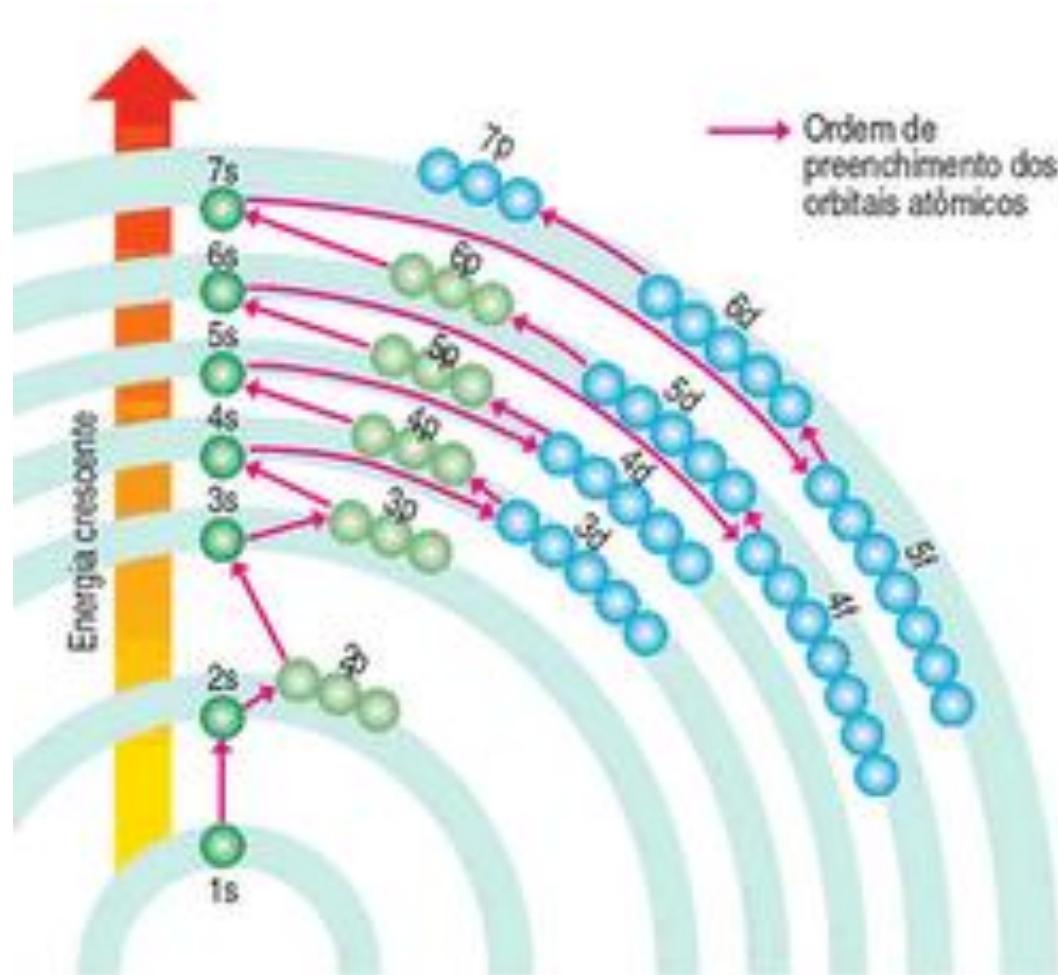


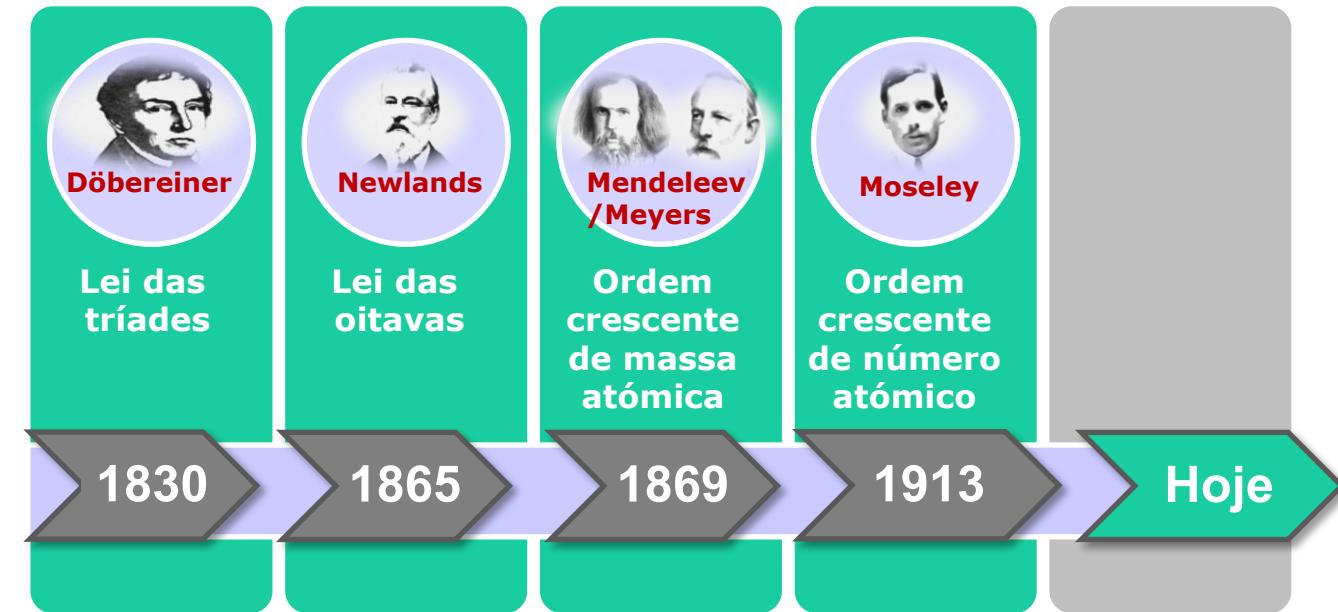


Sumário

-Tabela periódica.

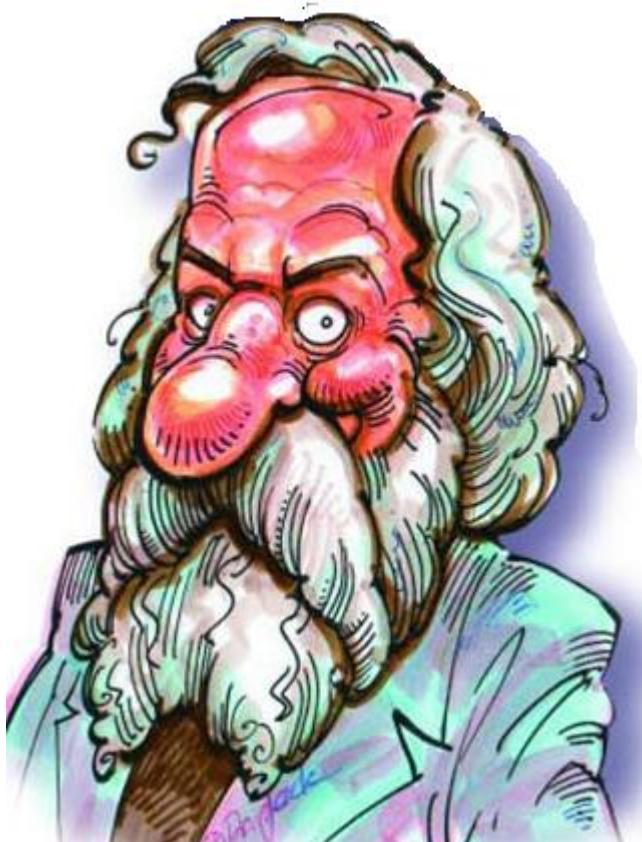
Pré-requisito: Preenchimento orbitais





Evolução cronológica da Tabela Periódica

Pai da tabela Periódica



Dimitri Mendeleiev

Atualmente, são
reconhecidos pela
IUPAC 118 elementos

- Os principais contributos para a evolução da TP, desde o aparecimento da primeira proposta até à versão atual (que se mantém um documento aberto), foram dados por vários cientistas:
 - ✓ **Newlands** (1863) organizou os elementos por “oitavas”. A cada oito elementos, colocados em linhas horizontais, as propriedades eram semelhantes. Surge, assim, a noção de período;
 - ✓ **Meyer** (1868) construiu a designada “curva de Meyer”, que relaciona o volume atómico dos elementos e as suas respetivas massas atómicas relativas;
 - ✓ **Mendeleev** (1869) colocou os elementos por ordem crescente das suas massas atómicas, organizadas em 8 colunas e 12 linhas. Esta é a primeira proposta em que se exibem semelhanças de propriedades em colunas e linhas. Previu a existência de novos elementos e das suas propriedades;
 - ✓ **Moseley** (1913) estabeleceu a periodicidade dos elementos em função do número atómico;
 - ✓ **Seaborg** (1944) descobriu os elementos transurânicos e colocou a série dos actinídeos abaixo da série dos lantanídeos.

