

CENTRO:	Examen adaptado a la PRUEBA DE ACCESO A ESTUDIOS UNIVERSITARIOS (LOE)	Clave 5.1S.BN
	Curso	
	MATERIA: QUÍMICA	

OPCIÓN A

Cuestión 1.-

La entalpía de formación estándar del hexano(líquido) vale -198kJ/mol, si las de formación del CO₂(g) y del H₂O(L) valen respectivamente -392 y -286 kJ/mol. Determine:

- El calor de combustión del octano
- La variación de energía interna en el proceso en condiciones estándar

DATOS: R=8,31 JK⁻¹.mol⁻¹

SOLUCIÓN:

$$C_6H_{14}(L) + 9,5O_2(g) = 6CO_2(g) + 7H_2O(L); \quad \Delta H_c^0 = -4104 \text{ kJ/mol}; \quad \Delta U = \Delta H - RT\Delta n, \quad \Delta n = 6 - 9,5$$

$$\Delta H_f^0 \quad -198 \quad 0 \quad 6(-392) + 7(-286) \quad \Delta U = -4095 \text{ kJ/mol}$$

Cuestión 2.-

- ¿Cómo influye un catalizador en un equilibrio químico
- ¿Y en la velocidad de reacción?

Puntuación máxima por apartado: 1P

SOLUCIÓN:

El catalizador sólo modifica la velocidad de reacción de un proceso químico, ya sea aumentándola (catalizador positivo), ya sea retrasándola (catalizador negativa), al modificar la energía de activación del proceso. Al hacerlo para ambos sentidos de la reacción, no modifica el equilibrio

Cuestión 3.-

Se dispone de una reacción A(g) + B(g) → C(g), y se sabe que si duplicas la concentración de A sin variar B, la velocidad se hace 8 veces mayor, pero si duplicas la concentración B sin modificar A, la velocidad se hace cuádruple.

- ¿Cuál sería el orden parcial y total de la misma?
- Formule la expresión de la velocidad de reacción

SOLUCIÓN:

A partir de la expresión general de la velocidad aplicada a la reacción dada ; $v = k[A]^\alpha [B]^\beta$

Con los datos dados, dividiendo : (2)/(1); $\alpha = \log 8 / \log 2 = 3, 3/1$; $\beta = \log (4) / \log 2 = 2$.

El orden total 3+2=5. Sustituyendo $v = k[A]^3 [B]^2$;

Problema 1.-

Conociendo las entalpías de formación de CO₂ y CO (-394 y -111 kJ/mol respectivamente) y las entropías respectivas de ambos y del oxígeno: (214; 198 y 205 J/K.mol), para la reacción en fase gaseosa $2CO + O_2 \rightleftharpoons 2CO_2$

- ¿Cuál es la variación de energía libre en dicho proceso?.
- ¿Cuál la temperatura de equilibrio?.
- ¿Cuál la constante de equilibrio a esa temperatura?. Supóngase que ΔH y ΔS son constantes con la Tª.

DATOS: R= 8,31 JK⁻¹.mol⁻¹



$$\Delta H^0 \quad -2.111 \quad 0 \quad 2(-394) \quad \Delta H_R = -566 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta S^0 \quad 2.198 \quad 205 \quad 2.214 \quad T \Delta S^0 = 29 T = (\Delta H_R) / \Delta S_R = 3272 \text{ K},$$

$$\text{como } \Delta G = -RT \ln K_p = -514,45 = -0,00831 \cdot 3272 \cdot \ln K_p;$$

$K_p =$

Problema 2.-

En el proceso en equilibrio $2A(g) + 3B(g) \rightleftharpoons 2C(g)$, a 500K, en un recipiente de 10L, la concentraciones iniciales de A y B fueron respectivamente 0,2 y 0,1 moles/L, y en el equilibrio se encontró que el número de moles de C era exactamente el triple de B.

a) Determine las concentraciones en el equilibrio

b) Calcule K_c y K_p

DATOS: $R=0,082 \text{ atm}\cdot\text{L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

	$2A + 3B \rightleftharpoons 2C$		
n/V	0,2	0,1	
n.iniciales	2	1	
reaccionan	2x	x	
n.finales	2-2x	1-3x	2x
	1,73	0,074	0,55

$$2x=3(1-3x) \quad x=0,27$$
$$K_c = \frac{0,0055^2}{0,0074^3 \cdot 0,173^2} = 16591$$
$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$
$$K_p = 16591 \cdot (0,082 \cdot 500)^3 = 0,24$$

OPCIÓN B

Cuestión 1.-

- ¿Qué es la entropía?
- ¿Cómo se evalúa?
- ¿Qué papel desempeña en una reacción química?
- Compare la entropía de un mol de agua en el estado sólido, líquido y gas.

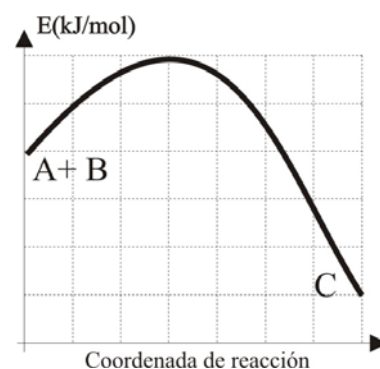
SOLUCIÓN:

La variación de entropía ΔS se define como la energía transferida desde un sistema a los alrededores en forma de calor, en un proceso reversible $= Q/T$. Sin embargo la magnitud de S , mide la tendencia de un sistema al desorden, mediante la relación de Boltzmann $S = k \ln W$, siendo W el número de estados diferentes que puede tomar una determinada sustancia al disponer sus átomos para la misma energía molecular. Se evalúa a través de la primera fórmula, en J/K. Es importante en los procesos químicos irreversibles, ya que en ellos siempre aumenta. En los considerados reversibles (equilibrios), predice el sentido de la evolución espontánea de un sistema, de forma que aumente.

