

**EQUILIBRIO QUÍMICO****EJERCICIOS Y PROBLEMAS RESUELTOS**

1.- Se ha realizado la reacción  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$  varias veces, con distintas cantidades, siempre a 134 °C. Una vez alcanzado el equilibrio las concentraciones de las dos sustancias en cada muestra fueron:

muestra n°	1	2	3
$[\text{N}_2\text{O}_4]/(\text{moles/l})$	0,29	0,05	-
$[\text{NO}_2]/(\text{moles/l})$	0,74	-	0,3

Completar la tabla. **R// 0,3074 mol/l 0,04762 mol/l**

Hay que tener en cuenta que la  $K_c$  es una constante, para cada ecuación de equilibrio, que sólo depende de la temperatura, luego:

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \Rightarrow K_c = \frac{0,74^2}{0,29} = 1,89 \text{ mol/l} \quad \text{de donde:}$$

$$1,89 = \frac{[\text{NO}_2]^2}{0,05} \Rightarrow [\text{NO}_2] = 0,304 \text{ M} \quad 1,89 = \frac{0,3^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \Rightarrow [\text{N}_2\text{O}_4] = 0,04762 \text{ M}$$

2.-A 327°C la  $K_c = 77 \text{ M}^{-2}$  para el proceso:  $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$ , hallar la  $K_p$  a esa misma temperatura, para:  $4\text{NH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{N}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2(\text{g})$  **R//996,11 atm<sup>4</sup>**

Sea  $K_{c1}$  la correspondiente al primer proceso y  $K_{c2}$  al segundo, sus expresiones son:

$$K_{c1} = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3} \quad K_{c2} = \frac{[\text{N}_2]^2 \cdot [\text{H}_2]^6}{[\text{NH}_3]^4} \Rightarrow K_{c2} = (K_{c1})^{-2} \Rightarrow K_c = \left(\frac{1}{77}\right)^2 = 1,7 \cdot 10^{-4} \text{ M}^4$$

$$K_{p2} = K_{c2} \cdot (\text{R} \cdot \text{T})^{\Delta n} = 1,7 \cdot 10^{-4} (0,082 (273 + 327))^{(6+2-4)} = 996,11 \text{ atm}^4$$

3.- La constante de equilibrio para:  $\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{COCl}_2(\text{g})$  es  $K_c = 5 (\text{mol/l})^{-1}$  a cierta temperatura. Se tienen las siguientes mezclas en respectivos recipientes, todos de un litro:

a)	b)	c)
5 mol de $\text{Cl}_2$	2 mol de $\text{Cl}_2$	1 mol de $\text{Cl}_2$
2 mol de CO	2 mol de CO	1 mol de CO
20 mol $\text{COCl}_2$	20 mol $\text{COCl}_2$	6 mol $\text{COCl}_2$

¿Está cada uno de estos sistemas en equilibrio? Si no, ¿en qué sentido evolucionarán?

**R// a) Sentido directo b) Equilibrio c) Sentido inverso**

Expresión de la  $K_c$  para el equilibrio:  $\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{COCl}_2(\text{g})$

$$K_c = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{Cl}_2][\text{CO}]} = 5 \text{ lit/mol}$$

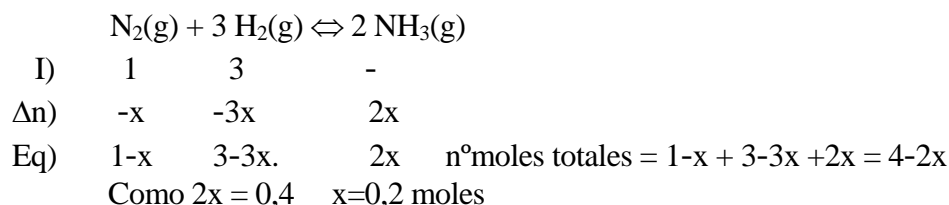
a)  $\frac{20}{5 \cdot 2} = 2 < 5 \Rightarrow$  Desplazamiento en sentido directo

b)  $\frac{20}{2 \cdot 2} = 5 \Rightarrow$  Sistema en equilibrio

c)  $\frac{6}{1 \cdot 1} = 6 > 5 \Rightarrow$  Desplazamiento en el sentido inverso

