

## Termoquímica

1. No que tange à tecnologia de combustíveis alternativos, muitos especialistas em energia acreditam que os alcoóis vão crescer em importância em um futuro próximo. Realmente, alcoóis como metanol e etanol têm encontrado alguns nichos para uso doméstico como combustíveis há muitas décadas e, recentemente, vêm obtendo uma aceitação cada vez maior como aditivos, ou mesmo como substitutos para gasolina em veículos. Algumas das propriedades físicas desses combustíveis são mostradas no quadro seguinte.

Álcool	Densidade a 25°C (g/mL)	Calor de Combustão (kJ/mol)
Metanol (CH <sub>3</sub> OH)	0,79	– 726,0
Etanol (CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH)	0,79	– 1367,0

Dados: Massas molares em g/mol:

H = 1,0; C = 12,0; O = 16,0.

Considere que, em pequenos volumes, o custo de produção de ambos os alcoóis seja o mesmo. Dessa forma, do ponto de vista econômico, é mais vantajoso utilizar

- metanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 22,7 kJ de energia por litro de combustível queimado.
- etanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 29,7 kJ de energia por litro de combustível queimado.
- metanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 17,9 MJ de energia por litro de combustível queimado.
- etanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 23,5 MJ de energia por litro de combustível queimado.
- etanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 33,7 MJ de energia por litro de combustível queimado.

2. A indústria siderúrgica utiliza-se da redução de minério de ferro para obter o ferro fundido, que é empregado na obtenção de aço. A reação de obtenção do ferro fundido é representada pela reação:  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$

A entalpia de reação ( $\Delta H^\circ_r$ ) a 25°C é:

Dados: Entalpia de formação ( $\Delta H^\circ_f$ ) a 25°C, kJ/mol.

$\Delta H^\circ_f$ , kJ/mol.	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Fe	CO	CO <sub>2</sub>
	– 824,2	0	– 110,5	– 393,5

- 24,8 kJ/mol
- 24,8 kJ/mol
- 541,2 kJ/mol

- d)  $-541,2 \text{ kJ/mol}$   
e)  $1328,2 \text{ kJ/mol}$

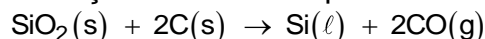
3. O hidrogênio vem sendo considerado um possível substituto dos combustíveis altamente poluentes de origem fóssil, como o dodecano, utilizado na aviação. Sabe-se que, sob condições-padrão, as entalpias de combustão do dodecano e do hidrogênio molecular são respectivamente iguais a  $-7500$  e  $-280 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

A massa de hidrogênio, em gramas, necessária para gerar a mesma quantidade de energia que a gerada por 1 g de dodecano equivale a:

- a) 0,157  
b) 0,315  
c) 0,471  
d) 0,630

4. A areia comum tem como constituinte principal o mineral quartzo ( $\text{SiO}_2$ ), a partir do qual pode ser obtido o silício, que é utilizado na fabricação de *microchips*.

A obtenção do silício para uso na fabricação de processadores envolve uma série de etapas. Na primeira, obtém-se o silício metalúrgico, por reação do óxido com coque, em forno de arco elétrico, à temperatura superior a  $1\,900\text{ }^\circ\text{C}$ . Uma das equações que descreve o processo de obtenção do silício é apresentada a seguir:



Dados:

$$\Delta H_f^0 \text{ SiO}_2 = -910,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^0 \text{ CO} = -110,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

De acordo com as informações do texto, é correto afirmar que o processo descrito para a obtenção do silício metalúrgico corresponde a uma reação

- a) endotérmica e de oxirredução, na qual o  $\text{Si}^{4+}$  é reduzido a Si.  
b) espontânea, na qual ocorre a combustão do carbono.  
c) exotérmica, na qual ocorre a substituição do Si por C.  
d) exotérmica, na qual ocorre a redução do óxido de silício.  
e) endotérmica e de dupla troca.

## Gabarito

### 1. D

Cálculo da energia liberada por litro de metanol:

Massa molar do metanol =  $32 \text{ g.mol}^{-1}$

1 L metanol  $\Rightarrow$  790 g

32 g (metanol) — 726 kJ

790 g (metanol) —  $E_1$

$E_1 = 17923,1 \text{ kJ} = 17,9 \text{ MJ}$

Cálculo da energia liberada por litro de etanol:

Massa molar do etanol =  $46 \text{ g.mol}^{-1}$

1L etanol  $\Rightarrow$  790 g

46 g (etanol) — 1367 kJ

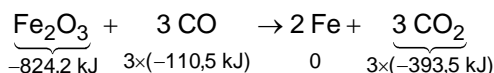
790 g (etanol) —  $E_2$

$E_2 = 23476,7 \text{ kJ} = 23,5 \text{ MJ}$

É mais vantajoso usar o etanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 23,5 MJ de energia por litro de combustível queimado.

### 2. B

Teremos:

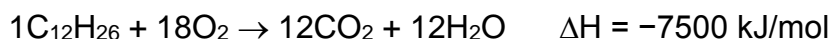


$$\Delta H = [3 \times (-393,5 \text{ kJ}) + 0] - [-824,2 \text{ kJ} + 3(-110,5 \text{ kJ})]$$

$$\Delta H = -24,8 \text{ kJ/mol}$$

### 3. B

Teremos:



$$170 \text{ g} \text{ ----- } 7500 \text{ kJ}$$

$$1 \text{ g} \text{ ----- } x \text{ kJ}$$

$$x = 44,12 \text{ kJ}$$



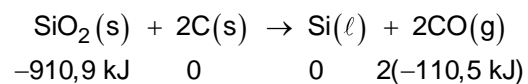
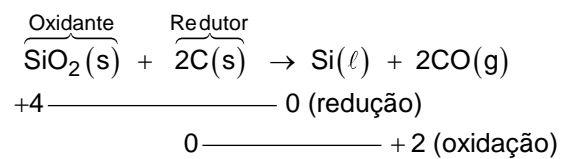
$$2 \text{ g} \text{ ----- } 280 \text{ kJ}$$

$$m \text{ ----- } 44,12 \text{ kJ}$$

$$m = 0,315 \text{ g}$$

### 4. A

Teremos:



$$\Delta H = H_{\text{Produtos}} - H_{\text{Reagentes}}$$

$$\Delta H = 2(-110,5 \text{ kJ}) - (-910,9 \text{ kJ}) = +689,9 \text{ kJ}$$

$\Delta H > 0$ ; a reação é endotérmica.