

Tabela Periódica

Tabela Periódica

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	[113]	Fl	[115]	Lv	[117]	[118]

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No

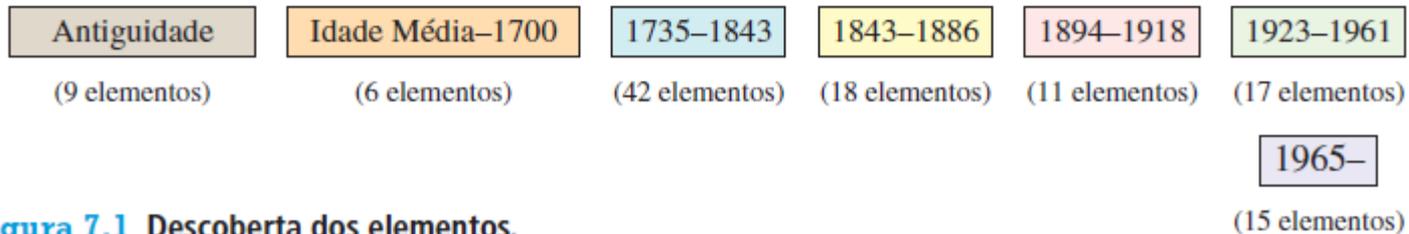


Figura 7.1 Descoberta dos elementos.

Tabela Periódica

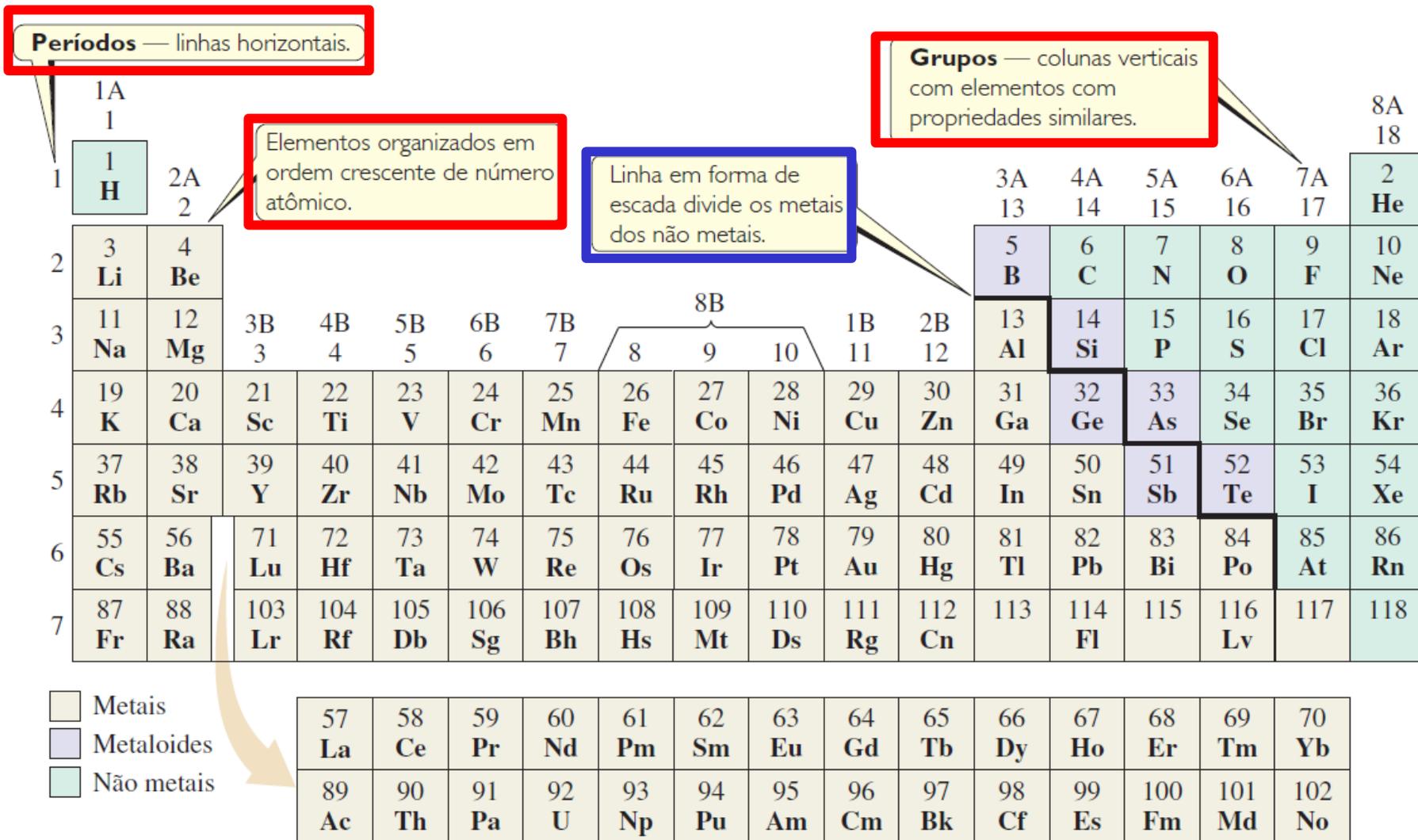


Figura 2.14 Tabela periódica dos elementos.

Classificação dos Elementos

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

1 1A																		18 8A
1 H	2 2A												13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	2 He
3 Li	4 Be												5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	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 Rg	112 Cn	113	114	115	116	117	118	

Representative elements

Noble gases

Transition metals

Zinc
Cadmium
Mercury

Lanthanides

Actinides

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

Classificação dos Elementos

6A ou 16 -CALCOGÊNIOS

7A ou 17- HALOGÊNIOS

1A	2A	Elementos de transição										3A	4A	5A	6A	7A	8A	
1 H Hidrogênio																		2 He Hélio
2 Li Lítio	Be Berílio												B Boro	C Carbono	N Nitrogênio	O Oxigênio	F Flúor	10 Ne Neônio
3 Na Sódio	Mg Magnésio											Al Alumínio	Si Silício	P Fósforo	S Enxofre	Cl Cloro	18 Ar Argônio	
4 K Potássio	Ca Cálcio	Sc Escândio	Ti Titânio	V Vanádio	Cr Cromo	Mn Manganês	Fe Ferro	Co Cobalto	Ni Níquel	Cu Cobre	Zn Zinco	Ga Gálio	Ge Germânio	As Arsênio	Se Selênio	Br Bromo	36 Kr Criptônio	
5 Rb Rubídio	Sr Estrôncio	Y Ítrio	Zr Zircônio	Nb Nióbio	Mo Molibdênio	Tc Tecnécio	Ru Rutênio	Rh Ródio	Pd Paládio	Ag Prata	Cd Cádmio	In Índio	Sn Estanho	Sb Antimônio	Te Telúrio	I Iodo	54 Xe Xenônio	
6 Cs Césio	Ba Bário	57-71 *	Hf Háfnio	Ta Tântalo	W Tungstênio	Re Rênio	Os Ósmio	Ir Iridio	Pt Platina	Au Ouro	Hg Mercúrio	Tl Tálio	Pb Chumbo	Bi Bismuto	Po Polônio	At Astató	86 Rn Radônio	
7 Fr Frâncio	Ra Rádio	89-103 **	Rf Rutherfordório	Db Dúbnio	Sg Seabórgio	Bh Bório	Hs Hássio	Mt Meitnério	Uun Ununílio	Uuu Ununúnio	Uub Unúbio	Uut Ununtrio	Uuq Ununquádio	Uup Unupentio	Uuh Ununhexio	Uus Ununséptio	118 Uuo Ununoctio	

- Metals Alcalinos
- Metals Alcalinos-terrosos
- Metals de transição
- Lantanídeos
- Actinídeos
- Outros metais
- Não-Metals
- Gases nobres
- H** ← Gasoso
- C** ← Sólido
- Hg** ← Líquido
- Rf** ← Desconhecido

* 6	57 La Lantânio	58 Ce Cério	59 Pr Praseodímio	60 Nd Néodímio	61 Pm Promécio	62 Sm Samário	63 Eu Európio	64 Gd Gadolínio	65 Tb Térbio	66 Dy Disprósio	67 Ho Hólmio	68 Er Érbio	69 Tm Túlio	70 Yb Ítérbio	71 Lu Lutécio
** 7	89 Ac Actínio	90 Th Tório	91 Pa Protactínio	92 U Urânio	93 Np Netúnio	94 Pu Plutônio	95 Am Americio	96 Cm Cúrio	97 Bk Berquílio	98 Cf Califórnia	99 Es Einstênio	100 Fm Férmio	101 Md Mendelévio	102 No Nobélio	103 Lw Laurêncio

