

## QUIMICA 2º BACH - Recup. 2ª EVALUACION - 14-ABRIL-2009

1º- En un recipiente de 2 litros de capacidad que contiene amoníaco gas a una presión de 0,5 atm y una temperatura de 27°C se introducen 5,1 gramos de hidrógenosulfuro de amonio sólido.

Determinar la composición en el equilibrio así como las presiones parciales de todos los gases, teniendo en cuenta que  $K_p = 0,11$  para el equilibrio:



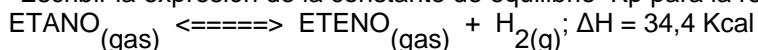
2º- Se introducen en un recipiente de 1 litro de capacidad 0,030 moles de tetraóxido de dinitrógeno. Se calienta a 45°C con lo que la presión total se eleva a 1,50 atm ya que se produce la disociación del tetraóxido de dinitrógeno en dióxido de nitrógeno.

Determinar los valores de las constantes de equilibrio  $K_p$  y  $K_c$ . así como el grado de disociación.

3º- Determinar la entalpía de descomposición del carbonato de calcio en óxido de calcio y dióxido de carbono si sus entalpías normales de formación son, respectivamente: - 288,5; - 151,9 y - 94,1 Kcal/mol.

¿Qué cantidad de calor será necesaria para descomponer 1 Tm de este carbonato de calcio.

4º- Escribir la expresión de la constante de equilibrio  $K_p$  para la reacción:



Indique razonadamente en qué sentido se desplazará este equilibrio en los casos siguientes:

- Si se aumenta la temperatura.
- Si se disminuye la presión total.
- Si se aumenta la presión parcial del hidrógeno,

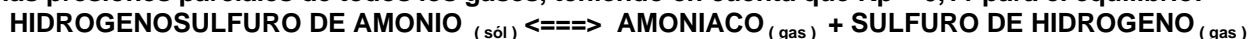
5º- Explique la naturaleza del enlace de hidrógeno e indique al menos dos compuestos que lo presenten, dibujando el esquema de este enlace de hidrógeno.

DATOS: Pesos atómicos: H=1; N=14; S=32; O = 16 ; C = 12 ; Ca = 40

### SOLUCIONES

En un recipiente de 2 litros de capacidad que contiene amoníaco gas a una presión de 0,5 atm y una temperatura de 32°C se introducen 5,1 gramos de hidrogenosulfuro de amonio sólido.

Determinar el valor de la constante  $K_c$  para este equilibrio, así como la composición en el equilibrio y las presiones parciales de todos los gases, teniendo en cuenta que  $K_p = 0,11$  para el equilibrio:



### RESOLUCIÓN

Se calcula el número de moles de cada reactivo que tenemos inicialmente, en el caso del amoníaco mediante la ecuación general de los gases ideales, y en el caso del hidrogenosulfuro de amonio partiendo de su peso molecular:

**NH<sub>3</sub>** :  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ :  $0,5 \cdot 2 = n \cdot 0,082 \cdot 305$  ;  $n = 0,040$  moles de amoníaco gas existentes en el recipiente

**NH<sub>4</sub>HS** :  $n = \frac{5,1}{51} = 0,10$  moles de NH<sub>4</sub>HS . De todas maneras, teniendo en cuenta que se trata de un

equilibrio heterogéneo, las cantidades de este compuesto no intervienen en la expresión de la constante de equilibrio, por lo que únicamente son necesarias para tener en cuenta que no se pueden descomponer más de 0,1 moles, que son las que introducimos en el recipiente.

El equilibrio que tiene lugar es:

	<b>NH<sub>4</sub>HS (SÓLIDO)</b>	$\rightleftharpoons$	<b>NH<sub>3</sub> (GAS)</b>	+	<b>H<sub>2</sub>S (GAS)</b>
Cantidades iniciales	0,10 moles		0,040 moles		----
Cant. en el equilibrio	(0,10 - X) moles		(0,040 + X) moles		X moles

Siendo X = nº de moles de NH<sub>4</sub>HS que se descomponen, las cuales, dada la estequiometría del equilibrio son también el nº de moles de NH<sub>3</sub> y de H<sub>2</sub>S que se forman.

Para poder determinar la composición en el equilibrio, necesitamos calcular el valor de  $K_c$ , el cual determinamos partiendo del valor de  $K_p$  mediante la relación existente entre ambas constantes, teniendo en cuenta que dado que en el valor de la constante de equilibrio solamente intervienen las sustancias gaseosas, la variación del número de moles en el transcurso de esta reacción estequiométrica es:  $\Delta u = 1 + 1 - 0 = 2$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta u} \implies K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{1+1} \implies 0,11 = K_c \cdot (0,082 \cdot 305)^2; \quad K_c = \frac{0,11}{(0,082 \cdot 305)^2};$$

$$\mathbf{K_c = 1,76 \cdot 10^{-4}}$$

Con el valor de esta constante  $K_c$  ya podemos determinar la composición en el equilibrio sin más que utilizar la

expresión que nos da esta constante:

$$K_c = [\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_2\text{S}]; \quad 1,76 \cdot 10^{-4} = \frac{0,040 + x}{2} \cdot \frac{x}{2}$$

resuelve:  $x^2 + 0,040 \cdot x - 7 \cdot 10^{-4} = 0$ ; y obtenemos:

**$x = 0,0132$  moles de  $\text{NH}_4\text{HS}$  que se descomponen y de  $\text{NH}_3$  y de  $\text{H}_2\text{S}$  que se forman.**

Por tanto, la composición en el equilibrio es:

