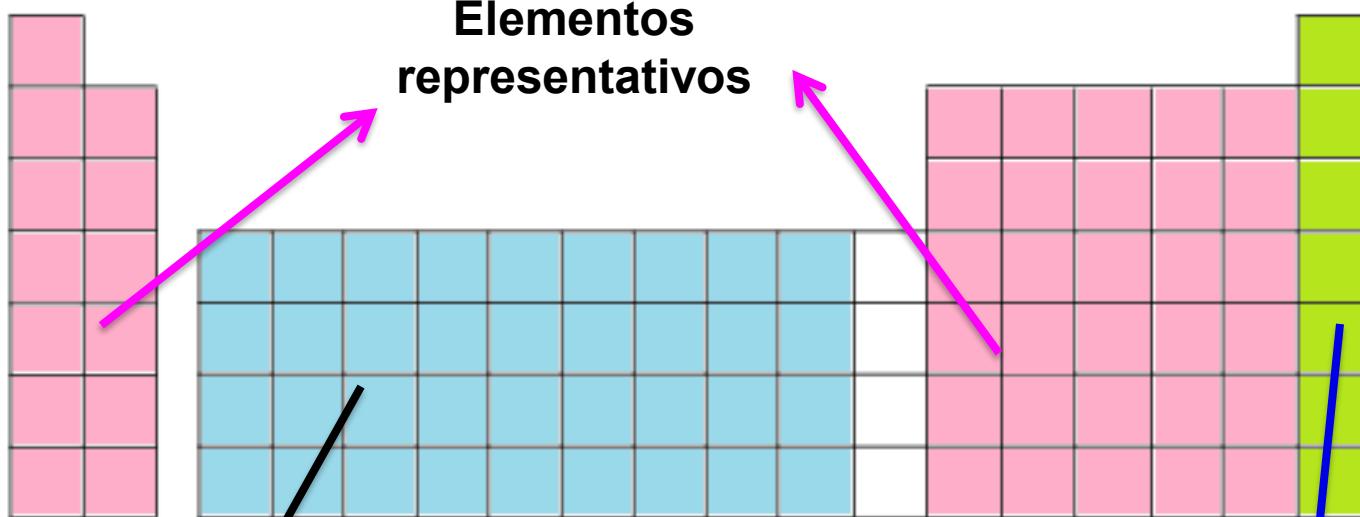




phillipmartin.info

Sumário

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



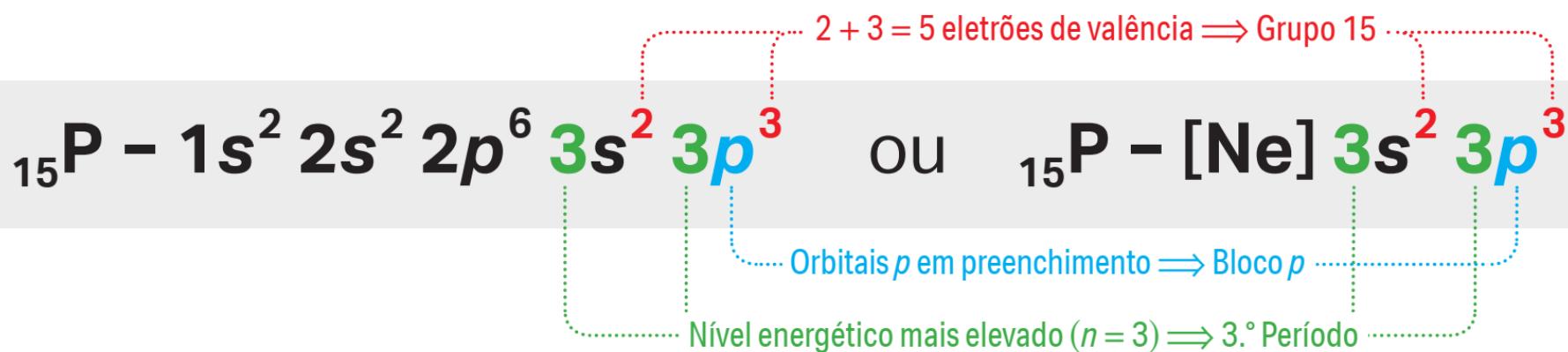
**Metais de
transição**

Gases Nobres

metais de transição interna (lantanóides e actinóides)

