



Tabela Periódica e Propriedades Associadas

Prof^o. Dr^a. Flávia Tavares Vieira

Time of Discovery

Before 1800	1800-1849	1850-1899	1900-1949	1950-1999
1 H 1.00794	2 He 4.00260	3 Li 6.941	4 Be 9.0122	5 B 10.811
6 C 12.011	7 N 14.007	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.180
11 Na 22.990	12 Mg 24.305	13 Al 26.982	14 Si 28.086	15 P 30.974
16 S 32.06	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948	19 K 39.098	20 Ca 40.078
21 Sc 44.956	22 Ti 47.887	23 V 50.942	24 Cr 51.996	25 Mn 54.938
26 Fe 55.845	27 Co 58.933	28 Ni 58.693	29 Cu 63.546	30 Zn 65.38
31 Ga 69.723	32 Ge 72.64	33 As 74.922	34 Se 78.96	35 Br 79.904
36 Kr 83.796	37 Rb 85.468	38 Sr 87.62	39 Y 88.906	40 Zr 91.224
41 Nb 92.906	42 Mo 95.94	43 Tc 98.906	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91
46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71
51 Sb 121.76	52 Te 127.60	53 I 126.90	54 Xe 131.29	55 Cs 132.91
56 Ba 137.33	57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24
61 Pm	62 Sm 150.36	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93
66 Dy 162.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.05
71 Lu 174.97	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.84	75 Re 186.21
76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.97	80 Hg 200.59
81 Tl 204.38	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po	85 At
86 Rn	87 Ra 226.025	88 Ac	89 Th 232.04	90 Pa 231.04
91 U 238.03	92 Np	93 Pu	94 Am	95 Cm
96 Bk	97 Cf	98 Es	99 Fm	100 Md
101 No	102 Lr	103	104	105
106	107	108	109	110
111	112	113	114	115
116	117	118	119	120
121	122	123	124	125
126	127	128	129	130
131	132	133	134	135
136	137	138	139	140
141	142	143	144	145
146	147	148	149	150
151	152	153	154	155
156	157	158	159	160
161	162	163	164	165
166	167	168	169	170
171	172	173	174	175
176	177	178	179	180
181	182	183	184	185
186	187	188	189	190
191	192	193	194	195
196	197	198	199	200
201	202	203	204	205
206	207	208	209	210
211	212	213	214	215
216	217	218	219	220
221	222	223	224	225
226	227	228	229	230
231	232	233	234	235
236	237	238	239	240
241	242	243	244	245
246	247	248	249	250
251	252	253	254	255
256	257	258	259	260
261	262	263	264	265
266	267	268	269	270
271	272	273	274	275
276	277	278	279	280
281	282	283	284	285
286	287	288	289	290
291	292	293	294	295
296	297	298	299	300
301	302	303	304	305
306	307	308	309	310
311	312	313	314	315
316	317	318	319	320
321	322	323	324	325
326	327	328	329	330
331	332	333	334	335
336	337	338	339	340
341	342	343	344	345
346	347	348	349	350
351	352	353	354	355
356	357	358	359	360
361	362	363	364	365
366	367	368	369	370
371	372	373	374	375
376	377	378	379	380
381	382	383	384	385
386	387	388	389	390
391	392	393	394	395
396	397	398	399	400
401	402	403	404	405
406	407	408	409	410
411	412	413	414	415
416	417	418	419	420
421	422	423	424	425
426	427	428	429	430
431	432	433	434	435
436	437	438	439	440
441	442	443	444	445
446	447	448	449	450
451	452	453	454	455
456	457	458	459	460
461	462	463	464	465
466	467	468	469	470
471	472	473	474	475
476	477	478	479	480
481	482	483	484	485
486	487	488	489	490
491	492	493	494	495
496	497	498	499	500

IUPAC
International Union of Pure and Applied Chemistry

O Desenvolvimento da Tabela Periódica

- Em 2002: 115 elementos conhecidos.
- A maior parte dos elementos foi descoberta entre 1735 e 1843.
- Como organizar 115 elementos diferentes de forma que possamos fazer previsões sobre elementos não descobertos?

A Tabela Periódica

- As colunas chamam-se *grupos* (numeradas de 1A a 8A ou de 1 a 18).
- As linhas chamam-se *períodos*.
- Os metais: no lado esquerdo da tabela periódica.
- Os não-metais: na parte superior do lado direito da tabela periódica.