1 ← Número atômico
H ← Símbolo atômico
Hidrogênio ← Nome do Elemento

Configurações Eletrônicas dos Elementos

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

$4f$



$5f$



58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
$6s^24f^15d^1$	$6s^24f^3$	$6s^24f^4$	$6s^24f^5$	$6s^24f^6$	$6s^24f^7$	$6s^24f^75d^1$	$6s^24f^9$	$6s^24f^{10}$	$6s^24f^{11}$	$6s^24f^{12}$	$6s^24f^{13}$	$6s^24f^{14}$	$6s^24f^{14}5d^1$
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
$7s^26d^2$	$7s^25f^6d^1$	$7s^25f^6d^1$	$7s^25f^6d^1$	$7s^25f^6$	$7s^25f^7$	$7s^25f^76d^1$	$7s^25f^9$	$7s^25f^{10}$	$7s^25f^{11}$	$7s^25f^{12}$	$7s^25f^{13}$	$7s^25f^{14}$	$7s^25f^{14}6d^1$

Subcamadas mais externas a serem preenchidas com elétrons

1s		1s
2s		2p
3s		3p
4s	3d	4p
5s	4d	5p
6s	5d	6p
7s	6d	7p

4f
5f

Subcamadas mais externas a serem preenchidas com elétrons

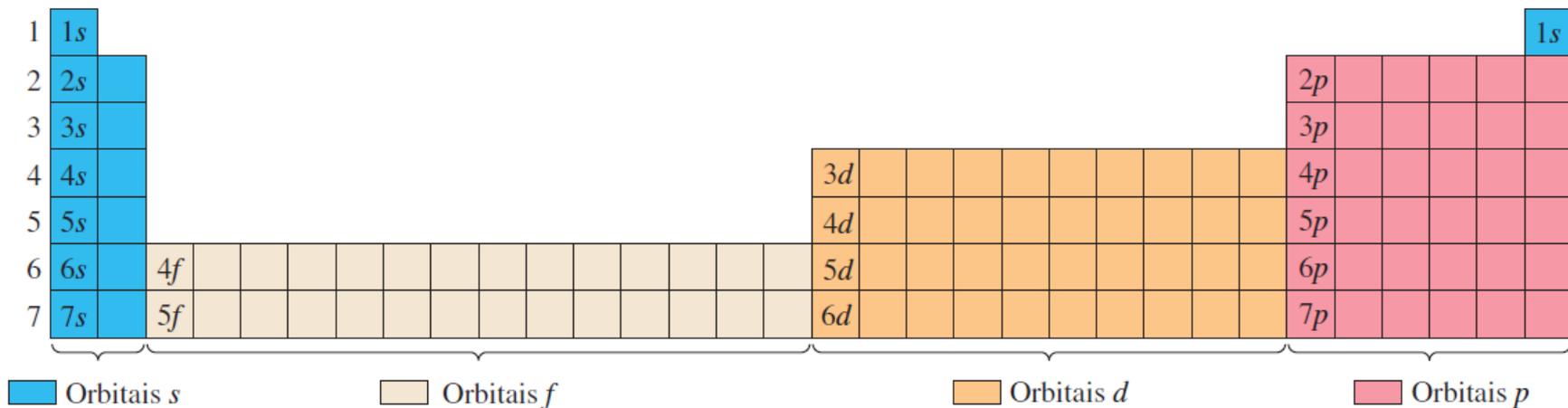
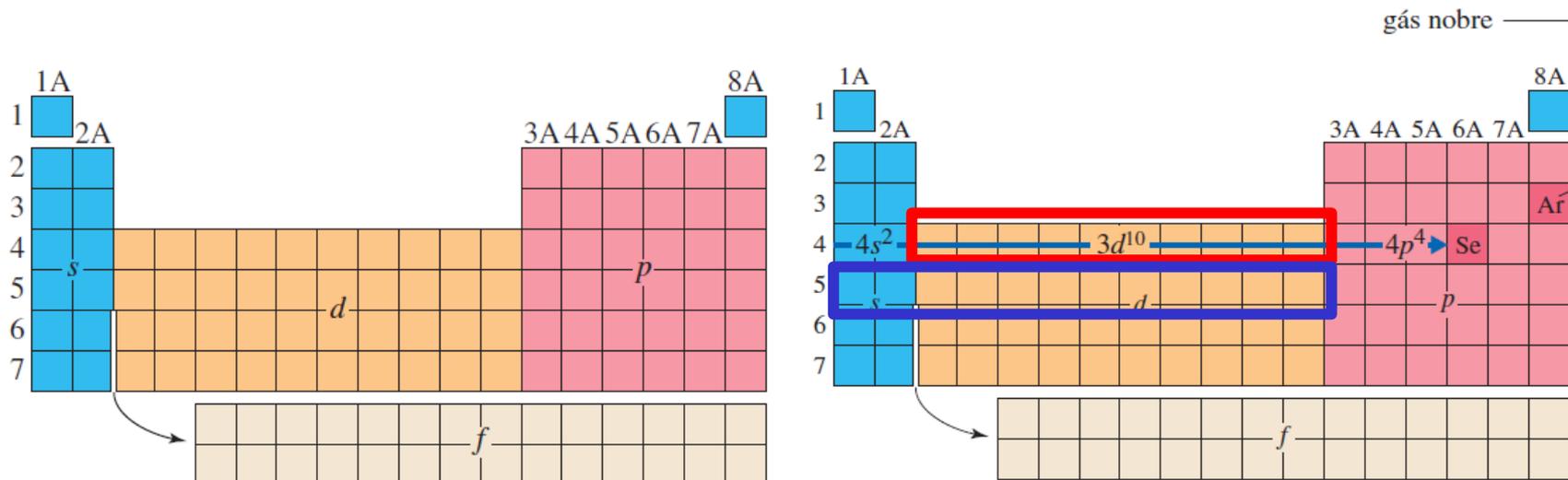
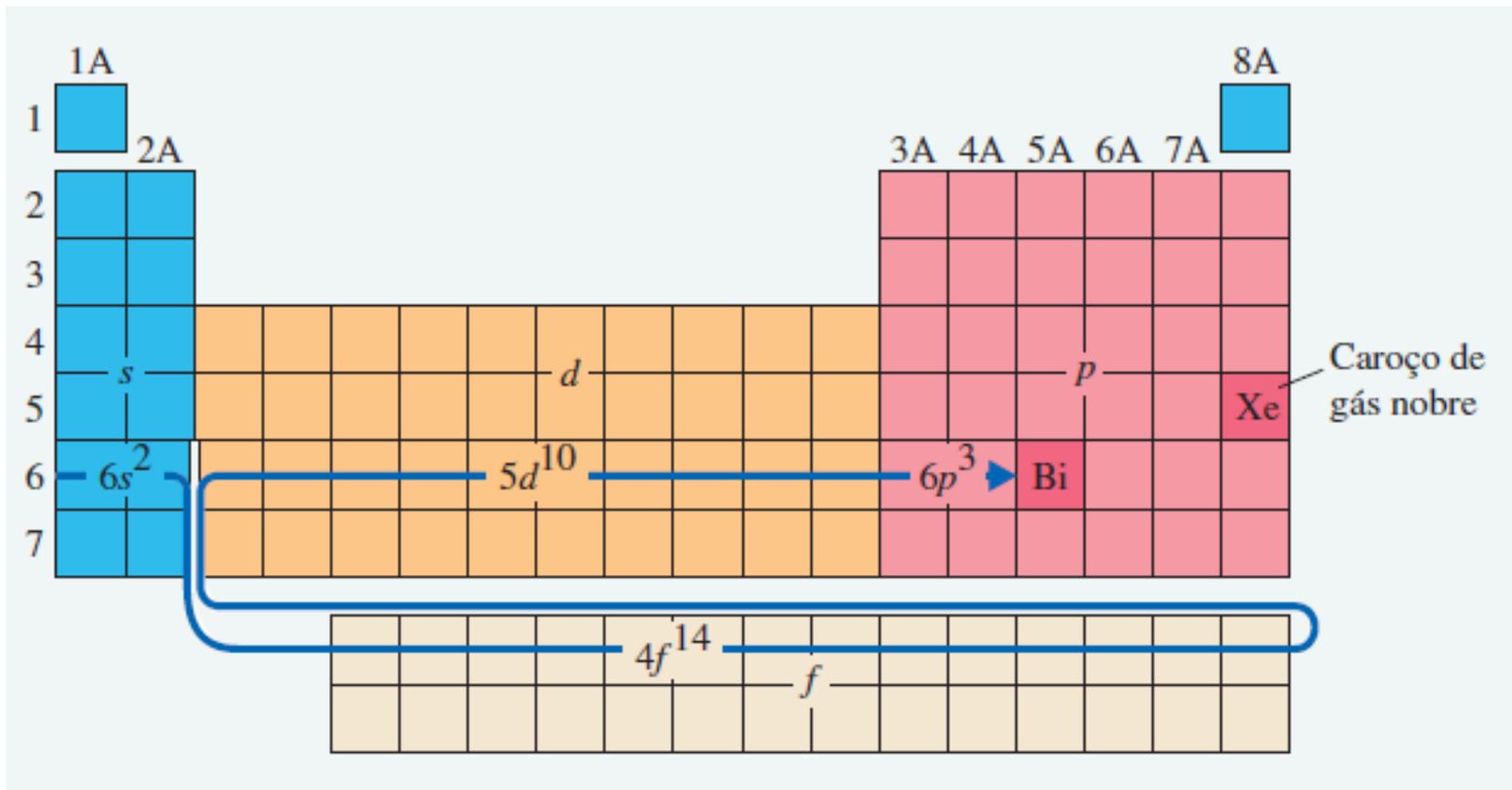


