

QUÍMICA

A Ciência Central

9ª Edição

Capítulo 7

Propriedade periódica dos elementos

David P. White

O desenvolvimento da tabela periódica

- Em 2002, haviam 115 elementos conhecidos.
- A maior parte dos elementos foi descoberta entre 1735 e 1843.

Salto de 31 elementos em 1800 para 63 em 1965

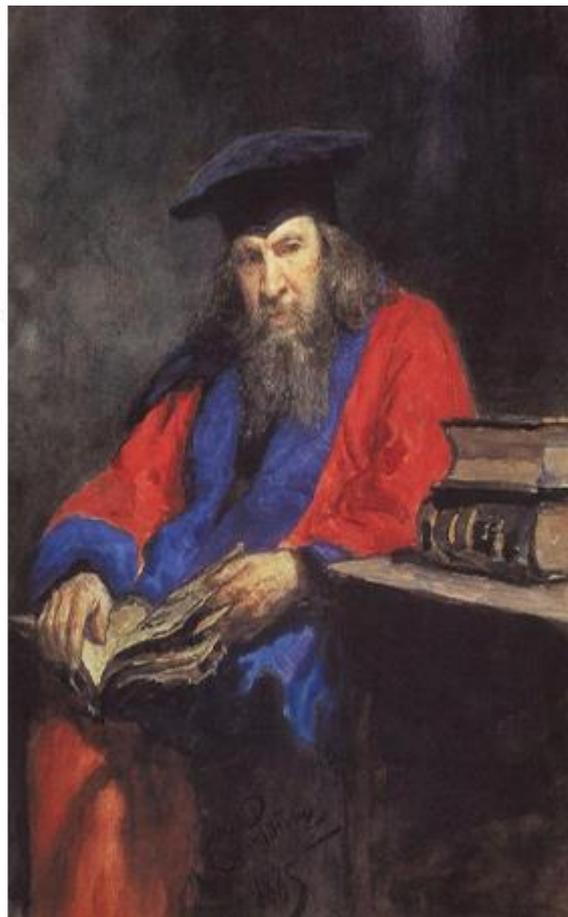
- Como organizar 115 elementos diferentes de forma que possamos fazer previsões sobre elementos não descobertos?

Tabela periódica

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

		Ti=50	Zr=90	?=180.
		V=51	Nb=94	Ta=182.
		Cr=52	Mo=96	W=186.
		Mn=55	Rh=104,4	Pt=197,4
		Fe=56	Rn=104,4	Ir=198.
		Ni=Co=59	Pl=106,6	Os=199.
		Cu=63,4	Ag=108	Hg=200.
H=1		Be=9,4	Mg=24	Zn=65,2
		Cd=112		
		B=11	Al=27,4	?=68
		Ur=116	Au=197?	
		C=12	Si=28	?=70
		Sn=118		
		N=14	P=31	As=75
		Sb=122	Bi=210?	
		O=16	S=32	Se=79,4
		Te=128?		
		F=19	Cl=35,5	Br=80
		I=127		
Li=7	Na=23	K=39	Rb=85,4	Cs=133
		Tl=204.		
		Ca=40	Sr=87,6	Ba=137
		Pb=207.		
		?=45	Ce=92	
		?Er=56	La=94	
		?Yt=60	Di=95	
		?In=75,6	Th=118?	



Fonte. http://www.quimlab.com.br/guiadoselementos/tabela_periodica_mendeleev.htm

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 alguns elementos nesse esquema.

Exemplo: em 1871, Mendeleev observou que a posição mais adequada para o As seria abaixo do P, e não do Si, o que deixou um elemento faltando abaixo do Si. Ele previu um número de propriedades para este elemento. Em 1886 o Ge foi descoberto. As propriedades do Ge se equiparam bem à previsão de Mendeleev.

O desenvolvimento da tabela periódica

- Em 1913 Henry Moseley desenvolveu o conceito de número atômico
- A tabela periódica moderna: organiza os elementos em ordem crescente de número atômico.
- Essa linha atualmente é conhecida como linha K-alfa. E finalmente Moseley descobriu que essa relação podia ser descrita por uma fórmula simples, que ficou conhecida como a Lei de Moseley.
- Onde:
$$\sqrt{f} = k_1(Z - k_2)$$
- f é a frequência de emissão da linha; k_1 e k_2 são constantes que dependem do tipo de linha

Periodic Table of Elements

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																												
1	1 H Hydrogen 1.00784	Atomic # Name Symbol Atomic Mass																	2 He Helium 4.002602																											
2	3 Li Lithium 6.941	4 Be Beryllium 9.012182	<table border="1"> <tr> <td>C Solid</td> <td colspan="4">Metals</td> <td colspan="2">Nonmetals</td> </tr> <tr> <td>Hg Liquid</td> <td>Alkali metals</td> <td>Alkaline earth metals</td> <td>Lanthanoids</td> <td>Transition metals</td> <td>Poor metals</td> <td>Other nonmetals</td> </tr> <tr> <td>H Gas</td> <td></td> <td></td> <td>Actinoids</td> <td></td> <td></td> <td>Noble gases</td> </tr> <tr> <td>Rf Unknown</td> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> </tr> </table>										C Solid	Metals				Nonmetals		Hg Liquid	Alkali metals	Alkaline earth metals	Lanthanoids	Transition metals	Poor metals	Other nonmetals	H Gas			Actinoids			Noble gases	Rf Unknown							5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.0107	7 N Nitrogen 14.0067	8 O Oxygen 15.9994	9 F Fluorine 18.9984032	10 Ne Neon 20.1797
C Solid	Metals				Nonmetals																																									
Hg Liquid	Alkali metals	Alkaline earth metals	Lanthanoids	Transition metals	Poor metals	Other nonmetals																																								
H Gas			Actinoids			Noble gases																																								
Rf Unknown																																														
3	11 Na Sodium 22.98976928	12 Mg Magnesium 24.3050	13 Al Aluminum 26.9815386	14 Si Silicon 28.0855	15 P Phosphorus 30.973762	16 S Sulfur 32.06	17 Cl Chlorine 35.453	18 Ar Argon 39.948																																						
4	19 K Potassium 39.0983	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.955912	22 Ti Titanium 47.887	23 V Vanadium 50.9415	24 Cr Chromium 51.9961	25 Mn Manganese 54.938045	26 Fe Iron 55.845	27 Co Cobalt 58.933195	28 Ni Nickel 58.6934	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.64	33 As Arsenic 74.9216	34 Se Selenium 78.96	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 83.798																												
5	37 Rb Rubidium 85.4678	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.90585	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.90638	42 Mo Molybdenum 95.96	43 Tc Technetium (97.9072)	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.90550	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.8682	48 Cd Cadmium 112.411	49 In Indium 114.919	50 Sn Tin 118.710	51 Sb Antimony 121.760	52 Te Tellurium 127.60	53 I Iodine 126.90447	54 Xe Xenon 131.293																												
6	55 Cs Caesium 132.9054519	56 Ba Barium 137.327	57-71	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.94788	74 W Tungsten 183.84	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.217	78 Pt Platinum 195.084	79 Au Gold 196.966569	80 Hg Mercury 200.59	81 Tl Thallium 204.3833	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.98040	84 Po Polonium (208.9824)	85 At Astatine (208.9871)	86 Rn Radon (222.0176)																												
7	87 Fr Francium (223)	88 Ra Radium (226)	89-103	104 Rf Rutherfordium (261)	105 Db Dubnium (262)	106 Sg Seaborgium (266)	107 Bh Bohrium (264)	108 Hs Hassium (277)	109 Mt Meitnerium (268)	110 Ds Darmstadtium (271)	111 Rg Roentgenium (272)	112 Uub Ununbium (285)	113 Uut Ununtrium (284)	114 Uuq Ununquadium (289)	115 Uup Ununpentium (288)	116 Uuh Ununhexium (292)	117 Uus Ununseptium	118 Uuo Ununoctium (294)																												

