Propriedade Periódica dos Elementos

A tabela periódica é a mais importante ferramenta que os químicos utilizam para organizar e lembrar fatos da química.

Verificaremos nesse tópico como determinadas propriedades dos elementos variam à medida que nos movemos através de uma linha ou período ou como elas variam quando percorremos uma coluna (grupo)

A TABELA PERIÓDICA EM BLOCOS

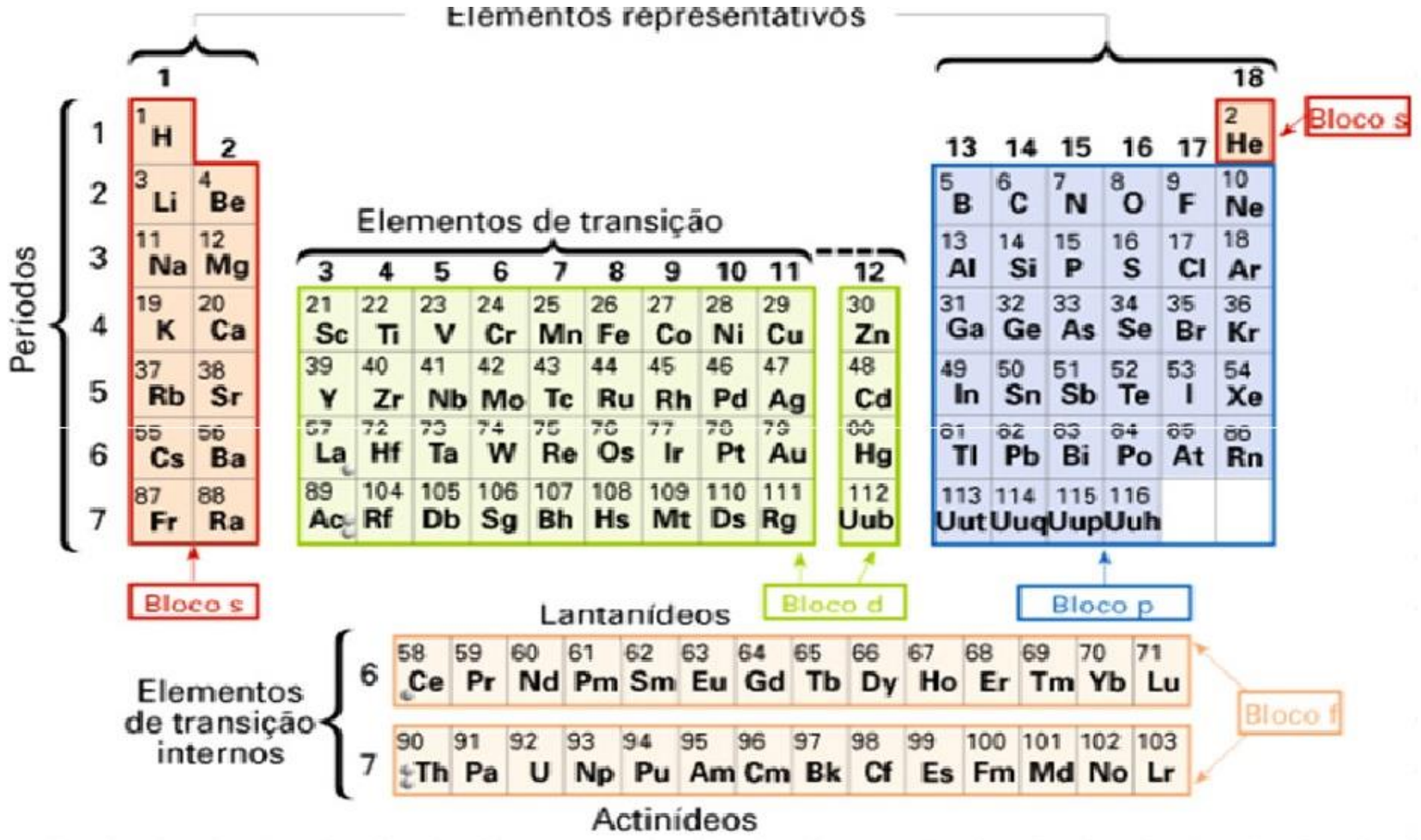
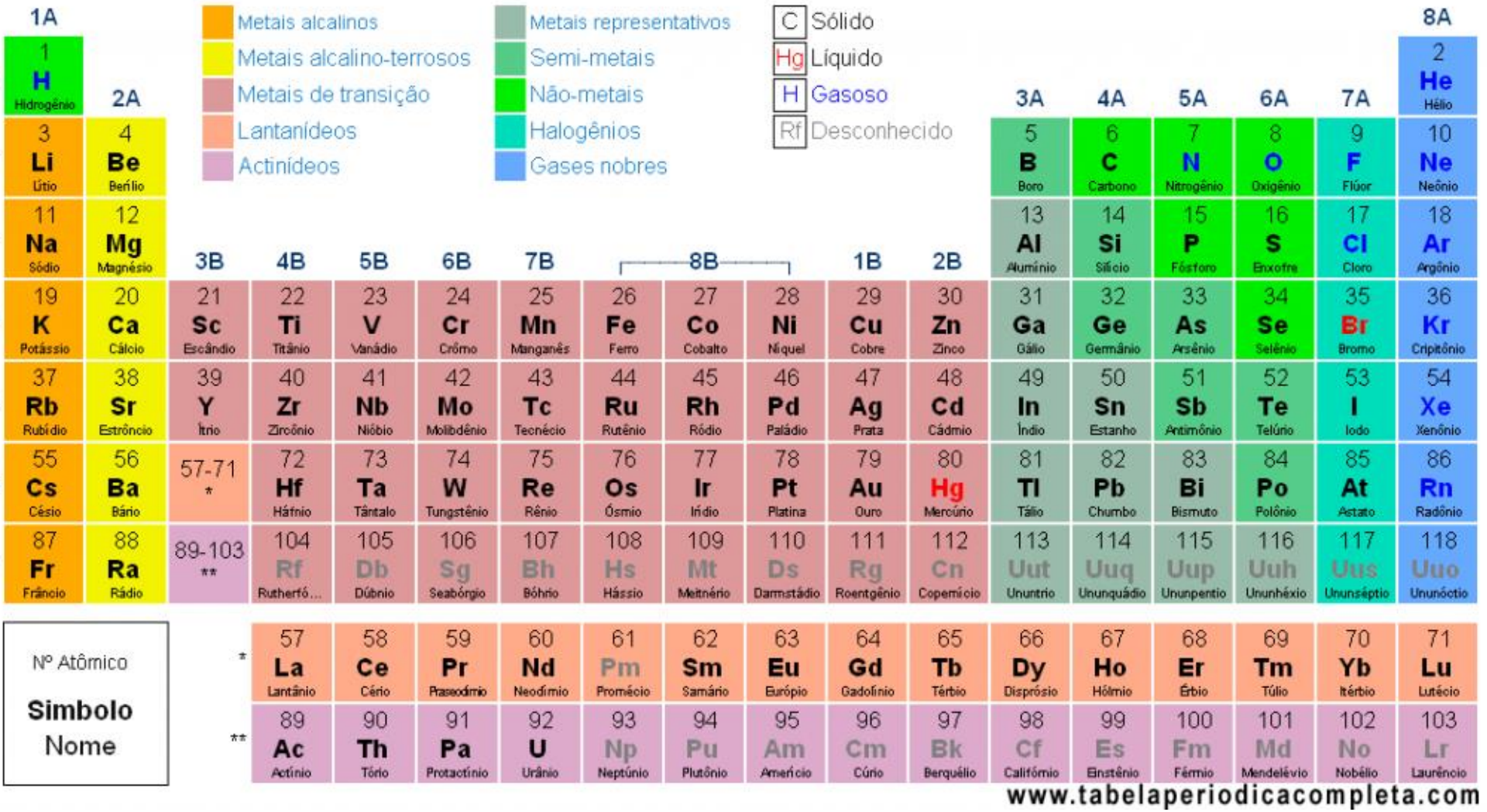