Figura 6.30 Regiões da tabela periódica. A ordem em que os elétrons são posicionados nos orbitais é vista da esquerda para a direita com início no canto superior esquerdo.

Subcamadas mais externas a serem preenchidas com elétrons



Cátions e Ânions dos Elementos Representativos

	1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A
1	1 H 1s ¹	2 He 1s ²											3 B 2s ² 2p ¹	4 C 2s ² 2p ²	5 N 2s ² 2p ³	6 O 2s ² 2p ⁴	7 F 2s ² 2p ⁵	18 Ar 3s ² 3p ⁶
2	3 Li 2s ¹	4 Be 2s ²											5 Al 3s ² 3p ¹	6 Si 3s ² 3p ²	7 P 3s ² 3p ³	8 S 3s ² 3p ⁴	9 Cl 3s ² 3p ⁵	10 Ne 2s ² 2p ⁶
3	11 Na 3s ¹	12 Mg 3s ²	3 B 2s ² 2p ¹	4 C 2s ² 2p ²	5 N 2s ² 2p ³	6 O 2s ² 2p ⁴	7 F 2s ² 2p ⁵	8 Ne 2s ² 2p ⁶					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
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 Ds 7s ² 6d ⁸	111 Rg 7s ² 6d ⁹	112 Cn 7s ² 6d ¹⁰	113 Nh 7s ² 7p ¹	114 Fl 7s ² 7p ²	115 Mc 7s ² 7p ³	116 Lv 7s ² 7p ⁴	117 Ts 7s ² 7p ⁵	118 Og 7s ² 7p ⁶

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

Configuração Eletrônica Condensada

Elemento	Configuração eletrônica	Metais Alcalinos Grupo 1A
Li	$1s^2 2s^1$	$[\text{He}]2s^1$
Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$[\text{Ne}]3s^1$
K	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	$[\text{Ar}]4s^1$
Rb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$	$[\text{Kr}]5s^1$
Cs	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$	$[\text{Xe}]6s^1$
Fr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 7s^1$	$[\text{Rn}]7s^1$

Carga Nuclear Efetiva (Z_{ef})

Carga Nuclear Efetiva (Z_{ef})

- ✓ A força de atração entre um elétron e o núcleo depende da **magnitude da carga nuclear** e da **distância** média entre o núcleo e o elétron.
- ✓ A força **aumenta** à medida que a **carga nuclear aumenta**, e **diminui** à medida que o elétron se move para **mais longe do núcleo**.
- ✓ Em um átomo polieletrônico, a situação é mais complicada.

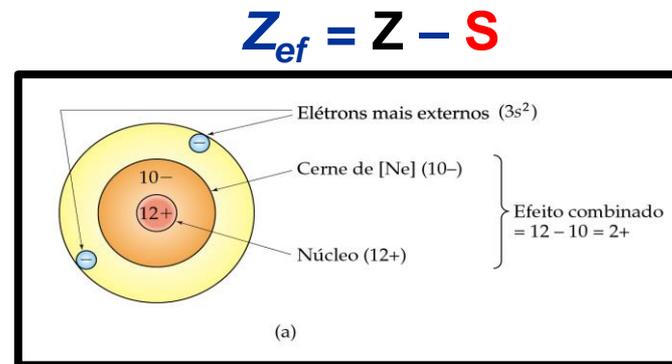
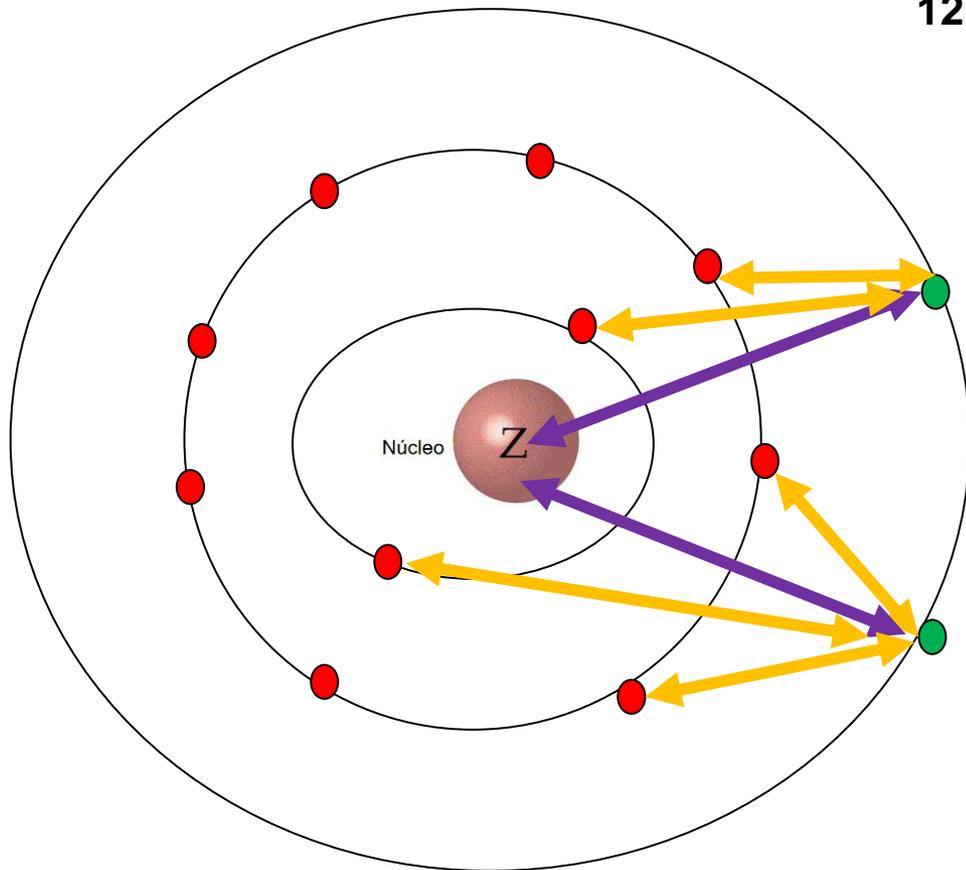
Carga Nuclear Efetiva (Z_{ef})

- ✓ Em um átomo polieletrônico cada elétron é **blindado** do núcleo pelos demais **elétrons internos**, sofrendo uma **atração líquida menor** do que sofreria se os outros elétrons não estivessem presentes.
- ✓ A Z_{ef} **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.

Uma Aproximação para Carga Nuclear Efetiva (Z_{ef})

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

S = elétrons protetores Z = número atômico



Regras de Slater para Z_{ef}

Para determinar Z_{ef} , os elétrons são divididos em grupos, em que a cada um corresponde uma constante de blindagem diferente:

(1s); (2s, 2p); (3s, 3p); (3d); (4s, 4p); (4d); (4f); (5s, 5p);
etc.

