

Capítulo 2- Tabela periódica e relações periódicas entre os elementos

2.1- Desenvolvimento da Tabela Periódica

2.2- Classificação periódica dos elementos

2.3- Variação Periódica das Propriedades Físicas

2.3.1- Carga nuclear efetiva

2.3.2- Raio atômico e iônico

2.3.3- Energia de Ionização

2.3.4 - Afinidade Eletrônica

2.3.5 - Eletronegatividade

2.1- Desenvolvimento da Tabela Periódica

 Antiguidade	 1735-1843	 1894-1918	
 Idade Média-1700	 1843-1886	 1923-1961	 1965-

1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											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	57 La	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	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111	112	(113)	114	(115)	(116)	(117)	(118)

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	71 Lu
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	103 Lr

Das várias tentativas de sistematização dos elementos destaca-se a de **Mendeliev**, que em **1869** concluiu que as propriedades dos elementos são uma função periódica dos seus pesos atômicos (ainda que nessa época só se conhecessem 63 elementos).

As tabelas periódicas modernas ordenam os elementos por ordem crescente dos seus números atômicos. As **filas horizontais** correspondem aos **períodos** e as colunas **verticais** aos **grupos**.

Período: corresponde ao valor do número quântico principal **n** da camada eletrónica de valência.

Grupo: o número do grupo está relacionado com o número de eletrões da camada de valência.

2.2- Classificação periódica dos elementos

A tabela periódica encontra-se dividida em vários blocos (**s**, **p**, **d** e **f**). Os elementos dos blocos **s** e **p** são designados por **elementos representativos**. Os do **bloco d** são os **elementos de transição**. Os elementos do bloco **f** são os **lantanídeos e actinídeos** (elementos de transição interna). De acordo com as regras da IUPAC, os grupos são numerados de 1 a 18.

Bloco: indica o tipo de orbital de valência que está a ser preenchida

s- metais alcalinos e alcalino-terrosos (grupo 1 e 2)

p- grupos 13 a 18 (inclui halogéneos 17 e gases nobres 18)

d- metais de transição (grupos 3 a 12)

f- lantanídeos e actinídeos (elementos de transição interna)

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	
2																		
3																		
4																		
5																		
6																		

Configurações electrónicas do estado fundamental dos elementos

Configurações electrónicas do estado fundamental dos elementos																		
	ns^1	ns^2	d^1				d^5				d^{10}	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6	
1	1A 1 H $1s^1$	2A 2 He $1s^2$										3A 3 B $2s^22p^1$	4A 4 C $2s^22p^2$	5A 5 N $2s^22p^3$	6A 6 O $2s^22p^4$	7A 7 F $2s^22p^5$	8A 8 Ne $2s^22p^6$	
2	3 Li $2s^1$	4 Be $2s^2$										13 Al $3s^23p^1$	14 Si $3s^23p^2$	15 P $3s^23p^3$	16 S $3s^23p^4$	17 Cl $3s^23p^5$	18 Ar $3s^23p^6$	
3	11 Na $3s^1$	12 Mg $3s^2$	3B 3 Sc $4s^23d^1$	4B 4 Ti $4s^23d^2$	5B 5 V $4s^23d^3$	6B 6 Cr $4s^13d^5$	7B 7 Mn $4s^23d^5$	8 8 Fe $4s^23d^6$	9 9 Co $4s^23d^7$	10 10 Ni $4s^23d^8$	11 11 Cu $4s^13d^{10}$	12 12 Zn $4s^23d^{10}$	13 Ga $4s^24p^1$	14 Ge $4s^24p^2$	15 As $4s^24p^3$	16 Se $4s^24p^4$	17 Br $4s^24p^5$	18 Kr $4s^24p^6$
4	19 K $4s^1$	20 Ca $4s^2$	21 Sc $4s^23d^1$	22 Ti $4s^23d^2$	23 V $4s^23d^3$	24 Cr $4s^13d^5$	25 Mn $4s^23d^5$	26 Fe $4s^23d^6$	27 Co $4s^23d^7$	28 Ni $4s^23d^8$	29 Cu $4s^13d^{10}$	30 Zn $4s^23d^{10}$	31 Ga $4s^24p^1$	32 Ge $4s^24p^2$	33 As $4s^24p^3$	34 Se $4s^24p^4$	35 Br $4s^24p^5$	36 Kr $4s^24p^6$
5	37 Rb $5s^1$	38 Sr $5s^2$	39 Y $5s^24d^1$	40 Zr $5s^24d^2$	41 Nb $5s^14d^4$	42 Mo $5s^14d^5$	43 Tc $5s^24d^5$	44 Ru $5s^14d^7$	45 Rh $5s^14d^8$	46 Pd $4d^{10}$	47 Ag $5s^14d^{10}$	48 Cd $5s^24d^{10}$	49 In $5s^25p^1$	50 Sn $5s^25p^2$	51 Sb $5s^25p^3$	52 Te $5s^25p^4$	53 I $5s^25p^5$	54 Xe $5s^25p^6$
6	55 Cs $6s^1$	56 Ba $6s^2$	57 La $6s^25d^1$	72 Hf $6s^25d^2$	73 Ta $6s^25d^3$	74 W $6s^25d^4$	75 Re $6s^25d^5$	76 Os $6s^25d^6$	77 Ir $6s^25d^7$	78 Pt $6s^15d^9$	79 Au $6s^15d^{10}$	80 Hg $6s^25d^{10}$	81 Tl $6s^26p^1$	82 Pb $6s^26p^2$	83 Bi $6s^26p^3$	84 Po $6s^26p^4$	85 At $6s^26p^5$	86 Rn $6s^26p^6$
7	87 Fr $7s^1$	88 Ra $7s^2$	89 Ac $7s^25d^1$	104 Rf $7s^26d^2$	105 Db $7s^26d^3$	106 Sg $7s^26d^4$	107 Bh $7s^26d^5$	108 Hs $7s^26d^6$	109 Mt $7s^26d^7$	110 $7s^26d^8$	111 $7s^26d^9$	112 $7s^26d^{10}$	(113)	114	(115)	116	(117)	118

4f



58 Ce $6s^24f^15d^1$	59 Pr $6s^24f^3$	60 Nd $6s^24f^4$	61 Pm $6s^24f^5$	62 Sm $6s^24f^6$	63 Eu $6s^24f^7$	64 Gd $6s^24f^75d^1$	65 Tb $6s^24f^9$	66 Dy $6s^24f^{10}$	67 Ho $6s^24f^{11}$	68 Er $6s^24f^{12}$	69 Tm $6s^24f^{13}$	70 Yb $6s^24f^{14}$	71 Lu $6s^24f^{14}5d^1$
90 Th $7s^26d^2$	91 Pa $7s^25f^26d^1$	92 U $7s^25f^66d^1$	93 Np $7s^25f^46d^1$	94 Pu $7s^25f^6$	95 Am $7s^25f^7$	96 Cm $7s^25f^66d^1$	97 Bk $7s^25f^9$	98 Cf $7s^25f^{10}$	99 Es $7s^25f^{11}$	100 Fm $7s^25f^{12}$	101 Md $7s^25f^{13}$	102 No $7s^25f^{14}$	103 Lr $7s^25f^{14}6d^1$

5f



Classificação dos Elementos

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	71 Lu
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	103 Lr

Os **elétrões exteriores** de um átomo são aqueles que estão envolvidos em **reações químicas** e designam-se por **elétrões de valência**. Quando se examina as configurações eletrónicas de valência de elementos do mesmo grupo verifica-se que existem grandes semelhanças.

A semelhança entre as **configurações eletrónicas exteriores** é o que faz com que os elementos do mesmo grupo tenham um **comportamento químico semelhante**.

