalikannya, yaitu potensial setengah – reaksi reduksi :  $\text{Zn}_{(s)} \longrightarrow \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-}$ . Demikian pula untuk potensial elektroda tembaga.

DGL merupakan jumlah potensial dari setengah reaksi reduksi dan setengah reaksi oksidasi. Untuk sel system Zn-Cu jumlah potensial reduksi (elektroda tembaga) dan potensial oksidasi (elektroda seng) ditulis sebagai:

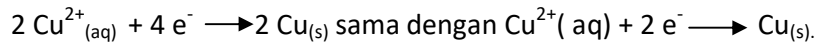
$$E_{\text{sel}} = E_{\text{Cu}} + (- E_{\text{Zn}}) = E_{\text{Cu}} - E_{\text{Zn}}.$$

Dengan kata lain DGL , sel sama dengan selisih kedua potensial elektroda.

Berdasarkan uraian di atas, disimpulkan bahwa potensial elektroda merupakan potensial listrik pada elektroda, dan DGL merupakan selisih potensial kedua elektrodanya, yaitu potensial katoda dikurangi potensial anoda.

$$E_{\text{sel}} = E_{\text{katoda}} - E_{\text{anoda}}.$$

Potensial elektroda merupakan sifat intensif artinya nilai potensial elektroda tidak bergantung pada kuantitas spesi yang terlibat dalam reaksi. Jadi potensial elektroda reduksi untuk dua mol tembaga sama dengan potensial reduksi untuk satu mol tembaga;



### 1. Potensial Elektroda Standar

DGL sel bergantung pada suhu reaksi dalam sel. Artinya jika suhu berubah maka nilai DGL juga ikut berubah, oleh karena itu untuk memperoleh nilai potensial elektroda yang baku perlu ditetapkan **kondisi standar**, yaitu nilai potensial sel yang diukur pada **suhu 25°C**. Jika melibatkan gas maka keadaan standar ditetapkan **pada 1 atm dan konsentrasi larutannya 1,0 M**. selain itu reaksi oksidasi selalu melibatkan reaksi reduksi sehingga tidak mungkin mengukur potensial elektroda tunggal (potensial reduksi saja atau oksidasi saja) akibatnya nilai mutlak potensial suatu elektroda tidak dapat diukur. Oleh karena itu nilai potensial elektroda standar yang dapat diukur adalah nilai nilai potensial elektroda relatif, yakni dibandingkan dengan suatu potensial elektroda yang ditetapkan sebagai standar atau rujukan dan diukur pada kondisi standar.

Untuk mengukur potensial elektroda standar dilakukan dengan cara menetapkan salah satu elektroda sebagai standard dan diukur pada kondisi standar. Pekerjaan ini dilakukan dengan cara mengukur DGL sel yang disusun dari suatu elektroda rujukan yang disepakati yaitu potensial elektroda **hidrogen**, dan nilai potensialnya ditetapkan sama dengan nol.

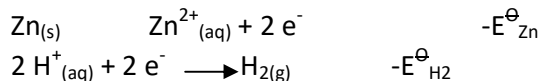
**Potensial elektroda hidrogen dinyatakan standar jika konsentrasi H<sup>+</sup> 1M dan tekanan gas H<sub>2</sub> 1 atm yang dioperasikan pada suhu 25°C.**

Contoh

Misalnya potensial elektroda seng. Elektroda seng (logam seng dicelupkan kedalam larutan larutan Zn<sup>2+</sup> 1,0 M) dihubungkan dengan dengan elektroda hidrogen standar dan dioperasikan pada 25°C, kemudian DGL sel diukur dengan volt meter. Nilai DGL sel terukur misalnya 0,76 V. Nilai tersebut merupakan nilai gabungan potensial reduksi dan potensial oksidasi yakni

$$E_{\text{sel}} = E_{\text{katoda}} - E_{\text{anoda}} = 0,76 \text{ V}.$$

Oleh karena seng lebih mudah dioksidasi dibandingkan gas H<sub>2</sub>, maka dalam sel tersebut terjadi oksidasi Zn dan reduksi ion H<sup>+</sup>. Kedua setengah reaksi sel dapat ditulis sebagai berikut;



Reaksi oksidasi Zn berlangsung di anoda dan reduksi H<sup>+</sup> di katoda. Dengan demikian, nilai potensial sel dapat ditulis sebagai berikut.

$$-E^{\ominus}_{\text{sel}} = -E^{\ominus}_{\text{H}_2} - E^{\ominus}_{\text{Zn}}$$

Dengan memasukan nilai 0,76 V untuk DGL sel dan 0,0 untuk potensial elektroda hydrogen standar, maka diperoleh nilai  $-E^{\ominus}_{\text{Zn}} = -0,76 \text{ V}$ .

Dengan prosedur seperti itu akan diperoleh nilai potensial elektroda standar berbagai zat. Hasil pengukuran potensial elektroda standar disajikan pada tabel yang menunjukkan data potensial reduksi standar berbagai zat pada 25<sup>0</sup>C.

Setengah reaksi reduksi ( katoda )	Potensial Standar $E_{sel}^{\ominus}$ ( volt)
$Li^{+}_{(aq)} + e^{-} \rightleftharpoons Li_{(s)}$	-3,045
$K^{+}_{(aq)} + e^{-} \rightleftharpoons K_{(s)}$	-2,925
$Ba^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-} \rightleftharpoons Ba_{(s)}$	-2,906
$Sr^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-} \rightleftharpoons Sr_{(s)}$	-2,888
$Ca^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-} \rightleftharpoons Ca_{(s)}$	-2,866
$Na^{+}_{(aq)} + e^{-} \rightleftharpoons Na_{(s)}$	-2,714
$Mg^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-} \rightleftharpoons Mg_{(s)}$	-2,363
$H_{2(g)} + 2 e^{-} \rightleftharpoons 2H^{-}$	-2,25
$Al^{3+}_{(aq)} + 3 e^{-} \rightleftharpoons Al_{(s)}$	-1,662
$Mn^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-} \rightleftharpoons Mn_{(s)}$	-1,185
$Zn^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-} \rightleftharpoons Zn_{(s)}$	-0,763
$Cr^{3+}_{(aq)} + 3 e^{-} \rightleftharpoons Cr_{(s)}$	-0,744
$Fe^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-} \rightleftharpoons Fe_{(s)}$	-0,440
$Cr^{3+}_{(aq)} + e^{-} \rightleftharpoons Cr^{2+}_{(s)}$	-0,408
$Cd^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-} \rightleftharpoons Cd_{(s)}$	-0,403
$Ni^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-} \rightleftharpoons Ni_{(s)}$	-0,250
$Sn^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-} \rightleftharpoons Sn_{(s)}$	-0,136
$Pb^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-} \rightleftharpoons Pb_{(s)}$	-0,126

Setengah reaksi reduksi ( katoda )	Potensial Standar $E_{sel}^{\ominus}$ ( volt)
$2 H^{+} + 2 e^{-} \rightleftharpoons H_{2(g)}$	0,000

Setengah reaksi reduksi ( katoda )	Potensial Standar $E_{sel}^{\ominus}$ ( volt)
$Sn^{4+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightleftharpoons Sn^{2+}_{(aq)}$	0,15
$Cu^{2+}_{(aq)} + e^{-} \rightleftharpoons Cu_{(aq)}$	0,153
$Fe^{3+}_{(aq)} + 1e^{-} \rightleftharpoons Fe^{2+}_{(aq)}$	0,771
$Hg_{2}^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightleftharpoons 2 Hg_{(aq)}$	0,788
$Ag^{+}_{(aq)} + e^{-} \rightleftharpoons Ag_{(s)}$	0,799
$Pd^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightleftharpoons Pd_{(s)}$	0,987
$PbSO_{4(s)} + 2e^{-} \rightleftharpoons Pb_{(s)} + SO_{4}^{2-}$	-0,359
$PbCl_{2(s)} + 3e^{-} \rightleftharpoons Pb_{(s)} + 2 Cl^{-}$	-0,268
$S_{(s)} + 2H^{+} + 2e^{-} \rightleftharpoons H_{2}S_{(aq)}$	0,142
$Sb_{2}O_{3(s)} + 6H^{+} + 6e^{-} \rightleftharpoons 2 Sb_{(s)} + 3H_{2}O_{(aq)}$	0,152
$SO_{4}^{2-}_{(aq)} + 4H^{+} \rightleftharpoons H_{2}SO_{3(aq)} + H_{2}O_{(aq)}$	0,172
$AgCl_{(s)} + e^{-} \rightleftharpoons Ag_{(s)} + Cl^{-}$	0,222
$SO_{4}^{2-}_{(aq)} + 8H^{+} + 6e^{-} \rightleftharpoons S_{(s)} + 4 H_{2}O_{(aq)}$	0,357
$H_{2}SO_{3(aq)} + 4H^{+} + 4e^{-} \rightleftharpoons S_{(s)} + 3 H_{2}O_{(aq)}$	0,450
$I_{2(s)} + 2e^{-} \rightleftharpoons 2 I^{-}_{(s)}$	0,536
$MnO^{-}_{(aq)} + e^{-} \rightleftharpoons MnO_{4}^{2-}$	0,564



Setengah reaksi reduksi ( katoda )	Potensial Standar $E^{\ominus}_{\text{sel}}$ ( volt)
$\text{O}_{2(\text{g})} + 2 \text{H}^{+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})}$	0,682
$2 \text{NO}_3^{-} + 4 \text{H}^{+} + 2 \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_{4(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{aq})}$	0,803
$\text{NO}_3^{-} + 3 \text{H}^{+} + 2 \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{HNO}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{aq})}$	0,94
$\text{NO}_3^{-} + 4 \text{H}^{+} + 3 \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{NO}_{(\text{g})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{aq})}$	0,96
$\text{Br}_{2(\text{aq})} + 2 \text{e}^{-} \rightleftharpoons 2 \text{Br}^{-}$	1,065
$\text{ClO}_4^{-} + 2 \text{H}^{+} + 2 \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{ClO}_{3(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{aq})}$	1,19
$\text{Cl}_{2(\text{g})} + 2 \text{e}^{-} \rightleftharpoons 2\text{Cl}^{-}$	1,36
$2\text{IO}_3^{-} + 12 \text{H}^{+} + 10 \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{I}_{2(\text{s})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{aq})}$	1,195
$\text{F}_{2(\text{g})} + 2 \text{e}^{-} \rightleftharpoons 2 \text{F}^{-}_{(\text{aq})}$	2,87

### Contoh

- a) Urutkan oksidator berikut menurut kekuatannya pada keadaan standar  $\text{Cl}_{2(\text{g})}$ ,  $\text{F}_{2(\text{g})}$ ,  $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$ .
- b) Urutkan reduktor berikut menurut kekuatannya pada keadaan standar  $\text{H}_{2(\text{g})}$ ,  $\text{Al}_{(\text{s})}$ ,  $\text{Cu}_{(\text{s})}$ .

### Penyelesaian

- a) Prosedur sederhana adalah membaca tabel potensial elektroda, urutkan dari bawah ke atas.
- $$\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + 1 \text{e}^{-} \longrightarrow \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} \quad E^{\ominus} 0,771 \text{V}$$
- $$\text{Cl}_{2(\text{g})} + 2 \text{e}^{-} \longrightarrow 2\text{Cl}^{-} \quad E^{\ominus} 1,36 \text{V}$$
- $$\text{F}_{2(\text{g})} + 2 \text{e}^{-} \longrightarrow 2 \text{F}^{-}_{(\text{aq})} \quad E^{\ominus} 2,87 \text{V}$$
- b) Sama seperti di atas baca dari tabel
- $$\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})} + 3 \text{e}^{-} \longrightarrow \text{Al}_{(\text{s})} \quad E^{\ominus} -1,66 \text{V}$$
- $$2 \text{H}^{+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^{-} \longrightarrow \text{H}_{2(\text{g})} \quad E^{\ominus} 0,000 \text{V}$$
- $$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^{-} \longrightarrow \text{Cu}_{(\text{s})} \quad E^{\ominus} 0,34 \text{V}$$

## 2. Manfaat potensial Elektroda.

- Membandingkan kekuatan relative oksidator dan reduktor seperti contoh diatas.
- Menghitung DGL

DGL selisih aljabar antara dua potensial elektroda

**DGL standar suatu sel= potensial elektroda standar dari elektroda kanan ( elektroda positif = katoda) kurang potensial elektroda standar dari elektroda kiri ( elektroda negatif = anoda )**

### Contoh,

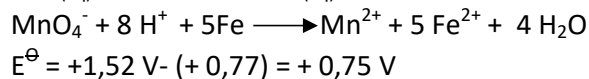
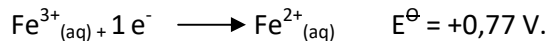
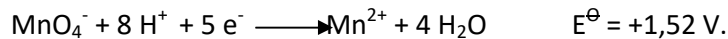
$$\begin{aligned} \text{Zn}_{(s)} | \text{Zn}^{2+}_{(aq)} || \text{Cu}^{2+}_{(aq)} | \text{Cu}_{(s)} \\ E^{\ominus}_{\text{sel}} &= E^{\ominus} \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} - E^{\ominus} \text{Zn}^{2+}/\text{zn} \\ &= E^{\ominus}_{\text{kanan}} - E^{\ominus}_{\text{kiri}} \\ &= E^{\ominus}_{\text{katoda}} - E^{\ominus}_{\text{anoda}} \\ &= E^{\ominus}_{+} - E^{\ominus}_{-} \\ &= 0,34 - (-0,76) = 1,10 \text{ V} \end{aligned}$$

- Meramalkan apakah suatu reaksi berlangsung atau tidak

$$\Delta G = -nFE$$

Suatu reaksi berlangsung spontan jika  $\Delta G < 0$  atau  $E > 0$

### Contoh.

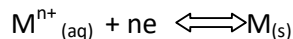


$$E^{\ominus} = +1,52 \text{ V} - (+0,77) = +0,75 \text{ V}$$

Oleh karena harga  $E^{\ominus}$  positif reaksi berlangsung spontan.

## 3. Pengaruh Konsentrasi dan suhu pada Nilai Potensial.

- konsentrasi*



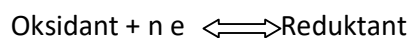
Jika konsentrasi  $\text{M}^{n+}$  bertambah kesetimbangan akan bergeser ke kiri. Oleh karena itu potensial elektroda menjadi makin positif (berkurang negatif). Jika konsentrasi ion logam berkurang, potensial elektroda berkurang positif.

- Suhu*

Potensial elektroda makin positif, jika suhu bertambah dan sebaliknya.

Pengaruh konsentrasi dan suhu pada potensial elektroda ditunjukkan oleh **Persamaan**

### Nernst.



$$E = E^{\ominus} - \frac{RT}{nF} \ln \frac{\text{Oksidant}}{\text{Reduktant}}$$

Dengan  $E$  = potensial elektroda dalam V.

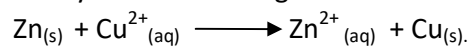
$E^{\ominus}$  = potensial elektroda standar dalam V.

$R$  = tetapan gas ( $8,314 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ ).

T = suhu dalam K.

F = tetapan Faraday (96500 coloumb).

Misalnya untuk sel dengan reaksi



$$E = E^{\ominus} - \ln \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

Kadang-kadang ditulis

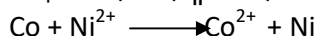
$$E = E^{\ominus} + \ln \frac{\text{Oksidant}}{\text{Reduktan}}$$

## F. DGL SEL DAN PERSAMAAN NERNST.

DGL standar untuk suatu sel sama dengan potensial elektroda standar *elektroda kanan* dikurangi dengan potensial elektroda standar *elektroda kiri*.

$$E^{\ominus}_{\text{sel}} = E^{\ominus}_{\text{elektroda kanan}} - E^{\ominus}_{\text{elektroda kiri}}$$

Contoh



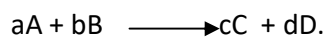
$$E^{\ominus} = E^{\ominus}_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} - E^{\ominus}_{\text{Co}^{2+}/\text{Co}}$$

$$= -0,250 + 0,277$$

$$= + 0,027 \text{ V}.$$

Persamaan Nernst

Untuk reaksi redoks dengan persamaan umum.



Persamaan Nernst

$$E_{\text{sel}} = E^{\ominus} - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{C}^c][\text{D}^d]}{[\text{A}^a][\text{B}^b]}$$

$$E_{\text{sel}} = E^{\ominus} - \frac{2,303RT}{F} \log \frac{[\text{C}^c][\text{D}^d]}{[\text{A}^a][\text{B}^b]}$$

Pada 298 K

$$\frac{2,303RT}{F} = \frac{2,303 \times 8,314 \times 298}{96500} = 0,0591 \text{ V}.$$

$$E_{sel} = E^{\ominus} - \log$$

Contoh.

Hitung DGL sel dibawah ini pada suhu 25<sup>0</sup>C



Jika tekanan gas hidrogen 1 atm dan konsentrasi HCl a) 0,1M. b) 0,01 M dan c) 0,001M

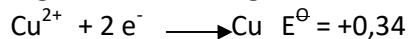
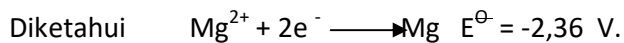
Penyelesaian

$$E_{sel} = E^{\ominus} - \frac{2,303RT}{F} \log \frac{[\text{HCl}]}{[P_{\text{H}_2}^{0.5}]}$$

$$E = 0,223 - 0,059 \log [\text{HCl}]$$

Konsentrasi [ HCl]	E <sup>⊖</sup>
0,1M	0,282
0,01M	0,341.
0,001M	0,400

Contoh

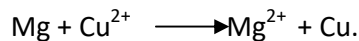


Hitung DGL sel pada 25<sup>0</sup>C jika [Mg<sup>2+</sup>] = 10<sup>-2</sup>M dan [Cu<sup>2+</sup>] = 10<sup>-3</sup>M

Penyelesaian

$$\begin{aligned} E_{sel} &= E^{\ominus}_{\text{kanan}} - E^{\ominus}_{\text{kiri}} \\ &= +0,34 - (-2,36) = +2,70 \text{ V.} \end{aligned}$$

Reaksi Sel



$$E_{sel} = E^{\ominus} - \frac{0,0591}{2} \log \frac{[\text{Mg}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

$$E_{sel} = +2,70 - \frac{0,0591}{2} \log \frac{[10^{-2}]}{[10^{-3}]}$$

$$= +2,70 - \log 10$$

$$= +2,70 - 0,03 = +2,67 \text{ V.}$$

Dengan cara menghitung potensial dari masing masing elektroda kemudian menggunakan rumus  $E_{sel} = E^{\ominus}_{\text{kanan}} - E^{\ominus}_{\text{kiri}}$

## G. PENGUKURAN PH

Salah satu penggunaan terpenting dari sel volta adalah penentuan pH larutan, meskipun elektroda standar untuk pengukuran pH adalah elektroda hidrogen, namun

elektroda ini tidak praktis. Pada umumnya orang menggunakan elektroda kaca. Elektroda kaca ini terdiri dari kaca berbentuk bola yang mengandung HCl 0,1 M dan didalamnya terdapat elektroda perak/ perak klorida.

Gambar

Elektroda ini dicelupkan kedalam larutan yang akan diukur pH nya . Jika dihubungkan dengan elektroda kalomel maka akan diperoleh diagram berikut

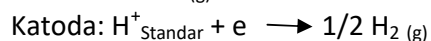
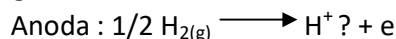
Ag , AgCl | HCl ( 0,1M) | gelas | larutan || Elektroda<sup>+</sup>kalomel.

Potensial dari elektroda gelas bergantung pada pH larutan

$$E_{gelas} = E_{gelas}^{\ominus} + 2,303/F \text{ pH}$$

Elektroda Hidrogen.

Potensial elektroda bergantung pada pH larutan. Jika larutan sel konsentrasi menggunakan salah astu elektroda adalah elektroda standard an yang lainnya bukan standar, sedang elektroda standard adalah katoda maka

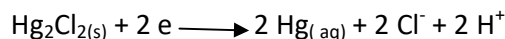


**Menurut Persamaan Nernst pada 25<sup>o</sup> C nilai potensialnya  $E_{sel}^{\ominus} - 0,059 \log [\text{H}^+]$**

$$E_{sel} = 0,059 \text{ pH atau } \text{pH} = \frac{E_{sel}}{0,059}$$

Contoh

Suatu elektroda elektroda hydrogen dengan P (H<sub>2</sub>) = 1 atm dihubungkan dengan elektroda kalomel standart yang setengah reaksinya.



Jika DGL sel 0,800 V hitung pH larutan

$$E_{sel}^{\ominus} = 0,242 \text{ V.}$$

$$E_{sel} = E_{sel}^{\ominus} + 0,059 \text{ pH}$$

$$0,800 = 0,242 + 0,059 \text{ pH.}$$

$$\text{pH} = \frac{0,800 - 0,242}{0,059} = 9,5.$$

$$0,059$$

## Ringkasan

Mata kuliah ini dimaksudkan untuk memberikan pemahaman tentang Elektrokimia dan Termodinamika:

1. Semua reaksi kimia yang disebabkan oleh energi listrik serta reaksi kimia yang menghasilkan energi listrik dipelajari dalam bidang elektrokimia
2. Suatu sel volta terdiri dari dua setengah-reaksi yang dipisahkan secara fisik
3. Suatu sel elektrokimia dapat dinyatakan dengan notasi tertentu (notasi sel Volta)
4. Untuk menggerakkan elektron agar mengalir melalui rangkaian luar menghasilkan aliran listrik atau menggerakkan ion-ion di dalam larutan menuju elektroda diperlukan kerja
5. Daya Gerak Listrik (DGL) sel adalah ukuran gaya dorong reaksi kimia dalam sel

6. DGL standar untuk suatu sel sama dengan potensial elektroda standar *elektroda kanan* dikurangi dengan potensial elektroda standar *elektroda kiri*.
7. Salah satu penggunaan terpenting dari sel volta adalah untuk penentuan pH larutan

## Tes 1

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

- 1) Dari data dibawah ini
 

$\text{Mn}^{2+} + 2 e^- \longrightarrow \text{Mn.}$	$E^\ominus = -1,18 \text{ V}$
$\text{MnO}_4^- + 8 \text{ H}^+ + 5 e^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{ H}_2\text{O}$	$E^\ominus = +1,51 \text{ V.}$

Maka harga  $E^\ominus$  dari reaksi  $\text{MnO}_4^- + 8 \text{ H}^+ + 7 e^- \longrightarrow \text{Mn} + 4 \text{ H}_2\text{O}$

  - A. -0,33 Volt.
  - B. -0,20 Volt.
  - C. +0,33 Volt
  - D. +0,74 Volt
  - E. -0,74 Volt.
  
- 2) DGL dari sel manakah yang mempunyai harga - 1,59 V pada suhu 25<sup>0</sup>C apabila diketahui
 

$\text{Ag}^+ + e = \text{Ag}$	$E^\ominus = +0,80 \text{ V}$
$\text{Zn}^{2+} + 2 e = \text{Zn}$	$E^\ominus = -0,76 \text{ V}$

Adalah

  - A.  $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} (a=1) || \text{Ag}^+ (a=1) | 1\text{Ag}$
  - B.  $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} (a=0) || \text{Ag}^+ (a=0,1) | 1\text{Ag}$
  - C.  $\text{Ag} | \text{Ag}^+ (a=0,1) | \text{Zn}^{2+} (a=1) | \text{Zn.}$
  - D.  $\text{Ag} | \text{Ag}^+ (a=0,1) || \text{Zn}^{2+} (a=0,1) | \text{Zn.}$
  - E.  $\text{Ag} | \text{Ag}^+ (a=1) || \text{Zn}^{2+} (a=0,1) | \text{Zn.}$
  
- 3) Berdasarkan data:
 

$\text{Ni}^{2+} + 2e = \text{Ni}$	$E^\ominus = -0,25 \text{ V}$
$\text{Cu}^{2+} + 2 e = \text{Cu}$	$E^\ominus = +0,34 \text{ V}$

Maka, reaksi spontan apabila memiliki susunan sel sebagai berikut:

  - A.  $\text{Ni} | \text{Ni}^{2+} (a=1) || \text{Cu}^{2+} (a=1) | \text{Cu.}$
  - B.  $\text{Cu} | \text{Ni}^{2+} (a=1) || \text{Cu}^{2+} (a=1) | \text{Ni.}$
  - C.  $\text{Cu} | \text{Cu}^{2+} (a=1) || \text{Ni}^{2+} (a=1) | \text{Ni.}$
  - D.  $\text{Ni} | \text{Ni}^{2+} (a=1) || \text{Cu}^{2+} (a=1) | \text{Cu.}$
  - E.  $\text{Ni} | \text{Cu}^{2+} (a=1) || \text{Ni}^{2+} (a=1) | \text{Cu.}$
  
- 4) Potensial elektroda dari setengah sel yang terdiri dari kawat tembaga dan elektrolit  $\text{CuSO}_4$  10<sup>-4</sup>M pada suhu 25<sup>0</sup>C adalah:
  - A. -0,22 volt.
  - B. +0,22 volt.