For elements with no stable isotopes, the mass number of the isotope with the longest half-life is in parentheses.

Design and Interface Copyright © 1997 Michael Dayah (michael@dayah.com). <http://www.ptable.com/>



57 La Lanthanum 138.90547	58 Ce Cerium 140.116	59 Pr Praseodymium 140.90765	60 Nd Neodymium 144.242	61 Pm Promethium (145)	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.964	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.92535	66 Dy Dysprosium 162.500	67 Ho Holmium 164.93032	68 Er Erbium 167.259	69 Tm Thulium 168.93421	70 Yb Ytterbium 173.054	71 Lu Lutetium 174.9668
89 Ac Actinium (227)	90 Th Thorium 232.03806	91 Pa Protactinium 231.03688	92 U Uranium 238.02891	93 Np Neptunium (237)	94 Pu Plutonium (244)	95 Am Americium (243)	96 Cm Curium (247)	97 Bk Berkelium (247)	98 Cf Californium (251)	99 Es Einsteinium (252)	100 Fm Fermium (257)	101 Md Mendelevium (258)	102 No Nobelium (259)	103 Lr Lawrencium (262)

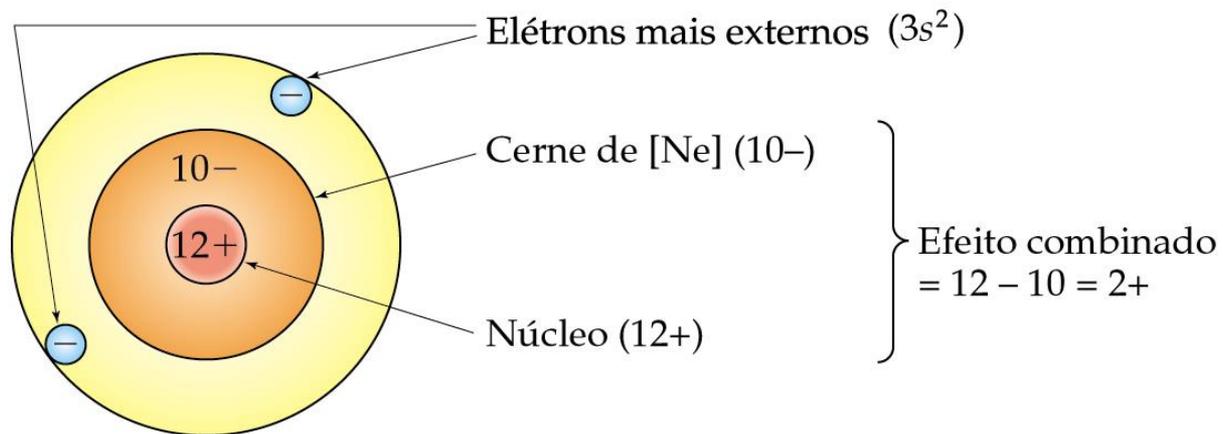
Fonte. <https://ptable.com/>

Carga nuclear efetiva

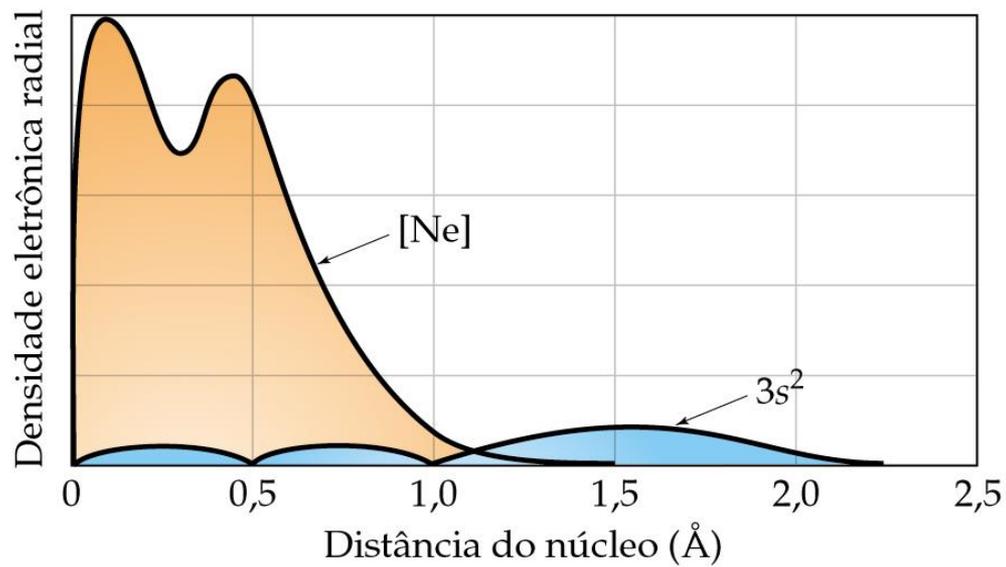
- A carga nuclear efetiva é a carga sofrida por um elétron em um átomo polieletrônico.
- A carga nuclear efetiva não é igual à carga no núcleo devido ao efeito dos elétrons internos.
- Cada elétron é simultaneamente atraído pelo núcleo e repelido pelos outros elétrons. A energia média sofrida por um elétron é chamada de carga nuclear efetiva
- 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 carga nuclear efetiva (Z_{eff}) diminui.
- Quando aumenta a distância do núcleo, S aumenta e Z_{ef} diminui.