GRUPO 1	GRUPO 2
Li [He] $2s^1$	Be [He] $2s^2$
Na [Ne] $3s^1$	Mg [Ne] $3s^2$
K [Ar] $4s^1$	Ca [Ar] $4s^2$
Rb [Kr] $5s^1$	Sr [Kr] $5s^2$
Cs [Xe] $6s^1$	Ba [Xe] $6s^2$
Fr [Rn] $7s^1$	Ra [Rn] $7s^2$

Exercício: um átomo de um determinado elemento tem 16 elétrons.
Sem consultar a Tabela Periódica, responda às seguintes questões:

a) Qual é a configuração eletrônica do elemento?

b) Como deverá ser classificado o elemento?

c) Os átomos deste elemento são paramagnéticos ou diamagnéticos?

Resposta:

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

b) Como a subcamada **p** não se encontra completamente preenchida, este é um elemento representativo.

c) De acordo com a **Regra de Hund**, existem **2 elétrons nas orbitais 3p que têm spins paralelos**. Portanto os átomos deste elemento são paramagnéticos com 2 spins desemparelhados.

2.3 – Variação periódica das propriedades físicas

2.3.1 – Carga nuclear efetiva

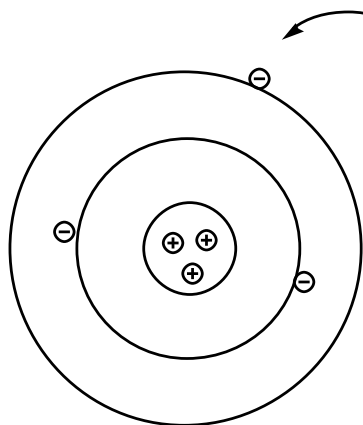
Os elétrons próximos do núcleo exercem um efeito de blindagem sobre os elétrons exteriores. A presença de elétrons de blindagem reduz a atração eletrostática entre os prótons do núcleo, carregados positivamente e os elétrons externos. As forças repulsivas entre elétrons da mesma camada num átomo reduzem ainda mais a força atrativa exercida pelo núcleo.

$$Z_{\text{ef}} = Z - \sigma$$

Z = carga nuclear real

σ = constante de blindagem

${}^3\text{Li}$

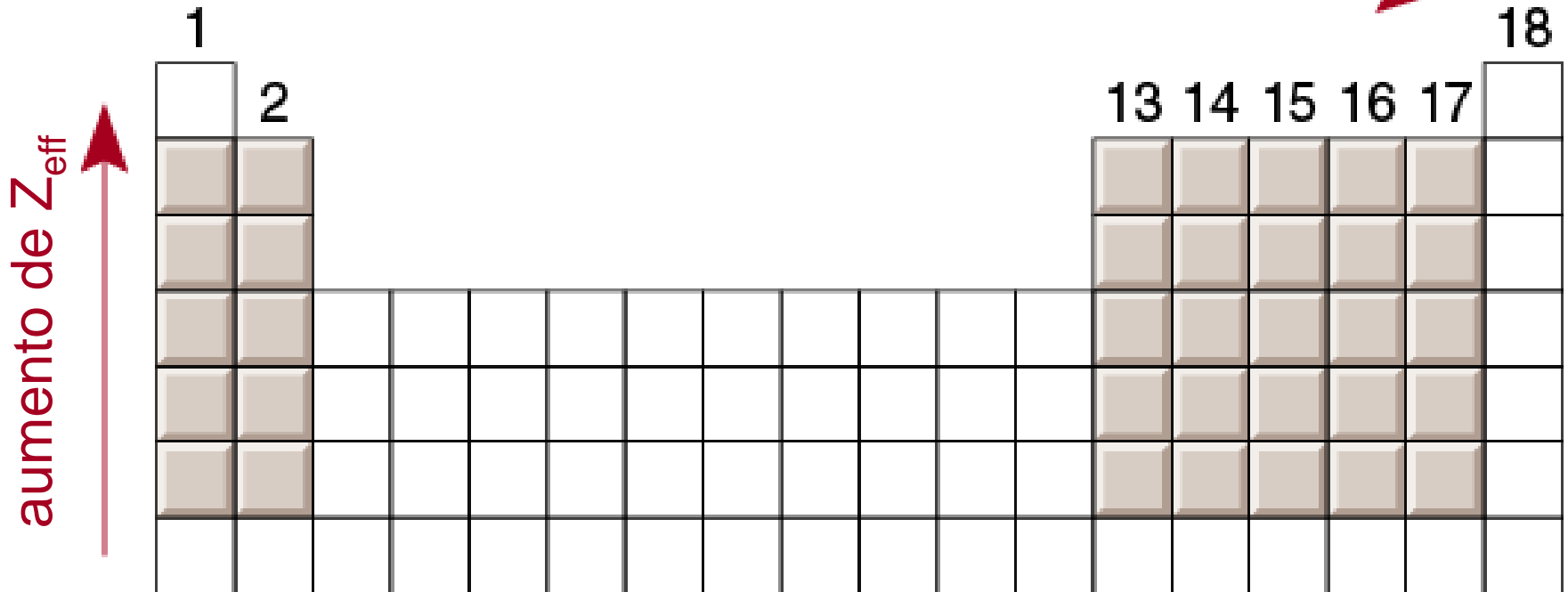


Este electrão está blindado por 2 electrões internos, logo a carga nuclear efectiva que sente será menor que +3

De um modo geral, a carga nuclear efetiva aumenta ao longo do período e diminui ao longo do grupo.

Carga Nuclear Efectiva (Z_{eff})

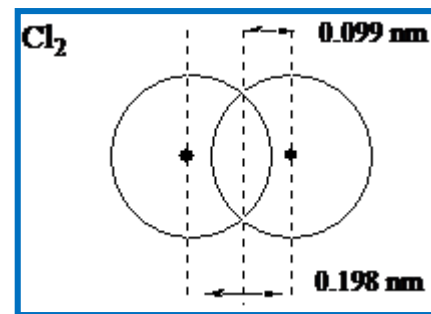
aumento de Z_{eff}



2.3.2 – Raio Atômico

Define-se como metade da distância internuclear entre 2 átomos ligados por uma ligação simples. Quanto maior for a carga nuclear efetiva, mais fortemente atraídos serão os elétrons e menor será o raio atômico.