- C. 0,46 volt.  
 D. -0,46 volt  
 E. 0,34volt.
- 5) Jika notasi (simbol) suatu sel dapat dilukiskan sebagai berikut:  
 $\text{Hg} | \text{Hg}_2\text{Cl}_2 | \text{KCl}(1\text{M}) || \text{Fe}^{3+} (1\text{M}) | \text{Fe}^{2+} (1\text{M}) | \text{Pt}$ .  
 Maka persamaan reaksi dari sel tersebut adalah;  
 A.  $\text{Hg} + \text{Fe}^{2+} \longrightarrow 1/2 \text{HgCl}_2 + \text{Fe}^{3+}$ .  
 B.  $\text{Hg} + \text{Cl}^- + \text{Fe}^{3+} \longrightarrow 1/2 \text{Hg}_2\text{Cl}_2 + \text{Fe}^{2+}$   
 C.  $\text{Hg} + 2 \text{Cl}^- + \text{Fe}^{2+} \longrightarrow \text{HgCl}_2 + 2 \text{Fe}^{3+}$ .  
 D.  $1/2 \text{Hg}_2\text{Cl}_2 + \text{Fe}^{3+} \longrightarrow \text{Hg} + \text{Cl}^- + \text{Fe}^{2+}$ .  
 E.  $\text{HgCl}_2 + 2\text{Fe}^{3+} \longrightarrow \text{Hg} + 2\text{Cl}^- + \text{Fe}^{2+}$ .
- 6) Diketahui :  $\text{Mg}^{2+} + 2 e \longrightarrow \text{Mg} \quad E^\ominus = -0,236 \text{ V}$   
 $\text{Cu}^{2+} + 2 e \longrightarrow \text{Cu} \quad E^\ominus = +0,34 \text{ V}$   
 Hitung DGL sel volta/ galvani pada suhu 25°C yang terdiri dari elektroda  $\text{Mg} | \text{Mg}^{2+}$  dan  $\text{Cu} | \text{Cu}^{2+}$  dengan  $[\text{Mg}^{2+}] = 1 \times 10^{-3} \text{ M}$  dan  $[\text{Cu}^{2+}] 0,1 \text{ M}$   
 A. 2,76 V  
 B. 2,73 V.  
 C. 2,70 V  
 D. 2,67 V.  
 E. 2,64 V.
- 7) Dari data di bawah ini  
 $\text{I}_2 + 2 e \rightleftharpoons 2 \text{I}^- \quad E^\ominus = +0,535 \text{ V}$   
 $\text{Mn}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Mn} \quad E^\ominus = -0,1,029 \text{ V}$   
 $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 e \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O} \quad E^\ominus = +1,49 \text{ V}$   
 Maka  $E^\ominus$  untuk reaksi:  $\text{MnO}_4^- + 14 \text{I}^- + 16 \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Mn} + 7 \text{I}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$  adalah  
 A. 1,985 V.  
 B. 1,564.  
 C. 0,956 V.  
 D. 0,236V.  
 E. 0,073V.
- 8) Jika satu mol  $\text{Cl}_2$  dioksidasi menjadi  $\text{ClO}_3^-$ , maka jumlah Faraday yang diperlukan pada proses ini adalah:  
 A. 1.  
 B. 3.  
 C. 5.

- D. 7.  
E. 10.
- 9) Untuk sel volta  $\text{Mg} | \text{Mg}^{2+} || \text{Ag}^+ | \text{Ag}$   $E^\ominus \text{Mg}^{2+} | \text{Mg} = -2,87\text{V}$   
 Jika Mg yang habis bereaksi = 2,4 gr ( $A_r \text{Mg} = 24$ )  $E^\ominus \text{Ag}^+ | \text{Ag} = +0,80\text{V}$   
 Maka  $\Delta G^\ominus$  yang didapatkan dari reaksi tersebut adalah  
 A. 70,831 joule  
 B. 141,662 joule  
 C. 282,324 joule  
 D. 354,155 joule  
 E. 423,986 joule
- 10) pH suatu larutan diukur dengan menggunakan elektroda standart hidrogen dan elektroda kalomel jenuh dengan susunan sebagai berikut:  
 $\text{Pt} | \text{H}_2(1 \text{ atm}) | \text{H}^+(?) || \text{Cl}^-(\text{jenuh}) | \text{Hg}_2\text{Cl}_2 | \text{Hg}$ . Jika DGL sel ini pada  $25^\circ\text{C} = 0,48$  dan  $E^\ominus$  kalomel = 0,24 V maka pH larutan adalah:  
 A. 7,04.  
 B. 4,07.  
 C. 3,84.  
 D. 2,02.  
 E. 1,54.
- 11) Diketahui :  $\text{Cu}^{2+}$   
 $\text{Cu}^{2+} + 2 e \rightleftharpoons \text{Cu} \quad E^\ominus = +0,535 \text{ V}$   
 $\text{Ag}^+ + e \rightleftharpoons \text{Ag} \quad E^\ominus = +0,535 \text{ V}$   
 Reaksi :  $2 \text{Ag}^+ + \text{Cu} \longrightarrow 2 \text{Ag} + \text{Cu}^{2+}$   
 A. 219 kJ  
 B. 89, 17.  
 C. + 89 kJ.  
 D. + 219 kJ.  
 E. + 44580 kJ.
- 12) Pada  $25^\circ\text{C}$ , potensial elektroda hydrogen dengan tekanan gas  $\text{H}_2 = 1 \text{ atm}$ , dan larutan asamnya mempunyai pH = 3, 0 adalah.  
 A. 0,00V.  
 B. -0,177.  
 C. -0,001V.  
 D. 0,001V.  
 E. 0,177 V.



- 13) Berapa Faraday yang diperlukan untuk mengubah 1 mol  $\text{PbSO}_4$  menjadi  $\text{PbO}_2$  dalam suatu aki.
- 1/14 F.
  - 1/2 F.
  - 1F.
  - 2 F.
  - 4F.
- 14) Sel Volta (galvani) adalah sel yang terdiri atas dua buah setengah sel. Di bawah ini diberikan lima buah setengah reaksi, masing-masing dengan potensial standarnya, yang dapat dikombinasikan menjadi sel volta setengah sel yang tidak mungkin berfungsi sebagai katoda adalah:
- $\text{Li}^+ + e = \text{Li}$   $E^\ominus = -3,04 \text{ V}$
  - $\text{F}_2 + 2 e = 2 \text{ F}^-$   $E^\ominus = +2,87 \text{ V}$
  - $\text{HO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = 2 \text{ OH}^-$   $E^\ominus = +0,88 \text{ V}$
  - $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2 e = \text{Fe} + 2 \text{ OH}^-$   $E^\ominus = -0,88 \text{ V}$
  - $2\text{H}_3\text{O}^+ + 2e = \text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$   $E^\ominus = 0,00 \text{ V}$
- 15) Suatu sel volta terdiri atas elektroda  $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}$  ( $a=1$ ) dan elektroda  $\text{Cr}|\text{Cr}^{3+}$  ( $a = 10^{-4}$ ),  $E^\ominus \text{Zn}^{2+}|\text{Zn} = -0,76 \text{ V}$ ,  $E^\ominus \text{Cr}^{2+}|\text{Cr} = -0,74 \text{ V}$   
Maka
- Reaksi sel adalah  $3 \text{ Zn}^{2+} + 2 \text{ Cr} \rightarrow 2 \text{ Cr}^{3+} + 3 \text{ Zn}$ .
  - Reaksi sel adalah  $2 \text{ Cr}^{3+} + 3 \text{ Zn} \rightarrow 2\text{Cr} + 3 \text{ Zn}^{2+}$
  - Elektroda Zn adalah anoda.
  - DGL sel adalah  $-0,02\text{V}$ .
  - DGL sel adalah  $+ 0,02\text{V}$ .
- 16) Potensial elektroda hydrogen dalam air murni pada  $25^\circ\text{C}$  ( $K_w \text{ air} = 10^{-14}$ ) dengan tekanan hydrogen 1 atm adalah.
- $-0,84 \text{ volt}$ .
  - $-0,42 \text{ volt}$ .
  - $-0,21 \text{ volt}$ .
  - $0,00 \text{ volt}$ .
  - $+ 0,42 \text{ volt}$ .
- 17) Daya Gerak Listrik dari sel manakah yang mempunyai harga  $- 1,50\text{V}$  pada temperatur  $25^\circ\text{C}$ .
- $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}(a=1) \parallel \text{Ag}^+(a=1) | \text{Ag}$ .
  - $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}(a=0,1) \parallel \text{Ag}^+(a=0,1) | \text{Ag}$ .
  - $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}(a=1) \parallel \text{Ag}^+(a=0,1) | \text{Ag}$ .

- D.  $\text{Ag} | \text{Ag}^+ (a=0,1) || \text{Zn}^{2+} (a=1) | \text{Zn}$ .
- E.  $\text{Ag} | \text{Ag}^+ (a=1) || \text{Zn}^{2+} (a=1) | \text{Zn}$ .
- 18) Pada reaksi redoks  
Setengah –reaksi oksidasi ialah.  
 $\text{FeCl}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \longrightarrow \text{FeCl}_3 + \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ .  
Setelah-reaksi oksidasi ialah
- A.  $\text{Fe}^{2+} \longrightarrow \text{Fe}^+ + \text{e}$ .
- B.  $\text{Cl}^- \longrightarrow 1/2 + \text{e}$
- C.  $2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6\text{e}$ .
- D.  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ \longrightarrow 6 \text{e} + 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$ .
- E.  $\text{Fe}^{3+} + \text{e} \longrightarrow \text{Fe}^{2+}$
- 19) Tetapan kesetimbangan K dari reaksi ion.  
Dapat dihitung dengan ungkapan  $RT \ln K = nFE$ , dimana untuk reaksi di atas harga n adalah;
- A. 1.
- B. 2.
- C. 3.
- D. 4.
- E. 5.
- 20) Dalam reduksi sempurna dari 3 mol  $\text{Cu}^{2+}$  dan 2 mol Al, berdasarkan reaksi  
 $2 \text{Al} + 3 \text{Cu}^{2+} \longrightarrow 3 \text{Cu} + 2 \text{Al}^{3+}$   
Energi bebas yang dilepaskan, pada keadaan standard, adalah:1158 kJ. Berdasarkan ini maka  $E^\ominus$  dari sel:  $\text{Al} | \text{Al}^{3+} (a=1) || \text{Cu}^{2+} (a=1) | \text{Cu}$ . Adalah
- A. -1,00V.
- B. + 1,00 V.
- C. + 4,00 V.
- D. + 2,00 V.
- E. + 3,00V

## Topik 2 Termodinamika

### A. RUANG LINGKUP

Termodinamika kimia atau energetika kimia adalah ilmu yang mempelajari perubahan energi yang terjadi dalam proses atau reaksi. Studi ini mencakup dua aspek penting yaitu:

1. Penentuan / perhitungan kalor reaksi.
2. Studi tentang arah proses dan sifat-sifat sistem dalam kesetimbangan.

### B. BEBERAPA PENGERTIAN DASAR DAN KONSEP.

1. *Sistem* adalah sejumlah zat atau campuran zat-zat yang dipelajari sifat-sifat dan perilakunya. Segala sesuatu diluar sistem disebut *lingkungan*. Suatu sistem terpisah dari lingkungannya dengan batas-batas tertentu yang dapat nyata atau tidak nyata. Antara sistem dan lingkungan dapat terjadi pertukaran energi dan materi . Berdasarkan pertukaran ini dapat dibedakan tiga jenis sistem.

- a. ***Sistem tersekat*** yang dengan lingkungannya tidak dapat mempertukarkan baik energi maupun materi. Sistem jenis ini mempunyai energi tetap.
- b. ***Sistem tertutup***. Yang dengan lingkungannya hanya dapat mempertukarkan energi.
- c. ***Sistem terbuka*** yang dengan lingkungannya dapat mempertukarkan baik energi maupun materi. Komposisi suatu sistem terbuka tidak tetap.

Contoh

Sejumlah zat dalam wadah terbuka: Suatu sistem reaksi dalam wadah tertutup merupakan sistem terbuka( mengapa?).

2. Keadaan sistem dan fungsi keadaan.  
Keadaan sistem ditentukan oleh sejumlah parameter atau variabel, misalnya suhu,tekanan,volume, massa dan konsentrasi .

Variabel sistem dapat bersifat intensif artinya tidak bergantung pada ukuran sistem ( tekanan , suhu, massa jenis, dan sebagainya). Setiap besaran atau variabel yang hanya bergantung pada bagaimana keadaan itu tercapai, disebut fungsi keadaan. Fungsi keadaan misalnya, suhu, tekanan, volume, energi dalam entropi. Diferensial dari setiap fungsi keadaan merupakan diferensial total. Beberapa sifat penting diferensial total adalah sebagai berikut.

Jika dX adalah diferensial total maka:

$$\int dX = X_2 - X_1 \quad (2.1)$$

$$\oint dX = 0 \quad (2.2).$$

Jika  $dX = Mdy + N dz$  dimana M dan N fungsi dari y dan z maka akan berlaku

$$\left( \frac{\partial M}{\partial z} \right)_y = \left( \frac{\partial N}{\partial y} \right)_z \quad (2,3).$$

Suatu sistem dapat mengalami perubahan keadaan dari keadaan awal tertentu ke keadaan akhir tertentu melalui proses. Suatu proses dapat bersifat *reversibel* atau tidak *reversibel*.

Dalam termodinamika, proses reversibel adalah proses yang harus memenuhi dua persyaratan:

- a. Proses itu dapat dibalikkan arahnya, sehingga setiap keadaan antara yang telah dilalui oleh sistem akan dilaluinya kembali dalam arah yang berlawanan.
- b. Proses itu harus berlangsung sedemikian lambatnya, sehingga setiap keadaan antara yang dilalui oleh sistem secara praktis berada dalam kesetimbangan; hal ini berarti proses reversibel akan berakhir dalam waktu tidak terhingga.

Semua proses yang terjadi di alam sifatnya tidak reversibel. Suatu proses yang dapat diperlakukan reversibel, misalnya proses perubahan fasa pada titik transisi (contoh penguapan air pada suhu  $100^{\circ}\text{C}$  dan tek 1 atm).

Konsep proses reversibel adalah penting sekali karena hubungannya dengan kerja maksimum dan dalam mendefinisikan fungsi entropi. Setiap proses (volume tetap) atau adiabatic (tanpa pertukaran kalor).

### 3. Energi-dalam, Kalor dan kerja.

Keseluruhan energi potensial dan energi kinetik zat-zat yang terdapat dalam suatu sistem, disebut *energi-dalam*,  $U$ . Energi dalam merupakan fungsi keadaan, besarnya hanya bergantung pada keadaan sistem. Jika suatu sistem mengalami perubahan keadaan dari keadaan -1 (dengan energi-dalam  $U_1$ ) ke keadaan -2 (dengan energi-dalam  $U_2$ ) maka akan terjadi perubahan energi –dalam  $\Delta U$ , sebesar

$$\Delta U = U_2 - U_1 \quad (2,4)$$

Dalam hal perbahan itu sangat kecil, maka  $\Delta U$  ditulis dalam bentuk diferensial  $dU$ , dengan  $dU$  merupakan diferensial total.

Besarnya energi-dalam suatu sistem tidak diketahui, yang dapat ditentukan (melalui eksperimen atau perhitungan) adalah  $\Delta U$ . Sistem perubahan energi-dalam melalui kalor dan kerja.

*Kalor*,  $q$ , dapat diartikan sebagai energi yang dipindahkan melalui batas-batas sistem, sebagai akibat dari pada adanya perbedaan suhu antara sistem dan lingkungan. Menurut perjanjian  $q$  dihitung positif jika kalor masuk sistem, dan negatif bila kalor keluar sistem. Jumlah kalor yang dipertukarkan antar sistem dan lingkungan bergantung pada proses. Oleh karena itu  $q$  bukan merupakan fungsi keadaan dan  $dq$  bukan diferensial total (disini ditunjukkan dengan  $\delta q$ )

*Kerja*,  $w$  dapat dirumuskan sebagai setiap bentuk energi yang bukan kalor, yang dipertukarkan antara sistem dan lingkungan. Menurut perjanjian  $w$  adalah positif jika sistem menerima kerja (lingkungan melakukan kerja terhadap sistem) dan negatif jika sistem melakukan kerja terhadap lingkungan. Seperti halnya dengan kalor, maka kerja juga bukan sifat sistem, melainkan bergantung pada proses. jadi  $w$  bukan fungsi keadaan dan  $dw$  bukan diferensial total (disini ditunjukkan dengan  $\delta w$ )

Ada banyak bentuk kerja (misalnya kerja ekspansi, kerja mekanis, kerja listrik, kerja permukaan dan sebagainya.) akan tetapi pada kebanyakan reaksi kimia hanya satu yang perlu diperhatikan yaitu kerja yang berkaitan dengan perubahan volume sistem. Kerja ini yang disebut kerja *ekspansi* atau kerja *volume*, dapat dihitung dari ungkapan=  

$$\delta w = -P_t dV \quad (2.5)$$

Dengan  $P_t$  ialah tekanan terhadap sistem (tekanan luar). Jika proses berlangsung pada tekanan luar tetap, maka persamaan diatas dapat diintegrasikan

$$W = -P_t (V_2 - V_1) = -P_t \Delta V. \quad (2.6)$$

Pada persamaan di atas,  $V_1$  dan  $V_2$  berturut-turut ialah volume awal dan volume akhir sistem. Bagi proses yang berlangsung reversibel  $P_t$  dapat disamakan dengan tekanan sistem,  $p$ ; dalam hal ini

$$\delta w = -P dV \quad (2.7)$$

Pertanyaanya:

1. Mengapa ada tanda minus pada ( 2.5) atau ( 2.7)?.
2. Tunjukkan bahwa kerja pada proses reversibel merupakan kerja maksimum.

### C. HUKUM PERTAMA TERMODINAMIKA.

Jika dalam suatu perubahan keadaan, sistem menyerap sejumlah (kecil) kalor  $\delta q$  dan melakukan sejumlah (kecil) kerja  $\delta w$ , maka sistem akan mengalami perubahan energi- dalam,  $dU$ , sebesar

$$dU = \delta q + \delta w \quad (2.8).$$

Untuk perubahan besar dapat ditulis

$$\Delta U = q + w \quad (2.9)$$

Persamaan (2.8) atau (2.9) adalah bentuk matematik dari hukum pertama termodinamika. Menurut kedua ungkapan ini, energi suatu sistem dapat berubah melalui kalor dan kerja. Pada sistem tersekat,  $q = 0$  dan  $w = 0$  sehingga  $\Delta U = 0$ . Jadi sistem tersekat merupakan sistem dengan energi tetap. Jika alam semesta dianggap sebagai sistem tersekat, maka dapat dirumuskan; Energi alam semesta adalah tetap.

Jika kerja yang dapat dilakukan oleh sistem terbatas pada kerja volume (hal ini adalah benar pada kebanyakan reaksi kimia) maka ungkapan (2.8) dapat diubah menjadi

$$dU = \delta q - p_t dV \quad (2.10).$$

Pada volume tetap,  $dV = 0$  sehingga

$$dU = \delta q \quad \text{dan} \quad \Delta U = q \quad (2.11).$$

Menurut (2.11) kalor yang diserap oleh sistem yang mengalami suatu proses pada volume tetap, adalah sama dengan perubahan energi dalamnya.

## D. FUNGSI ENTALPI

Kebanyakan reaksi kimia dikerjakan pada tekanan tetap, yang sama dengan tekanan luar. Dalam hal ini persamaan (2.10) dapat ditulis

$$dU = \delta q_v - p dV. \quad (2.12).$$

Persamaan ini dapat diintegrasikan menjadi

$$U_2 - U_1 = q_p - p(V_2 - V_1).$$

Dan karena  $p_1 = p_2 = p$ , maka dapat ditulis

$$(U_2 + p_2 V_2) - (U_1 + p_1 V_1) = q_p.$$

Atau  $(U + pV)_2 - (U + pV)_1 = q_p$ .

$U$ ,  $p$  dan  $V$  adalah fungsi keadaan, jadi  $U + pV$  juga fungsi keadaan. Fungsi ini disebut entalpi,  $H$ .

$$H = U + pV \quad (2.13).$$

Jadi bagi suatu proses atau reaksi yang berlangsung pada tekanan tetap dapat ditulis

$$H_2 - H_1 = q_p \text{ atau } \Delta H = q_p \quad (2.14).$$

Berdasarkan hasil ini dapat dikatakan bahwa, kalor yang dipertukarkan antara sistem dan lingkungan, pada tekanan tetap, adalah sama dengan perubahan entalpi sistem.

## E. KAPASITAS KALOR.

Kapasitas kalor suatu sistem didefinisikan sebagai jumlah kalor yang diperlukan untuk menaikkan suhu sistem sebanyak satu derajat secara matematik

$$C = \frac{\delta q}{dT}$$

Karena  $\delta q$  bergantung pada proses, maka ada banyak macam- kapasitas kalor. Dalam kimia hanya ada dua yang penting, yaitu kapasitas kalor pada volume tetap,  $C_v$  dan kapasitas kalor pada tekanan tetap,  $C_p$ .

Kapasitas kalor pada volume tetap dapat dinyatakan sebagai

$$C_v = \delta q_v / dT = \left( \frac{\partial U}{\partial T} \right)_v \quad (2.16)$$

Dan kapasitas kalor pada tekanan tetap sebagai

$$C_p = \delta q_p / dT = \left( \frac{\partial H}{\partial T} \right)_p \quad (2.17)$$

Dapat dibuktikan bahwa untuk gas ideal berlaku

$$C_p - C_v = R \quad (2.18)$$

Dengan  $R$  ialah tetapan gas.

Pada umumnya kapasitas kalor merupakan fungsi dari suhu, secara empiris fungsi ini seringkali dinyatakan dengan bentuk

$$C_p = a + bT + cT^2 \quad (2.19)$$

Dimana a, b dan c ialah tetapan, yang bergantung pada jenis zat. Nilai tetapan ini dapat diperoleh dari buku data.

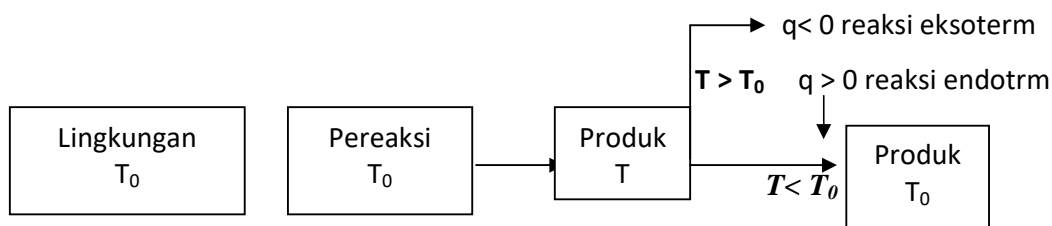
## F. APLIKASI HPT PADA SISTEM KIMIA TERMODINAMIKA.

Termokimia adalah studi tentang efek panas yang terjadi baik pada proses fisis, maupun dalam reaksi kimia. Efek panas ini yang biasanya disebut dengan kalor reaksi

ialah energi yang dipindahkan dari atau ke system (ke atau dari lingkungan), sehingga suhu hasil reaksi menjadi sama dengan suhu pereaksi.

Jika energi itu dipindahkan dari system (ke lingkungan), maka reaksi yang bersangkutan merupakan reaksi eksoterm, sedangkan jika energi dipindahkannya system (dari lingkungan), maka reaksi bersifat endoterm.

Dengan Diagram



Pertukaran kalor antara System (campuran reaksi) Dan lingkungan

Besarnya kalor reaksi bergantung pada kondisi reaksi.

Bagi reaksi pada volume tetap: kalor reaksi =  $q_v = \Delta U$ .

Bagi reaksi pada tekanan tetap: kalor reaksi =  $q_p = \Delta H$ .

Hubungan antara  $\Delta U$  dan  $\Delta H$  dapat diturunkan sebagai berikut:

$$H = U + pV.$$

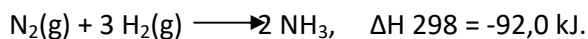
$$H = \Delta U + \Delta(pV)$$

Bagi reaksi gas (ideal),  $\Delta(pV) = \Delta(nRT) = (\Delta n)RT$ , sehingga persamaan diatas dapat diubah menjadi

$$\Delta H = \Delta U + (\Delta n)RT \quad (2,20).$$

Dengan  $\Delta n$  menyatakan selisih mol gas hasil reaksi dan mol gas pereaksi. Persamaan ini memberikan hubungan antara  $\Delta H$  dan  $\Delta U$  pada suhu yang sama. Bagi reaksi yang tidak menyangkut gas  $\Delta(pV)$  kecil sekali dibandingkan terhadap  $\Delta U$ , sehingga dapat diabaikan. Bagi reaksi ini  $\Delta H = \Delta U$ .

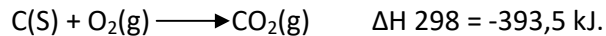
Contoh



$$\Delta n = 2 - 4 = -2.$$

$$\Delta U = \Delta H - (\Delta n)RT$$

$$\Delta U_{298} = -92,0 + 2(8,31)(298) 10^{-3} = -87,0 \text{ kJ.}$$



$$\Delta n = 0$$

$$\Delta U_{298} = \Delta H_{298} = -393,5 \text{ kJ.}$$

### 1. Penentuan kalor Reaksi Secara eksperimen (Kalorimetri).

Hanya reaksi-reaksi berkesudahan yang berlangsung dengan cepat dapat ditentukan kalor reaksinya secara eksperimen, misalnya:

- Reaksi pembakaran,  $\text{C(s)} + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g})$
- Reaksi penetralan,  $\text{NaOH(aq)} + \text{HCl(aq)} \longrightarrow \text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$
- Reaksi Pelarutan,  $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{aq} \longrightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{aq})$ .

Penentuan ini biasanya menyangkut pengukuran perubahan suhu dari larutan atau dari air dalam calorimeter.

Contoh.

1. Suatu cuplikan n-heptana ( $\text{C}_7\text{H}_{16}$ ) sebanyak 0,500 gr dibakar dengan oksigen berlebih dalam calorimeter-bom (volume tetap) secara sempurna menjadi  $\text{CO}_2(\text{g})$  dan  $\text{H}_2\text{O(l)}$ . Suhu air yang mengelilingi wadah pembakaran meningkat sebanyak  $2,934^\circ\text{C}$ . Jika kapasitas kalor calorimeter dan perlengkapannya ialah  $8175 \text{ J/K}$  dan suhu rata-rata calorimeter ialah  $25^\circ\text{C}$ , hitung  $\Delta U$  dan  $\Delta H$ , per mol heptana bagi proses ini.

Jawab.

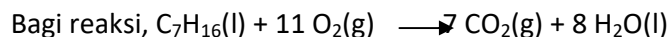
Menurut (2.16), kalor yang diterima oleh air ialah

$$Q_v = C_v \Delta T = (8175)(2,934) 10^{-3} = 24,0 \text{ kJ.}$$

Jadi, kalor reaksi bagi reaksi pembakaran ini ialah

$$\Delta U = -24,0 \text{ kJ (per 0,5 gr heptana)}$$

$$= \frac{100}{0,5} (-24,0) = 4800,0 \text{ kJ/mol (pada } 298\text{K)}$$



$$\Delta n = -4 \text{ dan menurut (2.20)}$$

$$\Delta H = -4800,0 - 4(8,31)(298)10^3 = -4809,9 \text{ kJ/mol.}$$

2. Larutan HCl 0,40 M, sebanyak  $150\text{cm}^3$ , yang dinetralkan dengan larutan  $\text{NH}_4\text{OH}$  berlebih dalam labu alas datar, menimbulkan kenaikan suhu larutan sebesar  $2,36^\circ\text{C}$ . Dengan asumsi bahwa kapasitas kalor labu alas datar dan isinya sesudah reaksi ialah  $1318 \text{ J/K}$ , tentukan kalor penetralan HCl.

Jawab

Jumlah mol HCl yang bereaksi =  $0,150 \times 0,40 = 0,06 \text{ mol}$ .

