

1- A estequiometria dunha hipotética reacción entre gases é: $A + 3 B \rightarrow 2 C$. ¿Se a reacción é exotérmica a presión constante, a volumen constante desprenderá máis ou menos calor? ¿E se o composto B fose líquido?

$$Q_p = Q_v + \Delta nRT \text{ ou } \Delta H = \Delta U + \Delta nRT, \text{ neste caso } \Delta n = 2 - (1+3) = -2$$

$$Q_v = Q_p - \Delta nRT \Rightarrow \text{como } \Delta n \text{ é negativo podemos poner } Q_v = Q_p + |\Delta n|RT$$

$$\text{Como } Q_p \text{ é negativo podemos poñer } Q_v = -|Q_p| + |\Delta n|RT \Rightarrow |Q_v| < |Q_p|$$

$$\text{Exemplo: } Q_v = -200 + 40 = -160$$

A reacción desprenderá menos calor a volumen cte

Este término sempre é máis pequeno en valor absoluto

b) Se o composto B fose líquido $\Delta n = 2 - 1 = 1 > 0$

$$Q_v = -|Q_p| - |\Delta n|RT \Rightarrow |Q_v| > |Q_p|$$

A reacción desprenderá máis calor a volumen cte

2- Contesta razoadamente as seguintes preguntas:

a) Cando un sistema se expande sen intercambio de calor, ¿a súa enerxía interna aumenta? (no razonamento supoñemos que se expande a $P=\text{cte}$)

b) Nos procesos a volumen constante, ¿é inviable unha reacción exotérmica?

c) Nos procesos isobáricos ¿un aumento no volume do sistema indica que o proceso é endotérmico?

a) $\Delta U = Q + W$; $Q = 0 \Rightarrow \Delta U = W$; $W = -P\Delta V$; se $\Delta V > 0 \Rightarrow W < 0 \Rightarrow \Delta U < 0$
Falsa

b) Nos procesos a $V=\text{cte}$ $\Delta U = Q_v$, os procesos poden ser tanto exotérmicos como endotérmicos! Falsa

c) procesos isobáricos $P=\text{cte}$: $\Delta U = Q + W = Q_p - P\Delta V$; se $\Delta V > 0 \Rightarrow Q_p = \Delta U + P\Delta V$

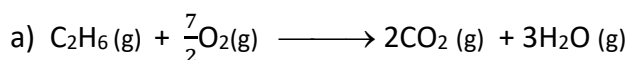
Q_p pode tanto positivo como negativo, depende do signo de ΔU Falsa

3- Un proceso industrial necesita 36200 kJ , que se obteñen queimando, a 25°C e 1 atm de presión, 422 L de unha mezcla de etano e propano. Calcula:

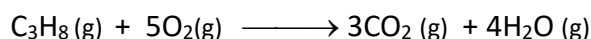
a) A calor de combustión do etano e do propano.

b) A composición molar, en porcentaxe, do gas utilizado.

Datos: entalpías de formación estándar (kJ/mol): $\Delta H^0_f \text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) = -85$; $\Delta H^0_f \text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) = -104$; $\Delta H^0_f \text{CO}_2(\text{g}) = -394$; $\Delta H^0_f \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -286$. **S:** 19% molar de etano e 81% molar de propano



$$\Delta H^0_c \text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) = 2(-394) + 3(-286) - 1(-85) = -1561 \text{ kJ ou } = -1561 \text{ kJ/mol de etano}$$



$$\Delta H^0_c \text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) = 3(-394) + 4(-286) - 1(-104) = -2222 \text{ kJ ou } = -2222 \text{ kJ/mol de propano}$$

b) calculo de moles de etano e propano queimados:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 422}{0,082 \cdot 298} = 17,27 \text{ moles} \Rightarrow n_{\text{etano}} + n_{\text{propano}} = 17,27$$

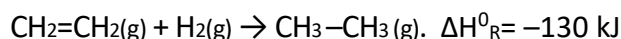
$$-1561 \cdot n_{\text{etano}} - 2222 \cdot n_{\text{propano}} = -36200$$

Resolvemos o sistema e sae: $n_{\text{propano}} = 14 \text{ moles}$; $n_{\text{etano}} = 3,27 \text{ moles}$

$$\% n_{\text{propano}} = \frac{14}{17,27} \cdot 100 = 81\%$$

4- O eteno hidroxénase para dar etano según: $\text{CH}_2=\text{CH}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_3(\text{g})$. $\Delta H^0_R = -130 \text{ kJ}$.

Calcula a enerxía do enlace C=C, se as enerxías de enlaces C-C, H-H e C-H son, respectivamente, 347, 436 e 414 kJ/mol. **S:** 609 kJ/mol



Rómpense: 1 enlace C=C e 1 enlace H-H

Fórmanse: 2 enlaces C-H e 1 enlace C-C

$$\Delta H^0_R = E_{\text{enlaces rotos}} - E_{\text{enlaces formados}} = -130 \text{ kJ}$$

$$1 \cdot 436 + 1 \cdot E_{\text{C}=\text{C}} - (2 \cdot 414 + 1 \cdot 347) = -130$$

$$E_{\text{C}=\text{C}} = -130 + 1175 - 436 = 609 \text{ kJ}$$

Tamén poderíamos considerar esta forma pero en realidade os enlaces que se rompen e se forman son de arriba

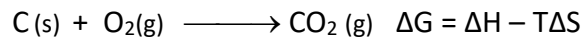
Rómpense: 4 enlaces C-H; 1 enlace C=C e 1 enlace H-H

Fórmanse: 6 enlaces C-H e 1 enlace C-C

5- a) Xustifica se será ou non espontánea a reacción de formación do dióxido de carbono a 25 °C e 1 atm.

b) Calcula a temperatura de equilibrio ($\Delta G=0$) para a citada reacción.

DATOS: $\Delta H_f^0 \text{CO}_2(\text{g}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $S^0 \text{C}(\text{s}) = 5,74 \text{ J/molK}$; $S^0 \text{O}_2(\text{g}) = 205,1 \text{ J/molK}$; $S^0 \text{CO}_2(\text{g}) = 213,7 \text{ J/molK}$



$$\Delta S = 213,7 - (5,74 + 205,1)$$

$$\Delta S = 2,86 \text{ J/mol K} = 2,86 \cdot 10^{-3} \text{ kJ/mol K}$$

$$\Delta G = -393,5 - 298 \cdot 2,86 \cdot 10^{-3} = -394,35 \text{ kJ/mol} \quad \text{Espontánea}$$

$$\text{b) } -393,5 - T \cdot 2,86 \cdot 10^{-3} = 0 \Rightarrow T = \frac{-393,5}{2,86 \cdot 10^{-3}} \quad \text{non ten solución positiva!} \quad \Delta G < 0 \text{ sempre!!}$$