Exemplo: raio covalente do cloro

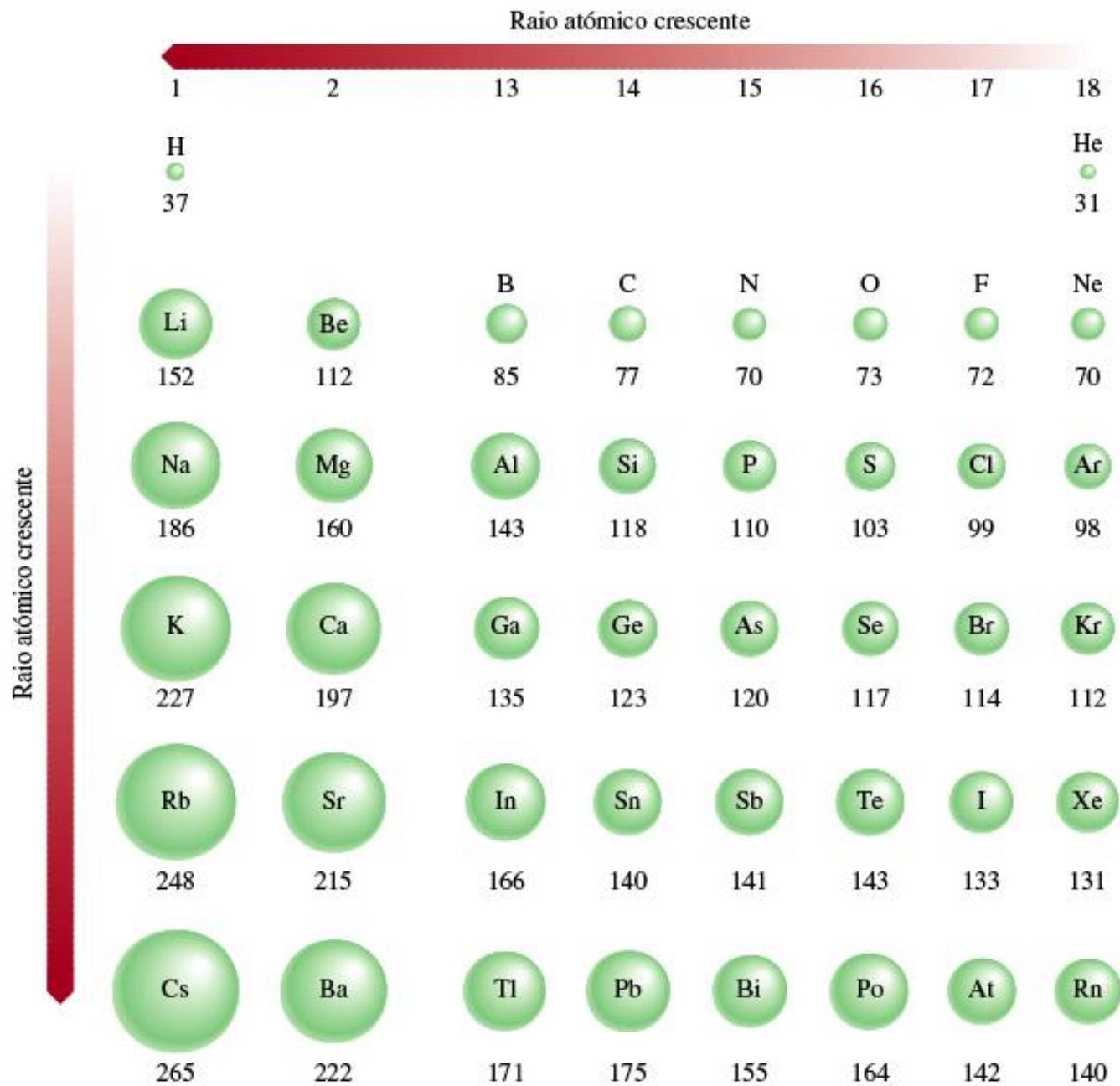


O raio atômico diminui ao longo de um período.

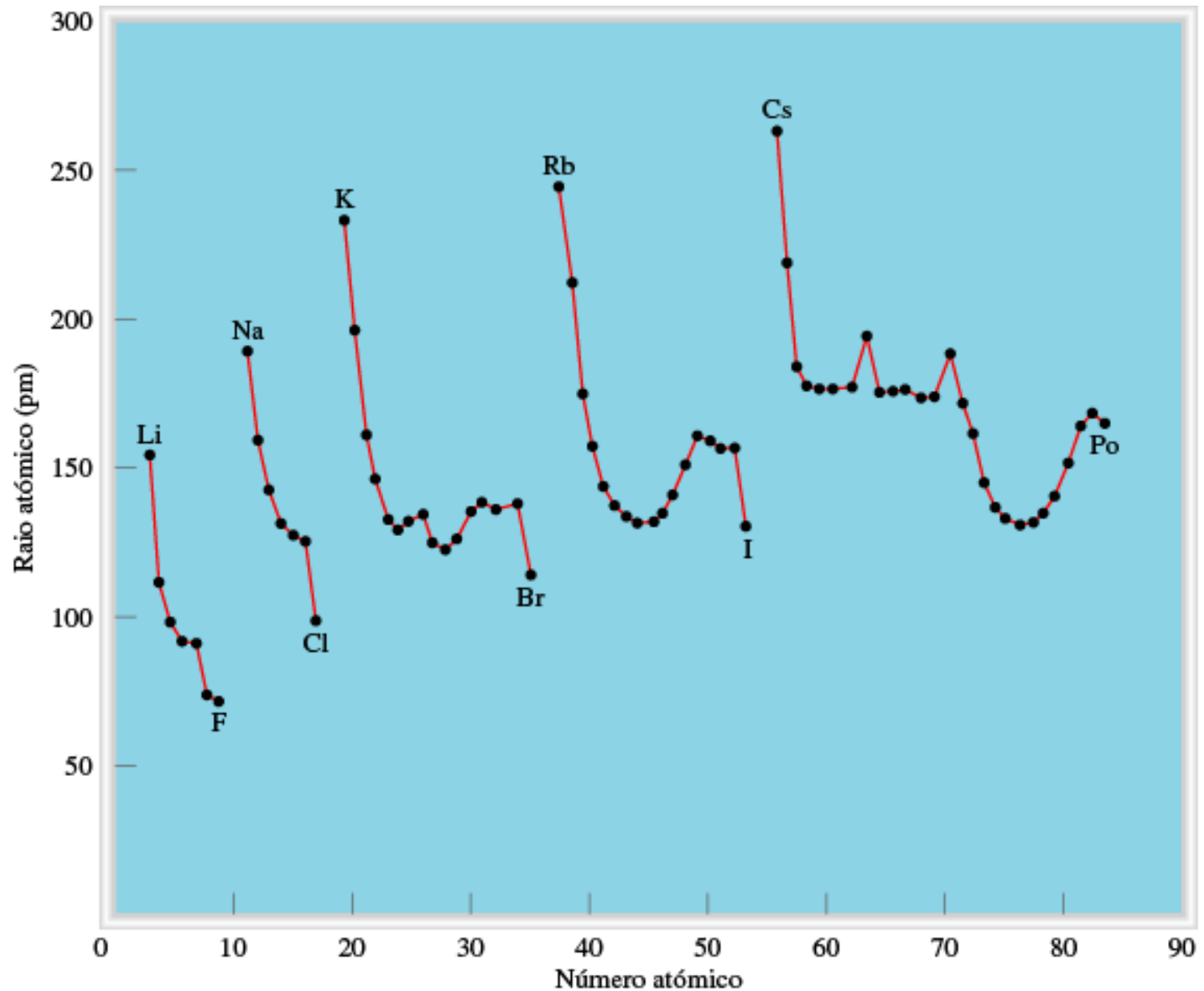
Ao longo de um período, à medida que sucessivos elétrons vão sendo adicionados, vão preenchendo orbitais do mesmo nível; a carga nuclear efetiva aumenta, atraindo mais os elétrons, donde resulta um átomo mais compacto.

No fim de cada período, o elétron que se segue vai ocupar uma nova orbital de outro nível mais afastada do núcleo. O átomo resultante vai ser maior pois o aumento de carga nuclear efetiva não compensa o efeito da ocupação de uma orbital mais externa.

O raio atômico aumenta ao longo de um grupo.



Raios Atômicos



Configurações Electrónicas dos Catiões e Aniões de Elementos Representativos

Na: [Ne]3s¹ Na⁺: [Ne]

Ca: [Ar]4s² Ca²⁺: [Ar]

Al: [Ne]3s²3p¹ Al³⁺: [Ne]

Perda de electrões — os catiões têm a configuração electrónica de gás nobre.

Ganho de electrões — os aniões têm a configuração de gás nobre.

H: 1s¹ H⁻: 1s² ou [He]

F: 1s²2s²2p⁵ F⁻: 1s²2s²2p⁶ ou [Ne]

O: 1s²2s²2p⁴ O²⁻: 1s²2s²2p⁶ ou [Ne]

N: 1s²2s²2p³ N³⁻: 1s²2s²2p⁶ ou [Ne]