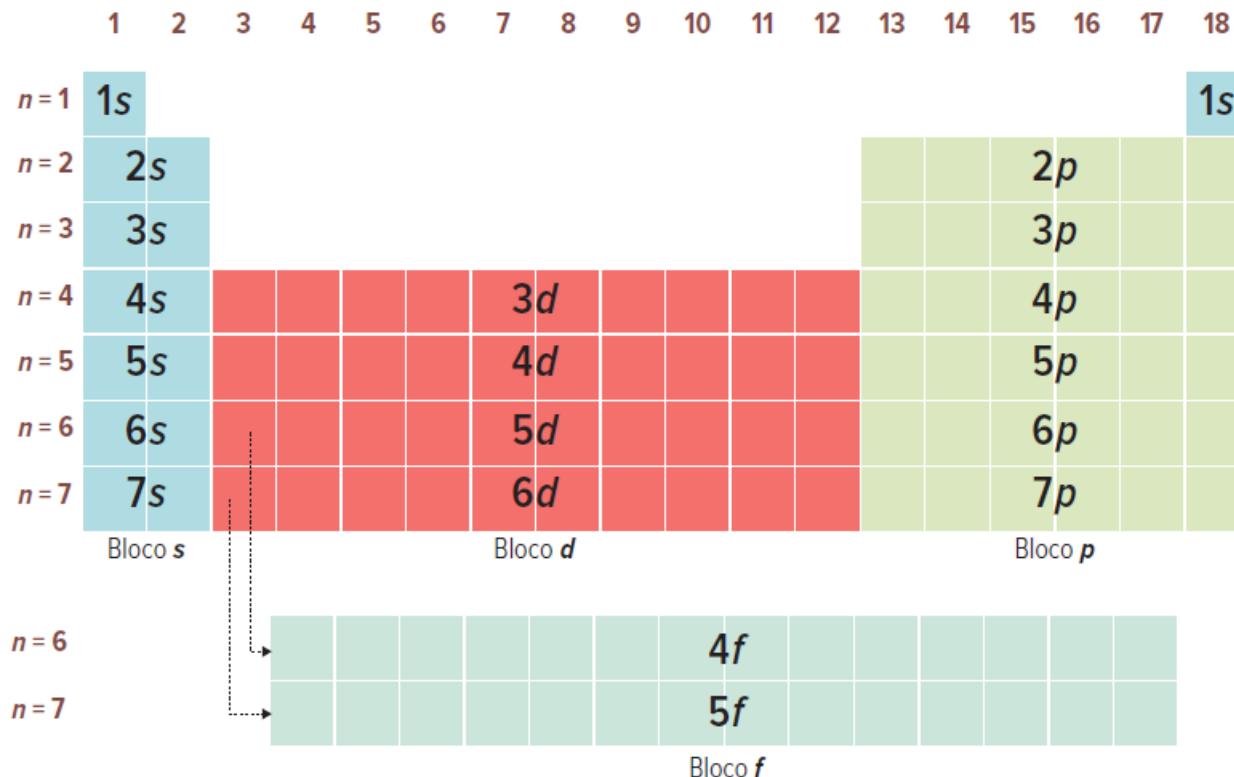
Configuração eletrónica e localização na TP

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



TP e a configuração electrónica

- A orbital de valência permite posicionar os elementos em blocos :
s, p, d ou f.



Raio atómico e a Tabela Periódica

Mnemónica (9º Ano):

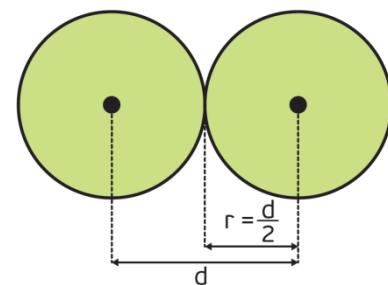
Bola ➤ Bolinha ➤ Bolona



Raio Atómico

Raio atómico

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



Representação do raio atómico obtido a partir de uma molécula diatómica 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

