

Química

Tabela e propriedades periódicas

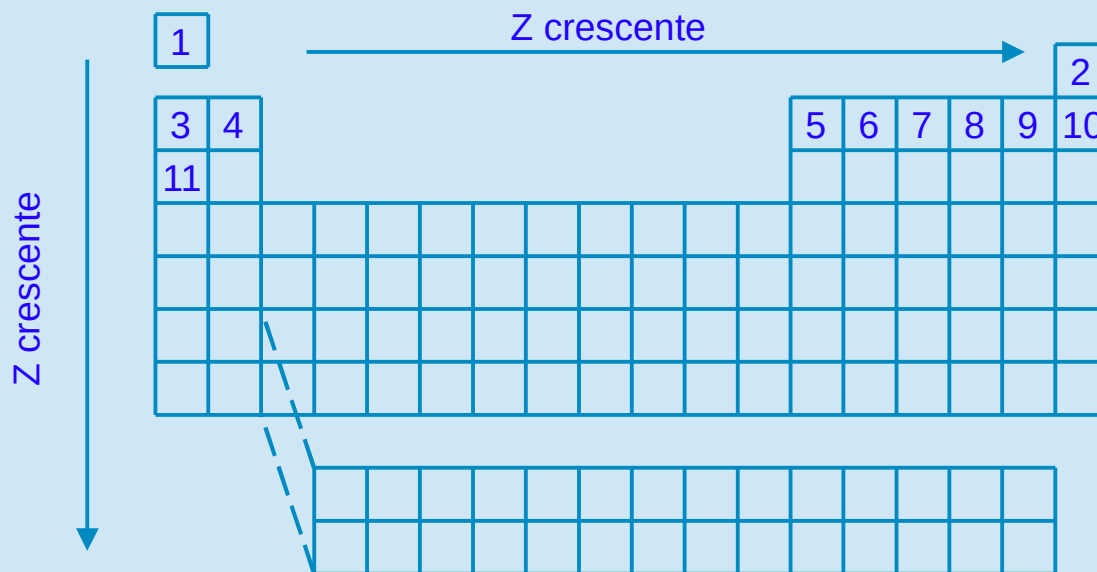
Prof. Diego J. Raposo

UPE – Poli

2025.2

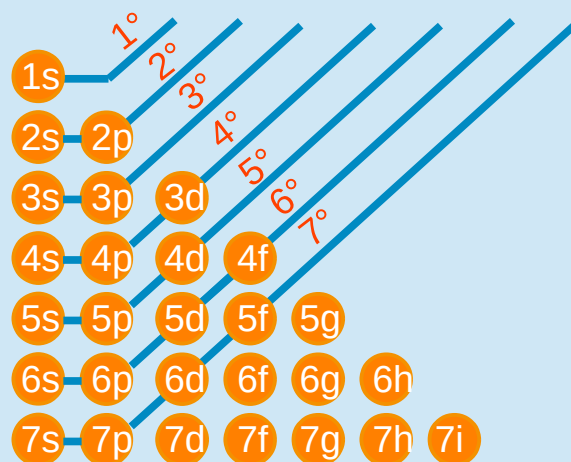
Introdução

- A tabela periódica sistematiza **padrões** de propriedades físicas e químicas dos seus 118 elementos;
- Muito desses padrões remetem diretamente às **configurações eletrônicas** dos mesmos.
- Ordenamento: átomos de cada elemento são ordenados em **ordem crescente de Z**, da esquerda para a direita:



Períodos (linhas)

- Indicam **n de camada mais externa**. Quando fecham 2 elétrons na camada K, ou 8 elétrons nas outras camadas, passa para a linha seguinte.



Período

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

Camada mais externa	n
K	1
L	2
M	3
N	4
O	5
P	6
Q	7

Note que assim que são completados 8 elétrons na camada mais externa, passa-se para outra linha

Blocos

- Indicam qual é o **subnível mais energético (logo seu valor de l)**.
- Se separarmos os orbitais com mesmo l (ou seja, s, p, d e f) e separarmos em colunas iguais:

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

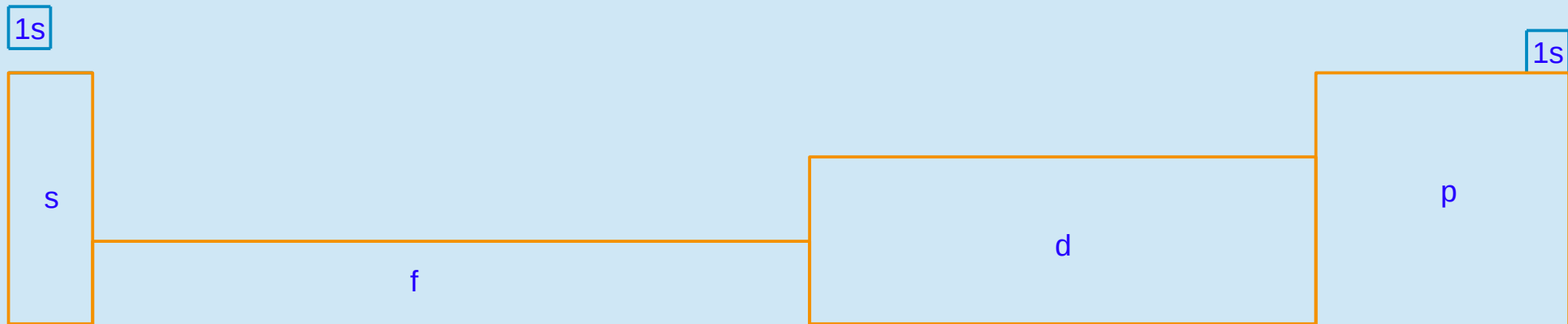
Blocos

- Indicam qual é o **subnível mais energético** (logo seu valor de l).
- Se separarmos os orbitais com mesmo l (ou seja, s, p, d e f) e separarmos em colunas iguais:

[illegible]

Blocos

- Indicam qual é o **subnível mais energético (logo seu valor de l)**.
- Se separarmos os orbitais com mesmo l (ou seja, s, p, d e f) e separarmos em colunas iguais:



Embora o H e o He possam ser colocados no bloco s (acima do Li e do Be respectivamente), suas propriedades os mantêm fora desses blocos. O hidrogênio é separado por possuir propriedades de diferentes grupos, e o hélio é um gás nobre. Eles são anômalos porque ambos tem seus elétrons na camada que possui menos elétrons que as outras, abaixo dos 8 necessários para a estabilidade: a camada K

Blocos

- Essa forma da tabela reflete a sequência de preenchimento dos orbitais segundo a regra de Bohr:

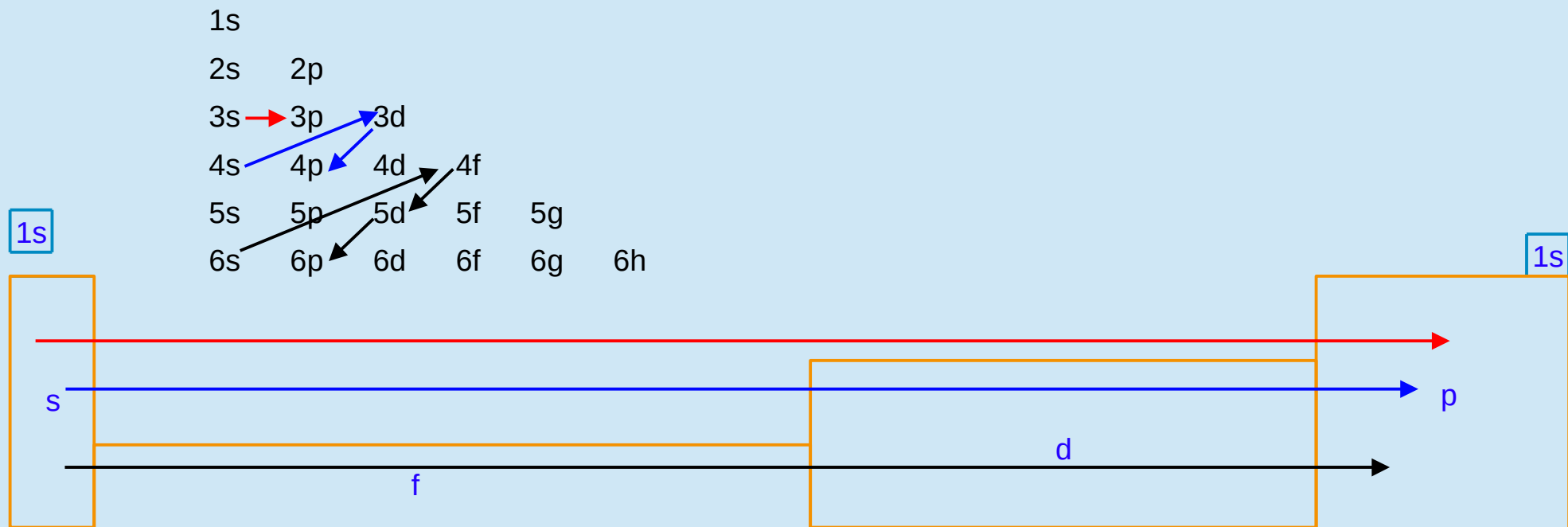
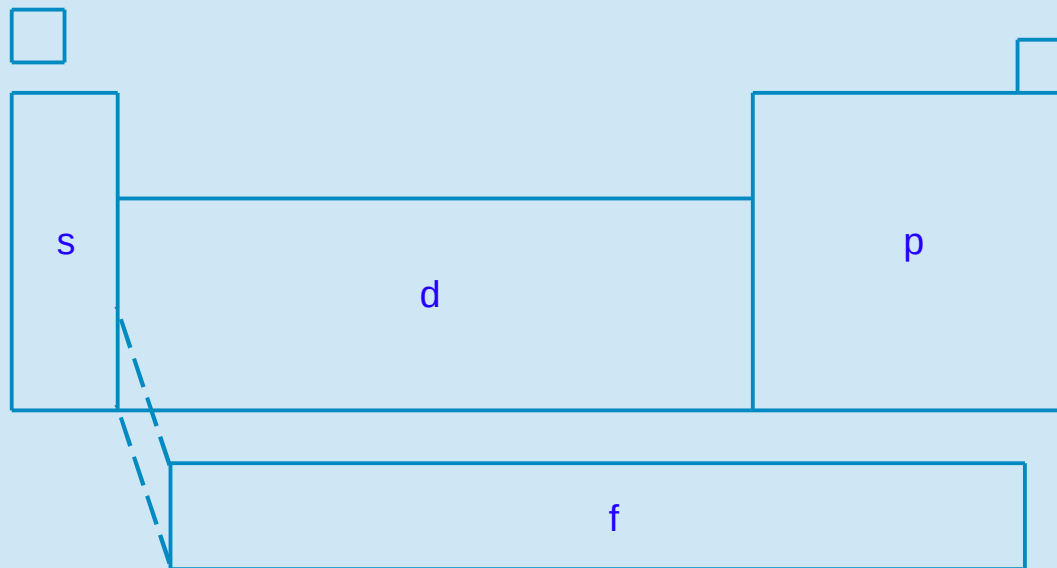


