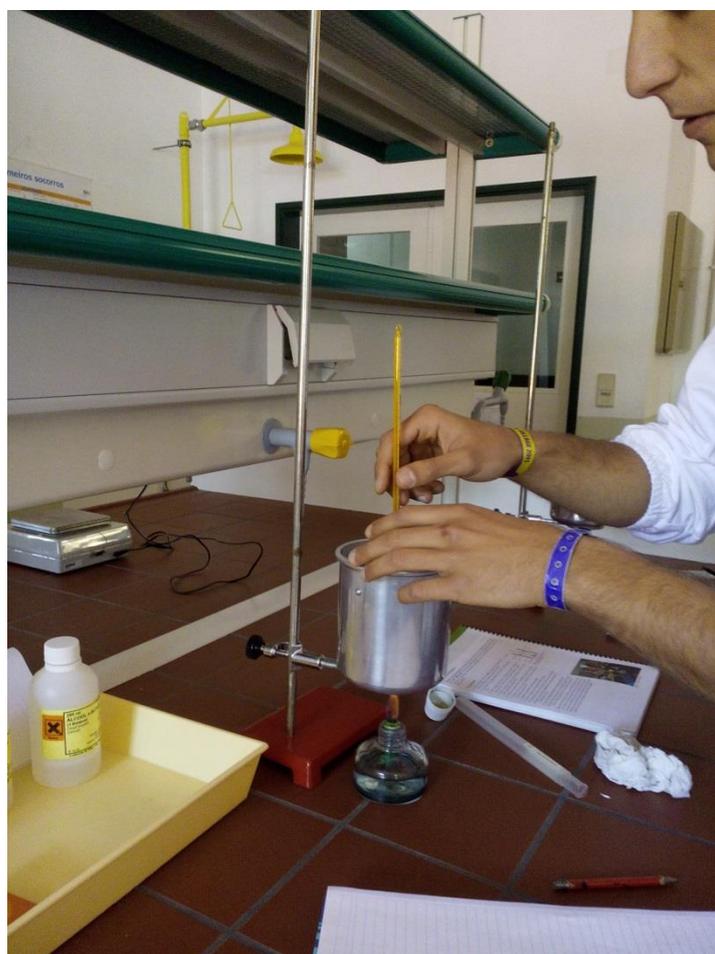




## Química

### APL 2.5

## Determinação da variação da entalpia de combustão de diferentes álcoois



# Índice

Introdução.....	2
Material e Reagentes.....	3
Procedimento.....	4
Perigos específicos e conselhos de segurança.....	5
Cálculos prévios.....	6
Resultados.....	7
Interpretação de resultados.....	9
Erro relativo.....	11
Conclusão.....	13
Bibliografia.....	14

# Introdução

A entalpia de combustão é a energia envolvida quando uma mole de combustível queima completamente.

Num sistema isolado (calorímetro), a energia libertada na combustão de uma certa massa de combustível vai ser integralmente transferida para uma certa massa de água, que aquece.

Energia transferida para a água sob a forma de calor:

$$q = m_{\text{água}} \times C_{\text{água}} \times \Delta T$$

$$\Delta_c H = -q$$

Visto que as reações de combustão são sempre exotérmicas – como a queima da madeira ou da gasolina –, o valor da entalpia de combustão será negativo, menor que zero ( $\Delta H < 0$ ), pois, em razão do calor ser liberado, a energia dos produtos será menor que a dos reagentes.

Esta atividade laboratorial desenvolve-se a partir da seguinte questão-problema:

Qual a influencia da posição do grupo –OH e do comprimento da cadeia carbonada de álcoois na energia libertada na sua combustão?

## Material

- ρ Balança de precisão
- ρ Calorímetro de metal
- ρ Lamparinas (vazias) iguais – 5
- ρ Proveta de 250cm<sup>3</sup>
- ρ Suporte para o calorímetro e para o termómetro
- ρ Termómetro

## Reagentes

- ρ Água destilada
- ρ Propanol
- ρ Hexanol, 98%
- ρ Butanol
- ρ Etanol

## Procedimento

1. Fazer a montagem do material
2. Colocar 200cm<sup>3</sup> de água destilada no calorímetro e anotar a temperatura
3. Pesar a lamparina vazia; encher a lamparina com propano-1.0l, longe de fontes de ignição e avaliar a massa do conjunto (lamparina + álcool)
4. Colocar a lamparina no fundo do recipiente isolante e, sobre ela, o calorímetro devidamente preso no suporte
5. Introduzir o termómetro na água do calorímetro e prendê-lo ao suporte
6. Acender a lamparina e aquecer, agitando, durante um intervalo de tempo fixo
7. Suspender o aquecimento, continuando a agitar
8. Anotar a temperatura mais elevada alcançada pela água
9. Pesar de novo a lamparina para calcular a massa de combustível gasto
10. Calcular, em J, a energia transferida para a água pela queima do combustível ( $q = m c \Delta T$ )
11. Calcular a entalpia de combustão em kJ/mol de combustível

## Perigos específicos e conselhos de segurança

Reagente		Frases R	Frases S
Propanol		R7346, R11, R41, R67	S2, S7, S16, S 24, S26, S39
Hexanol		R7016, R22	S2, S24, S25
Butanol		R7321, R10, R22, R37, R38, R41, R67	S7, S9, S13, S26, S37, S39, S46
Etanol		R11	S2, S7, S16



Mais informação sobre segurança [aqui](#).