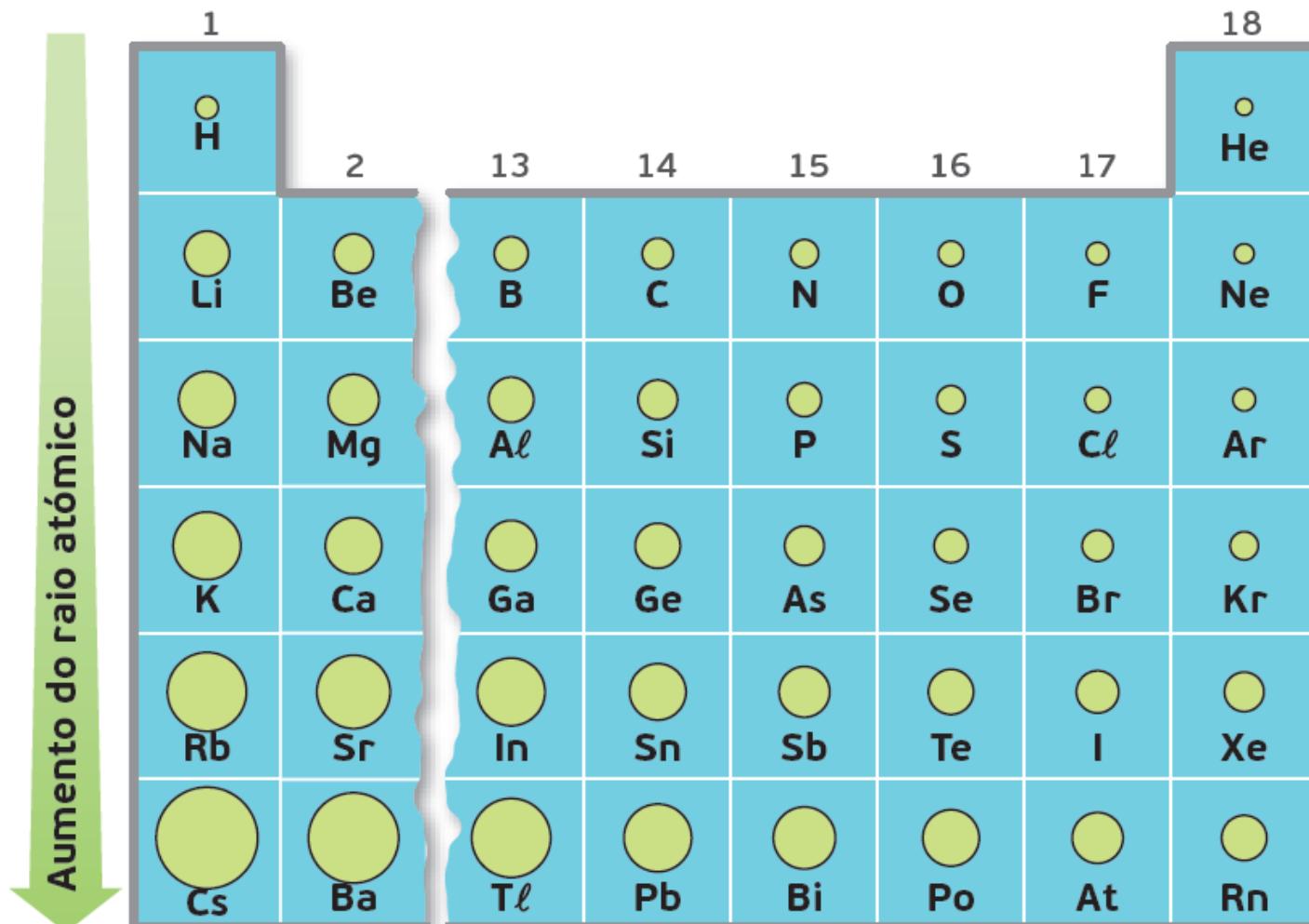
Raio atómico e a TP

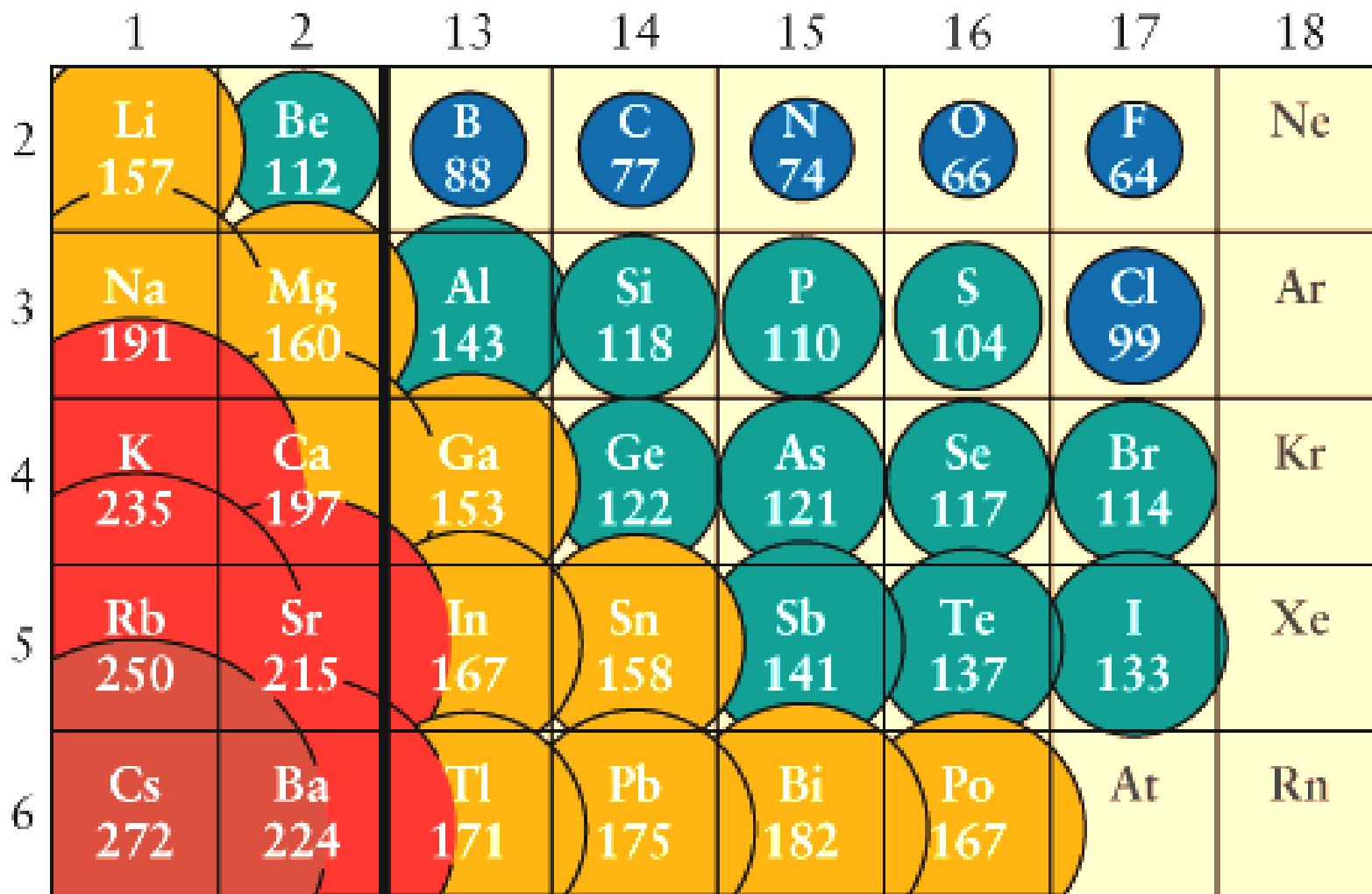
- Ao longo de um período (da esquerda para a direita), o **raio atómico vai diminuindo** à medida que aumenta o número atómico (Z).

