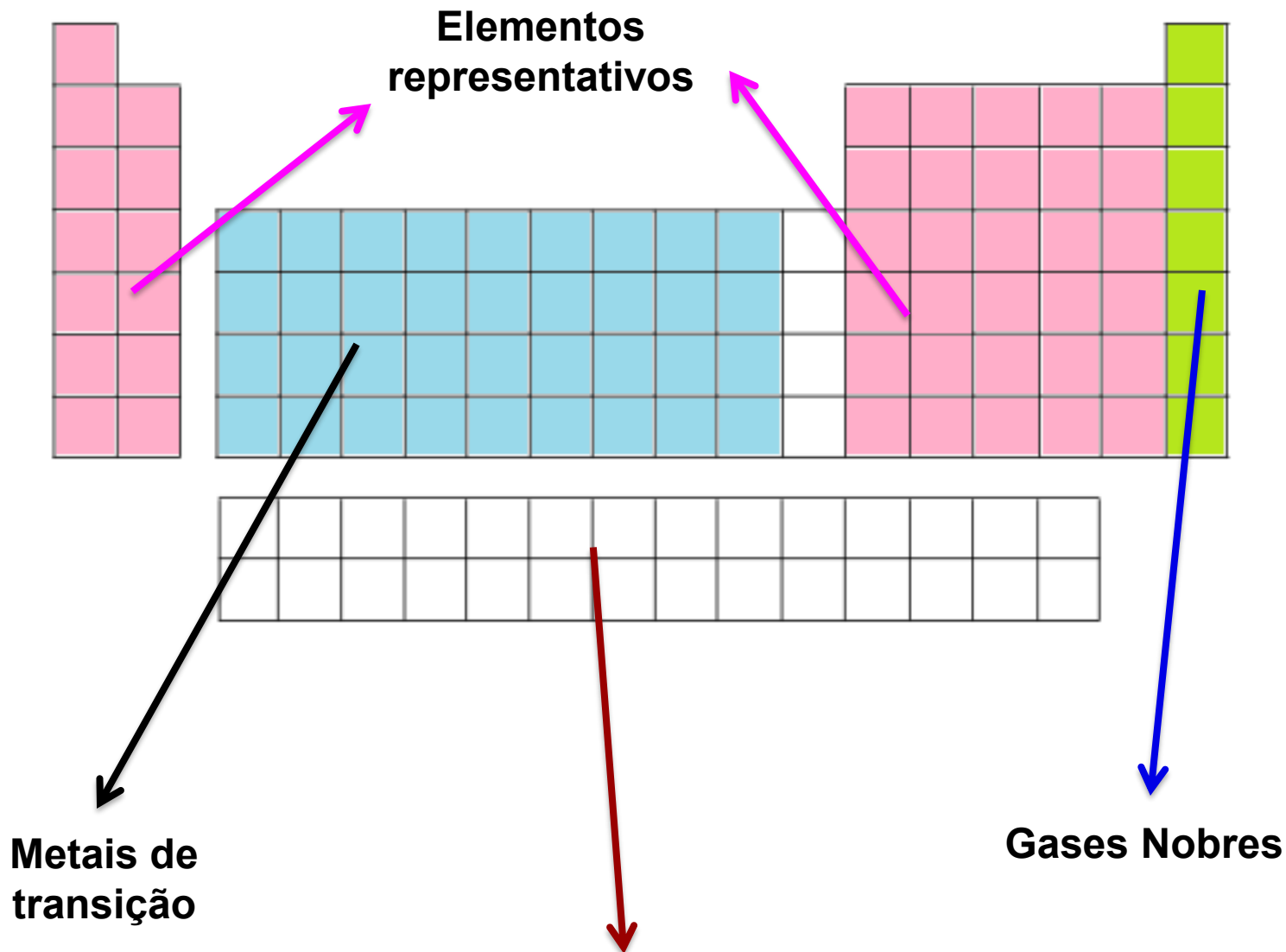


Sumário

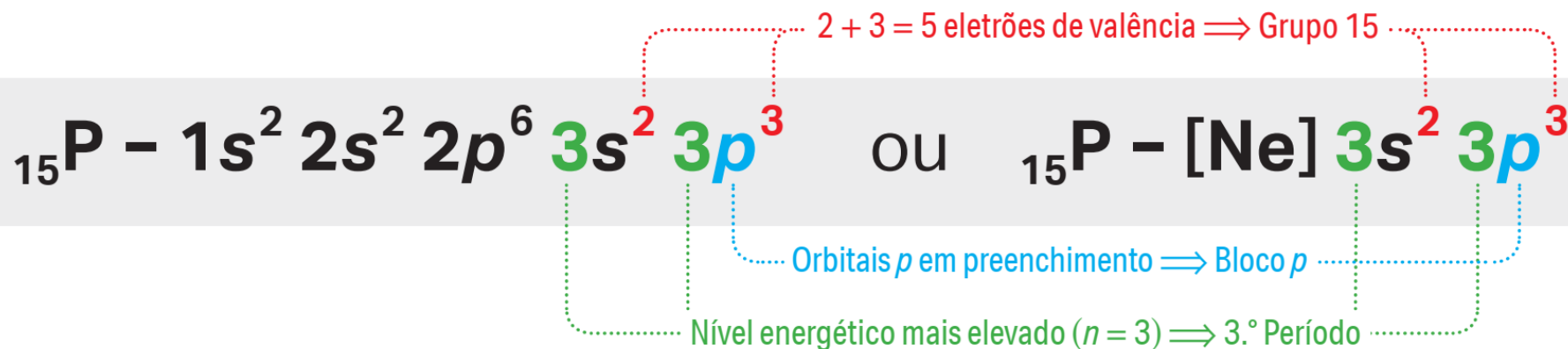
-Raio atómico, energia de ionização e estabilidade eletrónica..



metais de transição interna (lanthanóides e actinóides)

Configuração eletrônica e localização na TP

A posição dos elementos na TP depende da sua configuração eletrônica.





Raio atômico e a Tabela Periódica

Mnemónica (9º Ano):

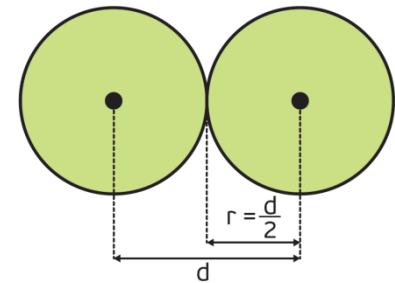
Bola ► Bolinha ► Bolona



Raio Atômico

Raio atômico

Distância média entre o centro do núcleo e os elétrons que se situam na camada mais afastada do próprio núcleo.



Representação do raio atômico obtido a partir de uma molécula diatômica homonuclear.

Raio atómico e a TP

- O raio atómico geralmente **cresce ao longo do grupo**.
- **Explicação:** Deve-se ao facto dos elementos ao longo de um grupo encontrarem-se em diferentes períodos. Desta forma, de um período para o outro, os eletrões vão sendo adicionados a uma camada (nível de energia) mais alta

Raio atómico e a TP

- Ao longo de um período (da esquerda para a direita), o **raio atómico vai diminuindo** à medida que aumenta o número atómico (Z).

A explicação:

- À medida que passamos de um elemento para outro, estamos a adicionar mais um protão ao núcleo, e mais um electrão à nuvem electrónica. O **aumento da carga nuclear** vai exercer uma grande atracção da nuvem electrónica, pelo que o tamanho do **átomo será mais pequeno**.

