

2º C-D - BACHILLERATO - QUÍMICA - 2ª evaluación - (22-marzo-2010)

CRITERIOS GENERALES DE EVALUACIÓN.

La calificación máxima la alcanzarán aquellos ejercicios que, además de bien resueltos, estén bien explicados y argumentados, cuidando la sintaxis y la ortografía y utilizando correctamente el lenguaje científico, las relaciones entre las cantidades físicas, símbolos, unidades, etc.

DATOS GENERALES.

Los valores de las constantes de equilibrio que aparecen en los problemas deben entenderse que hacen referencia a presiones expresadas en atmósferas y concentraciones expresadas en mol.L⁻¹. Constantes universales:

$$N_A = 6,0221 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} \quad \text{Constante de Rydberg para el H} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

$$u = 1,6605 \times 10^{-27} \text{ kg} \quad 1 \text{ atm} = 1,0133 \times 10^5 \text{ N m}^{-2}$$

$$e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C} \quad R = 8,3145 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$$

- 1º** - Indicar si la reacción de oxidación del monóxido de nitrógeno : $2 \text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NO}_{2(g)}$ es o no espontánea en condiciones estándar. Justificar la respuesta. ¿A qué temperatura el proceso se encontrará en equilibrio?
DATOS: ΔH_f para $\text{NO}_{(g)}$ y $\text{NO}_{2(g)}$: 90,3 y 33,2 kJ/mol, respectivamente;
 ΔS : para $\text{NO}_{(g)}$, $\text{O}_{2(g)}$ y $\text{NO}_{2(g)}$: 210,6; 205,0 y 239,9 J/molºK, respectivamente
- 2º** - Las plantas verdes sintetizan glucosa mediante la siguiente reacción de fotosíntesis:
 $6 \text{CO}_{2(g)} + 6 \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(s) + 6 \text{O}_{2(g)}$; $\Delta H^\circ = 2813 \text{ KJ}$
A) Calcule la energía necesaria para obtener 1 g de glucosa.
B) Calcule la entalpía de formación de la glucosa si las entalpías de formación del dióxido de carbono gaseoso y del agua líquida son, respectivamente: - 393,5 KJ/mol y - 285,5 KJ/mol
- 3º** - Una molécula de $\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$ se disocia espontáneamente en dos moléculas de $\text{NO}_{2(g)}$. Las masas atómicas del N y O son respectivamente 14 y 16 y $K_p = 111$ a 150ºC. Con estos datos, calcule: a) El número de moles de cada uno de los gases ($\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$ y $\text{NO}_{2(g)}$) en el equilibrio, si el peso total de la mezcla es de 184 gramos y la presión total es de 3 atm. b) El volumen ocupado por la mezcla de gases.
- 4º** - A 25ºC la constante de equilibrio de la reacción: $\text{NH}_4\text{HS}_{(s)} \rightleftharpoons \text{NH}_3(g) + \text{H}_2\text{S}_{(g)}$ es $1,84 \cdot 10^{-4}$
A) Calcular las concentraciones de los compuestos gaseosos cuando se alcanza el equilibrio en un recipiente cerrado que contiene un exceso de NH_4HS sólido.
B) Indique razonadamente cómo afectará a este equilibrio un aumento de Presión. ¿Y la adición de 2 moles de N_2 a dicho recipiente?
- 5º** - Dados los elementos, A (número atómico 20) y B (número atómico 35):
- Escribir la configuración electrónica de ambos.
- Indicar cuál es el más electronegativo y cuál el más oxidante. ¿Por qué?
- Si A y B se combinasen uno con otro, ¿qué tipo de enlace existiría entre ellos?, ¿cuál sería la fórmula del compuesto que formarían?
- Dicho compuesto, ¿sería sólido, líquido o gas en condiciones normales de temperatura y presión? ¿Por qué?