O Desenvolvimento da Tabela Periódica

- Ordenar os elementos de modo que reflita as tendências nas propriedades químicas e físicas.
- A primeira tentativa (Mendeleev e Meyer) ordenou os elementos em ordem crescente de massa atômica.
- Faltaram elementos nesse esquema.

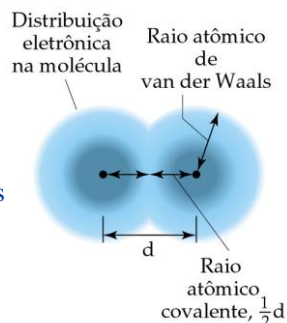
A Tabela Periódica

-Os elementos com propriedades similares, tanto com os metais quanto com os não-metais, são chamados metalóides e estão localizados no espaço entre os metais e os não-metais.

- Alguns dos grupos na tabela periódica recebem nomes especiais.
- Estes nomes indicam as similaridades entre os membros de um grupo:
 - Grupo 1: Metais alcalinos
 - Grupo 2: Metais alcalinos terrosos
 - Grupo 6: Calcogênios
 - Grupo 7: Halogênios
 - Grupo 8: Gases nobres

Tamanho dos Átomos e dos Íons

- Considere uma molécula diatômica simples.
- A distância entre os dois núcleos é denominada distância de ligação.
- Se os dois átomos que formam a molécula são os mesmos, metade da distância de ligação é denominada raio covalente do átomo.



$$Z_{ef} = Z - S$$

Z_{ef} = Carga nuclear efetiva

Z = Prótons no núcleo

S = Elétrons protetores (elétrons entre o núcleo e o elétron em questão)

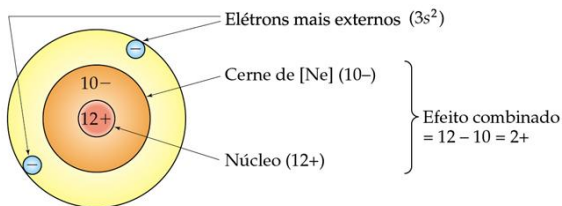
O Desenvolvimento da Tabela Periódica

- A tabela periódica moderna: organiza os elementos em ordem crescente de número atômico.

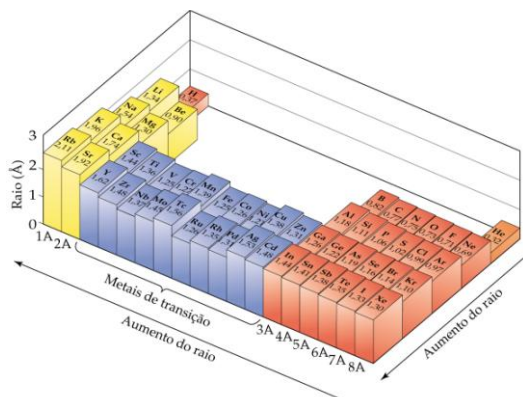
CARGA NUCLEAR EFETIVA - Z_{ef}

- É a carga sofrida por um elétron em um átomo polieletrônico.
- A carga nuclear efetiva não é igual à carga no núcleo devido ao efeito dos elétrons internos.

- Os elétrons estão presos ao núcleo, mas são repelidos pelos elétrons que os protegem da carga nuclear.
- A carga nuclear sofrida por um elétron depende da sua distância do núcleo e do número de elétrons mais internos.
- Quando aumenta o número médio de elétrons protetores (S), a Z_{ef} diminui.
- Quando aumenta a distância do núcleo, S aumenta e Z_{ef} diminui.



A Z_{ef} sofrida pelos e^- de valência do **Mg** depende principalmente da carga $12+$ do núcleo e da carga -10 do cerne de Ne. Se o cerne de Ne fosse totalmente eficiente em blindar, cada e^- de valência sofreria uma carga nuclear efetiva de $2+$.



Mapa de Relev: Raios atômicos de ligação para os primeiros 54 elementos da tabela periódica.

Tendências Periódicas nos Raios Atômicos

- Como uma consequência do ordenamento na tabela periódica, as propriedades dos elementos variam periodicamente.
- O tamanho atômico varia consistentemente através da tabela periódica.
- Ao descermos em um grupo, os átomos aumentam.