Integrasikan persamaan (2.17) memberikan  $\Delta H = C_p \Delta T$

$$\text{Jadi } \Delta H = 1/0,06 \times 1318 \times 2,36 \times 10^{-3}$$

$$= 51,8 \text{ kJ/mol.}$$



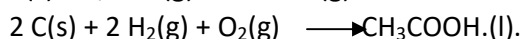
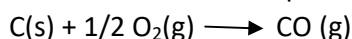
Karena reaksi penetralan berlangsung *eksoterm*, maka kalor penetralan  $\Delta H = -51,8$  kJ/mol.

## 2. Perhitungan kalor Reaksi.

Karena kebanyakan reaksi kimia dikerjakan pada tekanan tetap, maka pada perhitungan ini hanya diperhatikan entalpi reaksi,  $\Delta H$ .

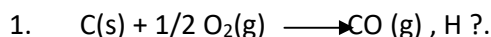
### a. Perhitungan menggunakan Hukum Hess

Metoda ini terutama digunakan untuk menentukan entalpi reaksi yang tidak dapat ditentukan melalui eksperimen, misalnya pada reaksi:



Menurut Hess, entalpi reaksi tidak bergantung pada apakah reaksi yang bersangkutan berlangsung dalam satu tahap atau melalui beberapa tahap.

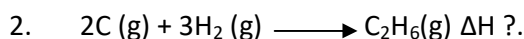
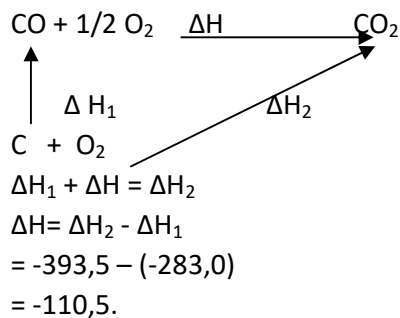
#### Contoh.1.



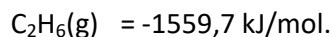
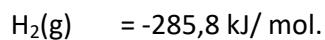
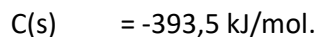
$\Delta H$  dari reaksi ini dapat dihitung dari data entalpi pembakaran karbon dan karbonmonoksida.



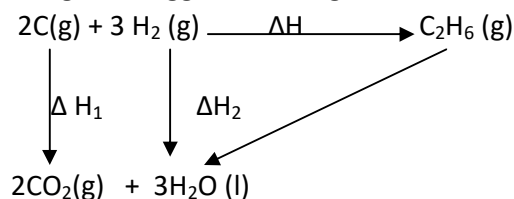
Perhitungan dapat juga dilakukan dengan menggunakan *diagram reaksi* sebagai berikut.



Perhitungan  $\Delta H$  reaksi ini memerlukan data entalpi pembakaran:



Dengan menggunakan diagram reaksi :

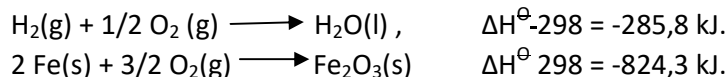


$$\begin{aligned}\Delta H &= \Delta H_1 + \Delta H_2 - \Delta H_3 \\ &= -787,0 - 857,4 + 1559,7 \\ &= -84,7 \text{ kJ.}\end{aligned}$$

b. Perhitungan dari data Entalpi Pembentukan Standar.

Yang dimaksud dengan *entalpi pembentukan standar* dari suatu senyawa ialah perubahan entalpi yang terjadi dalam reaksi pembentukan satu mol senyawa tersebut dari unsure-unsurnya, dengan semua zat berada dalam keadaan standar.

Besaran ini biasanya ditunjukkan dengan  $\Delta H_f^\ominus$ . Berdasarkan ketentuan ini maka dari data :

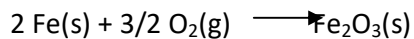


Entalpi pembentukan standar bagi  $\text{H}_2\text{O}$  dan  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  ialah

$$\Delta H_f^\ominus \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,8 \text{ kJ/mol dan } \Delta H_f^\ominus \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) = -824,3 \text{ kJ/mol ( pada suhu 298 K).}$$

Dalam buku data entalpi pembentukan standar senyawa biasanya diberikan pada suhu 298 K.

Perhatikan kembali reaksi pembentukan besi (III) oksida diatas:



Perubahan entalpi bagi reaksi ini (dalam keadaan standar) diberikan oleh

$$\Delta H^\ominus = H^\ominus (\text{Fe}_2\text{O}_3) - 2 H^\ominus (\text{Fe}) - 3/2 H^\ominus (\text{O}_2).$$

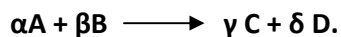
Dengan membuat perjanjian bahwa *entalpi standar unsur* adalah nol, dapat diturunkan:

$$\Delta H^\ominus = H^\ominus (\text{Fe}_2\text{O}_3) = \Delta H_f^\ominus H_f (\text{Fe}_2\text{O}_3).$$

Berdasarkan perjanjian ini, maka *entalpi standar senyawa dapat disamakan dengan entalpi pembentukan standarnya*:

$$H_i^\ominus = H_{f,i}^\ominus.$$

Jadi bagi sembarang reaksi,

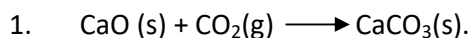


Dapat ditulis

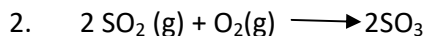
$$\begin{aligned}\Delta H^\ominus &= \gamma H_{f,C}^\ominus + \delta H_{f,D}^\ominus - \alpha H_{f,A}^\ominus - \beta H_{f,B}^\ominus \\ &= \gamma H_{f,C}^\ominus + \delta H_{f,D}^\ominus - \alpha H_{f,A}^\ominus - \beta H_{f,B}^\ominus.\end{aligned} \tag{2.21}$$

Dengan menggunakan ungkapan ini, maka entalpi reaksi dapat dihitung dari data entalpi pembentukan standar.

Contoh



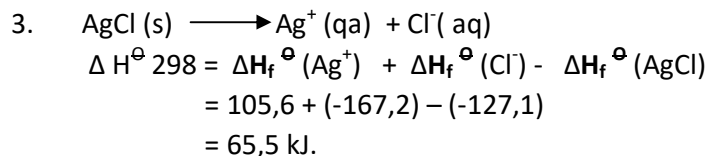
$$\begin{aligned}\Delta H^\ominus 298 &= \Delta H_f^\ominus (\text{CaCO}_3) - \Delta H_f^\ominus (\text{CaO}) - \Delta H_f^\ominus (\text{CO}_2) \\ &= 1206,9 - (-635,1) - (-393,5) \\ &= -178,3 \text{ kJ.}\end{aligned}$$



$$\Delta H^\ominus 298 = 2 \Delta H_f^\ominus (\text{SO}_3) - 2 \Delta H_f^\ominus (\text{SO}_2)$$

$$= 2(-395,7) - 2(-296,8)$$

$$= -197,8 \text{ kJ}$$



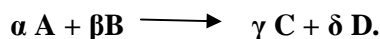
Pertanyaan

Apakah yang dimaksudkan dengan  $-\Delta H_f^\ominus (\text{Ag}^+)$ .

### 3. Kebergantungan Entalpi Reaksi Pada Suhu.

Pada umumnya entalpi reaksi bergantung pada suhu walaupun dalam banyak reaksi kebergantungan ini tidak besar dan seringkali diabaikan.

Perhatikan kembali reaksi



Entalpi reaksi bagi reaksi ini diberikan oleh

$$\Delta H^\ominus = \gamma H^\ominus_{\text{C}} + \delta H^\ominus_{\text{D}} - \alpha H^\ominus_{\text{A}} - \beta H^\ominus_{\text{B}}$$

Kebergantungan  $\Delta H$  terhadap suhu didapat dengan cara mendiferensialkan persamaan ini terhadap T pada tekanan tetap.

$$\left( \frac{\partial(\Delta H)}{\partial T} \right)_P = \gamma \left( \frac{\partial H_{\text{C}}}{\partial T} \right)_P + \delta \left( \frac{\partial H_{\text{D}}}{\partial T} \right)_P - \alpha \left( \frac{\partial H_{\text{A}}}{\partial T} \right)_P - \beta \left( \frac{\partial H_{\text{B}}}{\partial T} \right)_P$$

$$= \gamma C_p (\text{C}) + \delta C_p (\text{D}) - \alpha C_p (\text{A}) - \beta C_p (\text{B})$$

$$= \Delta C_p$$

(2.23).

Persamaan ini dikenal sebagai *persamaan Kirchhoff*. Jika diasumsikan bahwa  $C_p$  tidak bergantung pada suhu (sebenarnya besaran ini adalah fungsi dari T), maka  $\Delta C_p$  adalah tetap dan persamaan di atas dapat diintegrasikan menjadi,

$$\Delta H_2 - \Delta H_1 = \Delta C_p (T_2 - T_1).$$

Contoh



$$\Delta H_{1298} = ?$$

$$C_p (\text{Mg}) = 24,9 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}.$$

$$(\text{O}_2) = 29,4.$$

$$(\text{MgO}) = 37,2.$$

$$\Delta C_p = C_p (\text{MgO}) - C_p (\text{Mg}) - 1/2 C_p (\text{O}_2)$$

$$= 37,2 - 24,9 - 14,7$$

$$= -2,4 \text{ J K}^{-1}$$

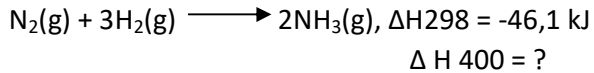
$$\Delta H_{1298} - \Delta H_{298} = -2,4 (1298 - 298) 10^{-3}$$

$$\Delta H_{1298} + 601,7 = -2,4$$

$$\Delta H_{1298} = -604,1 \text{ kJ.}$$

Apabila kapasitas kalor tidak dapat dianggap tetap maka terlebih dahulu  $\Delta C_p$ , dinyatakan sebagai fungsi suhu, baru kemudian persamaan (2.23) diintegrasikan.

Contoh.



Kapasitas kalor antara 250-450 K.

$$C_p(\text{N}_2) = 27,9 + 0,00418 T \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$(\text{H}_2) = 29,6 + 0,00231 T.$$

$$(\text{NH}_3) = 29,9 + 0,00261 T$$

$$\Delta C_p = 2 C_p(\text{NH}_3) - C_p(\text{N}_2) - C_p(\text{H}_2)$$

$$= (59,8 - 27,9 - 88,8) + (0,00522 - 0,00418 - 0,00693) T$$

$$= -56,9 - 0,00589 T$$

Menurut pers (2.23)

$$d(\Delta H) = \Delta C_p dT \text{ (p tetap)}$$

$$= (-56,9 - 0,00589 T) dT.$$

Integrasikan memberikan

$$\Delta H = -56,9 T - \frac{0,00589}{2} T^2 + I$$

$$I = -28880.$$

Jadi  $\Delta$  sebagai fungsi suhu dapat diberikan sebagai,

$$\Delta H = -28880 - 56,9 T - 0,00295 T^2 \text{ (dalam J)}$$

Sehingga,  $\Delta H_{400} = -28880 - 56,9(400) - 0,00295(400)^2$

$$= -52110 \text{ J}$$

$$= -52,1 \text{ kJ.}$$

## G. HUKUM KEDUA TERMODINAMIKA.

Hukum kedua termodinamika lahir dari pengalaman bahwa kalor tidak dapat diubah seluruhnya menjadi kerja yang setara, dan bahwa semua proses spontan mempunyai arah tertentu. Dalam bentuknya yang paling umum hukum ini dirumuskan melalui suatu fungsi, yang disebut **entropi**.

### 1. Fungsi entropi dan perubahan entropi.

Entropi adalah suatu fungsi keadaan yang, secara matematik, didefinisikan sebagai

$$dS = \delta q_{\text{rev}} / T \quad (2.24).$$

Dalam ungkapan ini  $q_{\text{rev}}$  ialah kalor yang dipertukarkan antara system dan lingkungan secara **reversibel**.

Karena  $dS$  merupakan diferensial total, maka perubahan entropi yang terjadi dalam setiap proses atau reaksi diberikan oleh

$$dS = S_2 - S_1 \quad (2.25a).$$

atau ( perubahan besar)

$$\Delta S = S_2 - S_1 \quad (2.25b)$$

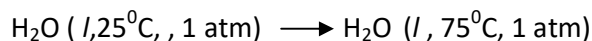
Dengan  $S_1$  dan  $S_2$  berturut-turut ialah entropi sistem dalam keadaan-awal dan keadaan akhir.

## 2. Perhitungan Entropi.

a. Pada proses fisis

1) Proses yang tidak disertai dengan perubahan fasa

Contoh



$$dS = \delta q_{rev} / T = dH / T = C_p dT / T.$$

Dengan asumsi bahwa  $C_p$  tidak bergantung pada suhu,

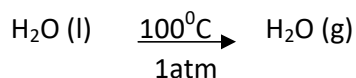
$$\Delta S = C_p \ln \frac{T_2}{T_1} = 75,6 \ln \frac{348}{298} = 11,7 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

2) Proses pengubahan fasa secara reversibel.

Karena proses ini berlangsung secara isotherm dan isobar maka perubahan entropinya dapat dihitung dengan cara mengintegrasikan persamaan (2.24) ;

$$dS = \delta q_{rev} / T = dH / T = \Delta H / T.$$

Contoh

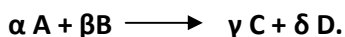


Kalor penguapan air,  $\Delta H_v = 40,77 \text{ kJ/mol}$ .

$$\Delta S = \frac{40770}{373} = 109,3 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}.$$

b. Perubahan entropi pada reaksi kimia

Perhatikan sembarang reaksi kimia



Perubahan entropi bagi reaksi ini diberikan oleh

$$\begin{aligned} \Delta S &= S_{Produk} - S_{Pereaksi} \\ &= \gamma S_C + \delta S_D - \alpha S_A - \beta S_B. \end{aligned}$$

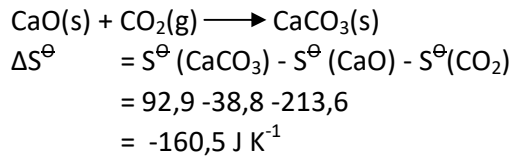
Pada prinsipnya entropi setiap zat dapat dihitung melalui *hukum ketiga termodinamika* (dari data termodinamika) atau secara statistic dengan menggunakan data spektroskopi.

Dalam buku data hasil perhitungan ini biasanya diberikan *dalam keadaan standar pada suhu 25°C*.

Jika semua zat yang terlihat dalam reaksi berada dalam keadaan standar, maka perubahan entropi bagi reaksi diatas ialah

$$\Delta S^\ominus = \gamma S^\ominus_C + \delta S^\ominus_D - \alpha S^\ominus_A - \beta S^\ominus_B. \quad (2.26)$$

Contoh



### 3. Perumusan Hukum Kedua Termodinamika.

Menurut Hukum ini : Semua proses atau reaksi yang terjadi di alam semesta, selalu disertai dengan peningkatan entropi.

Jika  $\Delta S_{\text{as}}$  ialah perubahan entropi yang terjadi di alam semesta maka bagi setiap proses spontan berlaku  $\Delta S_{\text{as}} > 0$ . Dengan memandang alam semesta itu sebagai system + lingkungan, maka pula dikatakan bahwa untuk semua proses spontan berlaku  $\Delta S + \Delta S_{\text{l}} > 0$

Dengan  $\Delta S$  ialah perubahan entropi system (di mana terjadi proses atau reaksi) dan  $\Delta S_{\text{l}}$  ialah perubahan entropi lingkungan.

### 4. Perubahan Entropi Sebagai Persyaratan Kespontanan Reaksi.

Untuk mengetahui apakah suatu reaksi dapat terjadi pada kondisi tertentu, maka sesuai dengan kesimpulan di atas perlu diselidiki apakah bagi reaksi tersebut  $\Delta S + \Delta S_{\text{l}} > 0$

Contoh

- a. Jika serbuk tembaga ditambahkan pada larutan perak nitrat dalam tabung reaksi, apakah akan terjadi reaksi?. Dengan kata lain apakah reaksi  $\text{Cu(s)} + 2 \text{Ag}^+(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{Ag(s)}$ , merupakan reaksi spontan?

Untuk memudahkan perhitungan, diasumsikan keadaan standard an suhu tetap 298 K.

Perubahan Entropi system.

$$\begin{aligned} \Delta S^\ominus &= S^\ominus(\text{Cu}^{2+}) + 2S^\ominus(\text{Ag}) - S^\ominus(\text{Cu}) - 2S^\ominus(\text{Ag}^+) \\ &= -99,6 + 2(42,6) - 33,3 - 2(72,7) \\ &= -19,30 \text{ J K}^{-1}. \end{aligned}$$

Perubahan entropi *lingkungan* dapat dihitung dari ungkapan

$$\Delta S_{\text{l}} = \frac{\Delta H}{T}$$

Dengan  $\Delta H$  ialah perubahan entalpi bagi reaksi tersebut. Besaran ini dapat dihitung (untuk standar) berdasarkan pers ( 2.21).

$$\begin{aligned} \Delta H^\ominus_{298} &= \Delta H_f^\ominus(\text{Cu}^{2+}) - 2\Delta H_f^\ominus(\text{Ag}^+) \\ &= 64,8 - 2(105,6) \\ &= -146,4 \text{ kJ}. \end{aligned}$$

$$\text{Jadi } \Delta S_{\text{l}} = 146400/298 = 491,3 \text{ J K}^{-1}$$

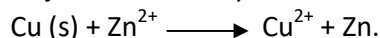
$$\text{Sehingga, } \Delta S^\ominus + \Delta S_{\text{l}} = -193,0 + 491,3 = 298,3 \text{ J K}^{-1}.$$

Karena hasil perhitungan ini positif, maka reaksi di atas merupakan reaksi spontan (artinya dapat terjadi).

- b. Pada suhu kamar, uap air mengembun secara spontan menjadi air
- $$\text{H}_2\text{O(g)} \longrightarrow \text{H}_2\text{O(l)}$$

Uap air  $S^\ominus = 188,7 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$  Air  $S^\ominus = 70,7 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$   
 Pada proses ini  $\Delta S^\ominus < 0$ , yaitu  $70,0 - 188,7 = -118,7 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ .  
 Untuk proses,  $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ ,  $\Delta H^\ominus = -44,1 \text{ kJ/mol}$  dan  
 Dan  $\Delta S^\ominus = 44100/298 = 148,0 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$   
 $\Delta S^\ominus + \Delta S^\ominus = -118,7 + 148,0 = 29,3 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} (> 0)$

c. Jika serbuk tembaga ditambahkan pada larutan yang mengandung ion-ion seng, tidak terjadi reaksi artinya reaksi



Tidak spontan

Bagi reaksi ini,  $\Delta S^\ominus = -203, \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$  ( pada 298 K)

$\Delta H^\ominus = 218,66 \text{ kJ/mol}$  ( pada 298K)

Sehingga  $\Delta S^\ominus = -218660/298 = -733,8 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

Dan  $\Delta S^\ominus + \Delta S^\ominus = -937,1 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} (< 0)$ .

### 5. Perubahan Entropi Sebagai Persyaratan Kesetimbangan.

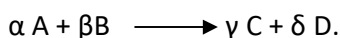
Setiap reaksi yang terjadi selalu disertai dengan peningkatan entropi, yaitu  $\Delta S_{\text{as}} > 0$  atau  $(\Delta S + \Delta S^\ominus) > 0$ . Reaksi akan berlangsung hingga jumlah entropi system dan lingkungan (entropi alam semesta) mencapai nilai maksimumnya.

Dalam hal ini  $\Delta S + \Delta S^\ominus = 0$  (2,27)

Dan sistem mencapai kesetimbangan.

### 6. Kebergantungan Entropi pada Suhu.

Entropi reaksi, S, bergantung pada suhu, kebergantungan ini dapat diturunkan sebagai berikut:



$$\Delta S = \gamma S_{\text{C}} + \delta S_{\text{D}} - \alpha S_{\text{A}} - \beta S_{\text{B}}.$$

Diferensial terhadap suhu pada tekanan tetap memberikan

$$\left(\frac{\partial(\Delta S)}{\partial T}\right)_p = \gamma \left(\frac{\partial S_{\text{C}}}{\partial T}\right)_p + \delta \left(\frac{\partial S_{\text{D}}}{\partial T}\right)_p - \alpha \left(\frac{\partial S_{\text{A}}}{\partial T}\right)_p - \beta \left(\frac{\partial S_{\text{B}}}{\partial T}\right)_p$$

$$dS = \delta q_{\text{rev}} / T = \left(\frac{dH}{T}\right) = C_p \frac{dT}{T}$$

$$\text{Maka } \left(\frac{\partial S}{\partial T}\right)_p = C_p / T \quad (2.28).$$

Dan ungkapan diatas dapat diubah menjadi

$$\begin{aligned} \left(\frac{\partial(\Delta S)}{\partial T}\right)_p &= \gamma \left(\frac{C_{p\text{C}}}{T}\right)_p + \delta \left(\frac{C_{p\text{D}}}{T}\right)_p - \alpha \left(\frac{C_{p\text{A}}}{T}\right)_p - \beta \left(\frac{C_{p\text{B}}}{T}\right)_p \\ &= \frac{\Delta C_p}{T} \end{aligned} \quad (2.29).$$

Jika pada kurun suhu tertentu  $C_p$  tidak bergantung pada suhu, sehingga dapat dianggap tetap, maka persamaan (2.29) dapat diintegrasikan menjadi

$$\Delta S_2 - \Delta S_1 = \Delta C_p \ln \frac{T_2}{T_1} \quad (2.30)$$

Dengan  $\Delta S_1$  dan  $\Delta S_2$  berturut-turut ialah perubahan entropi pada suhu  $T_1$  dan pada suhu  $T_2$

Contoh.  $\text{CaO(s)} + \text{CO}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CaCO}_3(\text{s}) \quad \Delta S_{298}^\ominus = -160,5 \text{ J/K}$

$$\Delta S_{500}^\ominus = ?$$

$$C_p(\text{CaCO}_3) = 81,9 \text{ J K}^{-1}\text{mol}^{-1}$$

$$C_p(\text{CaO}) = 42,8.$$

$$C_p(\text{CO}_2) = 37,1.$$

$$\Delta C_p = C_p(\text{CaCO}_3) - C_p(\text{CaO}) - C_p(\text{CO}_2)$$

$$= 81,9 - 42,8 - 37,1$$

$$= 2,0 \text{ J/K.}$$

$$\Delta S_{500}^\ominus = \Delta S_{298}^\ominus + \Delta C_p \ln \frac{500}{298}$$

$$= -160,5 + 2 \ln \frac{500}{298}$$

$$= -159,5 \text{ J/K.}$$

## 7. Makna Entropi

Makna entropi adalah besaran makroskopis, artinya entropi merupakan suatu sifat yang menyangkut sejumlah besar molekul- molekul. Hakikat entropi tidak dapat diterangkan melalui termodinamika, ini hanya mungkin secara statistik.

Perhatikan dua buah balon yang sama besar dan saling berhubungan melalui sebuah kran. Satu balon berisi  $N$  molekul gas ideal., sedangkan balon yang satu lagi (hampa) . Jika kran dibuka maka gas akan berdifusi ke dalam balon yang kosong secara spontan, sehingga distribusinya dalam kedua balon menjadi merata. Peristiwa sebaliknya, yaitu dengan memulai dengan kedua balon terisi dan kran tertutup, kemudian dengan membuka kran menemukan semua molekul berada dalam satu balon saja, belum pernah diamati.

Kebolehjadian untuk menemukan sebuah molekul di salah satu balon ialah  $1/2$ . Kebolehjadian untuk menemukan dua buah molekul dalam balonyang sama ialah  $(1/2)^2$ , dan kebolehjadian bahwa kesemua  $N$  molekul berada dalam balon yang sama diberikan oleh  $(1/2)^N$ . Dengan  $N$  yang sangat besar misalnya sebesar tetapan Avogadro kebolehjadian ini sangat kecil dan praktis nol. Jadi dari pandangan kinetik molekuler, gas akan berdifusi secara spontan dan mengisi setiap ruang yang ada dengan merata, karena keadaan ini merupakan keadaan *dengan kebolehjadian paling tinggi*, atau keadaan *yang paling boleh jadi*.

Jika  $W$  menyatakan besarnya kebolehjadian sistem untuk mencapai suatu keadaan tertentu, maka menurut Boltzmann dan Planck hubungan antara entropi dan kebolehjadian diberikan ungkapan

$$S = k \ln W \quad (k = \text{tetapan Boltzmann}) \quad (2.31).$$

Pada prinsipnya kebolehjadian  $W$  dari suatu system dapat dihitung dengan metoda mekanika statistic dari spektroskopi, sehingga dengan menggunakan pers (2.31), entropi system dapat dihitung. Pada umumnya hasil perhitungan ini sesuai dengan hasil yang diperoleh melalui hokum Ketiga Termodinamika.



Entropi dapat pula dipandang sebagai suatu sifat yang mengukur ketidakteraturan sistem. Artinya ketidakteraturan dalam tata susunan molekul- molekulnya dalam ruangan dan distribusi energinya. Sistem dengan susunan molekul serba teratur mempunyai ketidakteraturan rendah, jadi nilai entropinya juga rendah. Keadaan sistem dengan kebolehjadian yang tinggi merupakan keadaan dengan ketidakteraturan yang tinggi pula, sehingga dapat dikatakan bahwa, setiap proses (spontan) cenderung berlangsung ke arah tercapainya ketidakteraturan sistem yang setinggi-tingginya.

## H. HUKUM KETIGA TERMODINAMIKA.

Jika suatu zat murni didinginkan hingga suhu 0 K, maka semua gerak translasi dan gerak rotasi molekul terhenti dan molekul-molekul mengambil kedudukan tertentu dalam kisi Kristal. Dalam keadaan ini molekul hanya memiliki energi vibrasi (disamping energi elektron dan energi inti) yang sama besar, sehingga berada dalam keadaan kuantum tunggal.

Ditinjau dari kedudukan dan distribusi energinya, maka penyusunan molekul-molekul dalam suatu Kristal yang sempurna pada suhu 0 K hanya dapat terlaksana dengan satu cara. Dalam hal ini  $W = 1$  dan menurut pers (2.31) entropinya nol. Jadi entropi suatu Kristal murni yang sempurna ialah 0 pada 0 K, pernyataan ini terkenal sebagai Hukum termodinamika Ketiga. Yang secara matematik dinyatakan sebagai

$$s_0^\theta = 0 \quad (2.32).$$

Dengan menggunakan hukum ini dapat dihitung entropi standar dari setiap zat murni pada sembarang suhu. Dalam buku data entropi standar zat biasanya diberikan dalam  $\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1}$  atau dalam  $\text{kal K}^{-1} \text{mol}^{-1}$  pada 298 K.