A blindagem difere conforme comparamos orbitais e suas formas respectivamente diferentes.

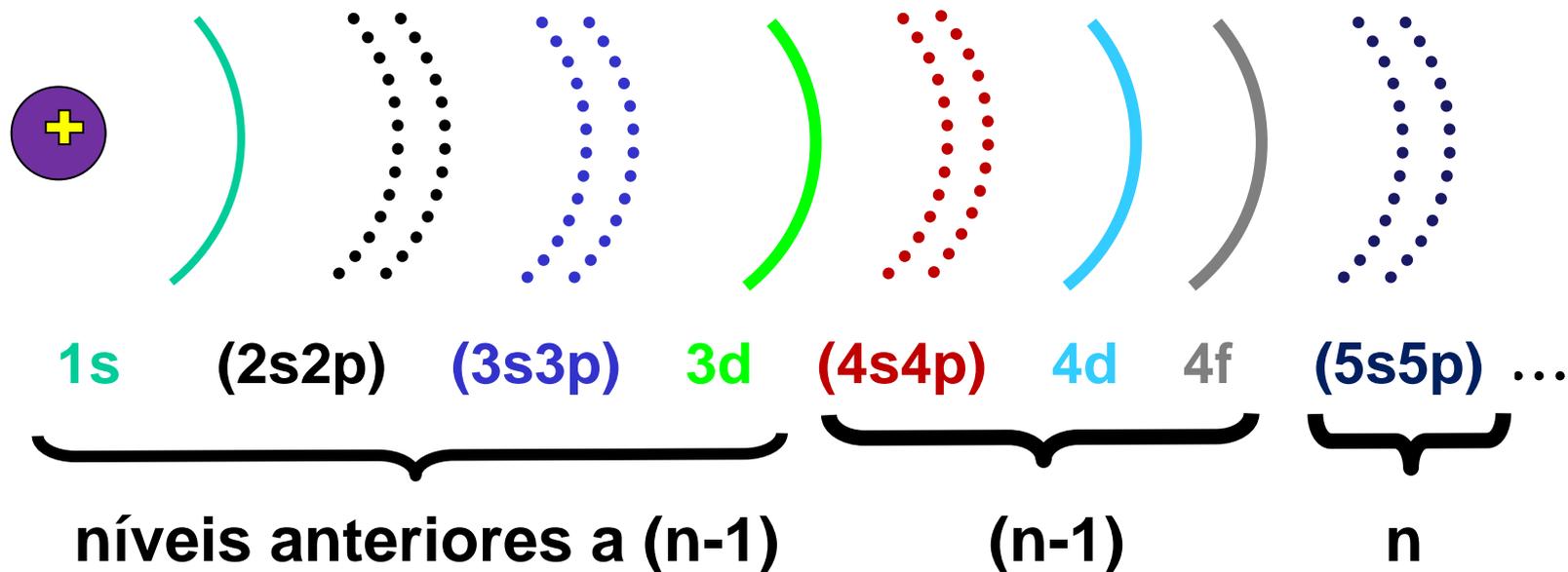
Regras de Slater para Z_{ef}

Para qualquer elétron de um dado grupo, a constante de blindagem S é a soma das seguintes parcelas:

- a) **zero** para qualquer grupo exterior ao elétron considerado.
- b) **0,35** para cada um dos outros elétrons do mesmo grupo que o elétron considerado, exceto no grupo 1s, no qual usa-se o valor **0,30**.
- c) Se o elétron considerado pertencer a um grupo (ns, np), cada elétron imediatamente anterior (do nível $n - 1$) contribui com **0,85**
- d) cada elétron dos níveis mais internos contribui com **1,00**.
- e) se o elétron considerado pertencer a um grupo (nd) ou (nf), cada elétron dos grupos mais internos contribui com **1,00**.

Regras de Slater para Z_{ef}

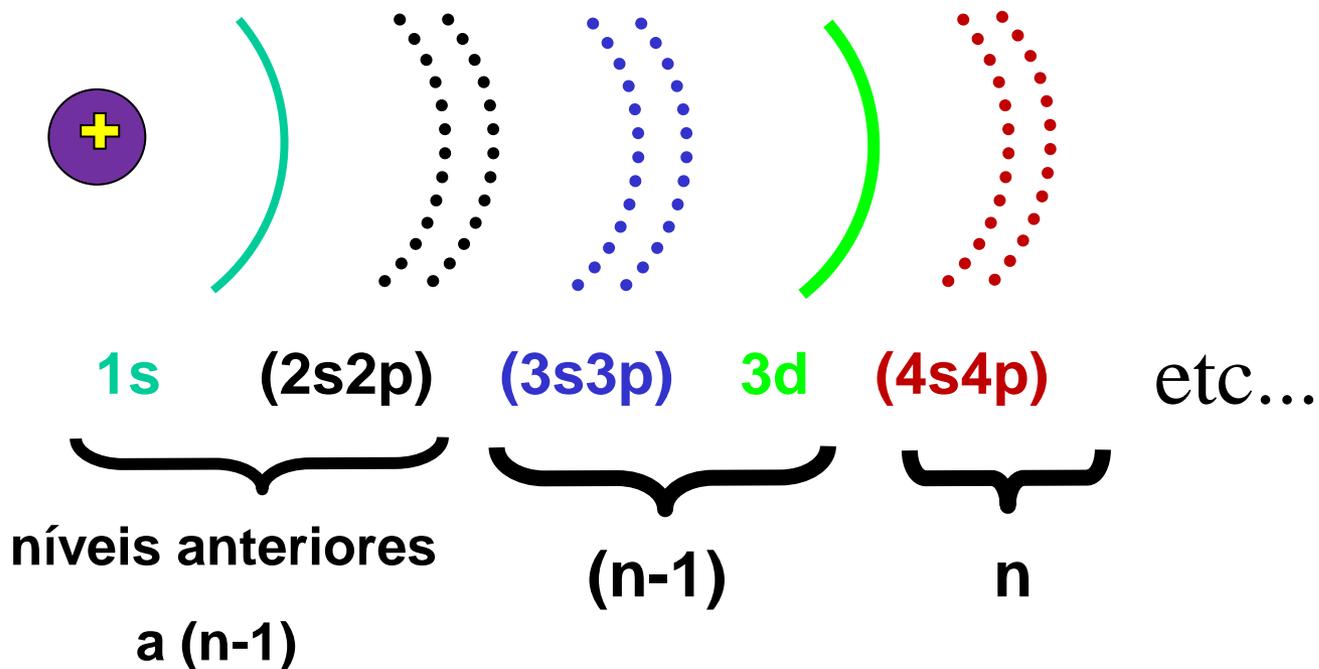
- a) As camadas eletrônicas são divididas nos seguintes grupos com o objetivo de calcular a constante de blindagem (S)



Os níveis ns e np estão sempre “agrupados”: nd e nf são separados

Regras de Slater para Z_{ef}

“As camadas eletrônicas são divididas nos seguintes grupos com o objetivo de calcular a constante de blindagem (S)”.



Exemplo 1:

Considere o elétron de valência no átomo de ${}_1\text{H}$ determine a Z_{ef} do elétron de valência.

Exemplo 2:

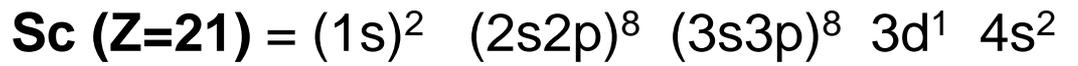
Considere o elétron de valência no átomo de ${}_2\text{He}$ determine a Z_{ef} do elétron de valência.

Exemplo 3:

Considere o elétron de valência no átomo de ${}_8\text{O}$ e determine a Z_{ef} do elétron de valência.



Exemplo 4:



Calcule a Z_{ef} do elétron 4s do átomo de ${}_{21}\text{Sc}$

Variação da Carga Nuclear Efetiva Que Atua Sobre o Elétron Mais Externo

Para elementos do mesmo grupo da tabela periódica:

Elemento	Li	Na	K	Rb	Cs
Z_{ef}	1,30	2,20	2,20	2,20	2,20

A Z_{ef} que atua sobre o elétron mais externo dos elementos do mesmo grupo da TP é aproximadamente a mesma;

Pois a medida **Z aumenta** os **S também aumentam** de cima para baixo no grupo;

Como os aumentos são aproximadamente iguais:
o valor de Z_{ef} é aproximadamente o mesmo.

