

Ficha — Estequiometria: quantidade de matéria, reagente limitante e rendimento

11.º Ano

Física e Química A

4 páginas

12 exercícios

Objetivo: Interpretar equações químicas em termos de **quantidade de matéria**, identificar o **reagente limitante** (com exemplos industriais), resolver problemas de **estequiometria** incluindo o **cálculo do rendimento** e comparar reações do ponto de vista da **química verde**.

Revisão rápida

Equação balanceada = conservação da massa: os coeficientes dão a **razão molar** — «2 H₂O» lê-se *2 moles de água* (e 2× massa relativa). **Massa molar** M (g/mol) e **quantidade de matéria:**

$$n = m / M \quad \cdot \quad m = n \cdot M \quad \cdot \quad \text{razão na equação: } a : b \rightarrow n_A : n_B = a : b$$

Reagente limitante = o que **primeiro se esgota** (comparar $n_{\text{disponível}} \div \text{coeficiente}$ — o menor é o limitante); o **produto máximo** é todo calculado **a partir dele**. Excesso = o resto.

Rendimento (porque a prática nunca é perfeita):

$$\text{Rendimento (\%)} = (m_{\text{prático}} / m_{\text{teórico}}) \times 100 \quad (\leq 100 \%; \text{ perdas, reações paralelas, incompletude})$$

Química verde (comparar rotas): critérios — **rendimento próximo de 100 %** (reatividade atómica), **menos resíduos**, **catalisadores** (T e P menores), **solventes menos tóxicos**, matéria-prima renovável → sustentabilidade social, económica e ambiental.

Estratégia (sempre): equação balanceada → converter tudo para **n** → determinar o **limitante** → escalar pela razão → (se pedirem) massa final e **rendimento**.

Exercícios

1. Completar: uma equação química balanceada traduz a _____ da matéria; os coeficientes indicam a _____ molar entre reagentes e produtos. Qual é a unidade de M e como se relacionam n, m e M?

2. Balanceia: $_\text{H}_2 + _\text{O}_2 \rightarrow _\text{H}_2\text{O} + _\text{C}_3\text{H}_8 + _\text{O}_2 \rightarrow _\text{CO}_2 + _\text{H}_2\text{O}$. Que conservação estás a verificar em cada átomo?

3. Quantidade de matéria: calcula $n = \frac{m}{M}$ — 36 g de H_2O ($M = 18$) · 8,8 g de CO_2 ($M = 44$) · 11,7 g de $NaCl$ ($M = 58,5$).

4. Razão molar: em $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ — (a) que quantidade de H_2 exige 1 mol de N_2 ? (b) que massa de NH_3 se produz a partir de 1 mol de N_2 ($M = 17$)? (c) que razão molar define a equação?

5. Reagente limitante (teórico): 1 mol de N_2 é misturado com 4 mol de H_2 . Qual é o limitante? Que massa de NH_3 é máxima e quanto H_2 fica em excesso?

6. Combustão industrial de metano: $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$. 16 g de CH_4 são queimados com 48 g de O_2 ($M = 32$). (a) Qual é o limitante? (b) Que massa de CO_2 se forma? (c) Que massa de CH_4 fica por queimar?

7. Cimento e CO_2 : na queima de cal $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2 \uparrow$ ($M: 100 \rightarrow 56 + 44$), 1 tonelada de pedra dá quanto CaO e quanto CO_2 ? O CO_2 é «embutido» ou libertado — o que se ganha ao captá-lo na indústria do cimento (química verde)?

8. Rendimento: uma síntese tem rendimento teórico de 50 g, mas obtêm-se 42 g. (a) Calcula o rendimento. (b) Para obter 180 g com 90 % de rendimento, que teórico era necessário?

9. Estequiometria com rendimento: a reação $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ trabalha com 4 g de H_2 e excesso de O_2 , com rendimento de 80 %. (a) Que massa de H_2O teórica? (b) Que massa se obtém realmente?

10. Química verde: compara duas rotas para o mesmo produto — R1: rendimento 55 %, T alta, solvente tóxico, resíduos; R2: rendimento 97 %, catalisador, T moderada, água como solvente. Justifica, com três critérios da química verde, porque R2 é a preferível — e porque rendimento alto é também sustentabilidade (matéria-prima não desperdiçada).

11. Retificação industrial: a partir de 500 kg de Fe_2O_3 ($M = 160$) na reação $Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$, (a) quantos kmol de Fe_2O_3 há? (b) que massa máxima de Fe ($M = 56$) se obtém? (c) 280 kg foram obtidos — rendimento?

12. Síntese: porque é que «reagente limitante» e «rendimento» são os dois conceitos que ligam a equação à realidade industrial? Explica (4–5 linhas) com um exemplo: o que um diretor de fábrica calcula antes de encomendar matéria-prima e o que mede depois.