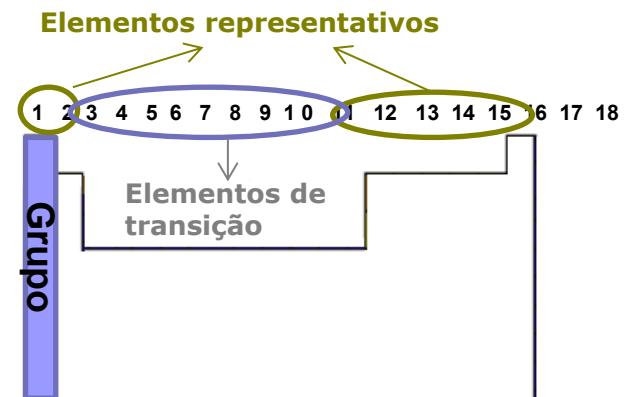
• **Grupos**

Colunas verticais

Numerados de 1 a 18

Elementos representativos →
Grupos 1 e
2
Grupos 13 a 18

Elementos de transição → Grupos 3 a 12



• **Períodos**

Linhas horizontais

Numerados de 1 a 7

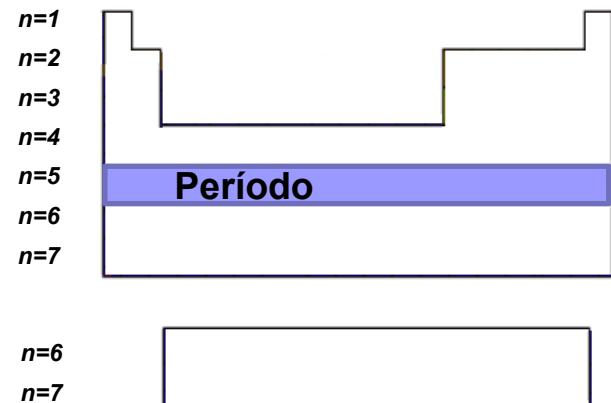
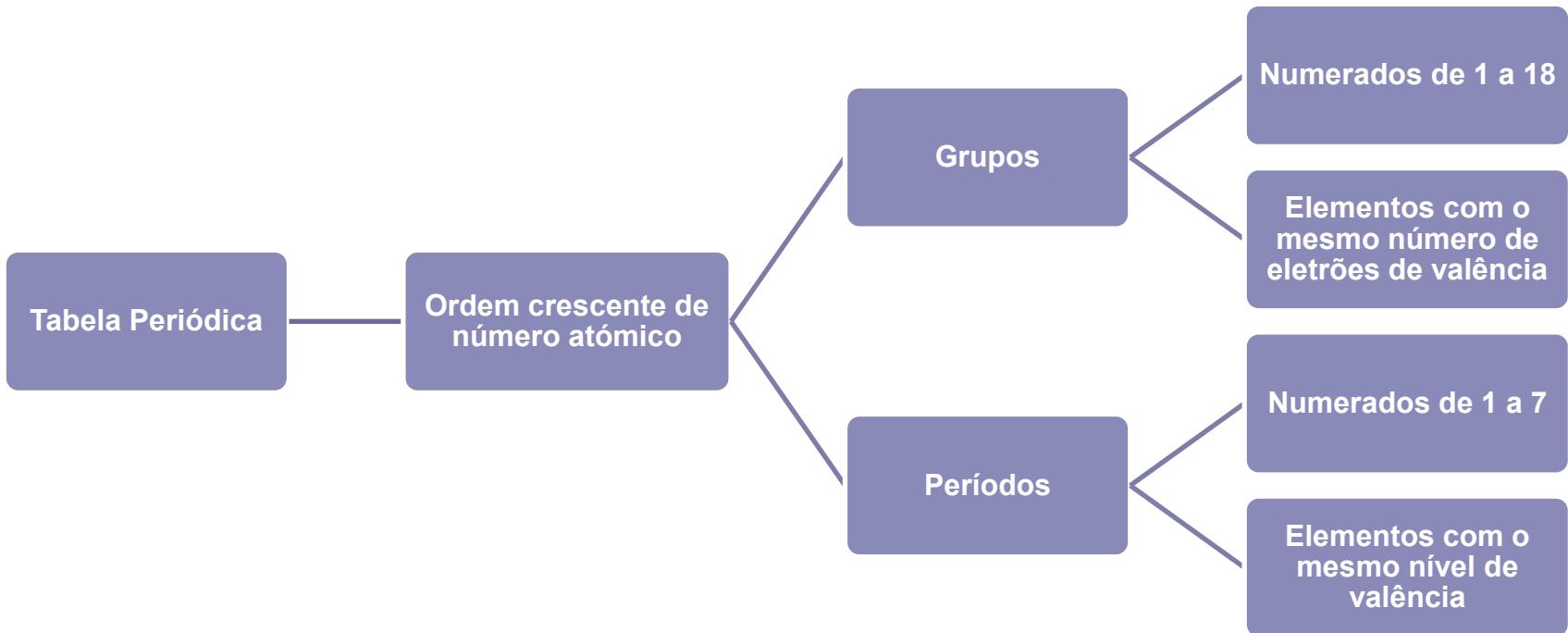


Tabela Periódica



PROTÃO



NÚMERO ATÓMICO

-
ELETRÃO

79

196,966



1

01:09



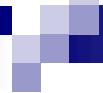
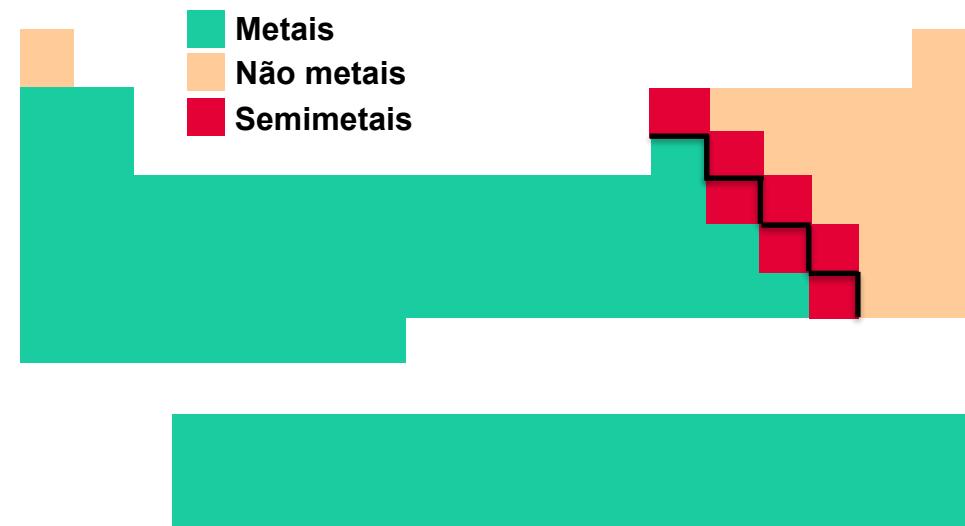


Tabela Periódica

Organização da Tabela Periódica

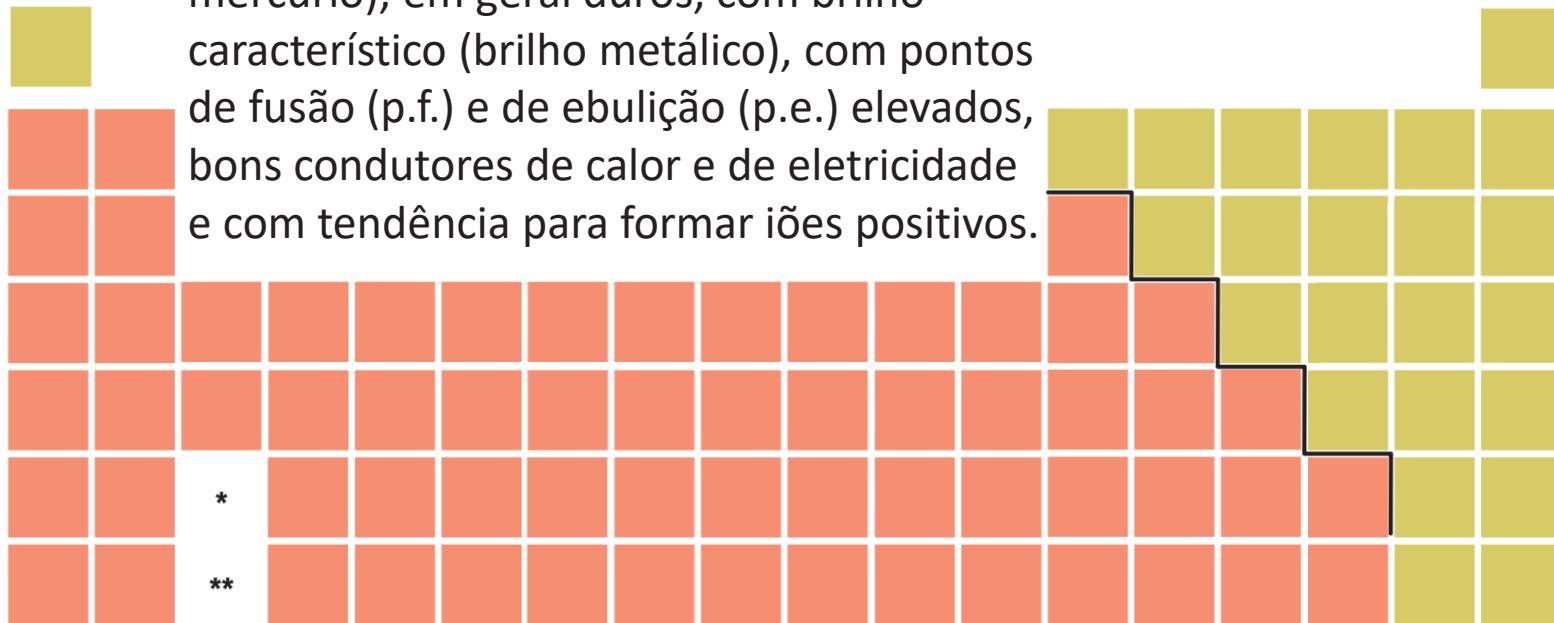
Os **metais** situam-se à esquerda, com exceção do hidrogénio, e os **não metais** à direita.