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**.

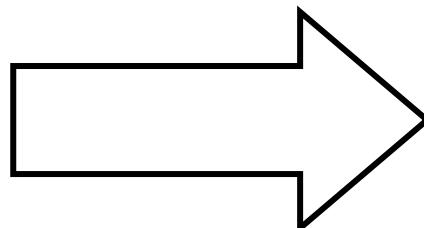
Diminuição do raio atómico



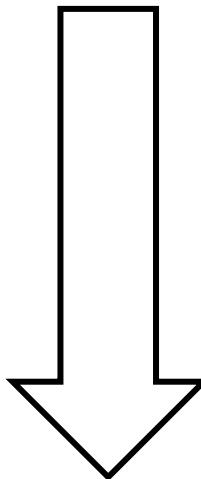


Resumo

Aumento da
carga nuclear



Diminuição do tamanho
do átomo



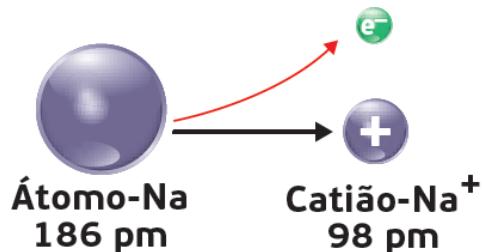
Aumenta o número de
camadas (nível de
energia)

Aumenta o tamanho dos
átomos



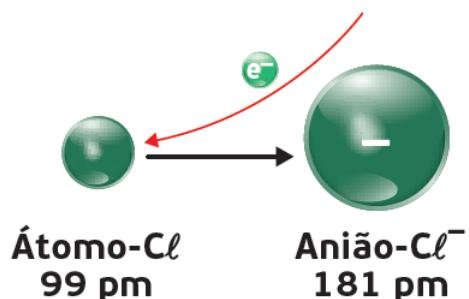
Raio iónico

Raio atómico versus raio iónico



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

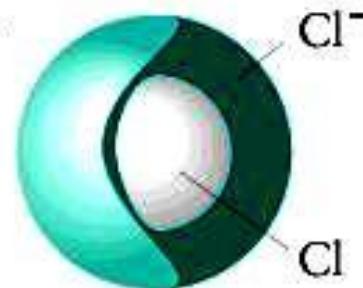
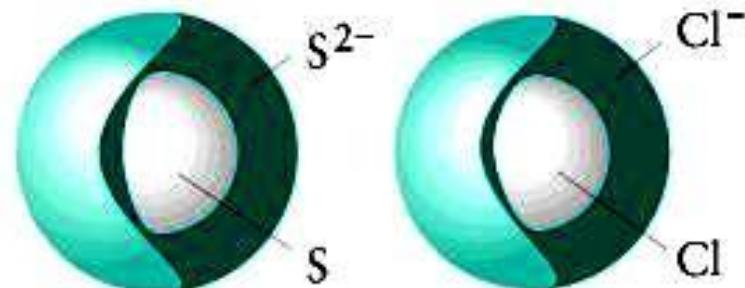
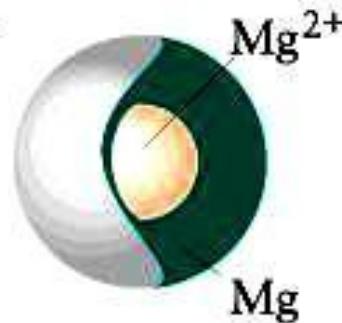
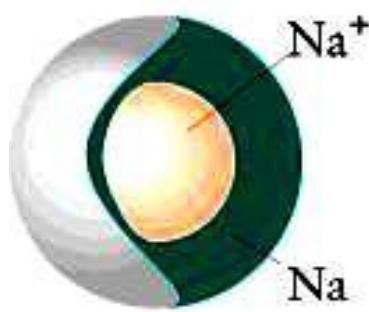
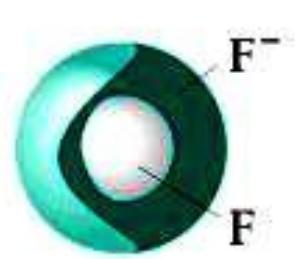
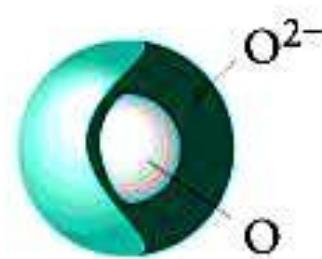
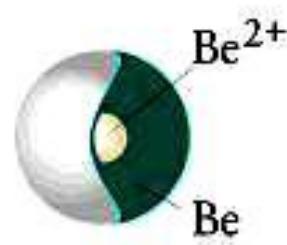
Comparação do raio do átomo de sódio (raio atómico) com o raio do respetivo catião (raio iónico).