4.- A 270°C se mezclan 1 mol de N<sub>2</sub> y 3 moles de H<sub>2</sub>, al llegar al equilibrio, se han formado 0,4 moles de NH<sub>3</sub>, y la presión es de 10 atm. Hallar: a) los moles de cada gas y la presión parcial de cada gas, en el equilibrio. b) K<sub>p</sub> para la reacción N<sub>2</sub>(g) + 3H<sub>2</sub>(g) <====> 2NH<sub>3</sub>(g) a 270°C

**R// a) 0,8 moles, 2,4 moles, 0,4 moles, 2,22 atm, 6,66 atm, 1,11 atm. b) 1,88.10<sup>-3</sup> atm<sup>-2</sup>**



a) 1-0,2 = 0,8 moles N<sub>2</sub>    3-0,6 = 2,4 moles H<sub>2</sub>    0,4 moles NH<sub>3</sub>  
 El número de moles totales = 4-0,4 = 3,6

$$p(i) = \frac{n^\circ \text{ moles del gas}(i)}{n^\circ \text{ moles totales}} \cdot P_{\text{Total}} \Rightarrow p(\text{N}_2) = \frac{0,8}{3,6} \cdot 10 = 2,22 \text{ atm.} \quad p(\text{H}_2) = \frac{2,4}{3,6} \cdot 10 = 6,66 \text{ atm.}$$

$$p(\text{NH}_3) = \frac{0,4}{3,6} \cdot 10 = 1,11 \text{ atm.}$$

$$b) K_p = \frac{1,11^2}{2,22 \cdot 6,66^3} = 1,88 \cdot 10^{-3} \text{ atm}^{-2}$$

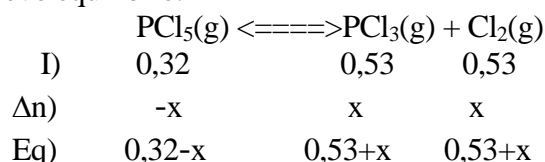
5.- La K<sub>c</sub> = 4,1 · 10<sup>-2</sup> moles/l, para: PCl<sub>5</sub> <====> PCl<sub>3</sub> + Cl<sub>2</sub>. En un reactor se pone PCl<sub>5</sub>. Al llegar al equilibrio hay 0,53 moles de Cl<sub>2</sub> y 0,32 moles de PCl<sub>5</sub>. ¿Cuál es el volumen del reactor?. Si se reduce a la mitad el volumen ¿cuál es la composición del gas en equilibrio?. **R// 21,4 lit 0,42 0,43 0,43 moles**

Inicialmente sólo hay PCl<sub>5</sub> que al descomponerse formará los mismos moles de PCl<sub>3</sub> y de Cl<sub>2</sub>, luego en el equilibrio tendremos: 0,32 moles de PCl<sub>5</sub>, 0,53 moles de Cl<sub>2</sub> y 0,53 moles de PCl<sub>3</sub>

$$K_c = \frac{\frac{0,53}{V} \cdot \frac{0,53}{V}}{\frac{0,32}{V}} = \frac{0,878}{V} = 0,041 \text{ mol/lit} \Rightarrow V = 21,4 \text{ lit}$$

b) Según el principio de Le Chatelier, una disminución del volumen (a T=cte), hará que el proceso evolucione en el sentido de aumento del número de moles estequiométricos (sentido inverso).

En efecto, cuando se alcance el nuevo equilibrio.



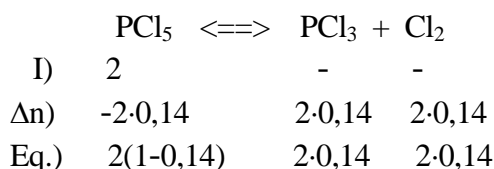
$$b) 0,041 = \frac{\left(\frac{0,53+x}{V}\right)^2}{\frac{0,32-x}{V}} \Rightarrow x = -0,1 \text{ moles}$$

$$0,32 + 0,1 = 0,42 \text{ moles PCl}_5 \quad \text{moles de Cl}_2 = \text{moles PCl}_3 = 0,53 - 0,1 = 0,43$$

**6.-** A 500 K el  $\text{PCl}_5$  se descompone en un 14% según la ecuación  $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ . Si en un recipiente de 2 litros ponemos 2 moles de pentacloruro de fósforo y calentamos hasta  $500^\circ\text{C}$  Hallar  $K_c$  para la reacción a esa temperatura. **R// 0,0228 mol/lit**