Os **semimetais**, em circunstâncias distintas, podem comportar-se como metal ou como não metal.



Metais e não metais

Os **metais** são elementos sólidos (exceto o mercúrio), em geral duros, com brilho característico (brilho metálico), com pontos de fusão (p.f.) e de ebulição (p.e.) elevados, bons condutores de calor e de eletricidade e com tendência para formar iões positivos.

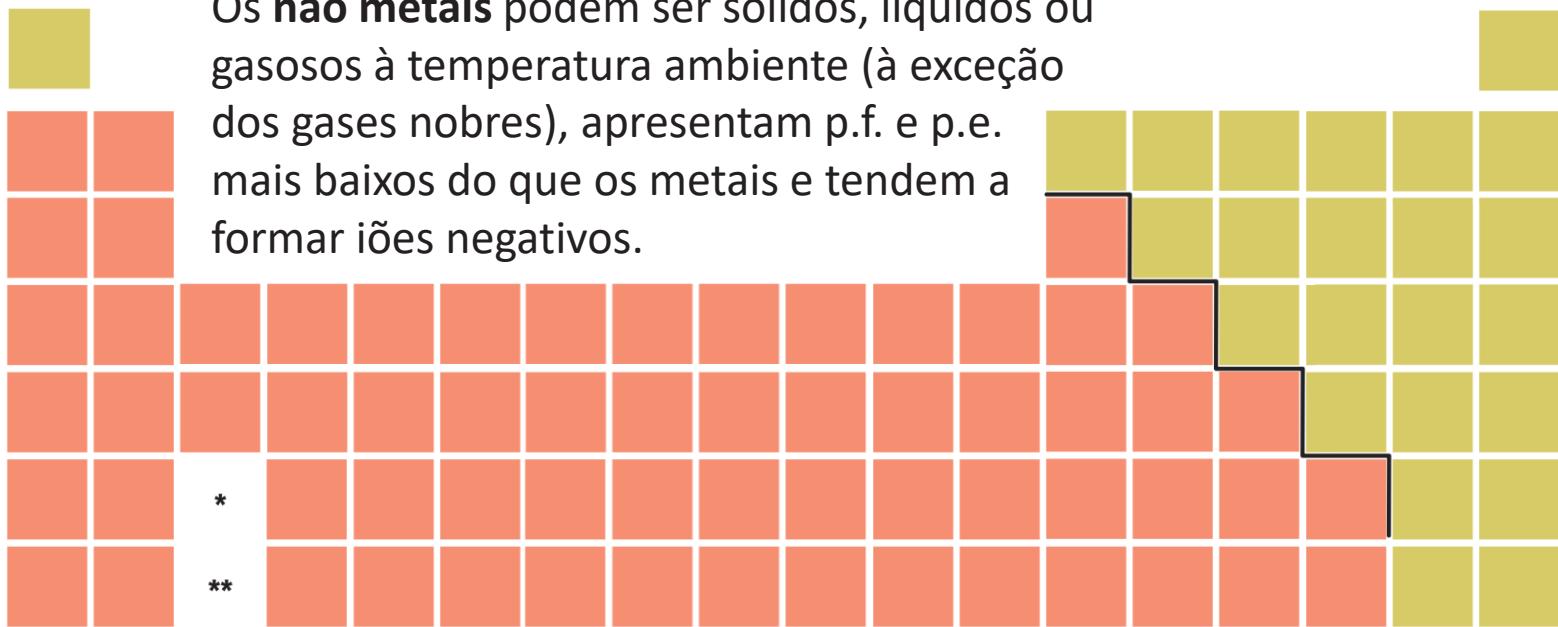


*

**

Metais e não metais

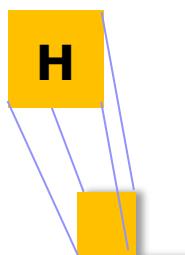
Os **não metais** podem ser sólidos, líquidos ou gasosos à temperatura ambiente (à exceção dos gases nobres), apresentam p.f. e p.e. mais baixos do que os metais e tendem a formar iões negativos.



A situação especial do hidrogénio

**Não tem uma posição
específica na Tabela Periódica.**

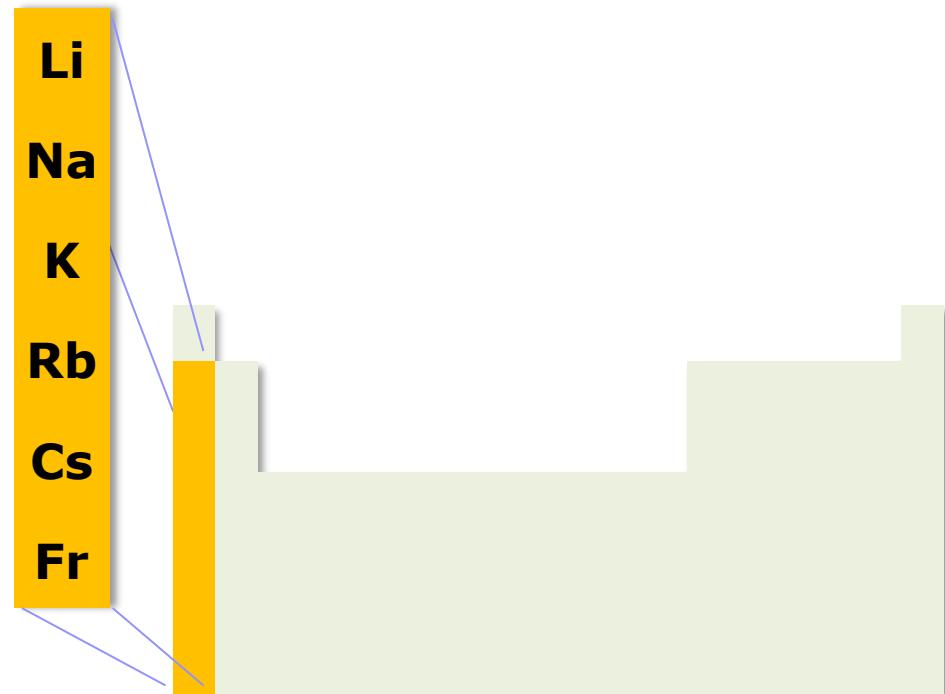
Por possuir propriedades físicas e químicas distintas dos metais alcalinos, em algumas Tabelas Periódicas situa-se entre os grupos 2 e 13, acima dos elementos de transição.



Grupo 1 - família dos metais alcalinos

Substâncias elementares desta família:

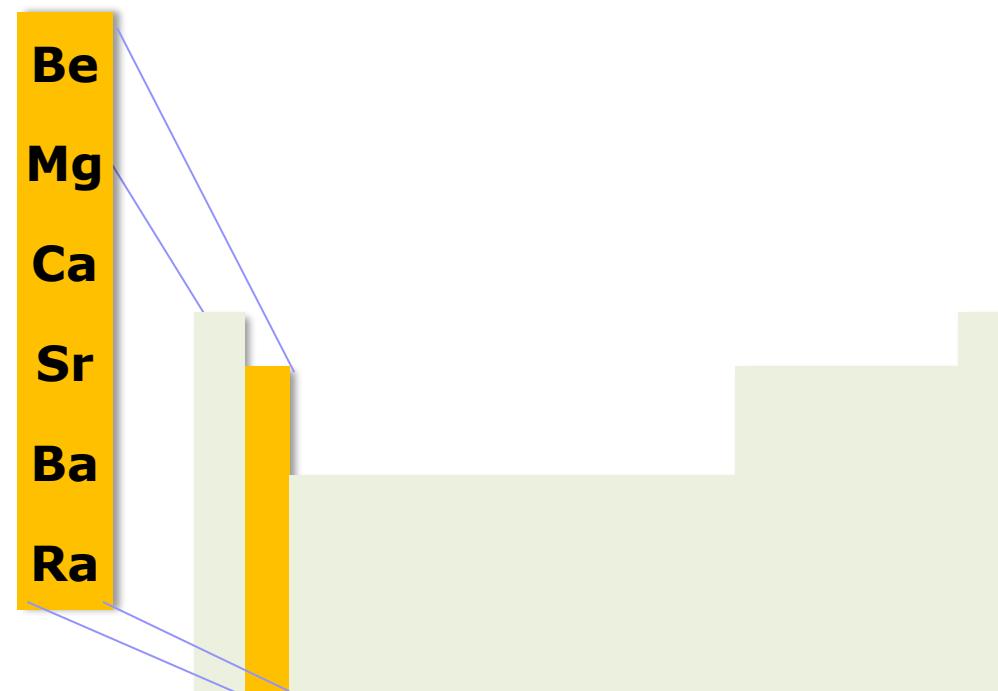
- **lítio (Li)**
- **sódio (Na)**
- **potássio (K)**
- **rubídio (Rb)**
- **césio (Cs)**
- **frâncio (Fr)**