Carga nuclear efetiva

- Todos os orbitais ns têm a mesma forma, mas tamanhos e números de nós diferentes.
- A densidade eletrônica radial é a probabilidade de se encontrar um elétron a uma determinada distância.
- $Z^* = Z - S$, onde S é a constante de blindagem.



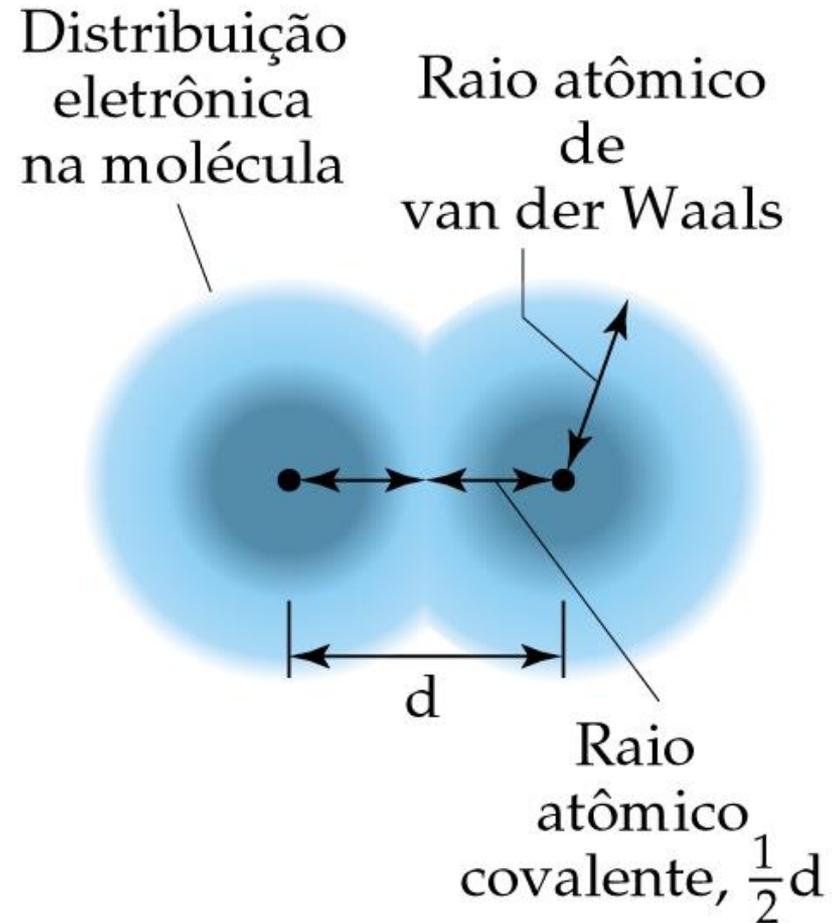
(a)



(b)

Tamanho dos átomos e dos íons

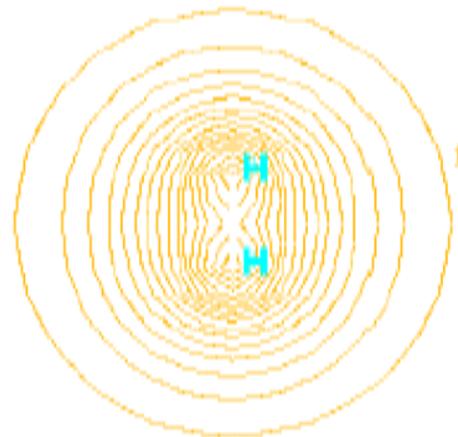
- Considere uma molécula diatômica simples.
- A distância entre os dois núcleos é denominada distância de ligação.
- Se os dois átomos que formam a molécula são os mesmos, metade da distância de ligação é denominada raio covalente do átomo.



Tamanho dos átomos e dos íons

- Quando o número quântico principal aumenta, o tamanho do orbital aumenta.
- Considere os orbitais s .
- Todos os orbitais s são esféricos e aumentam em tamanho quando n aumenta.