**$\text{NH}_4\text{HS}$** : permanece en estado sólido, y quedan:  $0,1 - 0,0132 = 0,0868$  moles

**$\text{NH}_3$** : tendremos:  $0,040 - 0,0132 = 0,0532$  moles,

y su presión parcial, que calculamos mediante la ecuación general de los gases con el volumen total del recipiente, será:  $P \cdot 2 = 0,0532 \cdot 0,082 \cdot 305$ ;  **$P_{\text{NH}_3} = 0,665$  atm**

**$\text{H}_2\text{S}$** :  **$0,0132$  moles**; y su presión parcial, que calculamos de la misma forma, será:  $P \cdot 2 = 0,0132 \cdot 0,082 \cdot 305$ ;

$$\mathbf{P_{H_2S} = 0,165 \text{ atm}}$$

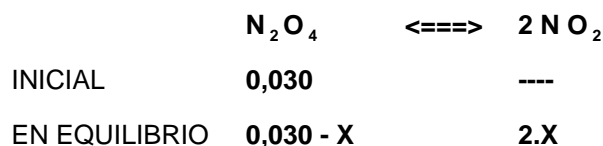
---

2º - Se introducen en un recipiente de 1 litro de capacidad 0,030 moles de tetraóxido de dinitrógeno. Se calienta a 45°C con lo que la presión total se eleva a 1,50 atm ya que se produce la disociación del tetraóxido de dinitrógeno en dióxido de nitrógeno.

Determinar los valores de las constantes de equilibrio  $K_p$  y  $K_c$ , así como el grado de disociación.

RESOLUCIÓN:

La cantidad inicial que ponemos de  $\text{N}_2\text{O}_4$  nos la dan y son 0,030 moles, por lo que el equilibrio nos queda:



Siendo "X" el número de moles de  $\text{N}_2\text{O}_4$  que se disocian; por lo que se formarán 2.X moles de  $\text{NO}_2$

Dado que conocemos la presión total en el equilibrio, podremos calcular el número total de moles de gas en el equilibrio aplicando la ecuación general de los gases, aunque este número total de moles es también igual a:  $n_{\text{TOTAL}} = 0,030 - X + 2 \cdot X = 0,030 + X$

1,5 · 1 = (0,030 + X) · 0,082 · 318  $\Rightarrow X = 0,0275$  moles de  $\text{N}_2\text{O}_4$  que se disocian  
y así:

por lo que el número de moles de cada especie presentes en el equilibrio son:

$\text{N}_2\text{O}_4$ :  $0,030 - X = 0,030 - 0,0275 = 0,0025$  moles de  $\text{N}_2\text{O}_4$  en el equilibrio

$\text{NO}_2$ :  $2 \cdot X = 2 \cdot 0,0275 = 0,055$  moles de  $\text{NO}_2$  en el equilibrio

La constante de equilibrio es:  $K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$ ;  $K_c = \frac{\left[\frac{0,055}{1}\right]^2}{\left[\frac{0,025}{1}\right]}$ ;  **$K_c = 1,21$**

El valor de  $K_p$  lo obtenemos a partir de la fórmula que nos da la relación entre ambas constantes:

$$K_p = K_c(R \cdot T)^{\Delta n} \Rightarrow K_p = 1,21 \cdot (0,082 \cdot 318)^1; \mathbf{K_p = 31,55}$$

y el grado de disociación se calcula teniendo en cuenta que de la cantidad inicial de  $\text{N}_2\text{O}_4$  (0,030 moles) se han disociado 0,0275 moles:

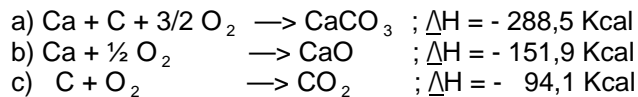
$$\left. \begin{array}{l} 0,030 \text{ moles } \text{N}_2\text{O}_4 \text{ --- } 0,0275 \text{ moles disociadas} \\ 1 \text{ mol } \text{-----} \alpha \end{array} \right\} \alpha = 0,917 (91,7\%)$$

Determinar la entalpía de descomposición del carbonato de calcio en óxido de calcio y dióxido de carbono si sus entalpías normales de formación son, respectivamente: - 288,5; - 151,9 y - 94,1 Kcal/mol.

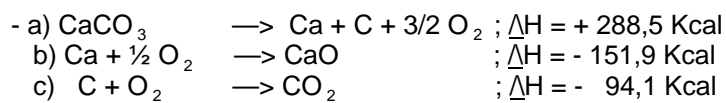
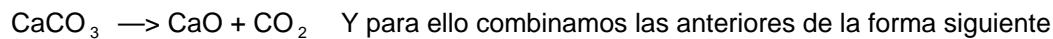
¿Qué cantidad de calor será necesaria para descomponer 1 Tm de este carbonato de calcio.

#### RESOLUCIÓN

Las reacciones de formación cuyos datos nos dan son:



La reacción que tenemos que obtener; la descomposición térmica del carbonato de calcio, es:



Para calcular la cantidad de calor necesaria para descomponer 1 Tm de carbonato de calcio, le aplicamos la estequiometría de esta reacción, teniendo en cuenta que para descomponer 1 mol (100 g, que es su masa molecular) se necesitan 42,5 Kcal:

$$\left. \begin{array}{l} 100\text{g de CaCO}_3 \text{ --- } 42,5\text{Kcal} \\ 10^6 \text{ g} \text{-----} \text{X} \end{array} \right\} \text{X} = 42500 \text{ Kcal son necesarias}$$