Tabela Periódica, mostrando metais, semi-metais, não metais, algumas famílias e estados físicos



www.tabelaperiodicacompleta.com

Informações Fornecidas pela Tabela Periódica

Quanto a coluna : os elementos da mesma coluna contêm o mesmo número de elétrons em seus orbitais do nível mais externo, ou orbitais de valência.

Os elementos da mesma coluna também chamada de grupo possuem propriedades semelhantes.

Esta similaridade está relacionada com o mesmo número e tipo de elétrons nos orbitais de valência.

METAIS ALCALINOS – GRUPO 1

SÍMBOLO	CONFIGURAÇÃO ELETRÔNICA	CONFIGURAÇÃO ELETRÔNICA CONDENSADA
Li	$1s^2\ 2s^1$	$[He]2s^1$
Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$[Ne]3s^1$
K	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	$[Ar]4s^1$
Rb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6\ 3^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$	$[Kr]5s^1$
Cs	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6\ 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$	$[Xe]6s^1$
Fr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6\ 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 7s^1$	$[Rn]7s^1$

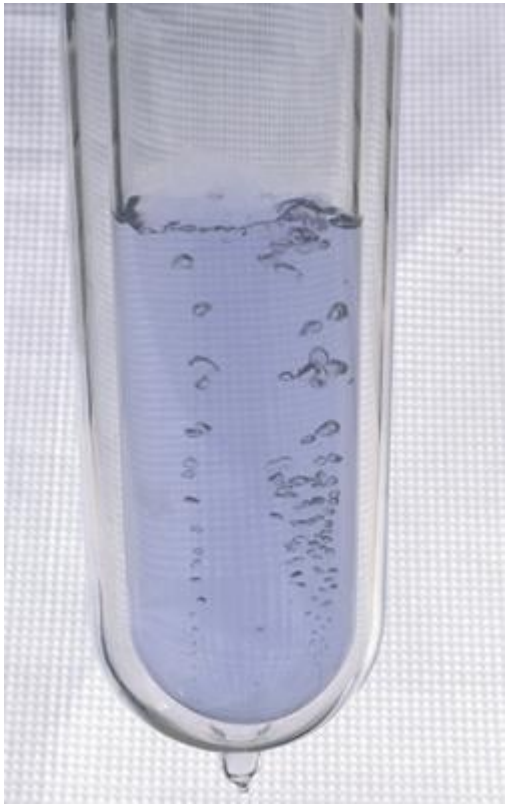
Informações Fornecidas pela Tabela Periódica

Quanto ao período: as propriedades dos elementos variam quando nos deslocamos ao longo de um período (linhas horizontais na tabela).

Também observaremos que elementos de períodos diferentes tem propriedades diferentes.

Examinemos o caso do oxigênio e enxofre. Eles exibem propriedades diferentes e uma das principais diferenças é a configuração eletrônica.

Oxigênio e Enxofre : Períodos Diferentes e Propriedades Diferentes

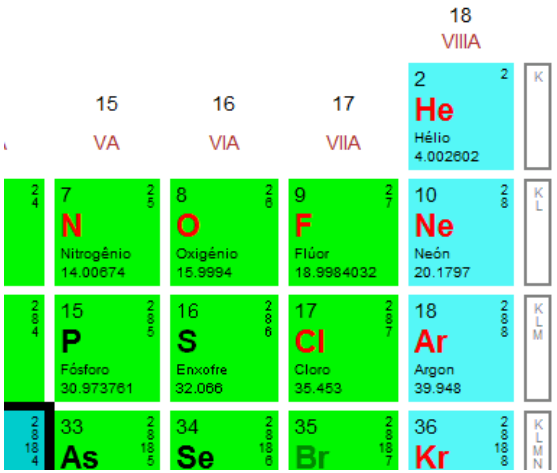


$O_2(g)$

2º Período

O: $[He]2s^22p^4$





$S_8(s)$

3º Período

S: $[Ne]3s^23p^4$

O desenvolvimento da tabela periódica

- Em 1800, haviam 31 elementos conhecidos.
- Em 1865, haviam 63 elementos conhecidos.
- Atualmente existem 118 elementos conhecidos.

- Como organizar 118 elementos diferentes de forma que possamos fazer previsões sobre elementos não descobertos?

O desenvolvimento da tabela periódica

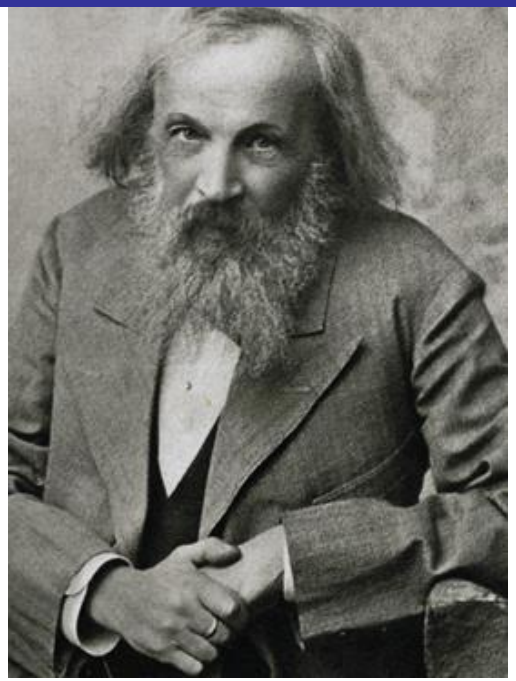
- Ordenar os elementos de modo que reflita as tendências nas propriedades químicas e físicas.
- Na primeira tentativa (Mendeleev e Meyer) ordenou os elementos em ordem crescente de massa atômica.
- Faltaram alguns elementos nesse esquema.