## I. FUNGSI ENERGI BEBAS.

Berikut ini diturunkan suatu persyaratan lain bagi kespontanan dan kesetimbangan reaksi yang hanya menggunakan sifat dari sistem saja.

Perhatikan reaksi spontan  $A \rightarrow B$ , pada suhu dan tekanan tetap. Perubahan entalpi dan perubahan entropi yang terjadi karena reaksi ini adalah.

$$\Delta H = H_B - H_A.$$

$$\Delta S = S_B - S_A.$$

Menurut Hukum termodinamika kedua

$$\Delta S + \Delta S' > 0$$

$$(S_B - S_A) + \frac{-\Delta H}{T} > 0$$

$$\text{Atau } (S_B - S_A) + \frac{H_A - H_B}{T} > 0$$

Ungkapan ini dapat disusun ulang menjadi

$$T S_B - T S_A + H_A - H_B > 0.$$

$$\text{Atau } (H_B - T S_B) - (H_A - T S_A) < 0$$

$$(H - T S)_B - (H - T S)_A < 0.$$

( $H - TS$ ) merupakan fungsi keadaan, yang kemudian disebut *fungsi energy bebas (Gibbs)* dengan lambang  $G$ .

$$G = H - TS \quad (2.33)$$

Hasil penurunan di atas dapat diubah sekarang menjadi

$$G_B - G_A < 0$$

Atau  $\Delta G < 0$  ( $P, T$  tetap).

Jadi tiap reaksi spontan pada suhu dan tekanan teta, selalu disertai dengan penurunan energy bebas system.

Jika energy bebas system mencapai harga minimumnya, maka reaksi mencapai keadaan kesetimbangan dalam hal ini  $\Delta G = 0$ .

Berdasarkan uraian di atas dapat disimpulkan bahwa bagi setiap reaksi yang terjadi pada suhu dan tekanan tetap berlaku:

$$\Delta G \leq 0 \quad (2.34).$$

Dengan tanda  $<$  untuk kespontan, dan tanda  $=$  untuk kesetimbangan  $\Delta G = 0$ .

Juga merupakan persyaratan bagi proses reversibel.

### 1. Perhitungan Perubahan energy bebas $\Delta G$

Perhitungan dari data  $\Delta H$  dan  $\Delta S$ .

$$G = H - TS.$$

$$\Delta G = \Delta H - \Delta(TS)$$

Pada suhu tetap

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S \quad (2.35)$$

Persamaan penting ini memberikan hubungan antara  $\Delta G$ ,  $\Delta H$  dan  $\Delta S$  pada suhu yang sama.

Contoh  $\text{CaO}(s) + \text{CO}_2(g) \longrightarrow \text{CaCO}_3(s) \quad \Delta H_{298} = -178,3 \text{ kJ.}$

$$\Delta S_{298} = -160,5 \text{ J/K}$$

$$\Delta G_{298} = \Delta H_{298} - T \Delta S_{298}$$

$$= -178,3 - 298 (-160,5) \cdot 10^{-3}$$

$$= -130,5 \text{ kJ.}$$

#### Beberapa contoh perhitungan

a. Dua mol gas ideal dimuaikan secara isotherm pada suhu  $27^\circ\text{C}$ , dari volume 1 liter hingga 10 liter. Hitung kerja yang dilakukan oleh gas jika proses ini berlangsung.

1) Terhadap tekanan luar tetap 2 atm

2) Secara reversibel.

Penyelesaian

1)  $\delta W = -P_l dV$

pada  $P_l$  tetap,  $W = -P_l \Delta V$

$$= - (2) (10-1) = -8 \text{ liter atm}$$

$$= - 18 \times \underline{8,31} = -1822\text{J.}$$

0,0821

2) Pada proses reversibel,  $\delta W = - P \Delta V = -pdV = -\frac{nRT}{V} dV$

$$\begin{aligned} W &= -nRT \ln V_1/V_2 \\ &= -(2)(8,31)(300) \ln 10/1 \\ &= -11481J. \end{aligned}$$

- b. Hitung kalor yang diperlukan untuk memanaskan 10 mol gas amonia dari 27°C hingga 527°C, pada tekanan tetap  $C_p = 29,9 + 2,61 \times 10^{-3} T, J K^{-1} mol^{-1}$

Penyelesaian.

Pada P tetap,  $dH = n C_p dT = n (29,9 + 2,61 \times 10^{-3} T) dT$

$$\begin{aligned} \Delta H &= n [ 29,9 ( T_2-T_1) + \frac{261 \times 10^{-3}}{2} ( T_2^2 - T_1^2) ] \\ &= 10 [ 29,9 (800-300) + \frac{261 \times 10^{-3}}{2} ( 800^2 - 300^2) ] \times 10^3 \\ &= 156,68 \text{ kJ}. \end{aligned}$$

- c. Bagi reaksi,  $C(s) + CO_2(g) \longrightarrow 2 CO(g)$ ,  $\Delta H_{291} = 176,4$  kJ. Berapakah kalor reaksinya pada 60°C, jika diketahui kapasitas-kapasitas kalor  $C_p$ , untuk C,  $CO_2$  dan CO masing-masing 10,00, 38,15 dan 29,26  $J K^{-1}mol^{-1}$

Penyelesaian

Pers Kirchoff ;  $(\frac{\partial(\Delta H)}{\partial T})_P = \Delta C_p$

$$\begin{aligned} d(\Delta H) &= \Delta C_p dT = ( 2 C_p CO - C_p C - C_p CO_2) dT \\ &= ( 58,52 - 10,00 - 38,15 ) dT = 10,37 dT \\ \Delta H_{333} - \Delta H_{291} &= 10,37 ( 333-291) = 435 \text{ J} = 0,435 \text{ kJ} \\ \Delta H_{333} &= \Delta H_{291} + 0,4 = 176,4 + 0,4 = 176,8 \text{ kJ} \end{aligned}$$

- d. Hitung q, W,  $\Delta U$ ,  $\Delta H$ ,  $\Delta S$ , dan  $\Delta G$ , jika 100 gr air dipanaskan dari 25°C hingga 85°C pada tekanan tetap 1 atm. Massa jenis air pada 25°C dan 85°C masing-masing 0,997 dan 0,968  $g/cm^3$ , kapasitas kalor rata-rata air 4,2  $J K^{-1}g^{-1}$ .

Penyelesaian

$$q = q_P = \Delta H C_p \Delta T = 100 ( 4,2)( 358 -298 ) \times 10^{-3} = 25,2 \text{ kJ}.$$

$$\begin{aligned} W &= - P \Delta V = - P ( V_{358} - V_{298} ) \\ &= - 1 ( \frac{1}{0,968} - \frac{1}{0,977} ) \times 10^{-3} = -1,0 \times 10^{-5} \text{ liter atm g}^{-1} \end{aligned}$$

$$\text{Untuk } 100 \text{ gr air , } w = -1,0 \times 10^{-3} \text{ L atm} = 1,0 \times 10^{-3} \times \frac{8,31}{0,0821} = -0,1 \text{ J}.$$

$$\Delta U = q + W = 25,2 - 0,1 \times 10^{-3} = 25,2 \text{ kJ}.$$

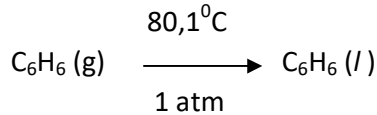
$$\Delta S = C_p \ln \frac{T_2}{T_1} = 100 ( 4,2) \ln \frac{358}{298} = 77,0 \text{ J/K}.$$

$$G = H - TS \longrightarrow \Delta G = \Delta H - \Delta(TS) = \Delta H - (T_2 S_2 - T_1 S_1)$$

$\Delta G$  tidak dapat dihitung karena  $S_1$  dan  $S_2$  tidak diketahui.

- e. Suatu uap benzene dicairkan pada titik didih normalnya, yaitu  $80,1^\circ$ . jika diketahui kalor penguapan benzene ialah  $30,75 \text{ kJ/mol}$  hitung  $q, W, \Delta U, \Delta H, \Delta S,$  dan  $\Delta G$

Penyelesaian



Proses ini merupakan proses reversibel, yang berlangsung isotherm dan isobar.

$$q = q_P = \Delta H = -30,75 \text{ kJ.}$$

$$W = -P\Delta V = -p(V_f - V_g) \approx pV_g = nRT$$

$$= (1)(8,31)(353) 10^{-3} = 2,93 \text{ kJ.}$$

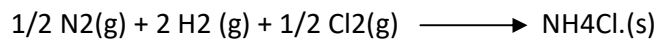
$$\Delta U = q + W = -30,75 + 2,93 = -27,82 \text{ kJ.}$$

$$\Delta S = \frac{q_{rev}}{T} = \frac{-30750}{353} = -87,1 \text{ J/K.}$$

$$\Delta G = 0 \text{ ( mengapa ).}$$

- f. Hitung entropi pembentukan standar  $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$  dari data berikut. jika diketahui entropi standar  $\text{N}_2, \text{H}_2, \text{Cl}_2$  dan  $\text{NH}_4\text{Cl}$  berturut-turut ialah  $191,5, 130,6, 223,0, 94,6 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ .

Penyelesaian



$$\Delta S^\circ = S^\circ(\text{NH}_4\text{Cl}) - 1/2 S^\circ(\text{N}_2) - 1/2 S^\circ(\text{Cl}_2)$$

$$= 94,6 - 95,8 - 261,2 - 111,5$$

$$= -373,9 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$\text{Jadi } \Delta S^\circ \text{ of } \text{NH}_4\text{Cl} = -373,9 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

## Ringkasan

- Hukum termodinamika pertama menghubungkan perubahan energi dalam  $\Delta U$  dalam suatu sistem dengan kalor ( $q$ ) dan kerja ( $w$ ) diantara system tersebut dengan sekelilingnya. Reaksi kimia dapat dianggap sebagai system termodinamika dengan  $\Delta U$  sistem sama dengan kalor reaksi pada volume tetap  $q_v$ . Kalor reaksi dapat diukur dengan kalorimeter bom.
- Reaksi kimia umumnya dilakukan pada tekanan tetap, bukan pada volume tetap.
- Fungsi entalpi telah dirumuskan untuk menjelaskan proses pada tekanan tetap  $\Delta H = q_p$  merupakan kalor reaksi yang dihasilkan.
- Kebanyakan reaksi eksoterm bersifat spontan, ada pula beberapa reaksi endoterm yang spontan.
- Ciri umum proses endoterm yang spontan ialah adanya ketidak teraturan.
- Fungsi termodinamika yang berhubungan dengan derajat ketidak teraturan dalam suatu sistem dinamakan entropi ( $S$ )
- Perubahan entropi total adalah jumlah perubahan entropi dari sistem tersebut dengan sekelilingnya

Beberapa istilah

1. Entalpi,  $H$  adalah fungsi termodinamika yang digunakan untuk menjelaskan proses pada tekanan tetap  $H = U + pV$ .
2. Entropi,  $S$ , adalah ukuran ketidakteraturan dalam sebuah sistem. Semakin tinggi ketidakteraturan semakin besar entropi.
3. Perubahan entropi  $\Delta S$  menyatakan banyaknya perubahan derajat ketidakteraturan sebagai hasil suatu proses  $\Delta S$  positif menyatakan peningkatan ketidakteraturan
4. Hukum termodinamika pertama menyatakan bahwa dalam interaksi antara sistem dan sekelilingnya, energi tak dapat diciptakan atau hilang, selisih kuantitas kalor dan/atau pertukaran kerja harus dicerminkan sebagai perubahan dalam energi dalam sistem tersebut
5. Hukum termodinamika kedua menjelaskan arah perubahan spontan semua proses spontan menghasilkan peningkatan entropi semesta.
6. Hukum termodinamika ketiga menyatakan bahwa entropi kristal sempurna murni pada  $0\text{ K}$  adalah nol.
7. Energi bebas  $G$  adalah fungsi termodinamika yang merupakan kriteria tunggal, untuk perubahan spontan. energi bebas didefinisikan melalui persamaan
8.  $G = H - TS$
9. Perubahan energi bebas  $\Delta G$  menyatakan arah perubahan spontan untuk proses spontan pada suhu dan tekanan tetap dalam sistem tertutup  $\Delta G < 0$ .

## Tes 2

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

- 1) Menurut Hukum pertama termodinamika
  - A. Energi system adalah konstan
  - B. Kalor tak dapat diubah seluruhnya menjadi kerja yang setara.
  - C.  $\Delta U = q + W$ .
  - D.  $H = U + pV$
  - E. Energi alam semesta cenderung meningkat.
  
- 2) Bagi suatu system pada volume tetap (isokhor),  $\Delta U$  sama dengan.
  - A.  $\Delta H$ .
  - B.  $q$
  - C.  $\Delta H + w$ .
  - D.  $p \Delta V$ .
  - E.  $q + w$ .

- 3) Jika gas ideal dimuaikan kedalam tabung hampa, maka besaran yang mempunyai nilai nol ialah
- w
  - q
  - $\Delta U$ .
  - $\Delta H$ .
  - $\Delta S$ .
- 4) Jika suatu proses berlangsung dalam sistem tersekat, maka yang *tidak* benar ialah
- $\Delta U = 0$
  - q = 0
  - w = 0
  - $\Delta S = 0$
  - $\Delta H = 0$ .
  - F.
- 5) Diantara proses –proses dibawah ini:
- $Mg(s) \longrightarrow Mg(g)$ .
  - $CaCO_3(s) \longrightarrow CaO(s) + CO_2(g)$ .
  - $Br(g) \longrightarrow Br^+(g) + e$ .
  - $H^+(aq) + OH^-(aq) \longrightarrow H_2O(l)$
- Yang merupakan proses endoterm ialah:
- 1,2 dan 3.
  - 1 dan 3.
  - 2 dan 4.
  - 4.
  - 1 dan 4.
- 6) Diketahui  $HCl(aq) + NaOH(aq) \longrightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$   $\Delta H = -56kJ$ .  
Jika  $10\text{ cm}^3$  larutan HCl 0,25M direaksikan dengan  $20\text{ cm}^3$  larutan NaOH 0,15 M, maka kalor yang dihasilkan ialah
- 56 J
  - $5,5 \times 56\text{ J}$
  - $3 \times 56\text{ J}$ .
  - $2,5 \times 56\text{ J}$ .
  - $0,5 \times 56\text{ J}$ .
- 7) Jika kalor penguapan ialah,  $\Delta H_v = + 10,73\text{ kkal/mol}$  , dan kalor pembekuan air ialah,  $\Delta H_f = -1,44\text{ kkal/mol}$ , maka kalor sublimasi es,  $\Delta H_s$ , dalam kkal/mol adalah
- 12,17.
  - 9,30.
  - + 1,44.

- D. 9,30.  
E. + 12,17.
- 8)  $2 \times 10^{29}$  atom C bereaksi dengan H menghasilkan etuna  $2 \text{C(s)} + \text{H}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$ ,  $\Delta H = + 54 \text{ kJ}$ , Kalor yang diserap dalam reaksi ini ialah  
A. 9 kJ.  
B. 10 kJ.  
C. 27 kJ.  
D. 36 kJ.  
E. 54 kJ.
- 9) Diketahui kalor pembentukan standar bagi  $\text{CO}_2(\text{g}) = - 94,0 \text{ kkal/mol}$ ,  $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -68,3 \text{ kkal/mol}$  dan  $\text{CH}_4(\text{g}) = -17,9 \text{ kkal/mol}$ . Kalor yang dihasilkan jika satu mol metana dibakar dalam oksigen ialah  
A. 144,4 kkal.  
B. 180,2 kkal.  
C. 212,7 kkal.  
D. 248,5 kkal.  
E. 266,4 kkal.
- 10) Pembakaran satu mol dengan oksigen dalam bom calorimeter (volume tetap), memberikan kalor sebanyak 393 kJ. Bagi reaksi ini  
A.  $\Delta H = -393 \text{ kJ}$ .      B.  $\Delta U = -393 \text{ kJ}$ .      C.  $q = + 393 \text{ kJ}$ .  
D.  $H = + 393 \text{ kJ}$ .      E.  $U = + 393 \text{ kJ}$ .
- Pada reaksi manakah  $\Delta H = \Delta U$   
A.  $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ .  
B.  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2(\text{s}) \longrightarrow \text{Ba}(\text{NO}_2)_2(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$ .  
C.  $\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{F}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{ClF}(\text{g})$ .  
D.  $2 \text{SO}_3(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$   
E.  $\text{CO}_2(\text{s}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g})$
- 11) Jika  $\text{Mg} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{MgO} + \text{H}_2$        $\Delta H = a \text{ kJ}$   
 $\text{H}_2 + 1/2 \text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$        $\Delta H = b \text{ kJ}$   
 $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{MgO}$        $\Delta H = c \text{ kJ}$   
Maka menurut Hukum Hess  
A.  $2a = c - 2b$ .  
B.  $a = b + c$ .  
C.  $2b = 2c + a$   
D.  $B = c + a$ .  
E.  $2c = a + 2b$ .

- 12) Pada reaksi manakah  $\Delta H$  lebih positif dari  $\Delta U$ ?
- $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}(\text{g}) \longrightarrow 2\text{HCl}(\text{g})$
  - $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$ .
  - $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{s})$
  - $\text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CaCO}_3(\text{s})$
  - $2\text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) \longrightarrow 4\text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
- 13) Dalam suatu proses sistem menyerap kalor 5100 joule dan melakukan kerja 2800 joule. Maka energi dalam sistem ialah:
- 5100 joule.
  - 2300 joule.
  - 7900 joule.
  - 7900 joule.
  - 2300 joule.
- 14) Untuk menaikkan suhu mol gas ideal ( $C_v = 3 \text{ kal/K mol}$ ) dari  $25^\circ\text{C}$  hingga  $125^\circ\text{C}$  pada volume tetap, diperlukan kalor sebanyak
- 100 kal
  - 200 kal.
  - 300 kal.
  - 450 kal.
  - 600 kal.
- 15) Tekanan uap air pada suhu  $25^\circ\text{C}$  ialah 23,8 mm Hg. Jika satu mol air pada  $25^\circ\text{C}$  dan 28 mmHg diubah menjadi uap air pada kondisi yang sama, maka yang mempunyai nilai nol dalam proses ini ialah
- W.
  - $\Delta U$ .
  - $\Delta H$ .
  - $\Delta S$ .
  - $\Delta G$ .
- 16) Reaksi,  $\text{A}(\text{g}) + \text{B}(\text{g}) \longrightarrow 2\text{C}(\text{g})$ , yang berlangsung pada T dan P tetap, merupakan reaksi endoterm, Maka dapat dikatakan bahwa
- $\Delta H > 0, \Delta S > 0$ .
  - $\Delta H < 0, \Delta S > 0$ .
  - $\Delta H = 0, \Delta S > 0$
  - $\Delta H < 0, \Delta S < 0$ .
  - $\Delta H > 0, \Delta S = 0$ .



- 17) Ciri-ciri proses adiabatic ialah
- $\Delta T = 0$
  - $w = 0$ .
  - $q = 0$
  - $\Delta G = 0$
  - $\Delta H = 0$
- 18) Untuk proses spontan selalu berlaku
- $\Delta G < 0$ .
  - $\Delta S_{as} > 0$
  - $\Delta H < 0$
  - $\Delta S > 0$
  - $\Delta H < 0, \Delta S > 0$
- 19) Jika suatu proses, pada 1 atm dan 500K, disertai dengan penurunan entalpi sebesar 42 KJ dan penurunan entropi sebesar 84 J/K, maka proses tersebut adalah
- Spontan.
  - tak spontan.
  - adiabatic.
  - reversibel.
  - Tak reversibel.
- 20) Energi gas ideal hanya bergantung pada suhu. Jadi jika suatu gas ideal dimanipulasi secara isoterm, maka yang **tidak benar** ialah;
- $\Delta U = 0$
  - $\Delta H = 0$
  - $\Delta T = 0$
  - $\Delta S = 0$
  - $\Delta S < 0$ .
- 21) Pada reaksi  $\text{Na}^+(\text{g}) + \text{Cl}(\text{g}) \longrightarrow \text{NaCl}(\text{s})$
- Entropi berkurang, entalpi berkurang.
  - Entropi berkurang, entalpi meningkat.
  - Entropi berkurang, entalpi tetap
  - Entropi meningkat, entalpi meningkat.
  - Entropi meningkat, entalpi berkurang.
- 22) Perhatikan reaksi  $\text{A} + 3\text{B} \longrightarrow 2\text{C}$ .  
Jika reaksi ini dilaksanakan pada suhu lebih tinggi, maka entalpi reaksi tidak akan berubah apabila (andaikan  $C_p$  tidak bergantung pada suhu:  $C_p$  dalam  $\text{JK}^{-1} \text{mol}^{-1}$ )
- $C_p(\text{A}) = C_p(\text{B}) = C_p(\text{C})$ .

- B.  $C_p(A) = 3 C_p(B) = 2 C_p(C)$ .  
 C.  $C_p(A) + C_p(B) = C_p(C)$ .  
 D.  $C_p(A) + 3 C_p(B) = 2 C_p(C)$ .  
 E.  $C_p(A) - 3 C_p(B) = 2 C_p(C)$ .
- 23) Suatu proses akan disertai dengan  $\Delta U = 0$ , Jika  
 A. Proses tersebut berlangsung isoterm  
 B. Pada proses tersebut kalor yang dilepaskan sama dengan kerja yang dilakukan oleh sistem.  
 C. Proses tersebut berlangsung dalam sistem tersekat.  
 D. Proses tersebut berlangsung adiabatic.  
 E. Pada proses tersebut entalpi sistem tidak berubah.
- 24) Jika entalpi penguapan dan entropi penguapan HCl berturut-turut ialah 16,15 kJ/mol  $85,8 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$ , pada 1 atm maka titik didih normal HCl adalah  
 A.  $188^\circ\text{C}$ .  
 B.  $5,3^\circ\text{C}$ .  
 C.  $-34^\circ\text{C}$ .  
 D.  $-85^\circ\text{C}$ .  
 E.  $-110^\circ\text{C}$ .
- 25) Besaran-besaran di bawah ini, semuanya hanya bergantung pada keadaan awal dan keadaan akhir system, kecuali  
 A.  $q_p$ .  
 B.  $\Delta S$ .  
 C.  $q_{\text{rev}}$ .  
 D.  $\Delta G$ .  
 E.  $\Delta U$ .
- 26) Jika suatu gas dimampatkan secara adiabatic, maka  
 A.  $\Delta U < 0$ .  
 B.  $\Delta T = 0$   
 C.  $w < 0$   
 D.  $\Delta S = 0$   
 E.  $\Delta T > 0$ .
- 27) Pernyataan manakah yang **tidak benar**.  
 A.  $P\Delta V$  mempunyai satuan i  
 B. Bagi reaksi yang hanya menyangkut zat padat dan zat cair,  $\Delta H \approx \Delta U$ .  
 C. Menurut hukum termodinamika kedua jumlah entropi sistem dan entropi lingkungan meningkat pada proses spontan.

- D. Suatu reaksi pada T dan p tetap akan mencapai kesetimbangan jika  $\Delta G = 0$ .  
 E. Pada semua proses adibatis,  $\Delta S = q / T = 0$ .
- 28) Jika bagi reaksi,  $A + 2 B \longrightarrow 3C$ ,  $\Delta S > 0$ , maka hal ini berarti
- Reaksi tersebut spontan.
  - Reaksi tersebut endoterm.
  - Produk C harus merupakan gas.
  - $\Delta G < 0$ .
  - Bukan salah satu jawaban diatas.
- 29) Pada reaksi manakah  $\Delta S < 0$  ?
- $2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \longrightarrow 2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ .
  - $\text{Na}(\text{s}) + 1/2 \text{Cl}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{NaCl}(\text{s})$ .
  - $\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
  - $2\text{NH}_3(\text{g}) \longrightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g})$ .
  - $\text{CaCO}_3(\text{s}) \longrightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$
- 30) Pada proses manakah terjadi penurunan suhu sistem
- Proses pemuaian gas secara adiabatik
  - Proses tidak spontan
  - Proses yang disertai penyerapan kalor
  - Proses reversible
  - Proses pemampatan gas secara isobar

## Kunci Jawaban Tes

### Tes 1

- 1) D
- 2) E
- 3) C
- 4) B
- 5) B
- 6) A
- 7) D
- 8) E
- 9) D
- 10) D
- 11) B
- 12) E
- 13) D
- 14) A
- 15) A
- 16) E
- 17) A
- 18) A
- 19) D
- 20) D

### Tes 2

- 1) C
- 2) B
- 3) A
- 4) E
- 5) A
- 6) D
- 7) E
- 8) A
- 9) C
- 10) B
- 11) A
- 12) E
- 13) B
- 14) C
- 15) E
- 16) C
- 17) C
- 18) B
- 19) D
- 20) D
- 21) A
- 22) D
- 23) C
- 24) D
- 25) C
- 26) E
- 27) E
- 28) E
- 29) B
- 30) A

## Daftar Pustaka

Cotton dan Wilkinson, (2013), *Kimia Anorganik Dasar*, Jakarta: Penerbit Universitas Indonesia Press

Hadyana P V. (1979). *Analisi Anorganik Kualitatif Makro Dan Semimikro Ed 5*. PT Kalman Media Pusaka Jakarta.

Hiskia Achmad, (2000). *Penuntun Belajar kimia dasar*, Bandung; Citra Aditya Bakti.

James E B; alih bahasa Sukmariah. (1994). *Kimia Universitas jilid 1 dan 2*, Jakarta; Erlangga

Saito T alih bahasa Ismunandar, (1996), *Buku Teks Kimia Anorganik Online Terjemahan*, Terbit dengan izin dari Iwanami Publishing Company

Sugiyarto, K. H., (2012), *Dasar – Dasar Kimia Anorganik Transisi*, Yogyakarta: Graha Ilmu

Yayan Sunarya, (2011), *Kimia Dasar 2*, Yrama widya

## **BAB VI**

# **METODE VOLUMETRI DAN GRAVIMETRI**

*Yayat Sudaryat, St, Mt*

### **PENDAHULUAN**

Kimia Dasar merupakan salah satu mata kuliah yang harus diikuti oleh mahasiswa Program Studi Farmasi Universitas Terbuka. Mata kuliah ini dimaksudkan untuk memberikan pemahaman tentang dasar-dasar metode analisis dasar kimia konvensional. Pembahasan materi dimulai dari dasar-dasar kimia hingga penggunaannya misalnya dalam volumetri meliputi ruang lingkup kimia analitik, dasar-dasar kimia analisis. Setelah menyelesaikan mata kuliah ini diharapkan mahasiswa mampu melakukan berbagai analisis kimia berdasarkan pemahaman tentang teori dasar kimia analitik, dasar-dasar metode analisis kimia konvensional, baik analisis kualitatif maupun kuantitatif, lebih khusus Anda mampu :

1. menjelaskan fungsi peralatan laboratorium serta metode analisis kimia.
2. mendeskripsikan tahapan-tahapan pekerjaan analisis kimia. .
3. menjelaskan prinsip-prinsip analisis dengan metode titrimetri.
4. menerapkan prinsip analisis dengan titrasi redoks.
5. mengaplikasikan prinsip analisis dengan titrasi argentometri
6. menggunakan prinsip dan teori yang mendasari pekerjaan gravimetri.
7. menerapkan prinsip analisis dengan cara-cara analisis gravimetrik.
8. menerapkan prinsip analisis dengan metoda-metoda gravimetrik.
9. menerapkan perhitungan gravimetrik.