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

Comparação do raio do átomo de cloro (raio atómico) com o raio do respetivo anião (raio iónico).

Raio atómico *versus* raio lítico



Resumindo:

átomo > catião

átomo < anião

Explicação para o catião

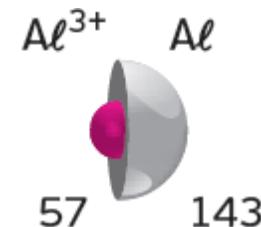
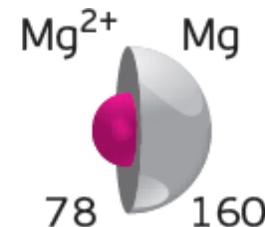
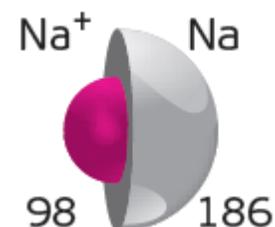
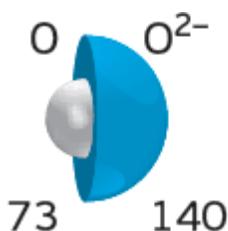
- O átomo e o catião têm a mesma carga nuclear; O catião tem menos electrões (menos repulsões) → atracção entre núcleo e electrões aumenta → contracção da nuvem electrónica.

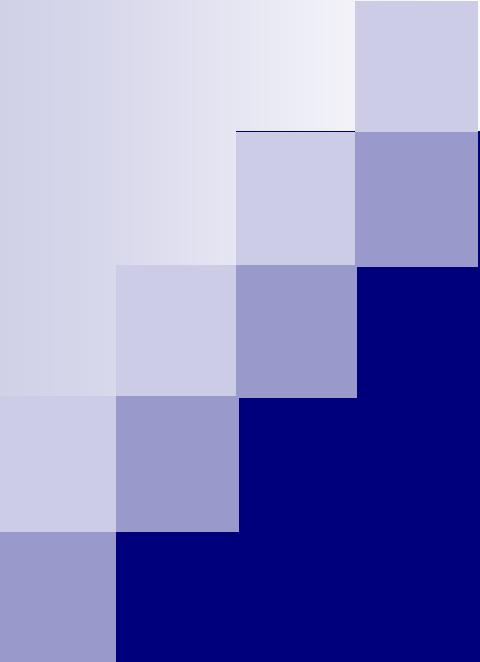
Explicação para o anião

- 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 isoeletrônica

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





Energia de Ionização

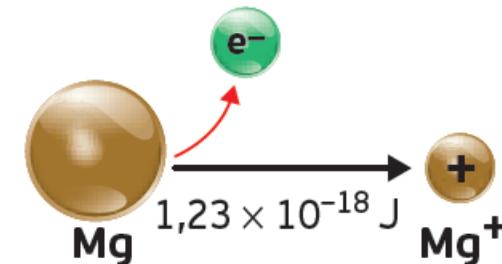
Energia de ionização

- 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 eletrão 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

