

Matéria

A composição e propriedades são as mesmas ?

Não

Sim

Mistura

Homogénea

Heterogénea

Separação por
métodos físicos

Substância
pura

Composto

Elemento

Separação por
métodos químicos

Os Três Estados da Matéria



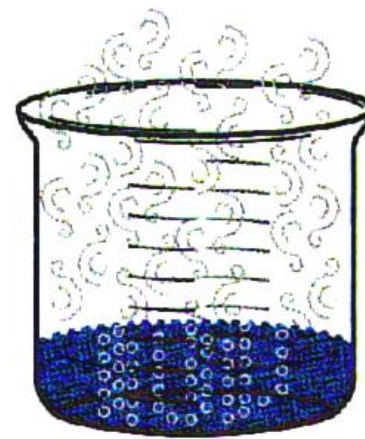
Gelo

Um sólido tem
volume e forma
definida



Água

Um líquido tem
volume fixo e
forma variável



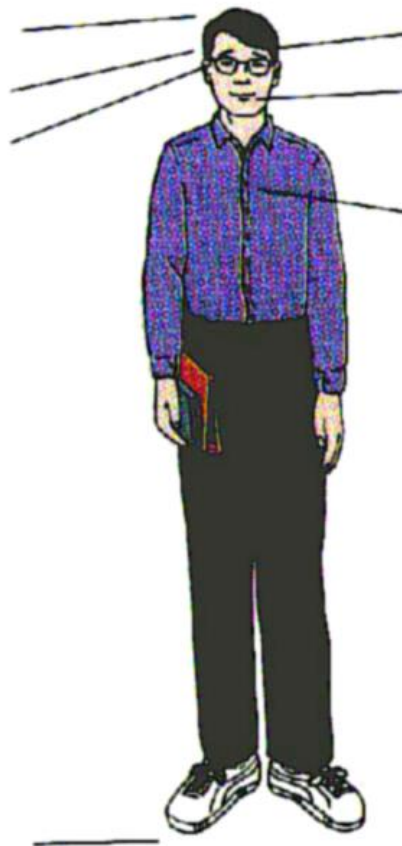
Vapor

Um gás tem
volume e
forma variável

Propriedades Físicas e Químicas

Aparência (físico)

Altura
Cor do cabelo
Cor dos olhos



Personalidade (químico)

É gentil ou intratável ?
É alegre ou mal-humorado ?
É agressivo ou tímido ?

Estrutura e Propriedades

Estrutura Electrónica dos Átomos

Número Atómico

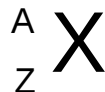
$$Z = \text{n}^\circ \text{ protões}$$

- ✓ N° de ordem do elemento na tabela periódica
- ✓ Identidade química do átomo

Átomo neutro  n° protões = n° electrões

Número Massa

$$A = \text{n}^\circ \text{ protões} + \text{n}^\circ \text{ electrões}$$



Isótopos têm o mesmo n° atómico mas diferente n° de massa:



Números Quânticos

Descrevem as orbitais atômicas e identificam os electrões que ocupam essas orbitais

Nº quântico principal

$$n = 1, 2, 3, \dots$$

- ✓ É uma medida do tamanho do orbital
- ✓ Determina a energia do electrão no átomo

Camada	Nº de electrões que a camada pode suportar ¹	Energia relativa nessas camadas
4	32	elevada
3	18	
2	8	
1	2	baixa

¹Cada camada contém $2n^2$ electrões

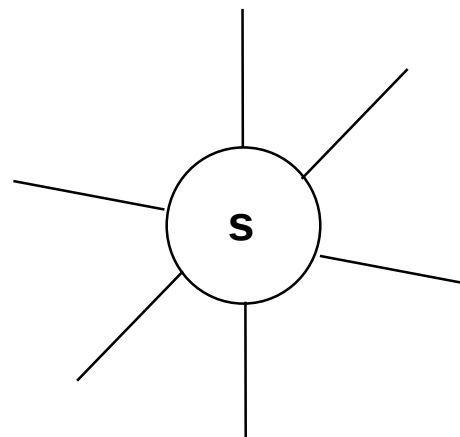
Nº quântico de momento angular

$$l = 0, \dots (n-1)$$

- ✓ Determina a forma dos orbitais

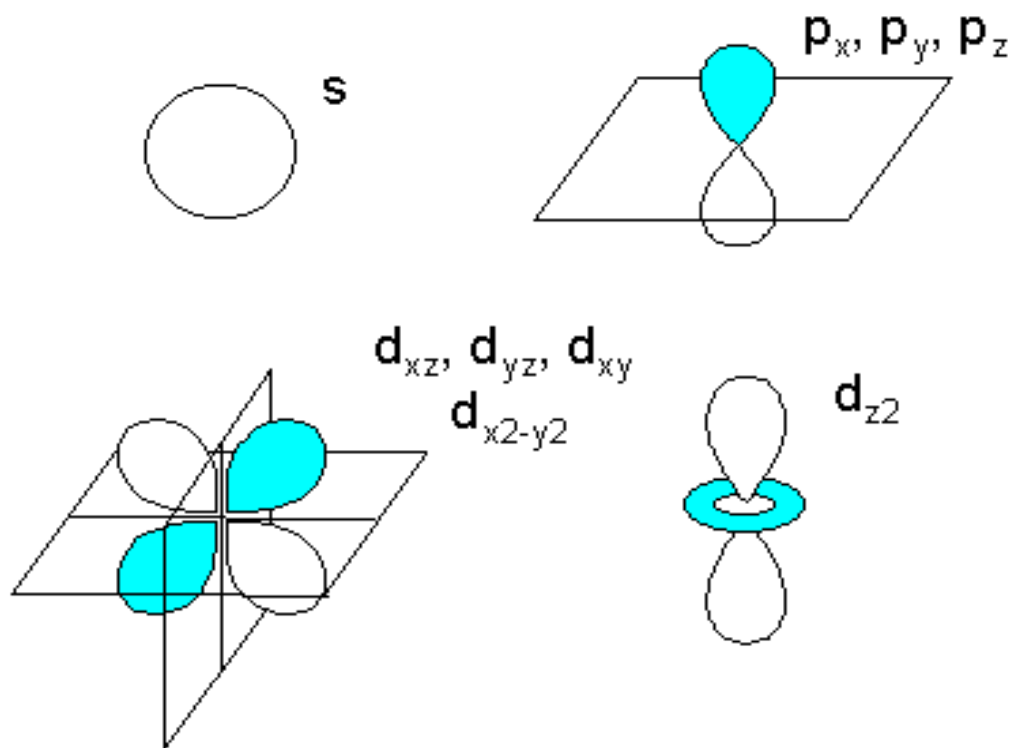
l	0	1	2	3	4
nome do orbital	s	p	d	f	g

Orbitais atômicas s



Orbitais atômicas p

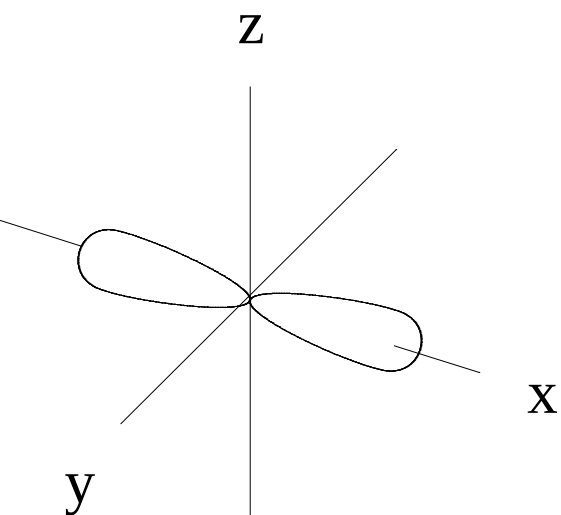
- ✓ Diferem na orientação espacial
- ✓ Aumentam de tamanho com o aumento de n
- ✓ Apresentam um plano nodal que passa pelo núcleo