## Topik 1

### Analisis Volumetri

Analisis Volumetri adalah analisis kuantitatif yang didasarkan pada jumlah atau volume suatu larutan yang telah diketahui konsentrasinya yang diperlukan untuk bereaksi sempurna dengan sejumlah komponen larutan yang belum diketahui konsentrasinya, terminologinya volume pada jumlah reagen yang ditambahkan tepat sama dengan yang diperlukan untuk bereaksi sempurna oleh zat yang dianalisis.

Semua metoda titrimetri tergantung pada larutan standart yang mengandung sejumlah reagen persatuan volume larutan dengan ketetapan yang tinggi. Konsentrasi dinyatakan dalam Normalitas (g.ek/ l) atau dapat juga Molaritas (g.mol/l). Larutan standar disiapkan dengan reagen murni secara tepat, karena tidak semua standar tersedia dalam keadaan murni. Oleh karena itu dikenal standar primer, yaitu zat yang tersedia dalam komposisi kimia yang jelas dan murni. Larutan tersebut hanya bereaksi pada kondisi titrasi dan tidak melakukan reaksi sampingan. Tidak berubah ataupun bereaksi ditempat terbuka (atmosfer). Berat ekivalen sebaiknya cukup besar, untuk menghindari kesalahan akibat penimbangan. Bila suatu asam atau basa maka hendaknya mempunyai tetapan ionisasi besar. Standar primer yang biasa digunakan dalam titrasi volumetri antara lain:

Syarat-syarat yang harus dipenuhi untuk dapat melaksanakan metode volumetri adalah sebagai berikut:

1. Reaksi harus dapat berlangsung cepat sehingga perubahan yang terjadi dapat langsung diamati
2. Interaksi antara pentiter dan zat yang ditentukan harus berlangsung secara stoikiometri dengan faktor stoikiometrinya berupa bilangan bulat, faktor stoikiometri harus diketahui atau ditetapkan secara pasti, karena faktor ini perlu untuk perhitungan hasil titrasi.
3. Reaksi pembentukan produk dapat berlangsung sempurna pada titik akhir titrasi atau dengan kata lain ketetapan kesetimbangan reaksi sangat besar
4. Harus ada perubahan yang terlihat pada saat tercapainya titik ekuivalen
5. Harus ada indikator untuk mengetahui terjadinya perubahan yang menunjukkan bahwa reaksi berlangsung sempurna.

#### **A. KLASIFIKASI METODA VOLUMETRI**

Metoda volumetri secara garis besar dapat diklasifikasikan dalam empat katagori sebagai:

1. Titrasi asam-basa (reaksi netralisasi) Reaksi asam-basa didasarkan pada proses netralisasi. Jika larutan bakunya adalah larutan basa, maka zat yang akan ditentukan haruslah bersifat asam, begitu pula sebaliknya. Berdasarkan sifat larutan bakunya, titrasi dibagi atas: Asidimetri, adalah titrasi penetralan yang menggunakan larutan Baku asam sebagai titran Secara teori reaksi asidimetri digambarkan melalui persamaan,

Alkalimetri, adalah titrasi penetralan yang menggunakan larutan Baku basa sebagai titran.

2. Titrasi oksidasi-reduksi (redoks) Pada reaksi redoks ini yang terjadi adalah reaksi antara senyawa atau ion yang bersifat oksidator sebagai analit dengan senyawa atau ion yang bersifat reduktor sebagai titran, begitu pula sebaliknya. Berdasarkan larutan Baku yang digunakan, titrasi oksidasi-reduksi dibagi atas: Oksidimetri, adalah metode titrasi redoks dimana larutan baku yang digunakan bersifat sebagai oksidator. Yang termasuk titrasi oksidimetri adalah: Permanganometri, larutan bakunya:  $\text{KMnO}_4$ , Dikromatometri, larutan bakunya:  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  Serimetri, larutan bakunya :  $\text{Ce}(\text{SO}_4)_2$  ,  $\text{Ce}(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  Iodimetri, larutan bakunya:  $\text{I}_2$  . Reduksimetri, adalah metode titrasi redoks dimana larutan Baku yang digunakan bersifat sebagai reduktor. Yang termasuk titrasi reduksimetri adalah: Iodometri, larutan bakunya:  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
3. Titrasi Pengendapan (presipitasi) Pada reaksi pengendapan, yang terjadi adalah reaksi penggabungan ion yang menghasilkan endapan. Yang termasuk titrasi pengendapan adalah : Argentometri, larutan bakunya :  $\text{AgNO}_3$  Merkurimetri, larutan bakunya:  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  atau logam raksa itu sendiri
4. Titrasi pembentukan kompleks (kompleksometri) Titrasi pembentukan kompleks (kompleksometri) digunakan untuk menetapkan kadar ion-ion alkali dan alkali tanah atau ion-ion logam. Larutan bakunya adalah EDTA

## **B. KLASIFIKASI BERDASARKAN CARA TITRASINYA:**

1. Titrasi langsung yaitu titrasi dengan menambahkan titer langsung kedalam larutan yang mengandung zat yang ditentukan, Cara ini lebih disukai karena cepat. Cara ini lebih disukai bila tersedia pentiter, pelarut dan Cara penentuan Titik akhir titrasi cukup tinggi, jika persyaratan tidak terpenuhi digunakan titrasi kembali, atau tidak langsung.
2. Titrasi tidak langsung yaitu titrasi dengan menambahkan larutan baku (pentiter pertama) dalam jumlah berlebih kedalam larutan yang ditentukan kemudian kelebihan pentiter pertama yang tidak bereaksi dengan zat yang ditentukan dititrasi dengan larutan baku kedua (pentiter kedua).

## **C. LARUTAN BAKU PRIMER**

Oleh sebab semua perhitungan dalam volumetri didasarkan pada kepekatan pentiter, maka kepekatan pentiter tersebut harus diketahui secara teliti. Karena persyaratan yang sangat penting harus dipenuhi maka pentiter disebut *larutan baku* Larutan baku primer biasanya juga disebut dengan istilah larutan standar. Satuan larutan Baku primer biasanya menggunakan Mol (molaritas) atau N (normalitas). Baku primer adalah larutan yang konsentrasinya dapat diketahui dengan tepat dan teliti sebelum dilakukan proses titrasi. Larutan baku primer dapat dibuat dengan cara melarutkan sejumlah berat tertentu bahan



kimia atau senyawa pada sejumlah berat tertentu pelarut yang sesuai. Zat-zat yang dapat digunakan sebagai baku primer harus memenuhi persyaratan berikut:

1. Zat tersebut sangat murni ( $100 \pm 0,02 \%$ ) atau harus dapat dimurnikan dengan penghabluran kembali. Zat-zat yang mempunyai kemurnian rendah (99, 9%) sering dipakai sebagai zat baku primer padahal ini adalah zat baku sekunder atau zat baku kerja.
2. Susunan kimia yang tepat sesuai dengan rumusnya. Zat harus mantap pada suhu kamar, tidak boleh berubah susunan kimianya, pada saat pengeringan dengan suhu tinggi, dan tidak boleh menyerap air dan CO<sub>2</sub> dari udara
3. Zat itu harus bereaksi dengan zat yang ditentukan secara stoikiometri, cepat dan terukur.
4. Zat itu harus mempunyai bobot molekul yang tinggi, karena zat ini diperlukan sedikit sehingga apabila bobot molekul rendah kesalahan tinggi, tetapi bila mempunyai bobot molekul tinggi kesalahan akan kecil.

Tabel 6.1

contoh baku primer dan sekunder yang sering digunakan dalam analisis volumetri.

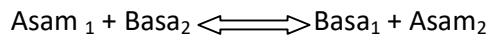
No	Baku primer	Baku sekunder
1	H <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> ·2 H <sub>2</sub> O (as. oksalat), C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COOH (as. benzoat), KHP	NaOH
2	Na <sub>2</sub> B <sub>4</sub> O <sub>7</sub> ·10 H <sub>2</sub> O, Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HCl
3	H <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> ·2H <sub>2</sub> O As <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (arsen trioksida)	KMnO <sub>4</sub>
4	As <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ,	Iodium
5	K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> , KBrO <sub>3</sub> , KIO <sub>3</sub>	. Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
6	NaCl, NH <sub>4</sub> CNS	AgNO <sub>3</sub>
7	CaCO <sub>3</sub> , Zn SO <sub>4</sub>	EDTA
8	As <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ,, serbuk Fe pa	Serium (IV) Sulfat

## D. TITRASI ASAM BASA

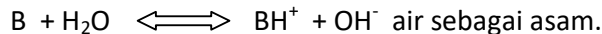
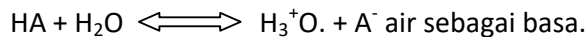
### 1. PRINSIP TITRASI ASAM BASA

Titration asam basa merupakan cara yang cepat dan mudah untuk menentukan jumlah senyawa-senyawa yang bersifat asam dan basa. Kebanyakan asam basa organik dan anorganik dapat dititrasi dalam larutan air. Untuk menentukan asam digunakan basa kuat, sedangkan untuk menentukan basa digunakan asam kuat, titik akhir titrasi biasanya digunakan bantuan indikator asam-basa yang sesuai atau dengan bantuan peralatan (misalnya potensiometer, konduktometer).

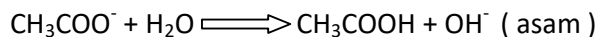
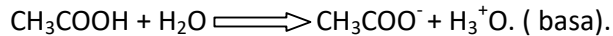
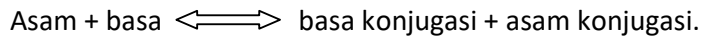
Titration asam-basa dapat dianggap sebagai interaksi pasangan asam-basa berpasangan menurut teori Bronsted-Lowry: yaitu



Tujuan dari suatu titration misalnya dari suatu larutan basa dengan larutan standar suatu asam adalah untuk menetapkan jumlah asam yang secara kimiawi adalah tepat ekuivalen dengan jumlah basa yang ada, dan hasilnya larutan garam yang bersangkutan. Pada titration asam basa, proton ditransfer dari suatu molekul ke molekul lain. Dalam air, proton tersolvasi sebagai  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Reaksi asam basa bersifat reversible



Disini  $[\text{A}^-]$  adalah basa konjugasi,  $[\text{H}^+\text{B}]$  adalah asam konjugasi ini berarti secara umum



$$\text{Disini } K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}][\text{H}_2\text{O}]} \text{ dan } K_B = \frac{[\text{HB}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}^-]}$$

Jika  $K_W = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$  adalah hasil kali ionik air, maka adalah mungkin untuk

menyatakan  $[\text{H}^+]$  dalam persamaan reaksi yang mengandung suku  $K_A$ ,  $K_B$  dan  $K_W$  untuk berbagai tipe asam kuat dan lemah serta basa. Jadi titration ini merupakan titration netralisasi

Titration asam basa dapat memberikan titik akhir yang cukup tajam dan untuk itu digunakan pengamatan dengan indikator bila pH pada titik ekuivalen antara 4-10. Demikian juga titik akhir titration akan tajam pada titration asam atau basa lemah jika penitrasiannya adalah basa atau asam kuat dengan perbandingan tetapan disosiasi asam lebih besar dari  $10^4$ . Selama titration asam basa, pH berubah secara khas, pH berubah drastis bila volumenya mencapai titik akhir ekuivalen. Kecuraman

### 2. KURVA TITRASI ASAM BASA

Pada titration asam kuat dengan basa kuat, maka kurva titrasinya merupakan hubungan antara volume basa sebagai penitrasi (sumbu X) dengan pH (sumbu Y)

Contoh : Jika 50,0 ml HCl 0,1 M dititrasi dengan NaOH 0,1 M hitung pH pada saat mulai titrasi dan pada saat titik ekuivalen dan setelah penambahan 10,0 ml, 50,0 ml dan 60,0 ml.

- a. pH mula-mula karena HCl asam kuat terurai sempurna  $[H_3O^+]$  atau  $[H^+] = -\log(0,1) = 1$ .  
 b. Setelah penambahan 10 ml basa  $[H^+] = \frac{(50 \times 0,1) - (10 \times 0,1)}{(50 + 10)} = 6,67 \times 10^{-2} M$

$$pH = (2 - \log 6,67) = 1,18.$$

- c. Pada saat titik ekuivalen  $[H^+] = [OH^-] = pH = 7$ . Karena  $\sqrt{K_w} = 1 \times 10^{-7}$

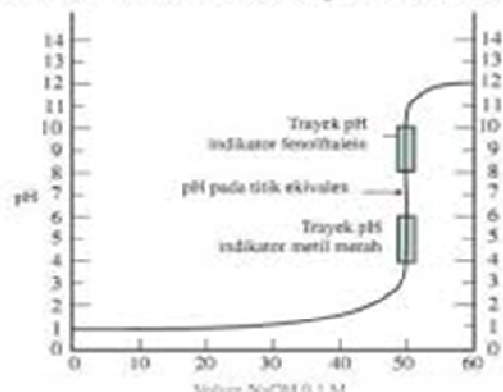
- d. Pada saat penambahan NaOH 60 ml  $[H^+] = \frac{(60 \times 0,1) - (50 \times 0,1)}{(60 + 50)} = 1/110$

$$= 9,1 \times 10^{-3} M = [OH^-].$$

$$pH = 3 - \log 9,1 = 2,04.$$

$$pH = 14 - 2,04 = 11,96.$$

**Kurva Titrasi**  
**Titrasi Asam Kuat dengan Basa Kuat**



Gambar 6.1.

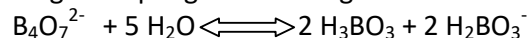
Kurva titrasi asam kuat dengan basa kuat (a) dan asam kuat

a. Penerapan

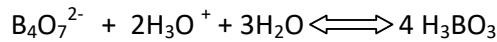
Dalam pemeriksaan kimia dengan Cara titrasi asam basa dalam pelarut air diperlukan larutan Baku dan larutan cuplikan zat yang Akan ditentukan, karena itu sebelum melakukan pemeriksaan harus menyediakan larutan baku asam basa dilanjutkan dengan penentuan cuplikan.

b. Baku primer Natrium Tetra Borat (Boraks)

Boraks,  $Na_7B_4O_{17} \cdot 10 H_2O$  ( bobot molekul= 381,4) dapat diperoleh dalam keadaan murni . Sejumlah boraks ditimbang dengan seksama dilarutkan kedalam air dan kemudian dititrasi dengan larutan HCl dengan indikator metil merah. Didalam air anion tetra borat mengalami penguraian sebagai berikut:



Dari persamaan reaksi ini dapat dilihat bahwa titrasi tetra borat sebagai titrasi basa pasangan dari asam borat yang bersifat asam lemah(  $pK_{a1}= 9,2$ ) yang telah tertitrasi 50% , Karena itu proses titrasi keseluruhan dengan HCl adalah sebagai berikut:



Dari persamaan ini bahwa bobot ekuivalen boraks adalah setengah bobot molekul.

c. *Pembuatan Baku Asam.*

Dalam analisis kimia cara titrasi dalam pelarut air larutan baku HCl 0,1 N paling sering dipakai, sedangkan asam-asam lain, seperti  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$  atau  $HClO_4$  jarang digunakan. Larutan baku HCl dibuat dengan cara mengencerkan asam klorida pekat, yang mengandung kira-kira 36 % b/v HCl sampai kira-kira yang dikehendaki.dengan

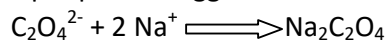
Dengan Rumus  $V_1N_1 = V_2N_2$

Tabel 6.2  
Daftar tabel asam pekat

Reagen	Massa jenis (g/ml)	Persen massa	Molaritas	Normalitas
Asam Sulfat ( $H_2SO_4$ )	1,84	96	18	36
Asam klorida (HCl)	1,18	36	12	12
Asam nitrat ( $HNO_3$ )	1,42	70	16	16
Asam ( $CH_3COOH$ )	1,05	100	17,5	17,5
Lar Amonia	0,90	28	15	15

d. *Pembuatan baku Basa.*

Larutan baku basa yang sering digunakan dalam titrasi asam basa yaitu NaOH 0,1 N sedangkan KOH kadang-kadang digunakan. Dalam prakteknya untuk membuat larutan NaOH harus dilarutkan dengan air yang bebas  $CO_2$  karena sering terjadi berubah menjadi ion karbonat. Kenormalan NaOH dapat dibakukan dengan HCl tetapi lebih baik menggunakan baku primer, dan sering digunakan yaitu asam oksalat (  $H_2C_2O_4 \cdot 2 H_2O$  BM= 126 atau BE = 63) atau dapat pula menggunakan Kalium biftalat (  $C_8H_5O_4K$  Bm = 204,2)



Indikator yang dapat digunakan phenol ptalein.

Indikator Warna Trayek pH Asam Basa

- 1) Metil Kuning Merah Kuning Hingga 2, 9 – 4, 0
- 2) Metil Hingga Merah Hingga Kuning 3, 1 – 4, 4
- 3) Bromo Fenol Blue Kuning Ungu 3, 0 – 4, 6
- 4) Merah Metil Merah Kuning 4, 2 - 6, 2
- 5) Fenol Merah Kuning Merah 6, 4 – 8, 0
- 6) Timol Blue Kuning Biru 8, 0 – 9, 6
- 7) Phenolphthalein Tidak Berwarna Merah Ungu 8, 0 – 9, 8

Contoh

Hitunglah N NaOH jika bobot asam oksalat ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ ) ditimbang 0,2450 gr pembakuan larutan NaOH yang diperlukan 40,35 ml

$$\text{Penyelesaian N NaOH} = \frac{\text{mg asam oksalat}}{\text{BE asam osalat} \times \text{ml titrasi}} = \frac{245}{63 \times 40,35} = 0,0963 \text{ N}$$

Contoh

Penetapan kadar asam asetat ditimbang seksama 1gr sampel asam asetat dimasukan ke labu Erlenmeyer tambah aquades tambah indicator pp dititrasi dengan NaOH dengan N 0,0963 memerlukan 5,50 ml Berapa % kadar asam asetat tsb ( $\text{CH}_3\text{COOH} = 60$ )

Penyelesaian

$$\text{Kadar} = \frac{\text{ml titrasi} \times \text{N nNaOH} \times \text{BE asam cuka} \times 100 \%}{\text{mg sampel}}$$

$$= \frac{5,5 \times 0,0963 \times 60 \times 100 \%}{1000} = 3,18 \%$$

### 3. TITRASI REDOK

Titration redox mengacu pada setiap perubahan kimia terjadi pada bilangan oksidasi, redok istilah dari reduksi dan oksidasi, oksidasi merupakan perubahan dimana terjadi kenaikan bilangan oksidasi, berarti proses oksidasi disertai dengan hilangnya elektron sedangkan reduksi memperoleh elektron. Oksidator adalah senyawa dimana atom yang terkandung mengalami penurunan bilangan oksidasi, sebaliknya reduktor atom yang terkandung mengalami kenaikan bilangan oksidasi. Oksidasi-reduksi selalu berlangsung bersama dan saling mengkompensasi satu sama lain.

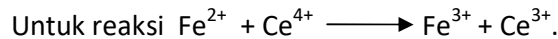
Banyak sekali metoda volumetri yang berprinsipkan pada transfer elektron, pada reaksi redok ini elektron ditranfer dari donor ke akseptor. Berbagai titrasi redok dapat digunakan dalam analisis titrasi volumetri asalkan kesetimbangan yang tercapai setiap penambahan titran dapat berlangsung dengan cepat, dan diperlukan juga adanya indikator yang mampu menunjukkan titik ekuivalen stoikiometri dengan akurasi yang tinggi, banyak titrasi redok dilakukam dengan menggunakan indikator warna.

Dua setengah reaksi untuk setiap titrasi redok selalu dalam kesetimbangan pada seluruh titik setelah mulainya titrasi, sehingga potensial reduksi untuk separuh sel adalah identik pada seluruh titik. Sedangkan potensial sel yaitu E sel berubah selama titrasi, perubahanya spesifik pada sekitar titik ekuivalen perubahan potensial adalah yang paling besar: Variasi E sel dengan volume titran menunjukkan bahwa titrasi redok dapat digunakan untuk menentukan titrasi yang sulit menentukan titik ekuivalenya. Karena informasi mengenai laju atau mekanismenya reaksinya tidak ada maka potensial elektroda dapat berperan sebagai petunjuk mengenai kondisi kesetimbangan. Banyak reaksi redok yang berlangsung lambat sehingga sering digunakan suatu katalis untuk mempercepat reaksinya. Kurva titrasi dapat dibuat dengan menggunakan potensial sel terhadap volume titran.

Dalam membuat kurva titrasi redok biasanya diplot grafik E sel (terhadap SCE) dengan volume titran. Seperti diketahui sebagian besar indikator redok memang sensitif ,

tetapi indikator sendiri merupakan zat oksidator atau reduktor, sehingga perubahan potensial perlu dipertimbangkan selama titrasi, oleh karena itu pada titrasi potensiometri dimana E sel (dibandingkan terhadap elektroda pembanding) dibaca selama titrasi, titik ekuivalen ditentukan dari kurva titrasinya. Perubahan potensial akibat penambahan volume titran dapat dihitung dengan menggunakan persamaan Nernst asalkan potensial elektroda standar diketahui.

$$\text{Persamaan Nernst : } E = E_0 - \frac{RT}{nF} \log \frac{[\text{keadaan tereduksi}]}{[\text{keadaan oksidasi}]}$$



Pada kesetimbangan potensial elektroda untuk dua setengah sel reaksi adalah sama.  $E_{\text{Ce}^{4+}} = E_{\text{Fe}^{3+}} = E_{\text{system}}$ . ini adalah potensial dari system. Untuk redok berlaku pula :  $E_{\text{indikator}} = E_{\text{Ce}^{4+}} = E_{\text{Fe}^{3+}} = E_{\text{system}}$ .

Contoh.

Membuat kurva titrasi untuk titrasi 50 ml  $\text{Fe}^{3+}$  0,05 N dengan 0.1 N  $\text{Ce}^{4+}$  reaksi dilakukan dala suasana asam ( $\text{H}_2\text{SO}_4$  1 M) diketahui  $E = 0,68$  V dan  $E = 1,44$  V

a. Pada permulaan titrasi potensial

$$E = E_{\text{Fe}^{3+}}^0 - 0,059 \log \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}]}$$

Karena larutan tidak mengandung ion cerium maka memiliki Fe yang sangat kecil  $E = 0,68$  apabila diasumsikan teroksidasi menjadi  $\text{Fe}^{3+}$  sebanyak 0,1 % berarti  $[\text{Fe}^{2+}]/[\text{Fe}^{3+}] = 1000:1$  sehingga  $E = 0,68 - 0,059 \log 1000 = 0,50$  volt.

b. Pada penambahan  $\text{Ce}^{4+}$  5 ml terhadap 50 ml  $\text{Fe}^{3+}$

$$[\text{Ce}^{3+}] = \frac{5 \times 0,1}{55} \quad [\text{Ce}^{4+}] = 0,5/55 \text{ dan konsentrasi } \text{Fe}^{3+}$$

$$[\text{Fe}^{3+}] = \frac{5 \times 0,1}{55} \quad [\text{Ce}^{4+}] = 0,5/55 \text{ dan konsentrasi } \text{Fe}^{2+}.$$

$$[\text{Fe}^{2+}] = \frac{[50 \times 0,05] - [5 \times 0,1]}{55} = 2,0/55,0$$

$$\text{Potensial sel: } E = E_{\text{Ce}^{4+}}^0 - 0,0591 \log \frac{[\text{Ce}^{3+}]}{[\text{Ce}^{4+}]}$$

$$E_{\text{Fe}^{3+}}^0 - 0,0591 \log$$

Karena kita tahu  $[\text{Fe}^{2+}]$  dan  $[\text{Fe}^{3+}]$  kita letakan pada persamaan diatas

$$E = 0,68 - 0,0591 \log \quad = 0,64 \text{ volt.}$$

kemudian kita gunakan system  $\text{Ce}^{4+} \text{ --- } \text{Ce}^{3+}$

c. Potensial pada titik ekuivalen dapat dihitung sebagai

$$E_{\text{eq}} = \frac{E_{\text{Ce}^{4+}}^0 + E_{\text{Fe}^{3+}}^0}{2} = \frac{0,68 + 1,44}{2} = 1,06 \text{ V}$$

d. Pada penambahan 25,1 ml  $\text{Ce}^{4+}$  terhadap larutan 50 ml 0,05 N  $\text{Fe}^{2+}$  larutan mengandung  $\text{Ce}^{4+}$  yang berlebih dan sejumlah ekuivalen  $\text{Fe}^{3+}$  dan  $\text{Ce}^{3+}$

$$[\text{Fe}^{3+}] = \frac{25 \times 0,1}{75,1} - [\text{Fe}^{2+}] = 2,5/75,1$$

$$[\text{Ce}^{3+}] = \frac{25 \times 0,1}{75,1} - [\text{Fe}^{2+}] = 2,4/75,1$$

$$[\text{Ce}^{4+}] = \frac{[25,1 \times 0,1] - [50 \times 0,05]}{75,1} + [\text{Fe}^{2+}]$$

$$= 0,01/75,1$$

Menghitung potensial Sel dari  $\text{Ce}^{4+} / \text{Ce}^{3+}$

$$E = 1,44 - 0,0591 \log \frac{[\text{Ce}^{3+}]}{[\text{Ce}^{4+}]} = 1,44 - 0,0591 \log \frac{2,5/75,1}{0,01/75,1} = 1,3 \text{ vol.}$$

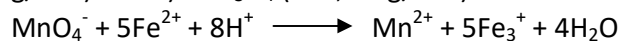
Tabel 6.3  
kurva titrasi  $\text{Fe}^{2+}$  dengan  $\text{Ce}^{4+}$

Vol larutan 0,1 N Ce(IV) ( ml)	E ( Volt ) terhadap SCE
0	-
5	0,64
10	0,66
15	0,69
20	0,69
24,9	0,82
25,0 ( titik ekuivalen)	1,06
25,1	1,30
26,0	1,36
30,0	1,40

Titik ekuivalen ditandai dengan perubahan yang cukup besar pada fungsi ordinat. Kurva titrasi adalah simetri disekitar titik ekuivalen, karena pada saat perbandingan mol keadaan teroksidasi dan keadaan tereduksi sama dengan satu.