SOLUCIONES

- 1º** - Indicar si la reacción de oxidación del monóxido de nitrógeno : $2 \text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NO}_{2(g)}$ es o no espontánea en condiciones estándar. Justificar la respuesta. ¿A qué temperatura el proceso se encontrará en equilibrio?
DATOS: ΔH_f para $\text{NO}_{(g)}$ y $\text{NO}_{2(g)}$: 90,3 y 33,2 kJ/mol, respectivamente;
 ΔS : para $\text{NO}_{(g)}$, $\text{O}_{2(g)}$ y $\text{NO}_{2(g)}$: 210,6; 205,0 y 239,9 J/molºK, respectivamente

RESOLUCIÓN

La espontaneidad de una reacción viene dada por el valor de la Energía Libre de Gibbs de la misma, siendo espontánea cuando se cumple que $\Delta G < 0$

El valor de esta energía Libre se determina por la expresión: $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$. Los valores de ambas variables son:

$$\Delta H = \Delta H_{\text{PRODUCTOS}} - \Delta H_{\text{REACTIVOS}} = 2 \cdot \Delta H_{\text{NO}_2} - 2 \cdot \Delta H_{\text{NO}} = 2 \cdot 33,2 - 2 \cdot 90,3 = - 114,24 \text{ KJ}$$

$$\Delta S = \Delta S_{\text{PRODUCTOS}} - \Delta S_{\text{REACTIVOS}} = 2 \cdot \Delta S_{\text{NO}_2} - \Delta S_{\text{O}_2} - 2 \cdot \Delta S_{\text{NO}} = 2 \cdot 239,9 - 205,0 - 2 \cdot 210,6 = - 146,4 \text{ J}^\circ\text{K}$$

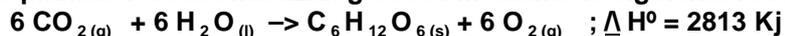
de donde: $\Delta G = -114240 - 298 \cdot (-146,4) = - 114240 + 43627,2 = - 70612,8 \text{ j}$ por lo que al ser menor de 0, nos indica que el proceso es espontáneo.

Para que el proceso se encuentre en equilibrio, ha de cumplirse que $\Delta G = 0$, por lo que:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S; \quad 0 = - 114240 - T \cdot (- 146,4) : \quad T = \frac{114240}{146,4} ; \quad T = 780,3 \text{ K} = 507,3^\circ\text{C}$$

A esta temperatura el proceso se encontrará en equilibrio

2º - Las plantas verdes sintetizan glucosa mediante la siguiente reacción de fotosíntesis:



A) Calcule la energía necesaria para obtener 1 g de glucosa.

B) Calcule la entalpía de formación de la glucosa si las entalpías de formación del dióxido de carbono gaseoso y del agua líquida son, respectivamente: - 393,5 KJ/mol y - 285,5 KJ/mol

RESOLUCIÓN

a) Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción, resulta:

$6 \text{CO}_{2(g)}$	+	$6 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	\rightarrow	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(s)}$	+	$6 \text{O}_{2(g)}$	$\Delta H^\circ = 2813 \text{ KJ}$
				1 mol = 180 g			2813 KJ
				1 g			x

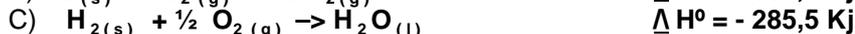
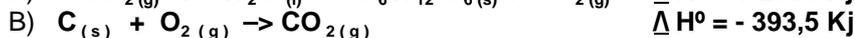
$$x = \frac{1,2813}{180} = 15,63 \text{ kJ se}$$

necesitan para obtener 1 g de glucosa

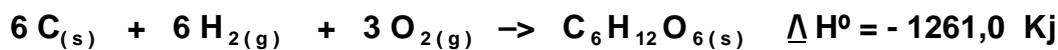
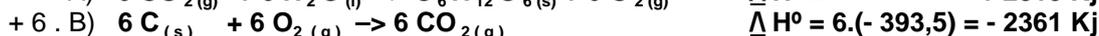
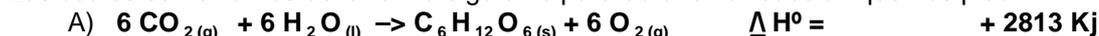
B) La reacción de formación de la glucosa, cuya entalpía tenemos que obtener, es:



Las reacciones cuyas entalpías conocemos son: la que nos dan y las de formación del dióxido de carbono y agua, que son:



Las cuales combinamos de la forma siguiente para obtener la reacción que nos piden:



Que es la entalpía normal de formación de la glucosa: $\Delta H^\circ = - 1261,0 \text{ KJ/mol}$

3º -Una molécula de $\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$ se disocia espontáneamente en dos moléculas de $\text{NO}_{2(g)}$. Las masas atómicas del N y O son respectivamente 14 y 16 y $K_p = 111$ a 150°C . Con estos datos, calcule: a) El número de moles de cada uno de los gases ($\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$ y $\text{NO}_{2(g)}$) en el equilibrio, si el peso total de la mezcla es de 184 gramos y la presión total es de 3 atm. b) El volumen ocupado por la mezcla de gases.

RESOLUCIÓN

La reacción de este equilibrio es: $\text{N}_2\text{O}_{4(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(g)}$

Si la masa total en el equilibrio es de 184 g, también lo será al principio, de acuerdo con la Ley de Lavoisier de conservación de la masa, por lo que el número de moles de N_2O_4 ($P_m = 92$) antes de disociarse será:

$$n = \frac{g}{P_m} = \frac{184}{92} = 2 \text{ moles iniciales de } \text{N}_2\text{O}_4, \text{ por tanto, el equilibrio será:}$$

	$\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$	\rightleftharpoons	$2 \text{NO}_{2(g)}$
Moles Iniciales	2		---
Moles en el equilibrio	$2 - x$		$2 \cdot x$

Siendo $x = \text{N}^\circ$ de moles de N_2O_4 disociadas

El número total de moles en el equilibrio es: $(2 - x) + 2 \cdot x = 2 + x$

En este caso nos dan el valor de $K_p = 111$, y la expresión de esta constante es: $K_p = \frac{(P_{\text{NO}_2})^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}}$

Por otra parte sabemos que la presión parcial de un gas componente de una mezcla de gases, de acuerdo con la Ley de las presiones parciales de Dalton, es: $P_i = P_{\text{TOTAL}} \cdot X_i$, por lo que las presiones parciales de los dos gases que intervienen en el equilibrio, será:

$P_{NO_2} = 3 \cdot \frac{2x}{2+x}$ y $P_{N_2O_4} = \frac{2-x}{2+x}$, las cuales sustituimos en la expresión de la constante K_p , y nos

$$\text{quedará: } K_p = \frac{(P_{NO_2})^2}{P_{N_2O_4}} \implies 111 = \frac{\left(3 \cdot \frac{2x}{2+x}\right)^2}{3 \cdot \frac{2-x}{2+x}} \implies 111 = \frac{3^2 \cdot \frac{4x^2}{(2+x)^2}}{3 \cdot \frac{2-x}{2+x}} \implies 111 = \frac{3.4x^2}{(2-x)(2+x)}$$

$$\implies 111 = \frac{12x^2}{4-x^2} \implies 111(4-x^2) = 12x^2 \implies 444 - 111x^2 = 12x^2 \implies 444 = 123x^2 \implies$$

$$x = \sqrt{\frac{444}{123}} \implies \mathbf{x = 1,90}$$
, y con este valor calculamos el número de moles de cada gas en el equilibrio:

$NO_2 \implies n = 2x = 2 \cdot 1,90 = \mathbf{3,80 \text{ moles de } NO_2 \text{ en el equilibrio}}$

$N_2O_4 \implies n = 2 - x = 2 - 1,90 = \mathbf{0,10 \text{ moles de } N_2O_4 \text{ en el equilibrio}}$

El volumen del recipiente se determina aplicando la ecuación general de los gases al número total de moles en el equilibrio $(2+x)$ y con la Presión total (3 atm) a la temperatura del equilibrio ($150^\circ C = 423 K$):

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \implies 3 \cdot V = (3,80 + 0,10) \cdot 0,082 \cdot 423; \mathbf{V_{TOTAL} = 45,09 \text{ litros}}$$

4º A $25^\circ C$ la constante de equilibrio de la reacción: $NH_4HS_{(s)} \rightleftharpoons NH_{3(g)} + H_2S_{(g)}$ es $1,84 \cdot 10^{-4}$

A) Calcular las concentraciones de los compuestos gaseosos cuando se alcanza el equilibrio en un recipiente cerrado que contiene un exceso de NH_4HS .

