Gases ideais e massa volúmica

12.º Ano | Química | 4 páginas | 12 exercícios

Competências que desenvolve: Aplicar a equação de estado dos gases ideais à resolução de problemas, relacionar a massa volúmica de um gás com a pressão e a temperatura e converter corretamente as unidades (temperatura em kelvin, pressão em pascal, volume em m³).

Revisão rápida

- **Equação de estado:** $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ com $R = 8{,}314\ J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$ — P em **Pa**, V em **m³**, n em **mol**, T em **K**.
- **Conversões:** T(K) = t(°C) + 273 · 1 atm = 101 325 Pa · 1 m³ = 1 000 L · $n = m \div M$.
- **Leis:** a *pressão constante*, V ∝ T (Charles) · a *temperatura constante*, P ∝ 1/V (Boyle) · n ∝ V (Avogadro).
- **Massa volúmica (densidade):** $\rho = m \div V = M \cdot P \div (R \cdot T)$ — cresce com a massa molar e com P, e *diminui* com a temperatura. A 0 °C e 1 atm, qualquer gás ideal ocupa **22,4 L por mol**.

Exercícios

1. Conversões: a) 25 °C → __ K b) 0 °C → __ K c) 1 atm → __ Pa d) 2,5 m³ → __ L e) 3,0 g/L → __ kg/m³

2. Calcula o volume de 2 mol de gás a 25 °C e 1 atm (em L, com R = 8,314). a) escreve a equação com os valores b) resultado __

3. Volume molar: a) que volume ocupam 5,6 L de gás a 0 °C e 1 atm em mol? (dica: 22,4 L/mol) b) e que massa de O_2 é isso (M = 32 g/mol)? c) confirma o raciocínio com $n = m/M$.

4. Lei de Charles (P constante): a) como varia V quando T dobra? b) 2,0 L a 273 K → que volume a 546 K? c) porque é que nunca se usa a temperatura em °C na equação?

5. Lei de Boyle (T constante): a) como varia V quando P dobra? b) 2,0 L a 101 325 Pa → que volume a 50 663 Pa? c) aplica a lógica inversa: se P passa de 2 a 0,5 (metade), o que faz V?

© 2026 Estudantices

6. Massa volúmica: a) escreve a expressão ρ = M·P/(R·T) e indica as unidades b) calcula a massa volúmica do CO_2 (M = 44) a 0 °C e 1 atm c) porque é que a massa volúmica diminui quando a temperatura sobe?

7. Comparação: à mesma T e P, calculate a razão entre as massa volúmicas de CO_2 (44) e O_2 (32): __ — o CO_2 é mais denso que o ar? O que acontece num espaço fechado sem ventilação?

8. O ar tem massa molar média de 29 g/mol. a) que massa molar teria um gás 5× mais leve? __ b) o hélio (4) é mais ou menos denso que o ar? c) calcula a razão ρ(hélio)/ρ(ar) a mesma T e P: __

9. V/F — corrige as falsas: a) «Na equação PV = nRT a temperatura pode entrar em °C.» ( ) b) «A massa volúmica de um gás é constante em qualquer T.» ( ) c) «A 0 °C e 1 atm, 1 mol de gás ideal ocupa 22,4 L.» ( ) d) «Se a pressão dobra e a T fica igual, o volume dobra.» ( )

10. Dados de exercício (1 mol, 101 325 Pa): T = 273 K → V = 22,4 L · T = 546 K → V = 44,8 L · T = 137 K → V = 11,2 L. a) confirma que V/T é constante b) calcula V/T (L/K) c) o que acontece a 0 K (não pode ser atingido)?

© 2026 Estudantices

11. Problema integrador: 5,0 L de O_2 a 25 °C e 101 325 Pa. a) n = PV/(RT) = __ mol (3 casas) b) massa = n × 32 = __ g c) se o mesmo volume estivesse a 50 °C, o que acontecia à massa de gás? Justifica.

12. Produção: explica em 3 frases por que razão a equação PV = nRT liga todas as grandezas de um gás, e como a massa volúmica explica porque é que o CO_2 se acumula ao chão em espaços fechados.

© 2026 Estudantices

Soluções — Gases ideais e massa volúmica

1. a) 25 + 273 = **298 K** b) **273 K** c) **101 325 Pa** d) 2,5 × 1 000 = **2 500 L** e) **3,0 kg/m³** (1 g/L = 1 kg/m³).

2. a) $V = nRT/P = (2 \times 8{,}314 \times 298) \div 101\,325$ b) = 0,0489 m³ → **48,9 L**.

3. a) 5,6 ÷ 22,4 = **0,25 mol** b) 0,25 × 32 = **8,0 g** c) m = n × M = 0,25 × 32 ✓.

4. a) **V dobra** (é proporcional) b) 2,0 × (546/273) = **4,0 L** c) (modelo) Os zero das escalas não coincidem: 0 °C = 273 K — com °C a proporcionalidade quebrava (e daria volumes negativos).

5. a) **V metade** b) 2,0 × (101 325/50 663) = 2,0 × 2 = **4,0 L** c) V quadruplica (metade da pressão → quatro vezes o volume).

6. a) $\rho = m/V = M{\cdot}P \div (R{\cdot}T)$ — M em g/mol, P em Pa, R em J mol^{-1} K^{-1}, T em K → ρ em g/m³ (÷ 1 000 para g/L) b) $44 \times 101\,325 \div (8{,}314 \times 273)$ = 1,96 g/L → **1,96 g/L** (ou usar 22,4 L/mol: 44 ÷ 22,4) c) (modelo) A T ↑, o volume ↑ para a mesma massa — e como ρ = m/V, a densidade cai.

7. razão = 44/32 = **1,375** — **sim**, o CO_2 é mais denso que o ar médio e tende a acumular-se junto ao chão (razão de segurança em espaços baixos e mal ventilados).

8. a) 29 ÷ 5 = **5,8 g/mol** b) **menos denso** c) 4/29 ≈ **0,14** — o hélio tem cerca de um sétimo da densidade do ar, daí a levitação dos balões.

9. a) **F** — tem de ser kelvin b) **F** — depende de P e T c) **V** d) **F** — o volume fica a *metade*.

10. a) 22,4/273 = 0,0821 · 44,8/546 = 0,0821 · 11,2/137 = 0,0821 ✓ — **constante** b) **≈ 0,0821 L/K** c) (modelo) a 0 K as moléculas parariam e o volume tenderia a zero — a equação ideal não desce aí (o gás real condensa-se antes).

11. a) $n = (101\,325 \times 0{,}005) \div (8{,}314 \times 298)$ = **0,204 mol** b) 0,204 × 32 = **6,54 g** c) (modelo) Nada — a massa de gás mantém-se: o que varia é o volume (ao aquecer, o gás expande e a massa volúmica desce, mantendo n fixo).

12. (modelo) PV = nRT liga pressão, volume, quantidade de matéria e temperatura de um gás ideal — qualquer mudança numa delas pode ser calculada nas outras. A massa volúmica deriva da equação (ρ = M·P/RT) e mostra que, à temperatura ambiente, o CO_2 (M = 44) é mais denso que o ar (M = 29). Por isso, num espaço fechado, ele escorre e acumula-se no fundo — o que o torna um risco mesmo sem ser imediatamente tóxico.

© 2026 Estudantices