Ficha — Polaridade e Forças Intermoleculares

10.º Ano | Física e Química A | 4 páginas | 12 exercícios

Competências que desenvolve: Deduzir a geometria molecular de VSEPR simples, decidir se uma molécula é polar pela soma dos dipolos, e classificar e ordenar as forças intermoleculares (de London, dipolo-dipolo, pontes de hidrogénio) para explicar pontos de ebulição.

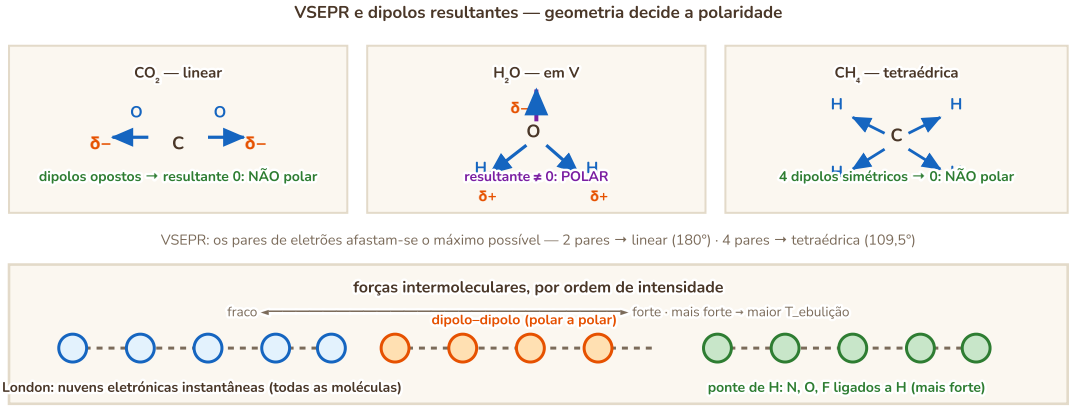


Figura 10 — (Topo) a geometria decide a polaridade: o mesmo dipolo C=O anula-se no CO_2 linear mas não em moléculas em V como a da água. (Base) a escada das forças intermoleculares.

1. Ler a figura de cima: a) porque é que o CO_2 não é polar apesar das ligações serem polares? b) porque é que a H_2O é polar? c) o que é que os dois casos têm de comum nas ligações?

2. VSEPR em 3 passos: descreve: (i) quantos pares de eletrões rodeiam o átomo central, (ii) como se afastam, (iii) como resulta a geometria — usa o CH_4 como exemplo.

3. Polaridade por soma vetorial: explica porque é que quatro ligações polares idênticas em direções simétricas dão resultante zero — e o que mudaria se um dos H fosse substituído por Cl (CH_3Cl).

4. Classificar forças: liga cada caso à força dominante: condensação do O_2 em −183 °C · gelo (H_2O) · CO_2 sólido (neve) — London, dipolo-dipolo ou ponte de hidrogénio? Justifica.

5. Ponte de hidrogénio: porque é que só N, O e F é que formam pontes de H com o hidrogénio? (dica: eletronegatividade e δ+ pequeno)

6. Ordenar T_ebulição: ordena por T_ebul crescente: H_2O (100 °C) · H_2S (−60 °C) · CH_4 (−161 °C) e explica com as forças intermoleculares de cada um.

7. Anomalia da água: o H_2S é maior que a H_2O, mas a H_2O tem T_ebul muito mais alto. Explica porquê — e o que a ponte de H faz pela vida na Terra.

© 2026 Estudantices

8. Ligação vs forças intermoleculares: completa: dentro da molécula há ligações ____; entre moléculas há forças ____. Que tipo de força é mais fraca? E o que se quebra ao ferver?

9. Prever pela fórmula: classifica como polar ou apolar: a) O_2 b) NH_3 c) CCl_4 d) HCl. Justifica cada uma com a geometria/simetria.

