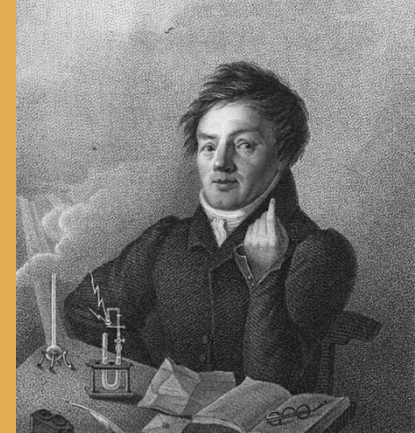


## 4.1. Tabela Periódica e a configuração electrónica dos elementos

### Breve história

•O químico alemão **Johann Döbereiner**, por volta de 1830, descobriu que havia conjuntos de três elementos com propriedades semelhantes que constituíam famílias. Para esses elementos verificava-se que a massa de um deles era aproximadamente igual à média aritmética da massa dos outros dois, esses elementos obedeciam à **Lei das Tríades**.

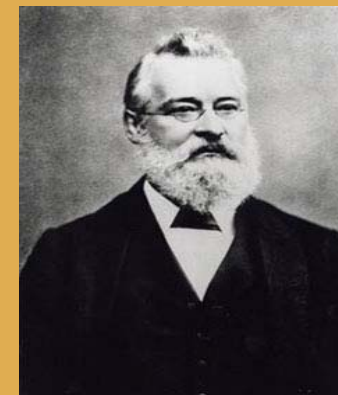


**Johann Wolfgang Döbereiner**  
(1780 – 1849)

I		II		III		IV	
Elemento	Massa Atómica	Elemento	Massa Atómica	Elemento	Massa Atómica	Elemento	Massa Atómica
Li	7	Ca	40	S	32	Cl	35,5
Na	23	Sr	88	Se	79	Br	80
K	39	Ba	137	Te	127,5	I	127

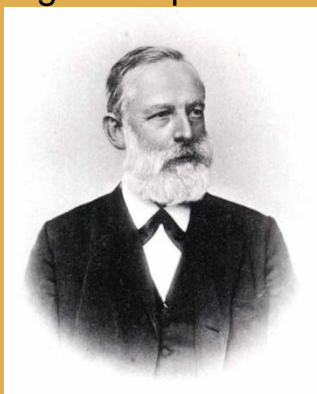
Tríades de Döbereiner

•O químico inglês **John Newlands** descobriu que ao distribuir os elementos conhecidos pela ordem crescente de massa atômica ocorria, em muitos casos, de oito em oito elementos repetição de propriedades. Surgiu a **Lei das oitavas** e pela primeira vez o termo **periodicidade**.

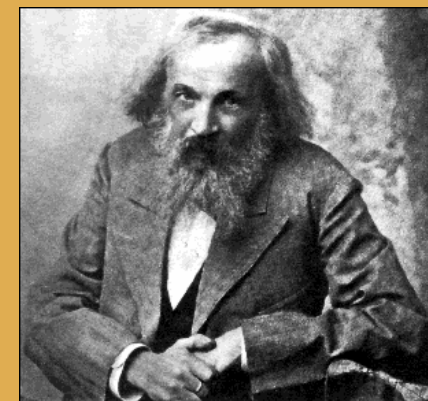


John Newlands (1837 – 1898)

•Mais tarde **Lothar Meyer**, químico alemão e **Dimitri Mendeleiev**, químico russo, tiveram a ideia de colocar os elementos conhecidos numa tabela, organizados por ordem crescente da sua massa atômica, de modo a que ficassem na mesma coluna vertical os que possuíssem propriedades semelhantes. Para que tal ocorresse houve necessidade de deixar **lugares vagos** correspondentes a elementos que Mendeleiev imaginava que viriam a ser descobertos e **permutar a ordem** de alguns elementos.