Soluções — Estequiometria e reagente limitante

11.º Ano

Física e Química A

Resolução completa

1. **conservação · razão molar.** M em g/mol; $n = m/M$ (mol) — m em g. Ex.: $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol} \rightarrow 36 \text{ g} = 2 \text{ mol}$.

2. $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ (H: 4=4 ✓; O: 2=2 ✓) · $\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ (C: 3=3 ✓; H: 8=8 ✓; O: 10=6+4 ✓).

3. $36/18 = 2 \text{ mol}$ · $8,8/44 = 0,2 \text{ mol}$ · $11,7/58,5 = 0,2 \text{ mol}$.

4. (a) **3 mol de H_2** (razão 1 : 3). (b) $2 \text{ mol NH}_3 \rightarrow 2 \cdot 17 = 34 \text{ g}$. (c) **1 : 3 : 2** ($\text{N}_2 : \text{H}_2 : \text{NH}_3$).

5. Divisões: $\text{N}_2 \rightarrow 1/1 = 1$ · $\text{H}_2 \rightarrow 4/3 = 1,33 \rightarrow \text{N}_2$ **é o limitante** (esgota-se). $\text{NH}_3 = 1 \times 2 = 2 \text{ mol} = 34 \text{ g}$. Excesso de H_2 : usados 3 mol, sobram **1 mol (2 g)**.

6. $n(\text{CH}_4) = 16/16 = 1 \text{ mol}$; $n(\text{O}_2) = 48/32 = 1,5 \text{ mol}$. Divisões: $\text{CH}_4 \rightarrow 1/1 = 1$ · $\text{O}_2 \rightarrow 1,5/2 = 0,75 \rightarrow \text{O}_2$ **é o limitante**. (b) $\text{CO}_2 = 0,75 \times (1/2) = 0,75 \text{ mol} \rightarrow 0,75 \cdot 44 = 33 \text{ g}$. (c) CH_4 consumido = $0,75 \text{ mol} = 12 \text{ g} \rightarrow 4 \text{ g por queimar}$.

7. $1\,000 \text{ kg} \times 56/100 = 560 \text{ kg de CaO}$ · $1\,000 \times 44/100 = 440 \text{ kg de CO}_2$ — o CO_2 **é libertado** (decomposição térmica). A química verde investiga **captura e armazenamento** (ou minerais que o fixam) para transformar o resíduo em matéria-prima — fechar o ciclo (princípio atómico: o átomo de C sair útil, não como resíduo).

8. (a) $42/50 \times 100 = 84 \%$. (b) $180/0,9 = 200 \text{ g}$ teóricos.

9. (a) $n(\text{H}_2) = 4/2 = 2 \text{ mol} \rightarrow \text{H}_2\text{O} = 2 \text{ mol} \rightarrow 2 \cdot 18 = 36 \text{ g}$ (O_2 em excesso $\rightarrow \text{H}_2$ limitante). (b) $36 \times 0,8 = 28,8 \text{ g}$.

10. Três critérios: (1) **rendimento** — 97 % vs 55 %: R2 quase não desperdiça matéria-prima (e energia embutida nela); (2) **catalisador e T moderada** — menos energia, menos emissões (a catalisador também dá seletividade $\rightarrow$ menos resíduos); (3) **solvente** — água em vez de tóxico: menos poluição e risco. Soma: **sustentabilidade económica** (menos custos de matéria/energia), **ambiental** (menos resíduos/ CO_2) e **social** (segurança no trabalho) — é o triplice balanço que os AE chamam sustentabilidade.

11. (a) $500/160 = 3,125 \text{ kmol}$ (ou 3 125 mol). (b) $\text{Fe} = 2 \times 3,125 = 6,25 \text{ kmol} \rightarrow 6,25 \times 56 = 350 \text{ kg}$. (c) $280/350 \times 100 = 80 \%$.

12. Resposta possível: a equação diz a **proporção ideal**, mas a fábrica compra **matéria-prima real** — antes de encomendar, calcula **qual reagente limita** (compra só o necessário: o excesso é dinheiro parado e custa armazenagem) e escala o produto máximo a partir dele (ex.: metano e oxigénio, ex. 6 — sem essa conta, compra errado). Depois mede o **rendimento** (massa obtida ÷ teórica): é o **indicador de eficiência** da linha — rendimento baixo denuncia perdas (resíduos = custo + ambiente), e a meta é 100 % (química verde). Limitante planeia; rendimento avalia — juntos, ligam a estequiometria da equação à economia da produção.

Nota: quatro blocos — **balancear + n = m/M · razão molar · limitante (divisões) + rendimento · verde + síntese industrial**. Próxima ficha: equilíbrio químico e constante K.