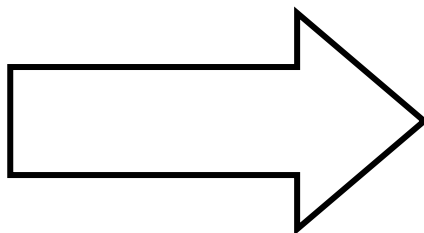
Diminuição do raio atômico

1							18
H							He
2		13	14	15	16	17	
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

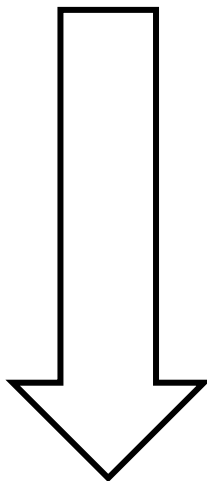
	1	2	13	14	15	16	17	18
2	Li 157	Be 112	B 88	C 77	N 74	O 66	F 64	Ne
3	Na 191	Mg 160	Al 143	Si 118	P 110	S 104	Cl 99	Ar
4	K 235	Ca 197	Ga 153	Ge 122	As 121	Se 117	Br 114	Kr
5	Rb 250	Sr 215	In 167	Sn 158	Sb 141	Te 137	I 133	Xe
6	Cs 272	Ba 224	Tl 171	Pb 175	Bi 182	Po 167	At	Rn

Resumo

**Aumento da
carga nuclear**



**Diminuição do tamanho
do átomo**



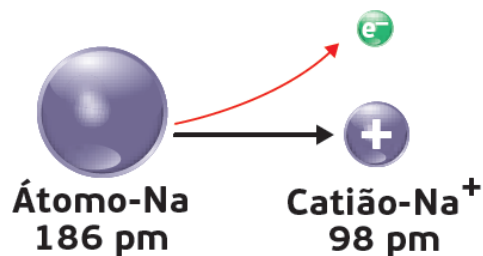
**Aumenta o número de
camadas (nível de
energia)**

**Aumenta o tamanho dos
átomos**



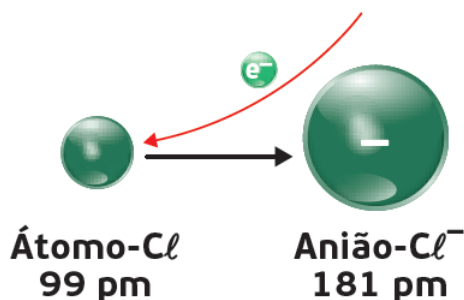
Raio iónico

Raio atômico *versus* raio iônico



Os **catiões** apresentam **raios menores** do que os raios dos respectivos átomos.

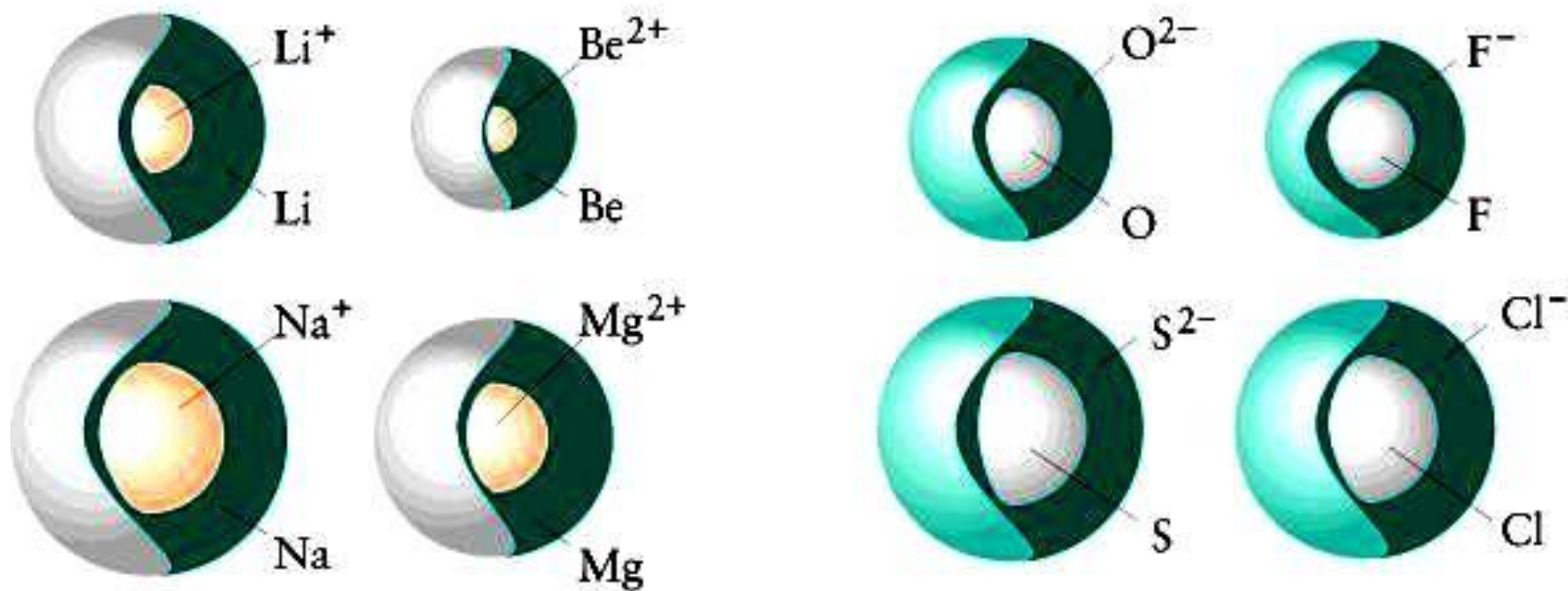
Comparação do raio do átomo de sódio (raio atômico) com o raio do respectivo catião (raio iônico).