Lothar Meyer (1830 — 1895)



Dimitri Mendeleiev (1834 — 1907)



Reihen	Gruppe I — R <sup>1</sup> O	Gruppe II — RO	Gruppe III — R <sup>2</sup> O <sup>3</sup>	Gruppe IV RH <sup>4</sup> RO <sup>2</sup>	Gruppe V RH <sup>3</sup> R <sup>2</sup> O <sup>5</sup>	Gruppe VI RH <sup>2</sup> RO <sup>3</sup>	Gruppe VII RH R <sup>2</sup> O <sup>7</sup>	Gruppe VIII — RO <sup>4</sup>
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27,3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
4	K = 39	Ca = 40	— = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63.
5	(Cu = 63)	Zn = 65	— = 68	— = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	Sr = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	— = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108.
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	So = 118	Sb = 122	Te = 125	J = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	?Di = 138	?Co = 140	—	—	—	— — — —
9	(—)	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	?Er = 178	?La = 180	Ta = 182	W = 184	—	Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199.
11	(Au = 199)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208	—	—	
12	—	—	—	Th = 231	—	C = 240	—	— — — —

Tabela Periódica proposta por Mendeleiev em 1872

- O químico inglês **Henry Moseley** a quem se deve o significado de número atómico e verificou que a ordem dos elementos na tabela periódica correspondia ao número atómico crescente.
- Niels Bohr estabeleceu a relação entre a periodicidade das propriedades dos elementos e a semelhança das configurações electrónicas dos átomos.

### Tabela Periódica actual

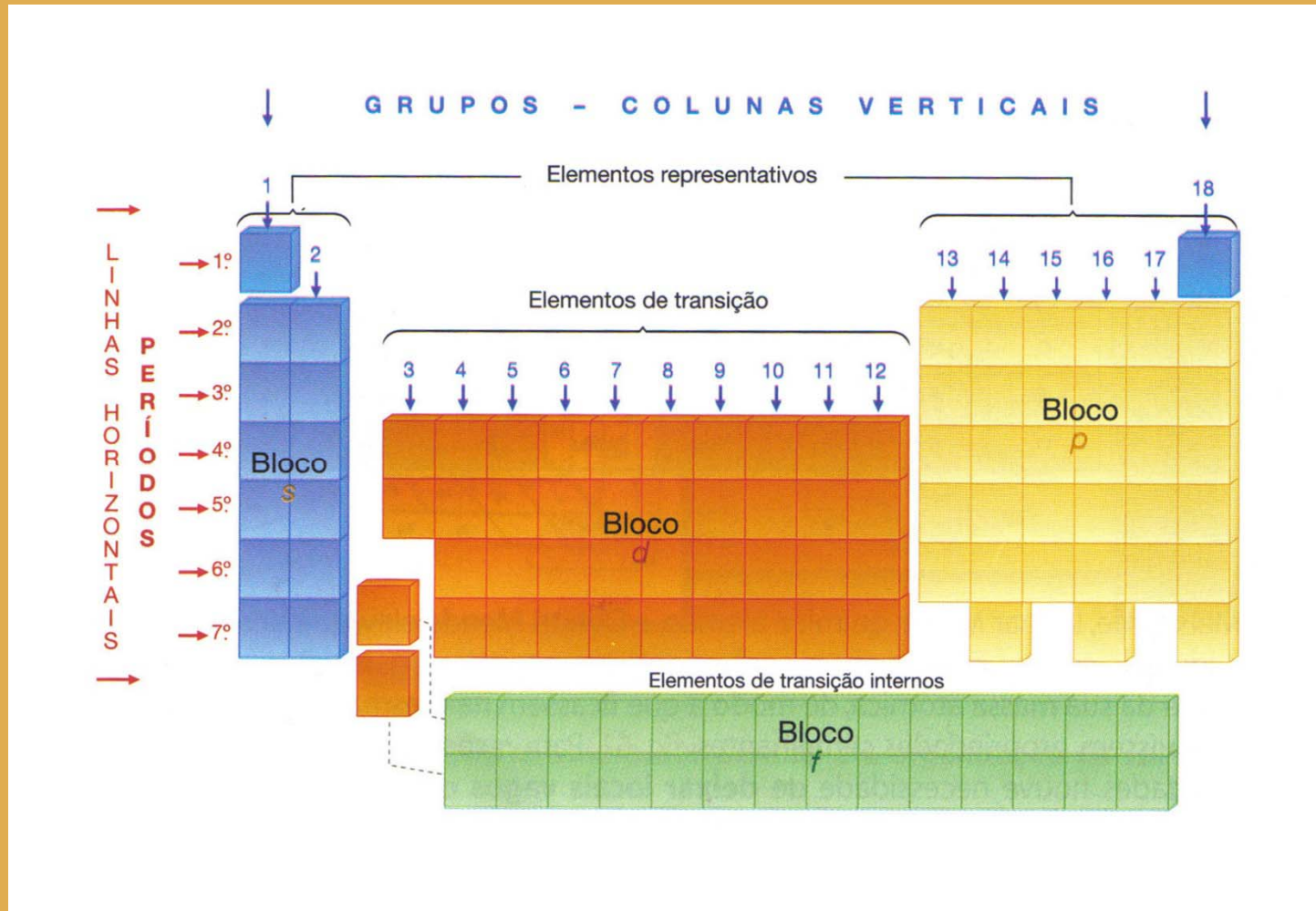
A Tabela Periódica é, efectivamente, um instrumento organizador de conhecimentos sobre os elementos químicos, onde estes estão ordenados por ordem crescente de **número atómico (Z)**. Encontra-se organizada em 7 linhas e 18 colunas. Os elementos que pertencem a uma mesma linha dizem-se do mesmo **período** e os que pertencem à mesma coluna fazem parte do mesmo **grupo**.