Variação da Carga Nuclear Efetiva Que Atua Sobre o Elétron Mais Externo

Para elementos do mesmo Período da tabela periódica:

Elemento	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Z_{ef}	1,30	1,95	2,60	3,25	3,90	4,55	5,20	5,85

A Z_{ef} que atua sobre o elétron mais externo dos elementos do mesmo período da TP aumenta com o Z (da esquerda para a direita);

A medida que Z aumenta mais do que S da esquerda para a direita no período;

Favorecendo com que Z_{ef} aumente da esquerda para a direita no período.

Alguns Valores de Carga Nuclear Efetiva

Aumento da Z_{EF}

H 1.00						He 1.65		
Li 1.30	Be 1.95		B 2.60	C 3.25	N 3.90	O 4.55	F 5.20	Ne 5.85
Na 2.20	Mg 2.85		Al 3.50	Si 4.15	P 4.80	S 5.45	Cl 6.10	Ar 6.75
K 2.20	Ca 2.85		Ga 5.00	Ge 5.65	As 6.30	Se 6.95	Br 7.60	Kr 8.25
Rb 2.20	Sr 2.85		In 5.00	Sn 5.65	Sb 6.30	Te 6.95	I 7.60	Xe 8.25
Cs 2.20	Ba 2.85		Tl 5.00	Pb 5.65	Bi 6.30	Po 6.95	At 7.60	Fn 8.25

Aumento da Z_{EF}

Tabela Periódica
Propriedades Periódicas

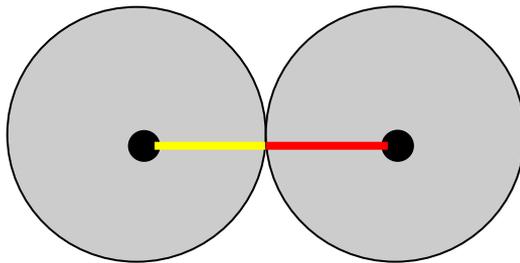
Propriedades Periódicas

As semelhanças nas propriedades dos elementos são consequências das semelhanças das configurações eletrônicas da camada de valência.

- Tamanho do Átomo/Íon ou Raio Atômico/Iônico;
- Energia de Ionização;
- Afinidade Eletrônica;
- Eletronegatividade;

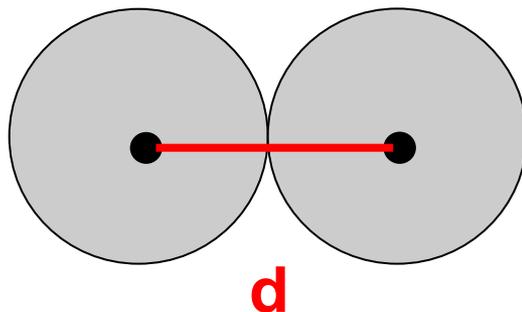
Tamanho (RAIO) dos Átomos e dos Íons

- ✓ A menor distância que separa dois núcleos durante as colisões equivale a duas vezes o raio dos átomos. Chamamos esse raio de *raio atômico não ligante* ou *raio de van der Waals*.



Tamanho (RAIO) dos Átomos e dos Íons

- ✓ Podemos também definir o raio atômico com base na distância **d** entre os núcleos de dois átomos.
- ✓ O **raio atômico covalente** (raio atômico ligante) para qualquer átomo em uma molécula é igual à metade da distância de ligação **d**.



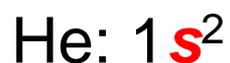
$$\text{Raio} = \frac{1}{2} d$$

Tamanho (RAIO) dos Átomos e dos Íons

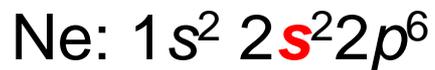
Quando “ n ” aumenta  tamanho do orbital aumenta

- ✓ Todos os orbitais **s** são esféricos e aumentam em tamanho quando n aumenta.

Exemplo:



1s



2s



3s

Tamanho (RAIO) dos Átomos e dos Íons

✓ Tendências periódicas dos raios atômicos.

Raio aumenta no período, da direita para a esquerda, porque a carga nuclear efetiva diminui.

Raio aumenta no grupo, de cima para baixo, porque o número quântico principal aumenta.

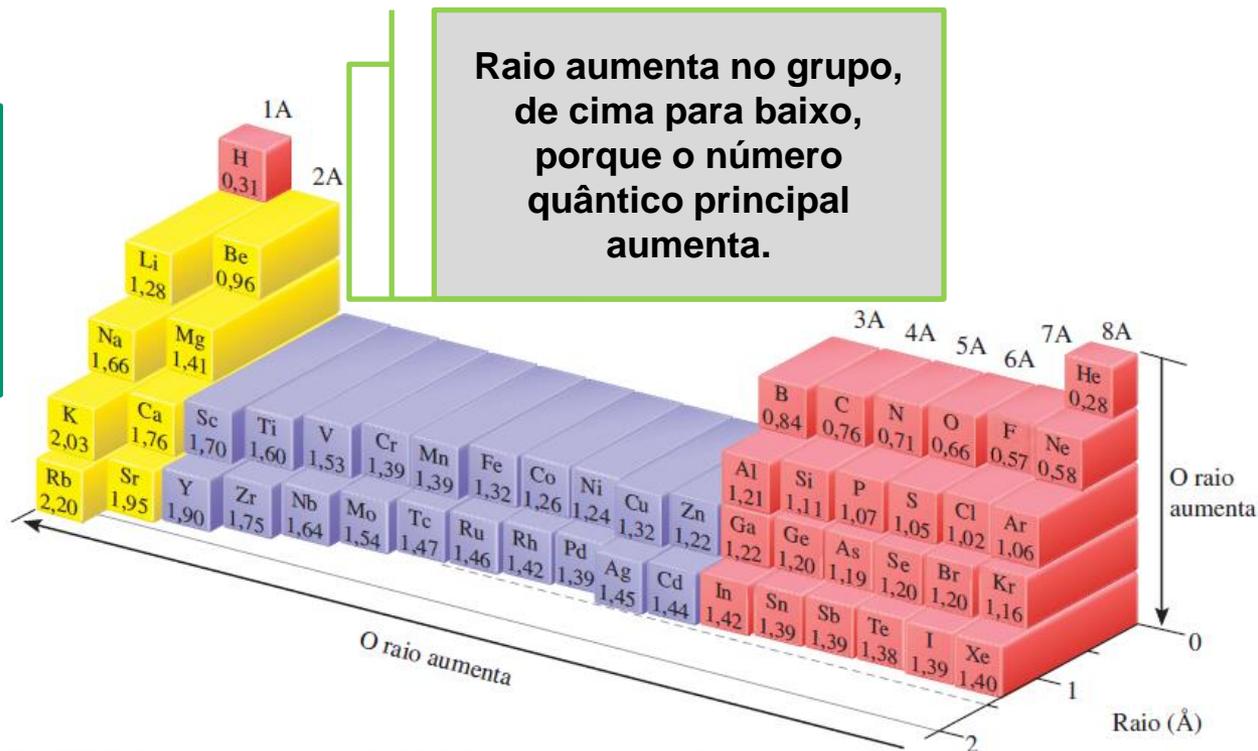
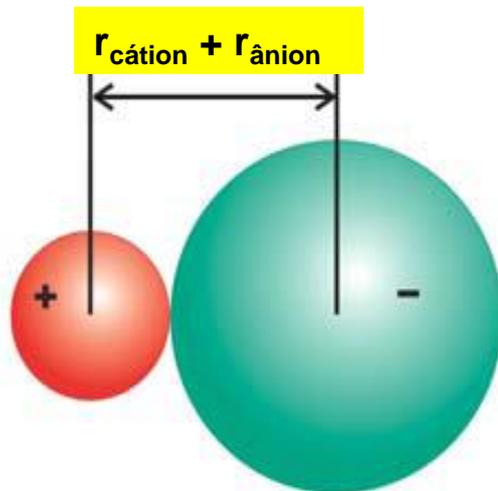