Os **aniões** apresentam **raios maiores** do que os raios dos respectivos átomos.

Comparação do raio do átomo de cloro (raio atômico) com o raio do respectivo anião (raio iônico).

Raio atómico *versus* raio iônico





Resumindo:

átomo \rangle *catiã*o

átomo \langle *aniã*o

Explicação para o catião

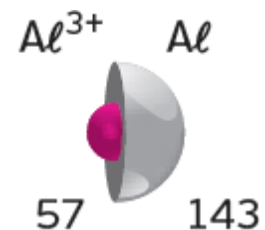
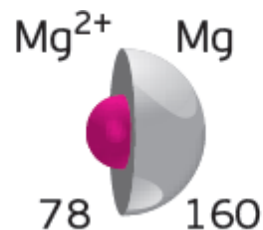
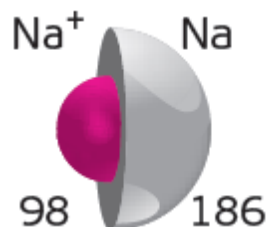
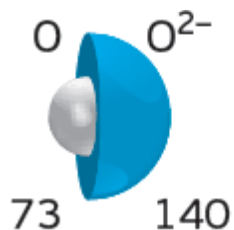
- O átomo e o catião têm a mesma carga nuclear; O catião tem menos electrões (menos repulsões) → atracção entre núcleo e electrões aumenta → contracção da nuvem electrónica.

Explicação para o anião

- O átomo e o anião têm a mesma carga nuclear; O anião tem mais electrões (mais repulsões) → atracção entre núcleo e electrões diminui → aumento da nuvem electrónica.

Espécie isoeletrónica

- O raio diminui quando o número atómico aumenta (porque há aumento da carga nuclear).





Energia de Ionização

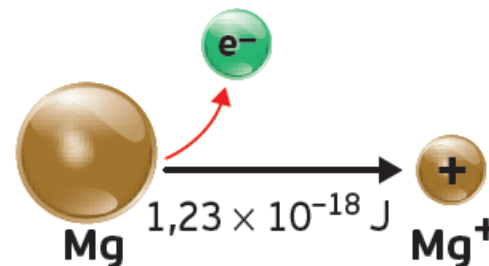
Energia de ionização

- Energia mínima necessária para que um eletrão (que se encontra no estado fundamental) seja removido de um átomo.

$$E_{ion} = E_{\infty} - E_0$$

$$E = 0 - (-E_0) = 2,179 \times 10^{-18} \text{ J}$$

- O estado E_{∞} corresponde ao nível energético que se convencionou como nulo, isto é, quando o electrão sai da influência do núcleo, apresentando desta forma, o maior valor de energia.