Propriedades Periódicas dos Elementos

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.

A Tabela Periódica de Mendeleev

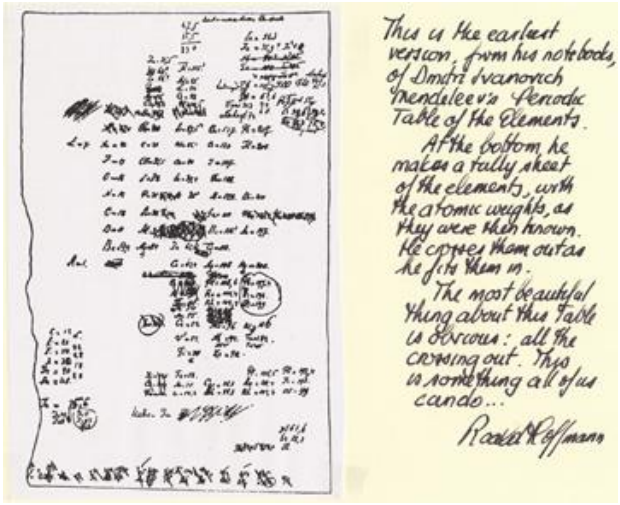


Dimitri Ivanovich Mendeleev
(1834-1907)



Mendeleev's Periodic Table of 1871[1]

	I --- R_2O	II --- RO	III --- R_2O_3	IV RH_4 RO_2	V RH_3 R_2O_5	VI RH_2 RO_3	VII RH R_2O_7	VIII --- RO_4
1	H 1							
2	Li 7	Be 9.4	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19	
3	Na 23	Mg 24	Al 27.3	Si 28	P 31	S 32	Cl 35.5	
4	K 39	Ca 40	? 44	Ti 48	V 51	Cr 52	Mn 55	Fe, Co, Ni,Cu 56, 59, 59, 63
5	Cu 63	Zn 65	? 68	? 72	As 75	Se 78	Br 80	
6	Rb 85	Sr 87	? Yt 88	Zr 90	Nb 94	Mo 96	? 100	Ru, Rh. Pd, Ag 104, 104, 106, 108
7	Ag 108	Cd 112	In 113	Sn 118	Sb 122	Te 125	I 127	
8	Cs 133	Ba 137	? Di 138	? Ce 140	?	?	?	?, ?, ?, ?
9	?	?	?	?	?	?	?	
10	?	?	? Er 178	?? La 180	Ta 182	W 184	?	Os, Ir, Pt, Au 195, 197, 198, 199
11	Au 199	Hg 200	Tl 204	Pb 207	Bi 208	?	?	
12	?	?	?	Th 231	?	U 240	?	



O desenvolvimento da tabela periódica

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

Carga nuclear efetiva

- A carga nuclear efetiva (Z_{ef}) é a carga sofrida por um elétron em um átomo polieletrônico.

- A carga nuclear efetiva (Z_{ef}) não é igual à carga no núcleo devido ao efeito dos elétrons internos.

Carga nuclear efetiva

- 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 carga nuclear efetiva (Z_{ef}) diminui.
- Quando aumenta a distância do núcleo, S aumenta e Z_{ef} diminui.

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

Carga nuclear efetiva (Z_{ef})

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

Z_{ef} = carga nuclear efetiva

Z= carga nuclear (corresponde ao nº de prótons no núcleo)

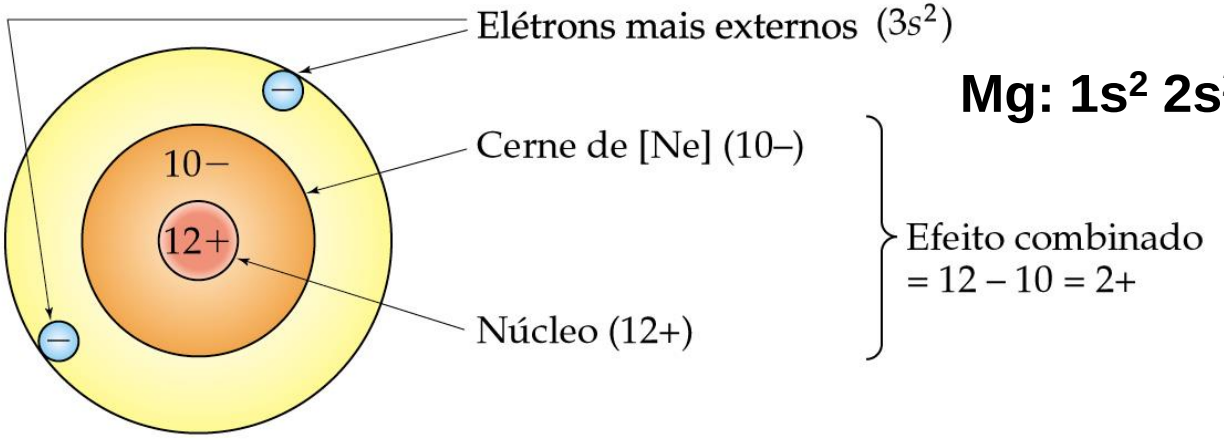
S = número médio de elétrons protetores ou constante de blindagem

A carga nuclear efetiva sofrida pelos elétrons mais externos é determinada basicamente pela diferença entre a carga do núcleo e a carga dos elétrons internos.

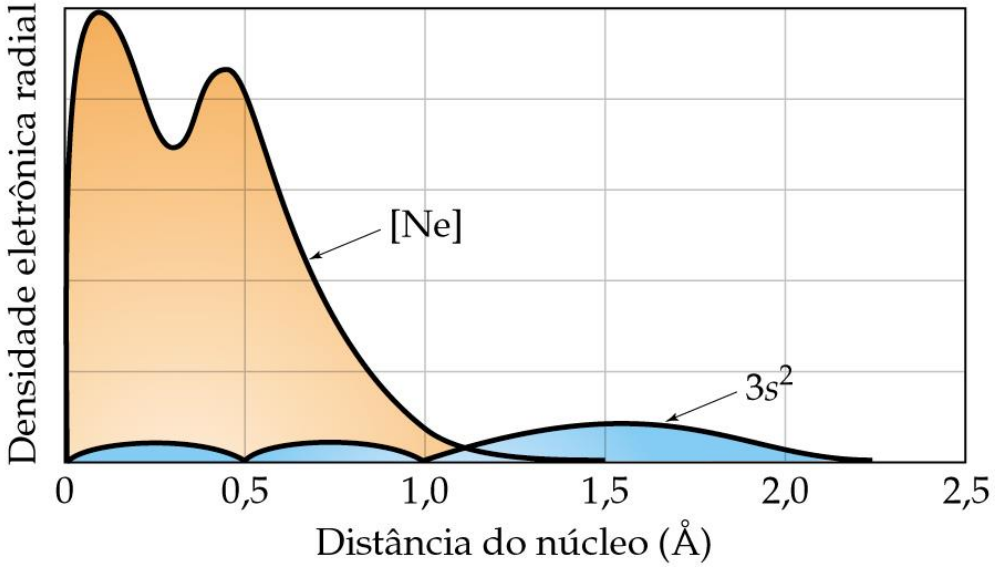
Zef dos elétrons de valência do magnésio e probabilidade dos elétrons 3s estar dentro do cerne do Ne

