



### 3. oktatócsomag

#### 1. Kémiai reakciók csoportosítása

**Kísérletek:**

Kémiai album: 67-70 oldal

**Számolás:**

Sav PH-val kapcsolatos: VA: 629-637. példa

Lúg PH-val kapcsolatos: VA: 638-648. példa

Erős sav, erős bázis: VA: 649-659. példa

Titrlás: VA: 495, 496, 499, 501, 503, 515, 519, 521. példák

**Gyakorló feladatok:**

VF: 68.-69/10.f.-ig, 70/19.f.-72., 73/VIII.2., VIII.3.f.

**1.1 Reakciók csoportosítása:**

- Elektronátmenet nélküli reakciók:  
protolitikus folyamatok,  
csapadékképződéssel járó reakciók.
- Oxidációs szám-változással járó reakciók.

**A, Elektronátmenet nélküli reakciók:**Protolitikus folyamatok:

Azokat a folyamatokat, amelyek a reagáló molekulák, vagy ionok közötti protoncserével - mely lehet protonleadás, vagy protonfelvétel – járnak, protolitikus folyamatoknak nevezzük.

Az ilyen típusú folyamatok nem járnak elektronátmenettel, tehát nem fog változni a reagáló anyagok atomjainak oxidációs száma.

Sav-bázis fogalom:

-Arrhenius szerint:

A savak olyan anyagok, amelyek hidrogénionra (és anionra), a bázisok pedig hidroxidionra (és kationra) disszociálnak vizes oldatban. (ez az elmélet csak vizes oldatokra értelmezhető!)

-Brönsted-Lowry osztályozása szerint:

A savak proton leadásra, a bázisok proton felvételére képes anyagok.

A Brönsted-féle sav-bázis fogalom magában foglalja az arrheniusi savakat és bázisokat is, de annál szélesebb körben értelmezhető, mert nemcsak vegyületek, hanem ionok is rendelkeznek sav-bázis tulajdonsággal, illetve nemcsak vizes oldatban értelmezhetők a sav-bázis reakciók.

Pl. az  $\text{NH}_3$  (g) + HCl (g)  $\rightarrow$   $\text{NH}_4\text{Cl}$  (s) folyamat is sav-bázis reakciónak tekinthető!

Ezen okokból ma a tudomány Brönsted elméletét alkalmazza a sav-bázis reakciók értelmezésekor!

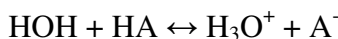
[Egyéb sav-bázis elméletek: Lewis-féle (1938); Lux-féle (1939) elmélet; Pearson-féle „soft-hard” sav-bázis elmélet (1963).]



-A savak közös tulajdonsága, hogy ízük savanyú és savas kémhatást mutatnak. Azaz a pH-skála értéke 0 - 6,5 – ig terjed és pl: a lakmuszpapírt pirosra színezik.

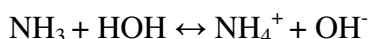
A savas kémhatást az oxóniumionok ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) okozzák, melyek a víz és savmolekulák kölcsönhatása során keletkeznek.

Keletkezése:



-A bázisok közös tulajdonsága, hogy vízben való oldásuk során  $\text{OH}^-$  - ionok keletkeznek oly módon, hogy a bázis molekulája a vízből protont vesz fel, és a protonját leadó HOH molekula  $\text{OH}^-$  - ionná alakul át.

Ez a folyamat játszódik le pl:

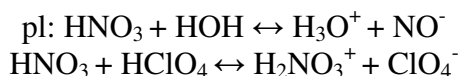


Tehát savnak nevezzük azokat a vegyületeket, amelyek a reakció során proton leadására képesek. Bázisok pedig azok a vegyületek, amelyek protont képesek felvenni.

A sav és bázis fogalmát nem célszerű csak a vizes oldatokra alkalmazni. Bár leggyakrabban vizes oldatokban használjuk fel a savakat és bázisokat. Az ipar szempontjából azonban nagy jelentőséggel bírnak a nem vizes közegben végbemenő protonátadási reakciók is.



Egy sav csak akkor képes proton leadásra, ha van egy másik anyag, ion vagy molekula, amely tőle a protont át tudja venni.



Az, hogy a reakcióban melyik anyag adja le a protont mindig a partner erősségétől függ. A vegyületek sav- illetve bázis-jellegét mindig a partner szabja meg.

Két anyag közül mindig az lesz a sav, amelyiknek nagyobb a protonleadó képessége a másikkal szemben.

(Például: A perklórsav protonleadó képessége erősebb, mint a salétromsavé, tehát ebben az esetben a salétromsav – mely a vízzel szemben savként viselkedik – a perklórsavval szemben bázisként fog viselkedni. A salétromsav molekula fogja felvenni a perklórsav molekulától a protont.)

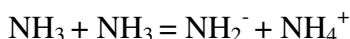
A protolitikus folyamatok megfordíthatóak.

Az egymásba protonleadással, illetve –felvétellel kölcsönösen átalakuló savat és bázist konjugált sav – bázis párnak nevezzük.

Hasonló megállapításokat lehet tenni a bázisoknál is. Egy anyag csak olyan anyaggal szemben viselkedik bázisként, amelyiktől protont tud átvenni. Két anyag közül mindig az lesz a bázis, amelynek a protonmegkötő készsége nagyobb a másikkal szemben.

### Amfoter anyagok

Proton leadásra és felvételre is képesek. Az amfotéria szintén relatív fogalom. A gyakorlatban leginkább a vizes oldatokban amfoterként viselkedő anyagokról beszélünk: ilyen maga a víz, a hidrogéntartalmú összetett anionok, illetve néhány szerves vegyület (pl. az imidazol, az aminosavak stb.). A cseppfolyós ammóniában a vízhez viszonyítva bázisként viselkedő ammónia is amfoterként viselkedik:





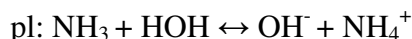
### Elektrolitos disszociáció:

- Savnak vízben való oldásakor végbemenő folyamat.



A folyamat során oxoniumionok és a savmolekulából, a proton leadásából keletkező savmaradék anionok keletkeznek.

- bázisok vízzel való kölcsönhatása eredményeképpen az oldatban ammónium- vagy fémkationok és hidroxidanionok keletkeznek.



A folyamat során a molekulák az oldószer hatására ionokra esnek szét. Ezek az ionok vizes közegben hidratált állapotban vannak jelen, és szabadon tudnak a hidrátburkuk segítségével mozogni.

Azokat az anyagokat, amelyek az oldószer hatására ionjaikra esnek szét, elektrolitoknak nevezzük. Ebből következik, hogy a savak és bázisok elektrolitok, melyek az oldószer hatására szétesnek, más szóval disszociálnak ionjaikra.

Elektrolitos disszociációnak nevezzük azt a folyamatot, melyben az anyag az oldószer hatására szabadon mozgó ionjaira bomlik szét.

Disszociáció fok:

Az elektrolitos disszociáció minden esetben egyensúlyra vezető folyamat, tehát igaz rá a tömeghatás törvénye. Ezt az egyensúlyt leírhatjuk a disszociáció mértékével, az úgynevezett disszociációfokkal.

Jele:  $\alpha$

Mértékegysége: dimenzió nélküli szám.

$$\alpha = \frac{n_{\text{disszociált}}}{n_{\text{összes}}}$$

A disszociációfok az adott elektrolit ionjaira bomlott anyagmennyiségének és a teljes anyagmennyiségnek a hányadosa. Értéke maximálisan 1 lehet.

Tehát a disszociációfok megmutatja, hogy a kérdéses elektrolit összes anyagmennyiségének hányad része lépett kölcsönhatásba az oldószer-molekulákkal. Ha  $\alpha = 1$ , akkor ez azt jelenti, hogy az összes elektrolit molekula kölcsönhatásba lépett az oldószer molekulákkal.

Mivel az elektrolitos disszociáció egyensúlyra vezető folyamat, és igaz rá a tömeghatás törvénye, ezért ha az egyensúlyi rendszerben megnöveljük az oldószer mennyiségét, akkor a disszociáció irányába tolódik el a folyamat. A disszociációfok tehát növekedni fog.

Elektrolitok csoportosítása erősségük szerint kétféle lehet:

- Erős elektrolitok: amelyek tömény oldataiban is teljes a disszociáció.

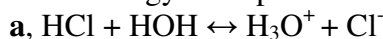
$$\alpha = 1$$

- Gyenge elektrolitok.

### Savak és bázisok erőssége:

A protoncsere egyensúlyának eltolódása határozza meg, hogy egy anyag a másikkal szemben milyen erős sav vagy bázis.

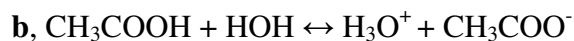
Nézzünk egy – két példát a vízzel szemben:





A sósav és víz molekulái közötti protolitikus reakció egyensúlya olyan erősen eltolódik a sósav molekulák protonleadásának irányába, hogy a protonleadás gyakorlatilag egyirányú. Ezért azt mondjuk, hogy a hidrogén-klorid vizes oldatban erős savként viselkedik.

Erős savak az ún. ásványi savak között: HCl, HBr, HI, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub> stb.



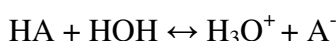
Ha ecetsavból készítünk a sósavéval azonos töménységű vizes oldatot, akkor az ecetsav a vízzel szemben szintén savként fog viselkedni. Azonban az egyensúly eltolódásának mértéke nem olyan nagy, mint a sósav esetében. Ez azt jelenti, hogy a rendszerben az egyensúly beállta után kimutatható koncentrációban vannak jelen az

- oxonium-ionok
- acetátionok
- ecetsav és vízmolekulák is.

Az ecetsav molekulájának és a víz molekulájának protonleadó képessége közt nincs nagy különbség. Ezért az ecetsav a vízzel szemben gyenge savként viselkedik. Vizes oldatokban a sav erősséget mérni lehet az oldat térfogategységében lévő oxonium-ion koncentrációval. Minél erősebb valaminek a protonleadó képessége a vízzel szemben, annál nagyobb lesz az oldatban az oxonium-ion koncentráció.

*Gyenge savak:* kénhidrogén (H<sub>2</sub>S), az oxosavak közül az alacsonyabb oxidációs számú központi atomot tartalmazó kénessav (H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>), salétromossav (HNO<sub>2</sub>), stb., valamint a szénsav (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) és a legtöbb szerves sav (HCOOH, CH<sub>3</sub>COOH, fenol stb.).

Általánosan egy ilyen folyamatra a tömeghatás törvénye:

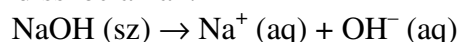


$$K_s = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

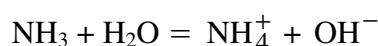
Minél kisebb K<sub>s</sub> értéke, annál gyengébb savról van szó. Minél nagyobb egy sav disszociációs állandója, annál erősebb sav. Ezeket az állandókat táblázatból tudjuk leolvasni.

A bázisok erősségét hasonlóképpen lehet jellemezni. Például: Az ammónia vízzel szemben gyenge bázisként viselkedik, mert az ammónia és a vízmolekula protonmegkötő képessége között nincs nagy különbség. Ez azzal a következménnyel jár, hogy a tömény ammónia-oldatban nem lesz nagy a hidroxidion-koncentráció.

*Erős bázisokat* gyakorlatilag csak az ionvegyületek között találunk. Ilyenek az alkálifém-hidroxidok (NaOH, KOH) és a legtöbb alkáliföldfém-hidroxid: Ca(OH)<sub>2</sub>, Sr(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>, melyek vízben jól oldódnak, az oldódás során teljesen disszociálnak.



*Gyenge bázisok* egyrészt azok az anyagok, amelyek molekulái közül még híg vizes oldatban sem protonálódnak az összes.



A bázis állandó:

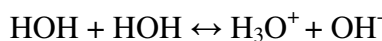


$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Ilyen gyenge bázisok a szerves vegyületek közé tartozó aminok is. A bázisokra is igaz, hogy minél gyengébb bázisról van szó, annál kisebb a bázisállandó értéke. Továbbá gyenge bázisnak tekinthetők a vízben rosszul oldódó, rosszul disszociáló hidroxidok is. Ezek többnyire a közönséges csapadékként kiváló vegyületek, pl. magnézium-hidroxid  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ , vas(III)-hidroxid  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  stb. Gyakorlatilag az összes p- és d-mezőbeli fém-hidroxidok.

### A víz autoprotolízise:

Az azonos molekulák közötti protonátadást autoprotolízisnek nevezzük.



Mérések bebizonyították hogy oxonium- és hidroxidion a tiszta vízben is megtalálható. Ezek az ionok a vízmolekulák kölcsönhatásakor keletkeznek.

Ennek a folyamatnak az a következménye, hogy a tiszta víz is vezeti az elektromos áramot. Az egyensúly ebben a folyamatban erősen az alsó nyíl irányába van eltolva ezért a vízben az egyensúlyi ionkoncentráció nagyon kicsi.

A kölcsönhatás eredményeképpen az egyik vízmolekula protont ad át a másik vízmolekulának, így  $\text{H}_3\text{O}^+$  -ion és ugyanolyan mennyiségű,  $\text{OH}^-$  -ion keletkezik.

Pontos mérésekkel meghatározták az igen tiszta, többször desztillált víz ionjainak koncentrációját. Ez az érték:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,0000001 \text{ mol/dm}^3 = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3.$$

Mivel a  $\text{H}_3\text{O}^+$  -ionok koncentrációja egyenlő az  $\text{OH}^-$  -ionok koncentrációjával, ezért

$$[\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3.$$

A folyamat egyensúlyi állandóját így írhatjuk fel:

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{HoH}][\text{HoH}]}$$

A víz koncentrációja több nagyságrenddel nagyobb az oxóniumion- és a hidroxidion-koncentrációnál, így közelítőleg állandónak tekinthető, és beolvasztható a K állandóba.

Ennek megfelelően:

$$K \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

Illetve más jelöléssel:

$$K_v = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-],$$

ahol a  $K_v$  a víz ionszorzata.

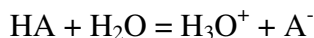
A vízionszorzat számértékét könnyen meghatározhatjuk, ha a  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  és az  $[\text{OH}^-]$ - értékeket behelyettesítjük:

$$K_v = 0,0000001 \cdot 0,0000001 = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}.$$



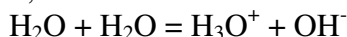
A víz ionszorzata adott hőmérsékleten állandó érték. 25°C-on  $K_v = 1,008 \cdot 10^{-14}$ .

Változtassuk meg a vízben a  $[H_3O^+]$ -t, sav adagolásával toljuk el az egyensúlyt! A savak – HA képlettel jelöljük - a vízmolekuláknak protont adnak át:



Ezáltal megnövelik az oxónium-ionok koncentrációját.

Adjunk annyi savat a vízbe, hogy a  $10^{-7} \text{ mol/dm}^3$  oxóniumion-koncentráció éppen tízszeresére növekedjék! Ebben az esetben  $[H_3O^+] = 0,000\,001 \text{ mol/dm}^3 = 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$  lesz.



egyensúlyt megzavaró külső hatás - az oxóniumion-koncentráció növelése - elől a rendszer úgy tér ki, hogy a bevitt oxóniumionok az  $OH^-$ -ionokkal vízmolekulákká kapcsolódnak össze. Ezáltal a rendszerben az  $OH^-$ -ionok és a  $H_3O^+$ -ionok koncentrációja mindaddig csökken, amíg az egyensúlyi viszonyoknak (a vízionszorzattal) megfelelő új koncentrációk ki nem alakulnak.