Energia de ionização

A energia de ionização é igual à energia de remoção da orbital de maior energia.

Maior energia de
ionização



Mais difícil remover o
eletrão

Menor energia de
ionização



Mais fácil remover o
eletrão

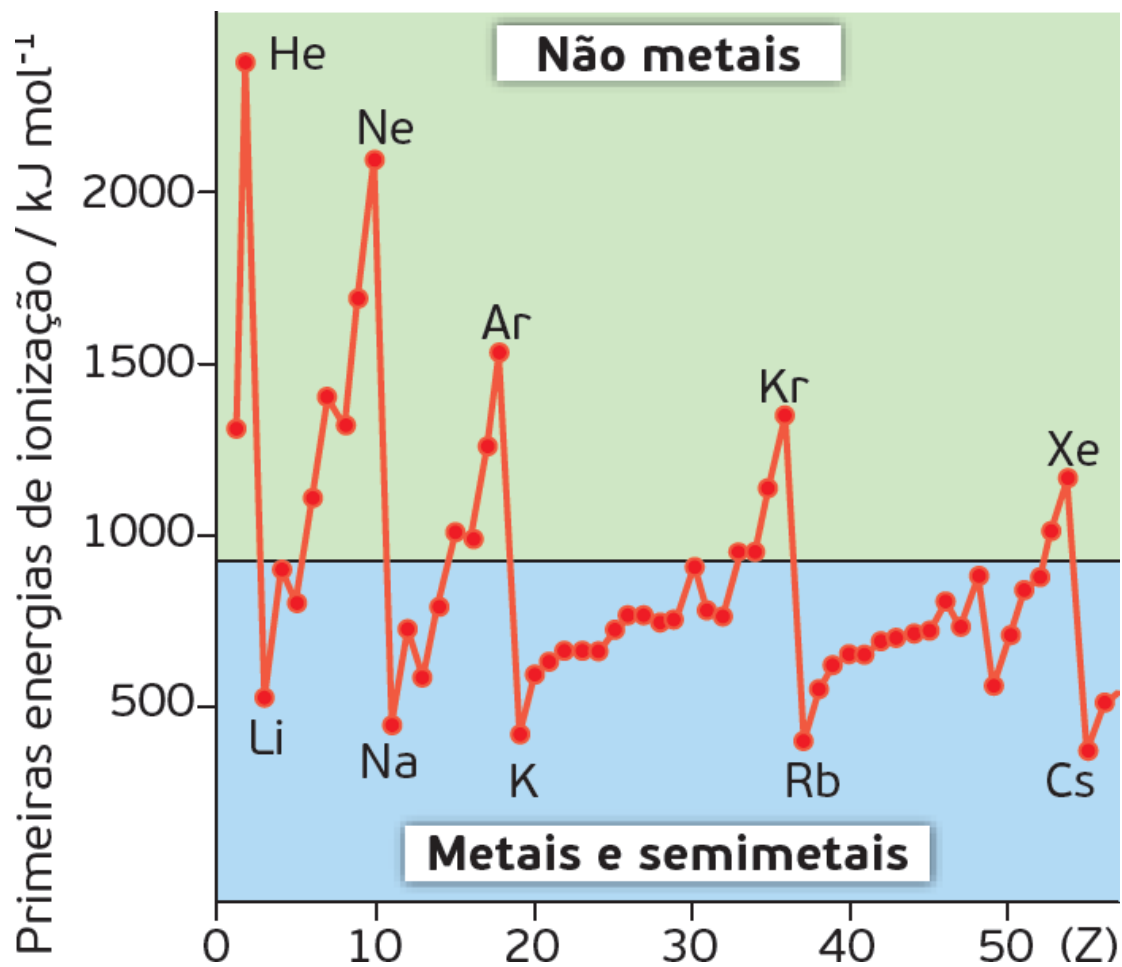
Energia de Ionização

- A energia de ionização varia periodicamente na tabela periódica e por isso é designada por uma propriedade periódica dos elementos.