Existem dois fatores agindo:

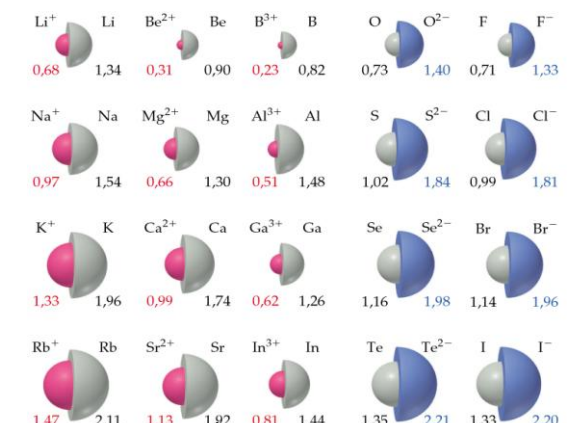
- Número quântico principal, n , e
- A carga nuclear efetiva, Z_{ef} .

Tendências Periódicas nos Raios Atômicos

- A medida que o **nº quântico principal aumenta** (ex., descendo em um grupo), a distância do elétron mais externo ao núcleo aumenta. Logo o **raio atômico aumenta**.
- Ao longo de um período, o nº de elétrons mais internos mantém-se constante. Entretanto, **a carga nuclear aumenta**. Logo, aumenta a atração entre o núcleo e os elétrons mais externos. Essa atração faz com que o **raio atômico diminua**.

Tendências nos Tamanhos dos Íons

- O tamanho do íon depende da carga nuclear, do nº de elétrons e dos orbitais que contêm os elétrons de valência.
- Os cátions deixam vago o orbital mais volumoso e são menores do que os átomos que lhes dão origem.
- Os ânions adicionam elétrons ao orbital mais volumoso e são maiores do que os átomos que lhe dão origem.



Comparações dos raios, em Å, de átomos neutros e íons para vários dos grupos de elementos representativos.

- Para íons de mesma carga, o tamanho do íon aumenta à medida que descemos em um grupo na tabela periódica.
- Todos os membros de uma **série isoeletrônica** têm o mesmo número de elétrons.
- Quando a carga nuclear aumenta em uma série isoeletrônica, os íons tornam-se menores:



Energia de Ionização

- A segunda energia de ionização, I_2 , é a energia necessária para remover um elétron de um íon gasoso:



- Quanto maior a energia de ionização, maior é a dificuldade para se remover o elétron.

Tendências Periódicas nas Primeiras Energias de Ionização

- A energia de ionização diminui à medida que descemos em 1 grupo.
- Isso significa que o e^- mais externo é mais facilmente removido ao descermos em 1 grupo.

Energia de Ionização

- A primeira energia de ionização, I_1 , é a quantidade de energia necessária para remover um elétron de um átomo gasoso:



Variações nas Energias de Ionização Sucessivas

-Há um acentuado aumento na energia de ionização quando um elétron mais interno é removido.

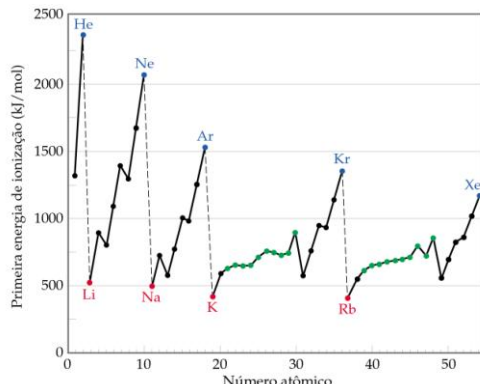
TABELA 7.2 Valores das energias de ionização sucessivas, I_n , para os elementos do sódio até o argônio (kJ/mol)

Elemento	I_1	I_2	I_3	I_4	I_5	I_6	I_7
Na	496	4.560					
Mg	738	1.450	7.730				
Al	578	1.820	2.750	11.600			
Si	786	1.580	3.230	4.360	16.100		
P	1.012	1.900	2.910	4.960	6.270	22.200	
S	1.000	2.250	3.360	4.560	7.010	8.500	27.100
Cl	1.251	2.300	3.820	5.160	6.540	9.460	11.000
Ar	1.521	2.670	3.930	5.770	7.240	8.780	12.000