Példánkban a  $H_3O^+$  koncentrációja  $10^{-7} \text{ mol/dm}^3$  értékről nőtt  $10^{-6} \text{ mol/dm}^3$  értékre. A  $OH^-$ -ionok koncentrációja ugyanakkor a következőképpen számolható:

$$K_{v\acute{e}z} = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

ebből:

$$[hidroxidion] = \frac{K(v\acute{e}z)}{[ox\acute{o}niumion]}$$

$$[OH^-] = 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$$

Az eredmény azt mutatja, hogy ha a vizes oldatban az oxóniumionok koncentrációját tízszeresére növeljük, a hidroxidionok koncentrációja tizedrészére csökken.

Minden vizes oldatra igaz, hogy ahányszorosára növekszik az oldatban a hidroxidionok koncentrációja, az oxóniumionoké annyira részére csökken, illetve ahányszorosára növekszik az oxóniumionok koncentrációja, a hidroxidionoké annyira részére csökken.

A vízionszorzat értéke adott hőmérsékleten minden vizes oldatban állandó.

### A pH és a pOH fogalma

Sokszor számszerűen kell megadni egy oldatban az oxónium- vagy a hidroxidionok koncentrációját ahhoz, hogy az oldat savasságát, illetve lúgosságát pontosan jellemezni tudjuk. A koncentrációértékek általában olyan kicsik, hogy anyagmennyiségkoncentráció-egységben értékük csak tíznek valamely negatív hatványával adható meg.

A táblázat megmutatja, hogyan változik az oxóniumionok koncentrációja, ha  $1 \text{ mol/dm}^3$  koncentrációjú sósavoldatot hígítunk! ( $\alpha \approx 1$ )

$$0,0000001 \text{ mol/dm}^3$$

#### Savkoncentráció

1 mol/dm<sup>3</sup>

0,1 mol/dm<sup>3</sup>

0,01 mol/dm<sup>3</sup>

0,001 mol/dm<sup>3</sup>

0,0001 mol/dm<sup>3</sup>

0,00001 mol/dm<sup>3</sup>

0,000001 mol/dm<sup>3</sup>

#### H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>-ion-koncentráció

1 mol/dm<sup>3</sup> = 10<sup>0</sup> mol/dm<sup>3</sup>

0,1 mol/dm<sup>3</sup> = 10<sup>-1</sup> mol/dm<sup>3</sup>

0,01 mol/dm<sup>3</sup> = 10<sup>-2</sup> mol/dm<sup>3</sup>

0,001 mol/dm<sup>3</sup> = 10<sup>-3</sup> mol/dm<sup>3</sup>

0,0001 mol/dm<sup>3</sup> = 10<sup>-4</sup> mol/dm<sup>3</sup>

0,00001 mol/dm<sup>3</sup> = 10<sup>-5</sup> mol/dm<sup>3</sup>



$$0,000001 \text{ mol/dm}^3 = 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$$

$$0,0000001 \text{ mol/dm}^3 = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

Természetesen tovább hiába hígítanánk a savoldatot, benne az oxóniumionok koncentrációja már nem csökkenne, hiszen a vízzel azonos koncentrációban vinnék be az ionokat, ezáltal csak az oldat mennyiségét és nem a koncentrációját növelnénk.

Hogy a bonyolult írásmódot elkerüljük a  $\text{H}_3\text{O}^+$ -ionok koncentrációjának írásában, a koncentrációk jellemzésére csak 10-nek a kitevőit használjuk ellentétes előjellel. Így jutunk a pH-hoz.

A pH az oxóniumion anyagmennyiség koncentrációjának tízes alapú negatív logaritmusa:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+].$$

Például:

0,01 mólos savoldatban a  $\text{H}_3\text{O}^+$  -ionok koncentrációja:  $10^{-2} \text{ mol/dm}^3$ .

- A tízes alap kitevője: - 2.

- Negatív előjellel vett kitevője (negatív logaritmusa): - (- 2) = 2.

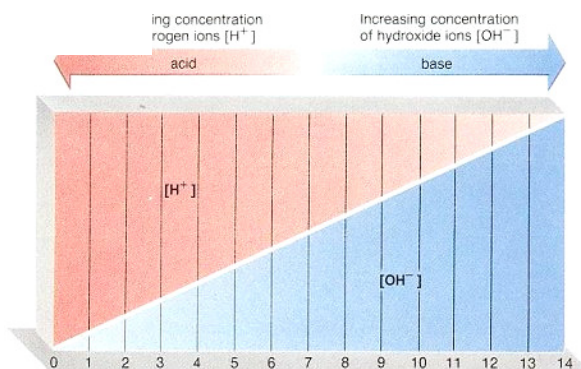
A bázisok oldataiban a  $\text{OH}^-$  -ionok koncentrációit a savak oxóniumion-koncentrációinak mintájára adhatjuk meg. A lúgos kémhatású oldat hidroxidion-koncentrációját az oldat pOH-jával jellemezhetjük. Az oldat pOH-ja a hidroxidionok anyagmennyiség-koncentrációjának tízes alapú negatív logaritmusa.

A pH-t és a pOH-t a következőképpen számíthatjuk tehát:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+] \quad , \quad \text{illetve} \quad \text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-].$$

A desztillált vízben a pH = 7 és a pOH is = 7.

A vízben és a vizes oldatokban  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ .



Láthatjuk, hogy a pH növekedésével a  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  koncentráció, így a sav erőssége egyre csökken, a bázis erőssége pedig egyre nő.

Minél kisebb egy oldat pH-ja, annál erősebb a sav. Minél nagyobb egy oldat pH-ja, annál erősebb a bázis.

A pOH-skála értelemszerűen a pH-skála fordítottja. Minél kisebb egy oldat pOH-ja, annál erősebb bázis, minél nagyobb a pOH értéke, annál erősebb sav.

### A sav-bázis indikátorok működése

Az oldatok kémhatását indikátorokkal szoktuk kimutatni.



Az indikátorok olyan – általában szerves – vegyületek, melyek színváltozással jelzik, hogy ha bizonyos tulajdonságú anyagok feleslegben vannak jelen az adott anyagi rendszerben.

A sav-bázis indikátorok olyan anyagok, amelyek más színt mutatnak, ha az oldat savas, és más színt, ha lúgos kémhatású, és a semleges kémhatást e két különböző szín keverékszínével jelzik.

A sav-bázis indikátorok az alkalmazott oldószerrel szemben maguk is gyenge savak vagy bázisok. Fontos tulajdonságuk azonban, hogy disszociálatlan molekulájuknak más a színe, mint a disszociált állapotú indikátor-anion, illetve indikátor-kation színe.

Az indikátornak a  $H_3O^+$  -koncentrációhoz tartozó pH-értékét az indikátor átcsapási pontjának nevezzük.

Az indikátor átcsapási pontját a keverékszínéhez tartozó  $H_3O^+$  -ion-koncentrációja szabja meg.

A vizes oldatban leggyakrabban használt indikátorok átcsapási pontját és színváltozását a táblázatban gyűjtöttük össze.

	ERŐSEN LÚGOS	SEMLEGES	ERŐSEN SAVAS	ÁTCSAPÁSI pH
<b>fenolftalein</b>	piros	színtelen	színtelen	8,2 - 10,0
<b>metilnarancs</b>	sárga	sárga	piros	3,1 - 4,4
<b>lakmusz</b>	kék	lila	piros	5,0 - 8,0
<b>univerzál indikátor</b>	kék	zöld v. sárga	piros	fokozatos színváltozás

Ismeretes olyan indikátor is, amelyik a színét folyamatosan változtatja a teljes pH-skálában. Ez az úgynevezett univerzál indikátor. Amit papírcsíkra itatnak fel és szárítanak meg.

Szemünk színérzékelő képessége nem tökéletes. Egy színt mindaddig tiszta színeként észlelünk, amíg a hozzá kevert másik komponens színerőssége az elsőnek 1/10-ét nem lépi túl. A közbeeső értékeknél a keverékszín megfelelő árnyalatát észleljük. Szemünk e "fogyatékosága" miatt a keverékszínt az indikátornak nemcsak az átcsapási pontjában, hanem egy pH-tartományban, az úgynevezett átcsapási tartományban észleljük

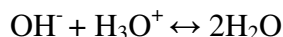
### Közömbösítés

A gyakorlatban nagyon fontosak lehetnek azok a típusú reakciók, ahol sav vizes oldata reagál bázis vizes oldatával. A mindennapi életben az ilyen folyamatot közömbösítésnek nevezzük.

A sav-bázis reakciók lényege, hogy a sav protonjából, azaz a vizes oldatban keletkező oxoniumionból és hidroxidionból semleges kémhatású víz keletkezik.

pl: A NaCl és a HCl vizes oldatában a következő ionok lesznek jelen:  $Na^+$ ,  $OH^-$ ,  $H_3O^+$ ,  $Cl^-$

És az adott ionok ily módon fognak összeállni:



A sav –bázis reakciók lényege, hogy a sav protonjából és hidroxidionból semleges kémhatású víz keletkezik.

Abban az esetben, ha az egymással reagáló savnak és bázisnak az erőssége megegyezik, tehát amilyen mértékben képes a sav protont leadni, ugyanolyan mértékben képes a bázis azt felvenni, így egyetlen egy kémhatást okozó ion sem lesz túlsúlyban az oldatban, tehát az oldat semleges lesz. Közömbösítés történt.

A közömbösítési reakciók másik terméke minden esetben savmaradék-anion és fém (vagy ammónium)-kation. Ha a közömbösítés után eltávolítjuk a rendszerből az oldószert, akkor ezekből az ionokból szilárd állapotú ionvegyület marad vissza, úgynevezett: só.

Sók fém-kationokból (vagy ammóniumból) és savmaradék – anionokból álló vegyületek.





## Hidrolízis

Vizsgáljuk meg, milyen folyamat játszódik le a konyhasó oldatában és a nátrium-karbonát oldatában.

-A konyhasó vizes oldatában,  $\text{Na}^+$  és  $\text{Cl}^-$  ionok vannak. A klorid ionok nem képesek a vízmolekuláktól protont átvenni. A nátrium ionok sem képesek a vízmolekulával kémiai kölcsönhatásba lépni, sem proton leadás, sem felvétel szinten. A víz egyensúlyát ezek az ionok nem befolyásolják, ezért az oldat a víz semleges kémhatását fogja mutatni.

-A nátrium-karbonát vizes oldatában is ionok lesznek jelen,  $\text{Na}^+$  ionok ebben az esetben sem tudnak kölcsönhatásba lépni a vízmolekulákkal. Lesz még a rendszerben  $\text{CO}_3^{2-}$  - ion is és ezek az ionok a víznél erősebb bázisnak bizonyulnak. A vízmolekuláktól protont fognak felvenni, és  $\text{HCO}_3^-$  (hidrogénkarbonát) ionná alakulnak át. Azonban ez az ion is fel tud még venni protont és dihidrogénkarbonátot, így  $\text{H}_2\text{CO}_3$  -t (szénsavat) képez.

- Az ammónium-klorid vizes oldatában  $\text{NH}_4^+$  - és  $\text{Cl}^-$  - ionok vannak. Ebben az esetben csak az ammónium-ionok tudnak kölcsönhatásba kerülni a vízzel, méghozzá oly módon, hogy protont tudnak átadni a víznek, így növelik a rendszerben az oxóniumion-koncentrációt. A kémhatást a savas tartomány felé fogják eltolni.

Általánosságban megállapítható, hogy ha egy ionos vegyület – só – anionja erősebb bázis, mint a vízmolekula, vagy a kationja erősebb sav a vízmolekulánál, a vegyület oldásakor vagy az oldat hígításakor hidrolízis következik be. A hidrolízist fel lehet fogni a közömbösítés ellentétes folyamatának.

### 1. 1. 2. Csapadékképződéssel járó reakciók

Az ionokban és a kiváló csapadékokban jelenlevő atomok oxidációs számai megegyeznek, a folyamatok nem járnak elektronátmenettel.

Érdemes itt megemlíteni, hogy a fémek nitrátjai jól oldódnak vízben, a legtöbb fém kloridja is, kivéve: Ag- Pb- Hg- kloridok.

Az alkáli földfémek szulfátjain kívül általában a szulfátok is jól oldódnak vízben.

Sokszor fontos tudni, hogy különböző oldatok összeöntésekor – két só vizes oldata között – végbemegy-e reakció. Ezt eldönthetjük, ha ismerjük az anyagok oldhatóságát.

Oldhatósági szorzat:

Előfordulhat olyan eset, hogy egy heterogén rendszerben alakul ki egyensúly. Pl: szilárd anyagok oldódása. Ez esetben az oldódás a telített oldat keletkezéséig folyik, míg végül beáll a dinamikus egyensúly. Az ilyen esetre is felírható a tömeghatás törvénye.

## **B, Oxidációs szám változással járó reakciók:**

### Oxidáció

Az elektron leadással járó folyamatokat, melynek során az oxidációs szám nő, oxidációnak nevezzük. (Egy atom csak akkor tud elektront felvenni, ha van másik atom, amelyik ezeket az elektronokat leadta!)



### Oxidálószer:

Azokat az anyagokat, melyek reakciópartnerüket oxidálódásra kényszerítik, oxidálószernek nevezzük. Az elemek közül ide tartoznak azok, melyeknek nagy az elektronegativitásuk, tehát a reakciópartneről elektront tudnak átvenni. Ilyenek például a halogének és az oxigén.

A vegyületek közül azok oxidálószer, amelyek:

- változó oxidációs számú elemet tartalmaznak,
- lehetőleg nagy oxidációs számmal szerepel ez az elem a vegyületben,
- az elem számára az adott körülmények között a kisebb oxidációs számú állapot a stabilabb.

Ilyen oxidáló szerek:

- $\text{KMnO}_4$
- $\text{K}_2\text{CrO}_4$
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- $\text{MnO}_2$
- $\text{HNO}_3$
- $\text{H}_2\text{SO}_4$

### Redukció

Az elektron felvétellel járó folyamatokat, melynek során az oxidációs szám csökken, redukciónak nevezzük.

(Egy atom csak akkor tud elektront leadni, ha van másik atom, amelyik ezeket az elektronokat felveszi!)

### Redukálószer:

Azokat az anyagokat, melyek reakciópartnerüket redukálódásra kényszerítik, redukálószernek nevezzük.

A redukálószer olyan anyagok, melyeknek a magasabb oxidációs állapotuk sokkal kedvezőbb elektroneloszlású, tehát lényegesen alacsonyabb energiaállapotú.

Az elemek közül azok tartoznak ide, amelynek kicsi az elektronegativitása. Ilyenek például az alkálifémek és alkáliföldfémek, az alumínium, az izzó szén és a hidrogén.

A vegyületek közül redukáló tulajdonságú:

- változó oxidációs számú elemet tartalmaz,
- változó oxidációs számú elem a vegyületben kis oxidációs számmal van jelen,
- az elem számára az adott körülmények között a nagyobb oxidációs számú állapot a stabil.