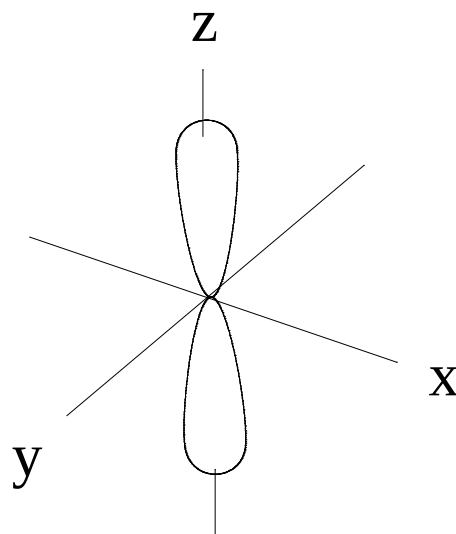
Nº quântico magnético

$$m_l = +l, (+l - 1), \dots, 0, \dots, (-l + 1), -l$$

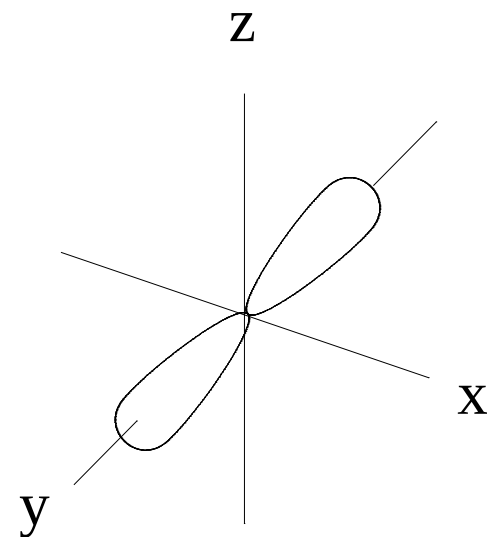
✓ **Determina a orientação do orbital no espaço**