Sea “ $\alpha$ ” el grado de descomposición, es decir, los moles que se descomponen de cada mol inicial, por tanto si  $\alpha$  es el 14%, significa que:  $\alpha = 0,14$

$$\frac{\text{n}^\circ \text{ moles que reaccionan}}{\text{n}^\circ \text{ moles iniciales}} \Rightarrow \alpha = \frac{x}{n_0} \quad x = \alpha \cdot n_0$$



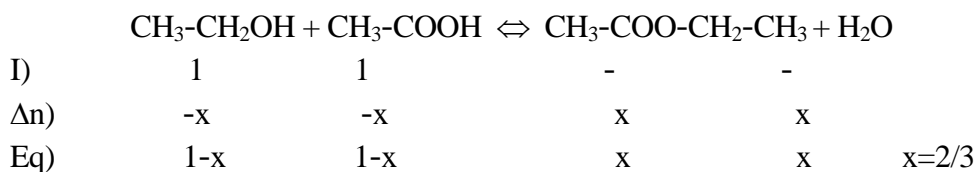
$$[\text{PCl}_5] = \frac{2(1-0,14)}{2} = 0,86\text{M} \quad [\text{PCl}_3] = [\text{Cl}_2] = \frac{2 \cdot 0,14}{2} = 0,14\text{M} \Rightarrow K_c = \frac{0,14 \cdot 0,14}{0,86} = 0,0228\text{M}$$

**7.-** Si 1 mol de etanol se mezcla con 1 mol de ácido acético a  $25^\circ\text{C}$ , la mezcla en equilibrio contiene  $2/3$  moles del éster acetato de etilo. Se pide:

a)  $K_c$  para:  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} + \text{CH}_3\text{-COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

b) Al mezclar 3 moles de etanol y 1 mol de ácido acético ¿Cuántos moles de éster hay en el equilibrio? **R//  $K_c=4$**

**0,9 moles**



$$\text{a) } K_c = \frac{\frac{2/3}{V} \cdot \frac{2/3}{V}}{\frac{1/3}{V} \cdot \frac{1/3}{V}} = 4$$

$$\text{b) } 4 = \frac{x \cdot x}{(3-x)(1-x)} \Rightarrow 3x^2 - 16x + 12 = 0 \Rightarrow x = 0,9 \text{ moles de éster}$$

**8.-** Sea el equilibrio:  $\text{Xe}(\text{g}) + 2\text{F}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{XeF}_4(\text{g}) \quad \Delta H = -218 \text{ kJ/mol}$ . Explicar en que sentido evoluciona el equilibrio si: 1) Aumenta el volumen total, a  $T=\text{cte}$ . 2) Si disminuye la temperatura, a  $V=\text{cte}$ . 3) Se añade  $\text{Xe}(\text{g})$  a volumen constante. 4) Disminuye la presión total (a  $T=\text{cte}$ ).

**R// 1) y 4) Sentido inverso 2) y 3) Sentido directo.**

Por aplicación del Principio de Le Chatelier:

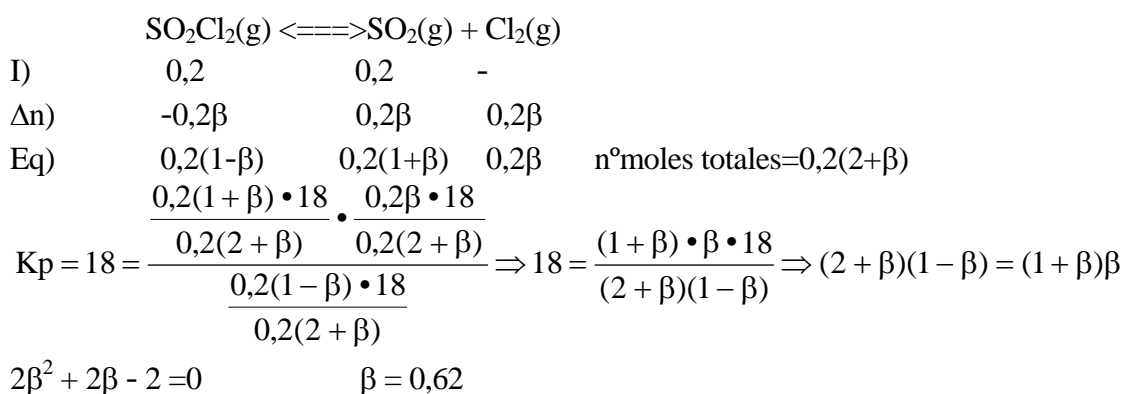
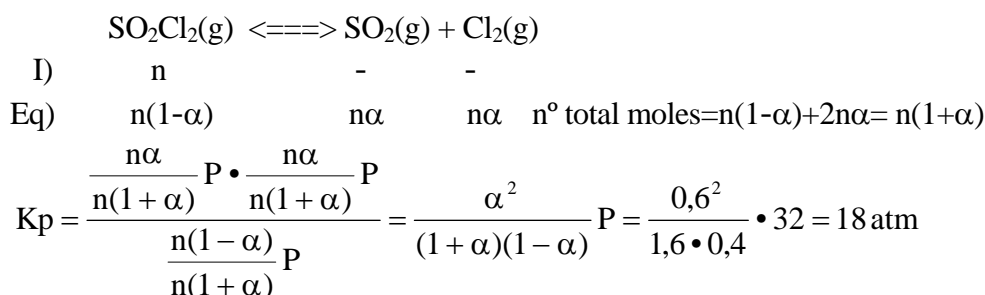
1) Un aumento de volumen total favorecerá el sentido en el que aumenten el número de moles de los gases, como en la reacción por cada mol de gas que se forma se gastan tres de los reaccionantes, mientras que en la reacción inversa ocurre lo contrario, la evolución se producirá **SEGÚN LA REACCIÓN INVERSA**.