Simetria do orbital e mapa de relevo



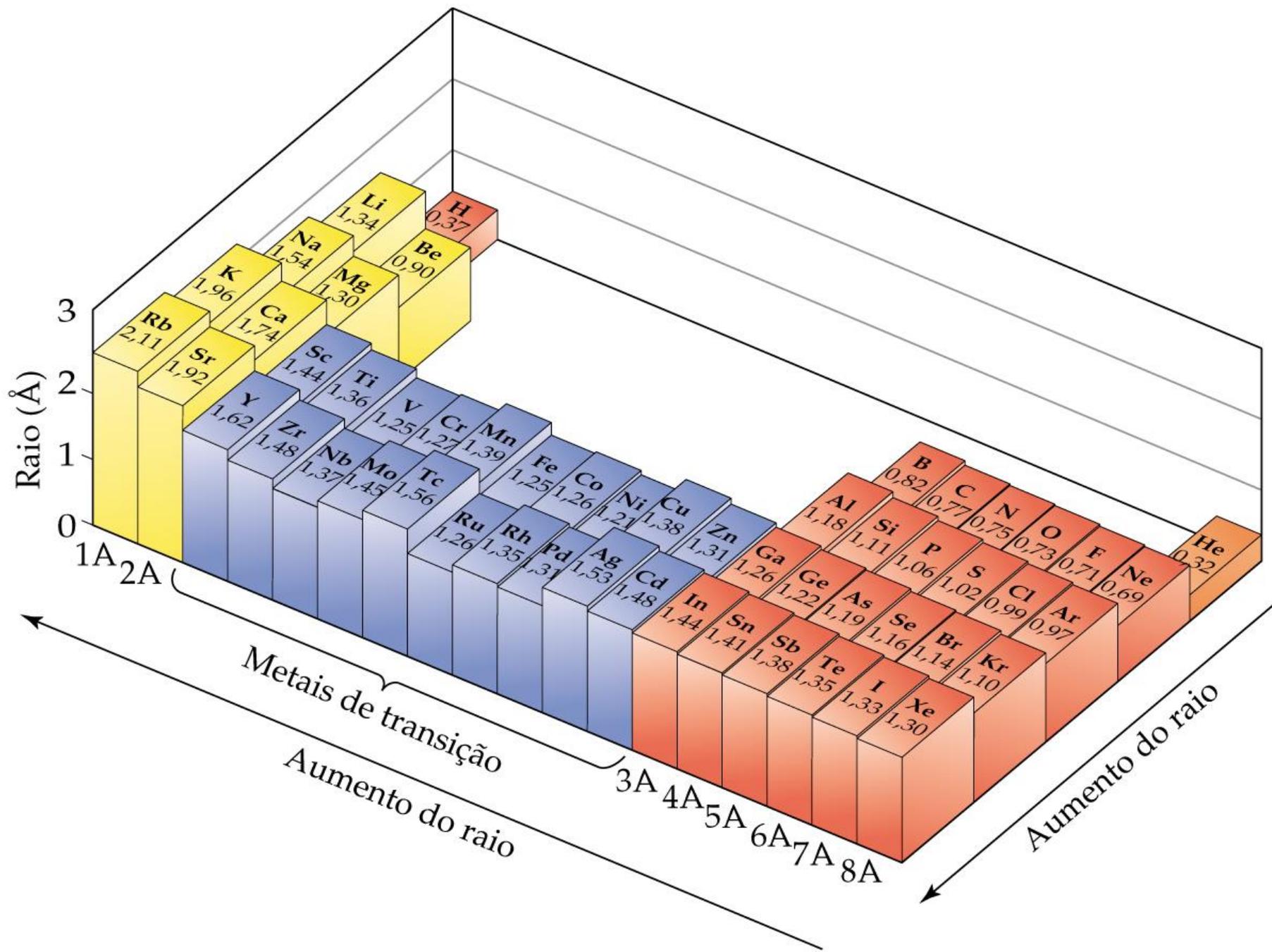
Tamanho dos átomos e dos íons

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.
- Ao longo dos períodos da tabela periódica, os átomos tornam-se menores.

Existem dois fatores agindo:

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



Tamanho dos átomos e dos íons

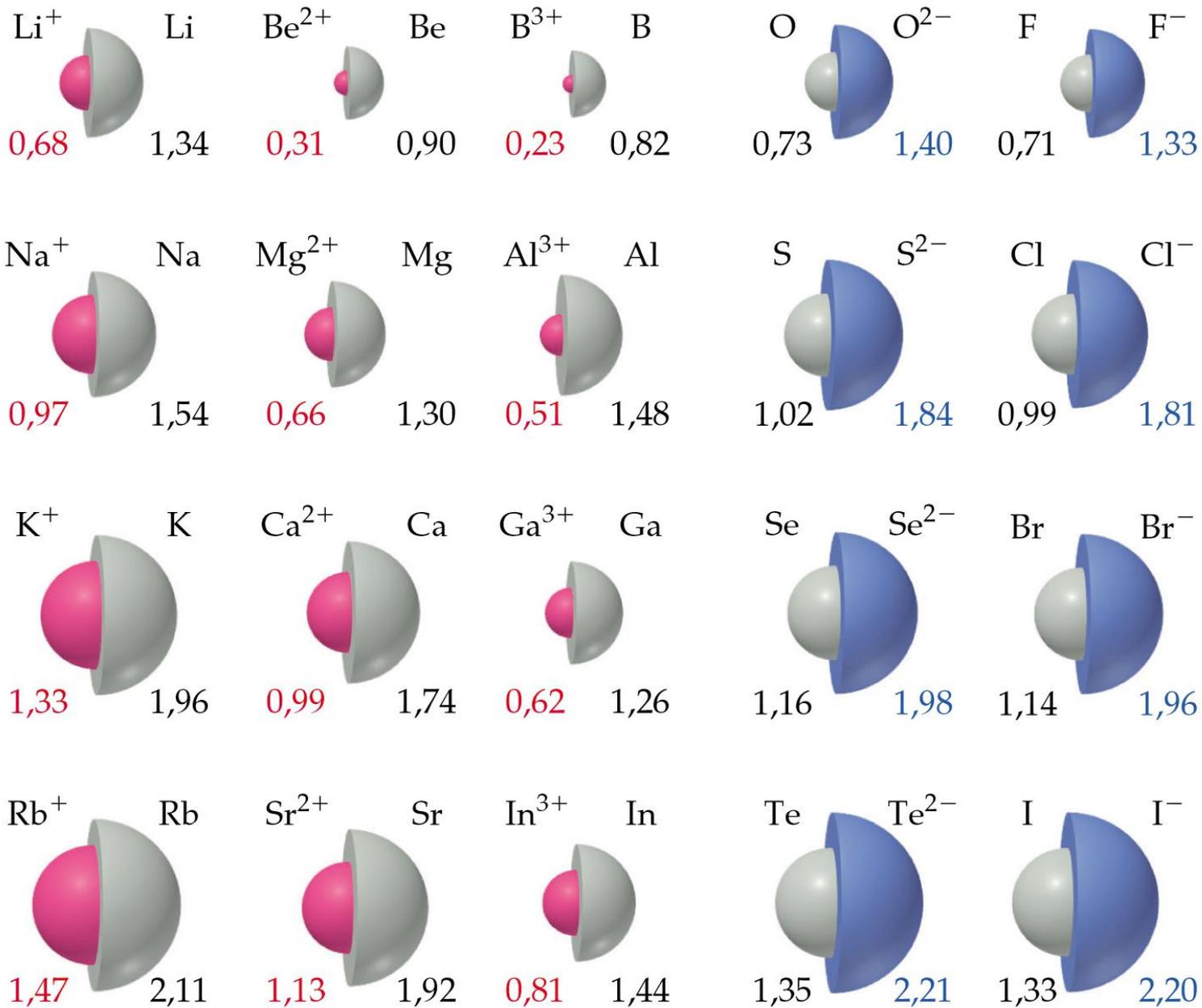
Tendências periódicas nos raios atômicos

- À medida que o número quântico principal aumenta (ex., descemos em um grupo), a distância do elétron mais externo ao núcleo aumenta. Consequentemente, o raio atômico aumenta.
- Ao longo de um período na tabela periódica, o número de elétrons mais internos mantém-se constante. Entretanto, a carga nuclear aumenta. Consequentemente, aumenta a atração entre o núcleo e os elétrons mais externos. Essa atração faz com que o raio atômico diminua.