Tabela na ordem do preenchimento dos blocos

Blocos

- A forma condensada é a mais popular: o bloco f é removido para baixo da tabela.

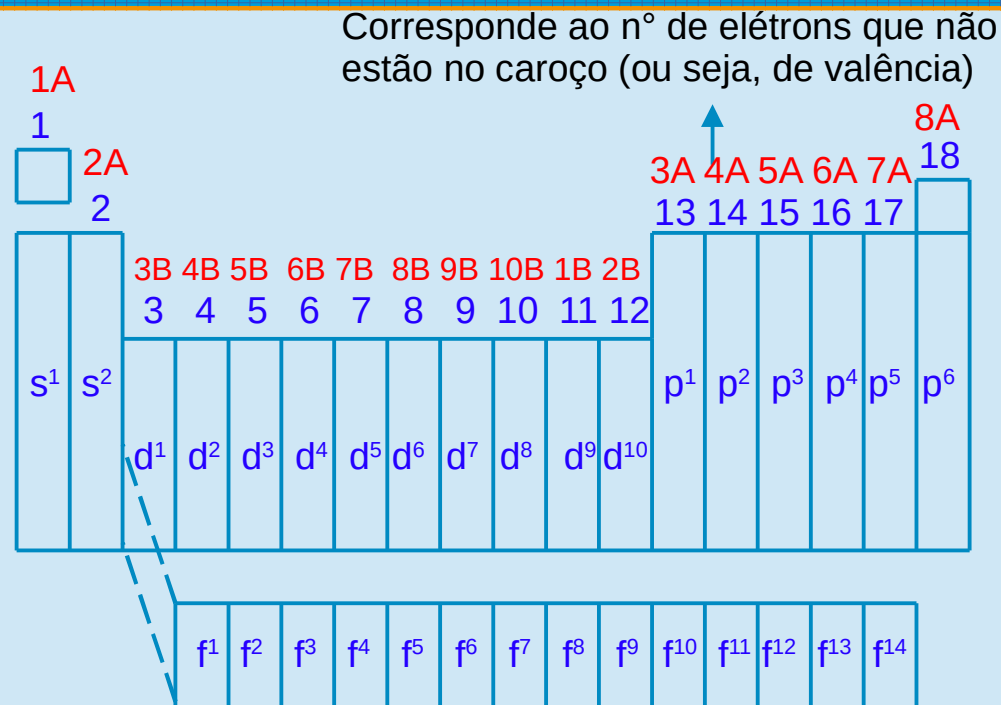


Columnas

- As colunas/grupos refletem quantos elétrons há no **subnível mais energético**;
- Como elementos de uma coluna possuem propriedades físicas e químicas similares, são tipicamente chamadas de famílias;
- As colunas são numeradas de 1 a 18.
- Metais possuem propriedades similares, mesmo em colunas diferentes. São eles os metais de transição externa (bloco d) e interna (bloco f).

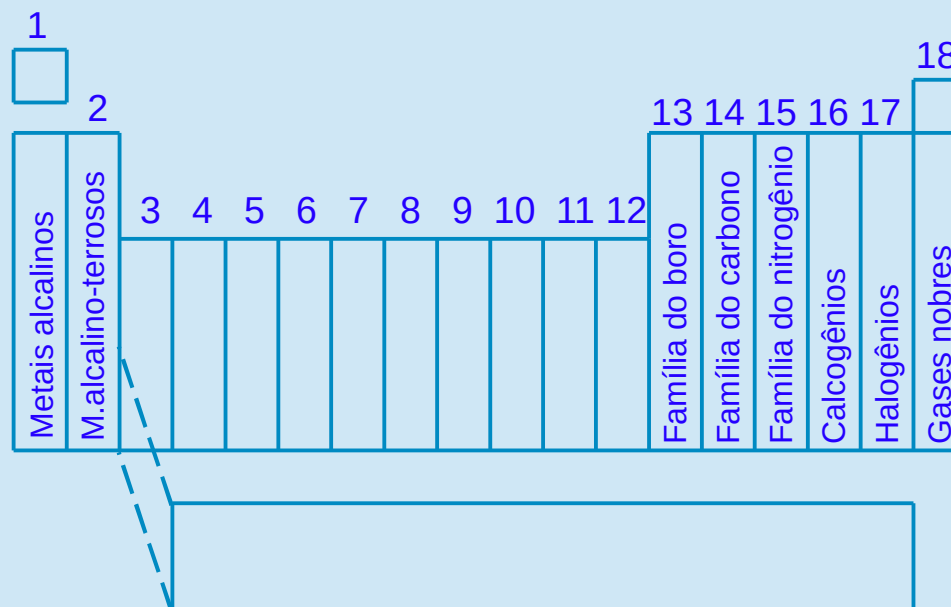
Note que no bloco p: número de elétrons no subnível mais energético = nº do grupo – 12 (devido ao preenchimento dos orbitais s e d previamente realizado: 2 + 10)

Note que no bloco d: número de elétrons no subnível mais energético = n° do grupo – 2 (devido ao preenchimento do orbital s previamente realizado)