Cuestión 2.-

Dada la reacción entre $A+B \rightleftharpoons C(g)$, a 500K cuya variación energética viene dada por la gráfica adjunta en kJ/mol (cada cuadrado 2 unidades en el S.I). Indique:

- Si la reacción es exergónica o endergónica
- Si la reacción es exotérmica o endotérmica, indicando la energía en cada caso
- La energía de activación necesaria para que se efectúe
- La fracción del nº de moléculas que la posee



SOLUCIÓN:

Observando la gráfica se deduce que: la reacción es exergónica ya que la flecha así lo indica $\Delta G^0 < 0$

Reacción exotérmica concertada, con $E_A = 4 \text{ kJ/mol}$, y

$\Delta H_R = -6 \text{ kJ/mol}$, el factor de Boltzmann para estas condiciones vale $n/N_T = e^{-E_A/RT} = 0,38$, el 38,3%.

Cuestión 3

En el equilibrio químico: $\text{BaCO}_3(s) \rightleftharpoons \text{BaO}(s) + \text{CO}_2(g)$, $\Delta H > 0$. En qué sentido se desplazaría si:

- Aumenta la presión.
- Se enfría.

Cómo variaría K_p si:

- Aumenta el volumen.
- Disminuye la temperatura

SOLUCIÓN:

Se trata de un equilibrio heterogéneo, por lo tanto sólo se deberán tener en cuenta las moléculas gaseosas, a efectos de variables de presión y volumen y de una reacción endotérmica. Por lo tanto al aplicar el Principio de Le Chatelier.

Si $P >$ (aumenta) \leftarrow ; Si $Q <$, (recibe menos calor), se desplaza \leftarrow
 K_p no varía con V , si $T <$, como es endotérmica, $K_p <$

Problema 1.-

En una vasija de 10 litros se introducen 4 moles de pentacloruro de fósforo(g) y se cierra herméticamente. Se calienta hasta 500K, aumentando la presión debido a la disociación térmica, en tricloruro de fósforo y cloro, hasta alcanzar en el equilibrio 20 atm.

- Calcule el grado de disociación del pentacloruro de fósforo
- Determine K_p .
- Si la presión se duplica ¿variaría el grado de disociación?. En caso positivo ¿cuánto valdría?.

SOLUCIÓN

$\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$			
n.iniciales	n		
reaccionan	n α		
n finales	n(1- α)	n α	n α
frac.molar	$\frac{1-\alpha}{1+\alpha}$	$\frac{\alpha}{1+\alpha}$	$\frac{\alpha}{1+\alpha}$
pres.parcial.	$\left(\frac{1-\alpha}{1+\alpha}\right)P$	$\left(\frac{\alpha}{1+\alpha}\right)P$	$\left(\frac{\alpha}{1+\alpha}\right)P$

$$\Sigma = n(1+\alpha)$$

$$PV = n(1+\alpha)RT$$

$$20.10 = 4(1+\alpha)0,082.500$$

$$\alpha = 0,22$$

$$K_p = \frac{p_{\text{PCl}_3} p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{PCl}_5}} = \frac{P\alpha^2}{(1-\alpha)(1+\alpha)}$$

$$K_p = \frac{P\alpha^2}{1-\alpha^2} = \frac{20\alpha^2}{1-\alpha^2} = 1,012$$

Cambio de condiciones $P_2 = 40\text{atm}$

$$1,012 = \frac{40\alpha_2^2}{1-\alpha_2^2} \quad \alpha_2 = 0,16$$

Problema 2.-

Un calorímetro con capacidad calorífica de 0,7 kJ/K, contiene 0,700kg de agua. En su interior hay 2,7g de propanol en exceso de oxígeno. Se provoca la ignición eléctricamente formándose por combustión completa dióxido de carbono gas y agua líquida. Si la temperatura aumenta en 25°C,

- Formule la reacción de combustión y calcule el ΔH_c^0 para el propanol(L) en kJ/mol.
- Si las entalpías de formación del CO₂(g) y del agua líquida son respectivamente: -393,5 y -285,8 kJ/mol, determine la entalpía de formación del propanol.

DATOS: C=12, O=16, H=1. Calor específico del agua=4,17 kJ /kg °C

SOLUCIÓN

$$Qd = mce \Delta t + K \Delta t = 0,7 \text{kJ/K} * 25 \text{K} + 0,7 \text{kg} * 4,17 \text{kJ/kg}^\circ\text{C} * 25^\circ\text{C} = 17,5 + 72,92 = 90,42 \text{kJ};$$

$$n = 2,7 \text{g} / 60 \text{g/mol} = 0,045.$$



$$\Delta H_c^0 = -2009 \text{kJ/mol} = \Delta H_f^0 \text{ productos} - \Delta H_f^0 \text{ reaccionantes}$$

$$\Delta H_f^0 = -2009 - (3 * -393,5) - (4 * -285,8) = -314,44 \text{kJ/mol}$$