Mg = [Ne] $3s^2$

Mg: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$



(a)

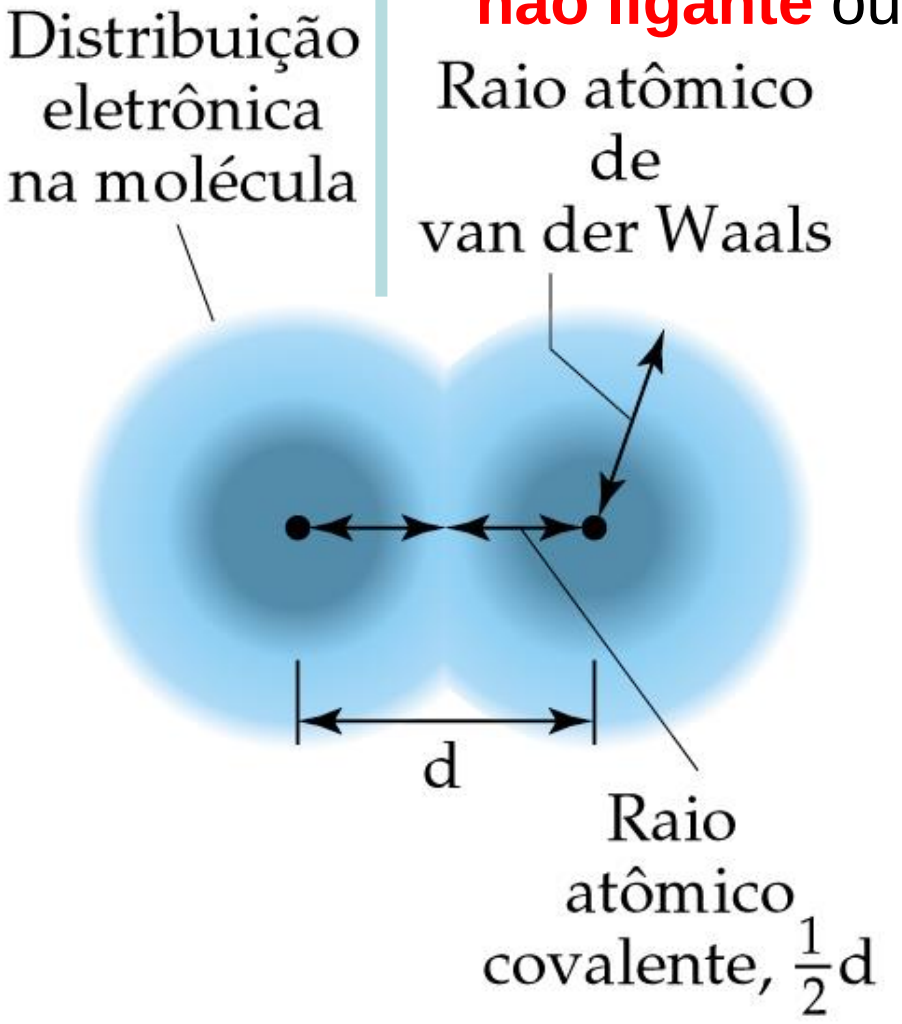


(b)

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.

Raio atômico não ligante ou



ou raio ligante

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.

Tamanho dos átomos e dos íons

Tendências periódicas nos raios atômicos

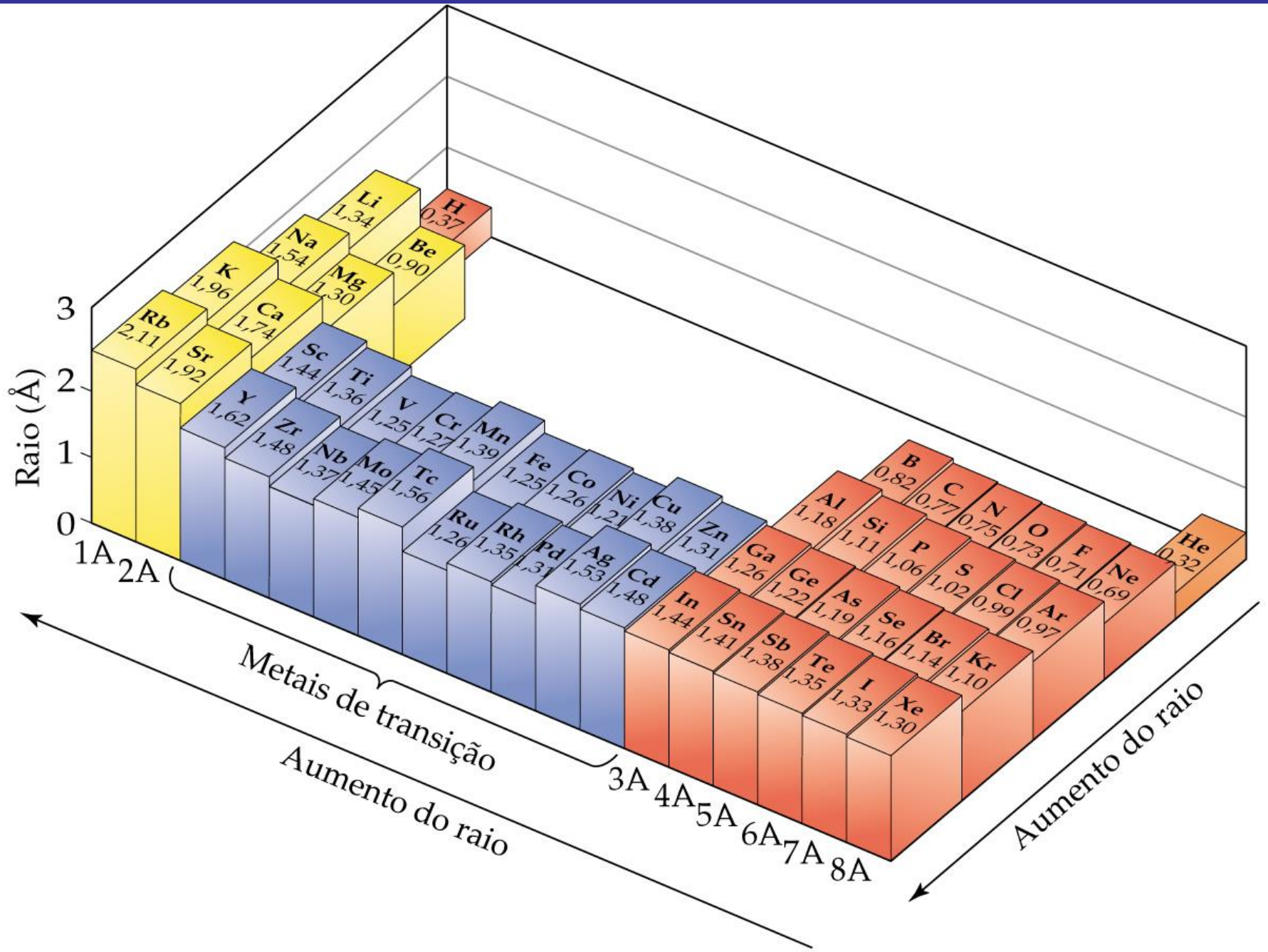
Existem dois fatores agindo:

- Número quântico principal (n)

e

- a carga nuclear efetiva (Z_{ef})

Raios atômicos de ligação para os primeiros 54 elementos da tabela periódica



Tamanho dos átomos e dos íons

Tendências periódicas nos raios atômicos

- À medida que o número quântico principal aumenta (ex. descendo 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, no sentido dos números atômicos crescentes o raio dos átomos dos elementos representativos diminui, porque a carga nuclear (Z) aumenta, S aumenta , mas pouco em relação ao aumento de Z, portanto Zef aumenta e o raio atômico diminui.

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.

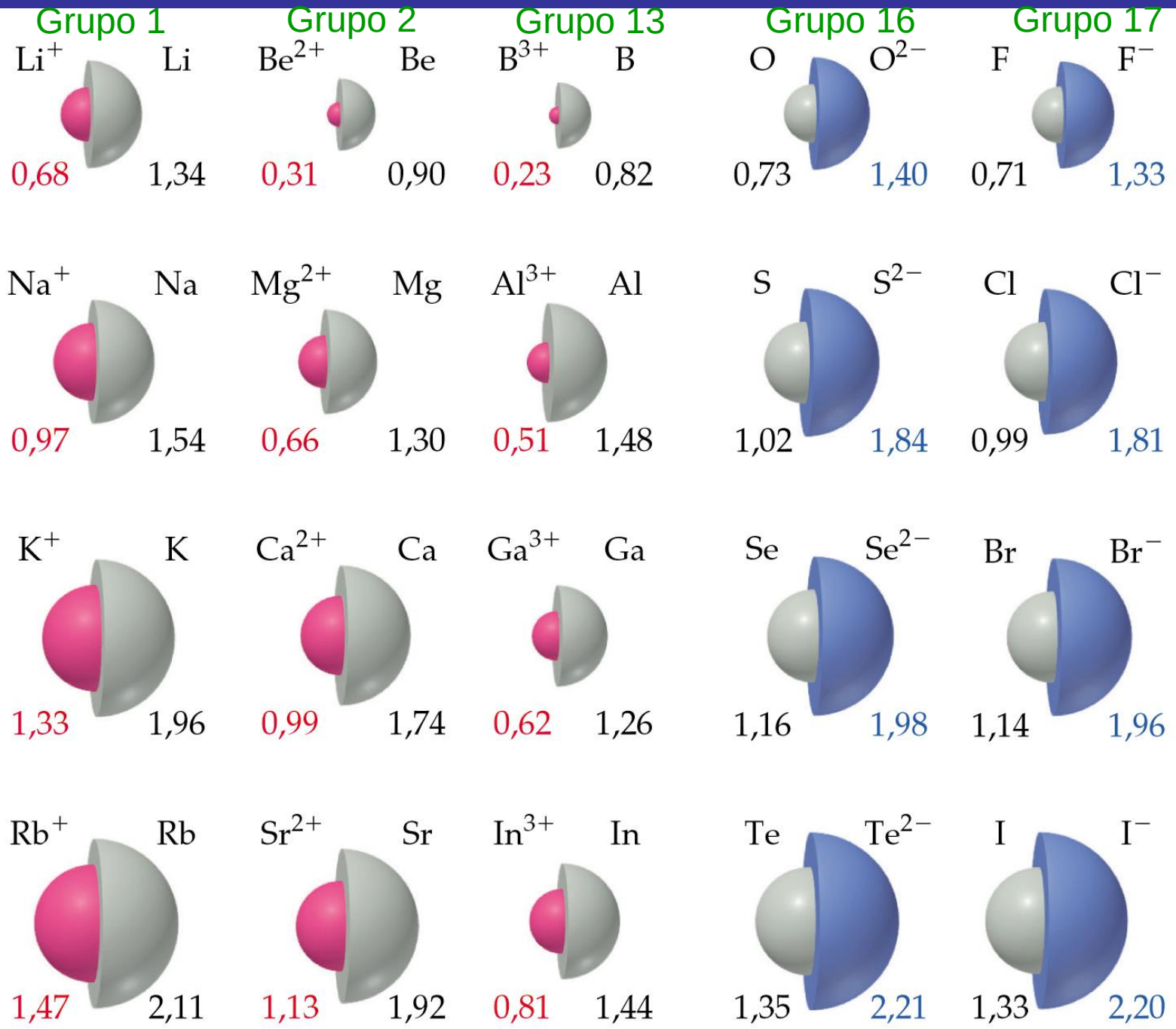
Tamanho dos átomos e dos íons

Tendências nos tamanhos dos íons

- 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**.

Comparação dos raios, em Å, de átomos neutros e íons para vários grupos de elementos



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 :

$$O^{2-} > F^{-} > Na^{+} > Mg^{2+} > Al^{3+}$$

Tamanho dos átomos e dos íons

Espécies	Ca^{++}	K^{+}	Ar	Cl^{-}	$S^{=}$
Carga Nuclear	+20	+19	+18	+17	+16
N° Elétrons	18	18	18	18	18
N° Níveis	3	3	3	3	3
Configuração eletrônica	2-8-8	2-8-8	2-8-8	2-8-8	2-8-8

Tamanho dos átomos e dos íons

Raios de íons e átomos isoeletrônicos entre si

Ca^{2+} terá menor raio

S^{2-} terá maior raio

Ordem decrescente de raios

$S^{2-} > Cl^{-} > Ar > K^{+} > Ca^{2+}$

Energia de ionização

Energia de ionização é a menor energia necessária para remover um elétron de um átomo ou íon gasoso isolado no seu estado fundamental.