Catiões e Aniões de Elementos Representativos

	1A +1	2A +2											3A +3	4A	5A +3	6A +2	7A +1	18 8A
1	1 H 1s ¹	2 He 1s ²											13 B 2s ² 2p ¹	14 C 2s ² 2p ²	15 N 2s ² 2p ³	16 O 2s ² 2p ⁴	17 F 2s ² 2p ⁵	18 Ne 2s ² 2p ⁶
2	3 Li 2s ¹	4 Be 2s ²											13 Al 3s ² 3p ¹	14 Si 3s ² 3p ²	15 P 3s ² 3p ³	16 S 3s ² 3p ⁴	17 Cl 3s ² 3p ⁵	18 Ar 3s ² 3p ⁶
3	11 Na 3s ¹	12 Mg 3s ²	13 3B	14 4B	15 5B	16 6B	17 7B	18 8B	19 9	20 10	21 11B	22 12B	31 Ga 4s ² 4p ¹	32 Ge 4s ² 4p ²	33 As 4s ² 4p ³	34 Se 4s ² 4p ⁴	35 Br 4s ² 4p ⁵	36 Kr 4s ² 4p ⁶
4	19 K 4s ¹	20 Ca 4s ²	21 Sc 4s ² 3d ¹	22 Ti 4s ² 3d ²	23 V 4s ² 3d ³	24 Cr 4s ¹ 3d ⁵	25 Mn 4s ² 3d ⁵	26 Fe 4s ² 3d ⁶	27 Co 4s ² 3d ⁷	28 Ni 4s ² 3d ⁸	29 Cu 4s ¹ 3d ¹⁰	30 Zn 4s ² 3d ¹⁰	31 Ga 4s ² 4p ¹	32 Ge 4s ² 4p ²	33 As 4s ² 4p ³	34 Se 4s ² 4p ⁴	35 Br 4s ² 4p ⁵	36 Kr 4s ² 4p ⁶
5	37 Rb 5s ¹	38 Sr 5s ²	39 Y 5s ² 4d ¹	40 Zr 5s ² 4d ²	41 Nb 5s ¹ 4d ⁴	42 Mo 5s ¹ 4d ⁵	43 Tc 5s ² 4d ⁵	44 Ru 5s ¹ 4d ⁷	45 Rh 5s ¹ 4d ⁸	46 Pd 4d ¹⁰	47 Ag 5s ¹ 4d ¹⁰	48 Cd 5s ² 4d ¹⁰	49 In 5s ² 5p ¹	50 Sn 5s ² 5p ²	51 Sb 5s ² 5p ³	52 Te 5s ² 5p ⁴	53 I 5s ² 5p ⁵	54 Xe 5s ² 5p ⁶
6	55 Cs 6s ¹	56 Ba 6s ²	57 La 6s ² 5d ¹	72 Hf 6s ² 5d ²	73 Ta 6s ² 5d ³	74 W 6s ² 5d ⁴	75 Re 6s ² 5d ⁵	76 Os 6s ² 5d ⁶	77 Ir 6s ² 5d ⁷	78 Pt 6s ¹ 5d ⁹	79 Au 6s ¹ 5d ¹⁰	80 Hg 6s ² 5d ¹⁰	81 Tl 6s ² 6p ¹	82 Pb 6s ² 6p ²	83 Bi 6s ² 6p ³	84 Po 6s ² 6p ⁴	85 At 6s ² 6p ⁵	86 Rn 6s ² 6p ⁶
7	87 Fr 7s ¹	88 Ra 7s ²	89 Ac 7s ² 6d ¹	104 Rf 7s ² 6d ²	105 Db 7s ² 6d ³	106 Sg 7s ² 6d ⁴	107 Bh 7s ² 6d ⁵	108 Hs 7s ² 6d ⁶	109 Mt 7s ² 6d ⁷	110	111 7s ² 6d ⁹	112 7s ² 6d ¹⁰	(113)	114	(115)	116	(117)	118
			58 Ce 6s ² 4f ¹ 5d ¹	59 Pr 6s ² 4f ³	60 Nd 6s ² 4f ⁴	61 Pm 6s ² 4f ⁵	62 Sm 6s ² 4f ⁶	63 Eu 6s ² 4f ⁷	64 Gd 6s ² 4f ⁷ 5d ¹	65 Tb 6s ² 4f ⁹	66 Dy 6s ² 4f ¹⁰	67 Ho 6s ² 4f ¹¹	68 Er 6s ² 4f ¹²	69 Tm 6s ² 4f ¹³	70 Yb 6s ² 4f ¹⁴	71 Lu 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹		
			90 Th 7s ² 6d ²	91 Pa 7s ² 5f ² 6d ¹	92 U 7s ² 5f ³ 6d ¹	93 Np 7s ² 5f ⁴ 6d ¹	94 Pu 7s ² 5f ⁶	95 Am 7s ² 5f ⁷	96 Cm 7s ² 5f ⁷ 6d ¹	97 Bk 7s ² 5f ⁹	98 Cf 7s ² 5f ¹⁰	99 Es 7s ² 5f ¹¹	100 Fm 7s ² 5f ¹²	101 Md 7s ² 5f ¹³	102 No 7s ² 5f ¹⁴	103 Lr 7s ² 5f ¹⁴ 6d ¹		

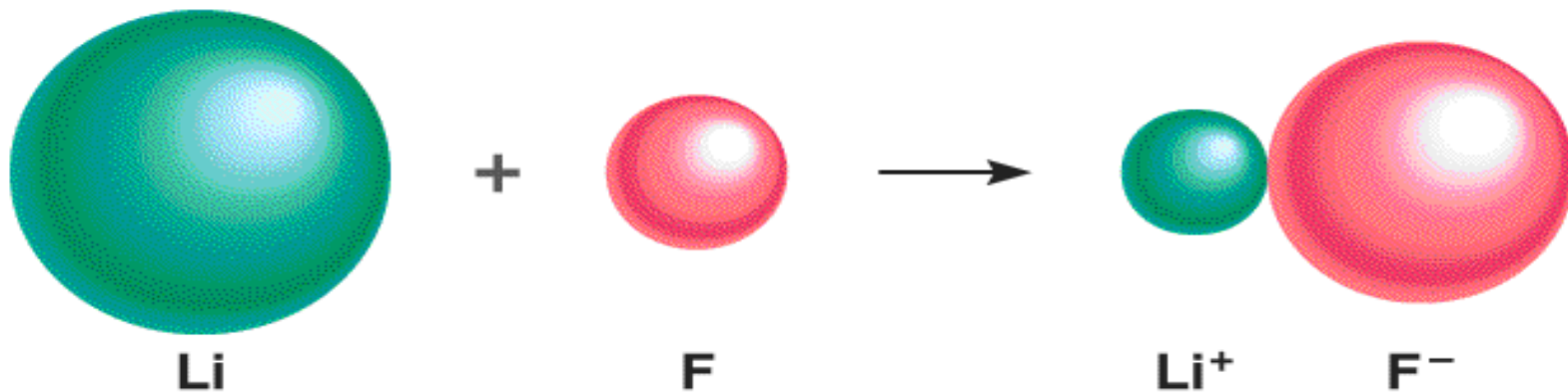
Raio iónico

Se um elemento forma um anião (ou seja, capta um eletrão ficando um ião com carga negativa), o seu raio vai aumentar, pois a carga nuclear permanece constante mas a repulsão eletrónica, resultante do eletrão adicional, faz aumentar a nuvem eletrónica.