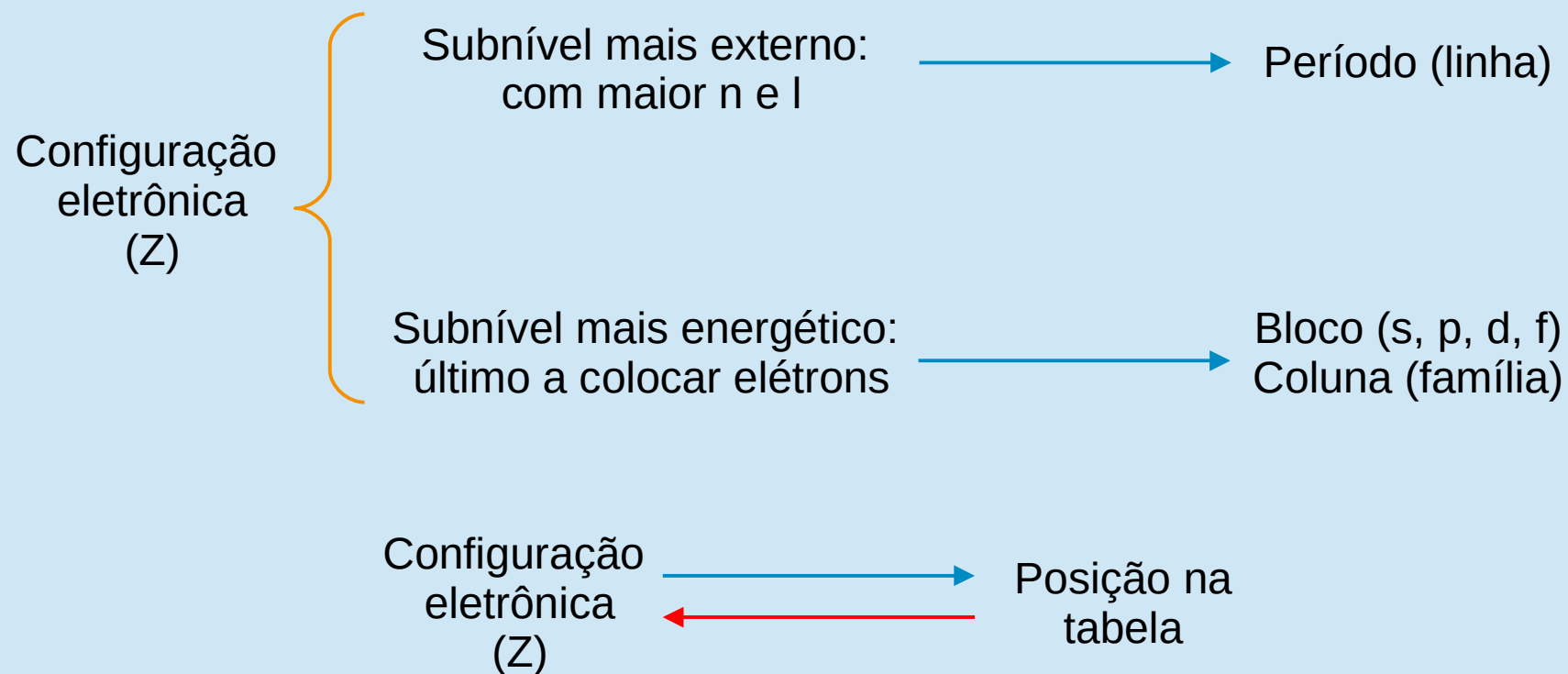


Colunas

- Algumas famílias têm nomes especiais, como os metais alcalinos ou os halogênios;
- Embora elementos de uma mesma coluna compartilhem muitas propriedades químicas, eles ainda são diferentes, pois as interações dos elétrons mais externos (que são em mesmo número numa família) mudam com o aumento de Z (de cima para baixo).
- Por isso o Cl é gás, o Br é líquido e o I é sólido em condições ambientes, por exemplo. Mas ambos formam sais com o Na da mesma forma: NaCl, NaBr e NaI.



Resumo



Posição de elemento na tabela

- A partir da configuração eletrônica de um átomo podemos determinar sua posição (linha e coluna) na tabela periódica. Basta avaliar os subníveis mais energético e mais externo.
- O contrário também é possível: dada a posição na tabela, a configuração eletrônica pode ser determinada (**próximo slide**).
- Algumas exceções a regra de Bohr existem em elementos dos blocos d e f. Mas não vamos lidar com esses casos e focar mais nos blocos s e p.

O ($Z = 8$): $1s^2 2s^2 2p^4$

Subnível mais externo = $2p$
 logo pertence ao 2º período
 Subnível mais energético = p
 logo pertence ao bloco p
 Subnível mais energético = $2p^4$
 logo pertence ao grupo $4 + 12 = 16$

1º	1	2															18
2º																	
3º			3	4	5	6	7	8	9	10	11	12					
4º																	
5º																	
6º																	
7º																	

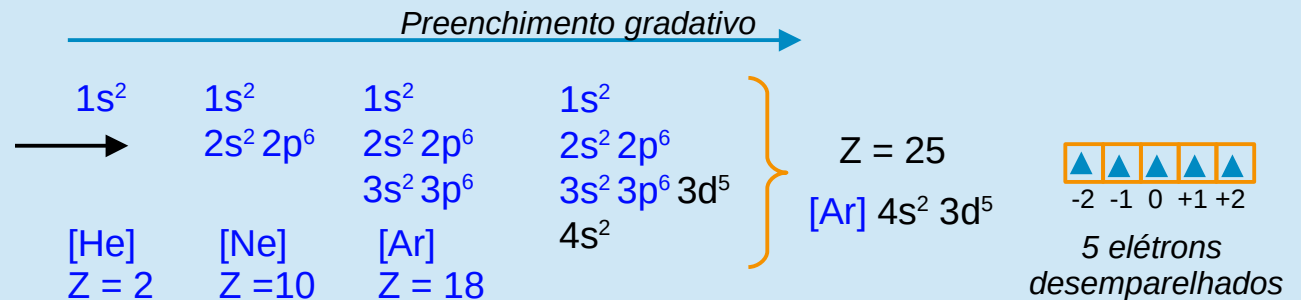
Faça o mesmo para o Zn ($Z = 30$)

Da posição a configuração

- Podemos observar a posição de um elemento na tabela e determinar sua configuração eletrônica, seguindo a regra de Bohr até chegar aos subníveis mais energético e mais externo desejados;
- Com a configuração pode-se calcular o Z e o número de elétrons desemparelhados, por exemplo.

1°	1																	18
2°		2																
3°			3	4	5	6	7	8	9	10	11	12						
4°							Cr											
5°																		
6°																		
7°																		

4° Período: subnível mais externo com $n = 4$
 Grupo 7: bloco d, subnível mais energético d^5



Exercícios

1) Recorrendo a tabela periódica como guia, escreva *a)* o número atômico, *b)* a configuração condensada e *c)* determine o número de elétrons desemparelhados para o estado fundamental de:

a) Br (4.^a linha, coluna 17);

b) Ga (4.^a. linha, coluna 13);

c) Bi (6.^a. linha, coluna 15).

2) Localize os elementos na tabela periódica:

a) elementos com configuração eletrônica na camada de valência $ns^2 np^5$;

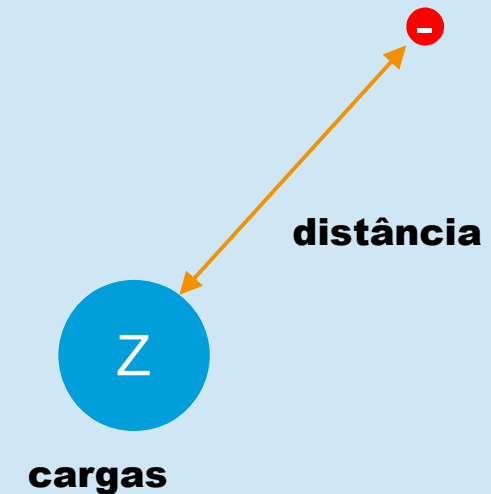
b) elementos com três elétrons np desemparelhados;

c) um elemento cujos elétrons de valência são $4s^2 4p^1$;

d) elementos do bloco d.

Elétrons de valência

- Como vimos, há dois tipos de elétrons:
 - Elétrons do caroço (configuração de gás nobre);
 - Elétrons de valência (todos os outros).
- A força de atração entre elétrons de valência e o núcleo determina muitas das propriedades dos elementos, inclusive o grau e o tipo de reatividade;
- Sendo uma força eletrostática, ela depende de dois fatores:
 - Da **distância** média dos elétrons de valência ao núcleo;
 - Da **carga** que efetivamente os elétrons de valência sentem ao interagir com o núcleo.
- Através desses dois fatores também podemos entender e fazer previsões com os padrões evidenciados pela tabela periódica: as chamadas [propriedades periódicas](#).



Carga nuclear efetiva

- Em átomos com um elétron a energia só depende de n e de Z , o número de prótons (cargas positivas) no núcleo:

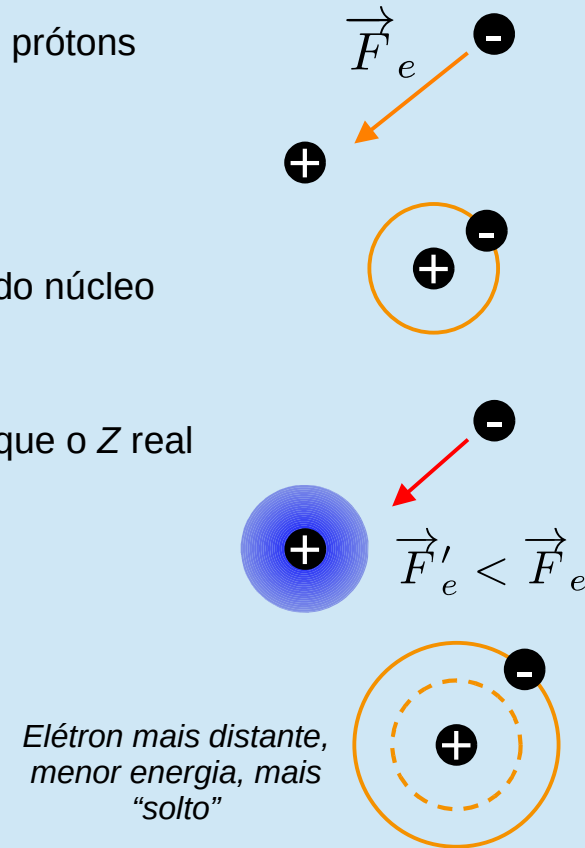
$$E = -\frac{13,6 \text{ eV}}{n^2} Z^2 \xrightarrow{Z=1} E = -\frac{13,6 \text{ eV}}{n^2}$$