Ilyen redukáló szerek:

- $\text{H}_2\text{S}$
- $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

Oxidáció és redukció egymással összekapcsolt folyamat, mindig egyidejűleg megy végbe.

### Oxidációs szám

Tényleges vagy névleges (fiktív) töltés, mely az elemi állapothoz viszonyított oxidációs állapotot mutatja meg.

A fentiek alapján az elemek oxidációs száma mindig 0.

Ionok (egyszerű ionok, pl. fémionok, oxidionok stb.) oxidációs száma megegyezik a töltéssel. A  $\text{Na}^+$  oxidációs száma +1, azaz ennyivel oxidáltabb az elemi állapotnál.



Kovalens vegyületeknél a kötést létesítő elektronpár(oka)t képzeletben a nagyobb elektronegativitású atomhoz rendeljük, és az így kialakult fiktív ionok töltését tekintjük az adott atom oxidációs számának. A vízmolekulában ténylegesen csak részleges negatív töltés van az oxigén atomtörzse körül, mégis az oxidációs szám megállapításának szabályai szerint az  $O^{2-}$  és  $H^+$  ionok töltése alapján az oxigénnek  $-2$ , a hidrogénnek  $+1$  az oxidációs száma.

-A kovalens vegyületek oxidációs számának megállapítása:

Az elemek atomjainak oxidációs száma 0.

A hidrogén oxidációs száma a vegyületekben általában  $+1$ . Kivételt képeznek a fém-hidridek, ahol a hidrogén oxidációs száma  $-1$ .

Az oxigén oxidációs száma vegyületekben általában  $-2$ . Kivételt képeznek a peroxidok, ahol az oxigén oxidációs száma  $-1$ , valamint a  $F_2O$ .

Vegyületekben, a képletben szereplő atomok oxidációs számainak összege 0 (a vegyületek ugyanis semlegesek).

Az összetett ionokban az oxidációs számok összege az ion töltésszámával egyenlő.

A redoxiegyenletek rendezésekor a leadott és a felvett elektronok mindig megegyeznek, azaz az oxidációszám-változások összege 0.

## 2. Elektrokémia

### Kísérletek:

Kémiai album :71-75 oldalig

### Számolás:

VA:225-231

Az elektrokémia a kémiai anyagok és az elektromos energia kölcsönhatásait vizsgálja. Ez a kölcsönhatás kétféle lehet:

1.  $E_{\text{kémiai}} \rightarrow E_{\text{elektromos}}$

Az ilyen típusú folyamat a galvánelemben megy végbe.

2.  $E_{\text{elektromos}} \rightarrow E_{\text{kémiai}}$

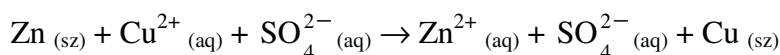
Az ilyen típusú folyamat az elektrolízis során megy végbe.

Az elektrokémiai folyamatok heterogén redoxireakciók, amelyekben az oxidáció és a redukció mindig a folyékony és a szilárd halmazállapotú anyag érintkezési, más szóval határfelületén megy végbe, térben egymástól elkülönítve, miközben elektromos energia szolgáltatása vagy felhasználása történik.

Az elektrokémia azokat a folyamatokat és jelenségeket tárgyalja, amelyek az ionos rendszerekben, valamint az ionos rendszer – fém (fémes vezető) illetve félvezető határán (elektrodokon) lépnek fel.

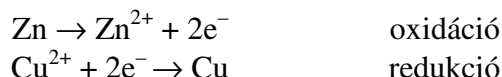
Az elektrokémiai reakciók – a hasonlóság ellenére – nem azonosak a kémiai redoxireakciókkal.

Nézzük a következő reakciót:





A reakció lényege:

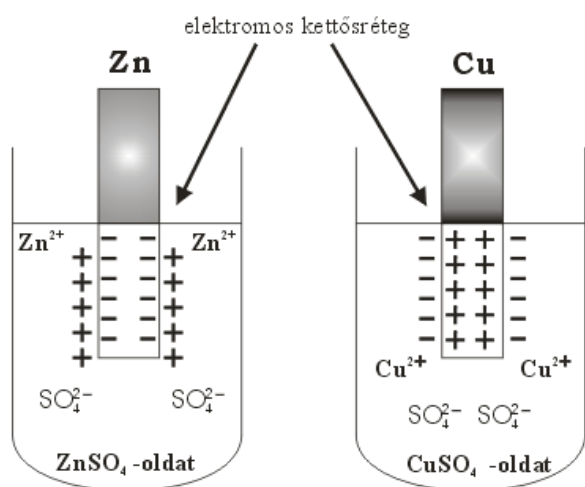


Ha a reakció kémiai redoxifolyamatként megy végbe, akkor a következők jellemzik:

- a részecskék az oldatban szabadon mozognak, ütköznek;
- a réz-ionok és a cink-atomok közvetlen érintkezése miatt közvetlen elektronátmenet történik, vagyis az átmenet gyorsan megy végbe, az elektronok útja igen rövid;
- a folyamatot kísérő energiaváltozás hőfelszabadulás formájában zajlik.

Ha az előbbi reakciót elektrokémiai folyamatként akarjuk lejátszani, úgy kell megváltoztatni a feltételeket, hogy az energiaváltozás egy része elektromos energia formájában jelenjen meg.

A kémiai reakció energiaváltozása csak abban az esetben jelentkezik elektromos energia formájában, ha az elektronátmenet az oxidálódó fématom és a redukálódó fémion között egy adott irányba megy végbe, a közvetlen érintkezés helyett vezetőn keresztül. Így az elektronok útja elég nagy, az elektronátmenet meghatározott időt vesz igénybe.



Az elektrokémiai rendszer részei:

-Elektrolit: szabadon mozgó elektronokat tartalmazó oldat vagy olvadék, amely vezeti az áramot.

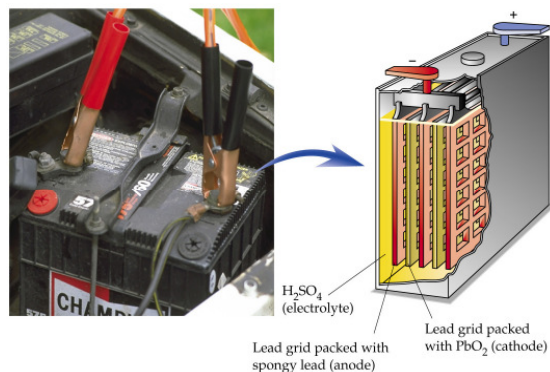
-Elektród: az elektrolitoldattal közvetlenül érintkező fémes vezető.

-Fémes vezető: pl. fémhuzal, amely összeköti az elektródokat, biztosítja az elektronok áramlását az elektródok között.

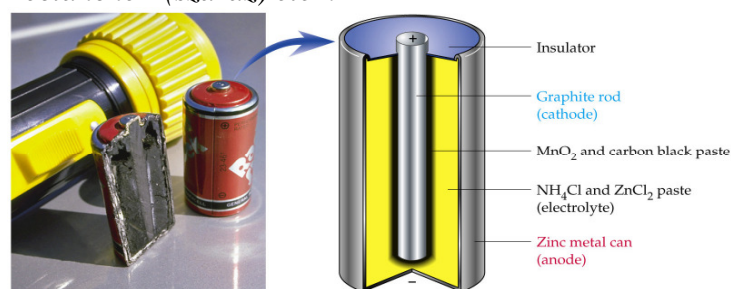
## 2. 1. Galvánelemek (kémiai áramforrások)

### Galváncellák (elemek) a gyakorlatban

#### Ólomakkumulátor



#### Leclanché - (száraz) elem



Az ólomakkumulátor üzemanyagcellák: az elv ugyanaz, mint szokásos elemeknél, de folyamatos adagolás van.



A galvánelem a kémiai energiának elektromos energiává való átalakítására alkalmas berendezés. Benne önként végbemenő redoxireakciók termelik az elektromos energiát.

#### Galvánelem felépítése:

- Két elektródból áll, melyek saját elektrolitjukba, vagy más elektrolitba merülő fémek.
- A fémes vezető a két elektródot köti össze.
- Diafragma: az elektródok elektrolitjai érintkeznek egymással, de keveredésüket megakadályozza, az ionok mozgását az elektrolitok között megengedi.

#### Elektródtípusok:

- Lehet a fém és a fém ionjait tartalmazó oldat, amelybe a fém belemerül (*fémlelektrod*),
- Hidrogén-tartalmú (pl. sósav) oldat és a belemerülő indifferens (pl. platina) fémen adszorbeált hidrogéngáz (*hidrogén-gázelektrod*),

#### A galvánelem jelölése:



#### A galvánelem (galváncella) működése:

Az egyik elektródon (katód) redukció, a másik elektródon (anód) oxidáció történik.

A galvánelemben a katód a pozitív, az anód a negatív pólus.

A két elektród közötti fémes vezetőben folyhat az elektromos áram (ide köthetők be a fogyasztók).

Az áramkör zárását a két elektrolitoldat érintkezése (diafragma, vagy sóhíd) biztosítja.

A diafragma, illetve sóhíd funkciója, hogy megakadályozza az oldatok összekeveredését.

Az ionok diffúziója biztosítja a töltéskiegyenlítődést.

A galvánelemben folyó áram közvetlen oka a két elektród közötti potenciálkülönbség. Ez annak az eredménye, hogy az elektrolit és a belemerülő fém között egyensúlyi elektromos potenciálkülönbség alakul ki. Az elektrolittal érintkező fémből ugyanis fémionok jutnak az oldatba, illetve az oldatban lévő fémionok semleges atomként kiválnak a fém felületére!

A két elektród közötti potenciálkülönbség nagyságát az ún. elektromotoros erővel jellemezzük:

#### Elektromotoros erő:

Jele:  $E_{MF}$

A két elektród közötti maximális feszültséget (potenciálkülönbség), akkor mérhetünk, ha a galvánelemben keresztül nem folyik áram.

Ahhoz, hogy egy fémion az elektrolitoldatból az elektródra kiválhasson, ki kell szakítania magát a hidrátburokból. Az ehhez szükséges energia a kiválás aktiválási energiája. A fordított folyamatban, az oldódásban az aktiválási energia ahhoz szükséges, hogy a fématom ionná válva le tudja győzni a szomszédos fématomok vonzóerejét. Mindkét esetben tehát egy energiagáton való átjutás a folyamat kulcsa.

Az elektródreakciók (oldódás – kiválás) sebességét az határozza meg, hogy időegység alatt hány ion jut át az energiagát (elektród és oldat közötti potenciálkülönbség) egyik oldaláról a másikra.



Ha a két sebesség egyenlővé válik, az elektródreakció dinamikus egyensúlyba jut és kialakul az elektród és az oldat közötti egyensúlyi elektromos potenciálkülönbség, amit elektródpotenciálnak nevezünk.

Ha a két elektródot fémes vezetővel összekötjük, akkor az elektronok a negatív potenciálú helyről a pozitívabb potenciálú hely felé áramlanak (a cink – réz galvánelem esetén a cink felületéről áramlanak az elektronok a réz felületére)! E mellett biztosítani kell a töltés kiegyenlítődést a két elektrolit között is, így a redoxireakció folyamatossá válik.

A galvánelemekben a negatív sarkon megy végbe az oxidáció, tehát ez az anód (cink), a pozitív sarkon redukció, tehát ez a katód (réz).

A cink- és rézelektrodból álló galvánelemet Daniell-elemnek nevezzük.

Folyamatok jellemzése a galvánelemben:

Ha a két pólust úgy kapcsoljuk össze, hogy valamilyen módon (pl. igen nagy ellenállás beiktatásával vagy ugyanakkora, de ellentétes polaritású feszültségnek a galvánelemre kapcsolásával) megakadályozzuk az elektromos áram folyását, akkor a katódon a redukálódó ionok pozitív töltést (elektron hiányt), az anódon az oxidálódó részecskék negatív töltést (elektron többletet) okoznak, vagyis az elektronok készek az anódról a katódra áramolni.

Az áram megindulása után a katódon (pozitív pólus) redukció történik, az anódon (negatív pólus) oxidáció megy végbe. A két pólus közötti potenciálkülönbség (feszültség) kisebb, mint az előzőekben mérhető elektromotoros erő, a két elektrolitoldat között az ionok főként a töltés kiegyenlítés irányába, az egyes ionok diffúziósebességének megfelelően mozognak.

### Elektródpotenciál

Jele:  $\varepsilon$

Az elektronok potenciális energiája az elektródon (elvi definíció, mivel ennek abszolút értéke nem határozható meg).

A valóságban olyan relatív érték, melyet egy önkényesen kiszemelt 0-ponthoz, a standard hidrogénelektrod potenciáljához viszonyítunk: annak a galvánelemnek az elektromotoros ereje, amelynek egyik elektródja a vizsgált, a másik a standard hidrogénelektrod.

Az elektromotoros erőt így kiszámíthatjuk bármely galvánelem két elektródjának potenciálkülönbségként. Az elektromotoros erő értéke megengedezés szerint csak pozitív lehet, ezért mindig a katód potenciáljából vonjuk ki az anódét:

$$E_{MF} = \varepsilon^+ - \varepsilon^-$$

Az elektromotoros erőt a két elektródpotenciál befolyásolja, az elektródpotenciál pedig függ:

- az anyagi minőségtől,
- az ionkoncentrációtól,
- a hőmérséklettől,
- (főként a gázelektrodok esetén) a nyomástól.

A különböző redoxrendszerek oxidáló- és redukálóképességének összehasonlítására a körülményeket standardizálták, és az így megállapított standardpotenciál értékek már csak az anyagi minőséget tükrözik.

A standardpotenciál mérési feltételei:

- 25°C-os hőmérséklet,
- a vizsgált ion 1 mol/dm<sup>3</sup>-es koncentrációja az oldatban,
- 0,101 MPa nyomás.

A standardpotenciálok (fémek feszültségi sora, különböző redoxrendszerek ún. redoxpotenciálja) értékeit táblázatok tartalmazzák.



Bármely galvánelem elektromotoros ereje kiszámítható a standardpotenciálok ismeretében. Ha a galvánelem mindkét elektródjának az ionkoncentrációja egységnyi ( $1 \text{ mol/dm}^3$ ), akkor az elektromotoros erő  $25^\circ\text{C}$ -on és  $0,1 \text{ MPa}$  nyomáson:

$$E^\circ = \varepsilon_1^\circ - \varepsilon_2^\circ, \quad \text{ahol } \varepsilon_1^\circ \text{ a katód, } \varepsilon_2^\circ \text{ az anód standardpotenciál értéke.}$$

Ennek megfelelően a Daniel-elem elektromotoros ereje egységnyi koncentráció esetében

$$E^\circ = 0,34 - (-0,76) \text{ V} = 1,10 \text{ V}$$

Az elektródpotenciál az elektród anyagi minőségén kívül függ az elektródfolyamatban résztvevő ionok koncentrációjától és a hőmérséklettől is.

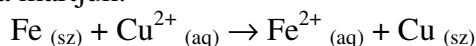
Az összefüggést a Nerst-egyenlet fejezi ki (ld. később).