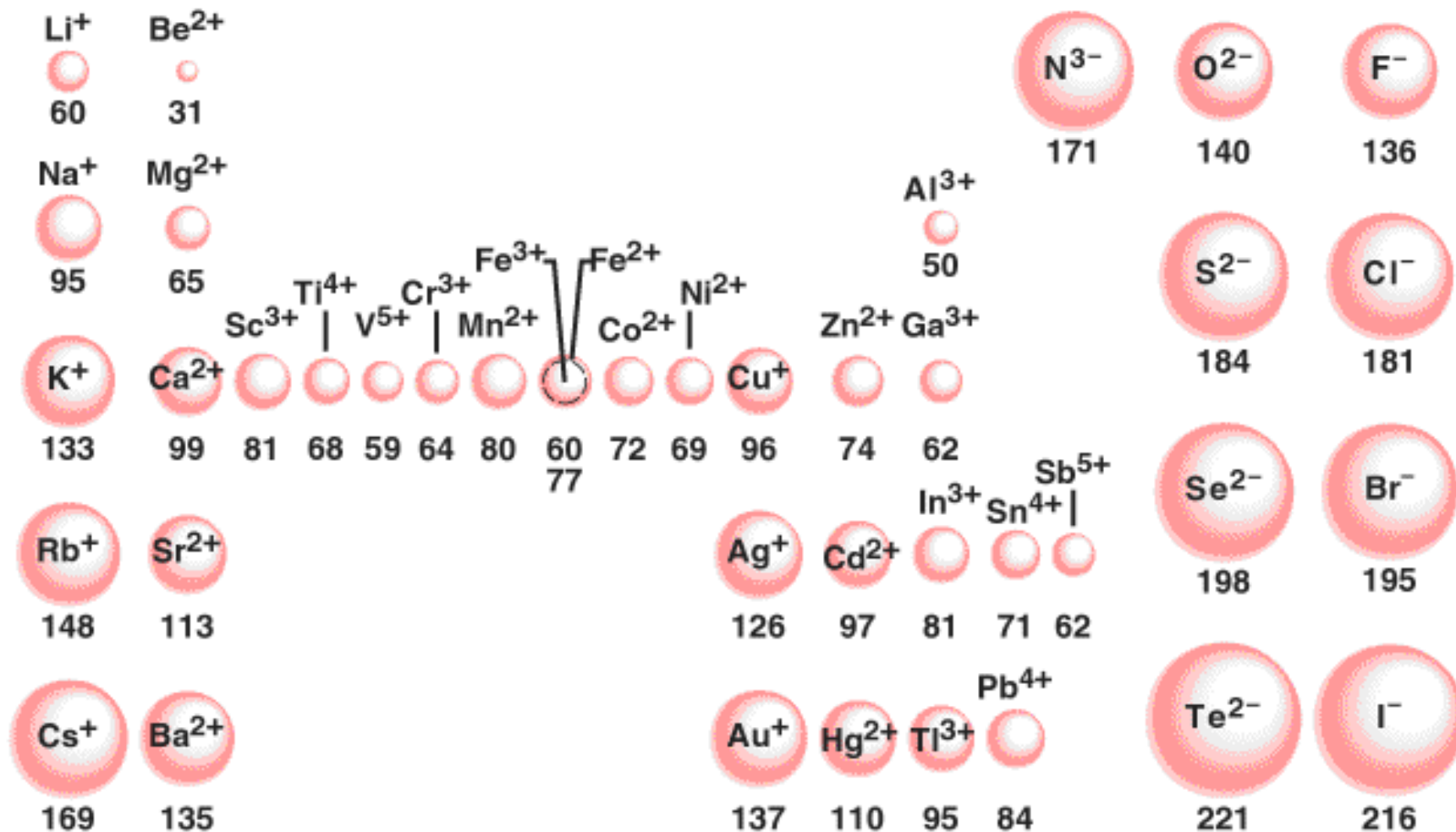
O raio do anião é sempre maior que o raio do elemento neutro.

Se um elemento forma um catião (ou seja, perde um eletrão, ficando um ião com carga positiva), o seu raio vai diminuir pois há uma redução na repulsão eletrónica e os electrões restantes serão mais atraídos pelo núcleo.

O raio do catião é sempre menor que o raio do elemento neutro.



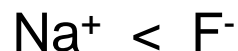
O raio iónico varia ao longo do período e do grupo de forma semelhante ao raio atómico.



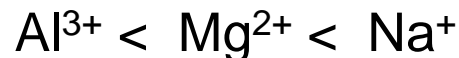
Só faz sentido comparar o raio iónico de iões de diferentes grupos se os iões forem isoeletrónicos.

Raio iónico de iões isoeletrónicos

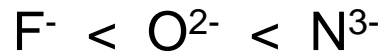
catiões < aniões



catiões $+3 < +2 < +1$

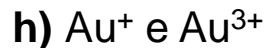
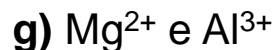
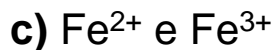
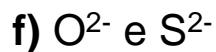
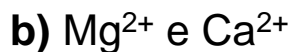
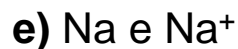
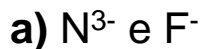


aniões $-1 < -2 < -3$



Exercício

Indique qual das espécies seguintes tem o maior raio:

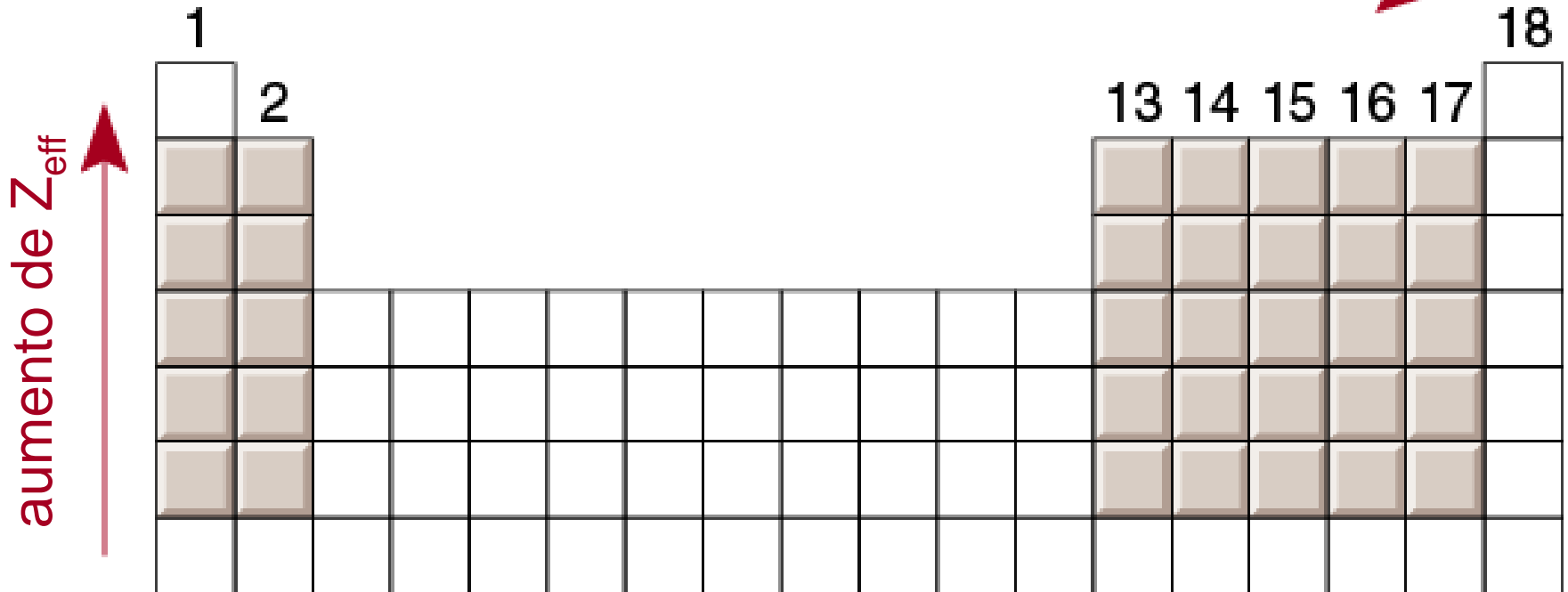


Resolução

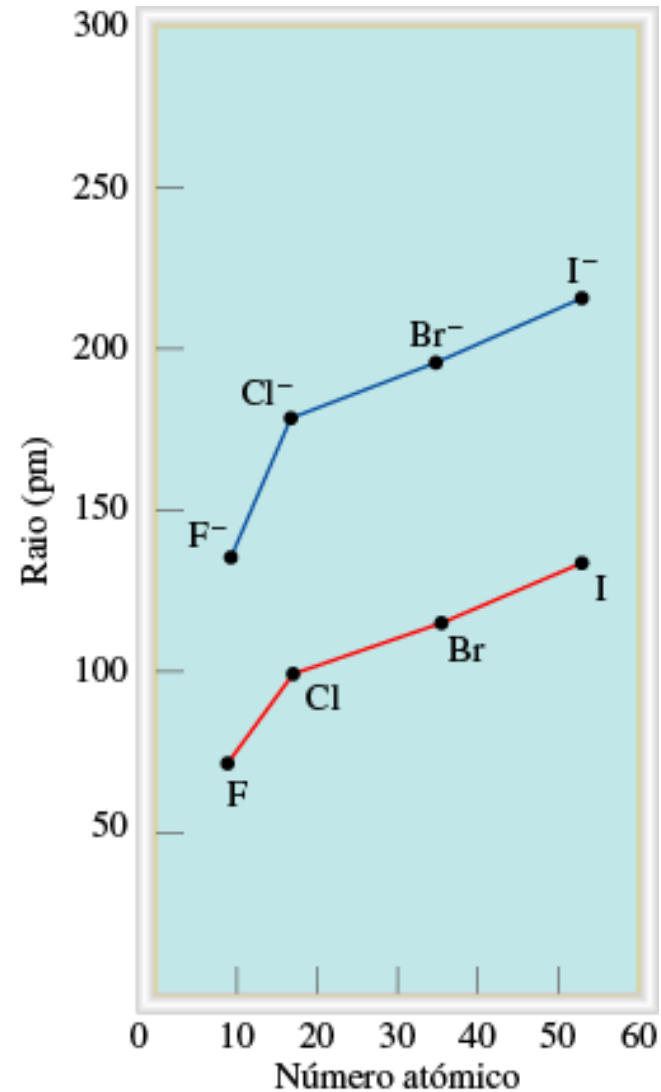
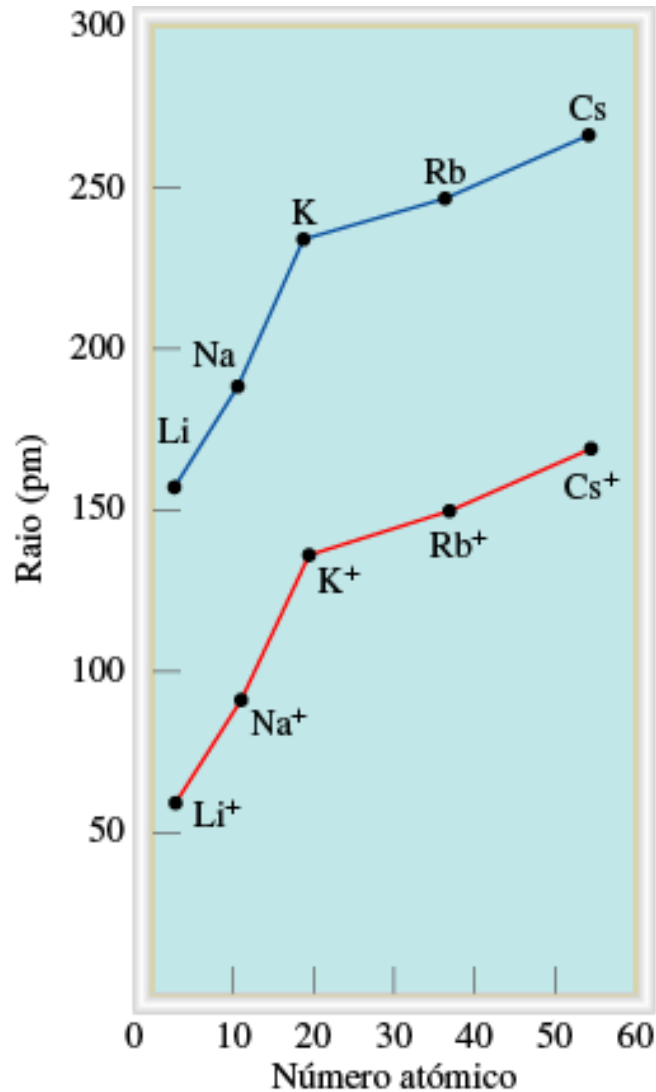
- | | | |
|---|------------------|--|
| a) $[\text{N}^{3-} \text{ e } \text{F}^-]$ | N^{3-} | aniões isoeletrônicos logo $-1 < -3$ |
| b) $[\text{Mg}^{2+} \text{ e } \text{Ca}^{2+}]$ | Ca^{2+} | mesmo grupo Mg $n=2$; Ca $n=3$ |
| c) $[\text{Fe}^{2+} \text{ e } \text{Fe}^{3+}]$ | Fe^{2+} | catiões do mesmo elemento logo $+3 < +2$ |
| d) $[\text{Cl} \text{ e } \text{Cl}^-]$ | Cl^- | átomo neutro < anião |
| e) $[\text{Na} \text{ e } \text{Na}^+]$ | Na | catião < átomo neutro |
| f) $[\text{O}^{2-} \text{ e } \text{S}^{2-}]$ | S^{2-} | mesmo grupo O $n=2$; S $n=3$ |
| g) $[\text{Mg}^{2+} \text{ e } \text{Al}^{3+}]$ | Mg^{2+} | catiões isoeletrônicos logo $+3 < +2$ |
| h) $[\text{Au}^+ \text{ e } \text{Au}^{3+}]$ | Au^+ | catiões do mesmo elemento logo $+3 < +1$ |

Carga Nuclear Efectiva (Z_{eff})

aumento de Z_{eff}

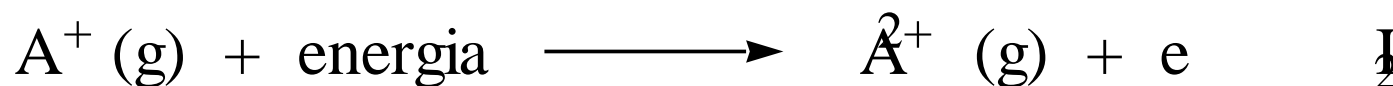
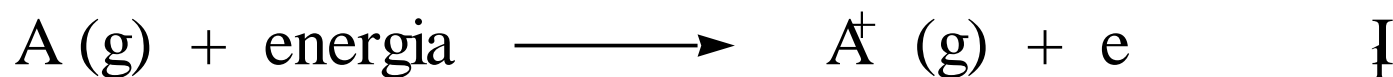


Comparação entre Raios Atômicos e Raios Iônicos



2.3.2- Energia de Ionização

Energia de ionização: energia mínima necessária (em kJ/mol) para remover um elétron de um átomo no estado gasoso e no seu estado fundamental.



I_1 primeira energia de ionização

I_2 segunda energia de ionização

O valor da **energia de ionização** depende:

- do **nível quântico** onde se encontra o elétron a remover
- da **carga nuclear efetiva** que esse elétron sente

$$I_1 < I_2$$

Quando um elétron é removido de um átomo, o raio iônico diminui, logo para remover outro elétron do ião é necessária maior energia.