Tamanho dos átomos e dos íons

Tendências nos tamanhos dos íons

- O tamanho do íon é a distância entre os íons em um composto iônico.
- O tamanho do íon também depende da carga nuclear, do número de elétrons e dos orbitais que contenham 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**.



Tamanho dos átomos e dos íons

Tendências dos tamanhos dos íons

- 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 : (10 elétrons)



Energia de ionização

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



- 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.

Energia de ionização

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 , para os elementos do sódio até o argônio (kJ/mol)

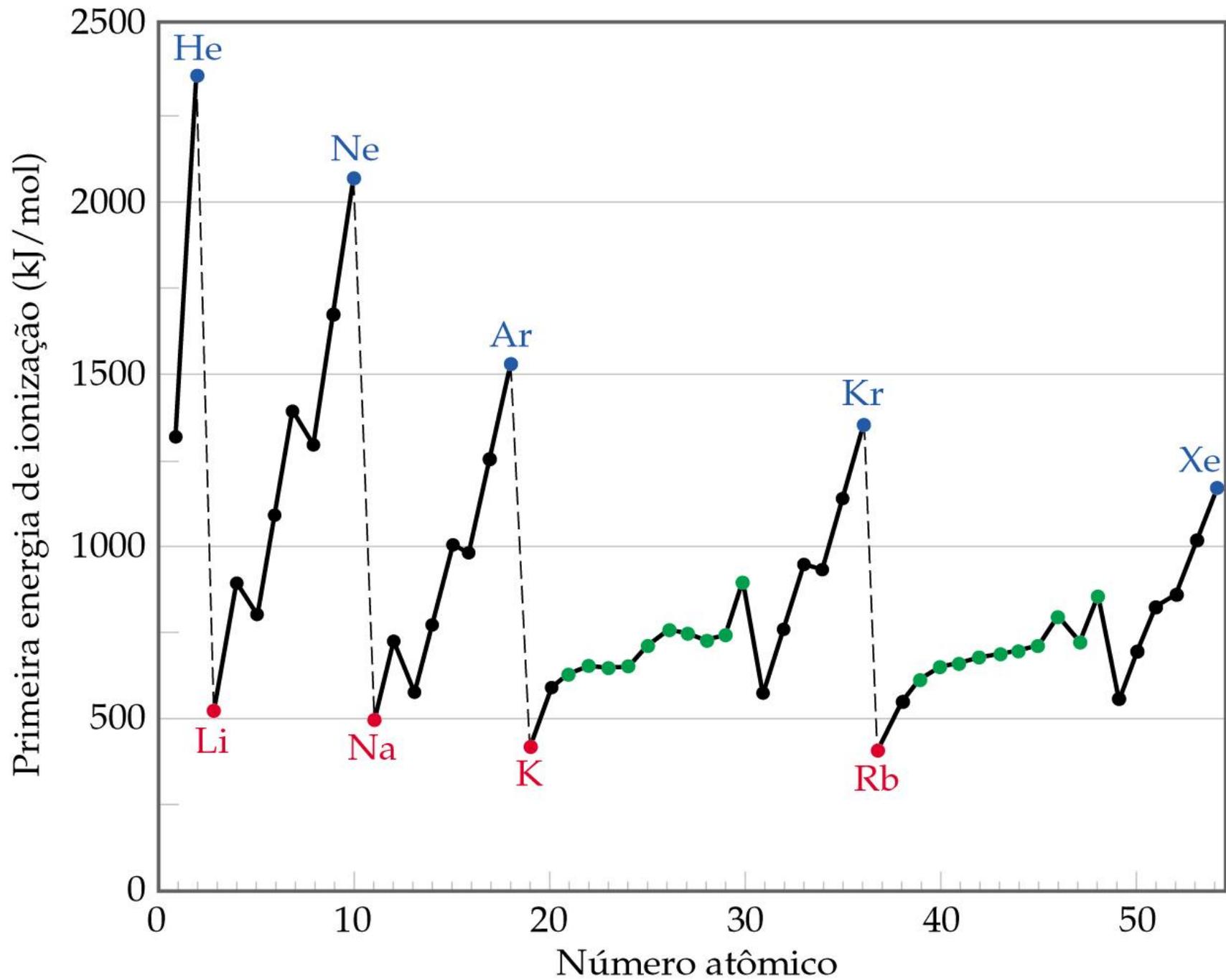
Elemento	I_1	I_2	I_3	I_4	I_5	I_6	I_7
Na	496	4.560	elétrons dos níveis mais internos				
Mg	738	1.450	7.730				
Al	578	1.820	2.750	11.600			
Si	786	1.580	3.230	4.360	16.100		
P	1.012	1.900	2.910	4.960	6.270	22.200	
S	1.000	2.250	3.360	4.560	7.010	8.500	27.100
Cl	1.251	2.300	3.820	5.160	6.540	9.460	11.000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

