

# Teste de Física e Química A — Tabela Periódica e propriedades periódicas

10.º Ano   Física e Química A   10 questões   20 valores   3 páginas

**Instruções:** responde a todas as questões, apresentando sempre a justificação — não basta indicar a tendência, é preciso explicar porquê. Nas questões de organização da tabela, indica os valores e verifica a coerência da soma. Duração: 90 minutos.

## Grupo I — Organização da Tabela Periódica (10 valores)

1. (2 valores) Indica o número de períodos, o número de grupos e o número de elementos conhecidos na Tabela Periódica atual.

2. (2 valores) Um elemento tem a configuração eletrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ . Determina o número atómico, o período, o grupo e o bloco a que pertence.

3. (2 valores) Explica a diferença entre período e grupo na Tabela Periódica, indicando o que cada um permite prever acerca do átomo.

4. (2 valores) Indica que grupos abrange cada um dos blocos s, p e d e verifica que a soma corresponde aos 18 grupos da tabela.

5. (2 valores) Quem propôs a ordenação dos elementos pelo número atómico e em que ano? Indica por que razão esta ordenação é mais correta do que a ordenação por massa atómica.

## Grupo II — Propriedades periódicas (10 valores)

6. (2 valores) O sódio tem a configuração eletrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . Indica o seu número atómico e o número de eletrões de valência.

7. (2 valores) Descreve como varia a energia de ionização ao longo de um período e justifica a variação com base no núcleo e na camada onde entra o eletrão.

8. (2 valores) Descreve como varia o raio atómico ao descer num grupo e justifica a variação.

9. (2 valores) Explica porque é que a energia de ionização e o raio atómico se movem em direções opostas, e indica que iões formam o sódio e o cloro.

10. (2 valores) Escreve a configuração da camada mais externa dos gases nobres e explica porque são pouco reativos.

## Soluções — Tabela Periódica e propriedades periódicas

1. A Tabela Periódica tem **7 períodos** (linhas), **18 grupos** (colunas) e abriga os **118 elementos** conhecidos.
  2. Somando os eletrões:  $2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 = 20$ , logo  $Z = 20$ . O nível mais alto é  $n = 4$ , portanto é **período 4**. Como a subnível mais externa é  $4s^2$ , pertence ao **bloco s** e, havendo 2 eletrões de valência, fica no **grupo 2** (é o cálcio).
  3. O **período** é igual a  $n$  do nível que se está a preencher — indica a camada onde ficam os eletrões mais externos. O **grupo** é a coluna — indica o número de eletrões de valência (nos elementos de bloco s e p) e, por isso, a família química a que o elemento pertence.
  4. **Bloco s** = grupos 1 e 2 (2 grupos); **bloco p** = grupos 13 a 18 (6 grupos); **bloco d** = grupos 3 a 12 (10 grupos, elementos de transição). Verificação:  $2 + 6 + 10 = 18$  grupos ✓ — a soma fecha exatamente, sem lacunas nem sobreposições.
  5. Foi **Henry Moseley**, em **1913**, que ordenou os elementos pelo número atómico  $Z$ . É mais correto do que a massa atómica porque é  $Z$  (número de protões) que define o elemento: a massa pode dar valores ligeiramente atípicos devido à existência de isótopos, ao passo que  $Z$  é sempre inteiro e cresce de unidade em unidade.
  6. Somando os eletrões:  $2 + 2 + 6 + 1 = 11$ , logo  $Z = 11$ . O eletrão mais externo está na subnível  $3s$ , onde há **1 eletrão de valência**.
  7. Ao longo do período a energia de ionização **aumenta**. Enquanto o eletrão entra na *mesma* camada, o número de protões vai crescendo, por isso o núcleo atrai mais fortemente o eletrão externo — fica mais difícil de arrancar, logo a energia necessária cresce.
  8. Ao descer num grupo o raio atómico **aumenta**. Abre-se uma nova camada, mais afastada do núcleo, e os níveis anteriores passam a fazer ecrã (blindagem) sobre a atração nuclear, pelo que o eletrão mais externo fica mais afastado.
  9. As duas propriedades são inversas porque ambas dependem da facilidade com que o eletrão externo é retido: quanto maior o átomo, mais afastado e blindado está esse eletrão, mais facilmente é perdido — por isso o raio cresce ao passo que a energia de ionização desce. Assim, o **sódio**, com energia de ionização baixa, perde o seu único eletrão de valência e forma **Na<sup>+</sup>**; o **cloro**, com energia de ionização alta, ganha um eletrão para completar a camada e forma **Cl<sup>-</sup>**.
  10. A camada mais externa dos gases nobres é **ns<sup>2</sup> np<sup>6</sup>**, ou seja  $2 + 6 = 8$  eletrões (o octeto completo; no hélio é  $1s^2$ , com 2 eletrões, que é o máximo do primeiro nível). Como já têm a camada completa, não tendem nem a perder nem a ganhar eletrões — e é por isso que a sua reatividade é **baixa**.
- Nota:** nas justificações das tendências há sempre dois fatores a conjugar — a carga nuclear (que aumenta ao longo do período) e o número de camadas (que aumenta ao descer no grupo). O fator dominante em cada direção é justamente o que determina o sentido da seta.