2) Una disminución de la temperatura favorece el sentido **EXOTÉRMICO**, como la reacción directa es exotérmica, ya que  $\Delta H < 0$ , la evolución será según **PROCESO DIRECTO**.

3) Una adición de cualquier reactivo del equilibrio, provoca una evolución que tiende a “minimizar” el aumento provocado por la adición, es decir, el sistema evolucionará en el sentido que consume ese reactivo, en nuestro caso la evolución será según el SENTIDO DIRECTO.

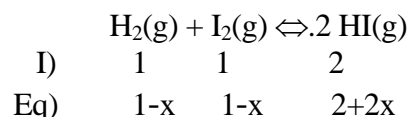
4) Es el mismo caso que el del primer apartado, ya que un aumento de volumen a T=cte. implica una disminución de la presión (ley de Boyle).

**9.-** A 400 K, el equilibrio:  $\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$  se establece cuando se ha disociado el 60% del  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$  y la presión es de 32 atm. Hallar  $K_p$ . Si inicialmente hay 0,2 moles de  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$  y 0,2 moles de  $\text{SO}_2$  Hallar el grado de disociación a 18 atm. **R//18 atm**  
**0,62**



**10.-** Para la reacción  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$ ,  $K = 50$  a 450 °C. En un reactor de 1 litro se introducen 1 mol de  $\text{H}_2$ , 1 mol de  $\text{I}_2$  y 2 moles de HI. a) ¿En qué sentido se producirá la reacción?  
b) Hallar los moles de cada gas en el equilibrio. **R// En sentido directo 3,12 0,44 y 0,44 moles**

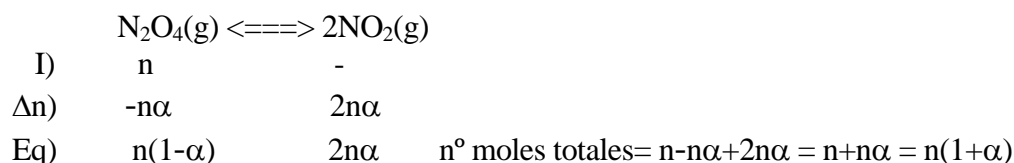
$$\frac{2^2}{1 \cdot 1} = 4 < 50 \quad \text{El sistema evoluciona según el proceso directo}$$



$$K_c = 50 = \frac{\left(\frac{2+2x}{V}\right)^2}{\left(\frac{1-x}{V}\right)^2} \Rightarrow 50 = \frac{4(1+x)^2}{(1-x)^2} \Rightarrow \sqrt{50} = \frac{2(1+x)}{1-x} \Rightarrow x = 0,56 \text{ moles}$$

$$n^\circ \text{ moles de H}_2 = n^\circ \text{ moles I}_2 = 0,44 \quad n^\circ \text{ moles HI} = 3,12$$

**11.-** A 134°C,  $K_p = 66$  atm para:  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$ . Se ponen  $n$  moles de  $\text{N}_2\text{O}_4$  en un reactor y se alcanza el equilibrio a 134°C y 1 atm de presión. Hallar el grado de disociación del  $\text{N}_2\text{O}_4$  **R// 0,97**



