



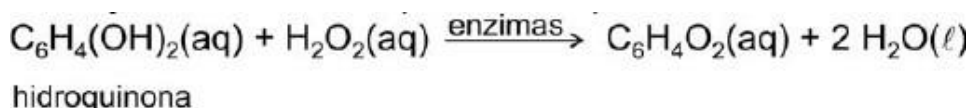
Aluno: Igor Domingos da Silva Mozetic		Prontuário: SP3027422	<b>Nota</b>
Curso: Informática matutino - 213	Ano/Semestre: 2020 / 4º Bimestre.	Data: 02.02.2021	
Avaliação: <b>1ª Lista de Exercícios - QUI</b>	Professores: <b>Gouveia</b>	Código Disciplina: QUI	

## INSTRUÇÕES:

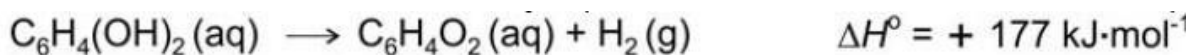
A resposta deve ser acompanhada da linha de raciocínio utilizada na resolução da questão.

### Termoquímica – Lei de Hess, cálculo da variação de entalpia, cálculos químicos aplicados a termoquímica

1. O “besouro bombardeiro” espanta seus predadores, expelindo uma solução quente. Quando ameaçado, em seu organismo ocorre a mistura de soluções aquosas de hidroquinona, peróxido de hidrogênio e enzimas, que promovem uma reação exotérmica, representada por:



O calor envolvido nessa transformação pode ser calculado, considerando-se os processos:

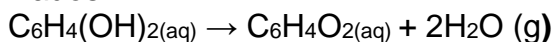


Assim sendo, o calor envolvido na reação que ocorre no organismo do besouro é

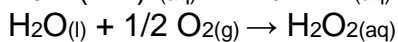
a) - 558 kJ.mol<sup>-1</sup>    **b) - 204 kJ.mol<sup>-1</sup>**    c) + 177 kJ.mol<sup>-1</sup>    d) + 558 kJ.mol<sup>-1</sup>    e) + 585 kJ.mol<sup>-1</sup>

### Resposta:

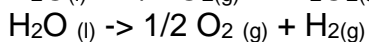
Dados:



$$\Delta H = +177 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

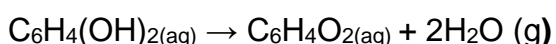


$$\Delta H = + 95 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

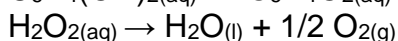


$$\Delta H = + 286 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

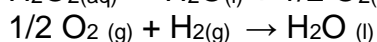
Para tanto, devemos criar um padrão, deixando o H<sub>2</sub>O no lado dos produtos, fazendo com que o ΔH de algumas das reações apresentadas mude e troque o sinal, então:



$$\Delta H = +177 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$



$$\Delta H = - 95 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$



$$\Delta H = - 286 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

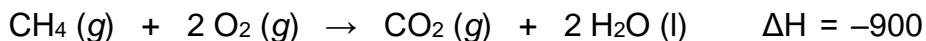
Com isso, agora devemos somar os ΔH e descobrir qual o calor envolvido na reação que ocorre no organismo do besouro:

$$\Delta H = + 177 + ( - 95 ) + ( - 286 ) \rightarrow \Delta H = +177 + ( - 381 ) \rightarrow \Delta H = 204 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}.$$

**Alternativa correta: Letra B.**

2. Com base nos valores aproximados de ΔH para as reações de combustão do metano (gás

natural) e do hidrogênio,

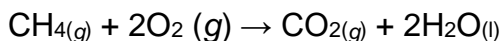


$$\Delta H = -600 \text{ kJ/mol}$$

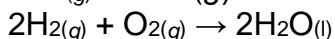
e das massas molares: carbono = 12 g/mol, hidrogênio = 1 g/mol e oxigênio = 16 g/mol, calcule a massa de hidrogênio que fornece, na combustão, energia correspondente a 16 kg de metano.

### Resposta:

Dados:



$$\Delta H = -900 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H = -600 \text{ kJ/mol}$$

Com isso, na primeira equação podemos notar que a massa molar do gás metano é 16g/mol (12 do carbono e 1 de cada hidrogênio, totalizando 4, a soma tem o resultado de 16), ou seja, para combustão de cada 16g ou 1 mol de metano, temos uma energia liberada de -900 kJ/mol, com isso, se fizermos a regra de três:

$$0,016\text{kg de metano} \rightarrow -900\text{kJ/mol} \rightarrow 0,016x = -14.400 \rightarrow x = \frac{-14.400}{0,016} \rightarrow x = -900.000\text{kJ/mol}$$

$$16\text{kg de metano} \rightarrow x$$

Agora analisando a segunda equação, podemos perceber que para a combustão de 4H (4 hidrogênios) temos uma energia liberada de -600kJ/mol, e se realizarmos a regra de três para saber a quantidade de massa liberada para 900.000:

$$4\text{g/mol de hidrogênio} \rightarrow 600\text{kJ/mol} \rightarrow 600x = 3.600.000 \rightarrow x = \frac{3.600.000}{600} \rightarrow x = 6000\text{g ou } 6\text{kg}$$

$$x \rightarrow -900.000\text{kJ/mol}$$

**3. (FEI-SP)** Uma das soluções para o problema do lixo é sua utilização na fabricação de gás metano. Este gás é uma matéria-prima para a produção de gás hidrogênio, representada pela equação:



Determine a entalpia desta reação em kcal, a 25 °C e 1 atm. Dados: Entalpias de formação a 25 °C e 1 atm:

$$\text{CH}_4 (g) = -18,0$$

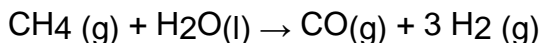
$$\text{kcal H}_2\text{O} (l) = -$$

$$68,4 \text{ kcal CO} (g) =$$

$$-26,4 \text{ kcal}$$

### Resposta:

Dados:



$$\text{CH}_4(g) = -18,0 \text{ kcal}$$

$$\text{H}_2\text{O}(l) = -68,4 \text{ kcal}$$

$$\text{CO}(g) = -26,4 \text{ kcal}$$

Dada as entalpias de formação e o questionamento sendo sobre a entalpia princípio da reação  $\text{CH}_4 (g) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{CO}(g) + 3 \text{H}_2(g)$ , sabemos que para achar o  $\Delta H$  da reação, temos a fórmula:  $\Delta H = H_p - H_r$ . Para tanto, nós sabemos que as entalpias de formação de quase todas as substâncias, a única que falta ser descrita pelo enunciado é o H, porém, como H é um elemento simples, sua entalpia de formação é 0, então se substituirmos na fórmula, temos:

$$\Delta H = ((-18,0 \text{ kcal}) + (-68,4 \text{ kcal})) - ((-26,4 \text{ kcal}) + (3 \cdot 0)) \rightarrow \Delta H = (-86,4 \text{ kcal}) - (-26,4 \text{ kcal}) \rightarrow \Delta H = 60 \text{ kcal/mol}$$

4. (UFF-RJ) A cabeça de palito de fósforo contém uma substância chamada trissulfeto de tetrafósforo. Este composto inflama na presença de oxigênio, ocorrendo, à pressão normal, a liberação de uma quantidade de calor de 3.677 kJ por mol. A reação referente ao processo está representada abaixo:



Calcule a entalpia padrão de formação do  $\text{P}_4\text{S}_3 (\text{s})$ , considerando a seguinte tabela:

Composto	$\Delta H_f^\circ (\text{kJ/mol})$
$\text{P}_4\text{O}_{10} (\text{s})$	- 2.940,0
$\text{SO}_2 (\text{g})$	- 296,8

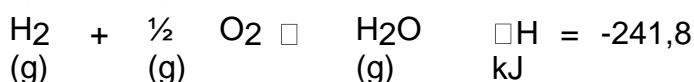
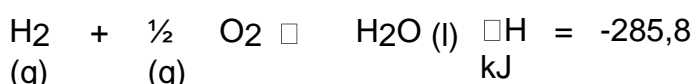
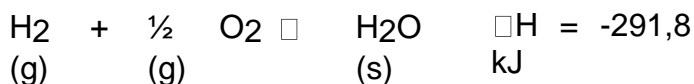
**Resposta:** Dada as entalpias de formação de algumas substâncias e o requerimento da entalpia de formação da substância  $\text{P}_4\text{S}_3 (\text{s})$ , podemos resolver utilizando a seguinte fórmula:  $\Delta H = H_p - H_r$ . Para tanto, nós sabemos que as entalpias de formação de quase todas as substâncias, a única que falta ser descrita pelo enunciado é o O, porém, como O é um elemento simples, sua entalpia de formação é 0, então se substituirmos na fórmula, temos:

$$3.677 \text{ kJ/mol} = (x + (8 \cdot 0 \text{ kJ/mol})) - ((-2.940,0 \text{ kJ/mol}) + (3 \cdot -296,8 \text{ kJ/mol})) \rightarrow$$

$$3.677 \text{ kJ/mol} = x - ((-2.940,0 \text{ kJ/mol}) + (-890,4 \text{ kJ/mol})) \rightarrow 3.677 \text{ kJ/mol} = x - (-3.830,4) \rightarrow$$

$$-x = 3.830,4 - 3.677,0 \rightarrow -x^{-1} = 153,4^{-1} \rightarrow x = -153,4 \text{ kJ/mol.}$$

5. Os seguintes valores de  $\Delta H$  referem-se às três reações equacionadas a seguir, realizadas sob as mesmas condições experimentais.



a) qual é o fator responsável pela diferença observada nos valores de  $\Delta H$ ?

**Resposta:** O fator responsável pela diferença observada nos valores do  $\Delta H$  das três reações acima, é o estado da água, sendo na primeira equação sólido, na segunda líquido e na terceira gasoso.

b) represente, em um mesmo diagrama, os reagentes e produtos dessas reações.

**Resposta:**