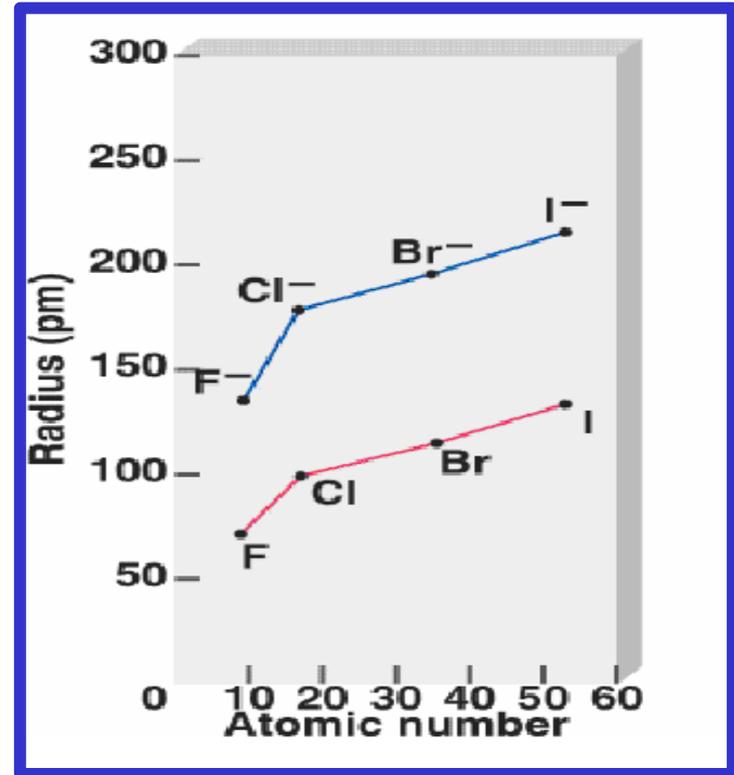
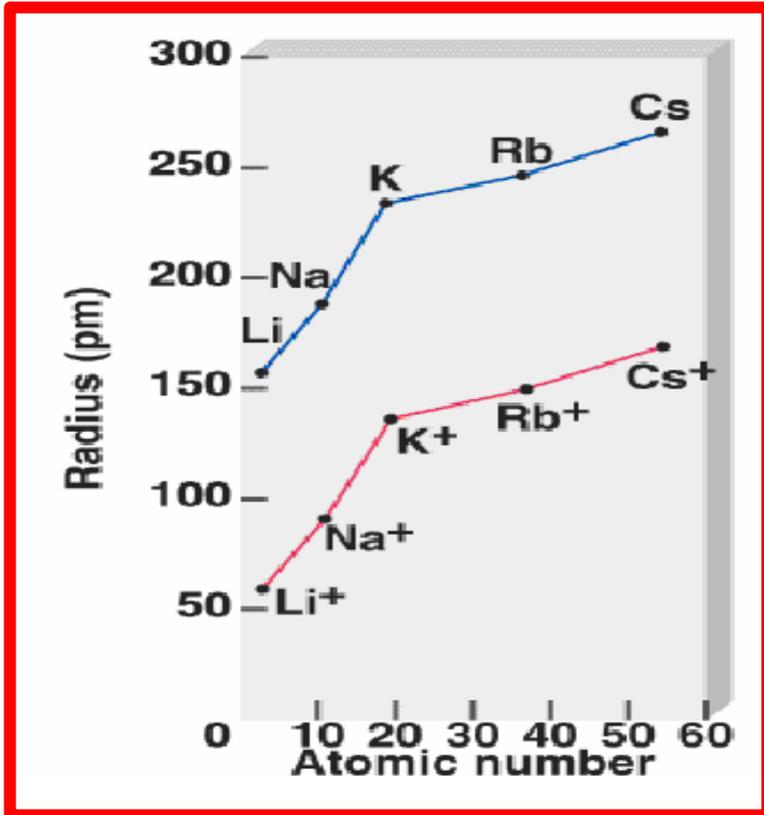
Figura 7.7 Tendências do raio atômico ligante para os períodos de 1 a 5.

Raio iônico

- Raio iônico de um elemento é a sua parte da distância entre íons vizinhos em um sólido iônico.
- ✓ A distância entre os centros de um cátion e um ânion vizinhos é a soma dos dois raios iônicos.



Comparação dos Raios Atômicos e Raios Iônicos



✓ O Raio do Cátion é sempre menor que o Raio do átomo Neutro de origem

✓ O Raio do Ânion é sempre maior que o Raio do átomo Neutro de origem

✓ Para íons de mesma carga, o tamanho do íon aumenta à medida que descemos em um grupo na tabela periódica.

Exemplo: Em cada caso, identifique a espécie que possui menor raio iônico:

a) S^{-2} ou O^{-2} ;

b) Ba^{+2} ou Ca^{2+} ;

Espécies Isoeletrônicas

“possuem o mesmo número de elétrons”.



Na^+ , Al^{3+} , F^- , O^{2-} e N^{3-} são todos isoeletrônicos

Exemplo envolvendo espécies Isoeletrônicas

Quando a carga nuclear aumenta em uma série isoeletrônica, os íons tornam-se menores:



ordem decrescente de RAIO IÔNICO



Configurações Eletrônicas dos Metais de Transição

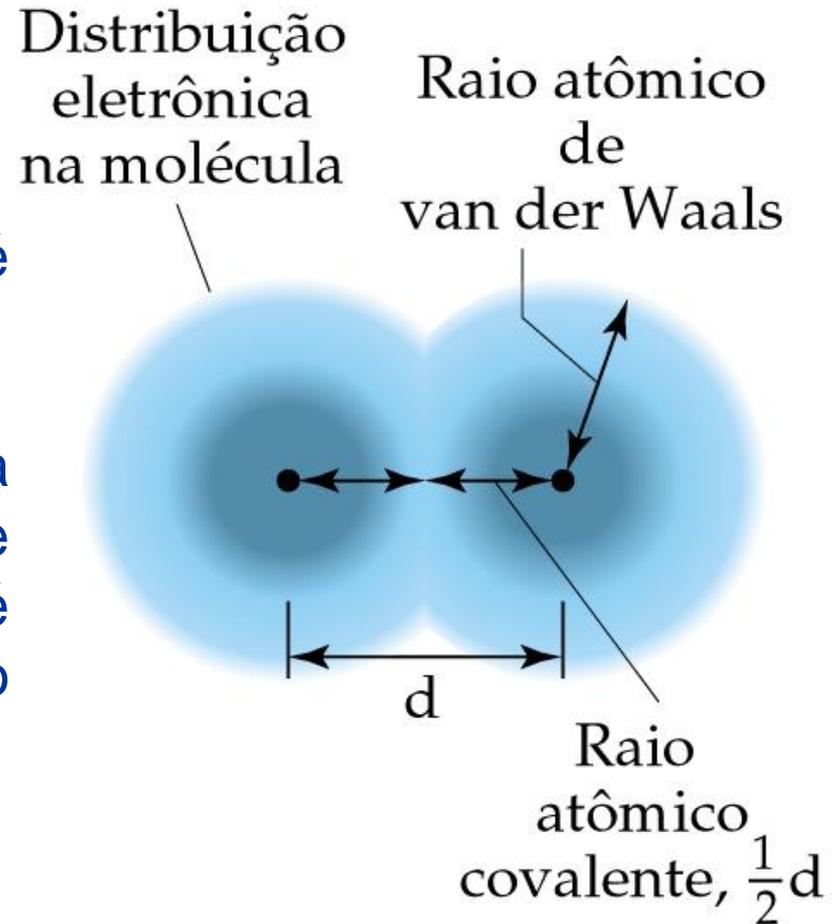
Quando um **cátion** é formado a partir de um metal de transição, os elétrons primeiramente removidos dos orbitais **ns** e, então dos orbitais **$(n - 1)d$** , conforme cada caso.