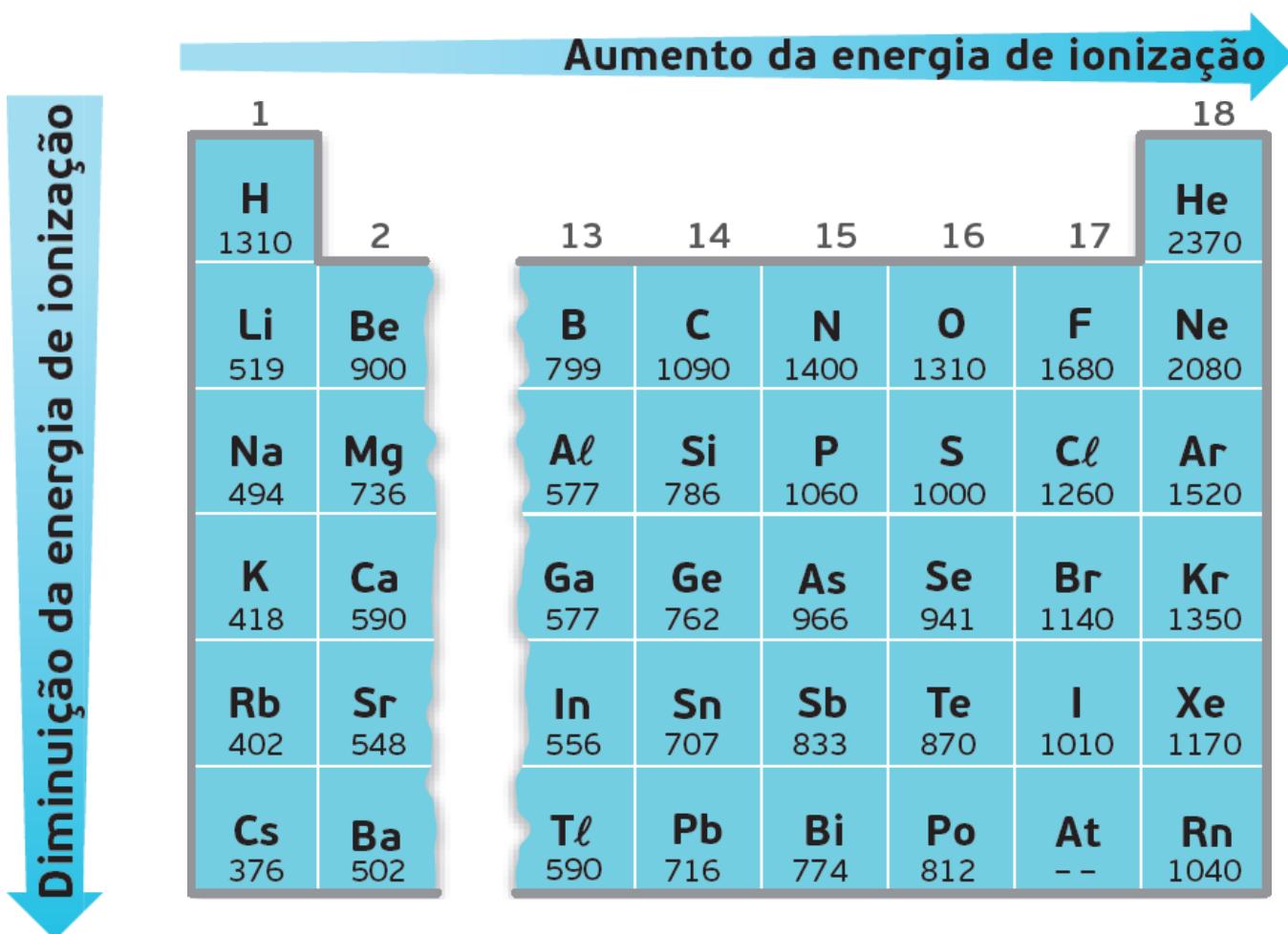


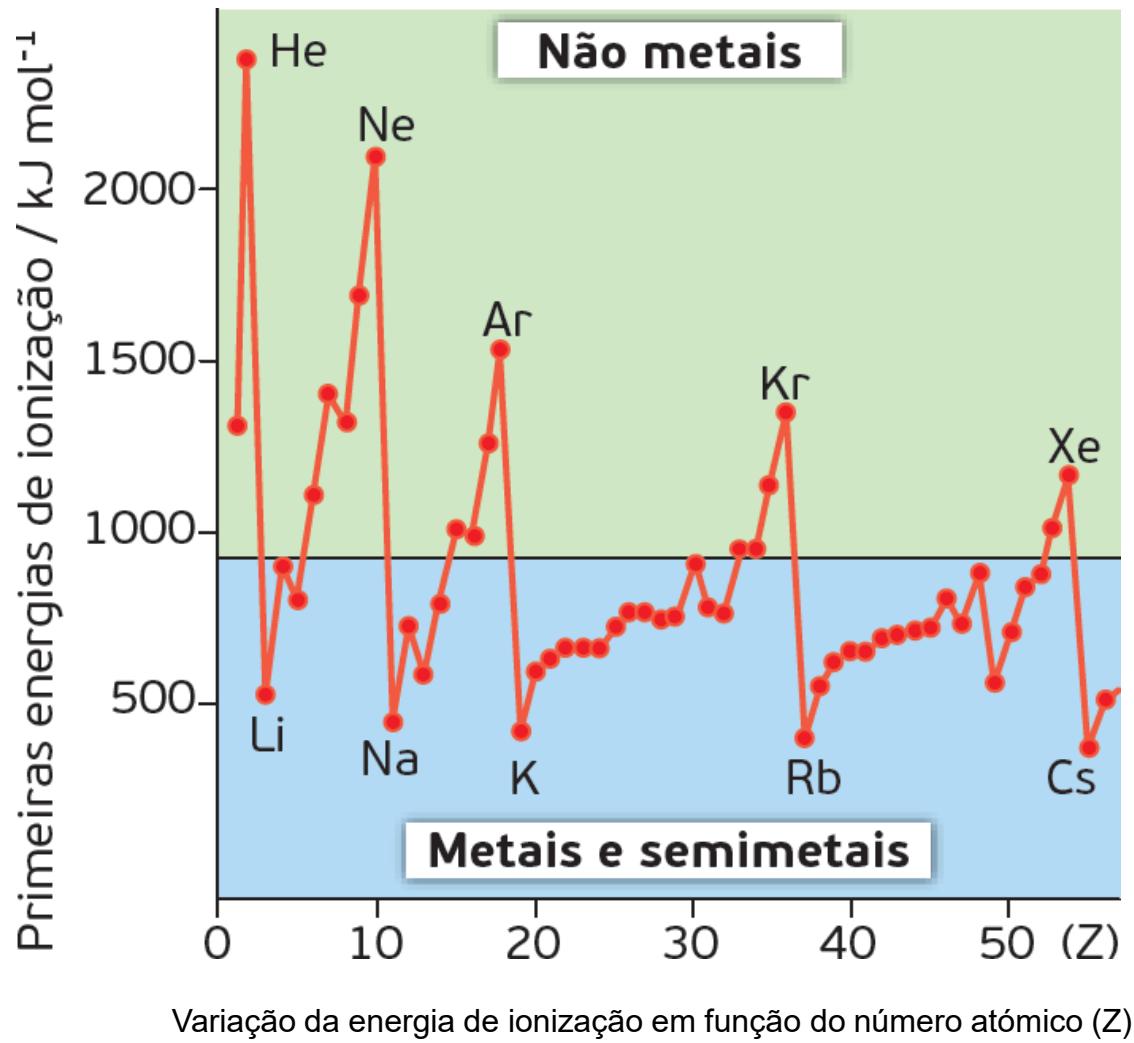
Mais fácil remover o eletrão

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:





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

Energia de Ionização e o grupo na TP

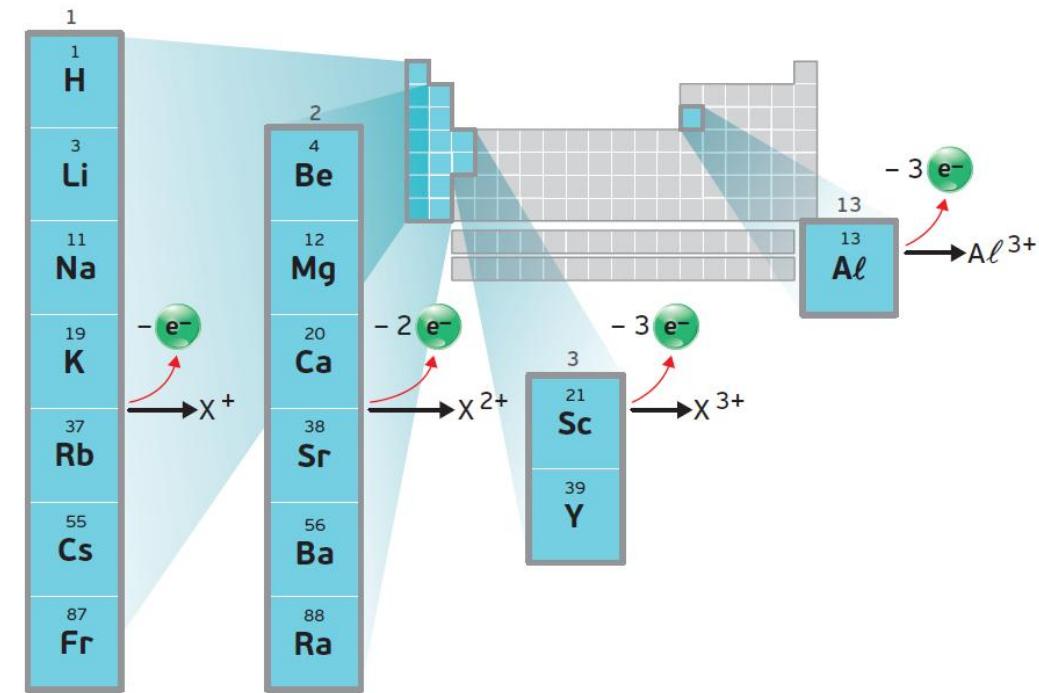
- O número atómico aumenta o que corresponde a um novo grupo, e como tal, aumenta uma camada electrónica – os electrões