#### Contoh

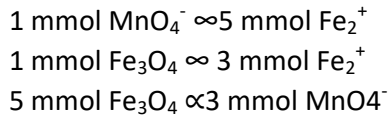
Perhitungan jumlah analit dari data titrasi Redok suatu sampel bijih besi seberat 0,8040 g dilarutkan dalam asam. Besi kemudian direduksi menjadi  $\text{Fe}^{2+}$  dan dititrasi dengan 0,02242 M  $\text{KMnO}_4$  ternyata diperlukan 47,22 mL sampai tercapainya titik akhir. Hitung a) %Fe (55,847 g/mol) dan b) % $\text{Fe}_3\text{O}_4$  (231,54 g/mol) di dalam sampel. Reaksi analit dengan reagen adalah:



jawab: 1 mmol  $\text{MnO}_4^- \propto 5 \text{ mmol Fe}^{2+}$

$$\text{Berat Fe}^{2+} = 47,22 \text{ ml KMnO}_4 \times \frac{0,02242 \text{ mmol KMnO}_4}{1 \text{ ml KMnO}_4} \times \frac{5 \text{ mmol Fe}^{2+}}{1 \text{ mmol KMnO}_4} \times \frac{231,54}{1 \text{ mmol Fe}_2\text{O}_4}$$

$$\% \text{Fe}^{2+} = \frac{\text{Berat Fe}}{\text{Berat sampel}} \times 100\% = 36,77\%$$



$$\text{Berat Fe}_3\text{O}_4 = 47,22 \text{ ml KMnO}_4 \times \frac{0,02242 \text{ mmol KMnO}_4}{1 \text{ ml KMnO}_4} \times \frac{5 \text{ mmol Fe}_3\text{O}_4}{3 \text{ mmol KMnO}_4} \times \frac{231,54}{1 \text{ mmol Fe}_3\text{O}_4}$$

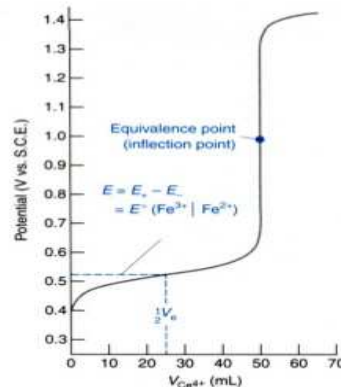
$$\% \text{ Fe}_3\text{O}_4 = \frac{\text{Berat Fe}_3\text{O}_4}{\text{Berat Sampel}} \times 100\% = 50,81\%$$

Gambar 6.2  
Kurva titrasi Redoks

## Titration Redox

### Bentuk kurva titrasi redoks

- 2.) **kurva titrasi memiliki tiga wilayah**
  - > Sebelum titik ekuivalen
  - > Pada titik ekuivalen (TE)
  - > Setelah titik ekuivalen
- 3.) **Wilayah 1: sebelum titik ekuivalen**
  - > Tiap aliquot  $\text{Ce}^{4+}$  menghasilkan mol  $\text{Ce}^{3+}$  dan  $\text{Fe}^{3+}$  yang ekuivalen
  - > Kelebihan  $\text{Fe}^{2+}$  yang belum bereaksi berada dalam larutan
  - > Jumlah  $\text{Fe}^{2+}$  dan  $\text{Fe}^{3+}$  dapat diketahui, digunakan untuk menghitung potensial sel.
  - > Sisa  $\text{Ce}^{4+}$  tidak diketahui



## 4. BEBERAPA SISTEM REDOK.

- a.  $\text{Ce}(\text{IV})$  sulfat merupakan oksidator yang sangat baik dengan indikator O-fenantrolin. Pada reaksi  $\text{Ce}^{4+} \longrightarrow \text{Ce}^{3+} + e^-$  elektron orbital 4 f yang dibebaskan. Potensial formal pasangan  $\text{Ce}(\text{IV})$ -  $\text{Ce}(\text{III})$  adalah 1,70 V dalam  $\text{HClO}_4$ ; 1,60 V dalam  $\text{HNO}_3$ , 1,42 dalam  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .  $\text{Ce}$  dalam  $\text{H}_2\text{SO}_4$  distandarkan oleh  $\text{N}_2\text{C}_2\text{O}_4$ . Kebanyakan  $\text{Ce}(\text{IV})$  untuk menentukan kadar  $\text{Fe}(\text{II})$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ , Oksalat,  $\text{As}(\text{III})$  dan fersianida.
- b. Kalium permanganat: Oksidator kuat, tidak memerlukan indikator, biasanya digunakan dalam medium asam  $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 e^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$   $E^0 = 1,51 \text{ V}$ . Reaksi oksidasi terhadap  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  berjalan lambat pada suhu ruangan, untuk mempercepat reaksi perlu pemanasan. Sedangkan reaksi dengan  $\text{As}(\text{III})$  memerlukan katalis, titik akhir permanganate tidak permanen warna cepat hilang karena terjadi reaksi  $2 \text{MnO}_4^- + 3 \text{Mn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{MnO}_2$  (tidak berwarna), larutan dalam air tidak stabil dan air teroksidasi  $2 \text{MnO}_4^- + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 4 \text{MnO}_2 + 3 \text{O}_2 + 4 \text{OH}^-$ , penguraian dikatalisis oleh cahaya, panas asam basa, ion  $\text{Mn}(\text{II})$  dan  $\text{MnO}_2$  biasanya terbentuk dari dekomposisi



- sendiri bersifat auto katalitik.  $\text{KMnO}_4$  dapat distandarkan terhadap asam oksalat. atau natrium oksalat.
- c. Kalium dikromat reaksinya  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$   $E^\circ = 1,33 \text{ V}$ . Zat ini oksidasinya lemah dibandingkan  $\text{KMnO}_4$  dan  $\text{Ce (IV)}$ . Dapat digunakan untuk analisis  $\text{Fe (II)}$  dengan indicator difenil amin sulponat. Reaksi  $6 \text{Fe}^{2+} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ \rightleftharpoons 6 \text{Fe}^{3+} + 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$ . Ada beberapa penerapan lain.
- d. Kalium Bromat adalah oksidator kuat reaksinya:  $\text{BrO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Br}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$   $E^\circ = 1,44 \text{ V}$ . merupakan standar primer, sifatnya stabil, indikator yang sering digunakan methyl orange, atau red tetapi indikator yang lebih baik  $\alpha$ -naphthoflavon, quinolin yellow, Kalium bromat banyak digunakan dalam kimia organik, misalnya titrasi oksin. Sebagian besar titrasi kembali dengan asam arsenik.
- e. Kalium iodat ( $\text{KIO}_3$ ), banya digunakan dalam kimia analitik  $\text{IO}_3^- + 5 \text{I}^- + 6 \text{H}^+ \rightleftharpoons 3 \text{I}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$ .

### Pemakaian Iodium sebagai reagen redoks.

Karena harga  $E^\circ$  iodium berada pada daerah pertengahan maka sistem Iodium dapat digunakan untuk oksidator dan reduktor. Jika  $E^\circ$  tidak bergantung pada pH ( $\text{pH} < 8,0$ ) maka persamaan reaksinya  $\text{I}_2 (\text{s}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{I}^-$   $E^\circ = 0,535 \text{ V}$ .

$\text{I}_2$  merupakan oksidator lemah dan Iodida merupakan reduktor lemah, kelarutan cukup baik dalam air dengan pembentukan triiodida ( $\text{KI}_3$ ). Iodium larut dalam larutan KI dan harus disimpan ditempat gelap dan dingin. Dapat distandarkan terhadap  $\text{As}_2\text{O}_3$ . Cara lain dapat distandarkan dengan  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ . Larutan natrium tiosulpat dapat distandarkan terhadap  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  atau dengan  $\text{KIO}_3$ , Reaksi  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{I}^- \rightleftharpoons 3 \text{I}_2 + 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$  atau  $\text{IO}_3^- + 5 \text{I}^- + 6 \text{H}^+ \rightleftharpoons 3 \text{I}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$ . Biasanya indicator yang digunakan amilum/ kanji.

Sensitifitas warna tergantung pada pelarut yang digunakan, kompleks iod-amilum mempunyai kelarutan yang kecil dalam air sehingga biasanya ditambahkan pada mendekati titik akhir reaksi. Reaksi antara iodium dengan tio sulfat, jika larutan iodium dalam KI pada suasana netral maupun suasan asam dititrasi dengan natrium tiosulfat maka reaksi yang terjadi adalah:  $\text{I}_3^- + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightleftharpoons 3 \text{I}^- + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ .

Contoh Soal

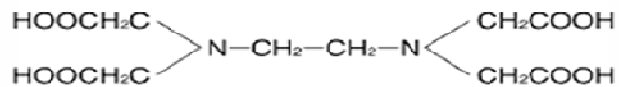
Berapakah berat ekuivalen oksidator berikut: a)  $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ . Dan b)  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ .

Jawab

- a).  $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$  menunjukkan reaksi redok berikut:  $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$  karena bilangan oksidasi berubah satu satuan maka berat ekuivalen Sama dengan beramolekul nya yaitu 278.
- b)  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$  mengalami tranformasi  $2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2 \text{e}^-$  bilangan oksidasi S berubah + 2 ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ) + 5/2 (dalam  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ) perubahan 1/2 satuan, sehingga untuk 2 atom S perubahannya 1 satuan berarti berat ekuivalen sama dengan berat molekul = 248, 2.

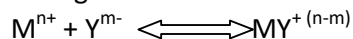
## 5. TITRASI KOMPLEKSOMETRI

Titration kompleksometri adalah salah satu metode kuantitatif dengan memanfaatkan reaksi kompleks antara ligan dengan ion logam utamanya, yang umum EDTA (disodium ethylenediaminetetraacetat/ tritriplex/ komplekson, dll). Senyawa ini bereaksi dengan banyak kation membentuk kompleks, senyawa kompleks terdiri dari akseptor elektron (ion logam atau atom netral) dan donor elektron (donor dari molekul bukan logam). Ligan ion atau molekul merupakan donor elektron dalam satu atau lebih koordinasi. Ligan mempunyai atom elektronegatif misalnya nitrogen, oksigen atau halogen. Ligan unidentat (monodentat) ligan yang menyerahkan satu pasang elektron untuk membentuk ikatan kovalen dengan ion logam, contoh  $\text{NH}_3$ , mempunyai satu pasang elektron yang tidak dipakai bersama, jadi dapat membentuk satu ikatan dengan ion logam. Ligan polidentat (multidentat) ligan yang dapat menyerahkan 1> lebih pasang elektron untuk membentuk ikatan kovalen dengan ion logam, contoh etilen diamin  $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2\text{CH}_2$  mempunyai dua pasang elektron yang tidak dipakai bersama, jadi dapat membentuk dua ikatan dengan ion logam. Kelon (chelon) pereaksi pembentuk kompleks dapat digunakan sebagai pentitrasi pada penentuan kuantitatif ion logam. Chelating agent yang larut dalam air untuk membentuk kompleks yang stabil dengan ion logam. Cincin chelate atau kelat merupakan cincin heterosiklik yang terbentuk karena interaksi antara satu ion logam (atom pusat) dengan ligan polidentat, kompleks terbentuk disebut senyawa kelat.



Ligan pembentuk kompleks yang larut dalam air disebut sesquetering agent contoh EDTA membentuk kompleks 1:1 dengan ion logam. EDTA merupakan ligan heksadentat yang paling banyak digunakan dalam titration kompleksometri. EDTA mempunyai enam tempat mengikat ion logam 4 digugus karboksilat, 2 digugus amin. Asam Etilen diamin tetra asetat  $\text{H}_4\text{Y}$  maka garam dinatriumnya adalah  $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$

Dasar reaksi kompleksometri reaksi penggabungan atau asosiasi antara ion logam dan ligan membentuk kompleks yang larut dalam air, tidak semua kompleks larut dalam air karena ada kompleks yang tidak larut dalam air seperti Ni dengan dimetil glioksin. Reaksi kompleks dapat juga dinyatakan sebagai berikut:

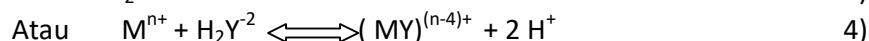
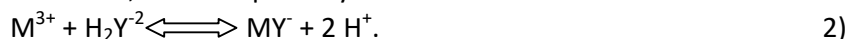


Dimana M = ion logam  
Y = ligan.

Untuk menyederhanakan pembahasan yang berikut EDTA diberi Rumus  $\text{H}_4\text{Y}$ : maka garam dinatriumnya adalah  $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$ , dan member ion pembentuk kompleks  $\text{H}_2\text{Y}^{2-}$  dalam larutan air: ia bereaksi dengan semua logam dalam rasio 1:1 Raksi dengan kation misalnya dapat ditulis:



Untuk kation lain, reaksi dapat dinyatakan:



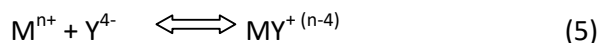
Dalam semua kasus satu mol  $H_2Y^{2-}$  yang membentuk kompleks akan bereaksi dengan satu mol ion logam, dan juga selalu terbentuk dua mol ion hydrogen. Terlihat dari persamaan (4) bahwa disosiasi kompleks akan ditentukan oleh pH larutan: menurunkan pH akan mengurangi kestabilan kompleks logam EDTA. Semakin stabil kompleks, semakin rendah pH dimana suatu titrasi EDTA dari ion logam bersangkutan dapat dilaksanakan.

*Tabel Kestabilan terhadap pH dari beberapa kompleks logam-EDTA.*

pH minimum adanya kompleks	Logam pilihan
1-3	Zr <sup>4+</sup> , Hf <sup>4+</sup> , Th <sup>3+</sup> , Bi <sup>3+</sup> dan Fe <sup>3+</sup> .
4-6	Pb <sup>2+</sup> , Cu <sup>2+</sup> , Zn <sup>2+</sup> , Co <sup>2+</sup> , Ni <sup>2+</sup> , Mn <sup>2+</sup> , Fe <sup>2+</sup> , Al <sup>3+</sup> , Cd <sup>2+</sup> , dan Sn <sup>2+</sup>
8-10	Ca <sup>2+</sup> , Sr <sup>2+</sup> , Ba <sup>2+</sup> , Mg <sup>2+</sup> .

Jadi terlihat, bahwa pada umumnya, kompleks EDTA dengan logam divalent adalah stabil pada larutan basa atau sedikit asam, sementara kompleks dengan ion tri dan tetra valen, mungkin terdapat dalam larutan-larutan dengan keasaman yang jauh lebih tinggi.

*Tetapan kestimbangan atau tetapan kestabilan kompleks*



$$K_{\text{stab}} = \frac{[MY^{+(n-4)}]}{[M^{n+}][Y^{4-}]} \quad (6)$$

Tetapan ini disebut juga tetapan kesetabilan pembentukan kompleks, suatu ion kompleks dinyatakan stabil jika harga  $K_{\text{stab}} \geq 10^8$ .

Tabel 6.4

Tetapan kesetabilan dari kompleks Logam EDTA yang dinyatakan sebagai log K

Kation	Log K stabil	Kation	Log K stabil
Mg <sup>2+</sup>	8,7	Zn <sup>2+</sup>	16,7
Ca <sup>2+</sup>	10,7	Cd <sup>2+</sup>	16,6
Sr <sup>2+</sup>	8,6	Hg <sup>2+</sup>	21,9
Ba <sup>2+</sup>	7,8	Pb <sup>2+</sup>	18,0
Mn <sup>2+</sup>	13,8	Al <sup>3+</sup>	16,3

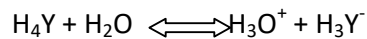
Kation	Log K stabil	Kation	Log K stabil
Fe <sup>2+</sup>	14,3	Fe <sup>3+</sup>	25,1
Co <sup>2+</sup>	16,3	Cr <sup>3+</sup>	24,0
Ni <sup>2+</sup>	18,6	Ce <sup>3+</sup>	15,9
Cu <sup>2+</sup>	18,8	Li <sup>3+</sup>	2,8

Pada persamaan (6) hanya bentuk EDTA yang terionisasi penuh; yaitu ion Y<sup>4-</sup>. Pada pH rendah mungkin saja hanya terdapat HY<sup>3-</sup>, H<sub>2</sub>Y<sup>2-</sup>, H<sub>3</sub>Y<sup>-</sup> dan bahkan mungkin H<sub>4</sub>Y yang tidak berdisosiasi, atau dengan kata lain hanya sebagian EDTA yang tidak bergabung dengan logam, dapat berada sebagai Y<sup>4-</sup>. Selanjutnya dalam persamaan (6) ion logam M<sup>n+</sup> dianggap tidak terbentuk kompleks, didalam air ia hanya berada sebagai ion terhidrasi. Jadi didalam praktek kestabilan kompleks-kompleks logam EDTA dapat diubah dengan:

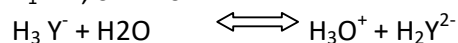
- Mengubah pH.
- Adanya zat pengompleks lain.

Maka tetapan kestabilan kompleks EDTA akan berbeda dari nilai yang dicatat untuk suatu pH tertentu dalam larutan air murni.

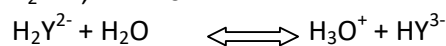
*Pengaruh pH pada pembentukan komplek, tetapan disosiasi asam EDTA (H<sub>4</sub>Y)*



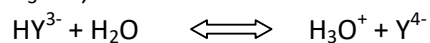
$$K_1 = 1,02 \times 10^{-2}$$



$$K_2 = 2,14 \times 10^{-3}$$



$$K_3 = 6,92 \times 10^{-7}$$



$$K_4 = 5,50 \times 10^{-11}$$

Jika konsentrasi [H<sup>+</sup>] naik atau pH menurun reaksi kesetimbangan bergeser ke kiri pembentukan komplek tidak terjadi, asam EDTA akan terurai tergantung pH, maka dari itu diperlukan penambahan larutan dapar untuk mempertahankan pH. Titrasi kompleksometri berjalan baik jika keefektifan pH (K<sub>efektif</sub> ≥ 10<sup>8</sup>).

## 6. JENIS TITRASI EDTA.

Pada titrasi ion logam dengan EDTA dapat digolongkan pada Jenis titrasi:

- Titrasi langsung: larutan yang mengandung ion logam yang akan dianalisis di tambah larutan dapar sampai pada pH yang ditentukan Misal pH 10 dengan NH<sub>4</sub> larutan NH<sub>3</sub> dalam air) dan dititrasi langsung dengan EDTA standar. mungkin perlu untuk mencegah pengendapan hidroksida logam itu (dengan menambahkan sedikit zat pengomplek pembantu seperti asam tartrat atau sitrat atau trietanol amin). Digunakan

- untuk ion-ion yang tidak mengendap pada pH titrasi, reaksi pembentukan kompleksnya berjalan cepat. Contoh penentuannya ialah untuk ion-ion Mg, Ca, dan Fe.
- Titrasi balik: karena banyak berbagai alasan ion logam tidak dapat dititrasi langsung, karena mungkin mengendap dalam keadaan pH tertentu, atau mungkin akan bereaksi pada pH tersebut dengan indikator, maka harus diberi dapar dahulu kemudian ditambahkan EDTA yang berlebih kemudian kelebihan EDTA dititrasi dengan ion logam, titik akhir titrasi dapat diketahui dengan menggunakan indikator yang sesuai. Titrasi balik yaitu titrasi yang digunakan untuk ion-ion logam yang mengendap pada pH titrasi, reaksi pembentukan kompleksnya berjalan lambat. Contoh penentuannya ialah untuk penentuan ion  $\text{Ni}^{3+}$
  - Titrasi penggantian atau substitusi. Titrasi ini dapat digunakan untuk ion logam yang tidak bereaksi (bereaksi tetapi tidak sempurna) EDTA bereaksi lebih stabil dengan dengan indikator membentuk kompleks EDTA indikator dari pada kompleks EDTA dengan ion logam. contoh penentuannya ialah untuk ion-ion Ca dan Mg
  - Titrasi alkalimetri. Bila suatu larutan dinatrium etilen diamin tetraasetat  $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$ , ditambahkan kepada suatu larutan yang mengandung ion-ion logam terbentuk kompleks-kompleks dengan disertai pembebasan dua ekuivalen ion hydrogen
 
$$\text{M}^{n+} + \text{H}_2\text{Y}^{2-} \rightleftharpoons (\text{MY})^{(n-4)+} + 2 \text{H}^+$$
 Ion hydrogen yang dibebaskan dapat dititrasi dengan dengan larutan NaOH dengan indikator asam basa, atau indikator potensiometri.

#### Beberapa jenis senyawa Kompleks

Ada 2 jenis ligand dilihat dari jumlah atom donor di dalamnya :

- Ligand monodentat : terdapat 1 atom di dalamnya
- Ligand polidentat : terdapat lebih dari 1 atom donor di dalamnya

Contoh beberapa kompleksion :

- Asam nitrilotriasetat(III)  
Nama lainnya adalah:
  - NITA
  - NTA
  - Komplekson I
- Asam trans-1, 2-diaminosikloheksana-N, N, N', N'-tetraasetat (IV)  
Nama lainnya adalah: EDTA
  - DcyTA
  - DCTa
  - Komplekson IV
- Asam 2, 2'etilenadioksibis (etiliminodiasetat) (V)  
Nama lainnya: Asam etilenaglikolbis (2-aminoetil eter) N, N, N', N-tetraasetat (EGTA)
- Asam trietilenatetramina-N, N, N', N'', N''', N'''-heksaasetat (TTHA)

Asam etilen diamin tetra asetat atau yang lebih dikenal dengan EDTA, merupakan salah satu jenis asam amina polikarboksilat. EDTA sebenarnya adalah ligan heksadentat yang dapat berkoordinasi dengan suatu ion logam lewat kedua nitrogen dan keempat gugus karboksil-nya atau disebut ligan multidentat yang mengandung lebih dari dua atom koordinasi per molekul, misalnya asam 1, 2-diaminoetanetetraasetat (asam etilen diamina tetraasetat, EDTA) yang mempunyai dua atom nitrogen - penyumbang dan empat atom oksigen penyumbang dalam molekul.

EDTA dapat membentuk senyawa kompleks yang mantap dengan sejumlah besar ion logam sehingga EDTA merupakan ligan yang tidak selektif. Dalam larutan yang agak asam, dapat terjadi protonasi parsial EDTA tanpa pematangan sempurna kompleks logam, yang menghasilkan spesies seperti  $\text{CuHY}^-$ . Ternyata bila beberapa ion logam yang ada dalam larutan tersebut maka titrasi dengan EDTA akan menunjukkan jumlah semua ion logam yang ada dalam larutan tersebut.

Faktor-faktor yang akan membantu menaikkan selektivitas, yaitu:

1. Dengan mengendalikan pH larutan dengan sesuai
2. Dengan menggunakan zat-zat penopeng
3. Kompleks-kompleks sianida
4. Pemisahan secara klasik
5. Ekstraksi pelarut
6. Indikator
7. Anion-anion
8. 'Penopengan Kinetik'

## 7. Indikator Non logam

Titrasi dapat ditentukan dengan adanya penambahan indikator yang berguna sebagai tanda tercapai titik akhir titrasi. Ada lima syarat suatu indikator ion logam dapat digunakan pada pendeteksian visual dari titik-titik akhir yaitu:

- a. Reaksi warna harus sedemikian sehingga sebelum titik akhir, bila hampir semua ion logam telah berkompleks dengan EDTA, larutan akan berwarna kuat.
- b. Reaksi warna itu haruslah spesifik (khusus), atau sedikitnya selektif.
- c. Kompleks-indikator logam itu harus memiliki kestabilan yang cukup, kalau tidak, karena disosiasi, tak akan diperoleh perubahan warna yang tajam.
- d. Kompleks-indikator logam itu harus kurang stabil dibanding kompleks logam-EDTA untuk menjamin agar pada titik akhir, EDTA memindahkan ion-ion logam dari kompleks-indikator logam ke kompleks logam-EDTA harus tajam dan cepat.
- e. Kontras warna antara indikator bebas dan kompleks-indikator logam harus sedemikian sehingga mudah diamati. Indikator harus sangat peka terhadap ion logam (yaitu, terhadap  $\mu\text{M}$ ) sehingga perubahan warna terjadi sedikit mungkin dengan titik ekuivalen. Larutan indikator bebas mempunyai warna yang berbeda dengan larutan kompleks indikator. Indikator yang banyak digunakan dalam titrasi kompleksometri adalah:

- 1) Hitam eriokrom  
 Indikator ini peka terhadap perubahan kadar logam dan pH larutan. Pada pH 8 -10 senyawa ini berwarna biru dan kompleksnya berwarna merah anggur. Pada pH 5 senyawa itu sendiri berwarna merah, sehingga titik akhir sukar diamati, demikian juga pada pH 12. Umumnya titrasi dengan indikator ini dilakukan pada pH 10.  
 Warna komplekslogam-indikator harus berbeda daripada warna indikator bebas  
 Contoh Eriochrom Black T (EBT)  

$$M^{2+} + HIn^{2-} \rightleftharpoons MIn^{-} + H^{+}$$

$\downarrow$   
 Biru  
 $\downarrow$   
 Warna bentuk bebas

$\downarrow$   
 merah anggur  
 $\downarrow$   
 Warna bentuk kompleks
- 2) Murexid Digunakan untuk analisis kadar Ca pada pH 12, kompleks logam indicator berwarna merah, indicator bentuk bebas berwarna violet pada titik akhir titrasi, indicator ini dapat digunakan pada analisis kadar Co, Cu, Ni dan Ce kompleks logam-indikator (warna kuning) Indikator bentuk bebas (warna violet)
- 3) Jingga xilenol kompleks logam-indikator (warna merah) Indikator bentuk bebas (kuning lemon) Indikator ini berwarna kuning sitrun dalam suasana asam dan merah dalam suasana alkali. Kompleks logam-jingga xilenol berwarna merah, karena itu digunakan pada titrasi dalam suasana asam.
- 4) Biru Hidroksi Naftol  
 Indikator ini memberikan warna merah sampai lembayung pada daerah pH 12 –13 dan menjadi biru jernih jika terjadi kelebihan edetat.