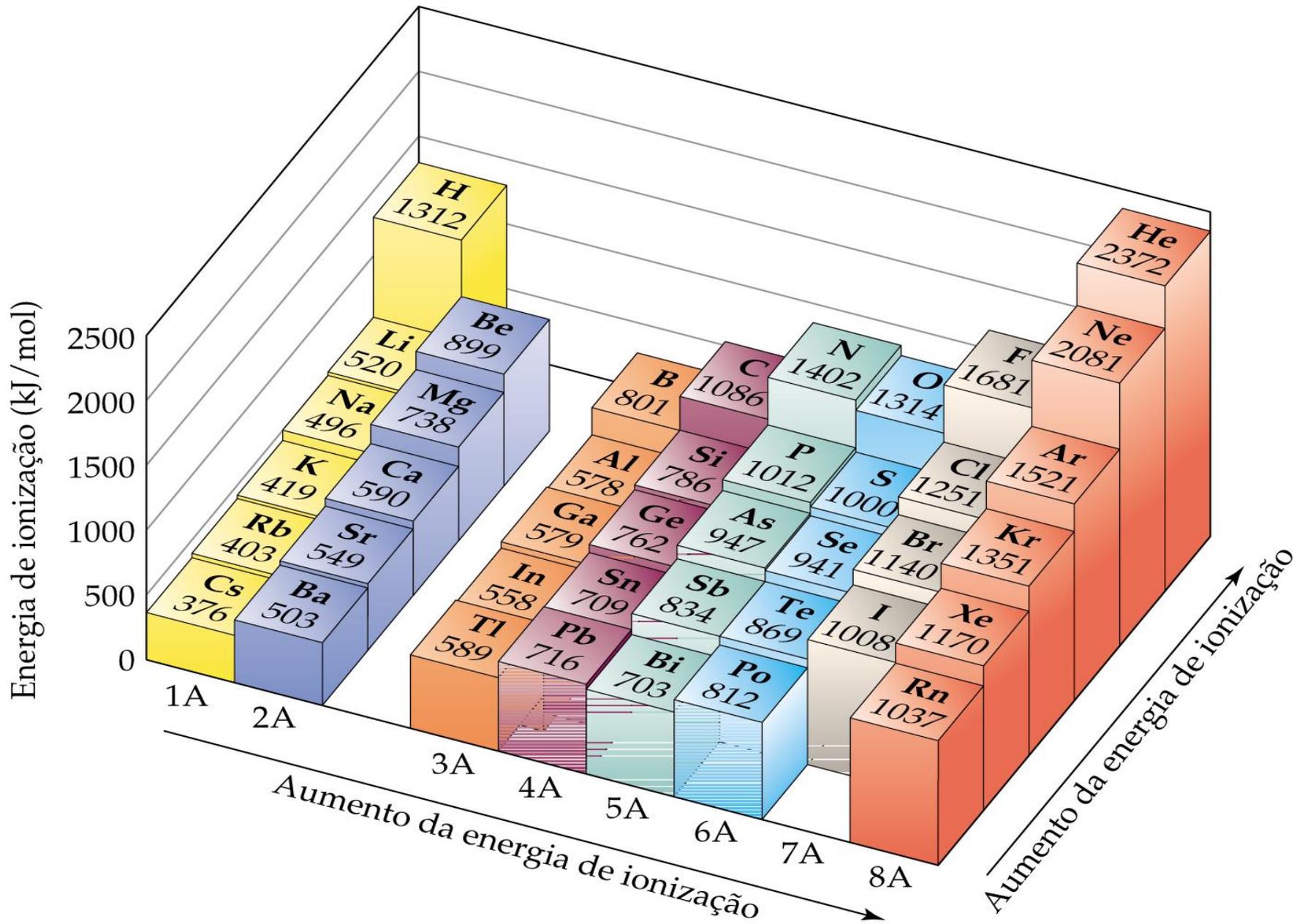
Tendências periódicas nas primeiras energias de ionização

- A energia de ionização diminui à medida que descemos em um grupo.
- Isso significa que o elétron mais externo é mais facilmente removido ao descermos em um grupo.
- À medida que o átomo aumenta, torna-se mais fácil remover um elétron do orbital mais volumoso.
 - Geralmente a energia de ionização aumenta ao longo do período.
 - Ao longo de um período, Z_{ef} aumenta. Conseqüentemente, fica mais difícil remover um elétron.
- São duas as exceções: a remoção do primeiro elétron p e a remoção do quarto elétron p .

Tendências periódicas nas primeiras energias de ionização

- Os elétrons s são mais eficazes na proteção do que os elétrons p . Conseqüentemente, a formação de s^2p^0 se torna mais favorável.
- Quando um segundo elétron é colocado em um orbital p , aumenta a repulsão elétron-elétron. Quando esse elétron é removido, a configuração s^2p^3 resultante é mais estável do que a configuração inicial s^2p^4 . Portanto, há uma diminuição na energia de ionização.





Configurações eletrônicas de íons

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



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



Afinidades eletrônicas

- A afinidade eletrônica é o oposto da energia de ionização.
- A afinidade eletrônica é a alteração de energia quando um átomo gasoso ganha um elétron para formar um íon gasoso:



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



- Analise as configurações eletrônicas para determinar se a afinidade eletrônica é positiva ou negativa.
- O elétron extra no Ar precisa ser adicionado ao orbital $4s$, que tem uma energia significativamente maior do que a energia do orbital $3p$.

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	

Metais, não-metais e metalóides

← Aumento no caráter metálico

Aumento no caráter metálico

1A 1																	8A 18																												
1 H	2A 2											3A 13	4A 14	5A 15	6A 16	7A 17	2 He																												
3 Li	4 Be						8B			1B 11	2B 12	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	8	9	10	11	12	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar																												
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr																												
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																															
		<table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="text-align: center;">57 La</td> <td style="text-align: center;">58 Ce</td> <td style="text-align: center;">59 Pr</td> <td style="text-align: center;">60 Nd</td> <td style="text-align: center;">61 Pm</td> <td style="text-align: center;">62 Sm</td> <td style="text-align: center;">63 Eu</td> <td style="text-align: center;">64 Gd</td> <td style="text-align: center;">65 Tb</td> <td style="text-align: center;">66 Dy</td> <td style="text-align: center;">67 Ho</td> <td style="text-align: center;">68 Er</td> <td style="text-align: center;">69 Tm</td> <td style="text-align: center;">70 Yb</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">89 Ac</td> <td style="text-align: center;">90 Th</td> <td style="text-align: center;">91 Pa</td> <td style="text-align: center;">92 U</td> <td style="text-align: center;">93 Np</td> <td style="text-align: center;">94 Pu</td> <td style="text-align: center;">95 Am</td> <td style="text-align: center;">96 Cm</td> <td style="text-align: center;">97 Bk</td> <td style="text-align: center;">98 Cf</td> <td style="text-align: center;">99 Es</td> <td style="text-align: center;">100 Fm</td> <td style="text-align: center;">101 Md</td> <td style="text-align: center;">102 No</td> </tr> </table>																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	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
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																																
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																																
		Metals																																											
		Metalóides																																											
		Não-metais																																											

Metais, não-metais e metalóides

Metais

- O caráter metálico refere-se às propriedades dos metais (brilhante ou lustroso, 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.
- A maioria dos metais neutros sofre oxidação em vez de redução.

