



Título do Vídeo: Ascertaining the enthalpy of combustion of various alcohols

Nome dos participantes: André de Moura Soares Ferreira; Inês de Freire Gomes

Professor responsável: Ana Cristina Seabra dos Anjos

Escola: Colégio Casa-Mãe

E-mail: anaanjos@colegiocasamae.pt

Resumo

Esta atividade tem como objetivo calcular a entalpia de combustão de certos álcoois, tais como o etanol, o propano-2-ol e butan-1-ol.

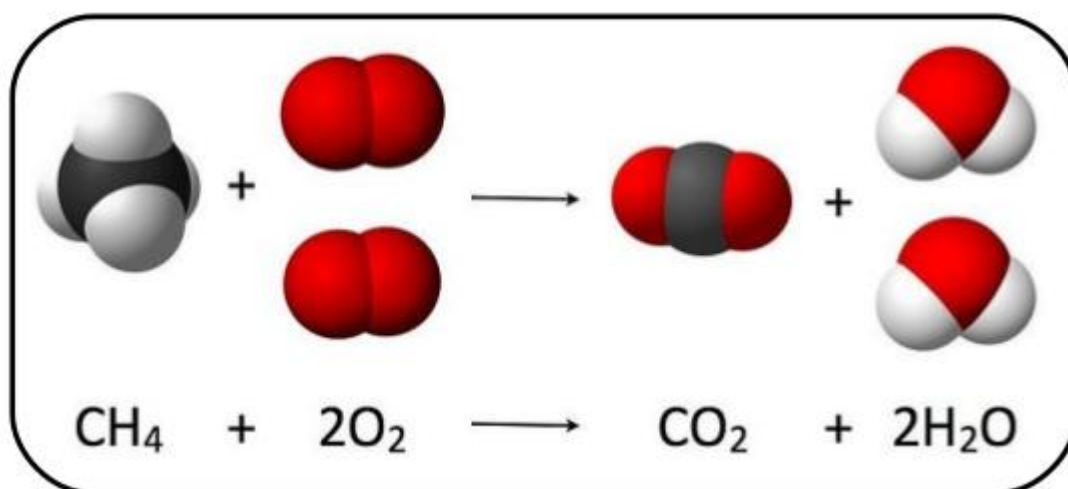
Neste intuito recolhemos latas cilíndricas de vários tipos de alimentos para procedermos ao aquecimento da água, que colocamos dentro do cilindro. Ao passar do tempo, a temperatura da água estava a aumentar, à medida que o álcool se ia gastando. Para comprovarmos isso, relacionamos a massa do álcool antes da combustão e a massa do álcool depois da combustão.

Ao sabermos a massa do álcool gasto, podemos calcular a quantidade de substância. Com isso, podemos calcular a entalpia de combustão do álcool, que era o nosso objetivo para esta atividade.

Conceitos

A variação de entalpia de uma reação química resulta do balanço energético entre a energia envolvida na rutura de ligações nos reagentes e na formação de ligações químicas nos produtos de reação.

A entalpia-padrão de combustão (ΔH°_c) de uma substância é a variação de entalpia, isto é, quantidade de calor libertada ocorrida na combustão completa de 1 mol de uma determinada substância, supondo-se nas condições-padrão todas as substâncias envolvidas nessa combustão.





O valor de entalpia de padrão desta reação é -890 kJ. Isto significa que na combustão de 1 mol de metano no estado gasoso verifica-se uma libertação de 890 kJ de energia sob a forma de calor.

Num sistema isolado não existe trocas de energia com o exterior. Se a energia absorvida na quebra de ligações for superior à libertada na formação de ligações, a energia necessária para que o processo ocorra provirá da diminuição da energia cinética das partículas do sistema. Como consequência disso, a temperatura do sistema diminui.

No entanto, se a energia libertada na formação de novas ligações for superior à absorvida na quebra de ligações, o excesso de energia associada à reação é convertido em energia cinética das partículas do sistema. Como consequência disso, a temperatura do sistema aumenta.

Protocolo Experimental

Segurança:

- Bata de laboratório;
- Extintores; alarme de fogo e telefone para emergências
- Local bem ventilado.

Reagentes:

- Butan-1-ol;
- Propan-2-ol;
- Etanol.

Material:

- Vareta de vidro;
- Proveta de 250 cm³;
- Calorímetro;
- Lamparina;
- Funil;
- Suporte universal;
- Garras;
- Termómetro digital;
- Balança digital

Procedimento:



1. Monte um calorímetro semelhante ao da figura;
2. Meça 500 cm³ de água destilada para o interior do calorímetro;
3. Verta o álcool para uma lamparina e meça a massa do conjunto lamparina+etanol;
4. Anote a temperatura da água. Acenda a lamparina e aqueça a água, agitando, até que a temperatura se eleve a 20°C a 30°C;
5. Suspenda o aquecimento e continue a agitar. Anote a temperatura mais elevada alcançada;
6. Meça a massa novamente e calcule a massa de álcool consumido.

Aplicações

- Uma das possíveis aplicações são os geradores de calor. Estes são equipamentos especialmente concebidos para o aquecimento/desumidificação de todos os locais onde exista a necessidade de aumentar a temperatura ambiente.



Conclusões

Esta experiência revelou ser acessível, com um grau de sucesso moderado.

Obtivemos erros relativamente razoáveis. No entanto, estes erros poderão ser alvos de vários aspetos, tais como admitir que o local onde nos encontrávamos era isolado; no cálculo da massa da água, admitimos uma temperatura ambiente de modo que a densidade da mesma fosse de 1 g/cm³. Para concluir, estes erros poderão ter sido realizados por falha de manuseamento do material do laboratório.

Depois de finalizarmos esta experiência, podemos concluir que à medida que os números de carbono aumentam, a entalpia de combustão também aumenta.