Henry Moseley (1887 — 1915)



Os grupos e períodos da Tabela Periódica formam **blocos** designados por **s**, **p**, **d** e **f** e dividem-se em três **conjuntos**: o dos **elementos representativos**, o dos **elementos de transição** e o dos **elementos de transição interna**.







A designação dos diferentes blocos da Tabela Periódica é feita com base no preenchimento das orbitais atómicas, ocupadas pelos electrões de valência de cada elemento químico. **É a configuração electrónica que dos elementos que determina toda a estrutura da Tabela Periódica.**

Bloco s	Bloco d	Bloco p
---------	---------	---------

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

6f																			
7f																			

Bloco f
---------



## Elementos Representativos

Os elementos representativos são aqueles que constituem os grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 e 18, que englobam os blocos **s** e **p**.

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

- O bloco **s**, é constituído pelos dois grupos de elementos cujos electrões de valência se encontram em orbitais correspondentes a  $l = 0$  – **orbitais s**.

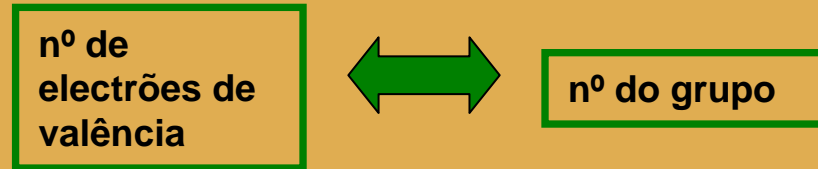
Quando se escreve a configuração electrónica do estado fundamental, os últimos electrões são colocados na orbital s de maior energia. Assim, a configuração electrónica dos elementos do bloco s, relativa aos electrões de valência, é do tipo **ns<sup>1</sup>** ou **ns<sup>2</sup>**.

- O bloco **p**, é constituído pelos seis últimos grupos de elementos cujos electrões de valência se encontram em orbitais correspondentes a  $l = 1$  – **orbitais p**.

Quando se escreve a configuração electrónica do estado fundamental, os últimos electrões são colocados na orbital p de maior energia. Assim, a configuração electrónica dos elementos do bloco s, relativa aos electrões de valência, é do tipo **ns<sup>2</sup> np<sup>x</sup>**, variando o x de 1 até 6.



• Para os elementos representativos, o número de electrões de valência corresponde ao algarismo das unidades do grupo a que o elemento pertence.

