



# Sumário

-Continuação da aula anterior.

# Resumindo:

*átomo* > *catião*

*átomo* < *anião*

# Explicação para o catião

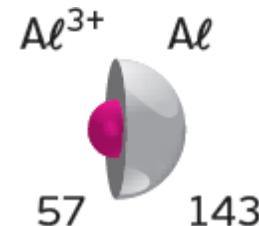
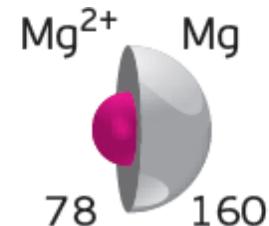
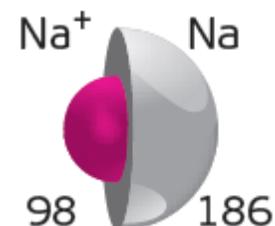
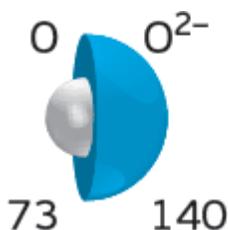
- O átomo e o catião têm a mesma carga nuclear; O catião tem menos electrões (menos repulsões) → atracção entre núcleo e electrões aumenta → contracção da nuvem electrónica.

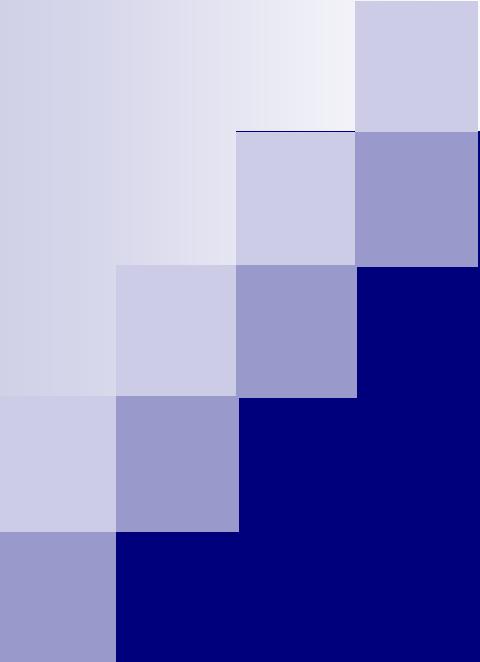
# Explicação para o anião

- 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

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

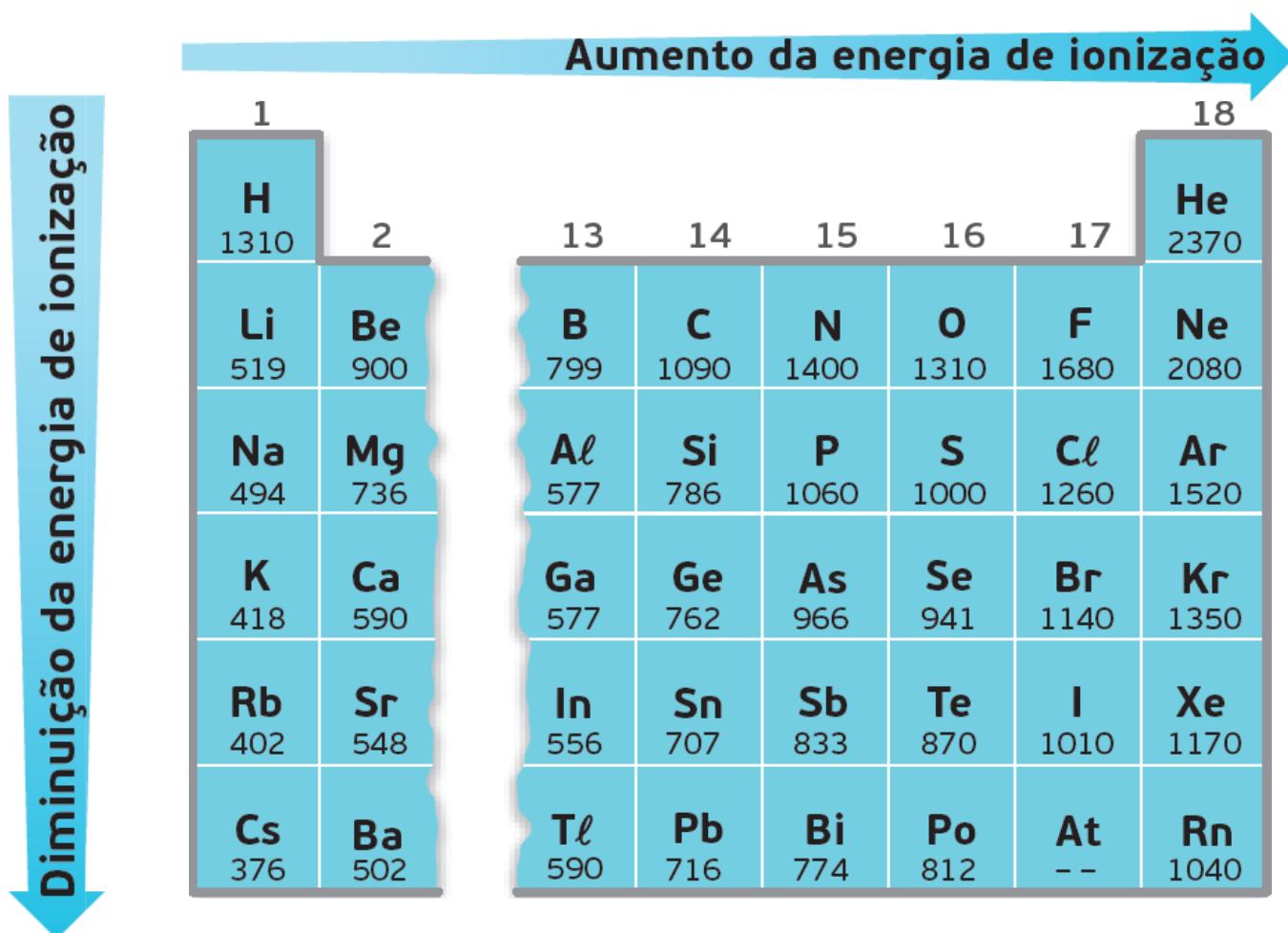


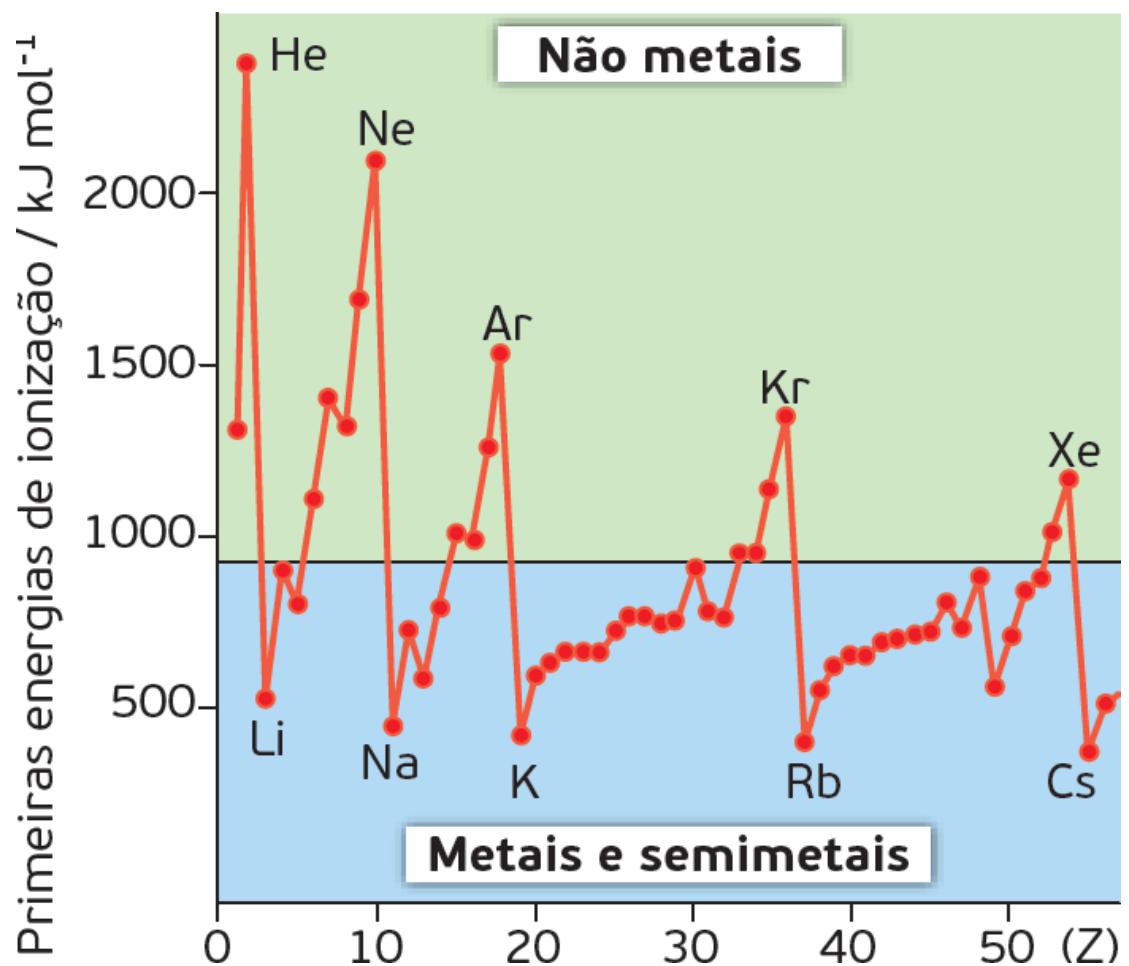