- Em átomos com mais de um elétron a presença de elétrons mais próximos do núcleo blinda-o dos mais distantes;
- Assim, esses elétrons "sentem" uma carga efetiva menor que Z , Z_{ef} , menor que o Z real por um fator de blindagem S :

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

- A energia desse elétron depende agora deste Z_{ef} :

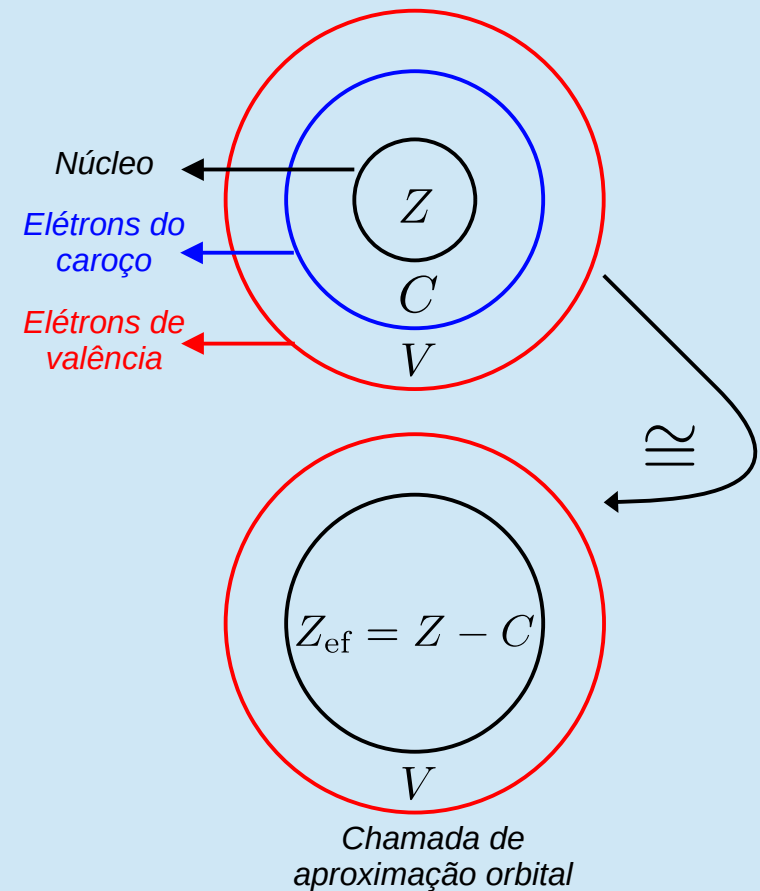
$$E = -\frac{13,6 \text{ eV}}{n^2} Z_{\text{ef}}^2$$



Carga nuclear efetiva

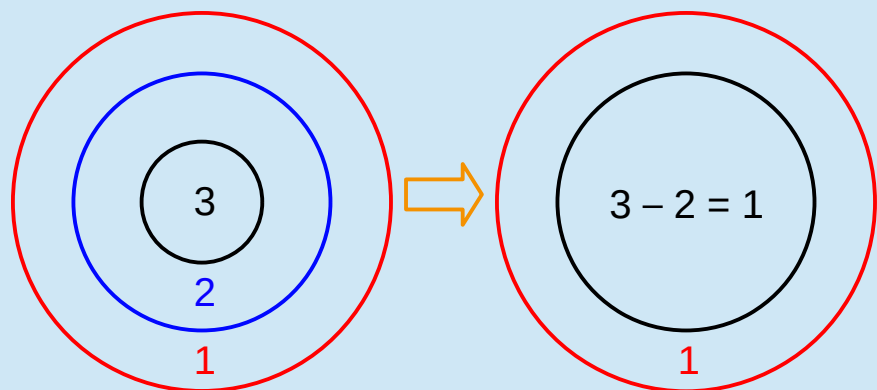
- Essa blindagem se deve a **penetração** de subníveis em um mesmo nível, e a elétrons em orbitais com menor energia que a do elétron no orbital mais distante;
- Elétrons do caroço (C) blindam fortemente o núcleo dos elétrons de valência (V). Em certo nível de aproximação podemos dizer que a carga nuclear, para os elétrons de valência, é subtraída da carga dos elétrons do caroço: ou seja, equivale a um átomo hidrogenóide (de um elétron) com carga nuclear Z_{ef} ao invés de Z :

$$Z_{\text{ef}} \cong Z - C$$



Carga nuclear efetiva

- Ex.: Li (Z = 3): $1s^2$ → *Elétrons do caroço (He)*
 $2s^1$ → *Elétrons de valência*



$$E = -\frac{13,6 \text{ eV}}{n^2} Z_{\text{ef}}^2$$

Linha → Z_{ef} aumenta, n constante
 E diminui --> Força aumenta
 coluna → Z_{ef} constante, n aumenta
 E aumenta --> força diminui

- Ex.: Be (Z = 4): $1s^2 2s^2$

$$Z_{\text{ef}} = 4 - 2 = 2$$

- Na (Z = 11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

$$Z_{\text{ef}} = 11 - 10 = 1$$

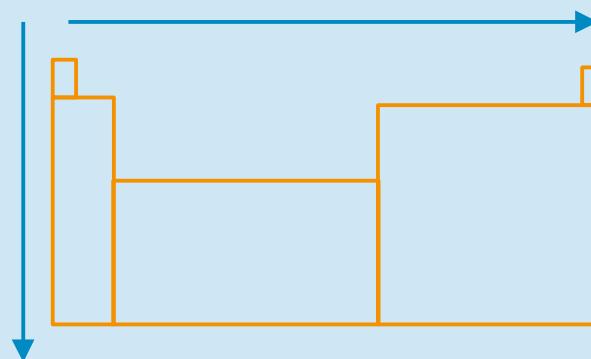
Li	Be
Na	Mg
K	Ca

1	

1	2
1	2
1	2

Note que Z_{ef} é igual ao número de elétrons de valência (átomos neutros)

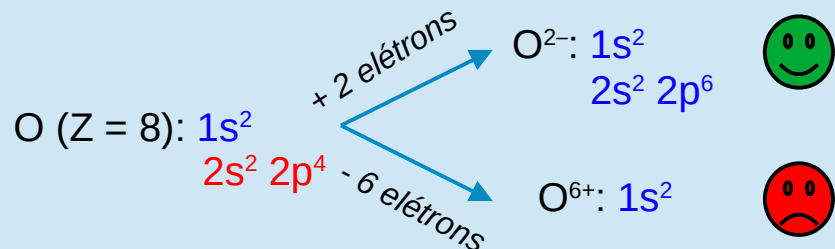
distância aumenta
Força diminui



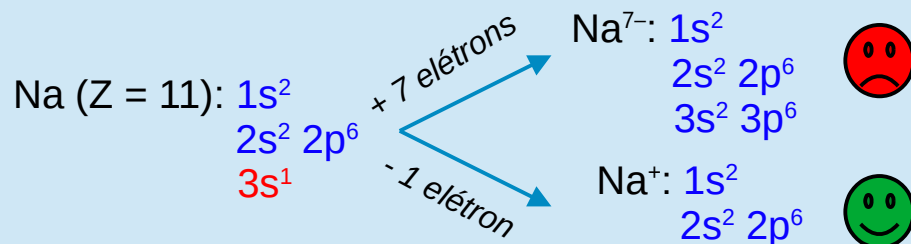
Carga aumenta
Força aumenta

Configurações eletrônicas de íons

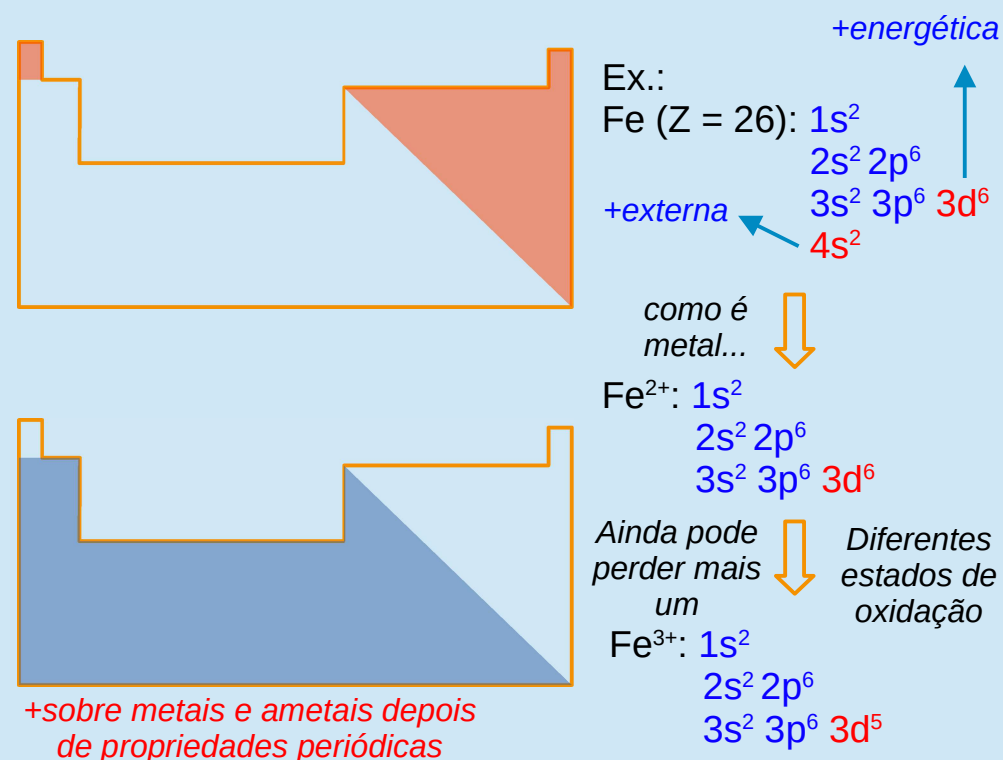
- Para adquirir configuração eletrônica de gás nobre, alguns elementos tendem a perder ou ganhar elétrons, dependendo do que é mais fácil:



Ametais: tendência a formar *ânions*
(elétrons acrescentados no **subnível + energético**)

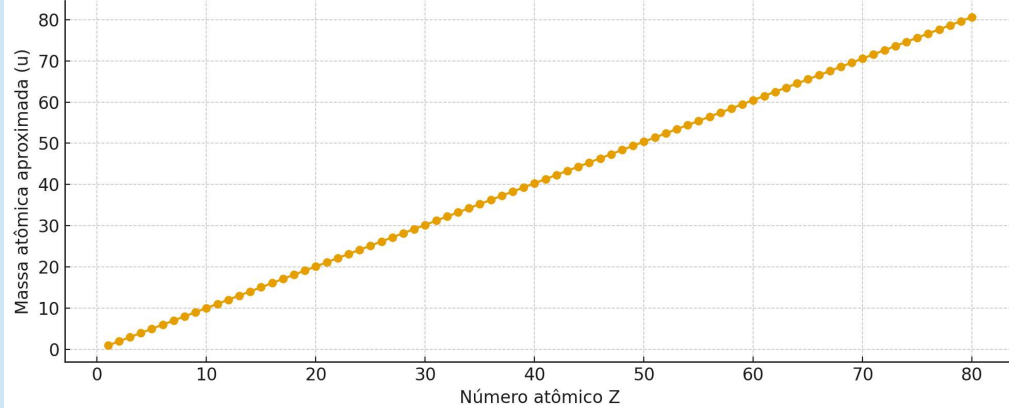


Metais: tendência a formar *cátions*
(elétrons retirados do **subnível + externo**)



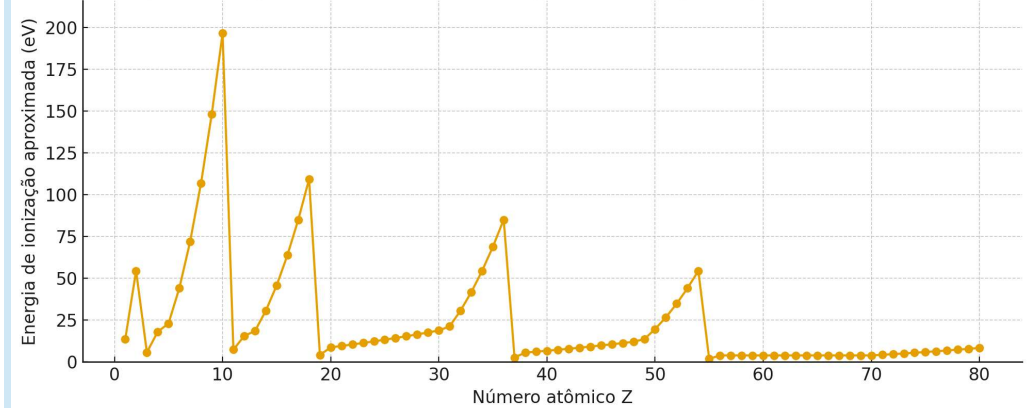
Propriedades periódicas

Propriedade não-periódica: Massa atômica aproximada vs Z (1-80)



Propriedade não-periódica:
independe do período

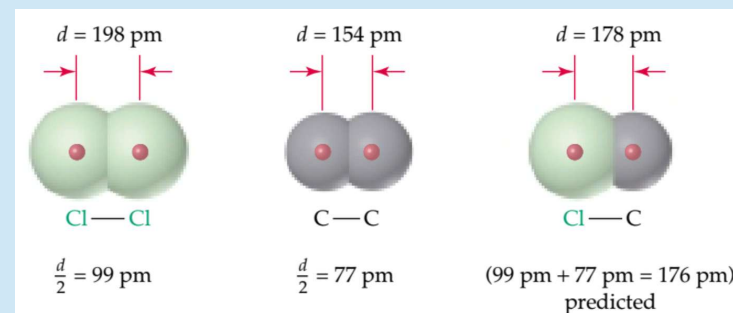
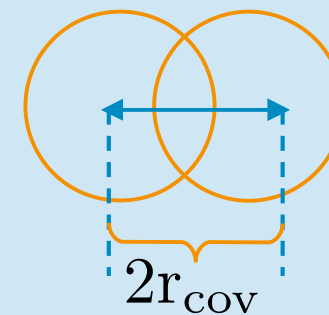
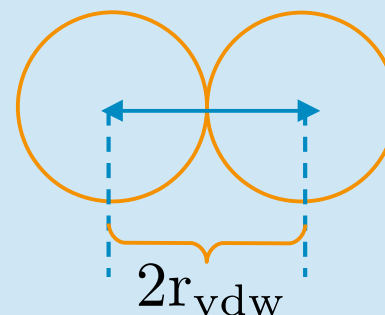
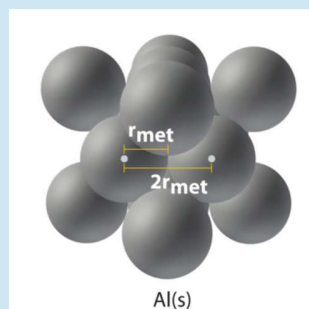
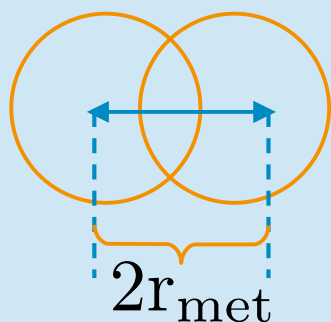
Propriedade periódica: Primeira energia de ionização (aprox., eV) vs Z (1-80)



Propriedade periódica:
depende do período

Raio atômico

- Obtido a partir da distância entre os núcleos, a depender da **presença de ligação** entre eles, e do **tipo de ligação**.
- Átomos neutros:
 - a) Não ligados (gases nobres): raios de van der Waals;
 - b) Ligados:
 - Covalente;
 - Metálico.



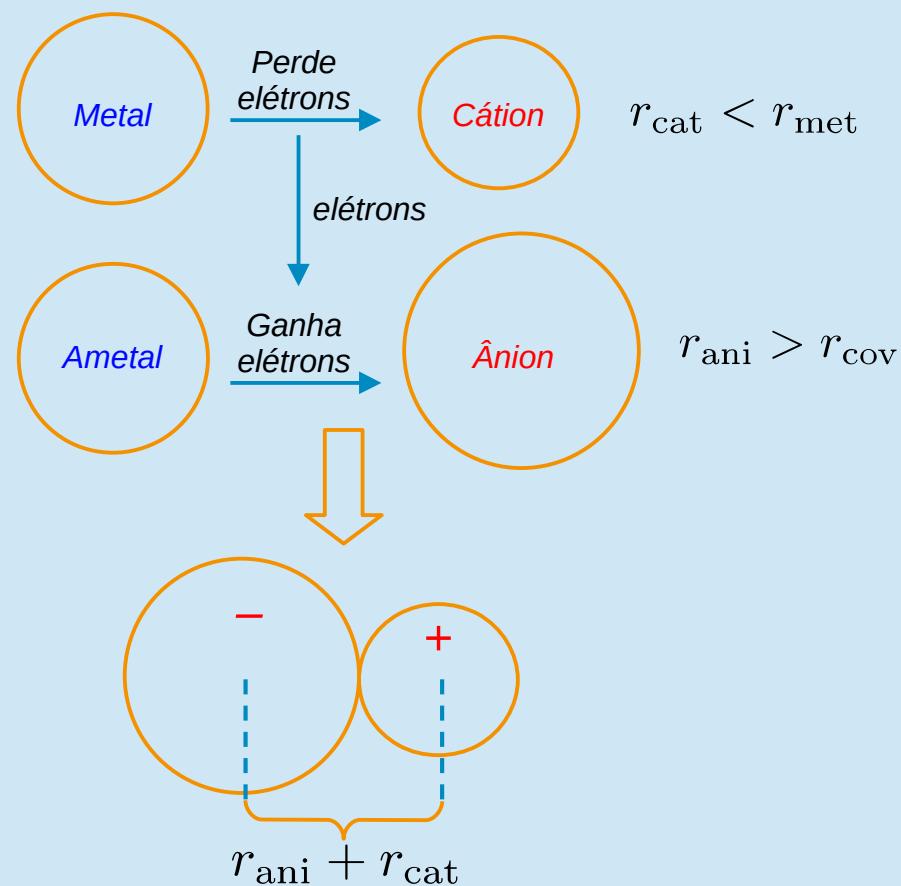
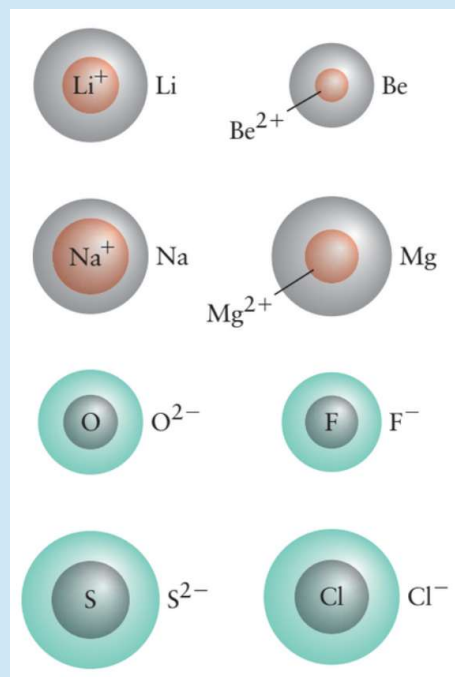
$$r_{\text{cov}} < r_{\text{met}} < r_{\text{vdw}}$$