$2p_x$



$2p_z$

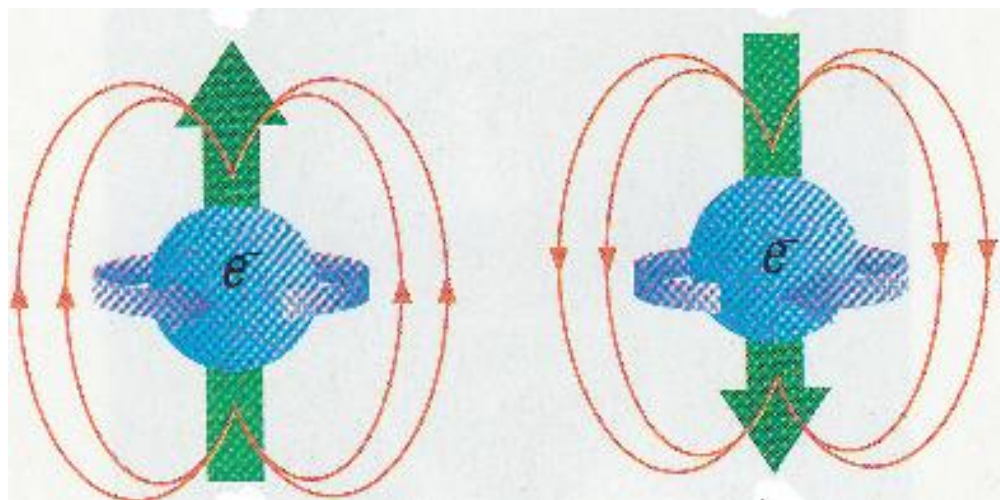


$2p_y$

Nº quântico spin

$$m_s = +1/2, -1/2$$

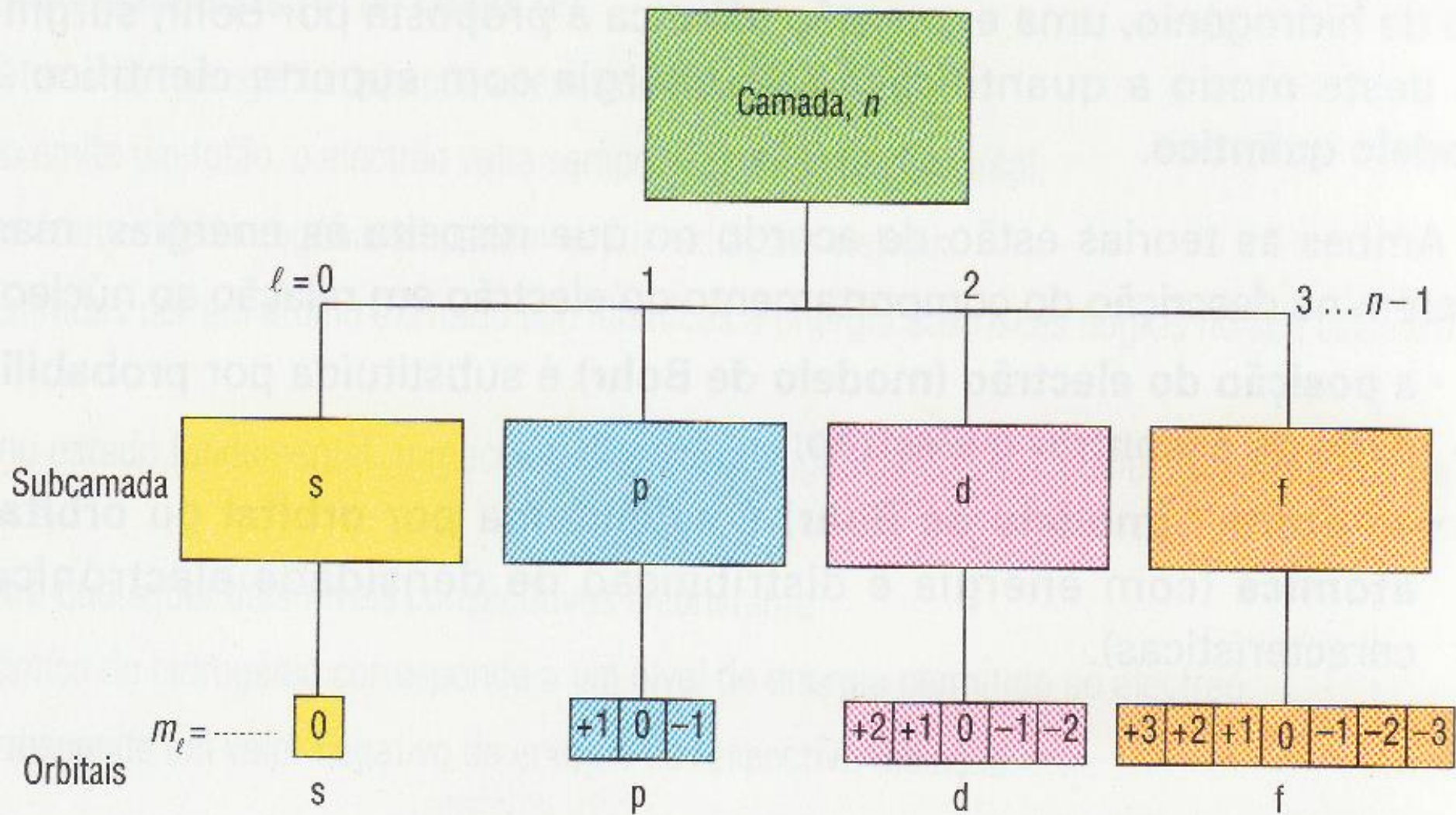
Descreve o movimento dos electrões



$$m_s = +\frac{1}{2}$$

$$m_s = -\frac{1}{2}$$

relaciona-se com o sentido do movimento de rotação do electrão na orbital



Configuração Electrónica dos Átomos

Regra 1: O Princípio de Aufbau

Os orbitais são preenchidos por ordem crescente de energia

Regra 2: O Princípio de Exclusão de Pauli

Apenas dois electrões podem existir numa orbital, um com spin $+1/2$ e outro com spin $-1/2$

Regra 3: Regra de Hund

A distribuição mais estável é que a tem maior nº de spins paralelos

Configurações electrónicas para os estados fundamentais dos átomos*

<i>Elemento</i>	<i>Número atómico</i>	<i>Configuração electrónica</i>
H	1	$1s^1$
He	2	$1s^2$
Li	3	$1s^2 2s^1$
Be	4	$1s^2 2s^2$
B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$
C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$
O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$
F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$
Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$

*Configuração electrónica de menor energia para um átomo, molécula ou ião

Classificação dos Grupos de Elementos

Metais leves

1A

Gases Nobres

Não-metais

8A

1s	2A									3A	4A	5A	6A	7A	1s
2s		Metais pesados (Metais de Transição)										2p			
3s		3B	4B	5B	6B	7B	8B	1B	2B			3p			
4s						3d						4p			
5s						4d						5p			
6s						5d						6p			
7s						6d									

Electrões de Valência

Ocupam as camadas mais exteriores (camadas de valência) e são os que estão envolvidos na formação de ligações químicas e nas reacções químicas

Gases Nobres

São inertes quimicamente pois possuem as orbitais de valência totalmente preenchidas

Tabela Periódica

PERÍODO →

GRUPO ↓

IA Original																		18 VIIIA
1	2											13	14	15	16	17		2
H Hidrogênio 1.00794																		He Hélio 4.002602
3	4											5	6	7	8	9	10	
Li Lítio 6.941	Be Berílio 9.012182											B Boro 10.811	C Carbono 12.0107	N Nitrogênio 14.00674	O Oxigênio 15.9994	F Fluor 18.9984032	Ne Neônio 20.1797	
11	12	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
Na Sódio 22.989770	Mg Magnésio 24.3050											Al Alumínio 26.981538	Si Silício 28.0855	P Fósforo 30.973761	S Enxofre 32.066	Cl Cloro 35.453	Ar Argon 39.948	
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	
K Potássio 39.0983	Ca Cálcio 40.078	Sc Escândio 44.955910	Ti Titânio 47.867	V Vanádio 50.9415	Cr Cromo 51.9961	Mn Manganês 54.938049	Fe Ferro 55.8457	Co Cobalto 58.933200	Ni Níquel 58.6934	Cu Cobre 63.546	Zn Zinco 65.409	Ga Gálio 69.723	Ge Germânio 72.64	As Arsênio 74.92160	Se Selênio 78.96	Br Bromo 79.904	Kr Criptônio 83.798	
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	
Rb Rubídio 85.4678	Sr Estrôncio 87.62	Y Ítrio 88.90585	Zr Zircônio 91.224	Nb Níobio 92.90638	Mo Molibdênio 95.94	Tc Tecnécio (98)	Ru Rutênio 101.07	Rh Ródio 102.90550	Pd Paládio 106.42	Ag Prata 107.8682	Cd Cádmio 112.411	In Índio 114.818	Sn Estanho 118.710	Sb Antimônio 121.760	Te Telúrio 127.60	I Iodo 126.90447	Xe Xenônio 131.293	
55	56	57 to 71										81	82	83	84	85	86	
Cs Césio 132.90545	Ba Bário 137.327											Tl Tálio 204.3833	Pb Chumbo 207.2	Bi Bismuto 208.98038	Po Polônio (209)	At Astato (210)	Rn Radônio (222)	
87	88	89 to 103										113	114	115	116	117	118	
Fr Frâncio (223)	Ra Rádio (226)											Uut Ununtrium (284)	Uuq Ununquádm (289)	Uup Ununpêntium (288)	Uuh Ununhexium (292)	Uus Ununseptium (293)	Uuo Ununoctium (294)	

Massas atômicas em parênteses são aquelas do isótopo mais estável ou comum.

Direitos autorais de design © 1997 Michael Dayah (michael@dayah.com), <http://www.dayah.com/periodic/>

Nota: Os números de subgrupo 1-18 foram adotados em 1984 pela International Union of Pure and Applied Chemistry (União Internacional de Química Pura e Aplicada). Os nomes dos elementos 112-118 são os equivalentes latinos desses números.

57 La Lantânio 138.9055	58 Ce Cério 140.116	59 Pr Praseodímio 140.90765	60 Nd Neodímio 144.24	61 Pm Promécio (145)	62 Sm Samário 150.36	63 Eu Európio 151.964	64 Gd Gadolínio 157.25	65 Tb Térbio 158.92534	66 Dy Disprósio 162.500	67 Ho Hólmio 164.93032	68 Er Érbio 167.259	69 Tm Túlio 168.93421	70 Yb Ítrbio 173.04	71 Lu Lutécio 174.967
89 Ac Actínio (227)	90 Th Tório 232.0381	91 Pa Protactínio 231.03588	92 U Urânio 238.02891	93 Np Netúnio (237)	94 Pu Plutônio (244)	95 Am Americônio (243)	96 Cm Cúrio (247)	97 Bk Berquélio (247)	98 Cf Califórnia (251)	99 Es Einsteinio (252)	100 Fm Férmio (257)	101 Md Mendelévio (288)	102 No Nobélio (259)	103 Lr Laurêncio (262)