$Na(g) \rightarrow Na^{+}(g) + e^{-}$ $\Delta H_{EI} > 0$ (processo endotérmico)

Energia de ionização

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

$$Na(g) \rightarrow Na^+(g) + e^-$$

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

$$Na^+(g) \rightarrow Na^{2+}(g) + e^-.$$

- Quanto maior é a dificuldade para se remover o elétron, maior será a sua energia de ionização. $I_1 < I_2 < I_3$

Energia de ionização

Variações nas energias de ionização sucessivas

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

Valores das energias de ionização* sucessivas para os elementos do sódio até o argônio

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

*(Ei em kJ/mol)

Si: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$

Cada elemento exibe um aumento maior da energia de ionização quando os elétrons são removidos de seu cerne de gás nobre

Energia de ionização

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.

Energia de ionização

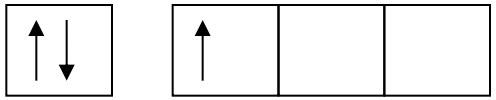
Tendências periódicas nas primeiras energias de ionização

- Geralmente a energia de ionização aumenta ao longo do período.
- Ao longo de um período, Z_{ef} aumenta. Consequentemente, fica mais difícil remover um elétron.
- São duas as exceções: a remoção do primeiro elétron *p* e a remoção do quarto elétron *p*.

Energia de ionização

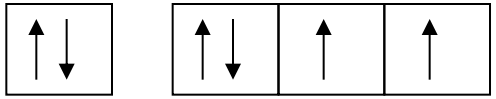
Tendências periódicas nas primeiras energias de ionização

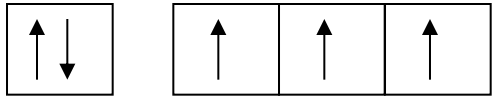
- Um elétron 2*s* está mais firmemente preso ao núcleo do que um elétron 2*p*. A curva da densidade de probabilidade 2s tem um máximo nas proximidades do núcleo, enquanto a curva correspondente a 2p, não.



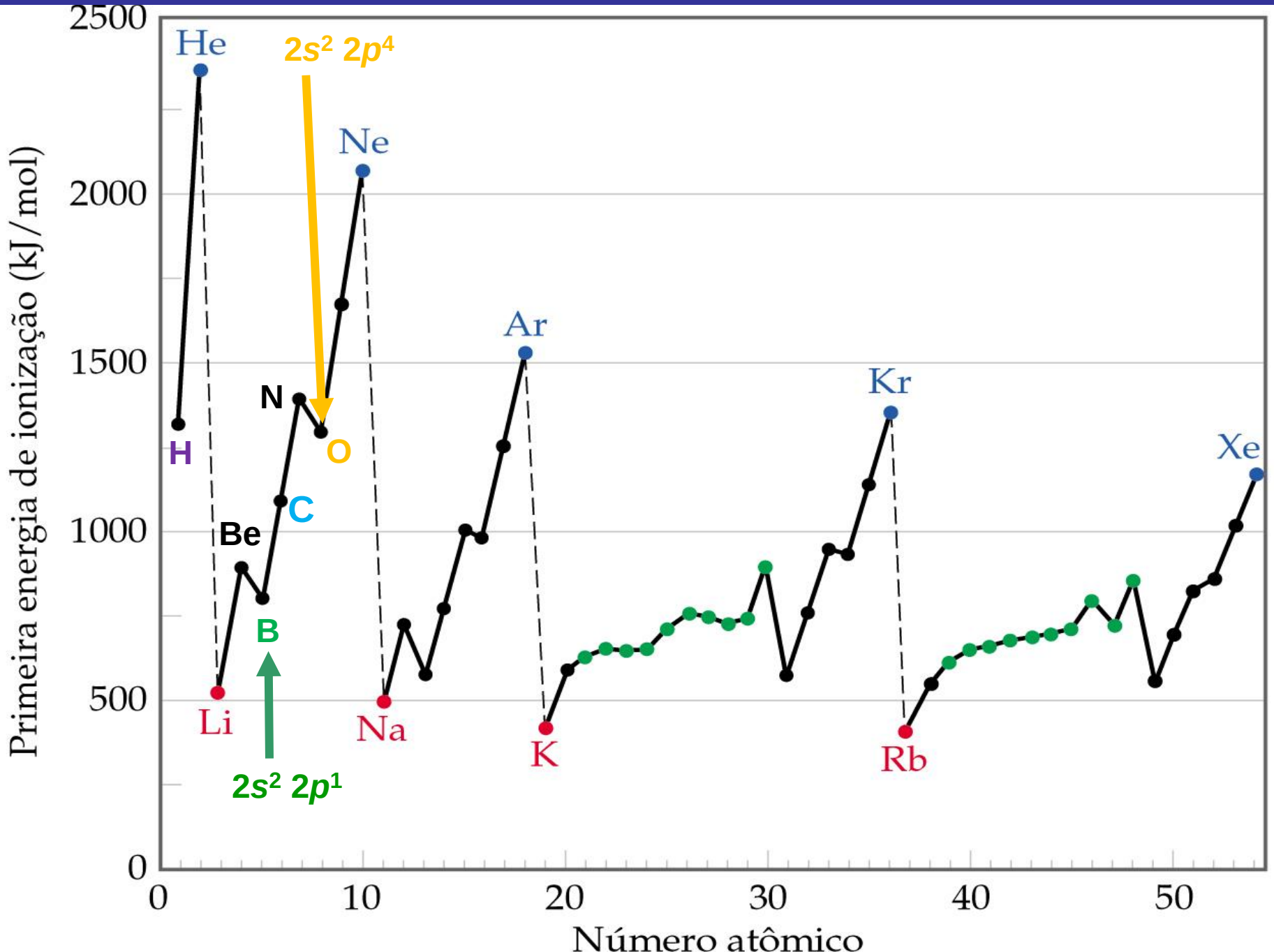


- Quando um segundo elétron está presente em um orbital *p*, aumenta a repulsão elétron-elétron. A configuração s^2p^3 é mais simétrica e mais estável do que a configuração s^2p^4. Portanto, s^2p^4 possui uma menor energia de ionização.