Raio atômico

- Obtido a partir da distância entre os núcleos, a depender da **presença de ligação** entre eles, e do **tipo de ligação**.

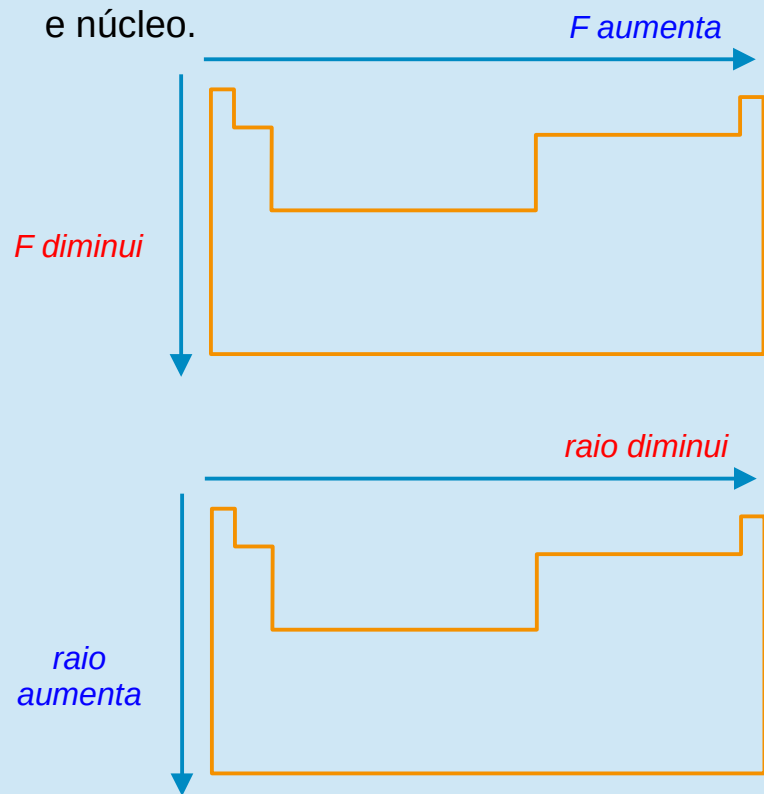
- Íons:

- a) Ligados:
 - Iônico.



Raio atômico

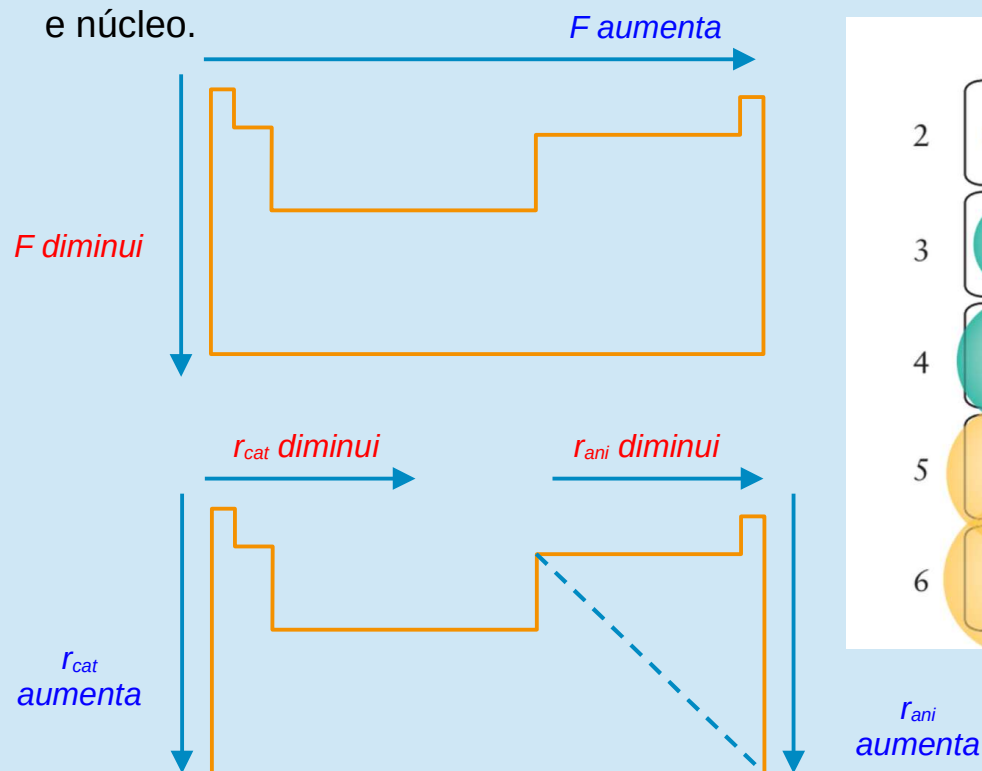
- Periodicidade: diminui com o aumento da força entre elétron e núcleo.



	1	2	13/III	14/IV	15/V	16/VI	17/VII	18/VIII
2	Li 152	Be 113	B 88	C 77	N 75	O 66	F 58	Ne
3	Na 154	Mg 160	Al 143	Si 117	P 110	S 104	Cl 99	Ar
4	K 227	Ca 197	Ga 122	Ge 122	As 121	Se 117	Br 114	Kr
5	Rb 248	Sr 215	In 163	Sn 141	Sb 141	Te 137	I 133	Xe
6	Cs 265	Ba 217	Tl 170	Pb 175	Bi 155	Po 167	At	Rn