## Ringkasan

1. Analisa titrimetri atau analisa volumetri adalah analisis kuantitatif dengan mereaksikan suatu zat yang dianalisis dengan larutan baku (standar) yang telah diketahui konsentrasinya secara teliti, dan reaksi antara zat yang dianalisis dan larutan standar tersebut berlangsung secara kuantitatif.
2. Larutan baku primer (standar) adalah larutan yang telah diketahui konsentrasinya secara teliti, dan konsentrasinya biasa dinyatakan dalam satuan N (normalitas) atau M (molaritas).
3. Indikator adalah zat yang ditambahkan untuk menunjukkan titik akhir titrasi warna yang spesifik pada berbagai perubahan pH.
4. Titik Ekuivalen adalah titik dimana terjadi kesetaraan reaksi secara stokiometri antara zat yang dianalisis dan larutan standar.
5. Titik akhir titrasi adalah titik dimana terjadi perubahan warna pada indikator yang menunjukkan titik ekuivalen reaksi antara zat yang dianalisis dan larutan standar. Pada umumnya, titik ekuivalen lebih dahulu dicapai lalu diteruskan dengan titik akhir titrasi. Ketelitian dalam penentuan titik akhir titrasi sangat mempengaruhi hasil analisis pada

suatu senyawa. Syarat-syarat yang harus dipenuhi untuk dapat dilakukan analisis volumetrik adalah sebagai berikut: Reaksinya harus berlangsung sangat cepat. Reaksinya harus sederhana serta dapat dinyatakan dengan persamaan reaksi yang kuantitatif/stokiometrik. Harus ada perubahan yang terlihat pada saat titik ekuivalen tercapai, baik secara kimia maupun secara fisika.

6. **Reaksi asam-basa** (reaksi netralisasi) Jika larutan bakunya adalah larutan basa, maka zat yang akan ditentukan haruslah bersifat asam dan sebaliknya. Berdasarkan sifat larutan bakunya, titrasi dibagi atas: Asidimetri adalah titrasi penetralan yang menggunakan larutan baku asam.
7. **Alkalimetri** adalah titrasi penetralan yang menggunakan larutan Baku basa. Contoh: NaOH, KOH
8. **Reaksi oksidasi-reduksi (redoks)** Yang terjadi adalah reaksi antara senyawa/ion yang bersifat sebagai oksidator dengan senyawa/ion yang bersifat sebagai reduktor dan sebaliknya. Berdasarkan larutan bakunya, titrasi dibagi atas: Oksidimetri adalah metode titrasi redoks yang dimana larutan baku yang digunakan bersifat sebagai oksidator. Yang termasuk titrasi oksidimetri adalah: Permanganometri, larutan bakunya :  $\text{KMnO}_4$  Dikromatometri, larutan bakunya :  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  Serimetri, larutan bakunya :  $\text{Ce}(\text{SO}_4)_2$ ,  $\text{Ce}(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  Iodometri, larutan bakunya :  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
9. **Reaksi Pengendapan (presipitasi)** adalah reaksi penggabungan ion yang menghasilkan endapan/ senyawa yang praktis tidak terionisasi. Yang termasuk titrasi pengendapan adalah: Argentometri, larutan bakunya:  $\text{AgNO}_3$  Merkuriometri, larutan bakunya :  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ / logam raksa itu sendiri
10. **Reaksi kompleksometri** Reaksi pembentukan kompleks Titrasi kompleksometri digunakan untuk menetapkan kadar ion-ion alkali dan alkali tanah/ ion-ion logam. Larutan bakunya : EDTA

## Tes 1

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

- 1) Syarat-syarat yang harus dipenuhi untuk dapat melaksanakan metode volumetri adalah sebagai berikut kecuali:
  - A. Reaksi harus dapat berlangsung cepat sehingga perubahan yang terjadi dapat langsung diamati
  - B. Interaksi antara pentiter dan zat yang ditentukan harus berlangsung secara stoikiometri
  - C. Reaksi pembentukan produk dapat berlangsung sempurna pada titik akhir titrasi atau dengan kata lain ketetapan kesetimbangan reaksi sangat besar
  - D. Harus ada perubahan yang terlihat pada saat tercapainya titik ekuivalen



- 2) Larutan 40 ml NaOH 0,1 M dicampur dengan 60 ml larutan HCl 0,05 M untuk menetralkan campuran ini membutuhkan  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,05 M sebanyak...
- A. 20 ml.
  - B. 15 ml.
  - C. 10 ml
  - D. 5 ml
- 3) Volume minimum HCl yang mengandung 1 mol/ liter yang diperlukan untuk melarutkan 0,25 mol  $\text{CaCO}_3$  adalah...
- A. 0,5 ml
  - B. 125 ml.
  - C. 250 ml.
  - D. 500 ml
- 4) Mana yang termasuk reaksi netralisasi dibawah ini:
- I.  $\text{KOH} + \text{HCl}$
  - II.  $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4$
  - III.  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH}$
  - IV.  $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
  - V.  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{HCl}$
- A. I, II dan III.
  - B. I,II,II dan IV.
  - C. I,III V.
  - D. I,II,II,IV dan V
- 5) Indikator yang sesuai untuk titrasi IV pada nomor 4 diatas adalah...
- A. Bromo Fenol Blue
  - B. phenolphtalein
  - C. Fenol Merah
  - D. Timol Blue
- 6) Indikator yang sesuai untuk titrasi V pada nomor 4 diatas...
- A. Bromo Fenol Blue
  - B. Merah Metil
  - C. Fenol Merah
  - D. Timol Blue

- 7) Pada standarisasi asam oksalat ditimbang 0,0520 mg dilarutkan air untuk titrasi dengan NaOH memerlukan 20,50 ml (diketahui BE asam oksalat 63) jadi normalitas NaOH adalah:
- 0,0401N
  - 0,0500 N
  - 0,1000N.
  - 0,0802 N
- 8) Penetapan kadar asam asetat ditimbang seksama 1gr sampel asam asetat dimasukan ke labu Erlenmeyer tambah aquades indikator dititrasi dengan NaOH dengan N 0,1000 N memerlukan 5,50 ml Berapa % kadar asam asetat tsb ( $\text{CH}_3\text{COOH} = 60$ ) ?
- 0,33 %
  - 0,033%
  - 3,3 %
  - 33 %.
- 9) Pernyataan dibawah ini benar **kecuali**
- Titrasi redok mengacu pada setiap perubahan kimia terjadi pada bilangan oksidasi, redok istilah dari reduksi dan oksidasi.
  - oksidasi merupakan perubahan dimana terjadi kenaikan bilangan oksidasi, berarti proses oksidasi disertai dengan hilangnya elektron sedangkan reduksi memperoleh elektron.
  - Oksidasi-reduksi selalu berlangsung bersama dan saling mengkompensasi satu sama lain.
  - Suatu titrasi reduksi dan oksidasi yang tidak memerlukan indikator.
- 10) Ion manakah dapat berfungsi sebagai zat pereduksi tetapi tidak sebagai zat pengoksidasi
- $\text{SO}_3^{2-}$
  - $\text{NO}_2^-$
  - $\text{CO}_3^{2-}$
  - $\text{SO}_4^{2-}$
- 11) Ion manakah yang dioksidasi oleh  $\text{KMnO}_4$  dalam larutan asam.
- $\text{SO}_4^{2-}$
  - $\text{NO}_3^-$
  - $\text{CO}_3^{2-}$
  - $\text{I}^-$
- 12) Ion manakah yang dapat berfungsi baik sebagai zat pengoksidasi maupun zat pereduksi
- $\text{NO}_2^-$
  - $\text{I}^-$

- C.  $S^{2-}$ .  
 D.  $PO_4^{3-}$ .
- 13) Ion manakah yang dapat mereduksi larutan  $KMnO_4$   
 A.  $SO_4^{2-}$ .  
 B.  $SO_3^{2-}$ .  
 C.  $CO_3^{2-}$ .  
 D.  $NO_3^-$ .
- 14) Setarakan reaksi di bawah ini  
 $Fe^{3+} + S^{2-} \longrightarrow S + FeS$   
 Berapa koefisien  $S^{2-}$  ?  
 A. 1.  
 B. 2.  
 C. 3.  
 D. 4.
- 15) Setarakan persamaan reaksi di bawah ini  
 $Cr(OH)_4^- + Na_2O_2 \longrightarrow CrO_4^{2-} + OH^- + Na^+ + H_2O$ .  
 Berapa koefisien  $Na^+$  ?  
 A. 10.  
 B. 2.  
 C. 6  
 D. 4.
- 16) Yang manakah krom di bawah ini yang mempunyai bilangan oksidasi selain enam ?  
 A.  $CrO_4^{2-}$   
 B.  $Cr_2O_7^{2-}$ .  
 C.  $CrO_3$ .  
 D.  $Cr(OH)_3$ .
- 17) Yang manakah reaksi di bawah ini terjadi perpindahan sebanyak lima elektron ?  
 A.  $MnO_4^- \longrightarrow Mn^{2+}$ .  
 B.  $Cr_2O_7^{2-} \longrightarrow 2Cr^{3+}$ .  
 C.  $MnO_4^- \longrightarrow MnO_2$   
 D.  $CrO_4^{2-} \longrightarrow Cr^{3+}$ .
- 18) Dalam senyawa manakah vanadium mempunyai bilangan oksidasi + 4 ?  
 A.  $NH_4VO_2$ .  
 B.  $K_4V(CN)_6$ .

- C.  $\text{C.VSO}_4$ .  
 D.  $\text{D.VOSO}_4$
- 19) Pada perubahan manakah klor dioksidasi
- $\text{Cl}_2 \longrightarrow \text{OCl}$
  - $\text{Cl}_2 + \text{I}_2 \longrightarrow 2\text{ICl}$
  - $\text{OCl}^- \longrightarrow \text{ClO}_3^-$
  - $\text{OCl}^- \longrightarrow \text{Cl}^-$
- A. b,c.  
 B. a,c.  
 C. b,d.  
 D. d
- 20) Pada reaksi mana di bawah ini hydrogen peroksida, tidak berfungsi sebagai oksidator ?
- $2 \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}^+ \longrightarrow 2 \text{Fe}^{3+} + 2 \text{H}_2\text{O}$ .
  - $\text{PbS} + 4 \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{PbSO}_4 + 4 \text{H}_2\text{O}$ .
  - $2 \text{I}^- + 2 \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}^+ \longrightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .
  - $\text{Ag}_2\text{O} + 2 \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{Ag} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .

## Topik 2 Gravimetri

Analisis gravimetri merupakan analisis yang didasari dari proses isolasi dan pengukuran berat suatu unsur atau senyawa tertentu. Bagian terbesar dari penentuan secara analisis gravimetri meliputi transformasi unsur atau radikal ke senyawa murni yang stabil yang dapat ditimbang dengan teliti. Berat unsur dihitung berdasarkan rumus senyawa dan berat atom unsur-unsur penyusunya, pemisahan unsur- unsur atau senyawa yang dikandung dapat dilakukan beberapa metoda: metoda pengendapan, metoda penguapan dan metoda elektrolisis. Pada prakteknya yang paling sering metoda pengendapan dan penguapan.

### A. METODE PENGENDAPAN

Suatu sampel yang akan ditentukan seara gravimetri mula-mula ditimbang secara kuantitatif, dilarutkan dalam pelarut tertentu kemudian diendapkan kembali dengan reagen tertentu. Senyawa yang dihasilkan harus memenuhi sarat yaitu memiliki kelarutan sangat kecil sehingga bisa mengendap kembali dan dapat dianalisis dengan Cara menimbang. Endapan yang terbentuk harus berukuran lebih besar dari pada pori-pori alat penyaring (kertas saring), kemudian endapan tersebut dicuci dengan larutan elektrolit yang mengandung ion sejenis dengan ion endapan. Hal ini dilakukan untuk melarutkan pengotor yang terdapat dipermukaan endapan dan memaksimalkan endapan. Endapan yang terbentuk dikeringkan pada suhu 100-130 derajat celcius atau dipijarkan sampai suhu 800 °C tergantung suhu dekomposisi dari analit. Pengendapan kation misalnya, pengendapan sebagai garam sulfida, pengendapan Ni dengan DMG, pengendapan Ag dengan klorida atau logam hidroksida dengan mengatur pH larutan. Penambahan reagen dilakukan secara berlebihan untuk memperkecil kelarutan produk yang diinginkan. Proses pengendapan terjadi melalui dua proses yaitu proses pertama pembentukan inti, proses kedua inti tersebut tumbuh menjadi jarah-yang besar dan mengendap dengan baik.

Agar mendapatkan pengendapan yang optimum yang sangat penting harus diperhatikan yakni kelewatjenuhan nisbi( R) . Kelewatjenuhan (R) ini dirumuskan dengan persamaan sebagai berikut:

$$R = \frac{Q - S}{S}$$

Dimana R = kelewatjenuhan nisbi.

Q = kepekatan molar lerutan setelah dicampur, tapi belum timbul endapan.

S = Kelarutan molar endapan.

Jika endapan mempunyai hasil kali kelarutan yang rendah (S juga rendah) dan endapan itu terbentuk dari larutan yang agak pekat (Q tinggi), maka kelewatjenuhan nisbinya akan tinggi. Dalam hal seperti ini sejumlah besar inti akan terbentuk, yang mengelompok dengan cepat menjadi endapan hablur halus atau endapan tidak terbentuk. Sebaliknya jika

kelewatjenuhan nisbinya rendah (Q rendah tapi S tinggi) maka jumlah inti yang terbentuk juga akan rendah. Kelewatjenuhan yang rendah ini memungkinkan terbentuknya endapan hablur kasar.

Faktor-faktor untuk mendapatkan kelewatjenuhan nisbi agar didapatkan endapan hablur yang baik antara lain:

1. Pengendapan harus dilakukan pada larutan encer, yang bertujuan untuk memperkecil kesalahan akibat kopresipitasi.
2. Peraksi dicampur perlahan-lahan dan teratur dengan pengadukan tetap.
3. Pengendapan dilakukan pada larutan panas bila endapan yang terbentuk stabil pada temperatur tinggi.
4. Endapan kristal biasanya dibentuk dalam waktu yang lama dengan menggunakan pemanas uap untuk menghindari adanya kopresipitasi.
5. Endapan harus dicuci dengan larutan encer.
6. f. Untuk menghindari postpresipitasi atau kopresipitasi sebaiknya dilakukan pengendapan ulang.

## **B. SYARAT – SYARAT ENDAPAN GRAVITASI**

1. Kesempurnaan pengendapan: Pada pembuatan endapan harus diusahakan kesempurnaan pengendapan tersebut dimana kelarutan endapan dibuat sekecil mungkin.
2. Kemurnian endapan (kopresipitasi): Endapan murni adalah endapan yang bersih, tidak mengandung, molekul-molekul lain (zat-zat lain biasanya pengotor atau kontaminan)
3. Endapan yang kasar: Yaitu endapan yang butir-butirnya tidak kecil, halus melainkan Endapan yang bulky: Endapan dengan volume atau berat besar, tetapi berasal dari analit yang hanya sedikit.
4. Endapan yang spesifik: Pereaksi yang digunakan hanya dapat mengendapkan komponen yang dianalisa.

Pengotor Endapan. Dalam proses pengendapan sering terjadi pengotor endapan yang disebabkan oleh terbentuknya zat lain yang juga membentuk endapan dengan pereaksi yang digunakan, sehingga diperoleh hasil yang lebih besar dari yang sebenarnya. Kesalahan ini kadang dimbangi dengan kelarutan zat dalam pelarut yang digunakan. Zat pengotor tersebut dapat dibedakan menjadi 2, yaitu:

1. Pengotoran karena pengendapan sesungguhnya adalah: Pengendapan bersama (*simultaneous precipitation*). Kotoran mengendap bersama waktu dengan endapan analit. Contoh:  $\text{Al}(\text{OH})_3$  sebagai pengotor  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .
2. Pengotoran karena terbawa (Co-precipitation). Pengotoran ini tidak mengendap melainkan hanya terbawa oleh endapan analat. Kotoran isomorf dan dapat campur dengan inang ini dapat terjadi bila bahan pengotoran dan endapan mempunyai kesamaan tipe rumus molekul maupun bentuk molekul.

- Kotoran larut dalam inang dimana zat sendiri larut dalam zat padat lalu ikut terbawa sebagai kotoran. Contohnya Ba (NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> dan KNO<sub>3</sub> yang larut dalam BaSO<sub>4</sub> pada kedua jenis pengotoran diatas kotoran tersebar diseluruh kristal.
- Kotoran teradsorpsi pada permukaan endapan. Terjadi karena gaya tarik menarik antara ion yang teradsorpsi dan ion-ion lawannya pada permukaan endapan
- Kotoran teroklusi oleh inang (terkurung). Dapat terjadi apabila kristal tumbuh terlalu cepat dari butiran kecil menjadi besar dalam hal ini ion tidak sempat dilepaskan, tetapi sudah tertutup dalam kristal. Usaha yang dapat dilakukan untuk mengurangi zat pengotor tersebut adalah :
  1. Sebelum membentuk endapan dengan jalan menyingkirkan bahan-bahan yang akan mengotori
  2. Selama membentuk endapan. Endapan hanya terbentuk bila larutan yang bersangkutan lewat jenuh terhadap endapan tersebut yaitu larutan mengandung zat itu melebihi konsentrasi larutan jenuh, dengan tahap-tahap sebagai berikut:

### C. PENGENDAPAN DARI LARUTAN HOMOGEN.

Beberapa contoh dari larutan homogen, pada umumnya dalam metoda gravimetri yang diinginkan adalah suatu zat yang dapat mengendap dengan kerapatan tinggi dan dapat disaring, Beberapa contoh pengendapan dari larutan homogen diantaranya:

1. Sulpat : Dimetilsulpat menghasilkan radikal sulpat dengan reaksi:  
 $(\text{CH}_3)_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2 \text{CH}_3\text{OH} + 2 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
2. Hidroksida: pH dikendalikan secara perlahan-lahan, NH<sub>3</sub> dihasilkan dari urea dengan reaksi berikut:  
 $\text{CO}(\text{NH}_2)_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3 + \text{CO}_2$  pada suhu 90- 1000C., sedangkan untuk Al diendapkan oleh urea sebagai Al (OH)<sub>3</sub> dalam media asam suksinat, atau Ba sebagai BaCrO<sub>4</sub> pada ammonium asetat atau Ni dengan glioksin.
3. Oksalat: kalsium dendapkan sebagai CaC<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, torium juga diendapkan sebagai Th (C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>)<sub>2</sub>.
4. Fosfat: fosfat berkelarutan rendah dapat diendapkan dengan membuat turunan dari trimetil atau trietil fosfat secara bertahap dengan cara hidrolisis. Zr diendapkan sebagai Zr<sub>3</sub> (PO<sub>4</sub>)<sub>4</sub>.

### D. PEMISAHAN ENDAPAN.

Dalam gravimetri, endapan biasanya dikumpulkan dipisahkan dengan cara penyaringan dengan menggunakan kertas saring atau alat penyaring kakanasir, kertas saring yang digunakan harus kertas saring bebas abu karena apabila diabukan tidak meninggalkan abu

dari kertas saring. Selain dengan penyaringan endapan dapat pula dipisahkan dengan mengempur tuangkan cairan.

## E. MENCUCI ENDAPAN

Mencuci endapan adalah menghilangkan kontaminan pada permukaan. Komposisi larutan pencuci tergantung pada kecenderungan terjadinya peptisasi. Untuk pencucian digunakan larutan elektrolit kuat, dan dia harus mengandung ion sejenis dengan endapan untuk mengurangi kelarutan endapan. Selain itu larutan juga harus mudah menguap agar mudah untuk ditimbang endapannya.

Larutan pencuci dibagi menjadi 3 kelompok:

1. Larutan yang mencegah terbentuknya koloid yang mengakibatkan dapat lolos dari saringan misalnya ammonium nitrat untuk mencuci endapan ferrihidroksida.
2. Larutan yang mengurangi kelarutan dari endapan misalnya alkohol.
3. Larutan yang dapat mencegah hidrolisis garam dari asam lemah atau basa lemah.

Mencuci berulang-ulang lebih efektif dibandingkan dengan sekali pencucian dengan volume total yang sama.

$$X_n = X_o \left[ \frac{\mu}{\mu + V} \right]^n$$

Dimana:  $X_n$  = Konsentrasi pengotor sesudah dicuci.

$X_o$  = Konsentrasi pengotor sebelum dicuci.

$n$  = jumlah pencucian.

$\mu$  = volume cairan yang sisa dalam endapan.

$V$  = volume larutan yang digunakan untuk mencuci, ini berarti, agar cairan mempunyai  $\mu$  sekecil mungkin dengan menggunakan  $V$  yang sedikit mungkin, maka  $n$  harus besar.

## F. PENGERINGAN DAN PEMIJARAN ENDAPAN.

Setelah dipisahkan, endapan diubah bentuknya menjadi bentuk yang mudah ditimbang dengan cara pengeringan atau pemijaran. Pengeringan dilakukan untuk memisahkan air, elektrolit yang terjerap dan kotoran-kotoran yang mudah menguap lainnya. Sedangkan pemijaran dilakukan untuk memperoleh bentuk timbang yang sesuai. Misalnya endapan  $\text{NH}_4\text{MgPO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  diubah bentuknya menjadi  $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$  dengan pemijaran dan  $\text{CaC}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  diubah bentuknya menjadi  $\text{CaCO}_3$ .

Pengeringan adalah proses pemanasan endapan pada suhu 100- 150°C, dan tujuannya mengubah endapan basah menjadi kering yang dapat ditimbang, beberapa contoh endapan yang diubah menjadi bentuk timbang dengan cara pengeringan adalah:  $\text{AgCl}$ ,  $\text{NaZn}(\text{UO}_2)_3$ , dan Nikel dimetil glioksin.



Pemijaran adalah proses pemanasan endapan bersama-sama dengan kertas saring pada mula-mula pada suhu rendah kemudian dipijarkan di dalam tanur pada suhu 600-1100°C. Pada proses pemijaran biasanya terjadi perubahan susunan misalnya endapan Fe(OH)<sub>3</sub> dipijarkan pada suhu 1000-1100°C maka akan berubah menjadi Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

### G. CARA PERHITUNGAN DALAM GRAVIMETRI.

Seperti telah disebutkan diatas, ion yang akan ditentukan diendapkan dalam bentuk senyawa yang sukar larut dan kemudian ditimbang sebagai senyawa yang mempunyai susunan yang tepat berdasarkan pada faktor stoikiometri dan bobot rumusnya, Jumlah zat yang diinginkan dapat dihitung dengan mudah.

1. Dalam analisis gravimetric endapan yang dihasilkan ditimbang , dan dari nilai ini berat analit dalam sampel dihitung.
2. Untuk menghitung berat analit dari berat endapan sering digunakan factor gravimetric atau factor kimia.
3. Faktor gravimetric didefinisikan sebagai jumlah gram analit dalam 1 gram ( atau ekuivalen 1 gr ) endapan.
4. Banyaknya molekul atau atom pada pembilang dan penyebut dalam factor gravimetric harus ekuivalen.
5. Beberapa contoh factor gravimetric dapat dilihat pada tabel.
6. Perkalian berat endapan dengan factor gravimetric memberikan banyaknya gram analit.

**Perhitungan dalam Analisis Gravimetri**

$$\%A = \frac{\text{berat A}}{\text{berat sampel}} \times 100\%$$

$$\text{Faktor gravimetri} = \frac{A_r \text{ atau } M_r \text{ yang dicari}}{M_r \text{ endapan yang ditimbang}}$$

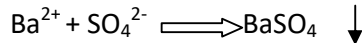
**Berat A = berat P x faktor gravimetri**  
**Maka :**

$$\%A = \frac{\text{berat P x faktor gravimetri}}{\text{berat sampel}} \times 100\%$$

**A = analit**  
**P = endapan**

**Contoh 1**

Ba<sup>2+</sup> dengan SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> berlangsung menurut persamaan reaksi sebagai berikut:

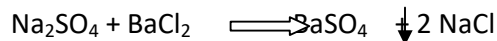


Persamaan diatas tidak hanya memperlihatkan bahwa satu ion barium bereaksi dengan satu ion sulphat dan membentuk satu molekul barium sulphat tetapi juga menunjukkan bahwa satu mol Ba<sup>2+</sup> (137,34 gr) bereaksi dengan satu mol SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> (96,06 gr) menghasilkan satu mol BaSO<sub>4</sub> (233,40 gr). Maka dengan demikian 1 gr BaSO<sub>4</sub> bersesuaian dengan  $1 \times \frac{137,34}{233,40} = 0,5884$

5884 gr Ba<sup>2+</sup> dan bersesuaian dengan  $1 \times \frac{96,06}{233,40} = 0,4116$  gr SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>. Angka-angka 0,5884 dan 0,4116 itu adalah faktor perubahan atau faktor gravimetri. Yang dapat juga dinyatakan sebagai persentase.

**Contoh.2.**

Hitung jumlah natrium sulphat dalam suatu sampel, apabila sampel tersebut sulfatnya diendapkan dengan barium klorida dan mengendap sebagai barium sulfat, sebanyak 0,4506 gr, Reaksi sebagai berikut:



Dari persamaan reaksi diatas terlihat bahwa 1 mol BaSO<sub>4</sub> sebanding dengan 1 mol Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Karena itu 0,4506 gr BaSO<sub>4</sub> sebanding dengan x gr Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Harga X dapat dicari dengan cara sebagai berikut:

$$x = \frac{\text{Na}_2\text{SO}_4}{\text{BaSO}_4} \times 0,4506 \text{ gr} = \frac{142,04}{233,40} \times 0,4506 \text{ gr} = 0,2741 \text{ gr}$$

Untuk menghitung persentase unsur dalam sampel, bobotnya dikalikan dengan 100% dan dibagi dengan bobot sampel.

Contoh. Hitung persentase besi dalam sampel garam mohr Fe(NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>). 6 H<sub>2</sub>O, bila bobot sampel yang diambil 1,4026 gr dan bobot endapan Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> yang diperoleh 0,1948 gr, Faktor gravimetri F= 0,6994.

Kemudian, persentase besi dalam sample dihitung sebagai berikut:

$$\text{Fe} = \frac{0,6994 \times 0,1948 \times 100 \%}{1,4206} = 9,89 \%$$

**Contoh 3**

Didalam sampel mineral seberat 0,4150 gr diperoleh campuran natrium klorida dan kalium klorida sebanyak 0,0715 gr. Pada pemeriksaan kalium dengan kalium heksakloro platinat ditimbang endapan sebanyak 0,1548 gr hitung persen Na<sub>2</sub>O dan K<sub>2</sub>O dalam sampel mineral tersebut.

Penyelesaian.