Group → ↓ Period	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	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
5	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
6	55 Cs	56 Ba		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
7	87 Fr	88 Ra		104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo
Lanthanides				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	71 Lu
Actinides				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	103 Lr

Nº de ordem do elemento na TB = nº atómico (Z)

$$Z = \text{nº protões}$$

Átomo neutro ➡ nº protões = nº electrões

Tabela Periódica

✚ Elementos ordenados por ordem crescente dos seus números atômicos

✚ Elementos com propriedades semelhantes ficam numa mesma coluna vertical:

metais alcalinos – 1ª coluna

valores mínimos das energias de ionização

✚ Elementos com a mesma inércia química:

gases nobres – última coluna

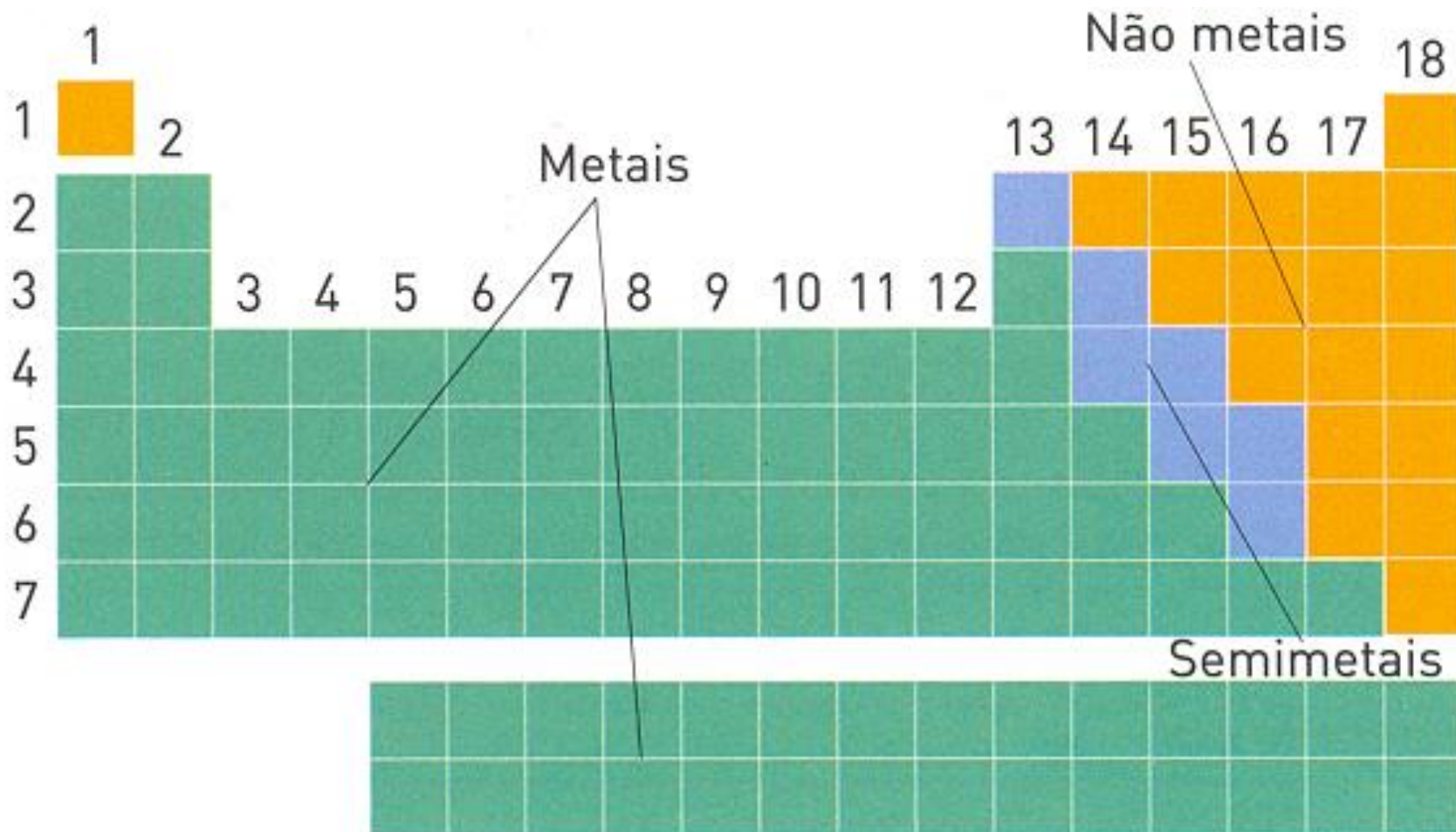
hélio, néon, árgon, cripton, xénon e radão

energias de ionização máximas

A Agrupamento dos elementos em blocos

Bloco s												Bloco p						18		
1	2											13	14	15	16	17	2			
2s	3	4											2p	5	6	7	8	9	10	
3s	11	12											3p	13	14	15	16	17	18	
4s	19	20	3d	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	4p	31	32	33	34	35	36
5s	37	38	4d	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	5p	49	50	51	52	53	54
6s	55	56	5d	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	6p	81	82	83	84	85	86
7s	87	88	6d	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	7p		114	115	116	117	118
		Bloco d																		
</																				

Como é fácil observar, a maior parte dos elementos são metais (a verde) e apresentam propriedades químicas e físicas características.



C Tipo de iões mais vulgares

1	2													13	14	15	16	17	18
Li ⁺																N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	
Na ⁺	Mg ²⁺													Al ³⁺		P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻	
K ⁺	Ca ²⁺				Cr ²⁺ Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺ Co ³⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺							Br ⁻	
Rb ⁺	Sr ²⁺									Ag ⁺					Sn ²⁺			I ⁻	
Cs ⁺	Ba ²⁺														Pb ²⁺				

Metais ➡ **iões positivos**

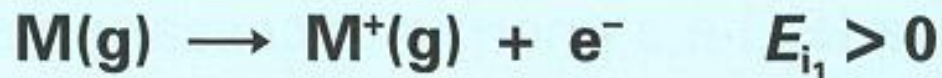
Não-Metais

Os “elementos metálicos” formam, predominantemente, iões positivos e os “elementos não metálicos” iões negativos.

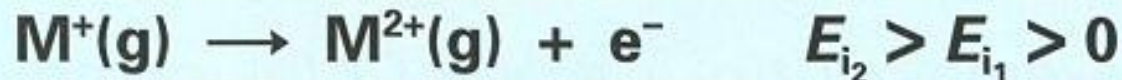
D E porque será que isto acontece?

Energia de ionização (E_i) é a energia mínima necessária para ejetar uma mole de elétrons de uma mole de átomos neutros, no estado gasoso e fundamental, de forma a originar “íões positivos”.

1ª energia de ionização



2ª energia de ionização



A ionização de um átomo é sempre um processo endotérmico, pelo que a **energia de ionização** (E_i) é sempre positiva.

