

Ficha — Volume molar dos gases

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

Objetivo: Compreender o volume molar de gases a partir da Lei de Avogadro, concluindo que, para gases ideais, só depende da pressão e da temperatura — e não do gás em concreto.

Revisão rápida

Lei de Avogadro. Em condições iguais de pressão e temperatura, volumes iguais de gases diferentes contêm o mesmo número de moléculas. Ou seja, o volume é proporcional à quantidade de matéria:

$$V \propto n \rightarrow V / n = constante$$

Volume molar é o volume ocupado por um mol de gás, $V_m = V / n$, medido em L/mol. Pela lei dos gases ideais $pV = nRT$ obtém-se:

$$V_m = R \cdot T / p$$

Conclusão essencial: a fórmula só contém **R** (constante universal), **T** (temperatura) e **p** (pressão) — **não contém nenhuma identidade do gás**. Por isso o volume molar de qualquer gás ideal é o mesmo nas mesmas condições.

Condições	Volume molar
0 °C (273 K) e 1 atm — condições normais	22,4 L/mol
25 °C (298 K) e 1 atm	24,5 L/mol
0 °C e 2 atm (dobrar a pressão)	11,2 L/mol

Dependência: se *T* dobra, *V_m* dobra; se *p* dobra, *V_m* reduz para metade. Não importa se o gás é oxigénio, azoto ou dióxido de carbono.

Exercícios

1. Enuncia a Lei de Avogadro e indica as condições em que é válida.

2. Define volume molar, indicando a unidade e a relação com o volume e a quantidade de matéria.

3. A partir de $pV = nRT$, deriva a expressão do volume molar. Identifica os termos que aparecem.

4. Explica porquê, para gases ideais, o volume molar não depende do gás em concreto.

5. Dois frascos contêm volumes iguais de O_2 e de N_2 , ambos a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ e 1 atm . Relaciona o número de moléculas de cada gás.

6. Qual é o volume ocupado por $0,500\text{ mol}$ de qualquer gás ideal a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ e 1 atm ?

7. Calcula o volume de $3,00\text{ mol}$ de hélio a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ e 1 atm (usar $V_m = 24,5\text{ L/mol}$).

8. Um gás a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ e 1 atm ocupa $44,8\text{ L}$. Calcula a quantidade de matéria presente.

9. Mantendo a temperatura, a pressão é duplicada. Indica o novo volume molar e justifica com a fórmula.

10. À temperatura ambiente (25 °C, 1 atm) o volume molar é 24,5 L/mol. Porque é que, à mesma pressão, este valor difere de 22,4 L/mol?

11. Verdadeiro ou falso. Corrige as falsas.

a) Volume iguais de H_2 e de CO_2 a 0 °C e 1 atm contêm o mesmo número de moléculas. (V/F)

b) O volume molar de um gás ideal depende da sua massa molar. (V/F)

c) A 0 °C e 1 atm, o volume molar de qualquer gás ideal é 22,4 L/mol. (V/F)

d) Ao aumentar a pressão, o volume molar aumenta na mesma proporção. (V/F)

e) O volume molar varia com a temperatura. (V/F)

12. Um recipiente contém 2,00 mol de N_2 e 4,00 mol de CO, ambos nas mesmas condições. Compara os volumes ocupados por cada gás.

Soluções — Volume molar dos gases

10.º Ano

Física e Química A

Resolução completa

1. Em **quantidades iguais de pressão e temperatura, volumes iguais de gases diferentes contêm o mesmo número de moléculas**. É válida para gases a pressões não muito elevadas e temperaturas razoáveis — isto é, para gases que se comportam de forma aproximadamente ideal.

2. O **volume molar** é o volume ocupado por **um mol** de gás, medido em **L/mol**. Relaciona-se com o volume e a quantidade de matéria por $V_m = V / n$, donde $V = n \cdot V_m$.

3. Partindo de $pV = nRT$, dividindo ambos os membros por n : $pV / n = RT \rightarrow (V/n) \cdot p = RT \rightarrow V_m = RT / p$. Os termos que aparecem são **R** (constante dos gases ideais), **T** (temperatura absoluta) e **p** (pressão).

4. Porque a expressão $V_m = RT / p$ **não contém qualquer identidade do gás** — nem a massa molar nem o nome da substância. Só entram a temperatura e a pressão, que se aplicam igualmente a qualquer gás. Como todos os gases ideais obedecem à mesma equação nas mesmas condições, todos apresentam o mesmo volume molar.

5. Pela Lei de Avogadro, contêm o **mesmo número de moléculas**. Ambos os frascos, a 0 °C e 1 atm com volumes iguais, alojam igual quantidade de matéria — independentemente de um ser oxigénio e o outro azoto.

6. $V = n \cdot V_m = 0,500 \text{ mol} \times 22,4 \text{ L/mol} = 11,2 \text{ L}$.

7. $V = n \cdot V_m = 3,00 \text{ mol} \times 24,5 \text{ L/mol} = 73,5 \text{ L}$. O hélio é um gás nobre, mas o resultado seria idêntico para qualquer outro gás nestas condições — é essa a conclusão do exercício.

8. $n = V / V_m = 44,8 \text{ L} \div 22,4 \text{ L/mol} = 2,00 \text{ mol}$.

9. Como $V_m = RT / p$, duplicar p divide V_m por 2: $22,4 \div 2 = 11,2 \text{ L/mol}$. O volume molar **diminui** — comprimir o gás faz cada mol ocupar menos espaço.

10. Porque o volume molar depende da temperatura. Entre 0 °C (273 K) e 25 °C (298 K) a temperatura absoluta aumenta e, pela relação $V_m = RT / p$, o volume molar aumenta de 22,4 para 24,5 L/mol — cerca de 2,1 L/mol por cada aumento de 25 K.

11. a) **V** — mesma T e p, volumes iguais contêm o mesmo número de moléculas. b) **F** — não depende da massa molar, apenas de T e p. c) **V** — valor obtido nas condições normais. d) **F** — aumenta a pressão, o volume molar **diminui** (para metade). e) **V** — é proporcional a T.

12. Na mesma T e p, o volume molar é idêntico, logo $V \propto n$. Como $4,00 \text{ mol}$ é o dobro de $2,00 \text{ mol}$, o CO ocupa o **dobro do volume** do N₂ — 89,6 L contra 44,8 L nas condições normais.

Nota: o erro mais frequente é pensar que o volume molar depende do gás. Lê outra vez a expressão $V_m = RT / p$: não há lugar para a massa molar, porque a equação já está escrita *por mol* — cada mol de qualquer gás ideal ocupa o mesmo volume nas mesmas condições.