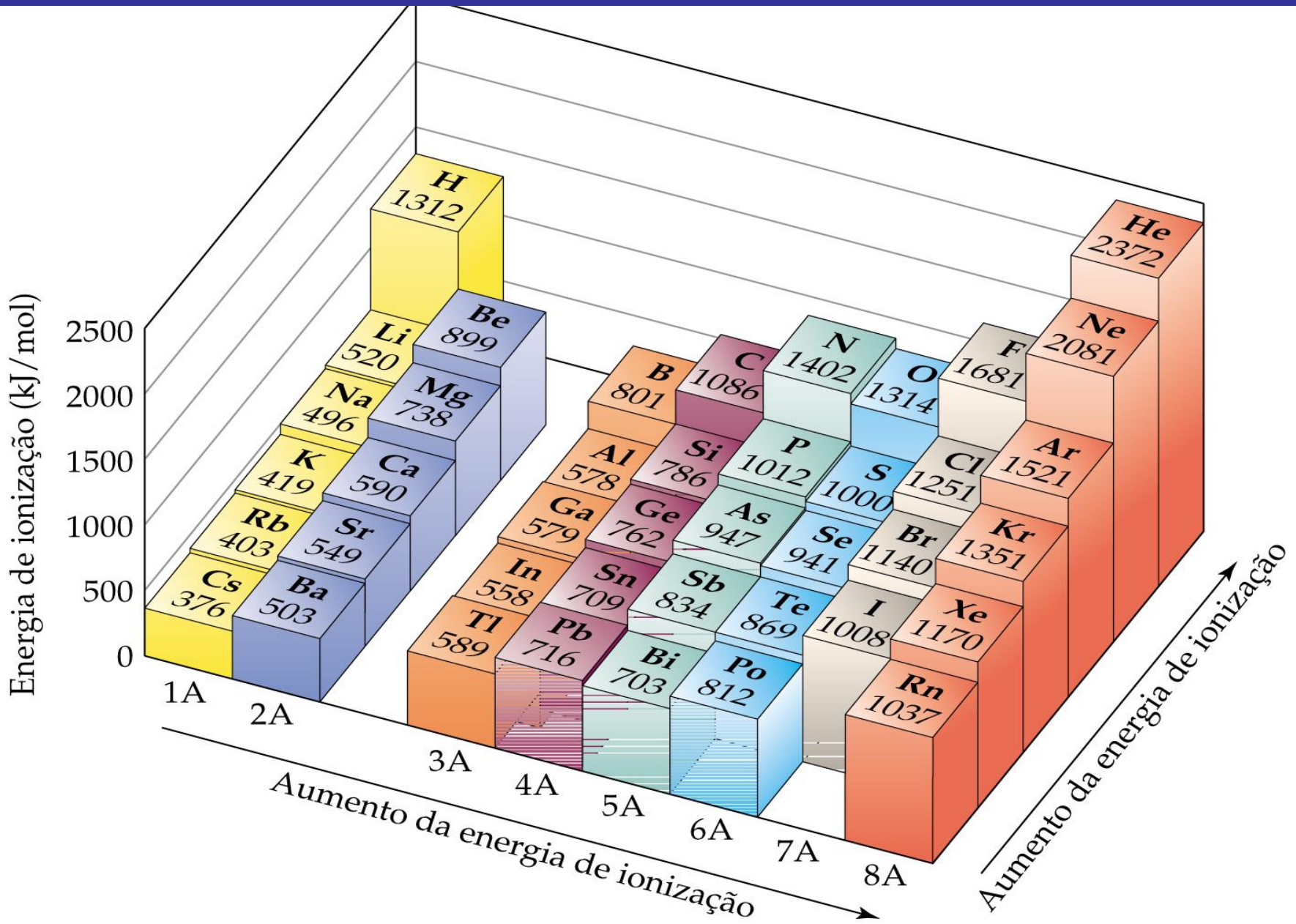




Primeira Energia de Ionização versus Número Atômico



Tendências das Primeiras Energias de Ionização dos Elementos



Energia de ionização

Configurações eletrônicas de íons

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

$$\text{Li: } 1s^2\ 2s^1 \Rightarrow \text{Li}^+\text{: } 1s^2$$

$$\text{Fe: [Ar]}3d^6\ 4s^2 \Rightarrow \text{Fe}^{2+}\text{: [Ar]}3d^6$$

$$\text{Fe: [Ar]}3d^6\ 4s^2 \Rightarrow \text{Fe}^{3+}\text{: [Ar]}3d^5$$

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

$$\text{F: } 1s^2\ 2s^2\ 2p^5 \Rightarrow \text{F}^-\text{: } 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$$

$$\text{S: [Ne]}3s^2\ 3p^4 \Rightarrow \text{S}^{2-}\text{: [Ne]}3s^2\ 3p^6 = \text{[Ar]}$$

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 quanto endotérmica:

$Cl(g) + e^- \rightarrow Cl^-(g)$ $\Delta E = -349$ kJ/mol

$[Ne]3s^23p^5$ $[Ne]3s^23p^6$

$Ar(g) + e^- \rightarrow Ar^-(g)$ $\Delta E > 0$

$[Ne]3s^23p^6$ $[Ne]3s^23p^64s^1$

Afinidades eletrônicas

- Analise as configurações eletrônicas para determinar se a afinidade eletrônica é positiva ou negativa.

$$Cl(g) + e^- \longrightarrow Cl^-(g) \qquad \Delta E = -349 \text{ kJ/mol}$$

$$[Ne]3s^23p^5 \qquad [Ne]3s^23p^6$$

- O elétron extra no Ar precisa ser adicionado ao orbital 4*s*, que tem uma energia significativamente maior do que a energia do orbital 3*p*.

$$Ar(g) + e^- \longrightarrow Ar^-(g) \quad \Delta E > 0$$

$$[Ne]3s^23p^6 \qquad [Ne]3s^23p^64s^1$$

Afinidades eletrônicas

Afinidade Eletrônica em kJ/mol de elementos selecionados dos blocos s e p

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
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