Misalkan berat NaCl = X : Berat KCl = (0,0715 - X) , karena dalam reaksi  $2 \text{KCl} = \text{K}_2\text{PtCl}_6$ , sehingga ( 0,0715-X) gr KCl = 0,1548 gr  $\text{K}_2\text{PtCl}_6$ ,

Kemudian substitusikan nilai berat molekul :

$$(0,0715 - X) \times \frac{485,95}{2 \times 74,56} = 0,1548$$

Diperoleh X 0,0240 gr

Faktor konversi  $2 \text{NaCl} = \text{Na}_2\text{O}$ ,  $2 \text{KCl} = \text{K}_2\text{O}$

$$\% \text{Na}_2\text{O dalam mineral} = \frac{0,240 \times \text{Na}_2\text{O}}{2 \text{NaCl} \times 0,4150} \times 100\% = 3,07\%$$

$$\% \text{K}_2\text{O dalam mineral} = \frac{(0,0715 - 0,024) \times \text{K}_2\text{O}}{2 \text{KCl} \times 0,4150} \times 100\%$$

$$\text{K}_2\text{O dalam mineral} = \frac{0,0475 \times 84,2 \times 100}{2 \times 74,56 \times 0,4150} = 55,44\%$$

#### Soal 4.

Suatu sampel mengandung campuran NaCl dan KCl seberat 0,8870 g dilarutkan dalam air kemudian ditambah larutan  $\text{AgNO}_3$  berlebih sehingga semua Cl mengendap sebagai AgCl. Jika berat AgCl adalah 1,913 g, hitunglah berat NaCl dalam campuran tersebut



Cl pada sebelum dan setelah pengendapan adalah sama NaCl = x gr dan KCl = y gr

$$x + y = 0,8870 \text{ g}$$

$$\text{berat Cl dalam NaCl} = \frac{35,5}{23 + 35,5} \times \text{gr} = 0,61 \times \text{gr}$$

$$\text{berat Cl dalam KCl} = \frac{35,5}{39 + 35,5} \times \text{gr} = 0,48 \times \text{gr}$$

$$\text{berat Cl dalam AgCl} = \frac{35,5}{107,9 + 35,5} \times 1,913 \text{ gr} = 0,473 \text{ gr}$$

$$x \text{ gr} + y \text{ gr} = 0,8870 \text{ gr}$$

$$0,61x \text{ gr} + 0,48y \text{ gr} = 0,473 \text{ gr}$$

$$y = 0,526 \text{ gr dan } x = 0,361 \text{ gr ini merupakan berat NaCl}$$

## H. PENERAPAN GRAVIMETRI.

Gravimetri dapat digunakan untuk menentukan hampir semua anion, dan kation anorganik, serta zat-zat lain seperti kadar air,  $\text{SO}_2$ , karbon dioksida dan iodium, selain berbagai jenis senyawa organik contoh kadar salisilat dalam sediaan obat, kadar lemak dari makanan dsb.

Tabel 6.5  
faktor Gravimetri untuk penentuan beberapa senyawa

Senyawa yang ditentukan	Bentuk timbang	Faktor Gravimetri
K	KClO <sub>4</sub>	$\frac{K}{KClO_4} = 0,28200$
K <sub>2</sub> O	KClO <sub>4</sub>	$\frac{K}{2KClO_4} = 0,340$
Fe	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	$\frac{2Fe}{Fe_2O_3} = 0,6994.$
Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub>	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	$\frac{2Fe_2O_3}{3Fe_2O_3} = 0,966$
KAlSi <sub>3</sub> O <sub>8</sub>	SiO <sub>2</sub>	$\frac{KAISi_3O_8}{3SiO_2} = 1,544$

Tabel 6.6  
beberapa zat pengendap

Zat pengendap	Zat yang diendapkan	Bentuk timbang
NH <sub>4</sub> OH	Be, Al, Cr, Fe, Ga, Zr, Sn	BeO, Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> Ga <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , ZrO <sub>2</sub> , SnO <sub>2</sub>
H <sub>2</sub> S	Cu, Zn, As, Mo, Sn, Bi.	CuO, ZnO atau ZnSO <sub>4</sub> , As <sub>2</sub> O <sub>3</sub> atau As <sub>2</sub> O <sub>5</sub> , MoO <sub>3</sub> , SnO <sub>2</sub> , Bi <sub>2</sub> O <sub>3</sub> .
(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> S	Hg, Co	HgS, Co <sub>3</sub> O <sub>4</sub> .
(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub>	Mg, Al, Mn, Zn	Mg <sub>2</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub> , AlPO <sub>4</sub> , Mn <sub>2</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub> Zn <sub>2</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
H <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	Ca, Sr, Th	CaO, SrO, ThO <sub>2</sub>
AgNO <sub>3</sub>	Cl, Br, I	AgCl, AgBr, AgI

Zat pengendap	Zat yang diendapkan	Bentuk timbang
BaCl <sub>2</sub>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> ,	BaSO <sub>4</sub>
MgCl <sub>2</sub> , NH <sub>4</sub> Cl	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Mg <sub>2</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
Dimetil glioksin	Ni	Nikel glioksin

Latihan soal.

- 1) Raksa dalam 0,8164 gr cuplikan mineral dibuat menjadi larutan, diubah menjadi raksa (II), dan diendapkan dengan penambahan asam paraperiodat. Reaksinya,  $5 \text{ Hg}^{2+} + 2 \text{ H}_5\text{IO}_6 \rightleftharpoons \text{Hg}_5(\text{IO}_6)_2 \downarrow + 10 \text{ H}^+$   
Setelah disaring, dicuci dan dikeringkan, endapan ditimbang, jika bobot endapan itu 0,6729 gr hitung persentase HgO dalam mineral tersebut.

## I. METODE PENGUAPAN

Digunakan untuk menetapkan komponen-komponen dari suatu senyawa yang relatif mudah menguap. Yaitu dengan cara : Pemanasan dalam udara atau gas tertentu

Penambahan pereaksi sehingga mudah menguap Zat-zat yang relatif mudah menguap bisa diabsorpsi dengan suatu absorben yang sesuai dan telah diketahui berat tetapnya. Untuk penentuan kadar air suatu kristal dalam senyawa hidrat, dapat dilakukan dengan memanaskan senyawa pada suhu 110<sup>o</sup> C- 130<sup>o</sup>C Berkurangnya berat sebelum pemanasan dan sesudah pemanasan merupakan berat air kristalnya. Asal senyawa tidak terurai oleh pemanasan. Atau bisa juga menggunakan zat pengering seperti CaCl<sub>2</sub> dan Mg(ClO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>

Contoh dari metode penguapan ini adalah: Penentuan CO<sub>2</sub> dalam senyawa karbonat dapat dilakukan dengan penambahan HCl berlebih, kemudian dipanaskan, gas CO<sub>2</sub> yang sudah terjadi dialirkan dalam larutan alkali yaitu KOH (25-30%) atau larutan CaOH<sub>2</sub> yang telah diketahui beratnya.

## J. METODA ELEKTROLISIS

Ini dapat diberlakukan pada sampel yang diduga mengandung kadar logam terlarut cukup besar seperti air limbah. Suatu analisis gravimetri dilakukan apabila kadar analit yang terdapat dalam sampel relatif besar sehingga dapat diendapkan dan ditimbang. Apabila kadar analit dalam sampel hanya berupa unsur pelarut, maka metode gravimetri tidak mendapat hasil yang teliti. Sampel yang dapat dianalisis dengan metode gravimetri dapat berupa sampel padat maupun sampel cair prinsipnya senyawa ion yang akan diendapkan dipisahkan secara elektrolisis pada elektrode-elektrode yang sesuai. Sehingga jika elektrolisisnya cermat dapat terhindar dari peristiwa kopresipitasi dan post-presipitasi.

1. Hukum Dasar dalam Elektrolisis Hukum dasar yang digunakan dalam metode ini adalah : Hukum Faraday dan Hukum Ohm. Hukum Faraday I Menyatakan hubungan antara banyaknya zat yang terendap atau terbebaskan pada elektroda dengan banyaknya listrik yang diperlukan pada proses tersebut.  $W =$   
 $W =$  Jumlah zat terendap/terbebaskan (gr)  
 $Q =$  Jumlah listrik yang dibutuhkan (Colloumb)  
 $e =$  berat ekivalen Elektrokimia

Berat Ekivalen elektrokimia adalah bilangan yang menyatakan banyaknya zat yang terendap atau oleh listrik sebanyak 1 colloumb. Contoh: arus 0,2 colloumb dialirkan pada dua keping tembaga (Cu) yang telah ditentukan massa tetapnya. Dan dicelupkan dalam garam Kuprisulfat (CuSO<sub>4</sub>) selama t detik. Kemudian dicuci dan dikeringkan serta ditimbang, ternyata beratnya lebih berat dari pada sebelum dielektrolisis. Karena adanya logam Cu yang terendapkan pada elektroda. Dimana banyaknya logam Cu yang terendapkan bertambah setiap penambahan arus maupun waktu. Adapun listrik yang dibutuhkan adalah :  $Q = i \times t$  dengan  $i =$  arus,  $t =$  waktu dan  $Q =$  listrik yang dibutuhkan.

#### Hukum Faraday II

Menyatakan Hubungan antara banyaknya zat terendap atau terbebaskan pada elektrolisis bertahap dalam seri larutan. Bunyi hukumnya : "banyaknya zat terendap atau terpisahkan dari masing-masing elektroda yang disebabkan oleh listrik yang sama banyaknya dan mengalir dalam seri larutan adalah sebanding dengan berat ekivalen kimianya". Tegangan peruraian adalah besarnya tegangan luar minimum yang harus diberikan agar terjadi proses elektrolisis yang kontinyu.

Jika Arus diputus, tegangan pada voltmeter tidak berubah, tetapi semakin lama arus makin lemah dan pada akhirnya nol. Pada saat itu sel E berfungsi sebagai sumber arus dan tegangannya disebut tegangan Polarisasi. Dilihat dari besarnya tegangan peruraian larutan asam dan basa dapat disimpulkan bahwa pada proses elektrolisis larutan asam dan basa relatif sama, yaitu terjadinya proses pembebasan gas. Misalnya tegangan 0,5 Volt digunakan pada 2 buah elektroda platina halus yang masing-masing dicelupkan dalam larutan H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 1M, maka amperemeter akan menunjukkan adanya arus yang mengalir pada larutan. Jika tegangan diperbesar maka arus pun bertambah. Sehingga pada tegangan tertentu arus akan naik secara cepat. Pada saat ini timbul gelembung-gelembung pada elektroda.

## Ringkasan

1. Analisis gravimetri merupakan salah satu bentuk analisis kuantitatif yang dilakukan dengan proses penimbangan.
2. Dalam analisis Gravimetri terdapat tiga metode yang digunakan yaitu: metode pengendapan, metode penguapan, dan metode elektrolisis

3. Untuk metode pengendapan prinsip kerjanya yaitu senyawa yang akan dianalisis diendapkan dengan menambahkan pereaksi yang sesuai dan selanjutnya dipisahkan endapannya dengan cara ditapis, disaring, pengeringan atau pemijaran dan penimbangan.
4. Untuk metode Penguapan prinsipnya yaitu zat yang mudah menguap diuapkan didalam oven atau eksikator untuk zat yang terurai oleh panas diadsorpsi dengan adsorben yang sesuai, dimana sebelumnya bisa ditambahkan pereaksi untuk membuat suatu zat menjadi lebih mudah menguap atau lebih sulit menguap.
5. Untuk metode Elektrolisis prinsipnya senyawa ion yang akan diendapkan dipisahkan secara elektrolisis pada elektrode-elektrode yang sesuai. Sehingga jika elektrolisisnya cermat dapat terhindar dari peristiwa kopresipitasi dan post-presipitasi.
6. Kopresipitasi Fenomena dimana senyawa soluble ikut mengendap bersama dengan analit (senyawa tersebut bukanlah merupakan material yang seharusnya mengendap). Contoh:  $H_2SO_4$  ditambahkan pada  $BaCl_2$  yang mengandung sedikit nitrat, ternyata endapan  $BaSO_4$  mengandung  $Ba(NO_3)_2$  (nitrat itu dikopresipitasikan bersama dengan sulfatnya).
7. Peptisasi koloid : Proses dimana koloid yg terkoagulasi kembali ke keadaan semula terjadi pada saat pencucian, elektrolit menghilang, lapisan counter ion membesar
8. **surface adsorption** Terjadi apabila ion-ion yang teradsorpsi ditarik ke bawah bersama-sama endapan selama proses koagulasi sehingga permukaan endapan mengandung ion-ion yang teradsorpsi. Keadaan ini sering terjadi pada koloid terkoagulasi (memiliki luas permukaan yang luas yang terbuka kepada pelarut). Contohnya pada endapan  $AgCl$ , akan mengandung sedikit nitrat. Pada penentuan  $Cl^-$  terbentuk endapan  $AgCl$  (koloid terkoagulasi) terkontaminasi dengan ion  $Ag^+$  bersama dengan  $NO_3^-$  atau ion lain yang terdapat pada lapisan counter-ion sehingga  $AgNO_3$  ikut mengendap. Untuk mengurangnya dengan :

PROSEDUR KERJA (cara penguapan)

1. Penentuan kandungan air Kristal terusi ( $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ) Menimbang 0, 5 gram kristal terusi dengan menggunakan cawan porselen yang telah kering dan mencatat sebagai  $W_0$ .
2. Memanaskan di dalam oven selama 1 jam sampai kristal  $CuSO_4$  berwarna putih.
3. Mendinginkan 1 menit di udara kemudian melanjutkan proses pendinginan di dalam eksikator selama 15-30 menit.
4. Setelah didinginkan, kemudian melakukan penimbangan dan mencatat berat sebagai  $W_1$ .
5. Memanaskan kembali kristal  $CuSO_4$  di dalam oven selama 30 menit. Mengulangi langkah (2) dan mencatat beratnya bobot konstan
6. Kadar air = 
$$\frac{\text{bobot } CuSO_4 \text{ awal dipanaskan} - \text{bobot } CuSO_4 \text{ setelah pemanasan}}{\text{Bobot } CuSO_4 \text{ awal}} \times 100$$

- Penentuan Kadar besi sebagai besi (III) oksida
1. Menimbang 0,6 gr kristal  $\text{FeSO}_4(\text{NH}_4)_2$  dan memasukkan ke dalam gelas kimia 600 mL kemudian melarutkannya dengan 250 mL aquades (berat dicatat sebagai W0). Menambahkan 10 mL HCl 1: 1 dan menutupnya dengan gelas arloji.
  2. Menambahkan 4 mL  $\text{HNO}_3$  pekat dan mendidihkan beberapa menit sampai diperoleh warna kuning jernih. Menambahkan 200 mL  $\text{H}_2\text{O}$  dan mendidihkan kembali hingga diperoleh warna kuning terang. Menambah larutan  $\text{NH}_4\text{OH}$  1: 1 setetes demi setetes sampai tidak terbentuk endapan lagi pada saat penetasan dilakukan dan tercium bau amonia. Menyaring larutan dengan menggunakan corong Buchner dan mencuci endapan dengan  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  dan 200 mL  $\text{H}_2\text{O}$  panas. Memindahkan endapan dalam krus porselen dan memijarkannya sampai suhu  $800 - 900^\circ\text{C}$  selama 3 jam, kemudian menimbang hasil yang dicatat sebagai W1.

## Tes 2

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

- 1) Berapa berat  $\text{AgNO}_3$  (169,9 g/mol) yang dibutuhkan untuk bereaksi dengan 2,33 g  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (106,0 g/mol) menghasilkan  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$  dan (b) berapa berat  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$  akan terbentuk jawab: reaksi yang terjadi adalah reaksi pembentukan endapan
  - A. 0,02198 mol  $\text{AgNO}_3$ .
  - B. 0,04397 mol  $\text{AgNO}_3$ .
  - C. 0,0100 mol  $\text{AgNO}_3$ .
  - D. 0,03297 mol  $\text{AgNO}_3$ .
- 2) Suatu sampel deterjen fosfat seberat 0,3516 g diabukan untuk menghilangkan zat-zat organiknya. Residunya kemudian dimasukkan dalam HCl panas, sehingga semua P berubah menjadi  $\text{H}_3\text{PO}_4$ . Fosfat kemudian diendapkan sebagai  $\text{MgNH}_4\text{PO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  dengan menambahkan  $\text{Mg}^{2+}$  diikuti dengan larutan  $\text{NH}_3$ . Setelah penyaringan dan pencucian, endapan dibakar sampai  $1000^\circ\text{C}$  sehingga menjadi (222, 57 g/mol). Ditimbang ternyata beratnya 0,2161 g. Hitung persen P dalam sampel.
  - A. 34,22 % P
  - B. 17,11 % P.
  - C. 1,711 % P.
  - D. 3,422 % P.
- 3) Magnetit merupakan mineral dengan rumus  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  atau  $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ . Seberat 1,1324 g sampel bijih magnetit dilarutkan dalam HCl pekat menghasilkan larutan yang mengandung campuran  $\text{Fe}^{2+}$  dan  $\text{Fe}^{3+}$ . Ke dalam larutan ditambahkan asam nitrat, kemudian dipanaskan sampai mendidih sehingga semua besi berubah menjadi  $\text{Fe}^{3+}$ .  $\text{Fe}^{3+}$  kemudian diendapkan sebagai  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$  dengan menambahkan  $\text{NH}_3$ . Setelah



penyaringan dan pencucian, residu dibakar pada suhu tinggi menghasilkan 0,5394 g  $\text{Fe}_2\text{O}_3$

- a) Hitung persen Fe (55,847 g/mol) di dalam sampel  
 b) Hitung persen  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  (231,54 g/mol) di dalam sampel

Jawab: dari soal diketahui berat sampel 1,1324 g, b

erat endapan  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  0,5394 g, jika analitnya adalah Fe, maka %Fe di dalam sampel = (berat Fe/ berat sampel) x 100% berat Fe diperoleh dari berat endapan  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , dimana setiap mol  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  mengandung 2 mol Fe

- A. 33,29 %Fe.  
 B. 16,65 % Fe  
 C. 66,58 % Fe.  
 D. 6,658% Fe
- 4) Bila dihitung sebagai  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  maka kadarnya dari nomor 3 adalah:  
 A. 46,04 %.  
 B. B 23,02 %  
 C. 49,52 %  
 D. 72,34 %.
- 5) Suatu sampel senyawa ionik seberat 0,5662 g yang mengandung ion klorida dilarutkan dalam air dan ditambahkan  $\text{AgNO}_3$  berlebih. Bila berat endapan dr Cl yang terbentuk adalah 1,0882 g, hitung persen berat Cl dalam sampel.  
 A. 4,755 %Cl  
 B. 47,55 %Cl.  
 C. 9,51 5 %Cl.  
 D. 95, 15 %Cl.
- 6) Ortofosfat ( $\text{PO}_4^{3-}$ ) ditentukan dengan menimbang sebagai amoniumfosfo molibdat  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{MoO}_3$ . Hitung % P dan %  $\text{P}_2\text{O}_5$  jika 1,1682 g endapan diperoleh dari 0,2711 g sampel  
 A. 16,30 %  $\text{P}_2\text{O}_5$   
 B. 8,15 %  $\text{P}_2\text{O}_5$   
 C. 24,30 %  $\text{P}_2\text{O}_5$   
 D. 9,30 %  $\text{P}_2\text{O}_5$
- 7) Suatu bijih dianalisa kandungan Mn, dengan merubah Mn menjadi  $\text{Mn}_3\text{O}_4$ . Jika 1,7500 g sampel menghasilkan 0,1525 g  $\text{Mn}_3\text{O}_4$ . berapa %  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ . dan % Mn dalam sampel.  
 A. 9,02 %  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ .  
 B. 0,90 %  $\text{Mn}_2\text{O}_3$   
 C. 0,18 %  $\text{Mn}_2\text{O}_3$   
 D. 0,24%  $\text{Mn}_2\text{O}_3$

- 8) Suatu campuran yang hanya mengandung  $\text{FeCl}_3$  dan  $\text{AlCl}_3$  seberat 6,0 gr. Klorida diubah ke bentuk oksida hidrous dan dibakar menjadi  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  dan  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Bila campuran oksida seberat 2,50 gr, hitung %Fe dan %Al dalam campuran awal. BA Fe=55,85 BA Al=26,98
- 17,83 % Fe.
  - 1,783 %.
  - 35,66 %.
  - 3,57 % Fe
- 9) Fosfor dalam sebuah batuan fosfat seberat 0,5428 g diendapkan sebagai  $\text{MgNH}_4\text{PO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  dan dipanggang menjadi  $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$ . jika berat endapan panggang adalah 0,2234 g, hitung % $\text{P}_2\text{O}_5$  dalam sampel % P dalam sampel.
- 24,83 %  $\text{P}_2\text{O}_5$
  - 31,90 %  $\text{P}_2\text{O}_5$
  - = 23,54 %  $\text{P}_2\text{O}_5$
  - = 17,83 %  $\text{P}_2\text{O}_5$
- 10) Analisis gravimetric merupakan analisis yang berdasarkan pada:
- Proses isolasi dan pengukuran berat.
  - Proses pengendapan.
  - Proses penimbangan.
  - Proses penguapan.
- 11) Suatu sampel yang akan ditentukan seara gravimetri mula-mula ditimbang secara kuantitatif, dilarutkan dalam pelarut tertentu kemudian diendapkan kembali dengan reagen tertentu. Senyawa yang dihasilkan harus memenuhi saratdiantaranya:
- Memiliki kelarutan lebih besar.
  - Memilki kelarutan lebih kecil.
  - Endapan yang terbentuk harus lebih kecil.
  - Semua benar.
- 12) Pengendapan kation Ca dapat dilakukan dengan senyawa :
- Asetat.
  - Oksalat.
  - Klorida.
  - Bromida.

- 13) Agar mendapatkan pengendapan yang optimum yang sangat penting harus diperhatikan yakni kelewatjenuhan nisbi( R): Jika endapan mempunyai hasil kali kelarutan yang rendah maka
- A. (S juga rendah)
  - B. endapan terbentuk dari larutan yang agak pekat (Q tinggi),
  - C. kelewatjenuhan nisbinya akan tinggi.
  - D. Semua benar.
- 14) Faktor-faktor untuk mendapatkan kelewatjenuhan nisbi agar didapatkan endapan hablur yang baik antara lain kecuali:
- A. Pengendapan harus dilakukan pada larutan pekat yang bertujuan untuk memperkecil kesalahan akibat kopresipitasi.
  - B. Peraksi dicampur perlahan-lahan dan teratur dengan pengadukan tetap.
  - C. Pengendapan dilakukan pada larutan panas bila endapan yang terbentuk stabil pada temperatur tinggi.
  - D. Endapan kristal biasanya dibentuk dalam waktu yang lama dengan menggunakan pemanas uap untuk menghindari adanya kopresipitasi.
- 15) Syarat – syarat Endapan pada Gravitasi kecuali:
- A. Kelarutan endapan dibuat sekecil mungkin.
  - B. Kemurnian endapan (kopresipitasi): tidak mengandung, molekul-molekul lain (zat-zat lain biasanya pengotor atau kontaminan)
  - C. Endapan dengan volume atau berat kecil, tetapi berasal dari analit yang banyak..
  - D. Endapan yang spesifik: Pereaksi yang digunakan hanya dapat mengendapkan komponen yang dianalisa.
- 16) Pengotoran karena terbawa (Co-precipitation). Pengotoran ini tidak mengendap melainkan hanya terbawa oleh endapan analat.
- A. Kotoran larut Karena terbawa inang.
  - B. Terjadi karena gaya tarik menarik antara ion yang teradsorpsi dan ion-ion lawannya pada permukaan endapan
  - C. Kotoran teroklusi oleh inang (terkurung).
  - D. A, B dan C benar.
- 17) Tahapan gravimetric terdiri dari
- A. Pengendapan, pemisahan endapan, pencucian, penyaringan, pengeringan dan penimbangan.
  - B. Pengendapan, pencucian, penyaringan, pemisahan endapan, pengeringan dan penimbangan.

- C. Pengendapan, pemisahan endapan, pencucian, pengeringan, penyaringan, dan penimbangan.
  - D. Pemisahan, pengendapan, pencucian, penyaringan, pengeringan dan penimbangan.
- 18) Larutan pencuci dibagi menjadi beberapa kelompok dan berfungsi sebagai Larutan yang mencegah terbentuknya koloid antara lain:
- A. Alcohol.
  - B. Amonium nitrat.
  - C. Asam lemah.
  - D. Basa lemah.
- 19) Dasar metoda gravimetric ada berbagai cara diantaranya elektrolisis, Penguapan, pengendapan, apabila penetapan kadar air dengan cara pemanasan di dalam oven termasuk kedalam cara:
- A. Elektrolisis
  - B. Penguapan.
  - C. Pengendapan
  - D. Semua benar.
- 20)  $\text{CuSO}_4$  dapat dengan mudah untuk menetapkan kadar secara gravimetric dengan cara:
- A. Elektrolisis
  - B. Penguapan.
  - C. Pengendapan
  - D. Semua benar.

## Kunci Jawaban Tes

### *Tes 1*

- 1) E
- 2) D
- 3) D
- 4) D
- 5) B
- 6) B
- 7) A
- 8) C
- 9) D
- 10) D
- 11) D
- 12) A
- 13) B
- 14) C
- 15) C
- 16) D
- 17) A
- 18) D
- 19) B
- 20) D

### *Tes 2*

- 1) A
- 2) B
- 3) A
- 4) A
- 5) B
- 6) A
- 7) A
- 8) A
- 9) B
- 10) A
- 11) B
- 12) B
- 13) D
- 14) A
- 15) C
- 16) D
- 17) A
- 18) A
- 19) B
- 20) A

## Daftar Pustaka

Cotton dan Wilkinson, (2013), *Kimia Anorganik Dasar*, Jakarta: Penerbit Universitas Indonesia Press

Hadyana P V. (1979). *Analisi Anorganik Kualitatif Makro Dan Semimikro Ed 5*. PT Kalman Media Pusaka Jakarta.

Hiskia Achmad, (2000). *Penuntun Belajar kimia dasar*, Bandung; Citra Aditya Bakti.

James E B; alih bahasa Sukmariah. (1994). *Kimia Universitas jilid 1 dan 2*, Jakarta; Erlangga

Saito T alih bahasa Ismunandar, (1996), *Buku Teks Kimia Anorganik Online Terjemahan*, Terbit dengan izin dari Iwanami Publishing Company

Sugiyarto, K. H., (2012), *Dasar – Dasar Kimia Anorganik Transisi*, Yogyakarta: Graha Ilmu

Yayan Sunarya, (2011), *Kimia Dasar 2*, Yrama widya