Mais fácil remover o eletrão

# 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

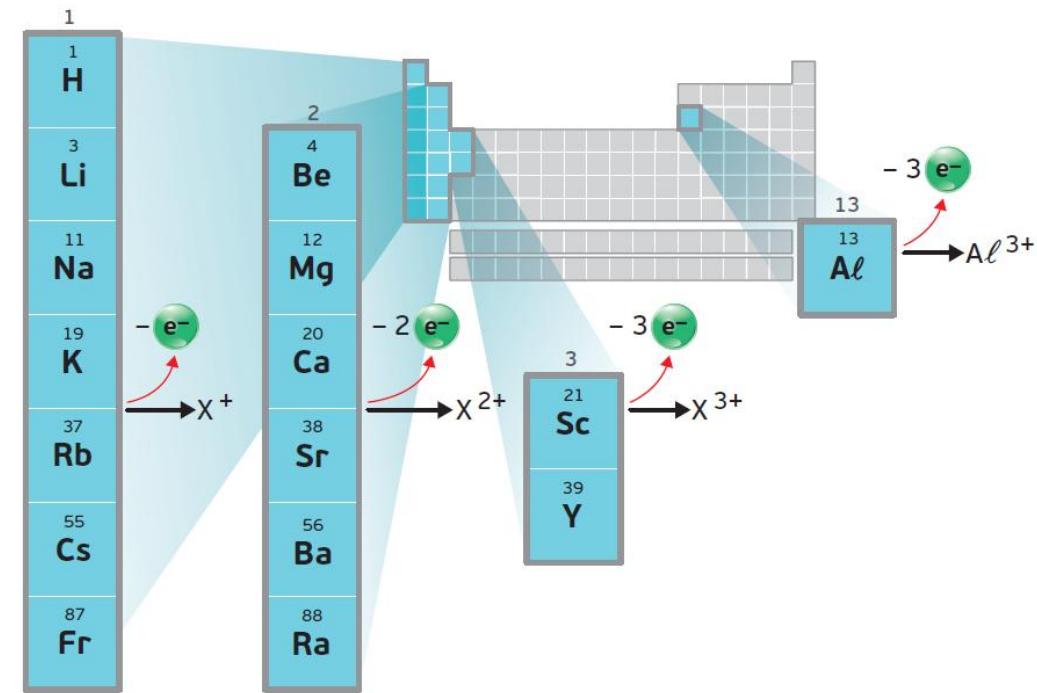
- O número atómico aumenta o que corresponde a um novo grupo, e como tal, aumenta uma camada electrónica – os electrões vão ficando cada vez mais afastados do núcleo (menos ligados, mais energia); desta forma, vai ser mais fácil extrair ao átomo um electrão.