A **energia de ionização** ao longo da tabela periódica varia da seguinte forma:

Aumento da energia de ionização																	
1	2	13	14	15	16	17	18										
H 1310							He 2370										
Li 519	Be 900	B 799	C 1090	N 1400	O 1310	F 1680	Ne 2080										
Na 494	Mg 736	Al 577	Si 786	P 1060	S 1000	Cl 1260	Ar 1520										
K 418	Ca 590	Ga 577	Ge 762	As 966	Se 941	Br 1140	Kr 1350										
Rb 402	Sr 548	In 556	Sn 707	Sb 833	Te 870	I 1010	Xe 1170										
Cs 376	Ba 502	Tl 590	Pb 716	Bi 774	Po 812	At --	Rn 1040										

Diminuição da energia de ionização



Variação da energia de ionização em função do número atômico (Z).

Energia de Ionização e o grupo na TP

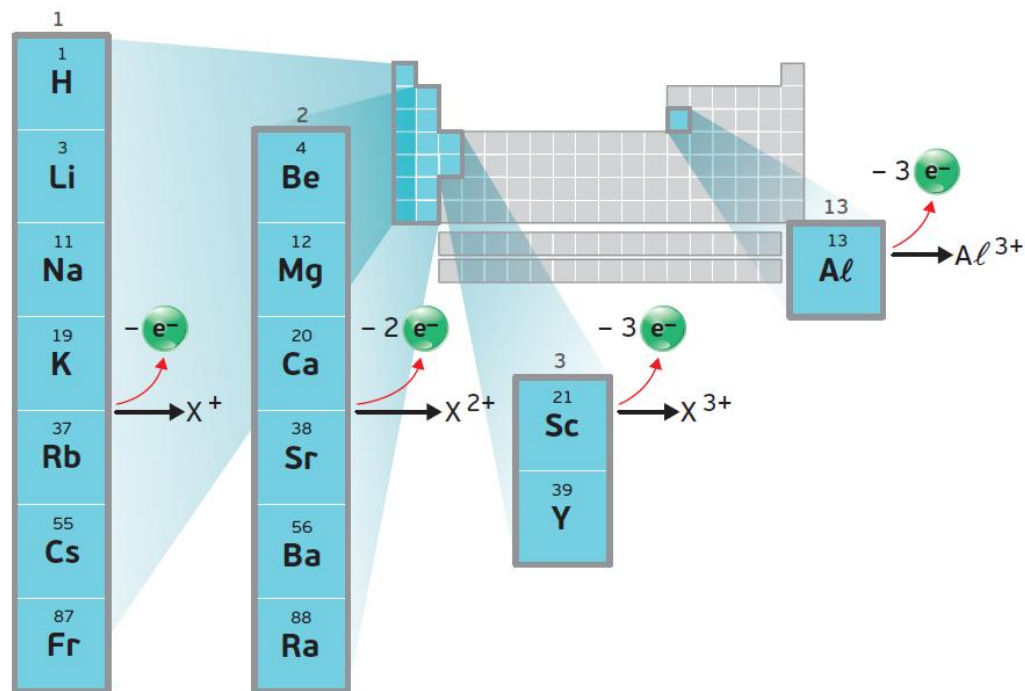
- **O número atómico aumenta o que corresponde a um novo grupo, e como tal, aumenta uma camada electrónica – os electrões vão ficando cada vez mais afastados do núcleo (menos ligados, mais energia); desta forma, vai ser mais fácil extrair ao átomo um electrão.**