Las presiones parciales serán:  $p_1 = \frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} \cdot 1 = \frac{1-\alpha}{1+\alpha}$   $p_2 = \frac{2n\alpha}{n(1+\alpha)} \cdot 1 = \frac{2\alpha}{1+\alpha}$

$$K_p = \frac{\left(\frac{2\alpha}{1+\alpha}\right)^2}{\frac{1-\alpha}{1+\alpha}} = \frac{4\alpha^2}{(1+\alpha)(1-\alpha)} \Rightarrow 66 = \frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2} \Rightarrow \alpha = 0,97$$

**12.-** A 500K,  $K_p = 67$  para:  $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{HCl}(\text{g}) + \text{NH}_3(\text{g})$  En un recipiente cerrado de 500 ml ponemos 0,4 moles de  $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$ . Cuando se alcance el equilibrio: A) Hallar los moles de cada sustancia. B) Si a 500K ponemos, en el recipiente cerrado 0,1 moles de  $\text{NH}_3(\text{g})$  y 0,1 moles de  $\text{HCl}(\text{g})$ , hallar las presiones parciales de cada gas y la presión total, cuando se alcance el nuevo equilibrio **R//0,1 moles 0,1 moles 0,3 moles, 8,2 atm 8,2 atm 16,4 atm**

A) Sea "x" el n° moles de cloruro de amonio que se descomponen:



Como nos dan el volumen 500 ml = 0,5 litros, nos conviene hallar  $K_c$  :

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} \quad 67 = K_c \cdot (0,082 \cdot 500)^2 \quad K_c = 0,04 \text{ M}^2$$

$$K_c = [\text{HCl}] \cdot [\text{NH}_3] \Rightarrow 0,04 = \frac{x}{0,5} \cdot \frac{x}{0,5} \Rightarrow x = 0,1 \text{ moles}$$

$$n^\circ \text{ moles HCl} = n^\circ \text{ moles NH}_3 = 0,1 \quad n^\circ \text{ moles NH}_4\text{Cl} = 0,4 - 0,1 = 0,3$$

B) Observar que:

1) Por no variar la temperatura la constante seguirá siendo la misma:  $K_c = 0,04 \text{ M}^2$ .

2) Por no variar el volumen, ya que es el mismo recipiente,  $V = 0,5$  litros

Al añadir el mismo número de moles de cada producto, con lo que inicialmente para el segundo equilibrio habrían 0,3 moles de  $\text{HCl}(\text{g})$  y de  $\text{NH}_3(\text{g})$ , el Principio de Le Chatelier nos dice que el sistema evolucionará según el proceso inverso hasta llegar a un nuevo equilibrio, en el que deberá haber necesariamente 0,1 mol de  $\text{HCl}$  y 0,1 mol de amoníaco, para que  $K_c$  siga siendo  $0,04 \text{ M}^2$ .

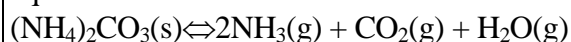
Presiones parciales:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad p \cdot 0,5 = 0,1 \cdot 0,082 \cdot 500 \quad p = 8,2 \text{ atm.} \Rightarrow P_T = 2 \cdot 8,2 = 16,4 \text{ atm}$$

Este segundo apartado puede plantearse teniendo en cuenta que las presiones parciales (p) en el equilibrio son iguales::

$$K_p = p \cdot p \quad 67 = p^2 \quad p = 8,2 \text{ atm.}$$

**13.-**A unos 500°C el carbonato amónico se descompone térmicamente según la reacción de equilibrio:



Hallar  $K_p$ , a esa temperatura, si la presión total en el equilibrio es de 2,8 atm **R//0,96 atm<sup>4</sup>**

Se trata de un equilibrio heterogéneo, por tanto la expresión de  $K_p$  sólo dependerá de las presiones parciales de las sustancias gaseosas:

$$K_p = P_{\text{CO}_2} \cdot P_{\text{H}_2\text{O}} \cdot P_{\text{NH}_3}^2$$

Según la ecuación del equilibrio por cada 1 mol de  $\text{CO}_2(\text{g})$  que se produzca, se obtendrá 1 mol de vapor de agua y 2 moles de amoníaco.