vão ficando cada vez mais afastados do núcleo (menos ligados, mais energia); desta forma, vai ser mais fácil extrair ao átomo um electrão.

Energia de Ionização e o período na TP

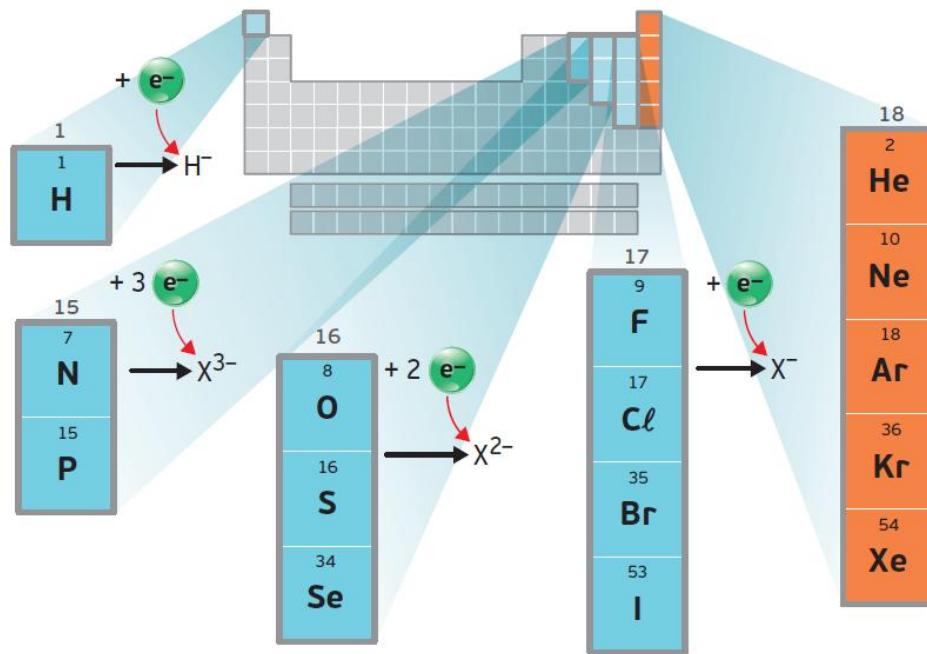
- De um elemento para outro, aumenta a carga do núcleo. Como os electrões se mantém no **mesmo nível**, torna-se mais difícil de serem removidos e por isso aumenta a energia necessária à extracção dos mesmos.