Energia de Ionização e o período na TP

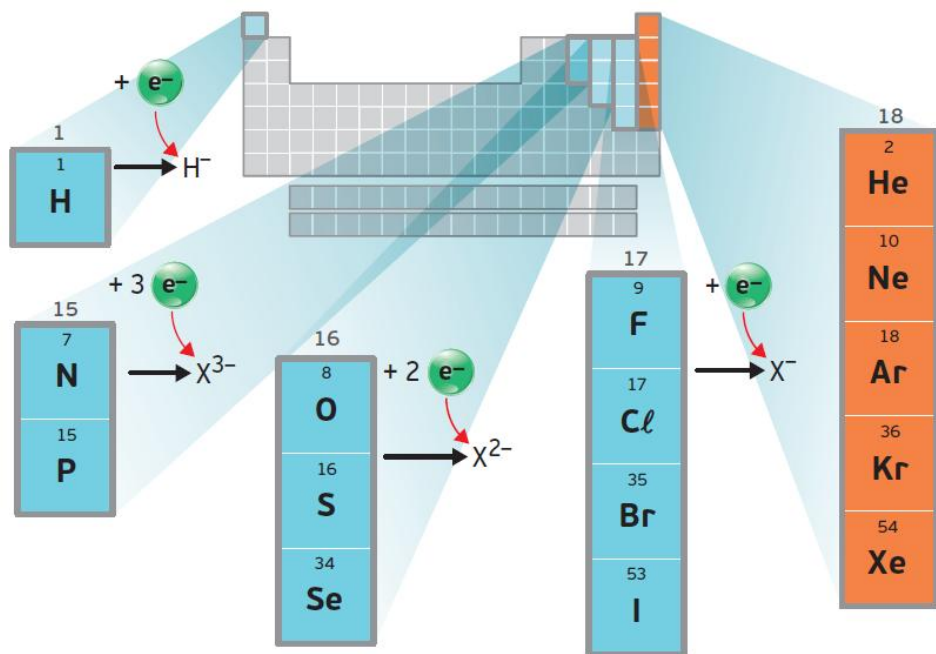
- De um elemento para outro, aumenta a carga do núcleo. Como os electrões se mantêm no **mesmo nível**, torna-se mais difícil de serem removidos e por isso aumenta a energia necessária à extracção dos mesmos.

FORMAÇÃO DE IÕES E REATIVIDADE DE ELEMENTOS QUÍMICOS

Os elementos do **grupo 1** têm **grande** tendência a perder o seu único elétron de valência, transformando-se em **iões monopositivos** (catiões monovalentes).



Os elementos do **grupo 2** têm **tendência** a perder os seus dois elétrons de valência transformando-se em **iões dipositivos** (catiões divalentes).



Os **gases nobres** (grupo 18) apresentam as orbitais de valência s e p completamente preenchidas, com exceção do hélio que apresenta apenas a orbital s, o que lhes confere grande estabilidade e, portanto, **baixa reatividade**.

Os elementos do grupo 17 (**Halogêneos**), com sete elétrons de valência, têm tendência a captar um elétron, transformando-se em **iões mononegativos** (aniões monovalentes).



Resumo!



Critério	Raio atômico	Energia e ionização
<p>1.º</p> <p>Níveis de energia</p>	<p><u>Elétrões</u> de valência em nível de energia superior</p> <p>↓</p> <p>Maior nuvem eletrónica</p> <p>↓</p> <p>Raio atômico maior</p>	<p><u>Elétrões</u> de valência em nível de energia superior</p> <p>↓</p> <p>Mais fácil remover elétrões</p> <p>↓</p> <p>Menor energia de ionização</p>

Critério	Raio atômico	Energia e ionização
<p>2.º</p> <p>Carga Nuclear</p>	<p>Maior carga nuclear</p> <p>↓</p> <p>Maior atração núcleo-eletrões</p> <p>↓</p> <p>Raio atômico menor</p>	<p>Maior carga nuclear</p> <p>↓</p> <p>Maior <u>atração núcleo-eletrões</u></p> <p>↓</p> <p>Mais difícil remover os eletrões</p> <p>↓</p> <p>Maior energia de ionização</p>

Critério	Raio atômico	Energia e ionização
3.º Repulsão eletrónica	Maior número de eletrões ↓ Maior repulsão entre eletrões ↓ Raio atômico maior	Maior número de eletrões ↓ Maior repulsão entre eletrões ↓ Mais fácil remover os eletrões ↓ Menor energia de ionização