De la ecuación de los gases,  $P \cdot V = nRT$ , se deduce que la presión de un gas y el n° de moles del mismo son directamente proporcionales, en las mismas condiciones. Por tanto:

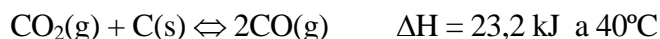
Sea “p” la presión parcial del  $\text{CO}_2$  en el equilibrio, la presión parcial del vapor de agua también será “p” y la presión parcial del amoníaco será “2·p”, sustituyendo:

$$K_p = p \cdot p \cdot (2p)^2 = 4 \cdot p^4$$

La presión total de una mezcla de gases es la suma de las presiones parciales:

$$P_T = p + p + 2p = 4p \Rightarrow 2,8 = 4p \Rightarrow p = 0,7 \text{ atm} \Rightarrow K_p = 4 \cdot 0,7^4 = 0,96 \text{ atm}^4$$

**14.-** La reducción del dióxido de carbono a monóxido de carbono, con carbono al rojo, es un proceso de equilibrio:



Explicar como se modifica la cantidad de  $\text{CO}(\text{g})$  si:

- Disminuimos la presión total
- Disminuimos la presión parcial de  $\text{CO}_2(\text{g})$
- Añadimos más  $\text{C}(\text{s})$
- Calentamos hasta 70°C. ¿Qué le ocurriría a  $K_c$  y a  $K_p$  en cada caso?.

Aplicamos el P. De Le Chatelier:

(a) Una disminución de la presión total favorece el sentido en el que aumente el n° moles de los gases, luego el sistema evolucionará según el proceso directo, y aumentará el  $\text{CO}(\text{g})$

(b) Al disminuir presión parcial de uno de los gases, el sistema evolucionará en el sentido en el que se produzca ese componente, que por ser en este caso el  $\text{CO}_2(\text{g})$ , el sentido será el del proceso inverso y la cantidad de  $\text{CO}(\text{g})$  disminuirá.

(c) La adición de  $\text{C}(\text{s})$  no modifica el equilibrio, es decir, la cantidad de  $\text{CO}(\text{g})$  no cambia.

(d) Un aumento de la temperatura favorece el proceso endotérmico, como en este caso el proceso directo es endotérmico ( $\Delta H > 0$ ), al calentar aumentará el  $\text{CO}(\text{g})$

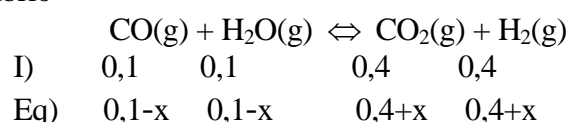
Tanto  $K_c$  como  $K_p$  sólo dependen de la temperatura luego sólo se modificarán cuando varíe la temperatura, es decir, en el caso (d).

En un equilibrio en el que el proceso directo es endotérmico un aumento de temperatura provoca un aumento de la constante de equilibrio, por lo que al calentar aumentarán  $K_p$  y  $K_c$

**15.-** La composición de equilibrio para la reacción  $\text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)}$  es: 0,1 0,1 0,4 y 0,1 moles, respectivamente, en un matraz de 1 litro. Se añaden a la mezcla en equilibrio (sin modificar el volumen) 0,3 moles de  $\text{H}_2$ . Hallar la nueva concentración de CO una vez restablecido el equilibrio. **R// 0,167 mol/lit**

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} = \frac{0,4 \cdot 0,1}{0,1 \cdot 0,1} = 4$$

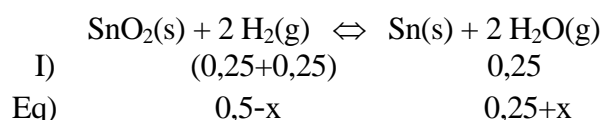
Con la adición de 0,3 moles de hidrógeno, las concentraciones ya no están en equilibrio. El sistema evolucionará, según el principio de Le Chatelier, consumiendo hidrógeno, hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio



$$4 = \frac{(0,4+x)(0,4+x)}{(0,1-x)(0,1-x)} \Rightarrow 2 = \frac{0,4+x}{0,1-x} \Rightarrow x = -0,066 \Rightarrow [\text{CO}] = 0,1 + 0,066 = 0,166 \text{ M}$$