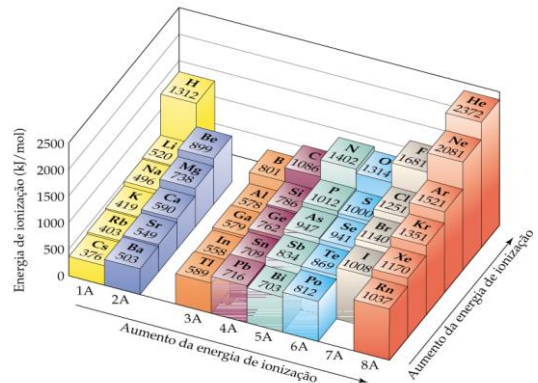
elétrons dos níveis mais internos

Tendências Periódicas nas Primeiras Energias de Ionização

- Ao longo de 1 período, Z_{ef} aumenta. Logo fica mais difícil remover um e^-
- À medida que o átomo aumenta, torna-se mais fácil remover 1 e^- do orbital mais volumoso. Geralmente a energia de ionização aumenta ao longo do período.



Primeira energia de ionização versus número atômico. Os pontos em vermelho marcam o início de um período (metais alcalinos) e os pontos azuis o fim de um período (gases nobres). Os pontos verdes indicam os elementos situados entre os metais alcalinos e os gases nobres ao longo de cada período da tabela periódica.

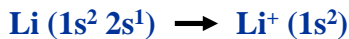


Mapa de Relevo: As primeiras energias de ionização para os elementos representativos nos primeiros 6 períodos. A energia de ionização geralmente aumenta da esquerda para a direita e diminui de cima para baixo. A energia de ionização do astato não foi determinada.

Energia de Ionização

Configurações eletrônicas de íons

-**Cátions:** os e^- são primeiramente removidos do orbital com o maior número quântico principal, n :



-**Ânions:** os e^- são adicionados ao orbital com o mais baixo valor de n disponível:

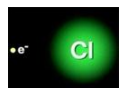


Afinidades Eletrônicas

• A afinidade eletrônica é a alteração de energia quando um átomo gasoso ganha um elétron para formar um íon gasoso:

$$\text{Cl}_{(g)} + e^- \rightarrow \text{Cl}^-_{(g)}$$

-A afinidade eletrônica pode ser tanto exotérmica (como o exemplo acima) quanto endotérmica:



Afinidades Eletrônicas

H -73							He >0
Li -60	Be >0	B -27	C -122	N >0	O -141	F -328	Ne >0
Na -53	Mg >0	Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar >0
K -48	Ca -2	Ga -30	Ge -119	As -78	Se -195	Br -325	Kr >0
Rb -47	Sr -5	In -30	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe >0
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A

Afinidades eletrônicas em KJ/mol para os elementos representativos dos primeiros 5 períodos. Quanto mais negativa a afinidade eletrônica, maior a atração do átomo por 1 e^- . Uma afinidade eletrônica > 0 indica que o íon negativo é mais alto em energia que o átomo ou e^- separadamente.

Metais

- O caráter metálico refere-se às propriedades dos metais (brilhante, maleável e dúctil, os óxidos formam sólidos iônicos básicos e tendem a formar cátions em solução aquosa).
- O caráter metálico aumenta à medida que descemos em um grupo.
- O caráter metálico diminui ao longo do período.
- Os metais têm energias de ionização baixas.

Metais, Não-Metais e Metalóides

← Aumento no caráter metálico

Aumento no caráter metálico ↓

1A 1 H	2A 2 He																	3A 13 B	4A 14 C	5A 15 N	6A 16 O	7A 17 F	8A 18 Ne
3 Li	4 Be																	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg	3B 3	4B 4	5B 5	6B 6	7B 7	8B 9 10						1B 11	2B 12	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar			
19 K	20 Ca	3B 3	4B 4	5B 5	6B 6	7B 7	8B 9	8B 10	1B 11	2B 12	3B 13	4B 14	5B 15	6B 16	7B 17	8B 18	9B 19	10B 20	11B 21				
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe						
55 Cs	56 Ba	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn						
87 Fr	88 Ra	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110	111	112	114		116									
Metals		57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb								
Metalóides		89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No								
Não-metais																							

- Quando os metais são oxidados, eles tendem a formar cátions característicos.
- Todos metais do grupo 1A formam íons M^+ .
- Todos metais do grupo 2A formam íons M^{2+} .
- A maioria dos metais de transição têm cargas variáveis.