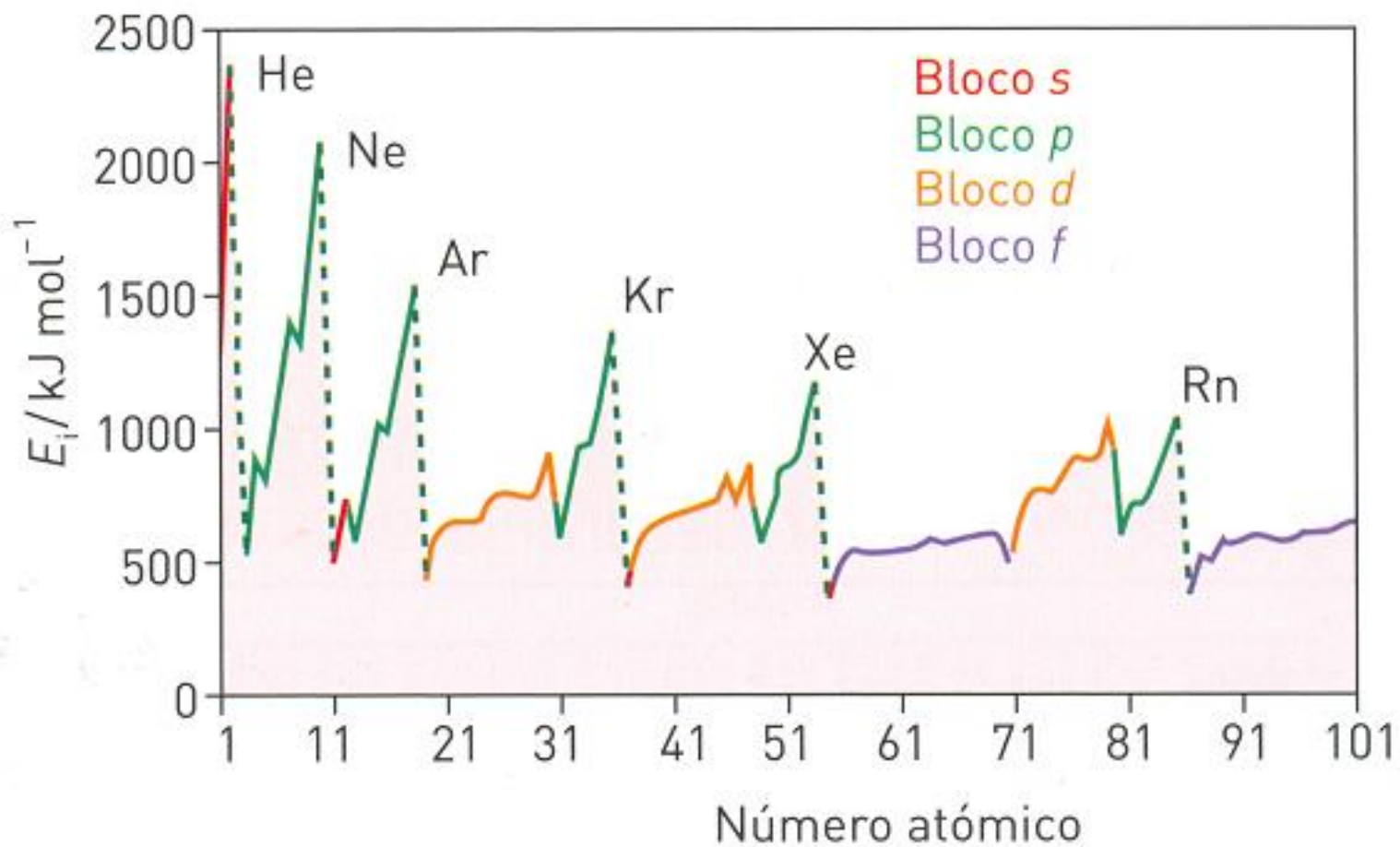
Variação da energia de ionização ao longo da Tabela Periódica

Energia de ionização aumenta

Energia de ionização aumenta

1								18					
H 1312,0													He 2372,3
Li 520,2	Be 899,5							B 800,6	C 1088,4	N 1420,3	O 1313,9	F 1681,0	Ne 2080,6
Na 495,8	Mg 737,7							Al 577,6	Si 786,4	P 1011,7	S 999,6	Cl 1251,1	Ar 1520,5
K 418,8	Ca 589,8							Ga 578,8	Ge 762,1	As 947	Se 940,9	Br 1139,9	Kr 1350,8
Rb 403,0	Sr 549,5							In 558,3	Sn 708,6	Sb 833,7	Te 869,2	I 1008,4	Xe 1170,4
Cs 375,7	Ba 508,1							Tl 595,4	Pb 722,9	Bi 710,6	Po 821	At 920	Rn 1047,8
Fr 380	Ra 514,0												

Os metais apresentam valores baixos de energia de ionização e os não metais apresentam valores mais elevados.



A afinidade eletrónica

Afinidade eletrónica (E_{ae}) é a energia necessária para retirar um eletrão de um ião mononegativo ($X^-(g) \rightarrow X(g) + e^-$). A definição equivalente mais comum é a energia libertada ($E_{inicial} - E_{final}$) quando um eletrão se liga a um átomo (ou molécula) na fase gasosa.



