

Resumo 3 — Tabela Periódica e propriedades periódicas

10.º Ano Física e Química A 2 páginas Resumo

Objetivo: consolidar a construção histórica da Tabela Periódica, a lei periódica moderna, a sua estrutura em períodos, grupos e blocos, e a variação das propriedades periódicas ao longo dos períodos e dos grupos.

Como se construiu a Tabela Periódica

Ano	Cientista	Contributo
1817	Döbereiner	Grupos de três elementos (<i>triades</i>) com propriedades intermédias
1862	de Chancourtois	Arranjo helicoidal dos elementos por massa atómica
1865	Newlands	Lei das oitavas: de 8 em 8, as propriedades se repetiam
1869	Mendeleev	63 elementos por massa atómica; deixou lacunas e previu elementos
1913	Moseley	Ordem baseada no número atómico (Z) , não na massa

O trabalho de Mendeleev foi decisivo porque ousou **deixar lacunas** e prever elementos ainda desconhecidos — preverias que se vieram a confirmar. Mas foi Moseley, em 1913, que corrigiu a base da ordenação: aquilo que se repete não é a massa, é o número de protões.

Lei periódica e estrutura

Lei periódica moderna: as propriedades dos elementos são uma **função periódica do número atómico**. «Função periódica» significa que os valores se repetem a intervalos regulares — é essa repetição que dá sentido às colunas da tabela.

A tabela organiza-se em **7 períodos** (linhas) e **18 grupos** (colunas), abrigando os **118 elementos** conhecidos. O **período** é igual ao valor de *n* do nível que se está a preencher — por isso, na tabela lê-se diretamente a camada onde ficam os eletrões mais externos.

Por blocos, conforme a subnível em preenchimento:

- **Bloco s** — grupos 1 e 2 (2 grupos)
- **Bloco p** — grupos 13 a 18 (6 grupos)
- **Bloco d** — grupos 3 a 12, os elementos de transição (10 grupos)

2 + 6 + 10 = 18 grupos — a soma fecha exatamente, sem sobreposições nem lacunas. O hélio é o único caso particular: pertence ao grupo 18 mas ao bloco *s*, porque a sua configuração é *1s*².

As duas propriedades periódicas

Propriedade	Ao longo do período →	Ao descer no grupo ↓
Energia de ionização — energia para arrancar 1 eletrão	aumenta	diminui
Raio atómico — tamanho do átomo	diminui	aumenta

As duas propriedades movem-se em **direções opostas** em ambos os sentidos: quanto maior o átomo, mais facilmente ele perde o eletrão mais externo, e vice-versa.

Porquê? A explicação electrostática

Ao longo do período: o número de prótons vai aumentando enquanto o eletrão entra na *mesma* camada. O núcleo puxa com força cada vez maior, o eletrão externo fica mais bem retido e o átomo **encolhe** — por isso a energia de ionização sobe.

Ao descer no grupo: abre-se uma nova camada, mais afastada do núcleo e *blindada* pelos níveis anteriores. O núcleo atrai menos eficazmente o eletrão mais externo, logo o átomo **cresce** e a energia de ionização **diminui**.

Formação de iões

- Metais** — baixa energia de ionização; perdem eletrões → **cátions (+)**.
- Não-metais** — alta energia de ionização; ganham eletrões → **ânions (-)**.
- Gases nobres** — camada mais externa completa ($ns^2 np^6$, e $1s^2$ no hélio) → **baixa reatividade**.

O arranjo $ns^2 np^6$ corresponde a $2 + 6 = 8$ **eletrões** de valência, o octeto completo. Como os gases nobres já nascem assim, não têm tendência nem para perder nem para ganhar eletrões — e é essa estabilidade que os torna pouco reativos.

Erros frequentes

- Achar que a tabela se ordena por **massa** — é por **número atómico** desde Moseley (1913).
- Inverter as setas: a energia de ionização aumenta ao longo do período, não diminui.
- Esquecer o hélio: está no grupo 18 mas é *s*-bloco, não *p*-bloco.
- Confundir «período» com «grupo» — o período dá o nível *n*, o grupo dá a coluna.

Para reter: a lei periódica é função do **Z**; há 7 períodos, 18 grupos e blocos s, p e d ($2 + 6 + 10$); ao longo do período o átomo encolhe e a energia de ionização sobe, ao descer o grupo acontece o contrário; metais formam cátions, não-metais ânions e os gases nobres ficam de fora por terem o octeto completo.