FORMAÇÃO DE IÓES E REATIVIDADE DE ELEMENTOS QUÍMICOS

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

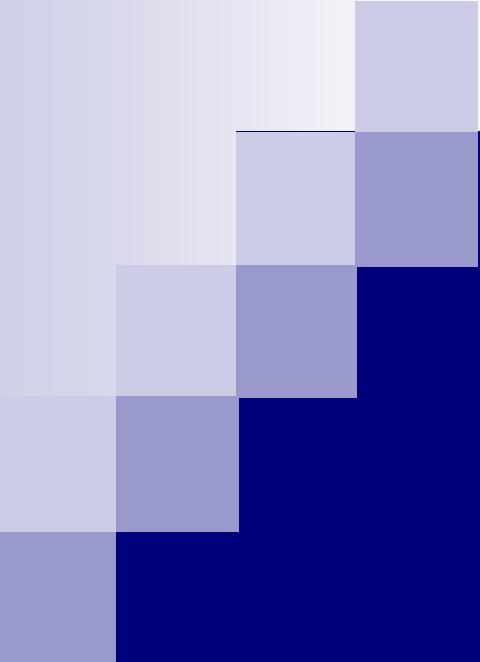


Os elementos do **grupo 2** têm tendência a perder os seus dois eletrões de valência transformando-se em **iões dipositivos** (catiões divalentes).



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

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.

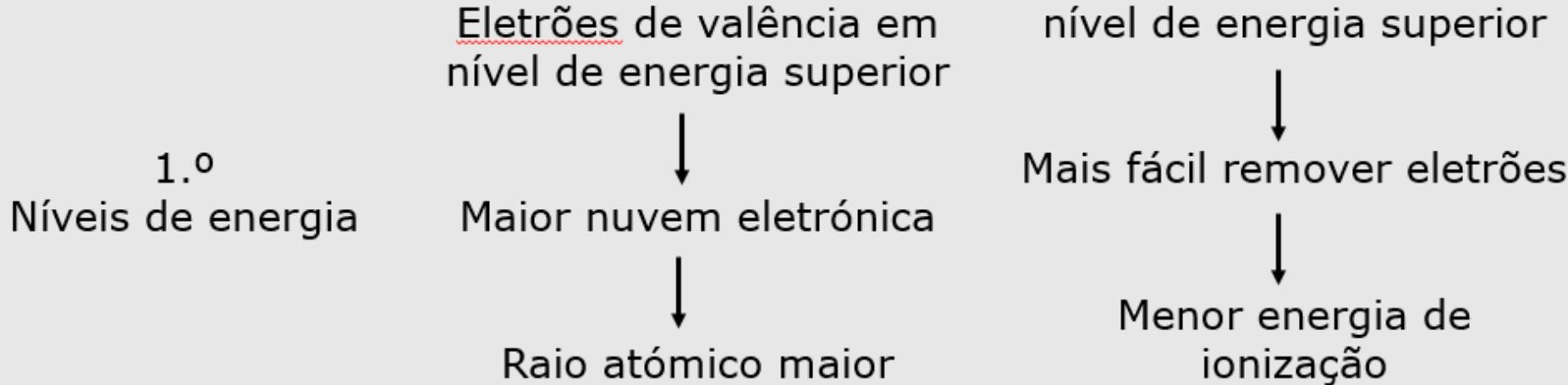


Resumo!

Critério

Raio atómico

Energia e ionização



Critério

Raio atómico

Energia e ionização

2.^o
Carga Nuclear

Maior carga nuclear



Maior atração núcleo-eletrões



Raio atómico menor

Maior carga nuclear



Maior atração núcleo-eletrões



Mais difícil remover os eletrões



Maior energia de ionização

Critério

Raio atómico

Energia e ionização

3.^º
Repulsão
eletrónica

Maior número de eletrões

Maior repulsão entre
eletrões

Raio atómico maior

Maior número de eletrões

Maior repulsão entre
eletrões

Mais fácil remover os
eletrões

Menor energia de
ionização