B) Indique razonadamente cómo afectará a este equilibrio un aumento de Presión. ¿Y la adición de 2 moles de N_2 a dicho recipiente?

RESOLUCIÓN

Al tratarse de un equilibrio heterogéneo, la expresión de la constante de equilibrio solamente incluye las sustancias gaseosas, y, para este caso concreto es:

$$K_c = [NH_3] \cdot [H_2S]$$

Si tenemos en cuenta la estequiometría de la reacción vemos que se formará la misma cantidad de NH_3 que de H_2S , por lo que se cumplirá que:

$$[NH_3] = [H_2S] \text{ y así podemos poner que: } K_c = [NH_3]^2 \text{ por lo que al sustituir } K_c \text{ por su valor:}$$

$$1,84 \cdot 10^{-4} = [NH_3]^2 \text{ y así: } [NH_3] = \sqrt{1,84 \cdot 10^{-4}} = 0,0136 \text{ mol/l}$$

por tanto: $\mathbf{[NH_3] = [H_2S] = 0,0136 \text{ mol/litro}}$

De acuerdo con el principio de Le Chatelier, "Las modificaciones introducidas en un equilibrio químico harán que éste se desplace en el sentido que se contrarreste la modificación introducida", si aumentamos la presión, el equilibrio se desplazará hacia el miembro en el cual exista menor número de moles de gas.

Para este equilibrio concreto vemos que en los reactivos no existen moles de gas (el reactivo es un sólido), mientras que los dos productos de la reacción son gases, por lo que el aumento de la presión desplazará al equilibrio hacia la izquierda (hacia los reactivos) por lo que NO favorecerá la descomposición del $(NH_4)_2S$.

Por su parte, la introducción de Nitrógeno en el recipiente, dado que éste no interviene en la expresión de la constante de equilibrio, NO INFLUIRÁ EN EL MISMO.

5º Dados los elementos, A (número atómico 20) y B (número atómico 35):

- Escribir la configuración electrónica de ambos.
- Indicar cuál es el más electronegativo y cuál el más oxidante. ¿Por qué?
- Si A y B se combinaran uno con otro, ¿qué tipo de enlace existiría entre ellos?, ¿cuál sería la fórmula del compuesto que formarían?
- Dicho compuesto, ¿sería sólido, líquido o gas en condiciones normales de temperatura y presión? ¿Por qué?

RESOLUCIÓN

Las configuraciones electrónicas de ambos elementos son:

A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ Se trata del CALCIO

B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ Se trata del BROMO

El más electronegativo y también el más oxidante es el B (Bromo) ya que tiene 7 electrones en su última capa y tiene gran tendencia a ganar un electrón para adquirir la configuración del gas noble siguiente, mientras que en el caso del elemento A (Calcio), para adquirir la configuración electrónica de un gas noble tiende a perder sus dos electrones de la última capa; se trata pues de un elemento con electronegatividad baja.

El enlace que formarían ambos sería IÓNICO, ya que se trata de un enlace entre dos átomos de electronegatividad muy diferente, y el compuesto iónico que formarían, sería **sólido**.

La fórmula del mismo se obtiene teniendo en cuenta que el elemento B tiene tendencia a perder dos electrones, por lo que su número de oxidación sería +2, mientras que el elemento A tiene tendencia a ganar un electrón, por lo que su número de oxidación será -1; de esta forma, la fórmula del compuesto que formarían estos dos elementos es: **AB₂ (CaBr₂)**