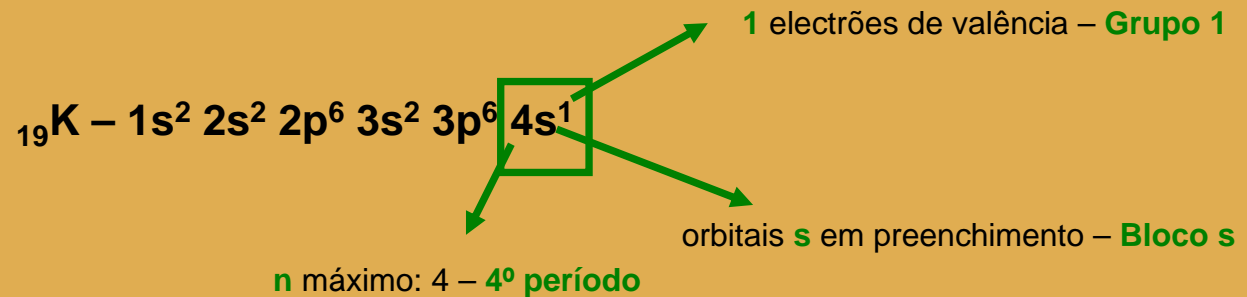


• Para qualquer elemento, representativo ou não, o valor máximo de  $n$  da configuração electrónica corresponde ao período em que o elemento se encontra.



Exemplo:

Potássio

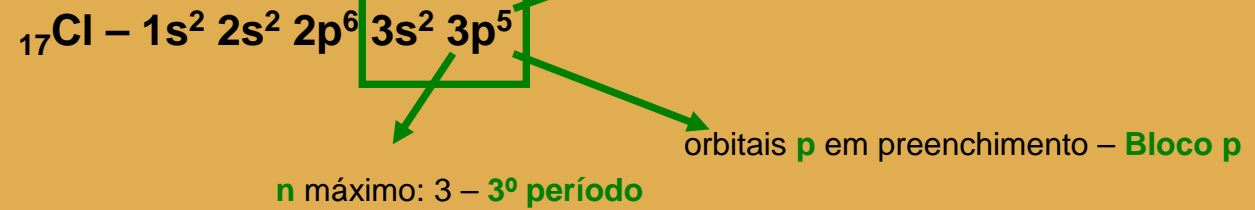




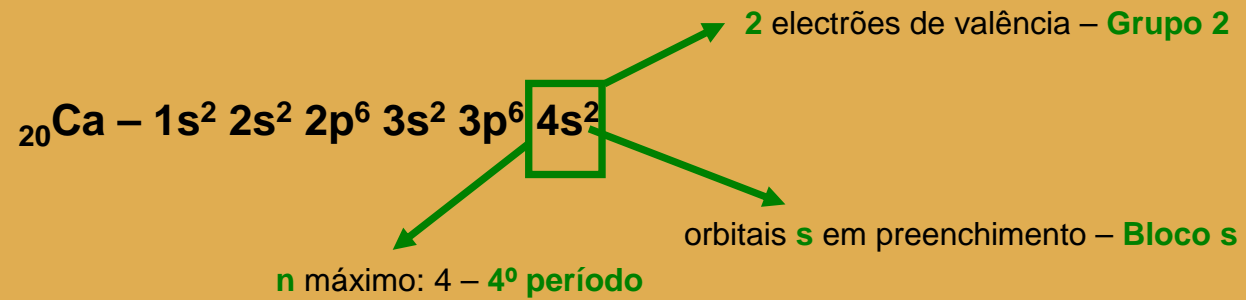


Exemplo:

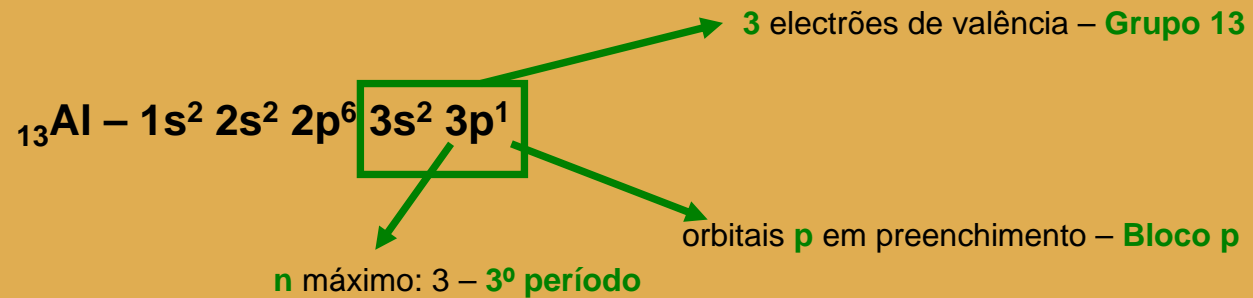
Cloro



Cálcio



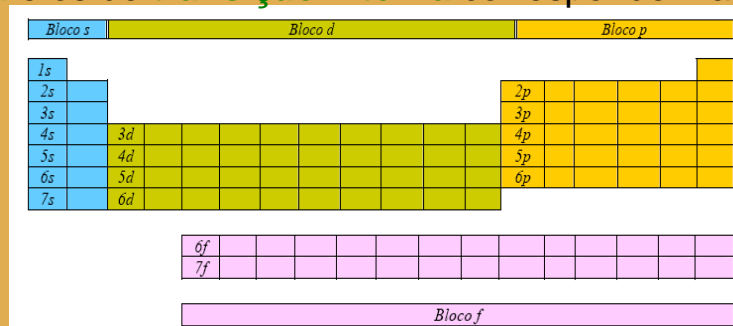
Alumínio





### Elementos de transição e de transição interna

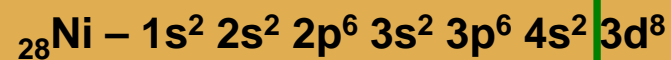
Estes elementos constituem os grupos 3 a 12 que formam a parte central da tabela periódica. Os **elementos de transição** correspondem ao **bloco d** e os de **transição interna** correspondem ao **bloco f**.



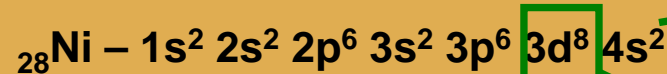
Quando se procede à escrita da configuração electrónica do estado fundamental, os últimos electrões são colocados em orbitais correspondentes a  $l = 2$ , orbitais d, no caso do bloco d e orbitais correspondentes a  $l = 3$ , orbitais f, no caso do bloco f.

Estas orbitais pertencem a níveis de energia caracterizados por valores de  $n$  inferiores ao  $n$  máximo da respectiva configuração electrónica. Exemplo para um elemento do bloco d:

**Níquel**



OU



$n$  máximo: 4 – 4º período

orbitais **d** em preenchimento – **Bloco d**



## 4.2. Algumas famílias de elementos

### Família dos gases nobres

Os gases nobres são os elementos do grupo 18 da Tabela Periódica.

Os átomos destes elementos têm o último nível de energia completamente preenchido:

todos têm oito electrões de valência, à excepção do hélio que tem apenas dois.

- 8 electrões de valência com excepção do hélio que possui 2 => não formam iões;
- Quimicamente inertes. Último nível completo => grande estabilidade química.

### Grupo 18

He 2
Ne 10
Ar 18
Kr 36
Xe 54
Rn 86
Uuo 118

Elemento	Configuração electrónica	Nº de electrões de valência	Último nível preenchido	Período	Grupo
${}^2\text{He}$	$1s^2$	2	1	1º	18
${}^{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$ ou $[\text{He}] 2s^2 2p^6$	8	2	2º	18
${}^{18}\text{Ar}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ou $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$	8	3	3º	18
${}^{36}\text{Kr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$ ou $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$	8	4	4º	18



## Família dos metais alcalinos

Os **metais alcalinos** são os elementos do grupo 1 da Tabela Periódica à excepção do hidrogénio. Os seus átomos têm um electrão de valência, que facilmente perdem, transformando-se em iões monopositivos.

### Grupo 1

Li
3
Na
11
K
19
Rb
37
Cs
55
Fr
87

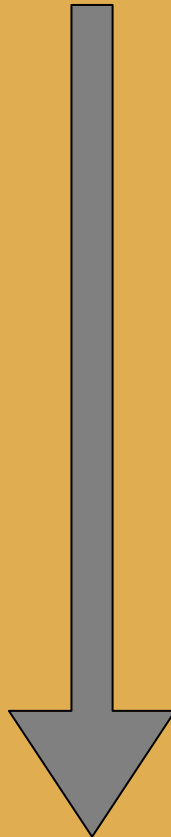
Elemento	Configuração electrónica	Nº de electrões de valência	Ião	Configuração electrónica do ião	Gás nobre do período anterior	Configuração electrónica do gás nobre do período anterior
${}^3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$	1	$\text{Li}^+$	$1s^2$	${}^2\text{He}$	$1s^2$
${}^{11}\text{Na}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	1	$\text{Na}^+$	$1s^2 2s^2 2p^6$	${}^{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$
${}^{19}\text{K}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	1	$\text{K}^+$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	${}^{18}\text{Ar}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
${}^{37}\text{Rb}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$	1	$\text{Rb}^+$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	${}^{36}\text{Kr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

- 1 electrão de valência => formam iões monopositivos ( $\text{Li}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ , ...)
- A reactividade química, a estabilidade dos catiões e o carácter metálico aumentam ao longo do grupo.