Metais, não-metais e metalóides

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, não-metais e metalóides

Metais

1A	2A	Metais de transição										3A	4A	5A	6A	7A	8A	
H ⁺																	H ⁻	G A S E S
Li ⁺														N ³⁻	O ²⁻	F ⁻		
Na ⁺	Mg ²⁺				Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺	Al ³⁺		P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻		
K ⁺	Ca ²⁺														Se ²⁻	Br ⁻	N O B R E S	
Rb ⁺	Sr ²⁺									Ag ⁺	Cd ²⁺		Sn ²⁺		Te ²⁻	I ⁻		
Cs ⁺	Ba ²⁺								Pt ²⁺	Au ⁺ Au ³⁺	Hg ₂ ²⁺ Hg ²⁺		Pb ²⁺	Bi ³⁺				

Metais, não-metais e metalóides

Metais

- A maior parte dos óxidos metálicos são básicos:

Óxido metálico + água → hidróxido metálico



Não-metais

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

metal + não-metal → sal



Metais, não-metais e metalóides

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.
- Exemplo: o Si tem brilho metálico, mas é quebradiço.
- Os metalóides são famosos na indústria de semicondutores.

Tendências de grupo para os metais ativos

Grupo 1A: os metais alcalinos

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



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



Tendências de grupo para os metais ativos

Grupo 1A: os metais alcalinos

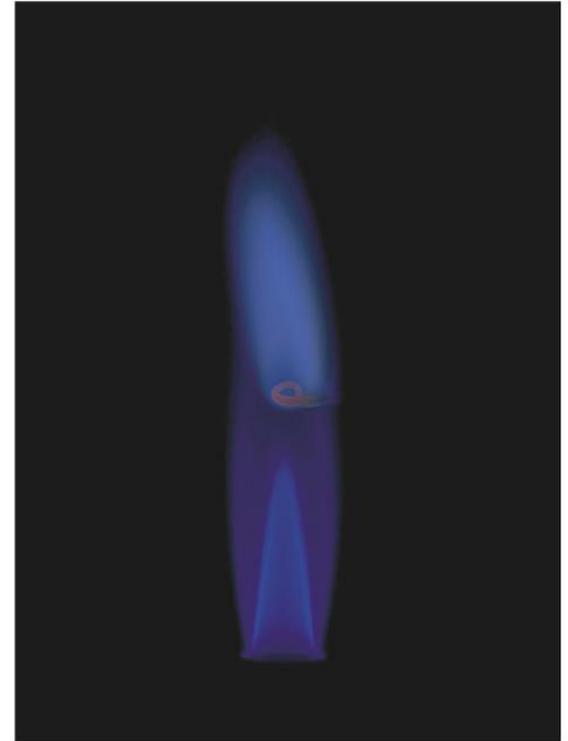
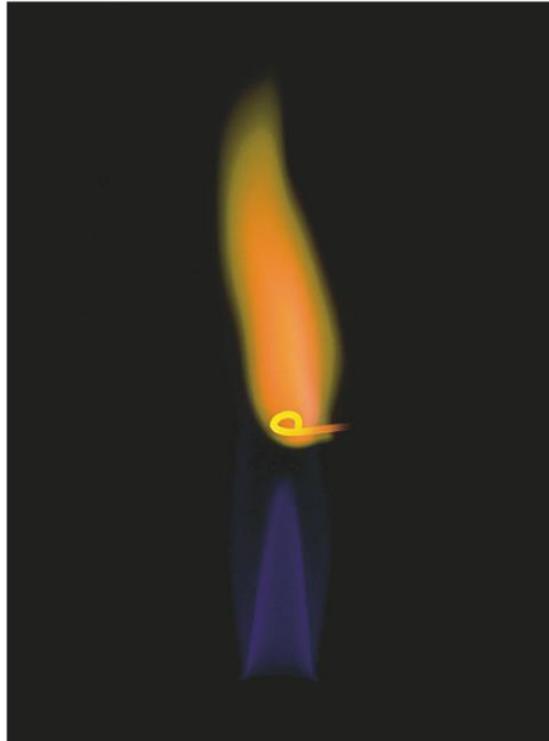
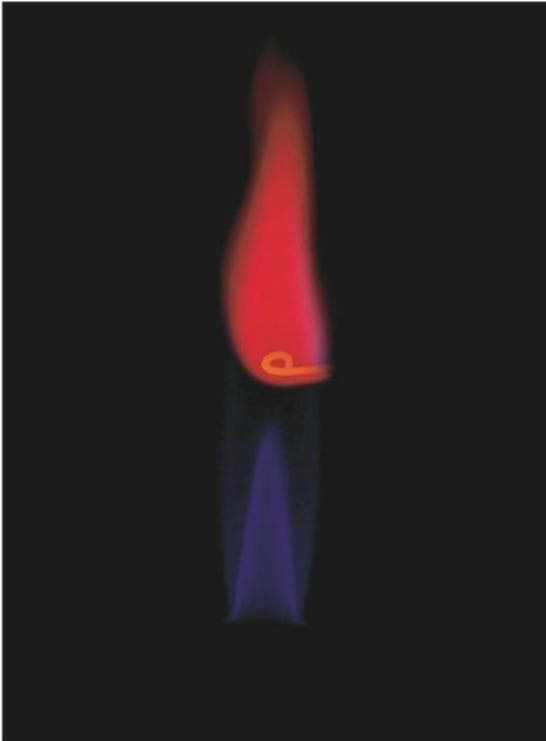
- Os metais alcalinos produzem diferentes óxidos ao reagirem com o O_2 :



- 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.

Tendências de grupo para os metais ativos

Grupo 1A: os metais alcalinos



Tendências de grupo para os metais ativos

Grupo 1A: os 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

Tendências de grupo para os metais ativos

Grupo 2A: os 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	1.287	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 os metais ativos

Grupo 2A: os 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 alguns não- metais

Hidrogênio

- O hidrogênio é um elemento singular (não é metal e nem mostra características de não metal).
- Muito frequentemente ocorre como um gás diatômico incolor, H₂.
- Ele 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).

Tendências de grupo para alguns não-metais

Grupo 6A: o 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

Tendências de grupo para alguns não-metais

Grupo 6A: O Grupo do Oxigênio

- Ao descermos no grupo, o caráter metálico aumenta (o O₂ é um gás, o Te é um metalóide, o Po é um metal).
- Há duas formas importantes de oxigênio: O₂ e ozônio (O₃). O ozônio pode ser preparado a partir do oxigênio:



- O ozônio possui um cheiro pungente e é tóxico.