Grupo 2 - família dos metais alcalinoterrosos

Substâncias elementares desta família:

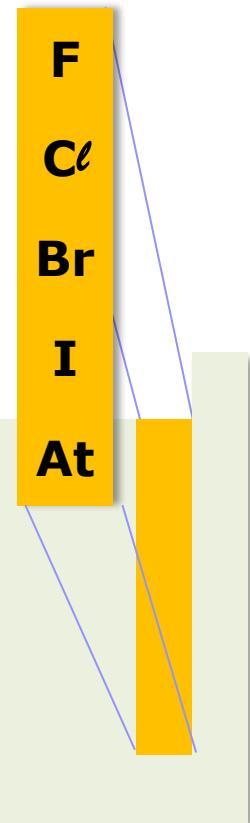
- **berílio (Be)**
- **magnésio (Mg)**
- **cálcio (Ca)**
- **estrôncio (Sr)**
- **bário (Ba)**
- **rádio (Ra)**



Grupo 17 - família dos halogéneos

Substâncias elementares desta família:

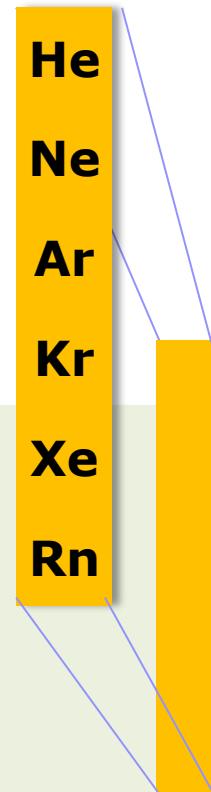
- **flúor (F_2)**
- **cloro (Cl_2)**
- **bromo (Br_2)**
- **iodo (I_2)**
- **ástatato (At_2)**

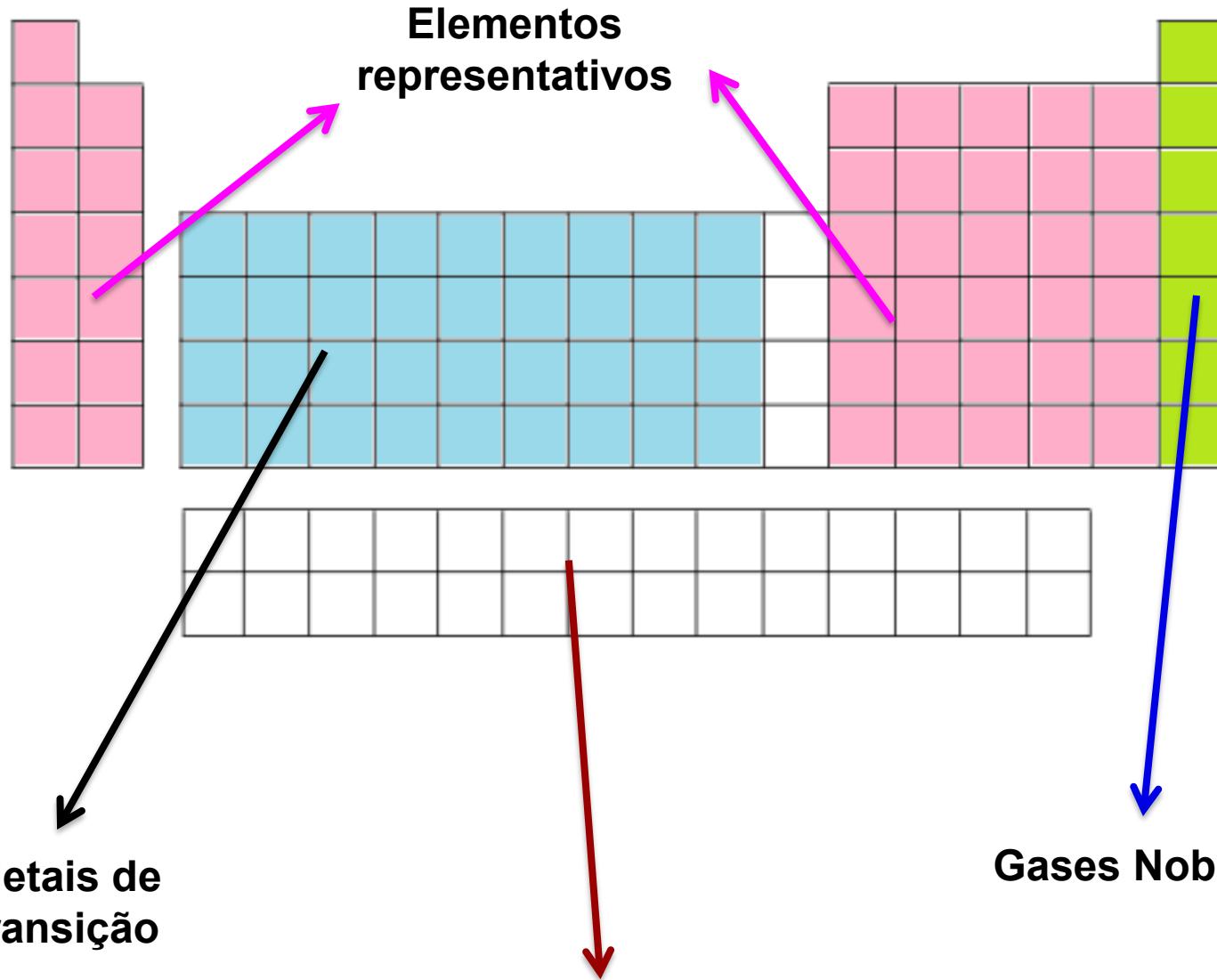


Grupo 18 - família dos gases nobres

Substâncias elementares desta família:

- **hélio (He)**
- **néon (Ne)**
- **árgon (Ar)**
- **crípton (Kr)**
- **xénon (Xe)**
- **rádon (Rn)**





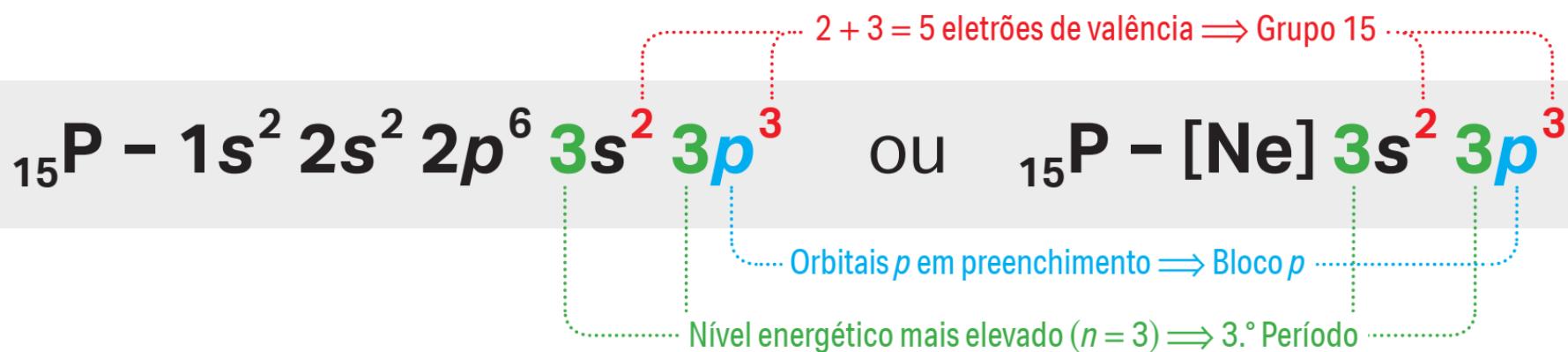
Metais de transição

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.





Sumário

- Tabela periódica
(continuação).
- Exercícios.

Configuração eletrónica e localização na TP

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

Grupos							
Períodos	1.º	2.º	3.º	4.º	5.º	6.º	7.º
	$1s^1$						
1.º		$2s^1$	$2s^2$				
2.º			$3s^1$	$3s^2$			
3.º				$4s^1$	$4s^2$		
4.º					$5s^1$	$5s^2$	
5.º						$6s^1$	$6s^2$
6.º							$7s^1$
7.º							$7s^2$

Os elementos de um mesmo grupo têm o mesmo número de eletrões de valência. Estes elementos e as suas substâncias elementares têm propriedades físicas e químicas semelhantes.