A redoxifolyamatok irányának becslése a standardpotenciálok összehasonlítása alapján történik.

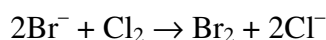
A standardpotenciálokat vizes oldatra vonatkoztatva határozzák meg, ezért csak vizes oldatban végbemenő folyamatokra érvényesek.

A különböző potenciálú elektródokon végbemenő reakciók alapján elmondhatjuk, hogy a negatívabb potenciálú redoxirendszer redukált alakja oxidálódni képes, azaz redukálhatja a pozitívabb potenciálú redoxirendszer oxidált alakját.

Fémek esetén a negatívabb potenciálú vas képes oxidálódni, ha a nála pozitívabb potenciálú fém (pl. réz vagy ón) ionjait tartalmazó oldatba mártjuk:



Nemfémek esetén a kisebb potenciálú  $\text{Br}_2 / \text{Br}^-$  rendszer redukált alakja, a bromidion képes a nála pozitívabb potenciálú klór molekuláit (oxidált alak) redukálni, vagyis a klór képes „felszabadítani” sójából a brómot:



A potenciált, és így a folyamat lehetőségét befolyásolják az ionkoncentrációk. Ezt fejezi ki a Nerst-egyenlet, melyet egy fémelektrodra a következőképpen írhatunk fel:

$$\varepsilon = \varepsilon^\circ + \frac{RT}{zF} \ln c$$

R – moláris gázállandó ( $8,314 \text{ J/Kmol}$ )

T – abszolút hőmérséklet (K)

z – leadott vagy felvett elektronok száma

F – Faraday-állandó ( $96500 \text{ C/mol}$ )

c – oldat koncentrációja ( $\text{mol/dm}^3$ )

Vagy más összefüggéssel:

$$\varepsilon = \varepsilon^\circ + \frac{0,059}{z} \cdot \lg \left[ \text{Me}^{z+} \right]$$

Ahol:

$\varepsilon$  - a rendszer aktuális potenciálja

$\varepsilon^\circ$  - a rendszer standardpotenciálja

z - a fém és a fémion közötti oxidációszám-különbség.



A standardpotenciál melletti tag számottevően csak az 1 mol/dm<sup>3</sup>-től nagyságrendekkel eltérő ionkoncentrációk esetén változtatja meg a potenciált, ha a két rendszer potenciálja közötti különbség 0,1–0,2 V-nál nagyobb, jó közelítéssel használhatjuk a folyamatok irányának becslésére  $\varepsilon^\circ$  értékét.

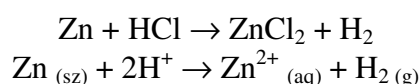
A potenciálok összehasonlításával azonban így is csak a folyamat lehetőségét állapíthatjuk meg. A potenciálokat egyensúlyi állapotban mértük, tehát ezek nem adnak számot azokról az aktiválásienergia-gátokról, amelyek megakadályozhatják a folyamat tényleges végbemenetelét.

Ezzel magyarázható, hogy a negatív standardpotenciálú ólom sem sósavban, sem kénsavban nem oldható fel. Az ólom felületén kialakuló, rosszul oldódó ólom(II)-szulfát, illetve ólom-klorid („csapadék”) megakadályozza a folyamat észlelhető mértékű lezajlását.

### Fémek oldódása vízben, savakban és lúgokban:

Az elemi állapotú fémek reakcióik során elektron leadásra (oxidálódásra) képesek, más anyagokkal szemben redukálószerként viselkednek.

1 mol/dm<sup>3</sup> H<sup>+</sup>-tartalmú savoldatokban azok a fémek oldódnak, amelyek standardpotenciálja 0 V-nál kisebb, azaz negatív:



Kivételt képez, pl. az ólom, amelyet sem a sósav, sem a kénsav nem old a felületén kialakuló passzív réteg miatt.

Vízből a hidrogént csak azok a fémek képesek redukálni, amelyeknek a standardpotenciálja elég kicsi. A tiszta vízben 25°C-on ugyanis 10<sup>-7</sup> mol/dm<sup>3</sup> H<sup>+</sup> van. A reakció során a lúgosodó oldatban ennek értéke még jobban lecsökken.

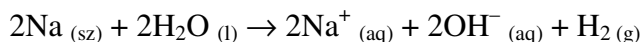


Folyamatban képződő 1 mol/dm<sup>3</sup> OH<sup>-</sup>-tartalmú oldatban 10<sup>-14</sup> mol/dm<sup>3</sup> H<sup>+</sup> lesz, ami miatt az oldatban a hidrogén aktuális potenciálja:

$$\varepsilon = 0 + \frac{0,059}{1} \cdot \lg 10^{-14} = -0,826 \text{ V-ra csökken.}$$

Ennél kisebb potenciálja az alkáli- és az alkáliföldfémeknek, valamint az alumíniumnak van. Gyakorlatilag azonban sem az alumínium, sem a magnézium nem reagál közönséges körülmények között a vízzel, mert a felületüket összefüggő, védő oxidréteg borítja, mely jelentős aktiválási gátat jelent.

Az alkálifémek és az alkáliföldfémek többségének oxidjai, hidroxidjai vízzeloldékonyak, ezért a reakció végbemegy:



(Megjegyzendő, hogy a vízben nem oldódó, kis standardpotenciálú fémek azért oldhatók fel savakban, mert a savak leoldják a felületet borító oxidréteget. Az oxóniumion erősebb sav, mint a vízmolekula, és könnyebben protonálja az oxidionokat:  $\text{O}^{2-} + 2\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 3\text{H}_2\text{O}$ )

Azok a negatív standardpotenciálú fémek, (ún. amfoter fémek), amelyek lúgos közegben hidroxokomplexek képzésére hajlamosak, feloldhatók pl. NaOH-oldatban is, mivel a felületükön kialakult védő oxidréteget a lúg feloldja.

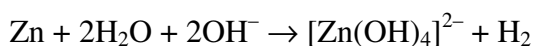
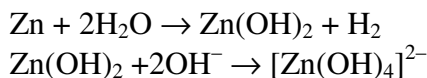


Lúgoldatban a kis oxóniumion-koncentráció miatt 0 V-nál jóval kisebb a hidrogén elektródpotenciálja. Ha elég stabilis a fémion hidroxokomplexe, akkor a szabad fémionok koncentrációja annyira lecsökken, hogy

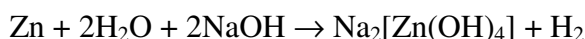




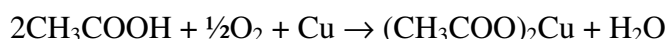
az ebből számított elektródpotenciál jóval kisebb lesz, mint a hidrogénnek a lúgoldatban mérhető elektródpotenciálja. Ezért lehet oldani reagens NaOH-oldatban a Zn-et és a még annál is nagyobb standardpotenciálú Sn-t. A redoxireakció végeredményben itt is a vízzel megy végbe:



azaz



A pozitív standardpotenciálú fémek a hidrogénionokat nem képesek redukálni. Ezek vizes oldatból soha nem fejleszthetnek hidrogéngázt! Átalakulásuk csak más oxidálószer hatására következhet be: Savval és levegővel egyidejűleg érintkezve a réz pl. lassanként oxidálódik:



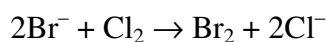
Az oxidáló hatású savak (forró tömény kénsav vagy tömény salétromsav, amelyek molekuláiban a központi atom képes oxidáló hatást kifejteni) a pozitív potenciálú fémek egy részét képesek feloldani, például:



Eközben soha sem hidrogén, hanem a központi atom redukciója során képződő gázok ( $\text{SO}_2$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ ) keletkeznek! Az arany, amelyik az egyik legnagyobb standardpotenciálú elem, még ezekben sem oldódik fel.

Tömény kénsav- és salétromsavoldatban a negatív standardpotenciálú fémek is kén-dioxid- és nitrozus gázok képződése közben oldódnak! (Ez alól csak azok a fémek kivételek, melyek felületét a tömény, oxidáló hatású savak passziválják — pl. a tiszta vas).

Hasonlóan a nemfémek körében is következtethetünk a standardpotenciál-értékekből a reakció irányára. Például a bromidionból ill. a jodidionból klórgázzal bróm, illetve jód nyerhető, miközben a klór atom kloridionná redukálódik (fordítva a folyamatok nem vagy csak igen kismértékben mennek végbe).



## 2. 2. Elektrolízis

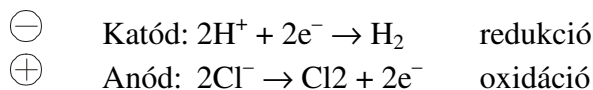
Az elektrolízis elektromos energia hatására bekövetkező redoxireakció (elektromos energia alakul át kémiai energiává).

Ha a galvánelem elektródjaira a galvánelem elektromotoros erejénél nagyobb egyenfeszültségű külső áramforrást kapcsolunk, akkor a galváncellában lezajló folyamatokkal ellentétes reakciók indulnak meg. Ekkor a galvánelem elektrolizáló cellaként működik, a folyamatot pedig elektrolízisnek nevezzük.

U-csőbe öntünk  $1 \text{ mol/dm}^3$  koncentrációjú sósavoldatot, a cső két szárába egy-egy grafitrudat helyezünk, a két grafitrúd közé akkora egyenfeszültséget kapcsolunk, hogy az elektrolízis meginduljon. Ekkor a negatív potenciálú elektródon hidrogén-, a pozitív potenciálún klórgáz fejlődését tapasztaljuk. A sósav vizes oldatában hidrogén- (pontosabban oxóniumionok) és kloridionok, és nem disszociált vízmolekulák



vannak. A víz autoprotolízise a nagy hidrogénion-koncentráció miatt teljesen visszaszorul. Az oldatban lévő pozitív ionok a negatív, a negatív ionok a pozitív elektród felé vándorolnak, majd az elektród felületén redukálódnak, illetve oxidálódnak.



Az elektródfolyamatok közül mindig az valósul meg, amelyiknek a legkisebb a bomlásfeszültsége és megfelelő nagyságú a kiválás sebessége.

### Bomlásfeszültség

A folyamatos elektrolízishez szükséges minimális feszültség ( $U_b$ ).  $U_b = E_{MF}$ , így az alkalmazott feszültség:  $U_e > U_b$  kell, hogy legyen.

A bomlásfeszültség értéke függ:

- elektródreakcióban résztvevő komponensek minőségétől,
- ezek koncentrációjától,
- és az elektród anyagától.

Általában nem saját fémet, hanem valamilyen indifferens elektródot (pl. grafit, higany, platina) használnak. Ilyenkor általában egy közös elektrolitba merül a két elektród (nincs diafragma).

Vizes sóoldatokban a só anionja és kationja mellett mindig jelen vannak:

- disszociálatlan vízmolekulák,
- víz autoprotolíziséből származó hidrogén- (oxónium-) és hidroxidionok.

Ezért vizes oldatban a katódhoz nemcsak a fémionok vándorolnak, hanem a hidrogénionok és a víz poláros molekulái is, illetve az anódhoz a só anionjai mellett a hidroxidionok és a vízmolekulák.

### Pólusok:

Pozitív pólus („elektronhiány”): az anód, melyen oxidáció megy végbe.

Negatív pólus („elektronfelesleg”): a katód, amelyen redukció történik.

### Elektródfolyamatok:

A galvánelemre adott feszültség meghatározott értékénél megindul a folyamatos elektrolízis. Ekkor azok a folyamatok zajlanak, amelyekhez a legkisebb energiára van szükség. Az elektrolizáló feszültség további növelésével más, párhuzamos elektródfolyamatok is megindulhatnak!

A hidrogénnek a legtöbb elektród felületén ún. túlfeszültsége van (a hidrogénleválásának aktiválási energiája túlságosan nagy, ezért az egyensúlyi potenciálnál jóval nagyobb potenciálra van szükség a folyamatos gázfejlődés megindulásához), ezért a 0 V-hoz közeli, de negatív potenciálú fémek is leválaszthatók megfelelően megválasztott elektród és elektrolizálófeszültség esetén ( pl.  $\text{ZnI}_2$ -oldatból grafit elektródra könnyen leválaszthatunk cinket, vagy nagyon sima felületű elektródon, pl. a folyékony higanykatódot alkalmazva még a  $\text{Na}^+$ -ionok is redukálhatók vizes oldatban).

A leválasztáshoz szükséges energia függ:

- Az adott rendszer elektródpotenciáljától (anyagi minőség, ionkoncentrációk stb.).
- Az elektród anyagi minőségétől és felületétől.



Az elektrolízis mennyiségi viszonyai:

**-Faraday I. törvénye:**

Az elektródokon átalakuló anyag tömege (m) arányos az alkalmazott áramerősséggel (I) és az elektrolízis időtartamával (t):

$$m \sim I \cdot t$$

$$m = k \cdot I \cdot t \quad (k: \text{elektrolízisállandó})$$

**-Faraday II. törvénye**

1 mol z töltésű ion semlegesítéséhez ( $z \cdot 96500$ ) C töltés szükséges, vagyis az elektrolízishez szükséges töltés egyenesen arányos az elektrolizálendő anyag mennyiségével és töltésével:

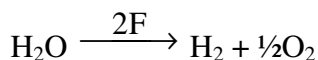
$$\frac{Q}{z \cdot n} = F$$

$F = 96\,500 \text{ C/mol}$ ,  
ahol F a Faraday-állandó.

-A két törvény egyesítése:

$$m = \frac{M}{z \cdot F} \cdot I \cdot t \quad k = \frac{M}{z \cdot F}$$

Ahol M a leválasztott anyag moláris tömege,  
z az oxidációszám-változás.



ekkor  $M = 18 \text{ g/mol}$ , ehhez 2 mol  $e^-$ -nek kell az elektródokon áthaladni, tehát  $z = 2$ .

## A hidrogén

**Kísérletek:**

Kémiai album: 24, 25, 45, 46, 47, 49, 72, 74, 75. oldal.

A hidrogén kétatomos molekuláját 2 db H – atom építi fel.

Vegyértékelektronok száma:  $1s^1$ .

Elektronegativitása:  $EN=2,1$ , a nemfémek között a legkisebb.

Mivel csak egy elektronnal rendelkezik és elektronegativitása két elektronnal telítődik ( $1s^2$ ), a hidrogénatom egy elektron felvételével vagy leadásával egyaránt ionná alakulhat, így pozitív töltésű hidrogénion (proton;  $H^+$ ), illetve negatív töltésű hidridion ( $H^-$ ) képződhet.



Elektronhéján csak egy újabb elektron számára van hely, ezért csak egy kovalens (szigma) kötést létesíthet.

A természetes hidrogén három izotóp keveréke, ezek a túlnyomó többségben előforduló 1-es tömegszámú prócium (azaz a hidrogén)  ${}^1_1\text{H}$ , a kettes tömegszámú nehézhidrogén vagy deutérium  ${}^2_1\text{H} = \text{D}$  (deuteron = “második”), valamint nyomokban a hármas tömegszámú trícium  ${}^3_1\text{H} = \text{T}$  (triton = “harmadik”), amely radioaktív, béta sugárzás kibocsátása közben 12,5 év felezési idővel elbomlik.