Exemplo:



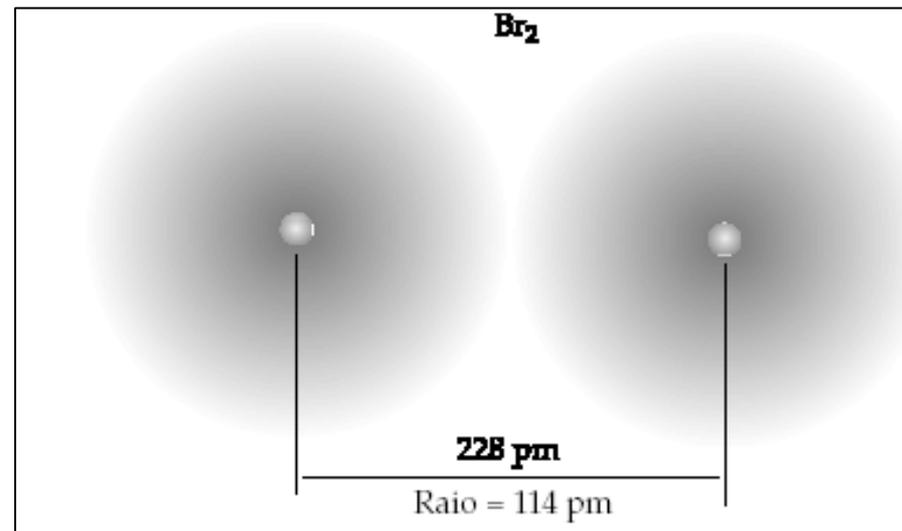
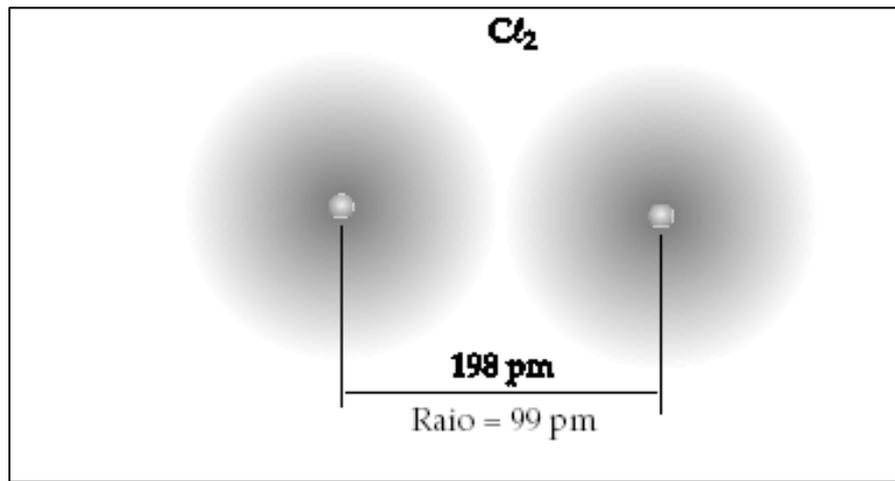
Tamanho dos átomos e dos íons: Comprimento ou Distância de Ligação

- 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.



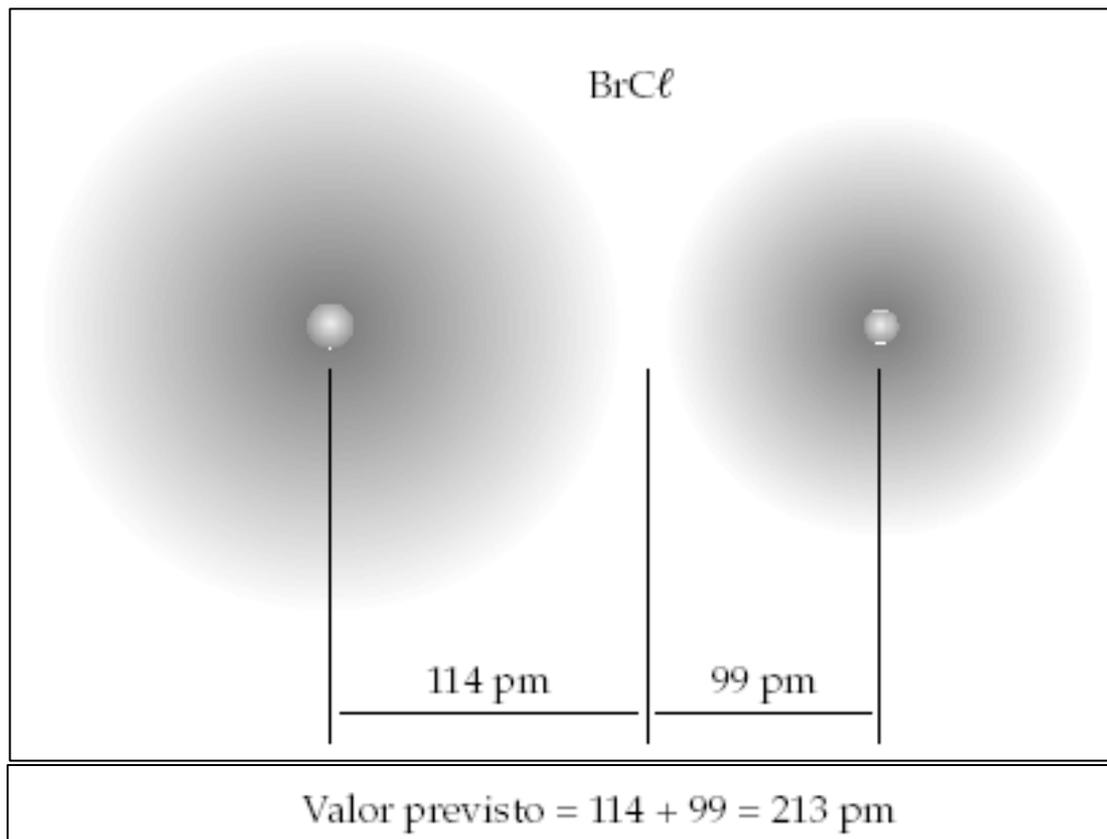
Exemplo:

Determinação do Raio Atômico do Cloro e do Bromo



Exemplo:

Previsão dos Comprimentos de Ligação



Previsão do comprimento de ligação entre Bromo e Cloro (Br-Cl) por meio do raio atômico de cada um.

Energia de ionização

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



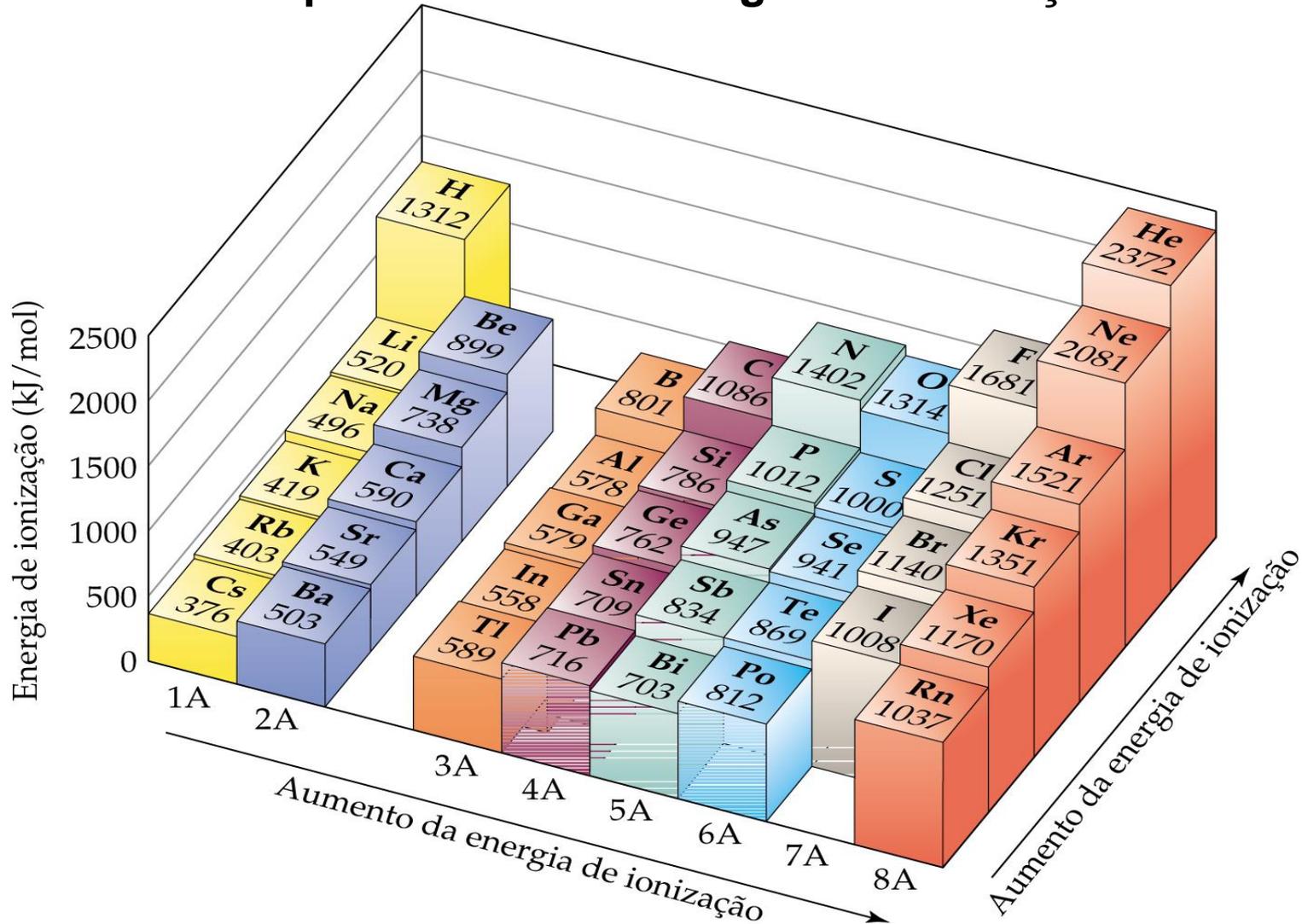
- A segunda energia de ionização, I_2 , é a energia necessária para remover um elétron de **um íon gasoso**:



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

Energia de ionização

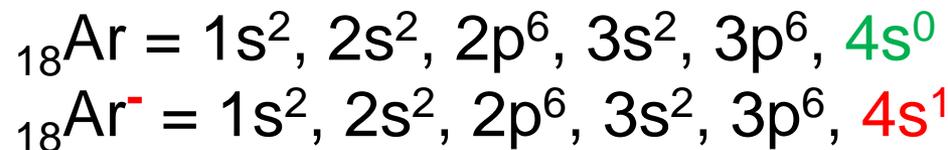
✓ Tendências periódicas das Energias de Ionização.



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:
$$\text{Cl}(g) + e^- \rightarrow \text{Cl}^-(g)$$
- A afinidade eletrônica pode ser tanto exotérmica (como o exemplo acima) quanto endotérmica (abaixo):





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

✓ Tendências
periódicas das
Afinidades
Eletrônicas

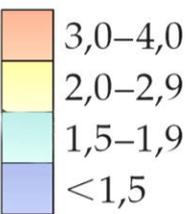
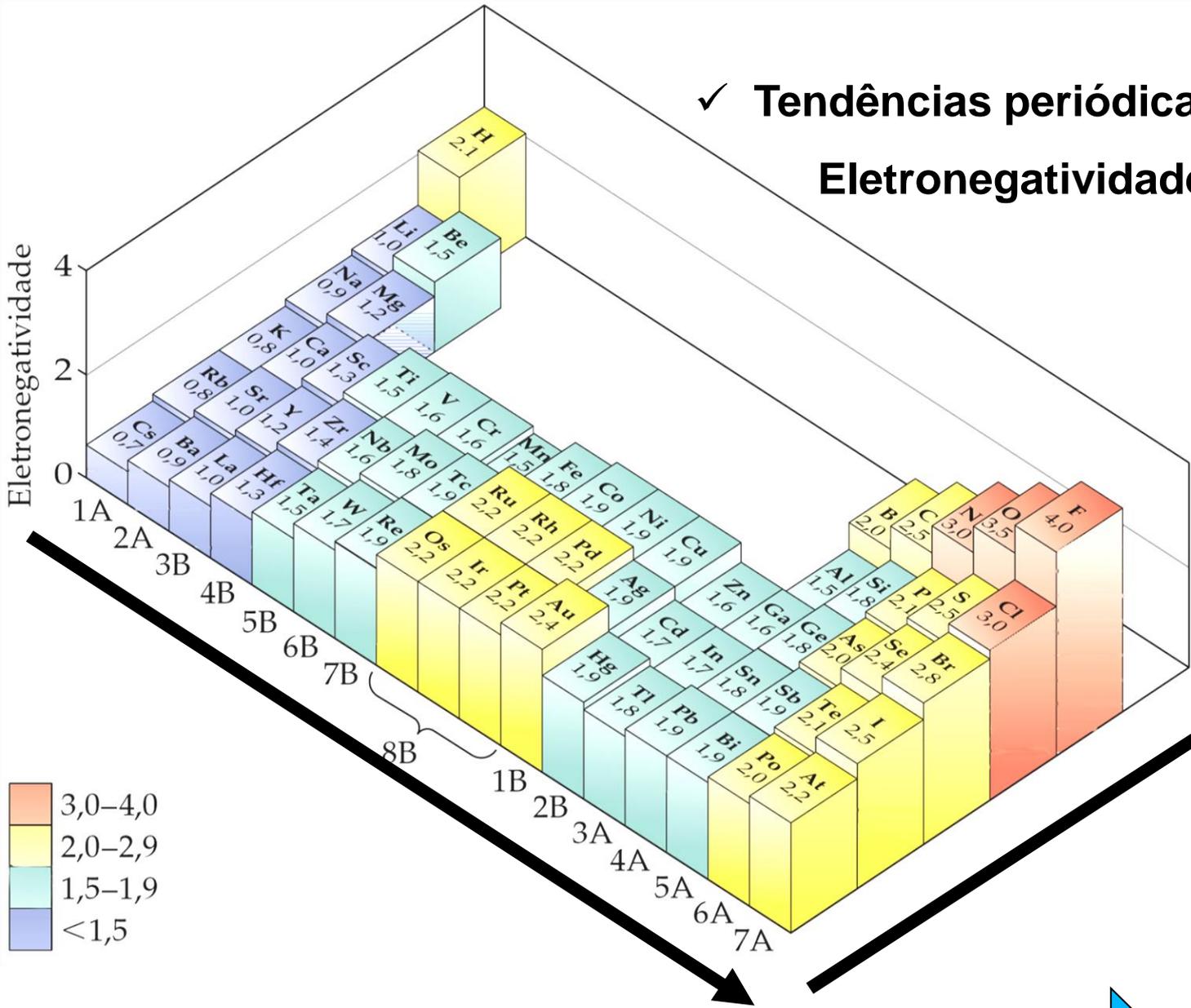
H -73							He >0
Li -60	Be >0	B -27	C -122	N >0	O -141	F -328	Ne >0
Na -53	Mg >0	Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar >0
K -48	Ca -2	Ga -30	Ge -119	As -78	Se -195	Br -325	Kr >0
Rb -47	Sr -5	In -30	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe >0
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A

Aumento da A.E.

Eletronegatividade

- **Eletronegatividade:** é a habilidade de um átomo de atrair elétrons para si *em certa molécula*.
- Pauling estabeleceu as eletronegatividades em uma escala de **0,7 (Cs)** a **4,0 (F)**.
- A eletronegatividade aumenta:
 - ao longo de um período
 - ao **subirmos** em um grupo.

✓ Tendências periódicas da
Eletronegatividade.



F ; O ; N ; Cl ; Br ; I ; S ; C ; P ; H (ordem decrescente)

Bibliografia:

BROWN, Theodore L.; LEMAY JR., H. Eugene; BURSTEN, Bruce E.; BURDGE, Julia R. Química: A Ciência Central. 9 ed. São Paulo: Editora Pearson Prentice Hall Inc., 2005.

BROWN, Theodore L. et al. **Química: a ciência central.** 13. ed. São Paulo, SP: Pearson, 2016.

Chang R. Goldsby K. Química 11ª edição, Porto Alegre, AMGH, 2013.

MAIA, Daltamir Justino e BIANCHI, J. C. de A. Química geral. 1 ed. São Paulo: Pearson, 2007.

KOTZ, John C.; TREICHEL JR., Paul M.; WEAVER, Gabriela C. **Química Geral e Reações Químicas - Vol. 1.** 6 ed. São Paulo: Editora Cengage Learning, 2009.

ATKINS, Peter; JONES, Loretta. **Princípios de Química: Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente.** 5 ed. Porto Alegre: Editora Bookman, 2012.

BROWN, L.S. e HOLME, T.A.; **Química geral aplicada à engenharia.** Tradução: Maria Lucia Godinho de Oliveira. Revisão técnica: Robson Mendes Matos. São Paulo: Cengage Learning, 2009.

Raymond Chang, Trad. 4.ed. Maria J. F. Rebelo, et. All. **Química Geral - Conceitos Essenciais,** Porto Alegre, AMGH, 2010.