

Teste T2 — Química: Equilíbrio químico + Reações em sistemas aquosos

11.º Ano

Física e Química A

10 questões

20 valores

3 páginas

Instruções: responde a todas as questões, apresentando sempre a justificação — a metade do valor está na explicação. Nas contagens, apresenta as equações, as espécies e as unidades. Duração: 90 minutos.

Grupo I — Equilíbrio químico (10 valores)

1. (2 valores) Queima de metano: $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$. Misturam-se 8 g de CH_4 e 48 g de O_2 . (a) Qual o reagente limitante (divisões)? (b) Que massa de CO_2 se forma? (c) Quanto O_2 sobra?

2. (2 valores) Rendimento: (a) um produto teórico de 60 g dá 51 g — calcula o rendimento. (b) Outra reação tem 75 % de rendimento e produziu 45 g — qual o teórico?

3. (2 valores) Para $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ com $K = 4 \times 10^4$: (a) escreve a expressão de K; (b) o que a grandeza de K diz sobre a extensão; (c) que K teria a reação inversa?

4. (2 valores) Numa solução de reação acima: $[NH_3] = 2 \text{ M}$, $[N_2] = 0,5 \text{ M}$, $[H_2] = 1 \text{ M}$ ($K = 2$). (a) Calcula Q. (b) Em que sentido evolui o sistema — e o que acontece a $[NH_3]$?

5. (2 valores) Le Châtelier: prevê o efeito de (a) aumentar a pressão em $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$ (3→2 mols); (b) aquecer uma reação exotérmica; (c) acrescentar catalisador. Justifica cada uma em frase.

Grupo II — Reações em sistemas aquosos (10 valores)

6. (2 valores) Calcula o pH: (a) HCl 0,001 M · (b) NaOH 0,01 M (usa pOH) · (c) uma solução com $[H_3O^+] = 10^{-9} M$ — é ácida ou básica?

7. (2 valores) CH_3COOH 0,1 M ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$): (a) calcula $[H_3O^+]$ e o pH ($\sqrt{K_a \cdot C}$). (b) Porque é que o pH não é 1 como o HCl 0,1 M?

8. (2 valores) Titulação: 25,0 mL de NaOH 0,10 M neutralizam 20,0 mL de HCl desconhecido. (a) Calcula a concentração do HCl. (b) Distingue ponto de equivalência e ponto final.

9. (2 valores) Redox: (a) qual o n.o.x. do Mn em $KMnO_4$? (b) Escreve as semirreações de $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$ e identifica redutor e oxidante. (c) Porque é que $Cu + ZnSO_4$ não reage?

10. (2 valores) AgCl ($K_{ps} = 1,8 \times 10^{-10}$): (a) calcula a solubilidade s. (b) Num líquido com $[Ag^+] = 10^{-4}$ e $[Cl^-] = 10^{-5}$ — calcula Q e decide se precipita.

Soluções — Teste T2 (Química)

1. $n(\text{CH}_4) = 8/16 = 0,5$; $n(\text{O}_2) = 48/32 = 1,5$ — divisões: $\text{CH}_4 \rightarrow 0,5/1 = 0,5$; $\text{O}_2 \rightarrow 1,5/2 = 0,75$ → menor: **CH₄ é o limitante**. (b) $\text{CO}_2 = 0,5 \times 44 = 22 \text{ g}$. (c) O_2 usado = $0,5 \times 2 = 1 \text{ mol} = 32 \text{ g} \rightarrow$ sobram $48 - 32 = 16 \text{ g}$.
2. (a) $51/60 \times 100 = 85 \%$. (b) $45/0,75 = 60 \text{ g}$ teóricos.
3. (a) $K = [\text{NH}_3]^2/([\text{N}_2][\text{H}_2]^3)$. (b) $K = 4 \times 10^3 \gg 1 \rightarrow$ equilíbrio **fortemente favorecido aos produtos** (conversão extensiva). (c) $K' = 1/K = 1/4 \times 10^3 = 2,5 \times 10^{-4}$ — a inversa é pouco extensiva.
4. (a) $Q = 2^2/(0,5 \times 1^3) = 4/0,5 = 8$. (b) $Q = 8 > K = 2 \rightarrow$ evolui ← **para os reagentes (trás)** — $[\text{NH}_3]$ **desce** até $Q = 2$ (há «excesso» de produto face ao equilíbrio).
5. (a) **Frente** — para o lado de menos mols de gás ($2 < 3$), contrariando o aumento de pressão. (b) **Trás** — a endotérmica direita consome o calor acrescentado (exotérmica: K desce). (c) **Nada** — o catalisador acelera os dois sentidos por igual: mesmo equilíbrio, mais depressa (muda velocidade, não posição).
6. (a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \rightarrow \text{pH} = 3$. (b) $[\text{OH}^-] = 10^{-2} \rightarrow \text{pOH} = 2 \rightarrow \text{pH} = 12$. (c) $\text{pH} = -\log 10^{-9} = 9 \rightarrow$ **básica** ($[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7}$).
7. (a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{(1,8 \times 10^{-5} \times 0,1)} = \sqrt{1,8 \times 10^{-6}} = 1,34 \times 10^{-3} \text{ M} \rightarrow \text{pH} = 3 - 0,13 \approx 2,87$. (b) Porque o ácido fraco **ioniza parcialmente** (K_a limita) — só $\approx 1,3 \%$ dá iões (vs 100% do HCl): logo $[\text{H}_3\text{O}^+]$ muito menor e pH maior.
8. (a) $c(\text{HCl}) = (25,0 \times 0,10)/20,0 = 0,125 \text{ M}$. (b) **PE** = ponto teórico $n_{\text{ácido}} = n_{\text{base}}$ (calculado) · **PF** = ponto experimental em que o indicador **muda de cor** — devem coincidir (erro de titulação).
9. (a) $K = +1$, $4 \text{ O} = -8 \rightarrow \text{Mn} = +7$. (b) oxidação: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$; redução: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ — redutor: **Zn** (perde e^- , oxida-se) · oxidante: **Cu²⁺** (ganha e^- , reduz-se). (c) **Cu é menos reativo** que **Zn** na série eletroquímica — não tem força para reduzir Zn^{2+} (não desloca o mais forte redutor).
10. (a) $s = \sqrt{K_{ps}} = \sqrt{1,8 \times 10^{-10}} = 1,34 \times 10^{-5} \text{ M}$. (b) $Q = 10^{-4} \times 10^{-5} = 10^{-9} \rightarrow 10^{-9} > 1,8 \times 10^{-10} \rightarrow Q > K_{ps}$: **precipita AgCl** até Q voltar a K_{ps} .

Nota de correção: cada justificação conta tanto como a resposta; nas contagens, aceitam-se arredondamentos desde que o cálculo esteja correto. Para rever: fichas 8–15, resumos 3–4 e flashcards desta coleção.