Grupo	Eletrões de valência
1	1
2	2
13	3
14	4
15	5
16	6
17	7
18	8*

Configuração eletrónica e localização na TP

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

Grupos													
Períodos	1	2	3	4	5	6	7	13	14	15	16	17	18
1. ^º	1s ¹												1s ²
2. ^º	2s ¹	2s ²						2s ² 2p ¹	2s ² 2p ²	2s ² 2p ³	2s ² 2p ⁴	2s ² 2p ⁵	2s ² 2p ⁶
3. ^º	3s ¹	3s ²						3s ² 3p ¹	3s ² 3p ²	3s ² 3p ³	3s ² 3p ⁴	3s ² 3p ⁵	3s ² 3p ⁶
4. ^º	4s ¹	4s ²						4s ² 4p ¹	4s ² 4p ²	4s ² 4p ³	4s ² 4p ⁴	4s ² 4p ⁵	4s ² 4p ⁶
5. ^º	5s ¹	5s ²						5s ² 5p ¹	5s ² 5p ²	5s ² 5p ³	5s ² 5p ⁴	5s ² 5p ⁵	5s ² 5p ⁶
6. ^º	6s ¹	6s ²						6s ² 6p ¹	6s ² 6p ²	6s ² 6p ³	6s ² 6p ⁴	6s ² 6p ⁵	6s ² 6p ⁶
7. ^º	7s ¹	7s ²						7s ² 7p ¹	7s ² 7p ²	7s ² 7p ³	7s ² 7p ⁴	7s ² 7p ⁵	7s ² 7p ⁶

O nível de energia mais elevado da configuração eletrónica de valência indica o período a que pertence.

Elementos com o mesmo número de níveis de energia pertencem ao mesmo período.

Período	Nível de energia mais elevado
1. ^º	Nível 1 ($n=1$)
2. ^º	Nível 2 ($n=2$)
3. ^º	Nível 3 ($n=3$)
4. ^º	Nível 4 ($n=4$)
5. ^º	Nível 5 ($n=5$)
6. ^º	Nível 6 ($n=6$)
7. ^º	Nível 7 ($n=7$)

Configuração eletrónica e localização na TP

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

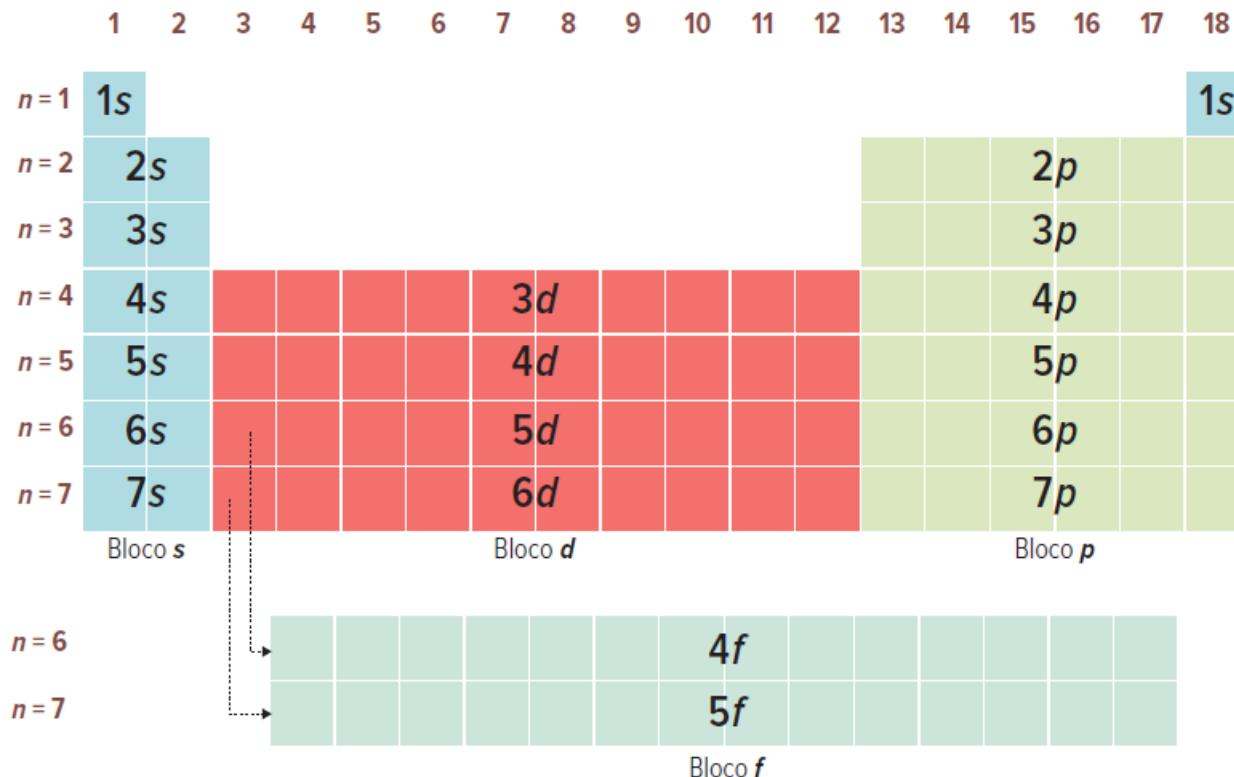
Grupos															
Períodos	1														
	1. [°]	1s ¹													
	2. [°]	2s ¹	2												
	3. [°]	3s ¹	3s ²												
	4. [°]	4s ¹	4s ²												
	5. [°]	5s ¹	5s ²												
	6. [°]	6s ¹	6s ²												
	7. [°]	7s ¹	7s ²												

Os elementos de um mesmo bloco possuem a última orbital de valência do mesmo tipo (*s*, *p*, *d* ou *f*).

Bloco	Última orbital de valência
<i>s</i>	Do tipo <i>s</i>
<i>p</i>	Do tipo <i>p</i>
<i>d</i>	Do tipo <i>d</i>
<i>f</i>	Do tipo <i>f</i>

TP e a configuração electrónica

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

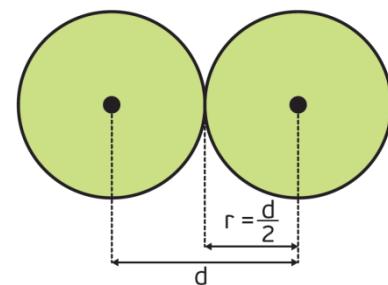




Raio Atómico

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 electrões vão sendo adicionados a uma camada (nível de energia) mais alta

Raio atómico e a TP

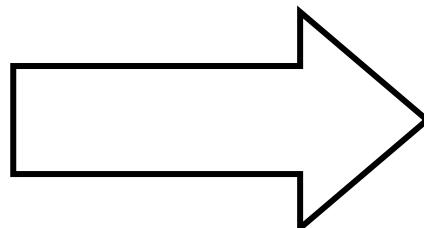
- Ao longo de um período (da esquerda para a direita), o **raio atómico vai diminuindo** à medida que aumenta o número atómico (Z).

A explicação:

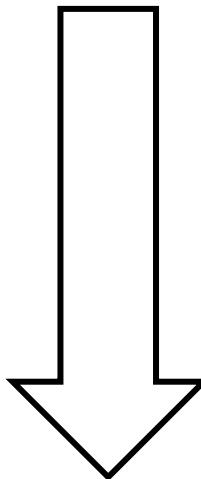
- À medida que passamos de um elemento para outro, estamos a adicionar mais um protão ao núcleo, e mais um electrão à nuvem electrónica. O **aumento da carga nuclear** vai exercer uma grande atracção da nuvem electrónica, pelo que o tamanho do **átomo será mais pequeno**.