Metais

1A H ⁺	2A Li ⁺	Metals de transição																3A Al ³⁺	4A N ³⁻	5A P ³⁻	6A S ²⁻	7A H ⁻	8A F ⁻
Na ⁺	Mg ²⁺																					Cl ⁻	
K ⁺	Ca ²⁺																					Br ⁻	
Rb ⁺	Sr ²⁺																					I ⁻	
Cs ⁺	Ba ²⁺																						

Metais

- A maior parte dos óxidos metálicos são básicos:

Óxido metálico + água → hidróxido metálico



Não-metais

- Apresentam um comportamento mais variado do que os metais.
- Quando reagem com os metais, os não-metais tendem a ganhar elétrons:

metal + não-metal → sal



Não-metais

- A maior parte dos óxidos não-metálicos são ácidos: óxido não-metálicos + água → ácido



Metalóides

- Os metalóides têm propriedades intermediárias entre os metais e os não-metais. Ex.: o Si tem brilho metálico, mas é quebradiço.
- Aplicações na indústria de semicondutores.

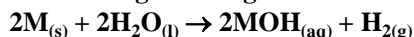
Tendências de Grupo para os Metais Ativos

Grupo 1: Metais Alcalinos

- Todos os metais alcalinos são macios.
- A química é dominada pela perda de seu único elétron s:

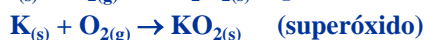


- A reatividade aumenta ao descer no grupo.
- Os metais alcalinos reagem com água para formar MOH e gás hidrogênio:



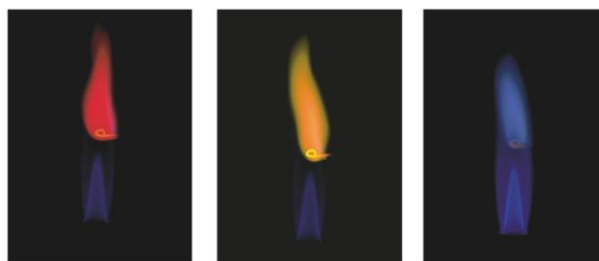
Grupo 1: Metais Alcalinos

- Os metais alcalinos produzem diferentes óxidos ao reagirem com o O_2 :



- Os metais alcalinos emitem cores características quando colocados em uma chama à alta temperatura.
- O elétron s é excitado por uma chama e emite energia quando retorna ao estado fundamental.

Grupo 1: Metais Alcalinos



Ensaio de chama para o Li (vermelho), Na (amarelo) e K (lilás).

Grupo 1: Metais Alcalinos

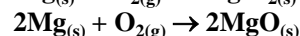
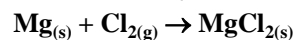
TABELA 7.4 Algumas propriedades dos metais alcalinos

Elemento	Configuração eletrônica	Ponto de fusão (°C)	Densidade (g/cm ³)	Raio atômico (Å)	I_1 (kJ/mol)
Lítio	[He]2s ¹	181	0,53	1,34	520
Sódio	[Ne]3s ¹	98	0,97	1,54	496
Potássio	[Ar]4s ¹	63	0,86	1,96	419
Rubídio	[Kr]5s ¹	39	1,53	2,11	403
Césio	[Xe]6s ¹	28	1,88	2,60	376

Grupo 2: Metais Alcalinos Terrosos

- Os metais alcalinos terrosos são mais duros e mais densos do que os metais alcalinos.

- A química é dominada pela perda de dois elétrons s:



- O Be não reage com água. O Mg reagirá apenas com o vapor de água. Do Ca em diante:



Tendências de Grupo para os Metais Ativos

Grupo 2: Metais Alcalinos Terrosos

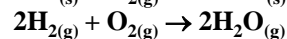
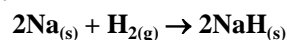
TABELA 7.5 Algumas propriedades dos metais alcalinos terrosos

Elemento	Configuração eletrônica	Ponto de fusão (°C)	Densidade (g/cm ³)	Raio atômico (Å)	I_1 (kJ/mol)
Berílio	[He]2s ²	1287	1,85	0,90	899
Magnésio	[Ne]3s ²	650	1,74	1,30	738
Cálcio	[Ar]4s ²	842	1,54	1,74	590
Estrôncio	[Kr]5s ²	777	2,63	1,92	549
Bário	[Xe]6s ²	727	3,51	2,15	503

Tendências de Grupo para Alguns Não-Metais

Hidrogênio

- Frequentemente ocorre como um gás diatômico incolor, H_2 .
- Pode tanto ganhar outro elétron para formar o íon hidreto, H^- , como perder seu elétron para formar H^+ :



- O H^+ é um próton.
- A química aquosa do hidrogênio é dominada pelo $H^+_{(aq)}$.