$$E_{ae}(Cl) = -\Delta_{ge}H = + 349 \text{ kJ mol}^{-1}$$



Afinidade
Eletrónica

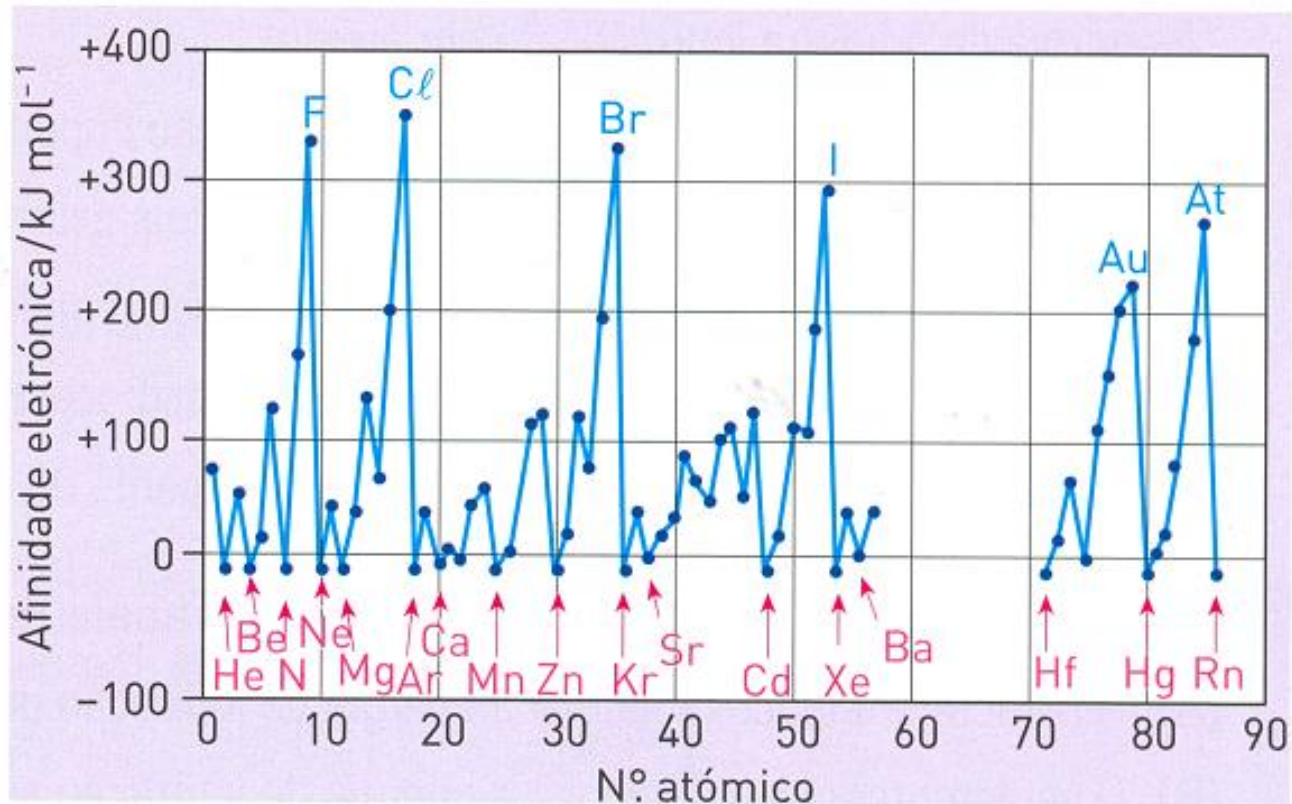


Ganho de
Eletrão

Grupo		Tabela de afinidades eletrônicas ($E_{ae}/\text{kJ mol}^{-1}$)																18
Período	1	2																
1	H +73																	He -21
2	Li +60	Be ≤ 0											B +27	C +122	N -7	O +141	F +328	Ne -29
3	Na +53	Mg ≤ 0											Al +43	Si +134	P +72	S +200	Cl +349	Ar -35
4	K +48	Ca +2	Sc +18	Ti +8	V +51	Cr +64	Mn	Fe +16	Co +64	Ni +112	Cu +118	Zn -47	Ga +29	Ge +116	As +78	Se +195	Br +325	Kr -39
5	Rb +47	Sr +5	Y +30	Zr +41	Nb +86	Mo +72	Tc +53	Ru +101	Rh +110	Pd +54	Ag +126	Cd -32	In +29	Sn +116	Sb +103	Te +190	I +295	Xe -41
6	Cs +45	Ba +14	Lu	Hf	Ta +31	W +79	Re +14	Os +106	Ir +151	Pt +205	Au +223	Hg -61	Tl +20	Pb +35	Bi +91	Po +183	At +270	Rn -41
7	Fr +44	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

A afinidade eletrônica tende a ser maior para os elementos do lado direito da TP.

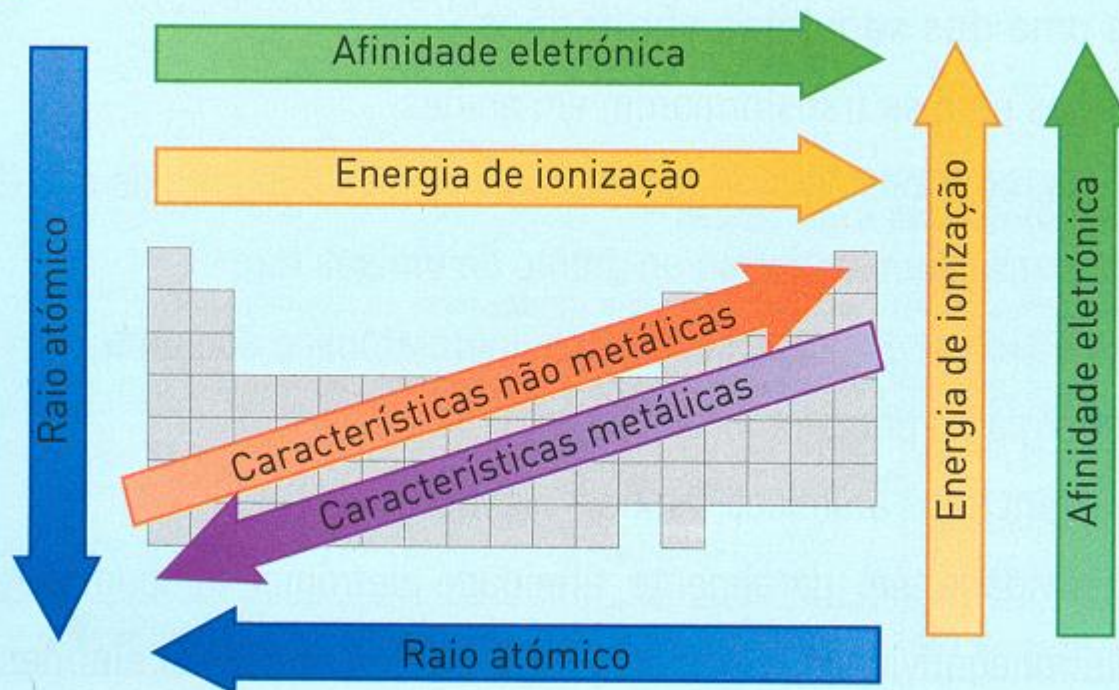
Quanto mais elevada for a energia libertada quando um átomo capta um eletrão, mais estável é o anião em relação ao átomo e maior é a sua afinidade eletrônica, E_{ae} .



Os **elementos metálicos** → apresentam baixas afinidades eletrônicas, pelo que não têm tendência a captar eletrões.

Os **elementos não metálicos** → pelo contrário, são mais estáveis na forma de anião.

RESUMINDO



Assim, uma diferença fundamental entre metais e não metais é:

- os metais apresentam baixos valores de energia de ionização;
- os não metais apresentam elevados valores para a afinidade eletrônica.

Os metais de transição: a especificidade das orbitais d

3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg
Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	

Elementos do bloco d

Elementos do bloco d são os que têm na sua configuração eletrónica orbitais d , que acabaram de receber eletrões

Elemento de transição (também designado por **metal de transição**) é definido pela IUPAC (Red Book, 43) como “um elemento cujo átomo tem uma orbital d incompleta ou que pode originar catiões com orbitais d incompletas”.