### Molekula-tulajdonságok:

- kétatomos:  $\text{H}_2$ ,
- apoláris,
- mérete igen kicsi.

A kicsi méret és a nagy elektronegativitás miatt nagy a kovalens kötés energiája (436 kJ/mol). A kötést létesítő elektronpáron kívül a magtöltést árnyékoló elektronok nincsenek, és az egyébként is kis távolságban ható térerő – lévén kis méret – a kötő elektronpárral szemben erőteljesen érvényesül).

### Halmazszerkezete:

Lehűtve, szilárd állapotban molekularácsot alkot. Az apoláris molekulák miatt a rácsot igen gyenge diszperziós kötések tartják össze, a molekulák kis mérete miatt azonban még e diszperziós kötések is igen gyengék. Ez az oka az alacsony olvadáspontnak (op.  $-259,2\text{ }^\circ\text{C}$ ).

### Fizikai tulajdonságai:

Szintelen, szagtalan, íztelen. (Íztelenség oka hogy a száj nyálkahártyáján nem oldódik)

Standard állapotban gáz halmazállapotú.

A legkönnyebb gáz, sűrűsége 14,4-szer kisebb a levegő sűrűségénél.

Olvadás- és forráspontja igen kicsi. Közönséges hőmérsékleten, a többi gázzal ellentétben, kiterjedéskor felmelegszik, ezért a legnehezebben cseppfolyósítható gázok közé tartozik.

Minthogy molekulái igen kis tömegűek, ezért hőmozgásuknak a sebessége igen nagy (0 °C-on 1845 m/s).

Ezzel magyarázható a nagy diffúziósebesség, valamint a nagyon jó hővezető képesség.

Fajhője igen magas (minden anyag fajhőjénél nagyobb), ez a kis atom- illetve molekulatömegnek a következménye.

Vízben igen kismértékben – gyakorlatilag nem – oldódik, melynek oka az apoláris molekulaszervezet.

Egyes fémekben, elsősorban a platinafémekben nagymértékben oldódik. Fémekben való oldódása azonban nem csupán fizikai, hanem részben kémiai folyamat is, mert a folyamat ún. fémes hidridek keletkezésével jár.

Egyéb gázokhoz hasonlítva feltűnően nagy az elektromos vezetőképessége (ez a fémekre hasonlító tulajdonsága).



### Kémiai tulajdonságai:

Reakciókészsége a molekulákon belüli erős kovalens kötések miatt közönséges körülmények között igen csekély, szobahőmérsékleten csak halogénnel vegyül. Az aktiválási energia biztosításával (melegítés stb.) vagy csökkentésével (Pt katalizátor) igen heves reakciókban vehet részt (pl. durranógáz).

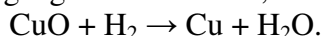
- A disszociációja endoterm folyamat:



A hőmérséklet emelésével a folyamat fokozódik, de a nagy kötési energia következtében csak 2000 °C felett számottevő, és vezet egyensúlyra.

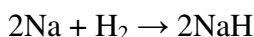
- Általában redukálószer.

Majdnem minden nemfémmel közvetlenül egyesíthető. Sok fém-oxidot képes vízkilépés közben redukálni. Ha fekete réz(II)-oxidot hidrogéngázban hevítünk, a réz-oxid elemi rézzé redukálódik:



A nagyon negatív redoxpotenciálú fémek (pl. Mg, Al stb.) hidrogénnel nem redukálhatók! Igen erős a naszcensz (atomos állapotban levő) hidrogén redukálóképessége. Az atomos hidrogén nagyobb aktivitásával magyarázható egyes fémek (pl. Pt, Pd, Ni) hidrogénátvivő katalizátorként való viselkedése is. A hidrogén ugyanis e fémek felületén adszorbeálódva, illetve bennük oldódva atomos szerkezetűvé válik.

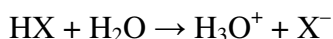
A kis elektronegativitású fémeket redukálja:



Az ilyen folyamatban hidridek képződnek! Oxidációfoka csak +1 illetve –1 lehet!

- Ionizációs energiája igen nagy

(13,6 eV), egyes nemesgázok ionizációs energiáját is megközelíti (Kr), sőt meghaladja (Xe). Ilyen nagy ionizációs energiát a közönséges kémiai reakciók általában nem fedezhetnek, a hidrogén tehát nem alkot pozitív töltéssel ionvegyületet, még a legnagyobb elektronegativitású elemekkel sem. A hidrogén pozitív ionként vegyületekben nem létezhet. Ez igaz a savak esetén is, ahol is nem H<sup>+</sup> ion keletkezik, hanem hidroxóniumion:



tehát hidrogénion átmenetileg sem képződik!

- Hidrogénkötések kialakítására alkalmas (hidrogénhíd),

Azaz nagy elektronegativitású elemek (F,O) nagy polaritású vegyületeiben a hidrogénion (proton) egyidejűleg két molekula elektronfelhőjére is olyan vonzó hatást fejthet ki, aminek következtében a két molekula között kémiai kapcsolat létesül. Ennek nagy jelentősége van számos vegyület (fehérjék, nukleinsavak) szerkezetének kialakításában (ls. a megfelelő fejezeteket)!

A hidrogénatom egy elektron felvételével negatív töltésű hidridionná (H<sup>-</sup>) alakul, mely 1s<sup>2</sup> elektronkonfigurációval, telített hélium-héjjal rendelkezik. A hidridionnak kémiai folyamatokban való képződésének és stabilitásának az energetikai feltételei biztosítottak!

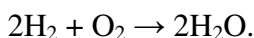
- A hidrogén elektronaffinitása 0,7 eV.

Tehát kis ionizációs energiájú elemekkel (alkálifémekkel, alkáliföldfémekkel) olyan ionvegyületekké egyesülhet, amelyeknek a kristályrácsa pozitív töltésű fémionokból és negatív töltésű hidridionokból áll. Ezeket a vegyületeket sószerű hidrideknek nevezzük



- Oxigénnel szobahőmérsékleten nem vegyül.

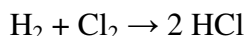
Levegőn vagy oxigéngázban meggyújtva azonban színtelen lánggal vízzé ég el:



Hidrogén- és oxigéngáz 2:1 térfogatarányú keveréke az ún. *durranógáz*, meggyújtásakor igen hevesen robban. A durranógáz robbanékonysága arra vezethető vissza, hogy a reakció láncmechanizmus szerint zajlik le.

- Reagál

Klórral, a  $\text{H}_2$  és a  $\text{Cl}_2$  1:1 térfogatarányú keveréke is veszélyes robbanóelegy, a *klórdurranógáz*! Ez nemcsak hevítéskor, hanem fényhatásra is felrobban! A reakció szintén láncmechanizmusú.

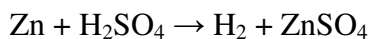


### Előfordulás.

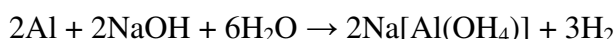
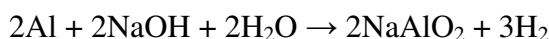
A hidrogén a legelterjedtebb elemek közé tartozik a Földön, kötött állapotban az oxigén után a második leggyakoribb elem (pl. vízben, kristályvíztartalmú ásványokban, fontos alkotóeleme minden szerves vegyületnek stb.), elemi állapotban azonban igen ritka, csak vulkáni gázokban és nyomokban (0,01 térf.%) a levegőben fordul elő.

### Előállítás.

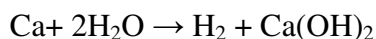
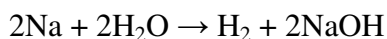
Laboratóriumi célokra rendszerint kisebb mennyiségű, de nagyobb tisztaságú hidrogénre van szükség. Savakból a hidrogénnél negatívabb elektródpotenciálú fémekkel fejleszthető hidrogén. A folyamat lényege, hogy a fém redukálja a hidrogéniont. Legtöbbször 1:1 arányban hígított sósavból vagy 25–30%-os kénsavból cinkkel nyerik:



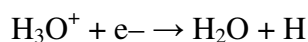
Egyes (amfoter jellegű) fémekkel lúgokból is fejleszthető hidrogén, ilyen, pl. az alumínium:



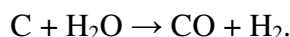
Erősen negatív elektródpotenciálú fémek (Na, Ca) vízből is hevesen fejlesztenek hidrogént:



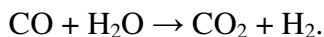
Kémiailag tiszta hidrogént víz elektrolízise útján állíthatunk elő. Mivel a víz vezetőképessége igen csekély, a vizet megsavanyítva ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) vagy meglúgosítva (NaOH) szokták elektrolizálni, amikor a hidrogén a katódon fejlődik (e folyamatot az iparban is használják):



Ipari előállítása esetén nagyobb mennyiségű, kisebb tisztaságú, de gazdaságosan kinyerhető termék a cél. Leggazdaságosabb az ún. vízgázreakció, amikor izzó szénre 1000 °C körüli hőmérsékleten vízgőzt fúvatnak. Ekkor a reakció eredményeképpen CO és  $\text{H}_2$  gáz keveréke, ún vízgáz keletkezik:



A gázelegy CO-tartalmát újabb hidrogén előállítására használhatják fel, amikor a vízgázt vízgőzzel elegyítve 450 °C körüli hőmérsékleten, vas-oxid katalizátoron vezetik keresztül. Ekkor a vízgáz CO-tartalma a vízgőzt redukálja, ezáltal újabb mennyiségű hidrogén szabadul fel:



Előállítható hidrogén földgázból (szénhidrogénekből) is. A szénhidrogének magas hőmérsékleten (1000°C) katalizátor (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Ni) jelenlétében, vízgőzzel hidrogénképződés közben bomlanak:



Hidrogén keletkezik a NaCl-oldat ipari elektrolízisekor.

### Felhasználás:

Laboratóriumban főként redukálószerként alkalmazzák.

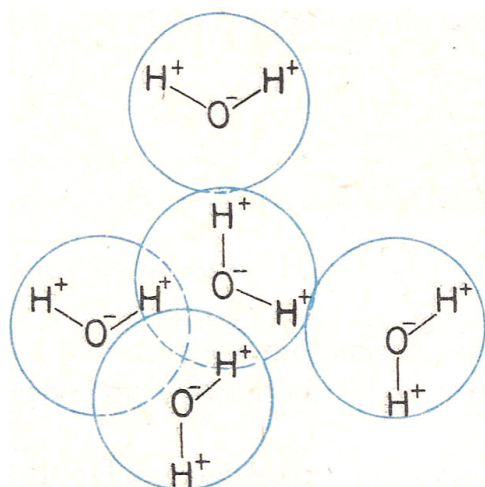
Iparban a szintetikus vegyipar alapanyaga: ammóniagyártás (Haber-Bosch-féle ammóniaszintézis), szintetikus benzin (Fischer-Tropsch-féle eljárás), metil-alkohol stb.

Margarinyártás, illetve a szappan- és növényolaj-ipar az olajok telítéséhez, "olajkeményítéshez" használ jelentős mennyiségű hidrogént.

Magas hőfokú láng előállítására (autogén hegesztése), amikor a hidrogén lángjába oxigént fúvatnak, így kb. 2500 °C érhető el.

Az ipar nagy mennyiségben használja fűtésre, főként a vízgáz és a világítógáz (városi gáz) alkotórészeként. A vízgáz a legjobb ipari fűtőgázok egyike.

Atomenergia termelés nyersanyaga, illetve a nehézvíz (D<sub>2</sub>O) atomreaktorokban neutronlassító anyag.



## A víz

### **Kísérletek:**

Kémiai album:.. 74. oldal-vízbontás  
82, 84 vízfürdő

### A H<sub>2</sub>O -molekulák szerkezete:

A víz V alakú molekulájában a vegyértékszög 104,5°, a H-O -kötések polárisak, így az egész molekula erősen poláris.



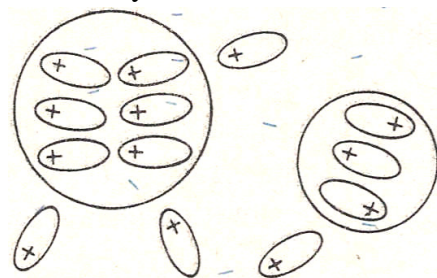
A molekulában a két elektronpáron kívül az oxigénatom környezetében két nemkötő elektronpár is található, de az elektronok kis energiával nem gerjeszthetők.

A  $H_2O$  molekulában a H-atomok + 1, az oxigénatom - 2 oxidációs állapotúak.

$M_{(H_2O)} = 18$  g/mol, tehát a víz moláris tömege kicsi.

#### A víz halmazszerkezete:

A vízben csak nagy hőmérsékleten, gőz állapotban vannak diszkrét  $H_2O$  molekulák. Közöségi körülmények között a molekulák H-hidakkal összekapcsolódó asszociátumokat hoznak létre, képletét emiatt így kellene megadni:  $(H_2O)_n$ , ahol n az összekapcsolódó molekulák számát jelenti.



A víz halmazszerkezete

Az asszociátumok szerkezetét úgy kell elképzelni, hogy bennük a  $H_2O$  -molekulák az O-atom, mint központ körül tetraéderesen helyezkednek el. Két irányban  $\sigma$ -kötésekkel, a másik két irányban H-kötésekkel kapcsolódnak a szomszédos H-atomokhoz.

A kapcsolódó atomok térbeli elhelyezkedését a hőmérséklet határozza meg. A  $H_2O$  molekulák legszorosabban +4 °C-on illeszkednek egymáshoz. Ezen a hőmérsékleten a "legtömörebb" a víz szerkezete.

A hőmérsékletet csökkentve szerkezeti átrendeződés kezdődik, ami "lazább" molekulaelrendeződést eredményez. A szilárd állapotú jég szerkezete még ennél is lazább, kisebb sűrűséget mutat.

#### A víz fizikai tulajdonságai:

- A víz molekula-, illetve halmazszerkezetéből következően színtelen, szagtalan, folyadék.

A benne levő erős másodrendű kötéseknek megfelelően viszonylag nagy a forráspontja és az olvadáspontja.

(Standardnyomáson 100 °C, illetve 0 °C.)

- A 4 °C hőmérsékletű víz sűrűségét választották a sűrűség egységének: 1 000 kg/m<sup>3</sup> Ennél nagyobb hőmérsékleten sűrűsége csökken, mert a H-kötések fokozatosan felszakadnak, a folyadékban belül a rendezettség, az asszociátumok kiterjedése folyamatosan csökken.

A +4 °C hőfok alá hűtve a vizet a szerkezeti átrendeződés miatt szintén sűrűségcsökkenést tapasztalunk.

A szilárd jég sűrűsége pedig már durván csak 9/ 10-e a +4 °C-os víz sűrűségének Ez az oka annak, hogy a jég úszik a víz felszínén.

A természetben ennek a ténynek igen fontos szerepe van. Télen, amikor a folyók, tavak vize lehül, az alsóbb vízrétegekbe mindig a nagyobb sűrűségű réteg kerül. Amíg a hőmérséklet +4 °C felett van, a felszíni rétegek a melegebbek. +4 °C alá hűlve a felszíni réteg már többé nem száll alább, hiszen sűrűsége kisebb, mint a mélyen levő rétegeké. 0 °C alá hűlve még inkább igaz ez a megállapítás: a víz megfagyása tehát felülről kezdődik. Szerencsére a jég jó hőszigetelő, a felszíni rétegben megfelelő vastagra "hízva" megakadályozza a mélyben levő víz további lehülését. A tavak, folyók tehát nem fagynak be fenéig, ezáltal a vízi élőlények léte biztosított bennük télen is.