## Cálculos Prévios

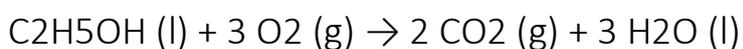
Combustível	Entalpia-padrão de combustão, $\Delta_c H^\circ$
Etanol	-1368 kJ mol <sup>-1</sup>
Propanol	-2021 kJ mol <sup>-1</sup>
Hexanol, 98%	-3984 kJ mol <sup>-1</sup>
Butanol	-2676 kJ mol <sup>-1</sup>

## Resultados

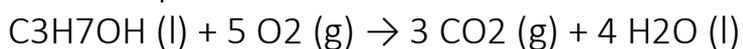
Álcool	Θ (inicial)	Θ (10 minutos)	Θ (final)
Hexanol	17,5°C	24°C	28°C
Etanol	18°C	23°C	26°C
Propanol	18°C	25°C	30°C
Butanol	17,5°C	23°C	26°C

### Equações de combustão dos álcoois:

Etanol:



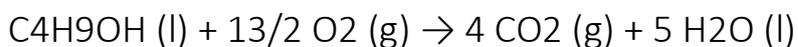
Propanol:



Hexanol:



Butanol:



### Hexanol

Massa inicial: 180,1g

Massa final: 177,8g

$$180,1 - 177,8 = 2,3\text{g}$$

### Etanol

Massa inicial: 199,0g

Massa final: 196,08g

$$199,0 - 196,08 = 2,92\text{g}$$

## Propanol

Massa inicial: 190,2g

Massa final: 187,2g

$$190,2 - 187,2 = 3\text{g}$$

## Butanol

Massa inicial: 156,5g

Massa final: 154,5g

$$156,5 - 154,5 = 2\text{g}$$

## Interpretação de resultados

Cálculos de variação de entalpia de combustão de cada álcool:

Etanol:

$$q = m \times C \times \Delta T \Leftrightarrow q = 0,2 \times 4186 \times 9 \Leftrightarrow q = 7534,8 \text{ J}$$

$$\Delta cH = -q \Leftrightarrow \Delta cH = -7534,8 \text{ J} \Leftrightarrow \Delta cH = -7,5348 \text{ KJ}$$

$$\Delta cH = (-7,5348) / (3/46) = -115,56 \text{ KJ/mol}$$

Propanol:

$$q = m \times C \times \Delta T \Leftrightarrow q = 0,2 \times 4186 \times 12 \Leftrightarrow q = 10046,4 \text{ J}$$

$$\Delta cH = -q \Leftrightarrow \Delta cH = -10046,4 \text{ J} \Leftrightarrow \Delta cH = -10,0464 \text{ KJ}$$

$$\Delta cH = (-10,0464) / (3/60) = -200,93 \text{ KJ/mol}$$

Hexanol:

$$q = m \times C \times \Delta T \Leftrightarrow q = 0,2 \times 4186 \times 10,5 \Leftrightarrow q = 8790,6 \text{ J}$$

$$\Delta cH = -q \Leftrightarrow \Delta cH = -8790,6 \text{ J} \Leftrightarrow \Delta cH = -8,7906 \text{ KJ}$$