Resumo

Aumento da
carga nuclear



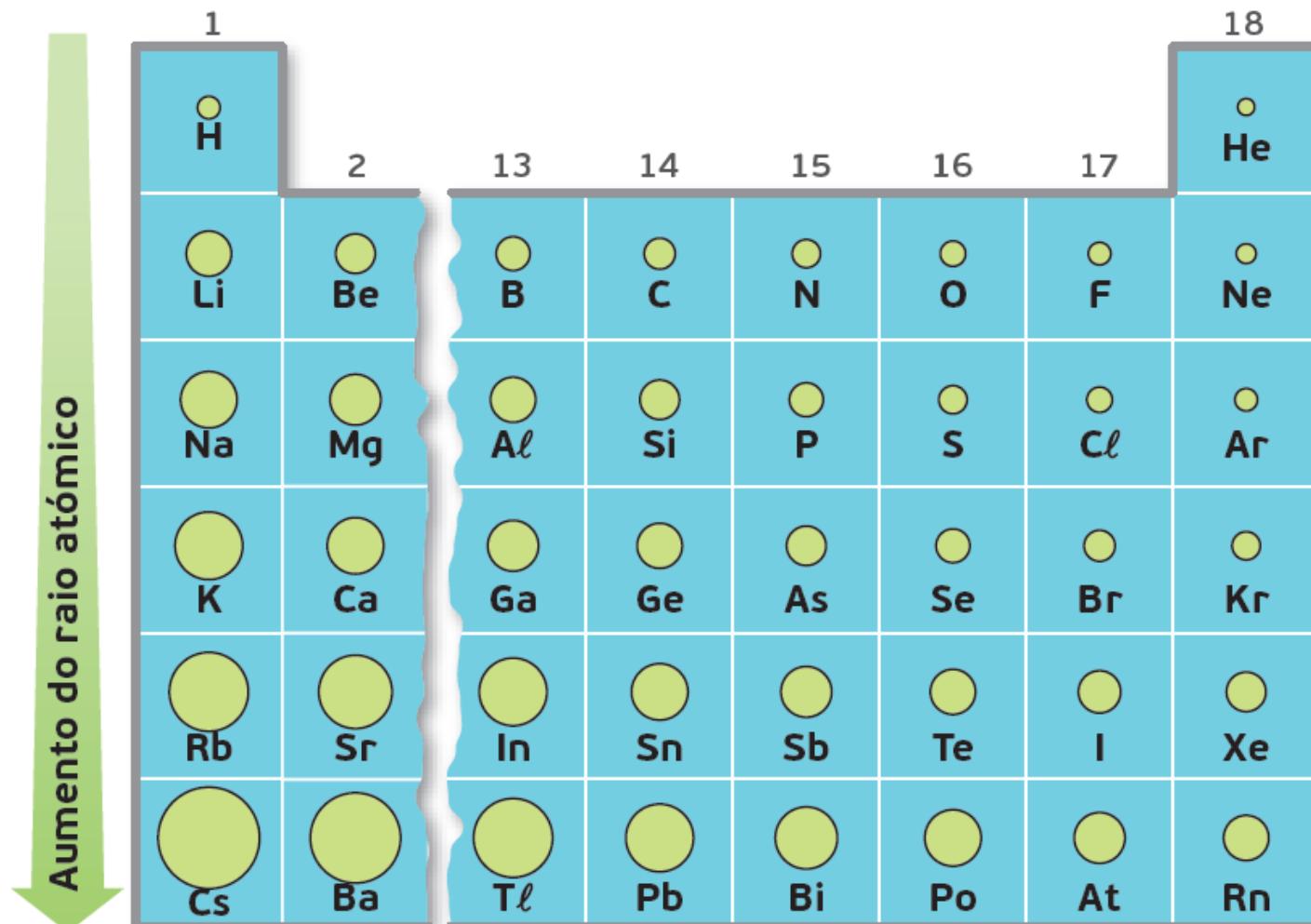
Diminuição do tamanho
do átomo



Aumenta o número de
camadas (nível de
energia)

Aumenta o tamanho dos
átomos

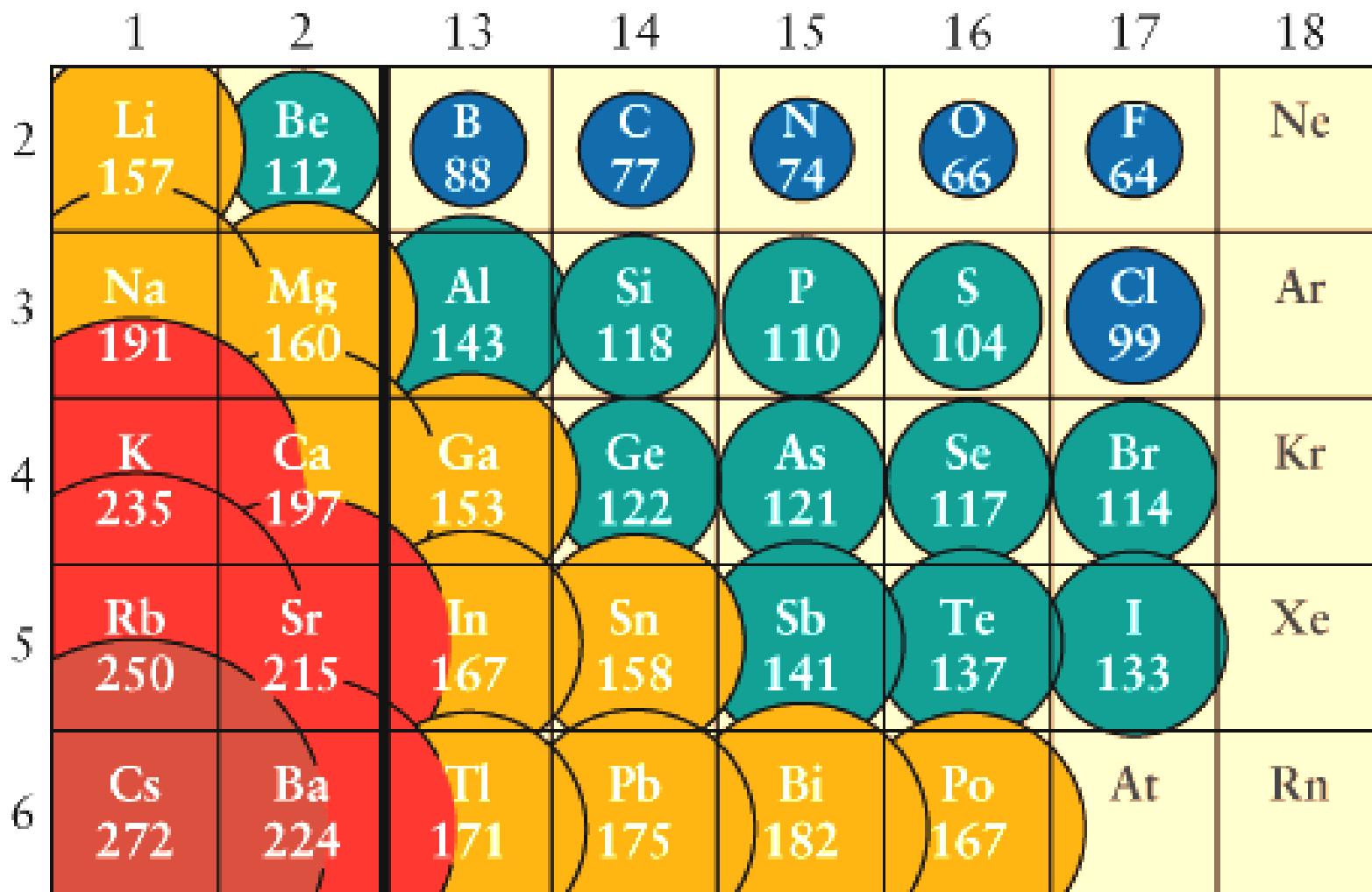
Diminuição do raio atómico



Raio atómico e a Tabela Periódica

Mnemónica:

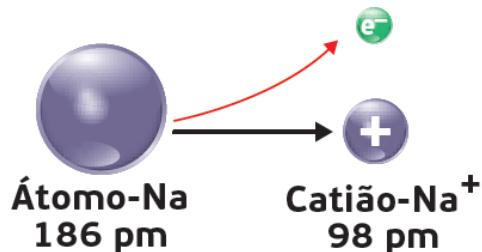
Bola ➤ Bolinha ➤ Bolona





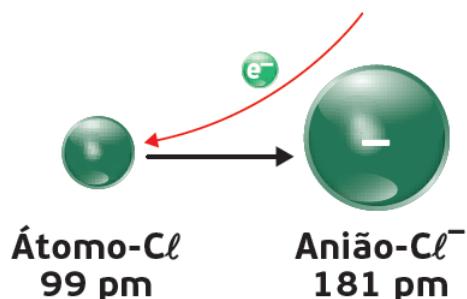
Raio iónico

Raio atómico versus raio iónico



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

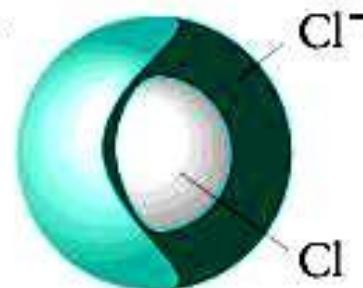
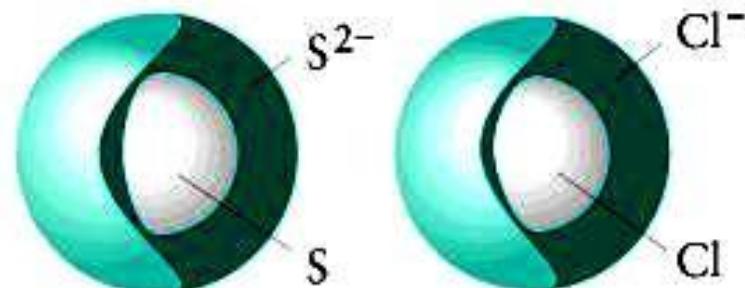
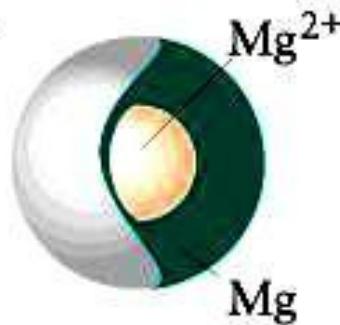
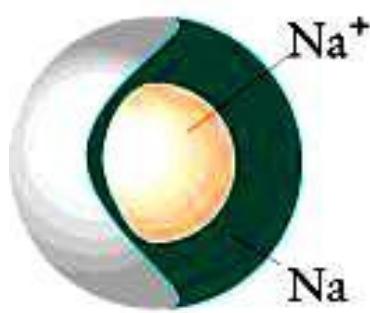
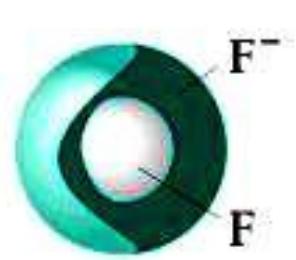
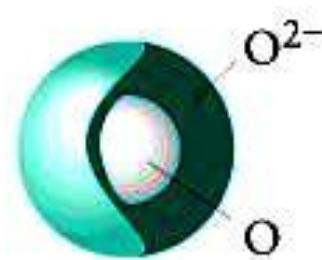
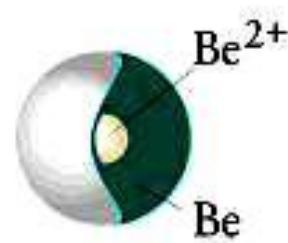
Comparação do raio do átomo de sódio (raio atómico) com o raio do respetivo catião (raio iónico).