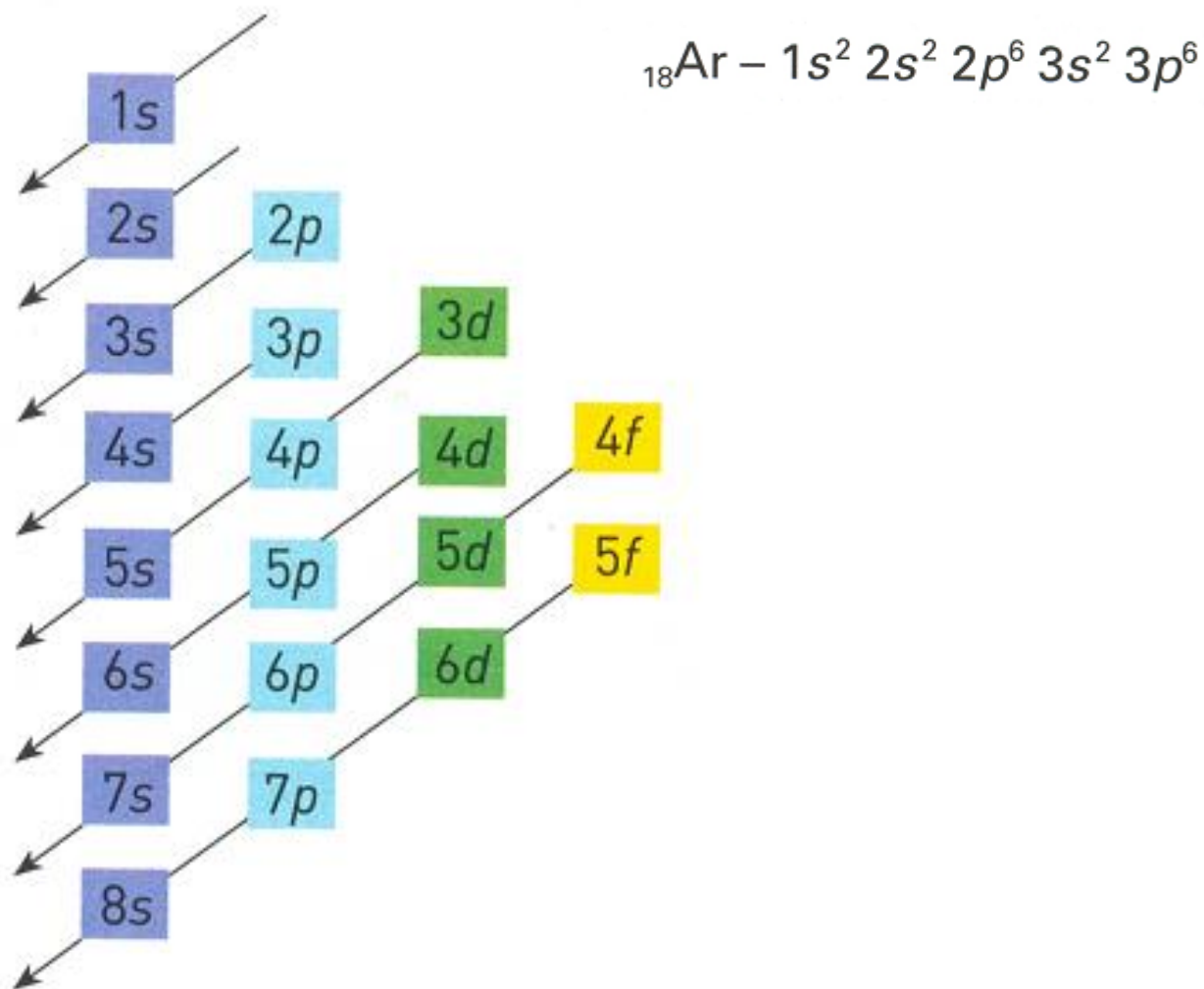
A partir desta definição, o zinco ($[\text{Ar}] 3d^{10}4s^2$), o cádmio ($[\text{Kr}] 4d^{10}5s^2$) e o mercúrio ($[\text{Xe}] 4f^{14}5d^{10}6s^2$) são excluídos da definição de metal de transição, uma vez que têm uma configuração eletrónica com d^{10} e apenas utilizam os eletrões das orbitais s para formar os seus iões.

O cobre, Cu, embora tenha uma configuração eletrónica $[\text{Ar}] 3d^{10}4s^1$, pode dar origem a dois iões:

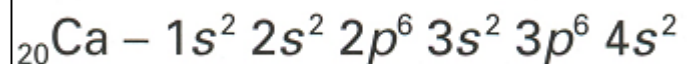
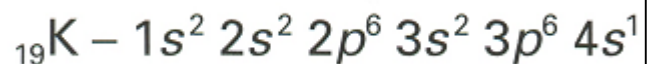
- ião Cu^+ com a configuração eletrónica $[\text{Ar}] 3d^{10}$;
- ião Cu^{2+} (ião de cobre mais vulgar) com a configuração $[\text{Ar}] 3d^9$.

Assim, o cobre é efetivamente um elemento de transição porque, pelo menos o ião Cu^{2+} , tem uma orbital d incompleta.

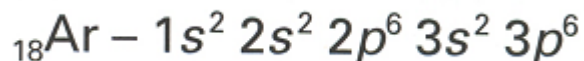
Regra prática para o preenchimento de orbitais atômicas (Regra de Aufbau)



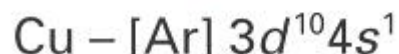
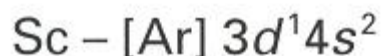
No potássio ($Z = 19$) e no cálcio ($Z = 20$), elementos com números atômicos a seguir ao árgon, não se preenchem as orbitais $3d$, mas sim as $4s$:



Só depois de a orbital $4s$ estar completa é que se começava a preencher as $3d$.



**Elementos do bloco
 d do 4º período**



**Orbital $4s$ tem
menor energia que
a orbital $3d$
(princípio da
energia mínima)**

Exercício 1. Seleccione a opção que corresponde à configuração electrónica de um átomo de $_{26}\text{Fe}$ isolado, no estado fundamental.

(A) $[\text{Ar}] 4s^2 4d^6$

(B) $[\text{Ar}] 4s^1 4d^5 4p^2$

(C) $[\text{Ar}] 4s^2 4p^6$

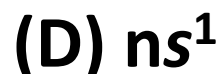
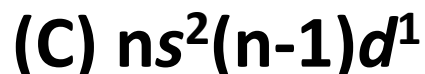
Ar, número atômico = 18

(D) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$

(E) $[\text{Ar}] 3d^8$

R: (D) É a configuração eletrónica que obedece às regras e confere ao átomo um estado de energia mínima.

Exercício 2. Selecione, das opções A, B, C e D, a que corresponde à configuração eletrônica de valência de um átomo com a energia de 1ª ionização mais baixa (n é um nível não especificado)



R: (D) As configurações referidas correspondem a átomos de elementos do mesmo período da TP. A energia de ionização aumenta ao longo do período com o aumento do nº atômico. Como a configuração D corresponde a um elemento pertencente ao 1º grupo da TP, então é o que apresenta energia de 1ª ionização mais baixa.

Exercício 3. Classifique em verdadeira (V) ou falsa (F) cada uma das seguintes afirmações.

(A) Quanto mais intensa é a atração do núcleo sobre os elétrons periféricos de um átomo, maior é o átomo.

(B) A energia de ionização diminui com o aumento do nº atômico.

(C) Uma energia de ionização baixa indica que o átomo apresenta elevada estabilidade.

(D) As características metálicas de um elemento aumentam, ao longo de um grupo, com o aumento do nº atômico.

(A) Quanto mais intensa é a atração do núcleo sobre os elétrons periféricos de um átomo, maior é o átomo.

R: **Falsa**. Quanto maior é a atração nuclear menor é o raio atômico.

(B) A energia de ionização diminui com o aumento do n° atômico.