$$\Delta cH = (-8,7906) / (2,3/102) = -389,84 \text{ KJ/mol}$$

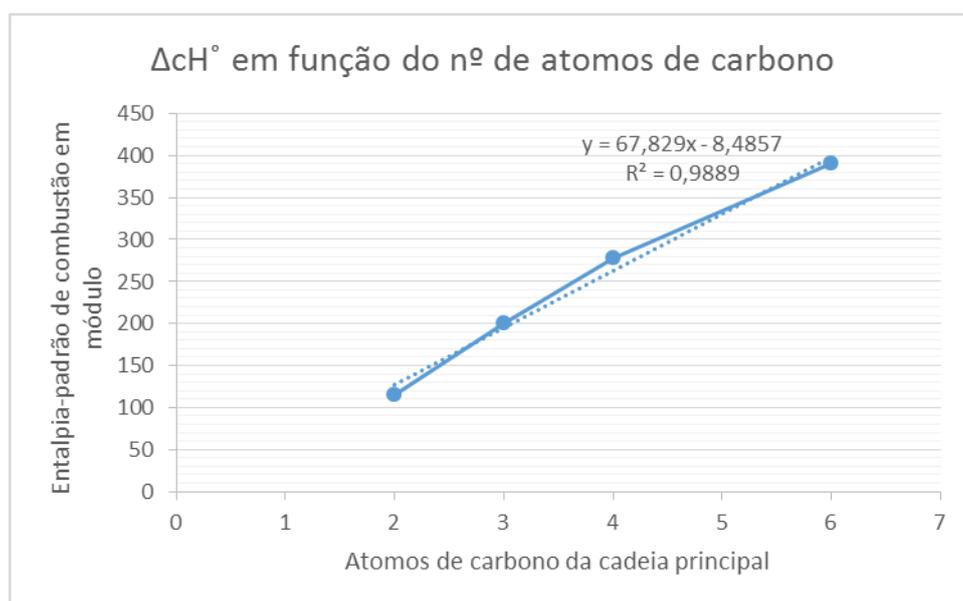
Butanol:

$$q = m \times C \times \Delta T \Leftrightarrow q = 0,2 \times 4186 \times 8,5 \Leftrightarrow q = 7116,2 \text{ J}$$

$$\Delta cH = -q \Leftrightarrow \Delta cH = -7116,2 \text{ J} \Leftrightarrow \Delta cH = -7,1162 \text{ KJ}$$

$$\Delta cH = (-7,1162) / (1,9/74) = -277,16 \text{ KJ/mol}$$

Álcool	Entalpia de combustão KJ/mol	N.º de átomos de carbono
Etanol	-115,56	2
Propanol	-200,93	3
Butanol	-277,16	4
Hexanol	-389,84	6



Calculo  $\Delta cH^\circ$  do pentanol:

O pentanol tem 5 carbonos logo  $x=5$

$$y = 67,829x - 8,4857 \Leftrightarrow y = 67,829 \times 5 - 8,4857 \Leftrightarrow y = 330,66$$

$\Delta cH^\circ$  do pentanol é de  $-330,66 \text{ KJ.mol}^{-1}$

$$e(\%) = \left| \frac{V_{\text{tabelado}} - V_{\text{experimental}}}{V_{\text{tabelado}}} \right| \times 100 \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow e(\%) = \left| \frac{-3331,19 - (-330,66)}{-3331,19} \right| \times 100 \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow e(\%) = 90,07\%$$

## Erro relativo

### **Etanol**

$$e(\%) = \left| \frac{V_{\text{tabelado}} - V_{\text{exato}}}{T_{\text{tabelado}}} \right| * 100 \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow e(\%) = \left| \frac{-1368 - (-115,56)}{-1368} \right| * 100$$

$$\Leftrightarrow e(\%) = 91,5\%$$

### **Propanol**

$$e(\%) = \left| \frac{V_{\text{tabelado}} - V_{\text{exato}}}{T_{\text{tabelado}}} \right| * 100 \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow e(\%) = \left| \frac{-2021 - (-200,93)}{-2021} \right| * 100$$

$$\Leftrightarrow e(\%) = 90,1\%$$

### **Hexanol**

$$e(\%) = \left| \frac{V_{\text{tabelado}} - V_{\text{exato}}}{T_{\text{tabelado}}} \right| * 100 \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow e(\%) = \left| \frac{-3984 - (-389,84)}{-3984} \right| * 100$$

$$\Leftrightarrow e(\%) = 90,2\%$$

## Butanol

$$e(\%) = \left| \frac{V_{\text{tabelado}} - V_{\text{exato}}}{T_{\text{tabelado}}} \right| * 100 \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow e(\%) = \left| \frac{-2676 - (-277,16)}{-2676} \right| * 100$$

$$\Leftrightarrow e(\%) = 86.6\%$$

## Conclusão

Como se pode concluir pelos valores de erro relativo a atividade não correu como esperado. Os valores de erro são muito altos sendo o mais baixo de 86,6% no butanol. Estes valores de erro são devidos a perdas de energia bastante significativas.

Para se diminuir estes valores poderia se aquecer diretamente o recipiente com a água e fazer a experiência numa sala sem correntes de ar.

Quanto maior for a cadeia carbonada maior será a energia libertada como se verifica no gráfico.

Vídeo APL 2.5: <https://www.youtube.com/watch?v=riT3WWspkIA>

# Bibliografia

SOBRINHO SIMÕES, Teresa; ALEXANDRA QUEIRÓS, Maria; OTILDE SIMÕES, Maria - *Ontem e Hoje – Química 11*. Porto: Porto Editora, 2013

<https://prezi.com/bskduep2jlhw/atividade-laboratorial-16-funcionamento-de-um-sistema-tamp/>