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

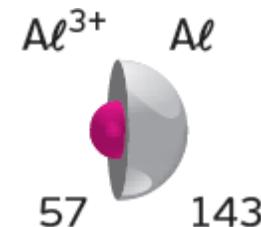
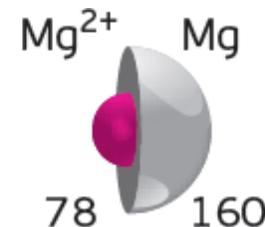
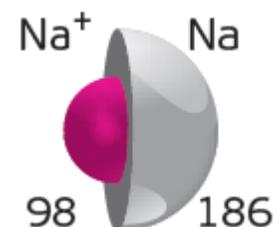
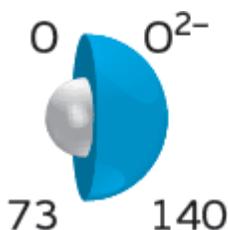
- O átomo e o catião têm a mesma carga nuclear; O catião tem menos electrões (menos repulsões) → atracção entre núcleo e electrões aumenta → contracção da nuvem electrónica.

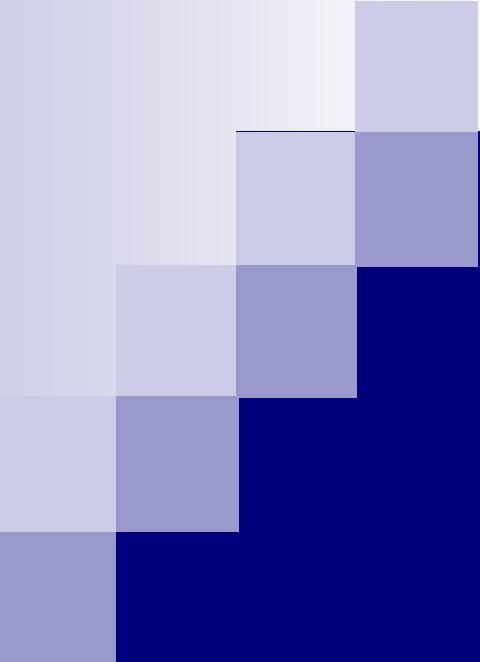
Explicação para o anião

- 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 isoelectrónica

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





Energia de Ionização

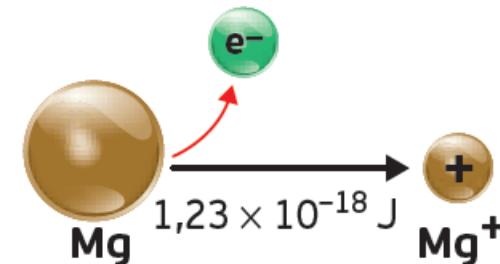
Energia de ionização