A jég és víz sűrűségkülönbsége - bár elegendő a vízi élet védelmére - nem túlságosan nagy. Ez az oka annak, hogy az úszó jégnek csupán kis része van a víz felett, nagyjából lemerül a jég a vízben. Az Északi-tengeren hajózáknak jelent ez veszélyt, mert a jéghegy 1/10 része látszik csupán a vízszint felett, alatta a kiszámíthatatlan alakú és kiterjedésű 9/10 rész elrejtve marad. Előfordulhat, hogy mire a felszínen észlelik a jéghegy közeledtét, a mélyben az ütközés már bekövetkezett.





Télen sokszor bosszúságot okoz, ha zárt edényben, csövekben hagyják a vizet megfagyni. A jég megnövekedett térfogatigénye az edényt szétveti, a csövet szétrepeszti.

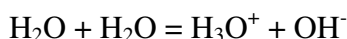
- A víz hőkapacitása nagy. Ez azt jelenti, hogy sok hő szükséges adott tömegű víz 1 °C-kal való felmelegítéséhez, illetve a víz 1 °C hőmérséklet-csökkenése jelentős hő felszabadulásával jár. Ennek magyarázatát szintén a víz szerkezetében kell keresnünk. A H-kötések energiája a többi, másodrendű kötéshez képest nagyobb: felszakításához több energia kell, kialakulásakor viszont több energia szabadul fel.

- A H-hidak okozzák a víz nagy párolgáshőjét is. A víznek ezeket a tulajdonságait hasznosítják, amikor fűtésre, illetve hűtésre alkalmazzák a vizet.

- A víz dipólusmolekulákból áll, ezért mindazok az anyagok, amelyek polárisak, általában oldhatók benne. A víz a legelterjedtebb és gyakorlati szempontból legfontosabb oldószer.

### A víz kémiai tulajdonságai:

-A víz semleges kémhatású, amfoter tulajdonságú vegyület.



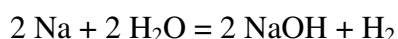
Egyaránt képes - reakciópartnertől függően - protonleadásra vagy protonfelvételt, azaz savként és bázisként is viselkedhet.

Sok esetben a víz a benne oldott molekulákkal, ionokkal kölcsönhatásba lép. Ezt a kölcsönhatást hidrolízisnek nevezzük.

-A vízben az oxigén és a hidrogén is stabilis oxidációs állapotban van, ennek megfelelően sem oxidáló, sem redukáló tulajdonságot nem tulajdoníthatunk a víznek. Ez természetesen nem jelenti azt, hogy erős redukálószerrel nem vihető reakcióba.

Magas hőmérsékleten a vízgőz az izzó szénnel reagál.

Az s-mező fémei szintén redukálják a vízben levő hidrogént:



-A poláris vízmolekulákban a nemkötő elektronpárok a H<sub>2</sub>O-molekuláknak elektrondonor viselkedést biztosítanak. Ez a magyarázata, hogy a H<sub>2</sub>O-molekulák ligandumként gyakran találhatóak a komplex vegyületekben. Gyakran a kristályvízként beépülő H<sub>2</sub>O-molekulák szilárd állapotban is ligandumként kötődnek a komplexképző ionokhoz.

- Vizek keménysége.

A víznek a kalcium-és magnéziumsó – tartalma okozza a víz keménységet. Két típusa van. A forralással megszüntethető keménység a változó keménység. Ezt a típusú keménységet okozzák a kalcium- hidrogén karbonát Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> és magnézium- hidrogénkarbonát Mg(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

A többi oldott Ca és Mg-vegyületből származik a víz állandó keménysége. A változó és állandó keménység összege adja az össz-keménységet.

A keménységet német keménységi fokban mérik.

Jelölése: dH°

Definíciószerűen: 1 német keménységű fokú az a víz melynek 1 literében 10 mg kalcium-oxiddal egyenértékű kalcium- és magnéziumsó van feloldva.

A kemény víz hátrányai:



Az adott tárgy felületén, a mosógép alkatrészeinek felszínén, a ruha rétegei között le tud rakódni, elszűrhető azt.

Szappanok habzását gátolja, ezáltal azok tisztítóhatása erősen csökkeni fog.

Vízvezetékeket, fémeket korrodálhatja.

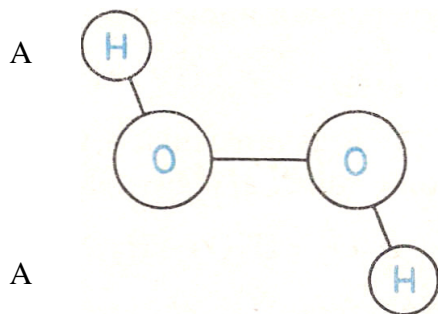
### A víz előfordulása:

A természetben a víz nagy mennyiségben megtalálható részben, mint felszíni víz (tavak, tengerek, folyók stb.), részben a föld belsejében, mint talajvíz, és részben a levegőben pára, köd, felhő formájában. A víz a természetben körforgást végez.

A természetes vizek mindig tartalmaznak több-kevesebb oldott anyagot. A víz oldott sótartalmát a vízkeménységgel szoktuk jellemezni.

A víz az egyetlen anyag, ami normál körülmények közt mindhárom halmazállapotában megtalálható a természetben.

### A víz felhasználása:



víz az élet alapvető feltétele. Az élőlények szervezetében is jelentős mennyiségű víz van; az anyagcsere-folyamat a víz, mint oldószer nélkül elképzelhetetlen. Minden élőlény számára nélkülözhetetlen, tehát mint ivóvíz, vagy mint öntözővíz stb. A háztartások is sok vizet fogyasztanak az ivóvízen kívül is: kell mosáshoz, mosogatáshoz, főzéshez stb.

A vezetékes ivóvízzel való ellátottság és a csatornázottság egymáshoz viszonyított arányát a közműöllő írja le: ha egy területen 85%-os ivóvízellátottságra csak 45%-os lefedettségű csatornázottság jut, - tehát a különbség nagy – akkor a közműöllő nyitott állapotú. Elsődleges cél a közműöllő záródásának elősegítése az egyes területeken, hogy minél kevesebb lakossági szennyvíz kerüljön kezeletlenül derítőkbe, talaj- és felszíni vizekbe.

A víz oldóhatását az ipar is hasznosítja: a vegyi folyamatokat többnyire vizes oldatokban hajtják végre.

Az ipar a vizet hőátadásra is használja: kitűnő hűtő-, illetve fűtőközeg. Vannak olyan technológiák, ahol a víz reakciópartnerként szerepel (1. H<sub>2</sub>-gyártás, NaOH-előállítás)

## A hidrogén-peroxid

### Molekulaszerkezete:

A molekula az oxigén nemkötő elektronpárjai miatt nem lineáris.

A H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>-molekula poláris.

Molekuláiban -O-O- kötés, ún. peroxidkötés található, így az oxigénatomok oxidációfoka a vegyületben -1. Ez nem stabilis szerkezet az oxigénatomok számára.

Könnyen gerjeszthető elektronjai nincsenek. M(H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) = 34 g/mol.

### Halmazszerkezete:

A poláris molekulák között hidrogénkötések jöhetnek létre, ez meghatározza fizikai tulajdonságait.



### Fizikai tulajdonságai:

Színtelen, szagtalan, sűrűn folyó folyadék. Olvadáspontja a H-kötések jelenléte miatt viszonylag nagy. Vízben kitűnően oldódik, azzal minden arányban elegyíthető. Ennek az a magyarázata, hogy H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>-molekulák a víz molekuláival is képesek H-kötéseket létrehozni.

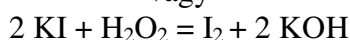
### Kémiai tulajdonságai:

- A H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> erőlyes oxidáló hatású a benne levő -1 oxidációs állapotú oxigén miatt.

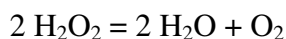
Például:



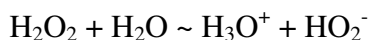
vagy



- A peroxidkötés stabilitása kicsi, ezért a H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> bomlékony. A bomlást a fémionok, illetve fémek katalizálhatják. Savas közegben lassúbb, lúgos közegben gyorsabb a bomlása:



- Poláris molekulái a vízmolekulákkal kölcsönhatásba lépnek, és annak protont adnak át. Így a H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> gyenge savként viselkedik:



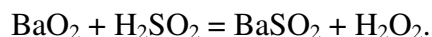
- Sóit peroxidoknak nevezzük. Legismertebb a BaO<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, K<sub>2</sub>O<sub>2</sub>.

### Előfordulása:

Bomlékonysága, nagy reakciókészsége miatt a természetben nem fordul elő.

### Előállítás:

a, Laboratóriumi méretekben sóiból erős savval felszabadítható:



b, Ipari méretekben elektrokémiai úton állítják elő.

A HSO<sup>-</sup> -anionok anódos oxidációjakor keletkező vegyület (a peroxi-dikénsav) víz hatására H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>-ot képez.

### Felhasználása:

A hidrogén-peroxidot nem tisztán, hanem 30%-os vizes oldat alakjában hozzák forgalomba. Ezt az oldatot vízzel még többnyire tovább hígítják, és mint híg (3%-os) hidrogén-peroxid-oldatot használják fertőtlenítésre, fehéritésre, hajszőkítésre.

A 80-90%-os H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>-ot rakétákban oxidálóanyagként is alkalmazzák.

## Nemesgázok

A hélium (He), neon (Ne), argon (Ar), kripton (Kr), xenon (Xe), radon (Rn).

A periódusos rendszer 8. főcsoportjában találhatók.



A hat nemesgázt az 1960-as évekig közömbös gázoknak nevezték, mert a 0 oxidációs számuk miatt nem könnyen alkotnak kötést. A külső elektronpálya telítettsége miatt nagyon stabilak.

Sokáig azt hitték róluk, hogy nem képesek kémiai reakciókra. Innen ered a nemesfémekkel párhuzamos nemesgáz elnevezésük. Csak az 1890-es években sikerült kimutatni őket a levegőben. A radont pedig csak a rádium radioaktív bomlásának megfigyelésekor fedezték fel a XX.század elején.

### Fizikai és kémiai tulajdonságaik

Egyatomos molekulákat alkotnak, kémiai reakciókban nem vesznek részt (inert gázok). Ez alól kivételt képez a kripton és a xenon, melyeknek laboratóriumi körülmények között előállítható néhány vegyülete.

Kis reakcióképességükre elektronhéj-szerkezetükben rejlik a válasz. A nemesgázok telített, zárt elektronhéjakkal rendelkeznek, ezért elektron leadásra és felvételre sem mutatnak hajlamot. Magas az ionizációs energiájuk.

Stabil egyatomos molekuláik között csak nagyon gyenge másodlagos kölcsönhatások jönnek létre, ezért normál körülmények között (szobahőmérséklet, légköri nyomás) gáz halmazállapotúak, olvadás és forráspontjuk nagyon alacsony. Az atomok méretének növekedésével azonnal nő a polarizálhatóságuk is, így a csoporton belül „lefelé” haladva, nő az olvadás- és forráspont.

A nemesgázok molekulái egyatomosak.

Nemesgáz-konfigurációval rendelkeznek:  $s^2p^6$  (oktett).

A molekuláik között fellépő van der Waals-féle erők is igen csekélyek.

Valamennyi nemesgáz színtelen, szagtalan, nem mérgező gáz. Igen alacsony hőfokon forró, aránylag nehezen cseppfolyósítható gáz.

Nagy a gerjesztési energiájuk és nehezen polarizálhatók.

Fagyáspontjuk forráspontjuknál csak kevéssel alacsonyabb (kristályrácsba rendeződéskor ugyanis az orientációs effektusnak nincs szerepe).

Szilárd állapotban, molekulárisban kristályosodnak.

Vízben alig, szerves oldószerekben jobban, cseppfolyós levegőben jól oldódnak.

Sűrűségük atomtömegükkel párhuzamosan növekszik.

Kémiaiag közömbösek, passzívak. A nemesgáz-konfiguráció igen nagy stabilitást biztosít.

Kémiai (kovalens) kötések csak d-szintjeik igénybevételével, s- és p-elektronjaik promóciójával (gerjesztésével) hozhatnak létre. A He- és a Ne-atomok vegyértékhéjai üres d-szintekkel nem rendelkeznek, ezért He- és Ne-vegyületek keletkezésére ilyenformán nincs lehetőség.

Oxidációs számuk 2, 4, 6, 8 is lehet.

A légkör nemesgáztartalma túlnyomórészt argonból áll, a többi a Földön ritka. A világűrben azonban a hélium a hidrogén mellett a legnagyobb mennyiségben előforduló elem, a neon a negyedik helyen áll.

Nevek eredete: A hélium (Heliosz, Nap), neon (neosz - új), argon (argos - tehetetlen, hatástalan), kripton (krüptosz - rejtett), xenon (xenosz - idegen), radon.

- A *hélium* a hidrogénnel együtt (utóbbi nem nemesgáz) a világűr leggyakoribb gáza, a csillagokban lejátszódó magfúziós reakciók végterméke. A héliumot kisebb mennyiségben meteorológiai léggömbök és hőmérők töltésére használják. Emellett a bűvárok légzőkészülékének fontos inert gáza, de hűtőfolyadékként is hasznosítható.

- A *neon* a világegyetem harmadik leggyakoribb eleme. Színes gázkisülési csövek fő alkotója.

- Az *argon* a légkör leggyakoribb nemesgáza. Védőgázként, illetve színes fénycsövek töltésére használják, amelyek kékesvörös színéért felelős.

- A *kripton* nagyon ritka elem. A zöldeskék fénycsövek töltőgáza, de önállóan, kripton izzólámpákban is használják.



- A *xenon* is a Föld legritkább elemei közé tartozik. A legtöbb nemesgázhoz hasonlóan lámpák töltésére használják.

- A *radon* radioaktív elem, radioaktív bomlási sorok közbülső terméke, igen ritka. Belélegezve komoly egészségkárosító hatása van.