10. V/F — corrige as falsas: a) «Moléculas apolares têm dipolos permanentes.» ( ) b) «A ponte de hidrogénio é mais forte que a força de London.» ( ) c) «O CO_2 é polar porque tem oxigénio.» ( ) d) «Ferver é quebrar ligações covalentes.» ( )

11. Aplicações: porque é que o iodo (I_2, não polar) dissolve em hexano mas não em água? Usa «semeante-semeável» e o tipo de forças.

12. Produção: explica em 3 frases porque é que duas substâncias com moléculas do mesmo tamanho podem ter pontos de ebulição tão diferentes — ligando geometria, polaridade e forças.

© 2026 Estudantices

Soluções — Polaridade e Forças Intermoleculares

1. a) as duas ligações C=O são polares mas **simétricas e opostas**: os dipolos anulam-se (resultante 0) b) a H_2O tem geometria **em V** — os dipolos O–H fazem ângulo e somam numa resultante vertical c) as duas têm ligações polares; o que difere é a **geometria**.

2. (i) o carbono tem **4 pares** de eletrões (4 ligações) (ii) afastam-se ao máximo → **tetraédro** (109,5°) (iii) resulta **CH_4 tetraédrico**: os quatro dipolos idênticos somam zero → apolar.

3. Quatro vetores iguais e simétricos **cancelam-se dois a dois**. Em CH_3Cl a ligação C–Cl é mais polar que C–H e a simetria quebra-se → há **resultante** → a molécula fica polar.

4. O_2: **London** (molécula apolar, só nuvens instantâneas) · gelo: **ponte de hidrogénio** (H ligado a O) · CO_2 sólido: **London** (apolar apesar das ligações polares).

5. Só N, O e F são suficientemente **eletronegativas** para deixar o H com um δ+ forte; esse hidrogénio «desnudo» atrai a parede eletrónica de um O/N/F vizinho — os restantes halogénios e átomos não geram um δ+ tão intenso.

6. CH_4 (−161 °C) < H_2S (−60 °C) < H_2O (100 °C) — CH_4 só tem London, H_2S tem London + dipolo-dipolo, H_2O tem ainda **pontes de H**: quanto mais fortes as forças, mais energia para separar as moléculas.

7. A H_2O forma **4 pontes de hidrogénio** por molécula (as mais fortes, com O pequeno e muito eletronegativo), enquanto o H_2S só tem dipolos fracos — por isso o menor ferve muito mais alto. As pontes de H dão à água o T_ebul estável que permitiu a vida.

8. dentro: **covalentes (fortes)** · entre moléculas: **intermoleculares (fracas)** · a mais fraca é a intermolecular — ao ferver só se **rompem as forças entre moléculas**; as ligações mantêm-se intactas.

9. a) O_2: **apolar** (dois átomos iguais, sem dipolo) b) NH_3: **polar** (piramidal em V, pares assimétricos) c) CCl_4: **apolar** (tetraédrica simétrica, anula) d) HCl: **polar** (linear mas os átomos são diferentes → dipolo permanente).

10. a) **F** — apolares só têm dipolos **instantâneos** (London) b) **V** c) **F** — tem ligações polares mas é **linear simétrico** → resultante 0 d) **F** — fover só vence as forças **intermoleculares**.

11. O I_2 é **apolar** e o hexano também: «semeante com semeável», as forças de London de I_2 e hexano assemelham-se às que teria de vencer — dissolve. A água é polar (pontes de H): não consegue competir com as forças do I_2 → não dissolve.

12. (modelo) A geometria decide se os dipolos se **somam ou anulam**, e isso define a polaridade da molécula. Com polaridade maior, surgem forças dipolo-dipolo ou pontes de H além das de London. Como só as forças intermoleculares se quebram ao ferver, substâncias com forças mais fortes atingem **T_ebul muito superiores** — como a água face ao H_2S.

© 2026 Estudantices