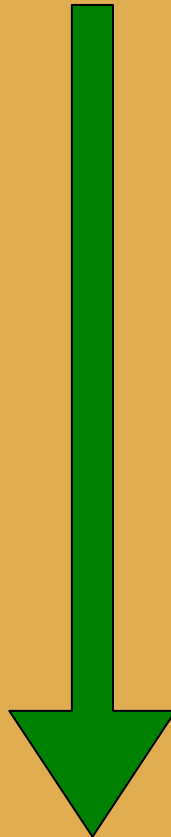


## Grupo 1

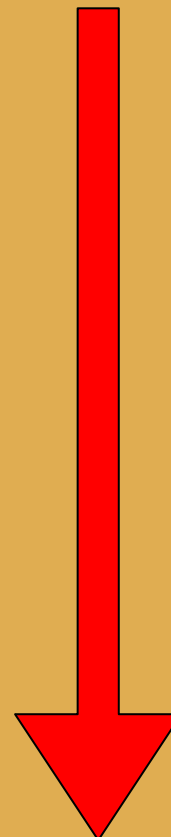
Li 3
Na 11
K 19
Rb 37
Cs 55
Fr 87



Maior Z



Maior nº de níveis de energia (maior nº de camadas)



Maior facilidade em formar iões de carga (+1)  
Maior carácter metálico

A crescente tendência em perder electrões ao longo do grupo explica a **maior reactividade** que pode ser observada na reacção destes metais com a água.



### Família dos metais alcalino-terrosos

Os **metais alcalino-terrosos** são os elementos do grupo 2 da Tabela Periódica. Os seus átomos têm dois electrões de valência que perdem facilmente transformando-se em iões dipositivos.

A configuração electrónica dos iões resultantes é muito estável sendo igual à dos gases nobres do período anterior

### Grupo 2

Be 4
Mg 12
Ca 20
Sr 38
Ba 56
Ra 88

Elemento	Configuração electrónica	Nº de electrões de valência	Ião	Configuração electrónica do ião	Gás nobre do período anterior	Configuração electrónica do gás nobre do período anterior
<sup>4</sup> Be	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup>	2	Be <sup>2+</sup>	1s <sup>2</sup>	<sup>2</sup> He	1s <sup>2</sup>
<sup>12</sup> Mg	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup>	2	Mg <sup>2+</sup>	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	<sup>10</sup> Ne	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
<sup>20</sup> Ca	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>	2	Ca <sup>2+</sup>	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>	<sup>18</sup> Ar	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>
<sup>38</sup> Sr	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>6</sup> 5s <sup>2</sup>	2	Sr <sup>2+</sup>	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>6</sup>	<sup>36</sup> Kr	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>6</sup>

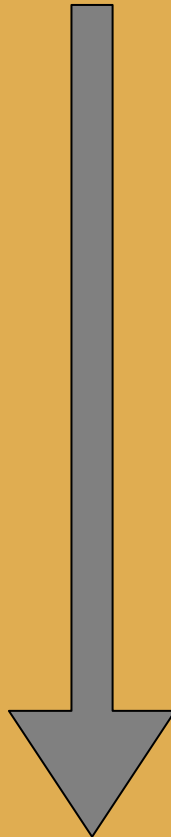
- 2 electrões de valência => formam iões dipositivos (Be<sup>2+</sup>, Mg<sup>2+</sup>, Ca<sup>2+</sup>, ...)
- A reactividade química, a estabilidade dos catiões e o carácter metálico aumentam ao longo do grupo.