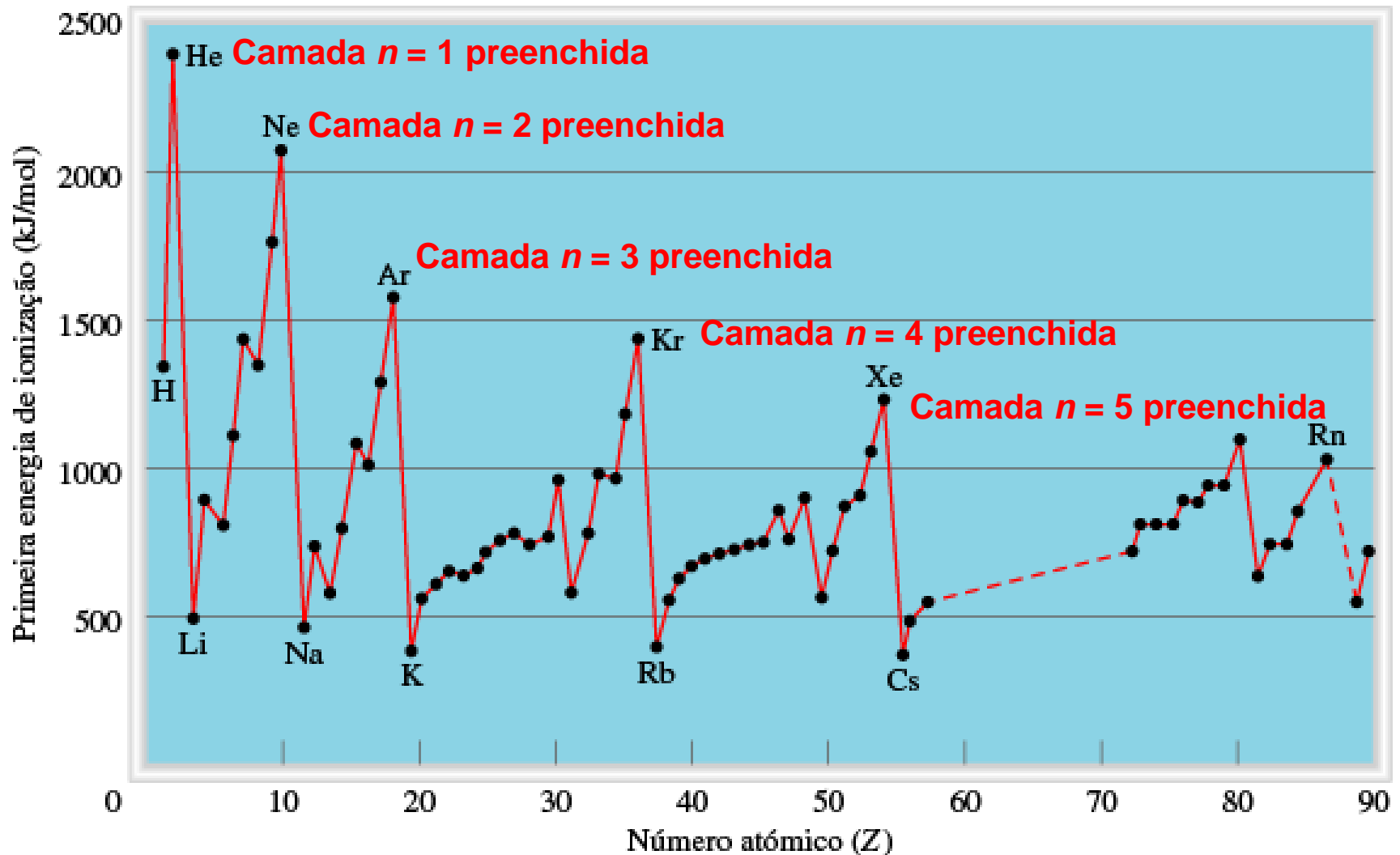
A energia de ionização aumenta ao longo de período e diminui ao longo do grupo

TABELA 8.2

Energias de Ionização (kJ/mol) dos Primeiros 20 Elementos

Z	Elemento	Primeira	Segunda	Terceira	Quarta	Quinta	Sexta
01	H	1312					
02	He	2373	5251				
03	Li	520	7300	11 815			
04	Be	899	1757	14 850	21 005		
05	B	801	2430	3 660	25 000	32 820	
06	C	1086	2350	4 620	6 220	38 000	47 261
07	N	1400	2860	4 580	7 500	9 400	53 000
08	O	1314	3390	5 300	7 470	11 000	13 000
09	F	1680	3370	6 050	8 400	11 000	15 200
10	Ne	2080	3950	6 120	9 370	12 200	15 000
11	Na	495,9	4560	6 900	9 540	13 400	16 600
12	Mg	738,1	1450	7 730	10 500	13 600	18 000
13	Al	577,9	1820	2 750	11 600	14 800	18 400
14	Si	786,3	1580	3 230	4 360	16 000	20 000
15	P	1012	1904	2 910	4 960	6 240	21 000
16	S	999,5	2250	3 360	4 660	6 990	8 500
17	Cl	1251	2297	3 820	5 160	6 540	9 300
18	Ar	1521	2666	3 900	5 770	7 240	8 800
19	K	418,7	3052	4 410	5 900	8 000	9 600
20	Ca	589,5	1145	4 900	6 500	8 100	11 000

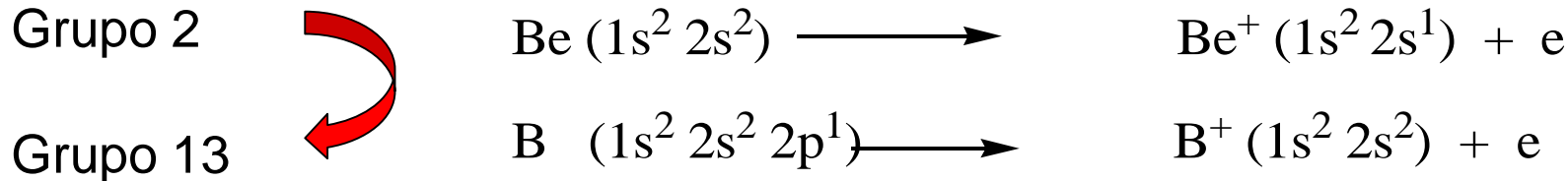
Variação da Primeira Energia de Ionização com o Número Atômico



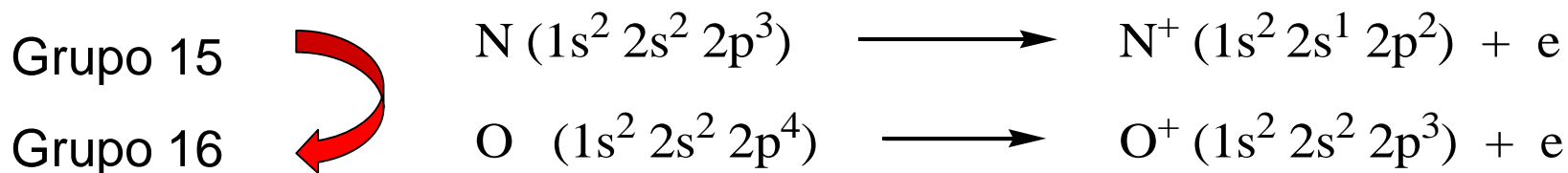
Aumento da Primeira Energia de Ionização

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	71 Lu
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	103 Lr

Exceções



A orbital $2s$ é mais penetrante que a $2p$ e por isso menos blindada pelos eletrões $1s$, logo o eletrão $2s$ terá maior energia de ionização que o eletrão $2p$.



Neste caso o eletrão que vai sair encontra-se numa orbital $2p$ que já contém outro eletrão. Há maior repulsão eletrónica, o que em termos energéticos facilita a saída do eletrão.

Exercício 1

- a) Qual dos seguintes elementos tem menor I_1 : O ou S?
- b) Qual dos seguintes elementos tem maior I_2 : Li ou Be?

•Exercício 2

•As energias de ionização (em KJ/mol) para K e Ca são as seguintes:

•K	$I_1 = 419$	$I_2 = 3052$
•Ca	$I_1 = 590$	$I_2 = 1145$

•Compare os valores e comente as diferenças.

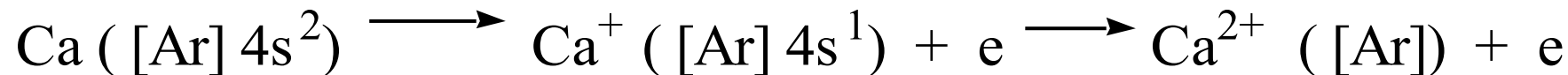
Resolução

Exercício 1

- a) S é maior que O, logo terá menor I_1 .
- b) Como os elétrons 1s blindam os 2s no caso do Be^+ , será mais fácil remover o elétron 2s do Be^+ do que o elétron 1s do Li^+ , logo Li terá maior I_2 .

Resolução

Exercício 2



➤ Como são elementos do mesmo período, I_1 deve aumentar do K para Ca, o que se verifica.

➤ Relativamente a I_2 , deve ter-se em conta que K^+ tem configuração de gás nobre, logo a I_2 deve ser maior do que para Ca^+ , que ainda pode perder um eletrão antes de se tornar isoeletrónico com o árgon.

2.3.4- Afinidade Eletrónica

Energia libertada quando um átomo na fase gasosa capta um eletrão.



Por convenção, quando há libertação de energia atribui-se valor negativo à afinidade eletrónica: quanto mais negativa for **A**, mais exotérmica é a reação pois o átomo tem maior tendência para captar um eletrão.