Raio atômico

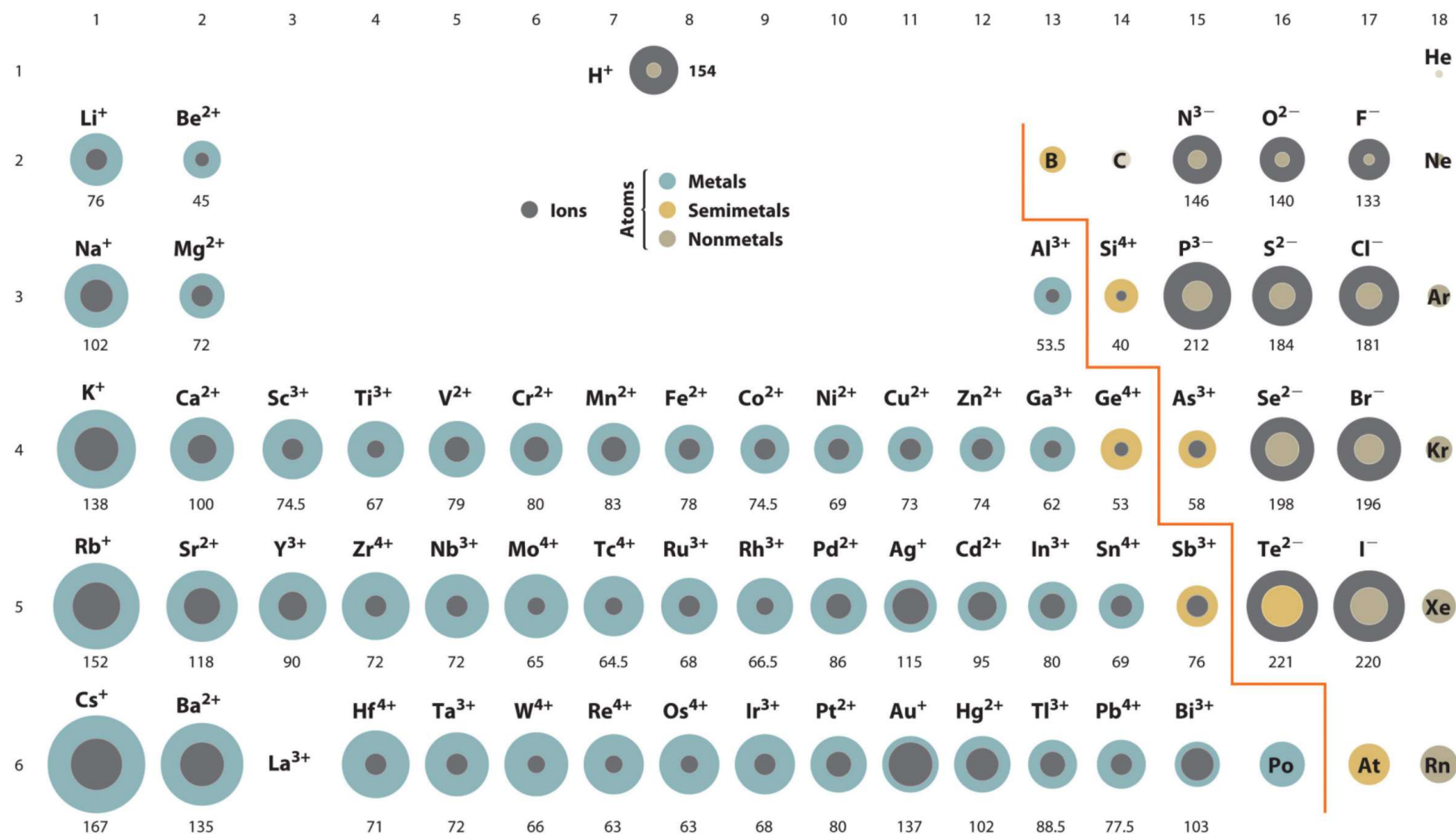
- Periodicidade: diminui com o aumento da força entre elétron e núcleo.



	1	2	13/III	14/IV	15/V	16/VI	17/VII	18/VIII
2	Li ⁺ 76	Be ²⁺ 45	B ³⁺ 23	C	N ³⁻ 171	O ²⁻ 140	F ⁻ 133	Ne
3	Na ⁺ 102	Mg ²⁺ 72	Al ³⁺ 54	Si	P ³⁻ 212	S ²⁻ 184	Cl ⁻ 181	Ar
4	K ⁺ 138	Ca ²⁺ 100	Ga ³⁺ 62	Ge	As ³⁻ 222	Se ²⁻ 198	Br ⁻ 196	Kr
5	Rb ⁺ 152	Sr ²⁺ 118	In ³⁺ 80	Sn	Sb	Te ²⁻ 221	I ⁻ 220	Xe
6	Cs ⁺ 167	Ba ²⁺ 135	Tl ³⁺ 89	Pb	Bi	Po	At	Rn

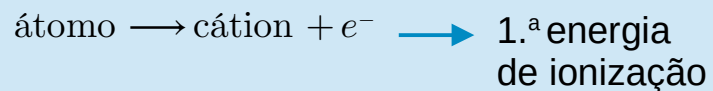
r_{an}
aumenta

Figure 7.9 *Ionic Radii (in Picometers) of the Most Common Oxidation States of the s-, p-, and d-Block Elements*

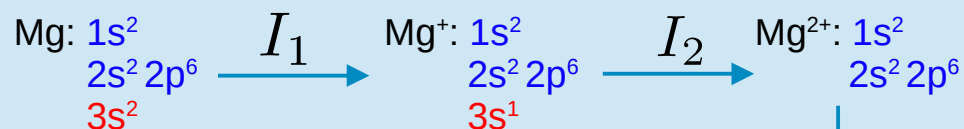


Energia de ionização (I)

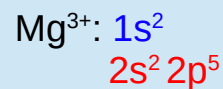
- Energia para retirar elétrons do átomo na fase gasosa;



- Positiva;
- Associada a formação de cátions;
- Periodicidade: aumenta com a força.



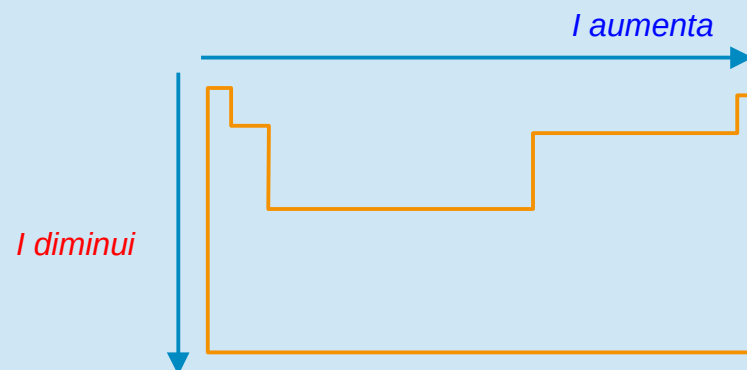
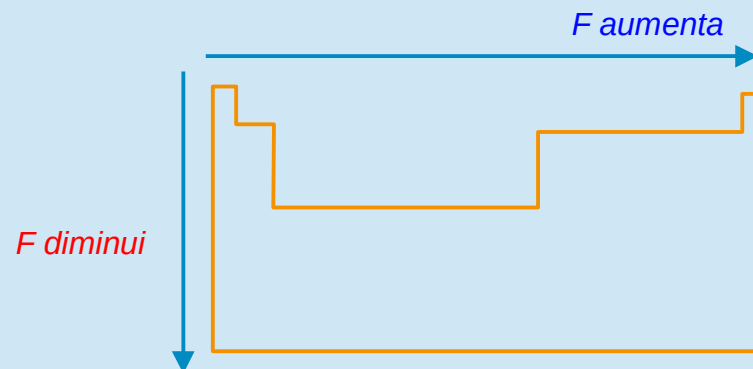
I_3



$$I_1 < I_2 \ll I_3$$

Abrir fruta é fácil,
Abrir caroço é difícil

Remoção de elétrons do caroço demanda muita energia



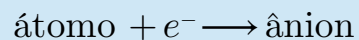
É preciso mais energia para retirar elétrons de ametais que de metais: $I(\text{metais})$ baixa, $I(\text{ametais})$ alta

TABLE 6-1 *First Ionization Energies (kJ/mol of atoms) of Some Elements*

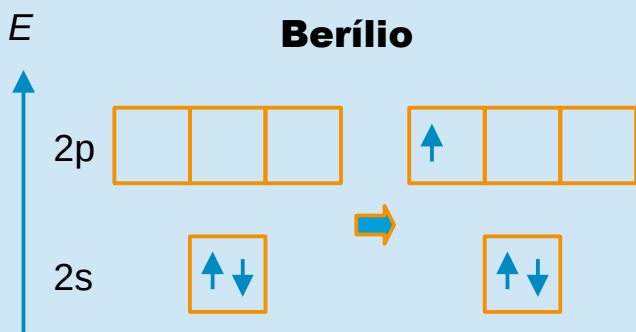
H 1312																	He 2372
Li 520	Be 899											B 801	C 1086	N 1402	O 1314	F 1681	Ne 2081
Na 496	Mg 738											Al 578	Si 786	P 1012	S 1000	Cl 1251	Ar 1521
K 419	Ca 599	Sc 631	Ti 658	V 650	Cr 652	Mn 717	Fe 759	Co 758	Ni 757	Cu 745	Zn 906	Ga 579	Ge 762	As 947	Se 941	Br 1140	Kr 1351
Rb 403	Sr 550	Y 617	Zr 661	Nb 664	Mo 685	Tc 702	Ru 711	Rh 720	Pd 804	Ag 731	Cd 868	In 558	Sn 709	Sb 834	Te 869	I 1008	Xe 1170
Cs 377	Ba 503	La 538	Hf 681	Ta 761	W 770	Re 760	Os 840	Ir 880	Pt 870	Au 890	Hg 1007	Tl 589	Pb 715	Bi 703	Po 812	At 890	Rn 1037

Afinidade eletrônica (A_e)

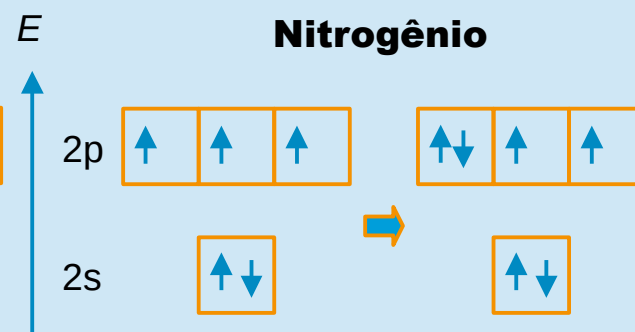
- Energia associada a adição de um elétron a um átomo:



- Normalmente negativa (processo espontâneo), mas nem sempre: podem ser nula;
- Associada a formação de ânions;
- Periodicidade (aprox.): módulo aumenta com a força.



