

Teste de Física e Química A — Ligação química e interações intermoleculares

10.º Ano

Física e Química A

10 questões

20 valores

3 páginas

Instruções: responde a todas as questões, apresentando sempre a justificação — indicar o tipo de ligação não chega, é preciso explicar o que se passa com os eletrões. Desenha as estruturas com clareza e assinala os pares livres. Duração: 90 minutos.

Grupo I — Fundamentos da ligação (10 valores)

1. (2 valores) Completar: os três tipos de ligação são _____, _____ e _____. A ligação iónica ocorre entre _____ e _____.; a covalente envolve _____ de eletrões; a metálica caracteriza-se por _____.

2. (2 valores) Escolha múltipla. Na ligação do cloreto de sódio, o que acontece aos eletrões do sódio? a) Ficam partilhados entre Na e Cl · b) São transferidos do Na para o Cl · c) Ficam deslocalizados entre átomos de Na · d) Não há eletrões envolvidos. Justifica a escolha.

3. (2 valores) Verdadeiro ou falso (corrige as falsas): a) Quebrar uma ligação liberta energia. b) O octeto completo tem 8 eletrões de valência. c) Uma ligação dupla partilha quatro eletrões. d) Os pares livres participam em ligações.

4. (2 valores) Determina o número total de eletrões de valência de cada molécula e indica quantos estão em pares de ligação e quantos ficam como pares livres: CO_2 e H_2O .

5. (2 valores) Ligar cada exemplo ao tipo de ligação: NaCl (___) · H_2O (___) · cobre metálico (___) · CO_2 (___) · cloreto de magnésio (___). Opções: iónica · covalente · metálica.

Grupo II — Geometria, polaridade e forças entre moléculas (10 valores)

6. (2 valores) Indica a geometria e o ângulo aproximado de cada molécula: CO_2 (2 domínios, 0 pares livres) · NH_3 (4 domínios, 1 par livre) · H_2O (4 domínios, 2 pares livres).

7. (2 valores) O NH_3 é polar e o BF_3 não, apesar de ambos terem três átomos ligados ao centro. Explica a diferença com base na geometria e nos pares livres.

8. (2 valores) Compara o cloreto de sódio e a água: para cada um, indica o tipo de ligação, o tipo de partículas que forma e uma propriedade física que daí resulta.

9. (2 valores) Ambas são moléculas covalentes, mas a água é líquida à temperatura ambiente e o metano é gás. Explica a diferença com as forças intermoleculares de cada um.

10. (2 valores) Ordena por ponto de fusão crescente e justifica em uma frase: H_2O · H_2S · NaCl . Indica que tipo de força domina em cada um.

Soluções — Ligação química e interações intermoleculares

1. Os três tipos são **iônica**, **covalente** e **metálica**. A iônica ocorre entre **metal e não-metal**; a covalente envolve a **partilha de pares** de eletrões; a metálica caracteriza-se por **eletrões deslocalizados** junto aos átomos de metal.

2. b) **São transferidos do Na para o Cl**. O sódio (1 eletrão de valência) perde-o e forma **Na⁺**; o cloro (7) ganha um e forma **Cl⁻** — ambos atingem o octeto. Os iões opostos atraem-se eletrostaticamente, formando a rede cristalina NaCl. As opções a) e c) descrevem ligações covalente e metálica.

3. a) **F** — quebrar ligações **absorve** energia; é formá-las que liberta. b) **V** — é a regra do octeto (o H é a exceção, com 2). c) **V** — uma dupla liga partilha 2 pares = 4 eletrões. d) **F** — pares livres **não** participam em ligações: são eletrões do átomo que ficam disponíveis (e influenciam a geometria).

4. CO_2 : $4 + 2 \times 6 = 16$ **eletrões de valência** — duas ligações duplas usam 8 (2 pares $\times$ 2) e ficam **4 pares livres** (2 no cada oxigénio). H_2O : $2 \times 1 + 6 = 8$ **eletrões** — duas ligações simples usam 4 e ficam **2 pares livres** no oxigénio.

5. NaCl — **iônica** · H_2O — **covalente** · cobre metálico — **metálica** · CO_2 — **covalente** · cloreto de magnésio (MgCl_2) — **iônica**.

6. CO_2 — **linear, 180°** (2 domínios sem pares livres). NH_3 — **piramidal trigonal, $\approx 107^\circ$** (o par livre ocupa mais espaço e comprime os ângulos dos 109,5°). H_2O — **angular, $\approx 104,5^\circ$** (dois pares livres comprimem ainda mais).

7. No NH_3 há **um par livre** no azoto: a geometria é piramidal trigonal e **assimétrica**, pelo que os dipolos das ligações N–H não se anulam — molécula **polar**. No BF_3 não há pares livres no boro: a geometria é **trigonal planar simétrica** (120°) e os três dipolos B–F, iguais e a 120°, **anulam-se** — molécula **apolar**.

8. NaCl: ligação **iônica** → forma **iões** numa rede cristalina → sólido rígido que **funde a elevada temperatura** e só conduz **fundido ou dissolvido**. H_2O : ligação **covalente** (dentro da molécula) + ligações de hidrogénio (entre moléculas) → moléculas isoladas → **líquido à temperatura ambiente** com volatilidade moderada.

9. Dentro de ambas as moléculas há ligações covalentes (fortes), mas o que separa as moléculas é diferente: a água forma **ligações de hidrogénio** (fortes entre intermoleculares) que mantêm as moléculas unidas → líquido. O metano só tem **forças de Van der Waals** (muito fracas) → vence facilmente o aquecimento → gás.

10. Ordem crescente: $\text{H}_2\text{S} < \text{H}_2\text{O} < \text{NaCl}$ (pontos de fusão: $-85^\circ\text{C} \cdot 0^\circ\text{C} \cdot 801^\circ\text{C}$). O H_2S tem apenas **dipolos fracos** entre moléculas; a água tem **ligações de hidrogénio**, muito mais fortes; o NaCl é uma **rede iônica** — as forças eletrostáticas ligam todos os iões da rede, e é essa energia que tem de ser vencida para fundir.

Nota: o eixo de correção é sempre o mesmo — **tipo de ligação dentro** da partícula, **tipo de interação entre** as partículas, e a propriedade física como consequência. Justificar sem nomear as duas forças vale metade do valor.