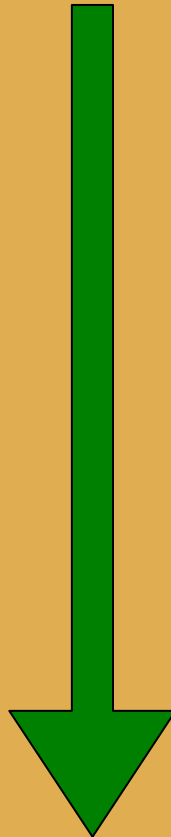


## Grupo 2

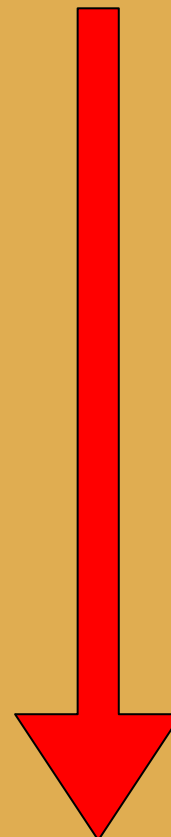
Be 4
Mg 12
Ca 20
Sr 38
Ba 56
Ra 88



Maior Z



Maior nº de níveis de energia (maior nº de camadas)



Maior facilidade em formar iões de carga (+2)  
Maior carácter metálico

A crescente tendência em perder electrões ao longo do grupo explica a **maior reactividade** que pode ser observada na reacção destes metais com a água.



## Família dos halogéneos

Os halogéneos são os elementos do grupo 17 da Tabela Periódica. Os seus átomos têm sete electrões de valência pelo que captam facilmente um electrão transformando-se em iões mononegativos.

A configuração electrónica dos iões resultantes é muito estável sendo igual à dos gás nobre do mesmo período.

## Grupo 17

F	9
Cl	17
Br	35
I	53
At	85

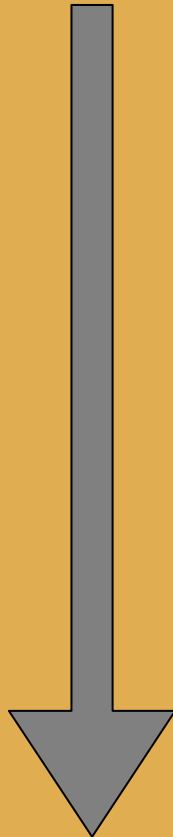
Elemento	Configuração electrónica	Nº de electrões de valência	Ião	Configuração electrónica do ião	Gás nobre do período anterior	Configuração electrónica do gás nobre do período anterior
${}^9\text{F}$	$1s^2 2s^2 2p^5$	7	$\text{F}^-$	$1s^2 2s^2 2p^6$	${}^{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$
${}^{17}\text{Cl}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	7	$\text{Cl}^-$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	${}^{18}\text{Ar}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
${}^{35}\text{Br}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	7	$\text{Br}^-$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	${}^{36}\text{Kr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

- 7 electrões de valência => formam iões mononegativos ( $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ , ...)
- O carácter não metálico (electronegatividade), reactividade e estabilidade dos iões diminui ao longo do grupo.

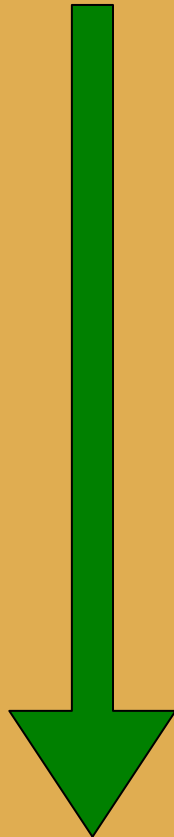


## Grupo 17

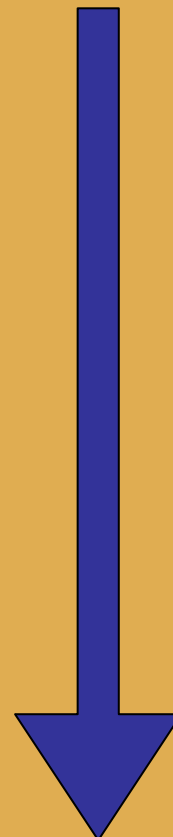
F	9
Cl	17
Br	35
I	53
At	85



Maior Z



Maior nº de níveis de energia (maior nº de camadas)



Menor facilidade em formar iões de carga (-1)  
Carácter não metálico menos acentuado (menor electronegatividade)

A menor facilidade dos halogéneos formarem iões mononegativos ao longo do grupo explica a **diminuição de reactividade** das respectivas substâncias elementares.