Grupo 6: Grupo do Oxigênio

- Ao descer no grupo, o caráter metálico aumenta (o O₂ é um gás, o Te é um metalóide, o Po é um metal).

Grupo 6: Grupo do Oxigênio

- O oxigênio é 1 agente de oxidação potente, uma vez que o íon O²⁻ tem uma configuração de gás nobre.
- Existem 2 principais estados de oxidação para o oxigênio: -2 (por exemplo, H₂O) e -1 (por exemplo, H₂O₂).
- O enxofre é importante membro desse grupo. Forma mais comum: S₈ amarelo.
- O enxofre tende a formar S²⁻ nos compostos (sulfetos).

Tendências de Grupo para Alguns Não-Metais

Grupo 6: Grupo do Oxigênio

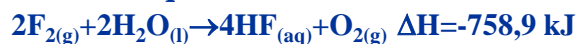
TABELA 7.6 Algumas propriedades dos elementos do grupo 6A

Elemento	Configuração eletrônica	Ponto de fusão (°C)	Densidade	Raio atômico (Å)	I ₁ (kJ/mol)
Oxigênio	[He] 2s ² 2p ⁴	-218	1,43 g/L	0,73	1.314
Enxofre	[Ne] 3s ² 3p ⁴	115	1,96 g/cm ³	1,02	1.000
Selênio	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴	221	4,82 g/cm ³	1,16	941
Telúrio	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴	450	6,24 g/cm ³	1,35	869
Polônio	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 5p ⁴	254	9,2 g/cm ³	1,9	812

Grupo 7: Halogênios

-A química dos halogênios é dominada pelo ganho de elétron para formar um ânion: X₂ + 2e⁻ → 2X⁻

- O flúor é uma das substâncias mais reativas que se conhece:



- Todos os halogênios consistem de moléculas diatômicas (X₂).

Grupo 7: Halogênios

-O Cl é o halogênio mais utilizado industrialmente. Ele é produzido pela eletrólise do sal NaCl:



-A reação entre o cloro e a água produz ácido hipocloroso (HOCl) que desinfeta a água de piscina:



-Todos os compostos dos halogênios com hidrogênio são ácidos fortes (exceção: HF).

Grupo 7: Halogênios

TABELA 7.7 Algumas propriedades dos halogênios

Elemento	Configuração eletrônica	Ponto de fusão (°C)	Densidade	Raio atômico (Å)	I ₁ (kJ/mol)
Flúor	[He] 2s ² 2p ⁵	-220	1,69 g/L	0,71	1.681
Cloro	[Ne] 3s ² 3p ⁵	-102	3,21 g/L	0,99	1.251
Bromo	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵	-7,3	3,12 g/cm ³	1,14	1.140
Iodo	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵	114	4,93 g/cm ³	1,33	1.008

Grupo 8: Gases Nobres

- Todos esses são não-metais e monoatômicos.
- Eles são notoriamente não-reativos porque têm os subníveis s e p completamente preenchidos.
- Em 1962 os primeiros compostos de gases nobres foram preparados: XeF_2 , XeF_4 e XeF_6 .
- Outros compostos de gases nobres conhecidos são o KrF_2 e o HArF .

Tendências de Grupo para Alguns Não-Metais

Grupo 8: Gases Nobres

TABELA 7.8 Algumas propriedades dos gases nobres

Elemento	Configuração eletrônica	Ponto de ebulição (K)	Densidade (g/L)	Raio atômico* (Å)	I_1 (kJ/mol)
Hélio	$1s^2$	4,2	0,18	0,32	2,372
Neônio	$[\text{He}]2s^2 2p^6$	27,1	0,90	0,69	2,081
Argônio	$[\text{Ne}]3s^2 3p^6$	87,3	1,78	0,97	1,521
Criptônio	$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^6$	120	3,75	1,10	1,351
Xenônio	$[\text{Kr}]4d^{10} 5s^2 5p^6$	165	5,90	1,30	1,170
Radônio	$[\text{Xe}]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$	211	9,73	—	1,037

* Apenas os gases nobres mais pesados formam compostos químicos. Assim, os raios atômicos para os gases nobres têm valores estimados.

Referências Bibliográficas

Química - A Ciência Central
Brown, T.L.; LeMay, H.E.; Bursten, B.E.