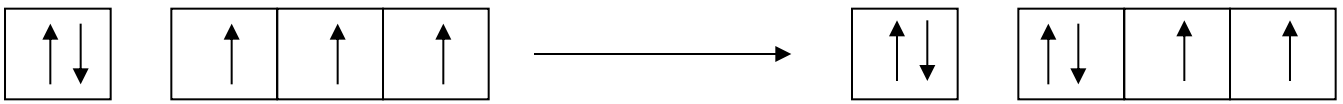
Afinidades eletrônicas

* 2 → Be, Mg: $ns^2np^0 \xrightarrow{+\,e^-} ns^2np^1$

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

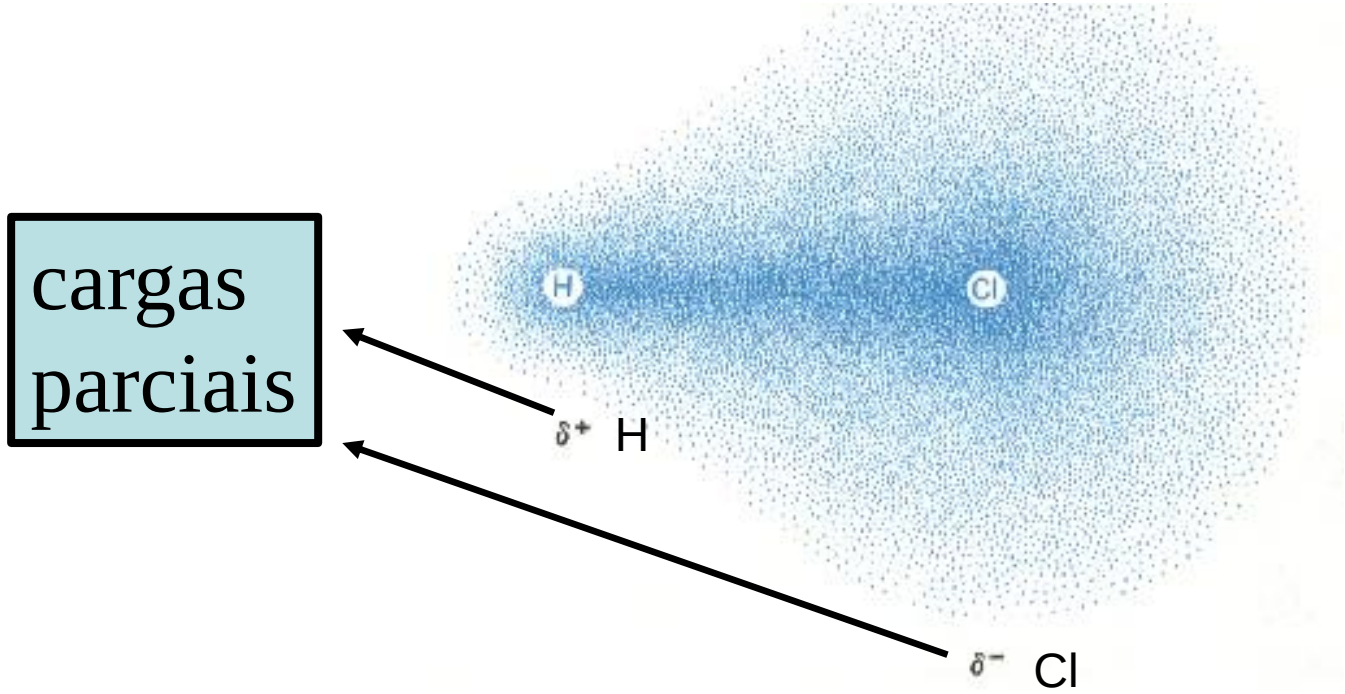
*** 15 → N, P, As, Sb**:

$ns^2 \quad np^3 \xrightarrow{+\,e^-} ns^2 \quad np^4$



Polaridade nas ligações químicas
Eletronegatividade

Ligações covalentes entre átomos com diferentes tendências para atrair elétrons



H-Cl
δ+ δ-

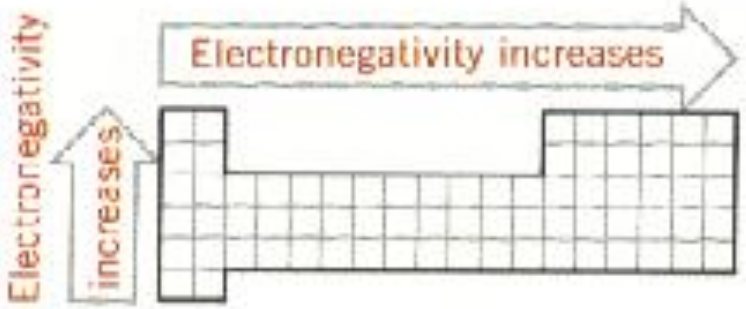
A nuvem eletrônica é deformada no sentido do átomo com maior tendência para atrai-la.

Eletronegatividade

Eletronegatividade é uma medida da tendência que os átomos apresentam para atrair o par eletrônico numa molécula.

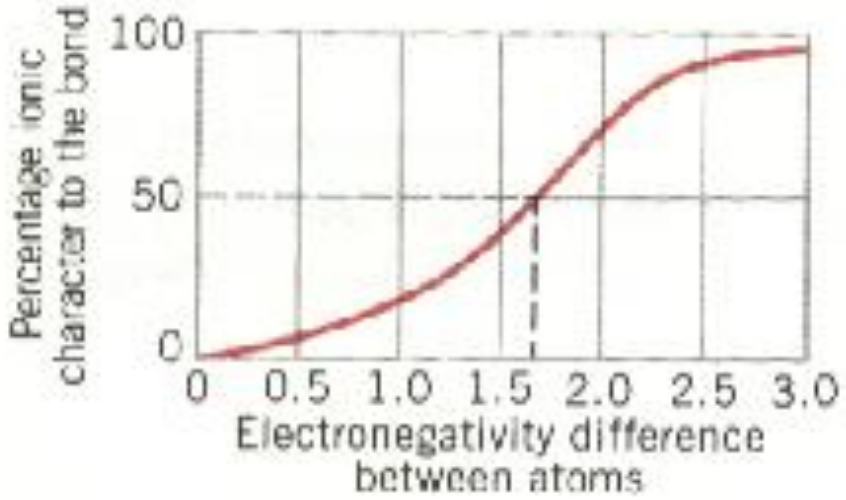
H 2.1																
Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.1	O 3.5	F 4.1
Na 1.0	Mg 1.3											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.4	Cl 2.9
K 0.9	Ca 1.1	Sc 1.2	Ti 1.3	V 1.5	Cr 1.6	Mn 1.6	Fe 1.7	Co 1.7	Ni 1.8	Cu 1.8	Zn 1.7	Ga 1.8	Ge 2.0	As 2.2	Se 2.5	Br 2.8
Rb 0.9	Sr 1.0	Y 1.1	Zr 1.2	Nb 1.3	Mo 1.3	Tc 1.4	Ru 1.4	Rh 1.5	Pd 1.4	Ag 1.4	Cd 1.5	In 1.5	Sn 1.7	Sb 1.8	Te 2.0	I 2.2
Cs 0.9	Ba 0.9	La 1.1	Hf 1.2	Ta 1.4	W 1.4	Re 1.5	Os 1.5	Ir 1.6	Pt 1.5	Au 1.4	Hg 1.5	Tl 1.5	Pb 1.6	Bi 1.7	Po 1.8	At 2.0
Fr 0.9	Ra 0.9	Ac 1.0	Lanthanides: 1.0–1.2 Actinides: 1.0–1.2													

Escala de eletronegatividades de Linus Pauling



Eletronegatividade

Caráter iônico e covalente das ligações



A polaridade de uma ligação pode ser imaginada como o caráter iônico de uma ligação covalente

Compostos de elementos apresentando uma diferença grande de eletronegatividades tendem a apresentar maior caráter iônico na ligação

Eletronegatividade

Ideia básica: quanto maior a diferença de eletronegatividade <u>maior será o caráter iônico da ligação</u>

- Exemplo: Qual dos compostos abaixo deve apresentar um caráter de ligação intermediário (ou seja, covalente-polar).

	Cl-Cl	O-H	Na-Cl
$\Delta_{\text{eletronegatividade}}$	0	1.2	2.3
	Cl_2	**H_2O**	**NaCl**