Adicionar elétron a subnível preenchido:
demanda energia (como nos gases nobres)



Viola estabilidade especial:
subnível semi-preenchido

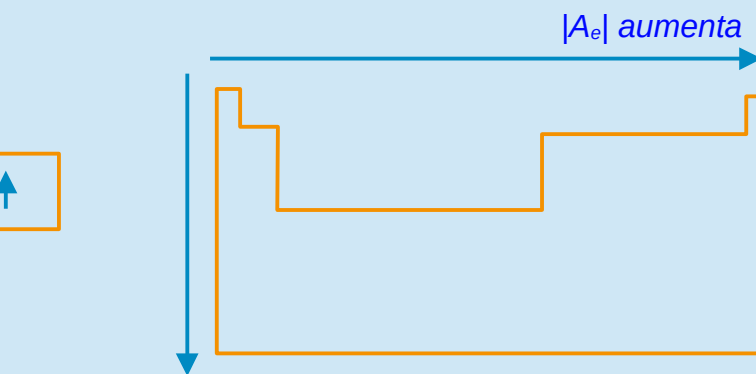
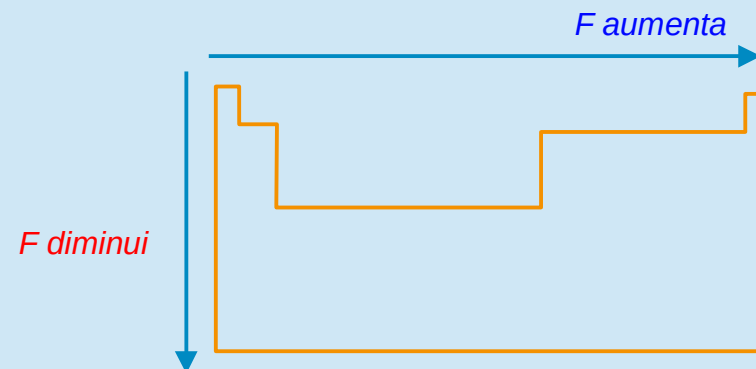


Figure 7.13 Electron Affinities (in kJ/mol) of the s-, p-, and d-Block Elements

1																	18	
1	H -72.8																He ≥0	
2	Li -59.6	Be ≥0																Ne ≥0
3	Na -52.9	Mg ≥0																Ar ≥0
4	K -48.4	Ca -2.4	Sc -18	Ti -8	V -51	Cr -65.2	Mn ≥0	Fe -15	Co -64.0	Ni -111.7	Cu -119.2	Zn ≥0	Ga -40	Ge -118.9	As -78	Se -195.0	Br -324.5	Kr ≥0
5	Rb -46.9	Sr -5.0	Y -30	Zr -41	Nb -86	Mo -72.1	Tc -60	Ru -101.0	Rh -110.3	Pd -54.2	Ag -125.9	Cd ≥0	In -39	Sn -107.3	Sb -101.1	Te -190.2	I -295.2	Xe ≥0
6	Cs -45.5	Ba -14.0	La -45	Hf ≥0	Ta -31	W -79	Re -20	Os -104.0	Ir -150.9	Pt -205.0	Au -222.7	Hg ≥0	Tl -37	Pb -35	Bi -90.9	Po -180	At -270	Rn ≥0
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup			
Lanthanides				Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
Actinides				Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

Metais, não-metais e metaloides

Propriedades periódicas indicam comportamento de átomos. Grupos de átomos podem se comportar como metais, não-metais ou metaloides

Aumento do 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											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne																												
11 Na	12 Mg	3B 3	4B 4	5B 5	6B 6	7B 7	8B 8 9 10			1B 11	2B 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 Ds	111 Rg	112 Cp		114 Fl	116 Lv	117	118																												
<div><div></div> Metais</div> <div><div></div> Metaloides</div> <div><div></div> Não metais</div>																																													
<table><tr><td>57 La</td><td>58 Ce</td><td>59 Pr</td><td>60 Nd</td><td>61 Pm</td><td>62 Sm</td><td>63 Eu</td><td>64 Gd</td><td>65 Tb</td><td>66 Dy</td><td>67 Ho</td><td>68 Er</td><td>69 Tm</td><td>70 Yb</td></tr><tr><td>89 Ac</td><td>90 Th</td><td>91 Pa</td><td>92 U</td><td>93 Np</td><td>94 Pu</td><td>95 Am</td><td>96 Cm</td><td>97 Bk</td><td>98 Cf</td><td>99 Es</td><td>100 Fm</td><td>101 Md</td><td>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																																

Figura 7.13 Metais, metaloides e não metais.

Metais

- Brilho muitas vezes prateado;
- Bons condutores de eletricidade e calor;
- Maleáveis (folhas finas);
- Flexíveis (fios);
- Sólidos (pontos de fusão elevados);
- **Energias de ionização baixas** --> formam **cátions**;
- Metais + ametais = sal;
- Metal + O = óxido de metal; *Perdem elétrons s*
- Óxido de metal é básico;
- Óxido de metal + ácido = sal + água.



1A											7A	8A					
H ⁺											H ⁻						
2A											3A	4A	5A	6A			
Li ⁺														N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	
Na ⁺	Mg ²⁺											Al ³⁺		P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻	
K ⁺	Ca ²⁺	Sc ³⁺	Ti ⁴⁺	V ⁵⁺ V ⁴⁺	Cr ³⁺	Mn ²⁺ Mn ⁴⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺ Co ³⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺			Se ²⁻	Br ⁻		
Rb ⁺	Sr ²⁺									Pd ²⁺	Ag ⁺	Cd ²⁺		Sn ²⁺ Sn ⁴⁺	Sb ³⁺ Sb ⁵⁺	Te ²⁻	I ⁻
Cs ⁺	Ba ²⁺									Pt ²⁺	Au ⁺ Au ³⁺	Hg ²⁺ Hg ²⁺		Pb ²⁺ Pb ⁴⁺	Bi ³⁺ Bi ⁵⁺		

Perdem elétrons s, ou s e d

Perdem elétrons p ou s e p

Metais de transição

Figura 7.15 Estados de oxidação representativos dos elementos. Observe que o hidrogênio apresenta números de oxidação positivo e negativo, sendo 1 e -1.

Não-metais

- Não são brilhantes;
- Maus condutores de calor e eletricidade;
- Sólidos, líquidos ou gases;
- Temperaturas de fusão relativamente baixas;
- **Afinidades eletrônicas muito negativas** --> formar **ânions**;
- Preenche camada p --> conf. de gás nobre;
- Formam substâncias moleculares;
- Óxido de não-metal + água --> ácido;
- Óxido de não-metal + base --> sal + água.

Non-Metals



Magic Breath



Phenolphthalein in limewater, a base

Carbon dioxide in breath acts as an acid to neutralize base

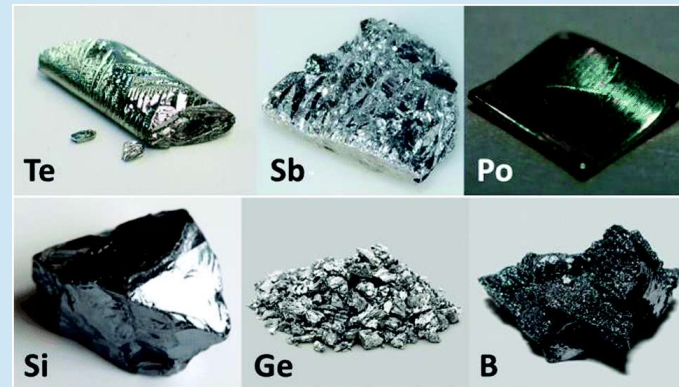
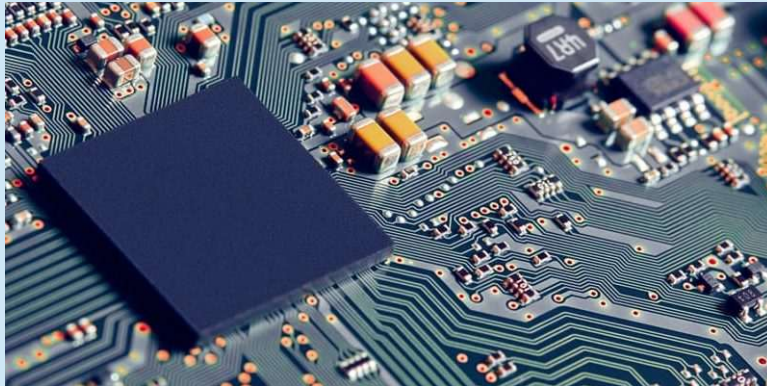
C. Ophardt, c. 2003



Metalloides

- Propriedades intermediárias (metais e ametais);
- Algumas propriedades metálicas, mas não todas;
- Si: brilho, quebradiço, não conduz calor ou eletricidade como metais;
- Semicondutores --> chips
- Si: isolante --> dopagem (adição de impurezas)
--> condutor

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	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu				
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr				



Bons estudos!