Atividade Laboratorial — Entalpia de combustão de álcoois

12.º Ano · Química · 3 páginas

Objetivo

Determinar experimentalmente a **entalpia de combustão** de um álcool (etanol) por calorimetria simples — medindo a temperatura que a queima comunica à água — e avaliar o desvio face ao valor de referência, identificando as fontes de erro.

Material e reagentes

Balão ou recipiente de metal com tampa perfurada · suporte e pinça · termómetro · balança de precisão · pipeta graduada · **100 g de água** · **etanol** (álcool de laboratório) · vareta de ignição · papel para proteger a bancada.

Constantes: c(água) = **4,18 J·g^{-1}·°C^{-1}** · M(etanol, C_2H_5OH) = **46,07 g/mol** · $\Delta_cH°$ de referência do etanol = **−1 367 kJ/mol**.

> **Segurança:** álcool inflamável e chama viva — cabelo preso, mangas fechadas, óculos; ter tapete/luvas húmidas à mão; nunca repor o combustível junto à chama; trabalhar ventilado; o recipiente fica quente — usar pinças.

Procedimento

1. Pesa o recipiente vazio e depois com **100 g de água**; regista a temperatura inicial da água.
2. Pesa o frasco de etanol — **m_1**.
3. Queima o etanol sob o recipiente, agitando a água, até a temperatura subir claramente (cerca de 25 °C de subida).
4. Regista a temperatura final; arrefece e **pesa de novo o frasco — m_2** (o etanol consumido é $m_1 - m_2$).
5. Repete o ensaio com **metanol** (CH_3OH, M = 32,04 g/mol; $\Delta_cH°$ de referência ≈ −726 kJ/mol) e compara.

© 2026 Estudantices

Registo de dados

Tabela 1 — etanol (dados do exercício):

Massa de água	T inicial	T final	ΔT	Massa de álcool consumido
100 g	20,0 °C	46,5 °C	__ °C	1,0 g

R1. Porque é que a água e não o próprio álcool é o meio cuja temperatura se mede neste arranjo?

R2. O que se assume sobre a fração de calor que a água recebe (para além do balão e do ar)? Isso faz o resultado ser um limite superior, inferior ou exato? __

R3. Observações qualitativas a registar: chama (cor, fuligem?), cheiro, estado da superfície do recipiente — o que indicam sobre a *completude* da combustão?

R4. Tabela 2 (a preencher com o teu ensaio de metanol): ΔT = __ · massa consumida = __ · n = massa ÷ 32,04 = __ mol.

© 2026 Estudantices

Tratamento de resultados

T1. Energia absorvida pela água: $q = m \cdot c \cdot \Delta T$ = 100 × 4,18 × 26,5 = __ J = __ kJ.

T2. Quantidade de matéria de etanol consumido: n = 1,0 ÷ 46,07 = __ mol (4 casas).

T3. Entalpia de combustão medida: $\Delta_c H$ = −q ÷ n = −(__ kJ) ÷ __ mol = __ kJ/mol.

T4. Confronto com o valor de referência (−1 367 kJ/mol): razão (|medido| ÷ 1 367) × 100 = __ % — onde se terá perdido o restante?

Análise e conclusão

C1. Lista três fontes de erro sistemático deste arranjo e indica, para cada, a correção possível em laboratório.

C2. Conclusão final em 3 frases: como se converte uma subida de temperatura numa entalpia por mol, o que o desvio face à referência revela e porque é que, mesmo assim, o método ensina a relação entre combustão e calor.

Conclusão-chave (respostas): T1 — q = 100 × 4,18 × 26,5 = **11 077 J = 11,08 kJ** · T2 — n = 1,0 ÷ 46,07 = **0,0217 mol** · T3 — $\Delta_c H$ = −11,08 ÷ 0,0217 = **≈ −510 kJ/mol** · T4 — 510 ÷ 1 367 × 100 = **37%** (o restante perdeu-se) · R2 — assume-se transferência total: logo o valor medido é um **limite inferior** do módulo verdadeiro · C1 — (modelo) calor perdido por radiação/convecção para o ar (corrigir: arranjo adiabático ou correção por arranjo em branco), aquecimento do próprio recipiente (medir a sua capacidade térmica), combustão incompleta/fumo (queimar com excedente de ar e oxigénio).

© 2026 Estudantices