### Irodalomjegyzék

Inzelt György: Kalandozások a kémia múltjában és jelenében  
Rózsahegyi Márta – Wajand Judit Kémia itt, kémia ott, kémia mindenhol!  
Rózsahegyi Márta- Wajand Judit 575 kísérlet a kémia tanításához  
Orbán Erzsébet-Borszéki Ágnes: Felvételi és versenyfeladatok gyűjteménye.  
Dr. Köpeczi Béla: A kultúra világa  
Természettudományi kisenciklopédia  
Dr Kopcsa József: Fizikai kémia  
Nagy Lajos György: Radiokémia és izotóptechnika  
Villányi Attila: Kémia Feladatgyűjtemény a kétszintű érettségire  
Villányi Attila: Kémia a kétszintű érettségire  
Villányi Attila: Ötösöm lesz kémiából.  
Bot György:Általános és szervetlen kémia  
Bodonyi Ferenc, Dr. Pitter György: Kémiai összefoglaló

### Ismeretek az interneten

- <http://www.kfki.hu/fszemle/archivum/fsz9412/kem9412.html>  
**Kémiai Nobel-díj, 1994**  
<http://www.matud.iif.hu/03jan/konyv.html>  
**Oláh György: Életem és a mágikus kémia**  
Mindkét cikkben a mágikus, vagy szupersavakról tudhatunk meg meghökkentő adatokat.  
„Alkilhalogenideket oldott fel alacsony hőmérsékleten hidrogén-fluorid-antimon-pentafluoridban (HF-SbF<sub>5</sub>, mely 10<sup>18</sup>-szor erősebb, mint a 100 %-os kénsav.”
- <http://www.kfki.hu/~cheminfo/hun/olvaso/histchem/helmholt/helmholt.html>  
<http://www.kfki.hu/~cheminfo/hun/olvaso/histchem/helmholt/helmholt.html>  
**Hermann von Helmholtz : Faraday elektromosság-fogalmának fejlődése napjainkban**  
Részleteket olvashatok Faraday előadásából , melyet Londonban, 1881. április 5-én tartott. Olykor kicsit magas szintűen fogalmazott a cikk, de érdekes dolgok olvashatók abból a korból.
- <http://www.petofi-bp.sulinet.hu/diakir/siposg/e-kemia.htm>  
**A korrózió**  
„A korrózió egy elektrokémiai folyamat. Kicsit kémikusabban a definíció így szól: Az elektrokémiai folyamatok heterogén redoxireakciók, amelyekben az oxidáció és a redukció mindig a folyékony és a szilárd halmazállapotú anyag érintkezési, más szóval határfelületén megy végbe, térben egymástól elkülönítve, miközben elektromos energia szolgáltatása vagy felhasználása történik.”  
Természetesen az elektrokémia oldaláról közelíti meg a témát az írás, majd osztályozza a korróziós károkat.
- <http://www.eletestudomany.hu/hirek/230.html>



### **Murányi Zoltán: Csalóka ásványvízcímkék**

„A víz a természet egyik legkülönösebb és legfontosabb vegyülete. Mindennapjainkban olyan természetességgel vesz körül minket, hogy gyakran fel sem tűnik... Mint ahogyan az sem, hogy kiváló és messze földön híres ásványvizeink címkéi telis-tele vannak helyesírási és szakmai hibákkal.”

Komolyan érdekes dolgokat olvashatunk nem csak az ásványvizek címkéjén, de más élelmiszer ipari terméken, ugyanis a legtöbb gyártó nem figyel oda kellőképpen, hogy mit is ír le és az mit jelent (pl. gyakran „van” az ásványvizekben fém nátrium...).



## Gyakorló feladatok

### 1. Számolásos feladatok

1.  
100 cm<sup>3</sup> 16,0 m/m%-os 1,150 g/cm<sup>3</sup> sűrűségű ezüst-nitrát-oldatba 2,70 g tömegű alumíniumforgácsot szórunk. A szilárd fázis tömegváltozásának befejeződésével mekkora lesz annak tömege, és mekkora az oldat tömegszázalékos összetétele?  
anyagmennyisége 5/8-szorosa a bomlatlan molekuláknak!
2.  
Mi a tömeg %-os és mol %-os összetétele annak a szilárd MnO<sub>2</sub>- KIO<sub>3</sub> keveréknek melynek 100mg-át savban oldva és KI-ot hozzáadva a kivált jód titrálására 25,0 ml 0,100 mol/dm<sup>3</sup> koncentrációjú Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – oldat fogy?
3.  
Mekkora térfogatú 15,0 m/m%-os 1,103 g/cm<sup>3</sup> sűrűségű kénsavoldatot elektrolizáltunk 4 órán át 8 A áramerősséggel, ha az elektrolízis végére az oldat 20,0 m/m%-os lett?  
[A<sub>r</sub>(O)= 16,0 g/mol, A<sub>r</sub>(H)= 1,0 g/mol.]
4.  
Ismeretlen egyértékű, gyenge sav 0,222 mol/dm<sup>3</sup>-es oldatának pH-ja megegyezik annak a sósavoldatnak a pH-jával, aminek 10 cm<sup>3</sup>-ét 10,13 cm<sup>3</sup> 0,01 mol/dm<sup>3</sup>-es, 0,987-es faktorú NaOH-oldat közömbösíti.  
Számítsuk ki a gyenge sav disszociációfokát ebben az oldatban! Mekkora a savállandó értéke?

### 2. Négyféle asszociáció

- A. ZnCl<sub>2</sub>-oldat elektrolízise grafit-elektrodok között
- B. Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>-oldat elektrolízise grafit-elektrodok között
- C. mindkettő
- D. egyik sem

1. Az oldat tömege nő.
2. Az oldott anyagra nézve az oldat koncentrációja csökken.
3. Az oldat pH-ja nő.
4. Katódján hidrogéngáz fejlődik.
5. Anódján gáz fejlődik.
6. Az anódtermék és a katódtermék térfogataránya 1:1
7. Anódján vízmolekulák oxidálódnak.



- A. anód
- B. katód
- C. mindkettő
- D. egyik sem

8. Az elektronleadás helye.
9. Az anionok semlegesítődésének helye.
10. A galvánelem része.
11. Ezen az elektródon redukció történik.
12. A működő galvánelem pozitív pólusa.
13. Felületén gáz nem fejlődhet.
14. Ilyen lehet a standard hidrogénelektrod.
15. Történhet rajta oxidáció és redukció is.
16. A működő elektrolizálócella pozitív pólusa.
17. Tömege a reakció során változhat.

- A) sav
- B) bázis
- C) mindkettő
- D) egyik sem

18. Így viselkedik a  $\text{H}_2\text{S}$  égés közben.
19. Vizes oldatának a pH-ja 7-14-ig terjed.
20. Fém-oxidok vízzel, való reakciójával keletkezhet.
21. Vízzel való reakciójában a vízmolekulának protont ad át.
22. Ilyen anyag az acetátion vízzel szemben
23. Molekulája tartalmazhat nemkötő elektronpárt
24. Ilyen tulajdonságú a hidratált nátriumion
25. Oldata a kék lakmuszt pirosra színezi
26. Közömbösíthető savval
27. Többségük ionos hidroxidvegyület

- A)  $\text{H}_2\text{S}$
- B)  $\text{SO}_2$
- C) mindkettő
- D) egyik sem

28. A kén oxidációs száma benne  $-2$ .
29. Benne a kén oxidációs száma  $+2$ .
30. Ha egymással reagálnak, akkor kén keletkezik. Melyik a redukálószer a reakcióban?
31. Vizes oldata savas kémhatású.
32. Mindkettő reagál az elemi jódval, miközben jodidionok keletkeznek. Melyikből keletkezhet eközben elemi kén?
33. Ha kénné alakul, akkor redukálódik, ha kénsavvá, akkor oxidálódik.
34. Ha kénné vagy kénsavvá alakul, akkor redukálódik.





### 3. Egyszerű választás

1. Melyik oxidban a legnagyobb az oxigénhez kapcsolódó atom oxidációs száma?

- A)  $\text{Rb}_2\text{O}$
- B)  $\text{SiO}_2$
- C)  $\text{MgO}$
- D)  $\text{As}_2\text{O}_3$
- E) Mindegyikben egyforma

2. Melyik anyagban negatív a kén oxidációs száma?

- A)  $\text{SO}_3$
- B)  $\text{SO}_4^{2-}$
- C)  $\text{SCl}_2$
- D)  $\text{S}_8$
- E)  $\text{H}_2\text{S}$

3. Rendezzük a következő anyagokat a nitrogén oxidációs számának növekvő sorrendjében! Melyik a helyes sorrend?

- A)  $\text{N}_2\text{O}_4$ ;  $\text{N}_2\text{O}$ ;  $\text{N}_2$ ;  $\text{NH}_3$
- B)  $\text{NH}_3$ ;  $\text{N}_2$ ;  $\text{N}_2\text{O}$ ;  $\text{NO}$ ;  $\text{N}_2\text{O}_4$
- C)  $\text{N}_2$ ;  $\text{N}_2\text{O}$ ;  $\text{NO}$ ;  $\text{NH}_3$ ;  $\text{N}_2\text{O}_4$
- D)  $\text{N}_2$ ;  $\text{NO}$ ;  $\text{N}_2\text{O}$ ;  $\text{NH}_3$ ;  $\text{N}_2\text{O}_4$
- E)  $\text{NH}_3$ ;  $\text{N}_2$ ;  $\text{NO}$ ;  $\text{N}_2\text{O}$ ;  $\text{N}_2\text{O}_4$

4. Melyik oxidációs számmal szerepel a króm a következő molekulákban, illetve ionokban:  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{CrCl}_3$ ,  $\text{CrO}_4^{2-}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ?

- A) 6, 3, 4, 7, 3
- B) 6, 3, 2, 5, 3
- C) 3, 3, 4, 7, -3
- D) 6, 3, 6, 6, 3
- E) 6, 3, 6, 6, 6

5. Melyik az a folyamat, amelyikben a legtöbbet nő egy atom oxidációs száma?

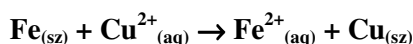
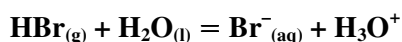
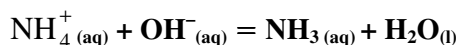
- A)  $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$
- B)  $2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$
- C)  $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$
- D)  $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$
- E)  $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$

6. Mi az oxidálószer az alábbi folyamatban:  $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2\text{O}_3$ ?

- A)  $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- B) S
- C)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$
- D)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$
- E) A felsoroltak egyike sem



**7. Melyek redukálószer a következő reakciók kiindulási anyagai közül?**



- A)  $\text{NH}_4^+$ -ion
- B)  $\text{H}_3\text{O}^+$ -ion
- C) HBr
- D) Fe
- E) Fe és a Zn

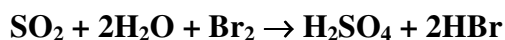
**8. Melyik folyamat NEM redoxireakció?**

- A) Cink oldódása sósavban.
- B) Nátrium oldódása vízben.
- C) Nátrium-hidroxid reakciója sósavval.
- D) Vas-oxid reakciója szénnel.
- E) Réz-oxid reakciója hidrogéngázzal.

**9. Melyik folyamat NEM redoxireakció az alábbiak közül?**

- A)  $\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$
- B)  $2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$
- C)  $\text{FeCl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{NaCl}$
- D)  $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
- E)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \rightarrow 2\text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$

**10. Melyik anyag viselkedik redukálószerként a következő folyamatban?**



- A) A  $\text{SO}_2$
- B) A víz
- C) A bróm
- D) A kénsav
- E) A hidrogén-bromid

**11. Az alábbiak közül melyik reakcióban oxidálószer a kénsav?**

- A)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- B)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$
- C)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HSO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- D)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NH}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- E)  $2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$



**12. Az alábbi anyagok sósavban való oldásakor minden esetben fejlődik gáz, KIVÉVE...**

- A) ha mészkövet oldunk benne.
- B) ha vas(II)-szulfidot oldunk benne.
- C) ha cinket oldunk benne.
- D) ha magnézium-oxidot oldunk benne.
- E) ha nátriumot oldunk benne.

**13. Melyik esetben NEM válik le csapadék?**

- A) ezüst-nitrát-oldat + sósav
- B) bárium-klorid-oldat + kénsavoldat
- C) vas(II)-szulfát-oldat + NaOH-oldat
- D) kálium-nitrát-oldat + NaOH-oldat
- E) kalcium-klorid-oldat + trinátrium-foszfát-oldat

**14. Melyik esetben nem válik le csapadék?**

- A)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ -oldat +  $\text{CO}_2$ -gáz
- B)  $\text{AgNO}_3$ -oldat + HCl
- C)  $\text{AgNO}_3$ -oldat + klóros víz
- D)  $\text{BaCl}_2$ -oldat +  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -oldat
- E)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ -oldat + HCl

**4. Feladatok kémiai egyenletekkel**

**1) Rendezzük az alábbi egyenleteket az oxidációs szám-változások alapján!**

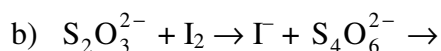
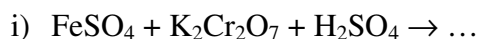
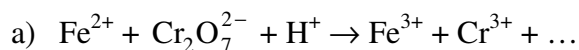
- a)  $\text{Pb} + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- b)  $\text{Ag} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- c)  $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- d)  $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{AsO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- e)  $\text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- f)  $\text{SnCl}_2 + \text{KBrO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$
- g)  $\text{V} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{V}_2\text{O}_5 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

**2) Írjuk fel az alábbi, vizes oldatban lejátszódó reakciók sztöchiometriai és ioneqyenletét!**

- a) bárium-klorid-oldat + kénsav-oldat
- b) nátrium-karbonát-oldat + kénsav-oldat
- c) bárium-klorid-oldat + ezüst-nitrát-oldat
- d) fém réz + ezüst-nitrát-oldat
- e) magnézium-oxid + sósav-oldat



**3) Rendezzük, és — szükség esetén — egészítsük ki az alábbi ionegyenleteket, majd írjuk fel a folyamat sztöchiometriai egyenletét is!**



**5. Esettanulmány** (A feladat az előző tananyagok ismereteire épül.)

Olvassa el az alábbi szöveget!

A legtöbb 20-nál kisebb rendszámú elemnek csak néhány izotópja van. (A 20-as rendszámú elem a kalcium.) Mindegyiküknek van egy stabil izotópjuk azonos számú protonnal és neutronnal, vagy pedig eggyel, több neutronnal. A páratlan protonszámú elemeknek általában kevesebb izotópja van, mint a párosoknak. Például a fluor, nátrium, alumínium (a 9-es, 11-es, 13-as rendszámú elem) csak egy-egy stabil izotóppal bír, míg az oxigén, a neon, magnézium (a 8-as, 10-es, 12-es) mindegyike hárommal.

Tehát a 20-as rendszámú kalciumig a stabil izotópokban közel egyenlő számú proton és neutron van. A kalciumon túl változás következik be, a stabil izotópokban több lesz a neutron, mint a proton. A  $^{40}\text{Ca}$  az utolsó stabil izotóp, amiben azonos a protonok és neutronok száma. A nehezebb elemek esetében a stabil atommagokban több neutron van, mint proton, és ráadásul a neutrontöbblet növekszik a rendszámmal. Például a stabil ólomizotópokban 82 proton mellett 122, 124, 125 vagy 126 neutron van.

Bizonyos atommagok nem teljesen stabilak, de olyan hosszú a felezési idejük, hogy a Földön természetes állapotban is előfordulnak. Példa erre a  $^{238}\text{U}$  és a  $^{40}\text{K}$  izotóp. Amiatt a csekély  $^{40}\text{K}$  miatt, ami a testünkben van, mindannyian kissé radioaktívak vagyunk. Ez a radioaktivitás is hozzájárul ahhoz a háttérsugárzáshoz, amely mindannyiunkat ér. A Föld keletkezésekor, 4,5 milliárd évvel ezelőtt jelen lévő  $^{238}\text{U}$  most is jelen van a talajban, a szikláknál. Valójában az  $^{238}\text{U}$  gyakoribb a Földön, mint az arany, amely pedig stabil elem.