- 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

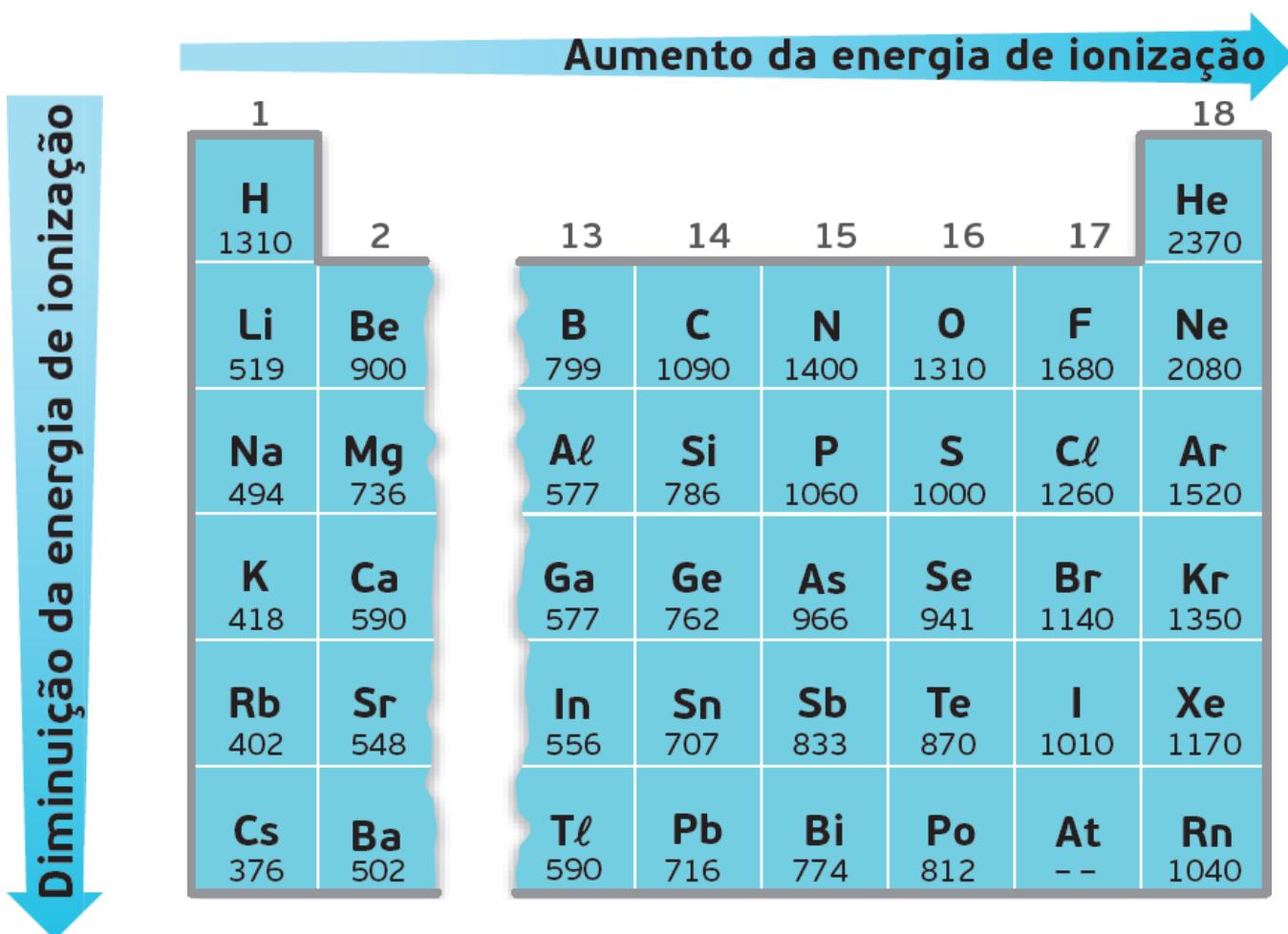


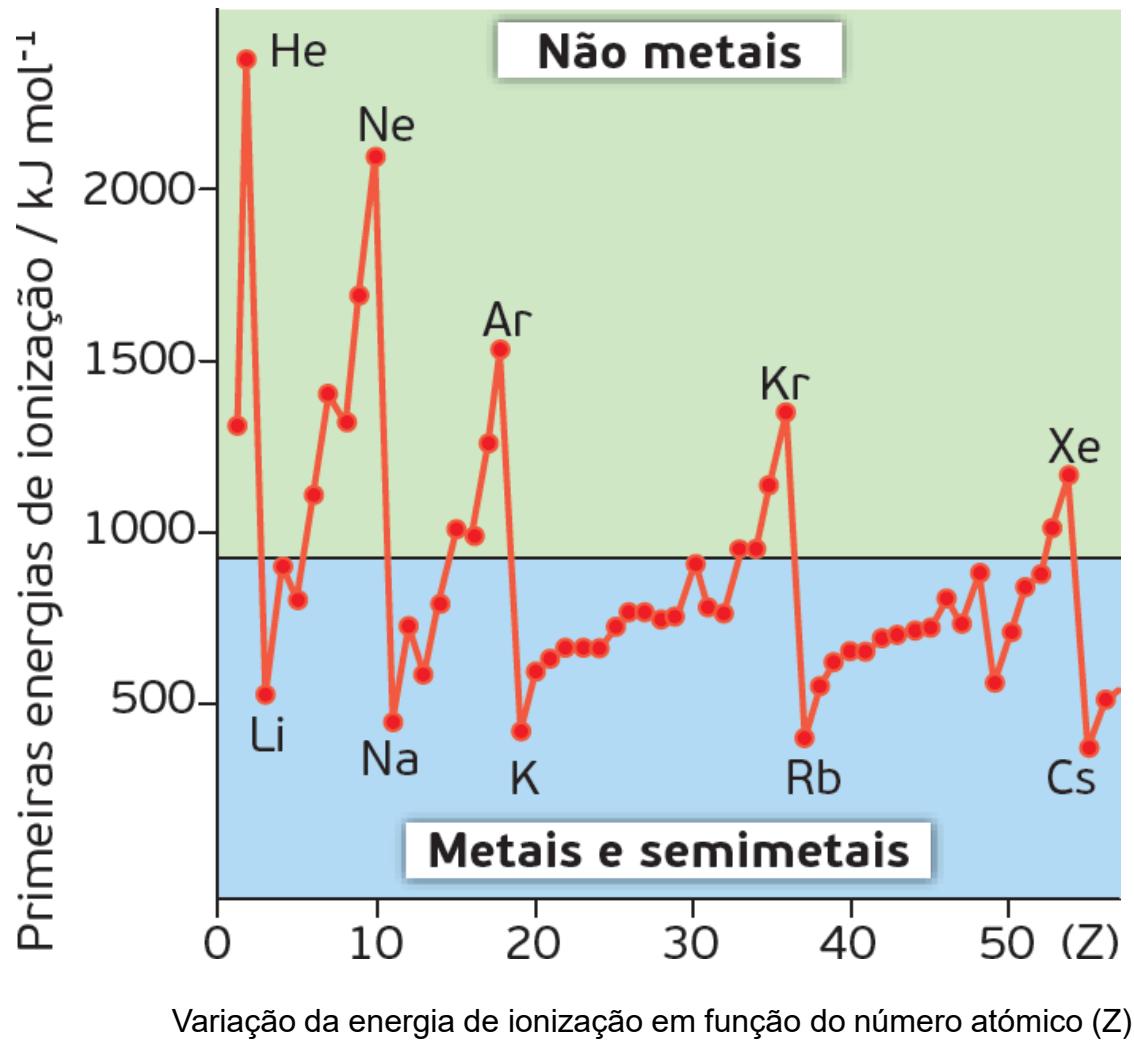
Mais fácil remover o eletrão

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:





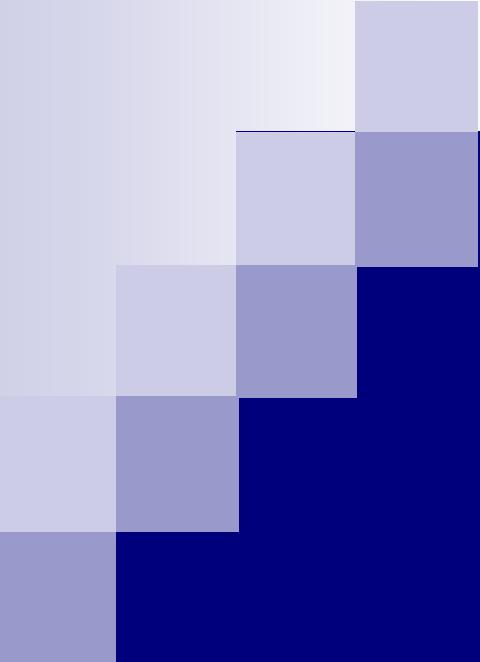
Variação da energia de ionização em função do número atómico (Z).

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.

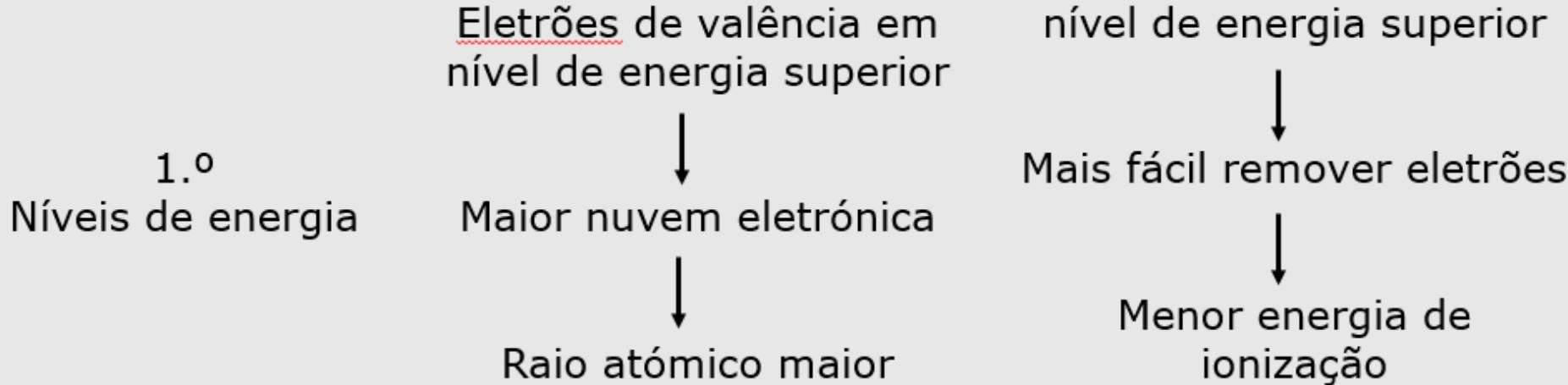


Resumo!

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

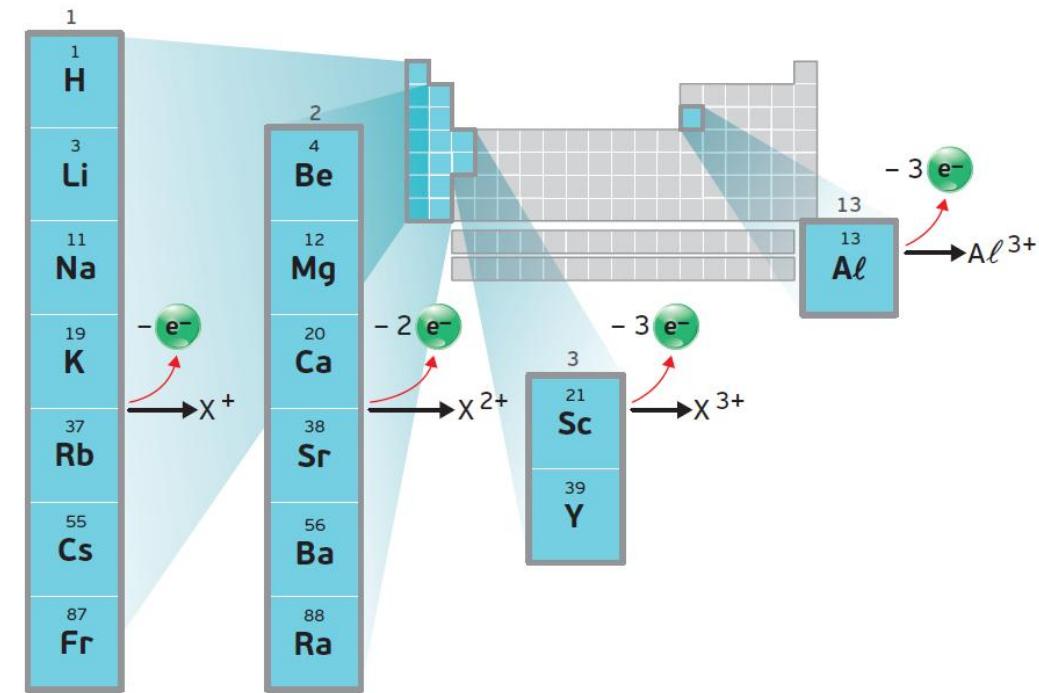
Maior repulsão entre
eletrões

Mais fácil remover os
eletrões

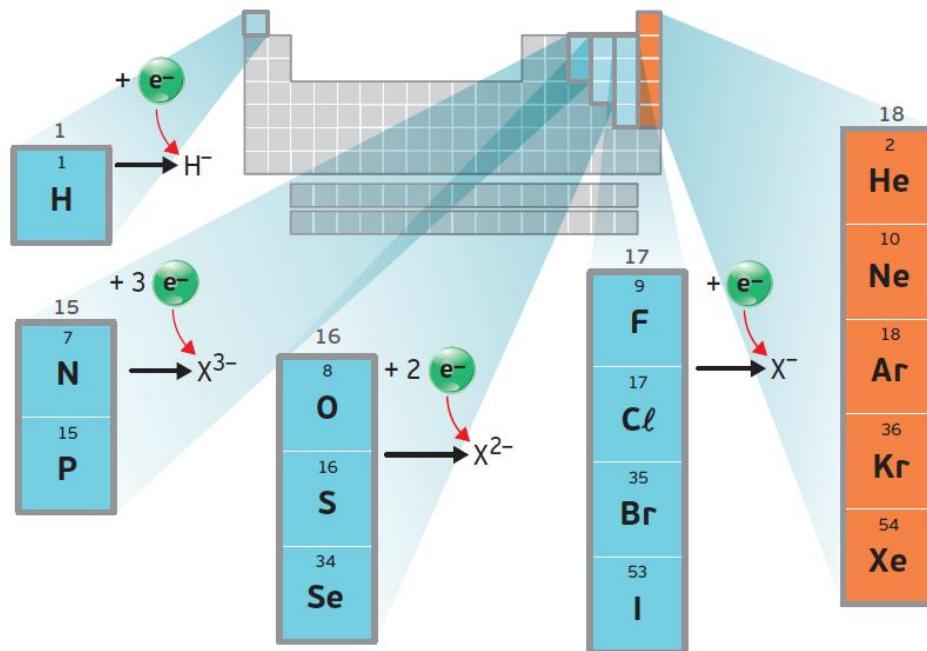
Menor energia de
ionização

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.