**16.-** El  $\text{SnO}_2\text{(s)}$  reacciona con hidrógeno según:  $\text{SnO}_2\text{(s)} + 2\text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{Sn(s)} + 2\text{H}_2\text{O(g)}$ . Si los reactivos se calientan en un recipiente cerrado a 500 °C, se llega al equilibrio con unas concentraciones de  $\text{H}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$  de 0,25 moles·l<sup>-1</sup>, de cada uno. a) Se añade 0,25 moles de  $\text{H}_2$  al recipiente, ¿Cuáles serán las concentraciones de  $\text{H}_2\text{O}$  e  $\text{H}_2$  cuando se restablezca el equilibrio? b) ¿Pueden encontrarse en equilibrio un mol de  $\text{H}_2$  y dos moles de  $\text{H}_2\text{O}$  a la misma temperatura? Justifica la respuesta. **R// a)0,375 mol/lit 0,375 mol/lit b) No**

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{H}_2]^2} = \frac{0,25^2}{0,25^2} = 1$$



$$K = 1 = \frac{(0,25+x)^2}{(0,5-x)^2} \Rightarrow x = 0,125 \text{ M}$$

Concentraciones:

$$[\text{H}_2] = 0,5 - 0,125 = 0,375 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = 0,25 + 0,125 = 0,375 \text{ M}$$

Si la  $K=1$ , sólo puede haber equilibrio cuando hayan los mismos moles de hidrógeno y de vapor de agua, por tanto no pueden estar en equilibrio 1 mol de hidrógeno y 2 moles de vapor de agua.

**EJERCICIOS Y PROBLEMAS PROPUESTOS**

17.- A 634K la reacción  $2 \text{H}_2\text{S}(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{S}_2(\text{g})$  alcanza el equilibrio cuando hay 1 mol de  $\text{H}_2\text{S}$ ; 0,2 moles de  $\text{H}_2$  y 0,8 moles de  $\text{S}_2$  en un reactor de 2 litros. Hallar a)  $K_c$  a 634K. b) A la misma temperatura y en un reactor igual, hay 0,1 moles de  $\text{H}_2$  y 0,4 moles de  $\text{S}_2$ , en equilibrio con  $\text{H}_2\text{S}$  ¿Cuántas moles de  $\text{H}_2\text{S}$  habrá en la mezcla? **R// 0,016 mol/l 0,3535 moles**

18.- En las ecuaciones: 1)  $\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$  2)  $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$   
3)  $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$ . Escribir la relación entre  $K_c$  y  $K_p$  para cada una.

19.- Un matraz contiene una mezcla de  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2$  y  $\text{NH}_3$  en equilibrio a la presión total de 2,8 atm, la presión parcial del  $\text{H}_2$  es 0,4 atm y la del  $\text{N}_2$ , 0,8 atm. Calcula  $K_p$  para la reacción en fase gaseosa  $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$  a la temperatura de la mezcla. **R// 50 atm<sup>-2</sup>**

20.- La siguiente mezcla es un sistema en equilibrio: 3,6 moles de hidrógeno, 13,5 moles de nitrógeno y 1 mol de amoníaco a una presión total de 2 atm y a una temperatura de 25 °C. Se pide:  
a) la presión parcial de cada gas; b)  $K_c$  y  $K_p$  para la reacción  $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$  a 25 °C. **R// 0,11 atm 1,492 atm 0,3978 atm 0,13 atm<sup>-2</sup> 77,62 (mol/l)<sup>-2</sup>**

21.- Se mezclan 0,84 moles de  $\text{PCl}_5(\text{g})$  y 0,18 moles de  $\text{PCl}_3(\text{g})$  en un reactor de 1 litro. Cuando se alcanza el equilibrio existen 0,72 moles de  $\text{PCl}_5(\text{g})$ . Calcula  $K_c$  a la temperatura del sistema para la reacción  $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ . **R//0,05 mol/lit**

22.- Reaccionan 46 g de yodo y 1 g de hidrógeno a 450 °C, la mezcla en equilibrio contiene 1,9 g de yodo. Hallar: a) moles de cada gas en el equilibrio; b)  $K_c$  para  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$  (Ar: I=127 H=1) **R// a)0,00748moles, 0,326moles, 0,347moles b)49,152**

23.- Se produce la reacción:  $\text{Xe}(\text{g}) + 2\text{F}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{XeF}_4(\text{g})$

Se mezclan 0,4 moles de  $\text{Xe}(\text{g})$  con 0,8 moles de  $\text{F}_2(\text{g})$ , en un matraz de 2 lit. Cuando se alcanza el equilibrio, el 60 % del  $\text{Xe}(\text{g})$  se ha convertido en  $\text{XeF}_4(\text{g})$ . Hallar  $K_c$ .