➤ Um determinado elemento possui afinidade eletrónica elevada se, ao capturar um eletrão, este puder ocupar uma orbital na qual sinta uma carga nuclear efetiva elevada (elementos na parte superior direita da tabela periódica, à exceção dos gases raros).

➤ Os halogéneos (grupo 17) têm os valores mais negativos de **A**, porque quando captam um eletrão ganham a configuração do gás nobre imediatamente a seguir.

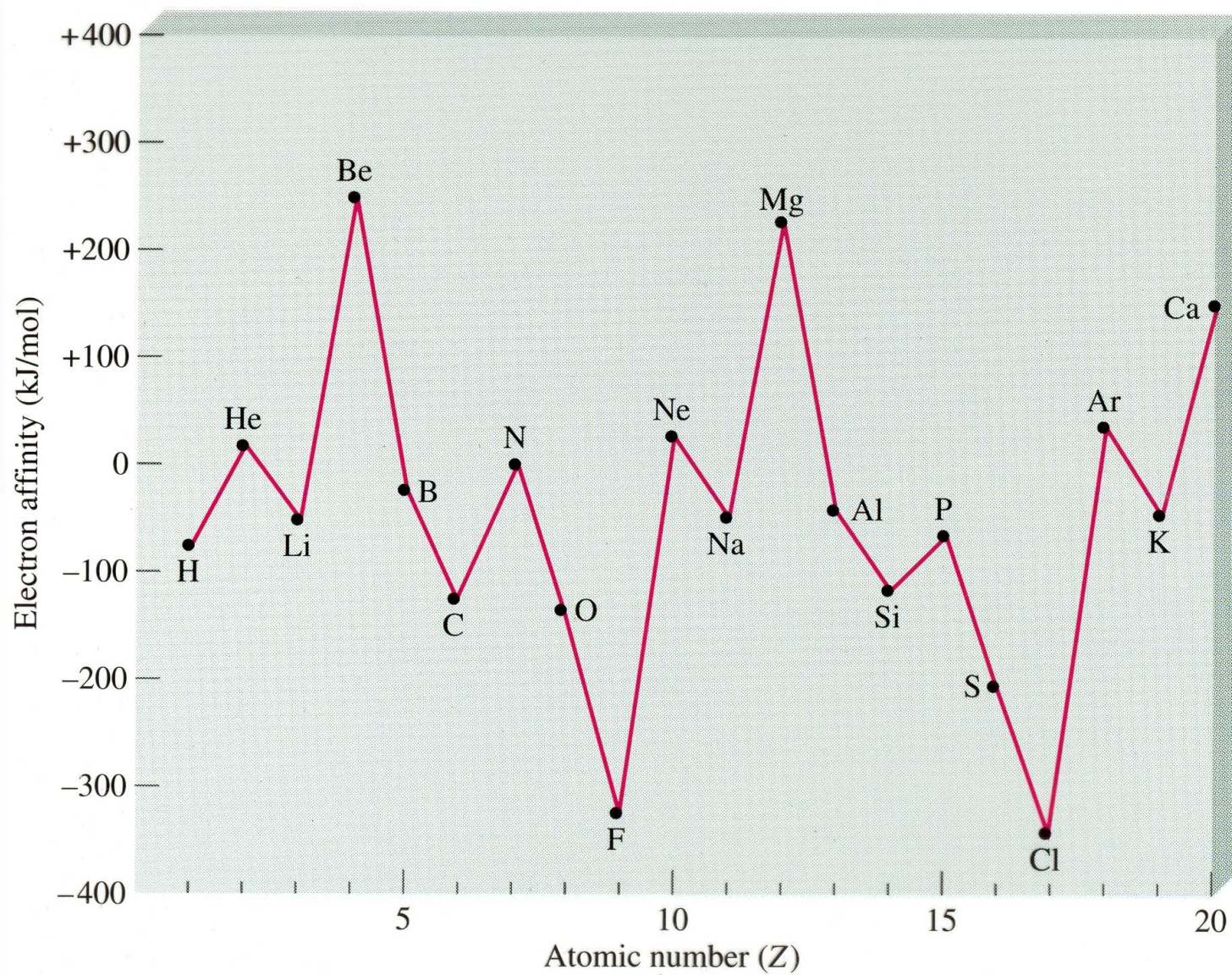
A afinidade eletrônica, **A**, aumenta (toma valor mais negativo) ao longo do período e diminui ao longo do grupo.

TABELA 8.3

Afinidades Eletrônicas (kJ/mol) de Alguns Elementos Representativos e dos Gases Nobres*

1	2	13	14	15	16	17	18
H 73							He < 0
Li 60	Be ≤ 0	B 27	C 122	N 0	O 141	F 328	Ne < 0
Na 53	≤ g £ 0	Al 44	Si 134	P 72	S 200	Cl 349	Ar < 0
K 48	Ca 2,4	Ga 29	Ge 118	As 77	Se 195	Br 325	Kr < 0
Rb 47	Sr 4,7	In 29	Sn 121	Sb 101	Te 190	I 295	Xe < 0
Cs 45	Ba 14	Tl 30	Pb 110	Bi 110	Po ?	At ?	Rn < 0

* As afinidades eletrônicas dos gases nobres, do Be e do Mg não foram determinadas experimentalmente, mas crê-se que sejam próximas de zero ou negativas.



Exercício

Explique porque razão:

- a) os metais alcalinos e alcalino-terrosos têm afinidades eletrónicas positivas.
- b) os metais alcalinos têm maior afinidade eletrónica que os alcalino-terrosos.

Resolução

a) Os elementos do grupo 1 não ganham estabilidade extra por captar um eletrão, que vai ocupar uma orbital s que já contém um eletrão; no caso do grupo 2, o eletrão vai entrar numa orbital p , que está blindada pelos eletrões s . Estes elementos não têm tendência para captar eletrões extra.

b) Vai ser energeticamente mais favorável colocar um eletrão numa orbital s , que é mais penetrante, do que numa orbital p .

2.3.5- Eletronegatividade

Capacidade de um átomo atrair para si os elétrons de uma ligação química, quando integrado numa molécula.

F - elevada A e I ➔ electronegatividade alta

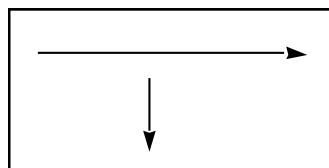
Na - baixa A e I ➔ electronegatividade baixa

A electronegatividade aumenta ao longo do período e diminui ao longo do grupo.

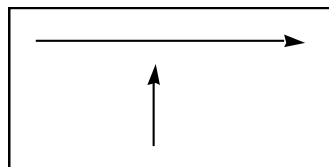
Os elementos com elevada electronegatividade são os que possuem as maiores cargas nucleares efetivas e os raios mais pequenos (elementos na parte superior direita da TP).

A electronegatividade mede a tendência com que um átomo forma compostos iónicos: se a diferença de electronegatividade entre os átomos que se ligam for $> 1,7$, formam uma ligação iónica.

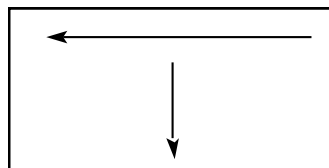
Resumo: a direção da seta indica a direção de aumento ao longo dos grupos e dos períodos da TP



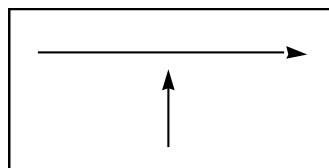
Nº atómico
Carga nuclear



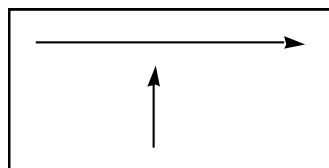
Carga nuclear efectiva



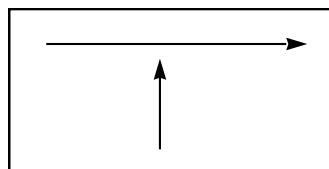
Raio atómico



Energia de
ionização



Afinidade electrónica
(aumentar= valor mais negativo)



Electronegatividade