R: **Falsa**. Ao longo do grupo, a energia de ionização diminui, porque, embora aumente a carga nuclear, o raio atômico também aumenta (maior n); ao longo do período aumenta a carga nuclear e, portanto, aumenta a atração dos elétrons de valência ao núcleo, prevalecendo a atração sobre a repulsão dos elétrons; energia de ionização aumenta ao longo do período.

(C) Uma energia de ionização baixa indica que o átomo apresenta elevada estabilidade.

R: Falsa. A energia de ionização é a menor energia necessária para extrair um eletrão a um átomo no estado gasoso e fundamental, transformando-o num ião monopositivo.

Quanto mais baixa for esta energia, mais facilmente ocorre a ionização e menos estável é o átomo.

(D) As características metálicas de um elemento aumentam, ao longo de um grupo, com o aumento do nº atômico.

R: Verdadeiro. Os metais formam facilmente cátions, ou seja, têm baixas energias de ionização.

Ao longo do grupo, a energia de ionização diminui com o aumento do nº quântico principal.

Exercício 4. Ordene os átomos F, Na, Rb, C, Be e Si por raio atômico crescente. Justifique.

F = grupo VIIa, período 2

Na = grupo Ia, período 3

Rb = grupo Ia, período 5

C = grupo IVa, período 2

Be = grupo IIa, período 2

Si = grupo IV, período 3

R: $F < C < Be < Si < Na < Rb$

Ao longo do grupo da TP, o raio atômico aumenta com o aumento do nº atômico, porque aumenta o nº de níveis e a distância ao núcleo e diminui a atração nuclear.

Ao longo do período da TP mantém-se o nº quântico principal, mas aumenta a carga nuclear, aumentando a atração e diminuindo, de uma forma geral, o raio atômico.

F = grupo VIIa, período 2

C = grupo IVa, período 2

Be = grupo IIa, período 2

Ao longo do período da TP mantém-se o nº quântico principal, mas aumenta a carga nuclear, aumentando a atração e diminuindo, de uma forma geral, o raio atômico.



F = grupo VIIa, período 2

C = grupo IVa, período 2

Be = grupo IIa, período 2

F < C < Be

Be = grupo IIa, período 2

Si = grupo IV, período 3

Na = grupo Ia, período 3

Rb = grupo Ia, período 5

**Nº níveis eletrônicos:
período 2 < período 3 > período 5**

Ao longo do grupo da TP, o raio atômico aumenta com o aumento do nº atômico, porque aumenta o nº de níveis e a distância ao núcleo e diminui a atração nuclear.

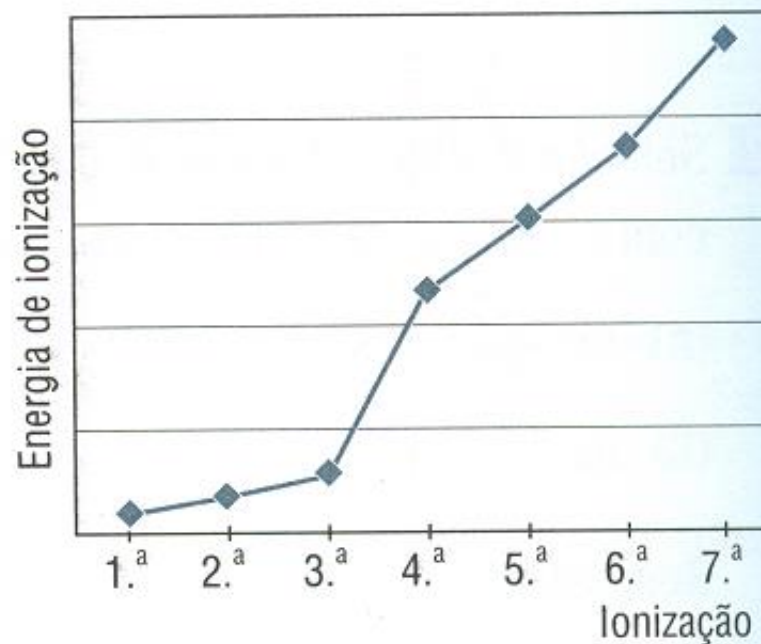
F < C < Be < Si < Na < Rb

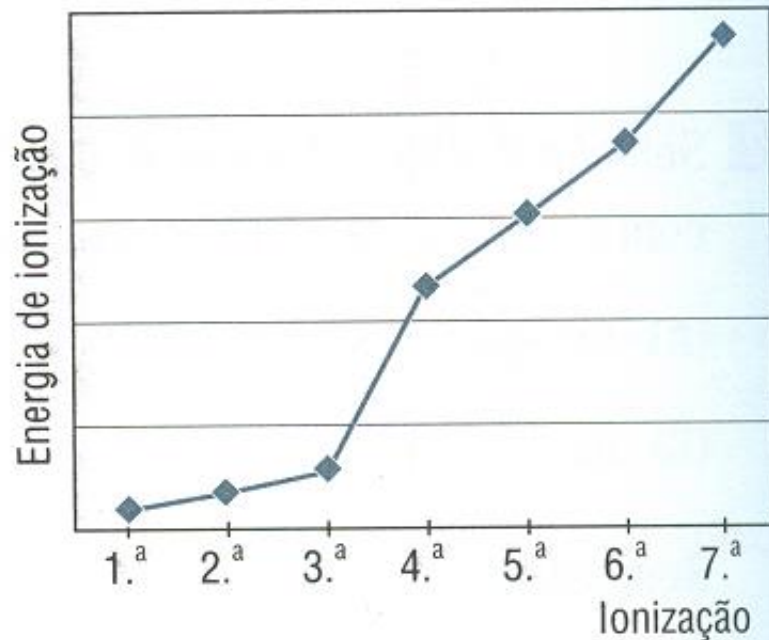
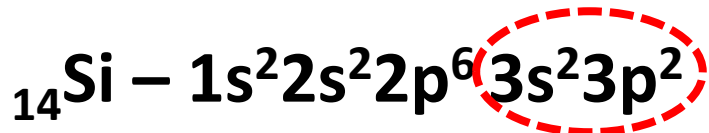
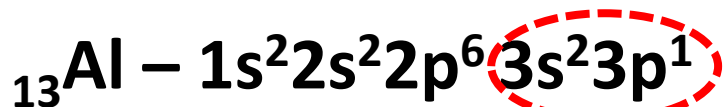
Exercício 5. O gráfico apresenta os valores das 7 primeiras energias de ionização de um determinado elemento.

5.1. O elemento pode ser:

- | | |
|--------------|-------------|
| (A) boro | (B) azoto |
| (C) alumínio | (D) silício |

5.2. Justifique a escolha feita.





As 3 primeiras energias de ionização apresentam valores próximos ➡ mesmo n° quântico principal

Variação mais acentuada para o valor da 4ª energia de ionização. O 4º elétron a ser removido pertence a um nível mais interno, mais atraído pelo núcleo ➡ maior energia de ionização

Total de 7 energias de ionização ➡ mínimo 7 elétrons

5.1. Resposta: (C)