Tendências de grupo para alguns não-metais

Grupo 6A: o grupo do oxigênio

- O oxigênio (ou dióxigênio, O_2) é um agente de oxidação potente, uma vez que o íon O^{2-} tem uma configuração de gás nobre.
- Existem dois estados de oxidação para o oxigênio: 2- (por exemplo, H_2O) e 1- (por exemplo, H_2O_2).
- O enxofre é outro importante membro desse grupo.
- A forma mais comum do enxofre é o S_8 amarelo.
- O enxofre tende a formar S^{2-} nos compostos (sulfetos).

Tendências de grupo para alguns não-metais

Grupo 7A: os 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

Tendências de grupo para alguns não-metais

Grupo 7A: os halogênios

- A química dos halogênios é dominada pelo ganho de um elétron para formar um ânion:



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



- Todos os halogênios consistem de moléculas diatômicas (X_2).

Tendências de grupo para alguns não-metais

Grupo 7A: os halogênios

- O cloro é o halogênio mais utilizado industrialmente. Ele é produzido pela eletrólise do sal grosso (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, com exceção do HF.

Tendências de grupo para alguns não-metais

Grupo 8A: os gases nobres

TABELA 7.8 Algumas propriedades dos gases nobres

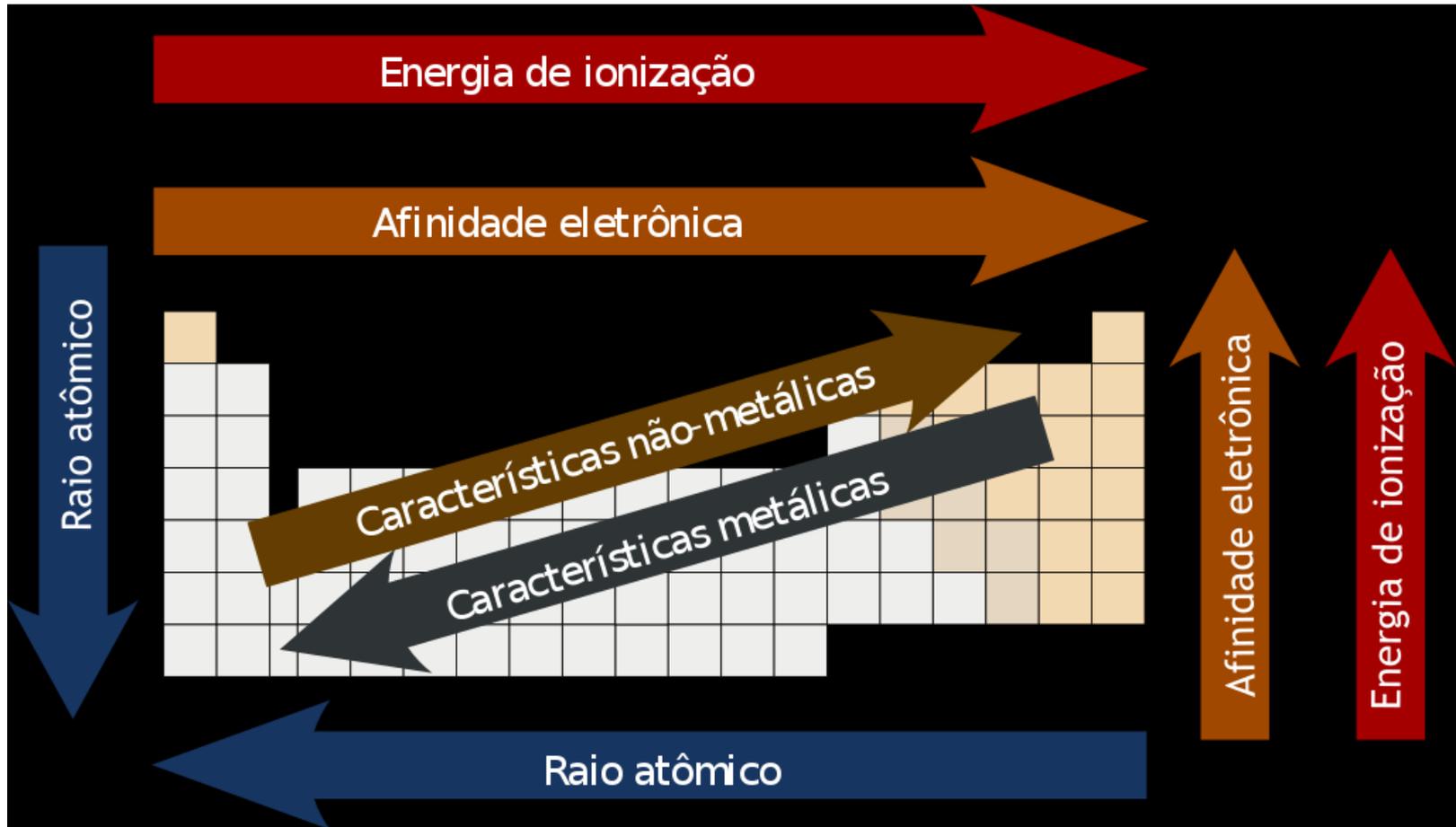
Elemento	Configuração eletrônica	Ponto de ebulição (K)	Densidade (g/L)	Raio atômico* (Å)	I_1 (kJ/mol)
Hélio	$1s^2$	4,2	0,18	0,32	2.372
Neônio	$[\text{He}]2s^2p^6$	27,1	0,90	0,69	2.081
Argônio	$[\text{Ne}]3s^23p^6$	87,3	1,78	0,97	1.521
Criptônio	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^6$	120	3,75	1,10	1.351
Xenônio	$[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^6$	165	5,90	1,30	1.170
Radônio	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^6$	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.

Tendências de grupo para alguns não-metais

Grupo 8A: os 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 o primeiro composto de gases nobres foi preparado: XeF_2 , XeF_4 e XeF_6 .
- Até agora, os únicos outros compostos de gases nobres conhecidos são o KrF_2 e o HArF .



Fonte . https://pt.wikipedia.org/wiki/Tabela_peri%C3%B3dica#/media/Ficheiro:Periodic_trends_-_pt_edition.svg

Fim do Capítulo 7: Propriedade periódica dos elementos

Modificações. Slide 3; 6 e 49.