# Energia de Ionização e o período na TP

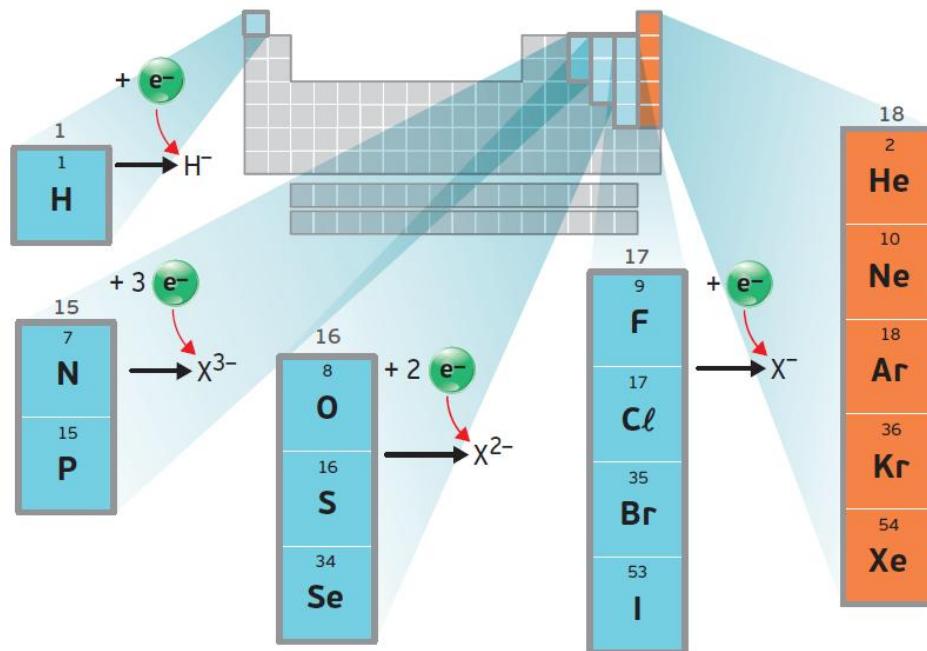
- De um elemento para outro, aumenta a carga do núcleo. Como os electrões se mantém no **mesmo nível**, torna-se mais difícil de serem removidos e por isso aumenta a energia necessária à extracção dos mesmos.

# 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).

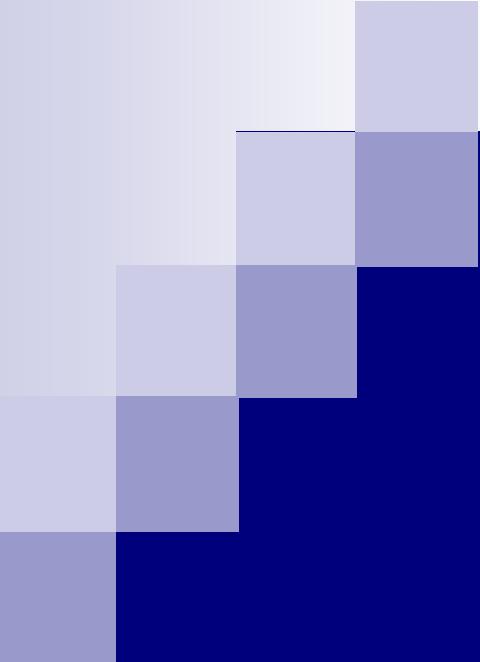


Os elementos do **grupo 2** têm tendência a perder os seus dois eletrões de valência transformando-se em **iões dipositivos** (catiões divalentes).



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



Resumo!

## Critério

## Raio atómico

## Energia e ionização

1.<sup>º</sup>  
Níveis de energia

Eletrões de valência em  
nível de energia superior

Maior nuvem eletrónica

Raio atómico maior

Eletrões de valência em  
nível de energia superior

Mais fácil remover eletrões

Menor energia de  
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.<sup>º</sup>  
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