(Részlet az Az atommag – Utazás az anyag szívébe c. könyvből; Akadémiai Kiadó)

*A fenti szöveg és kémiai ismeretei alapján válaszoljon az alábbi kérdésekre!*

1. Írja le az izotóp fogalom definícióját!
2. Az első bekezdésben szóba hozott három, páratlan rendszámú elem együttesen alkot egy ionvegyületet, melynek nagy szerepe van egyikük ipari előállításánál. Írja fel ennek az anyagnak a közneveit, és a sztöchiometriai képletét! Mi a szerepe az említett ipari folyamat során?
3. Az ugyancsak ebben a bekezdésben felsorolt három, páros rendszámú elem közül melyik a legkevésbé reaktív? Mi ennek az oka?
4. Írja fel a  $^{40}\text{Ca}$  alapállapotú atomjának teljes elektronszerkezetét!



5. Miért szükséges, hogy több neutron legyen, mint proton a stabilis nehezebb atommagokban?
6. Miképp stabilizálódik akkor az atommag, ha benne a neutronszám túlságosan nagy? Összegezd a bekövetkező változásokat!
7. Milyen gyakorlati jelentősége van az élő szervezetek 40K-tartalmának?
8. Egy magyar származású kutató a radioaktív izotópokat elsőként alkalmazta biológiai és kémia folyamatok nyomkövetésre, munkásságát Nobel-díjjal jutalmazták. Kiről van szó?

## 6. Elemző feladat

Az alábbi vegyületekből egyaránt 0,1 mol/dm<sup>3</sup> koncentrációjú oldatot készítünk: NH<sub>3</sub>, HCl, NaOH, CH<sub>3</sub>COOH.

1. Állítsa őket az alábbi adataik szerint NÖVEKVŐ sorrendbe!

pH				
[H <sup>+</sup> ]				
[OH <sup>-</sup> ]				

Az oldatainkat hosszabb időre (napokra) állni hagytuk. Ilyenkor a hatóanyag-tartalom általában megváltozik, ezért titrálással ellenőrizni kell ezt.

2. Milyen indikátort használna az ammóniaoldat sósavval történő titrálásához?
3. Milyen indikátort használna az ecetsavoldat nátrium-hidroxiddal történő titrálásához?
4. Magyarázza meg, hogy miért a fenti indikátorokat választotta!

## 7. Kísérletelemzés

Egy sötét színű oxidálószer és egy tömény savoldat segítségével klórgázt fejlesztünk.

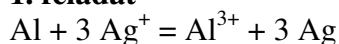
1. Írja fel a végbemenő reakció egyenletét!
2. A fejlődő gázt NaOH-oldatba vezetjük. Írja fel a bekövetkező változás egyenletét!
3. Sósavat öntve a kapott oldathoz gázfejlődést tapasztalunk. (Az új oldatot az 5-ös pontban fogjuk használni majd.) A keletkező gázt KI-oldatba vezetjük, aminek hatására az oldat megsárgul. Mi történt? Írja fel a változások (gázfejlődés, sárga szín megjelenése) során végbemenő reakciók egyenleteit!
4. Milyen vegyszerrel kellene összeráznunk az utóbb kapott sárga oldatot, hogy az összerázás után az egyik fázis lila színű legyen?
5. A továbbiakban azzal az oldattal dolgozunk tovább, melyet a 3. pontban kaptunk (a sósavval történő reakció után). Ezt elektrolizáljuk grafit-elektrodok között. Írja fel az elektródfolyamatokat! (Feltételezzük, hogy az eddigi folyamatok sztöchiometrikus arányban zajlottak le, így az oldatunk csak egyféle oldott anyagot tartalmaz.)



## Gyakorló feladatok megoldásai

### 1. Számolásos példák megoldásai

#### 1. feladat



$$m(\text{AgNO}_3\text{-oldat}) = \rho \cdot V = 1,150 \text{ g/cm}^3 \text{ tehát } 100 \text{ cm}^3 = 115 \text{ g}$$

$$m(\text{AgNO}_3) = 115 \text{ g} \cdot 0,16 \text{ g} = 18,4 \text{ g}$$

$$n(\text{AgNO}_3) = 18,4 \text{ g} / 169,9 \text{ g/mol} = 0,108 \text{ mol}$$

$$n(\text{Al}) = 2,7 \text{ g} / 27 \text{ g/mol} = 0,01 \text{ mol} \rightarrow \text{Az Ag}^+ \text{ fog elfogyni, Al marad.}$$

$$0,108 \text{ mol Ag}^+ \rightarrow 0,036 \text{ mol Al reagál} \rightarrow 0,036 \text{ mol Al}^{3+} \text{ és } 0,108 \text{ mol Ag keletkezik}$$

Szilárd fázis tömegváltozása:

$$\text{Al (fogyás): } - 0,036 \text{ mol} \cdot 27 \text{ g/mol} = - 0,975 \text{ g}$$

$$\text{Ag (növekedés): } + 0,108 \text{ mol} \cdot 107,9 \text{ g/mol} = + 11,68 \text{ g}$$

$$\Delta m = 10,71 \text{ g}$$

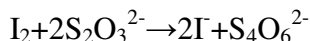
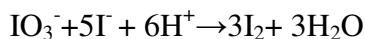
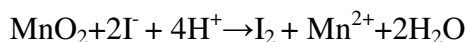
$$m(\text{eredeti}) = 2,7 \text{ g}$$

$$m(\text{új}) = 10,71 + 2,7 = 13,41 \text{ g}$$

$$m/m\% (\text{Al}(\text{NO}_3)_2) = \frac{0,0361 \text{ mol} \cdot 213 \text{ g/mol}}{115 \text{ g} - 10,71 \text{ g}} = 7,37 \%$$

#### 2. feladat

Reakcióegyenletek:



A fogyott nátrium- tioszulfát anyagmennyisége:  $n = V \cdot C$

$$n_{(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)} = 25,0 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 \cdot 0,100 \text{ mol/dm}^3 = 2,50 \text{ mmol}$$

A megitrált jód anyagmennyisége:

$$n = n_{(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)} / 2 = 1,25 \text{ mmol}$$

A keverék összetétele:  $x$  mmol  $\text{KIO}_3$  ennek tömege  $213,9x$  mg.

$y$  mmol  $\text{MnO}_2$  ennek tömege  $86,9y$

$$\text{A keverék tömege: } 213,9x + 86,9y = 100 \text{ mg}$$



A kivált jó anyagmennyisége:  $3x + y = 1,25$  mol

A kapott egyenletrendszer megoldása:

$$213,9x + 86,9y = 100$$

$$3x + y = 1,25$$

$$y = 0,697 \text{ mmol MnO}_2$$

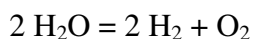
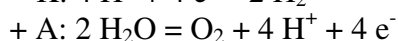
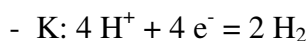
$$x = 0,184 \text{ mmol KIO}_3$$

Össz molmennyiség: 0,881 mol

Tehát a keverék összetétele:

20,9 mol% (39,4 tömeg%)  $\text{KIO}_3$  és 79,1 mol% (60,6 tömeg%)  $\text{MnO}_2$

### 3. feladat



$$t = 4\text{h} \cdot 3600 = 14400 \text{ s}$$

$$Q = I \cdot t = 8 \cdot 14400 = 115200 \text{ C}$$

$$n(\text{e}^-) = 115200 \text{ C} / 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1} = 1,194 \text{ mol e}^-$$

2 mol  $\text{H}_2\text{O}$  bontásához – 4 mol  $\text{e}^-$

x mol  $\text{H}_2\text{O}$  bontásához – 1,194 mol  $\text{e}^-$

$$x = (2 / 4) \cdot 1,194 = 0,597 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 0,597 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g/mol} = 10,75 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$0,2 = \frac{0,15x}{x - 10,58}$$

Ahol az eredeti oldat kénsavmennyisége: 0,15x.

Az eredeti oldat tömege: x.

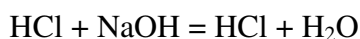
Az új oldat m/m%-ából: 0,2

x = 42,30 g kénsavoldat

$$V = m / \rho = 42,30 \text{ g} / 1,103 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} = 38,35 \text{ cm}^3$$

Tehát 38,35 cm<sup>3</sup> térfogatú kénsavat elektrolizálunk.

### 4. feladat



1 mol 1 mol



$$n(\text{NaOH}) = c \cdot V \cdot f = 10,13 \cdot 10^{-3} \cdot 0,01 \cdot 0,987 = 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n(\text{HCl}) = 10^{-4} \text{ mol (az egyenlet alapján)}$$

$$V(\text{HCl}) = 10^{-2} \text{ dm}^3$$

$$c = n/V = 0,01 \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = 2$$

$$\text{Ebből az oldatunk esetén } [\text{H}^+] = 0,01 \text{ mol/dm}^3$$

HA	+	H <sub>2</sub> O	⇌	A <sup>-</sup>	+	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>
Kiind. 0,222		-		-		-
Átalak.-0,01		-		+0,01		+0,01
Egyens. 0,212		-		0,01		0,01

(Mindegyik fenti érték mol/dm<sup>3</sup> mértékegységű.)

$$\alpha = \frac{0,01}{0,222}$$

$$\alpha = 0,045$$

$$K = \frac{(0,01)^2}{0,212} = 4,72 \cdot 10^{-4}$$

## 2. Négyféle asszociáció megoldása

	<b>0</b>	<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	<b>4</b>	<b>5</b>	<b>6</b>	<b>7</b>	<b>8</b>	<b>9</b>
<b>0</b>	-	d	a	a	b	c	d	b	a	a
<b>1</b>	c	b	b	d	c	d	a	c	d	b
<b>2</b>	b	a	b	c	d	a	b	b	a	d
<b>3</b>	a	c	a	b	d	-	-	-	-	-

## 3. Egyszerű választásos feladatmegoldások

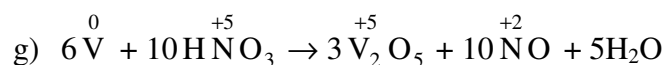
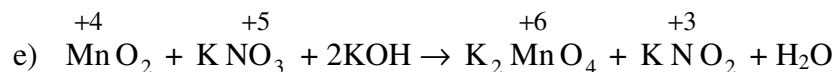
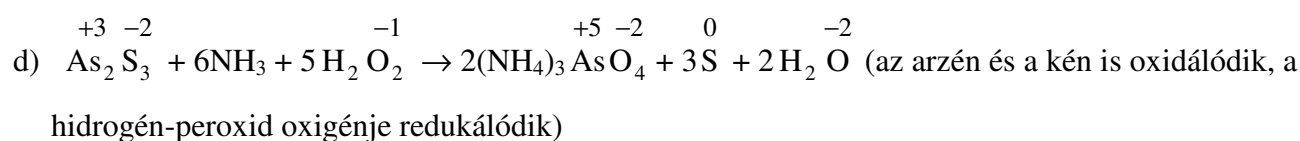
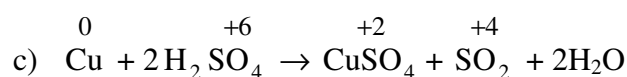
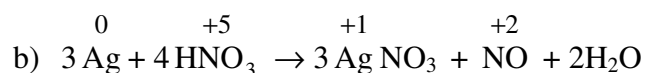
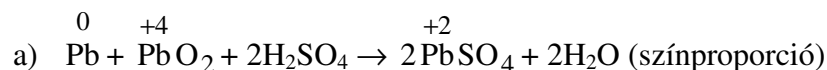
	<b>0</b>	<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	<b>4</b>	<b>5</b>	<b>6</b>	<b>7</b>	<b>8</b>	<b>9</b>
<b>0</b>	-	b	e	b	d	b	a	e	c	c
<b>1</b>	a	e	d	d	e	-	-	-	-	-



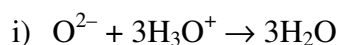
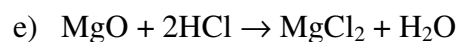
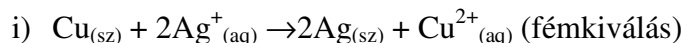
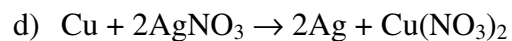
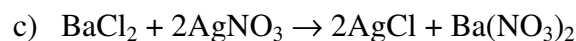
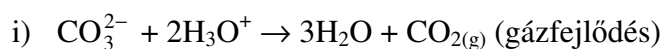
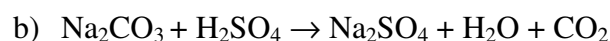
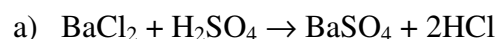


#### 4. Feladatok egyenletekkel:

1)

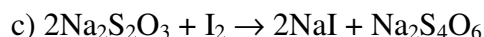
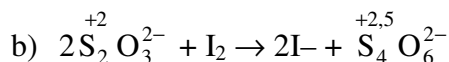
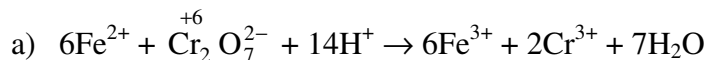


2)





3)



### 5. Esettanulmány

1. Azonos protonszámú, de eltérő neutronszámú/tömegszámú atomok.
2. Kriolit -  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ ; a timföld elektrolízise során keverik a timföldhöz, mert így alacsonyabb lesz a keverék olvadáspontja, és kevesebb energiába kerül az elektrolízis.
3. Neon. Stabil elektronszerkezet (nemesgázszerkezet).
4.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
5. A neutronok szerepe a pozitív elektromos töltésű protonok összetartása a magerők révén.
6. Elbomlik, az egyik neutronból proton képződik,  $\beta$ - ill.  $\gamma$ -sugárzás kibocsátása közben.
7. A radioaktív kormeghatározásban van szerepe.
8. Hevesy György.

### 6. Elemző feladat

pH	HCl	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$\text{NH}_3$	NaOH
$[\text{H}^+]$	NaOH	$\text{NH}_3$	$\text{CH}_3\text{COOH}$	HCl
$[\text{OH}^-]$	HCl	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$\text{NH}_3$	NaOH

2. Metilvörös (vagy metilnarancs).
3. Fenolftalein.
4. Az adott titrálás ekvivalenciapontján olyan pH van – a keletkező só hidrolízise miatt -, hogy ezek átcsapási tartománya felel meg ennek. ( $\text{NH}_4\text{Cl}$  – savas,  $\text{CH}_3\text{COONa}$  - lúgos.)

### 7. Kísérletelemzés

1.  $2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl} = 5\text{Cl}_2 + 2\text{KCl} + 2\text{MnCl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$
2.  $2\text{NaOH} + \text{Cl}_2 = \text{NaOCl} + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
3. A fejlődő klór hatására elemi jód válik ki.  
 $\text{NaOCl} + 2\text{HCl} = \text{Cl}_2 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$   
 $2\text{KI} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl} + \text{I}_2$
4. Szén-tetrakloriddal (vagy bármilyen más apoláris szerves oldószerszel, ami nem tartalmaz oxigént).
5. - K:  $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$   
+ A:  $2\text{Cl}^- = \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$