Si se mezclan 0,4 moles de  $\text{Xe}(\text{g})$  con “n” moles de  $\text{F}_2(\text{g})$  en el mismo matraz. Al alcanzar el equilibrio, el 75 % del  $\text{Xe}$  se ha convertido en  $\text{XeF}_4(\text{g})$ . Hallar el valor de “n”.

**R//58,6 (mol/l)<sup>-2</sup> n=1,0525 moles**

24.- La constante de equilibrio para la reacción  $\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$  es 4 a cierta temperatura. Se introducen 0,6 moles de  $\text{CO}$  y 0,6 moles de vapor de agua en un recipiente de 2 litros a esa temperatura. Hallar la concentración de  $\text{CO}_2$  en el equilibrio. **R// 0,2 moles/litro**

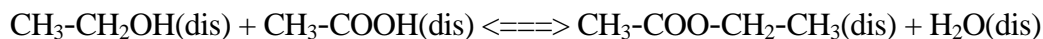
25.- La reacción  $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{CH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}(\text{CH}_3)_3(\text{g})$  tiene una constante de equilibrio de 2,5 a cierta temperatura. Si inicialmente se introduce 1 mol de butano y 0,2 moles de metil-propano, calcula el porcentaje de butano que se convierte en metilpropano. **R// 65,7%**

26.- Un recipiente contiene una mezcla en equilibrio según la reacción:

$\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ . Las concentraciones de equilibrio son 0,2 0,1 y 0,4 moles/l, respectivamente. Se añade, sin modificar el volumen, 0,1 moles de  $\text{Cl}_2$ . Calcula la concentración de  $\text{PCl}_5$  cuando de nuevo se alcance el equilibrio. **R// 0,2127 mol/lit**

27.- A 20°C, la constante de equilibrio es igual a 4 para el proceso:





Hallar las cantidades de reactivos que se han de mezclar, en proporción estequiométrica, para obtener 1 mol de acetato de etilo. **R// 1,5 moles**

**28.-** Al calentar óxido de mercurio(II) se descompone reversiblemente en Hg(g) y O<sub>2</sub>(g). Cuando esta operación se realiza en recipiente cerrado, en el que previamente se ha hecho el vacío, se alcanza una presión total en el equilibrio de 150 mm Hg a 400 °C. Hallar el valor de K<sub>p</sub> a dicha temperatura para la reacción  $2\text{HgO}(\text{s}) = 2\text{Hg}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$  **R//1,14.10<sup>-3</sup> atm<sup>3</sup>**

**29.-** En un reactor cerrado se pone carbamato de amonio que se descompone según la reacción:  $\text{NH}_4(\text{NH}_2\text{-COO})(\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$ . Una vez alcanzado el equilibrio a 20 °C, la presión en el reactor ha aumentado en 0,08 atm. Hallar K<sub>c</sub> para dicha reacción. **R// 5,47.10<sup>-9</sup> M<sup>3</sup>**

**30.-** A 1000 °C la presión de CO<sub>2</sub> en equilibrio con CaO y CaCO<sub>3</sub> es 0,039 atm a) Determina K<sub>p</sub> para la reacción  $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$ ; b) sí se introduce CaCO<sub>3</sub> en un recipiente que contiene CO<sub>2</sub> a una presión de 0,05 atm ¿se produce reacción?; c) ¿cuál será la presión final?; d) ¿Y si la presión del CO<sub>2</sub> en el recipiente fuera de 0,01 atm?.

**R// 0,039 atm. en todos los casos.**

**31.-** El sulfato de hierro(II) se descompone según:  $2\text{FeSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{SO}_2(\text{g}) + \text{SO}_3(\text{g})$ . Cuando se realiza la descomposición a 929°C en un recipiente cerrado, inicialmente vacío, la presión en el equilibrio es 0,9 atm. Determinar: a) K<sub>p</sub> a dicha temperatura; b) la presión en el equilibrio si el FeSO<sub>4</sub> se introduce en un matraz a 929 °C que contiene inicialmente SO<sub>2</sub>(g) a una presión de 0,6 atm. **R//0,2025 atm<sup>2</sup> 1,0816 atm**

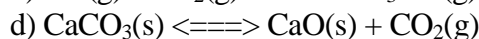
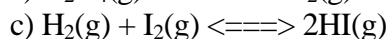
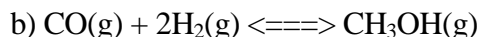
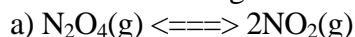
**32.-** En los equilibrios: a)  $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$  b)  $\text{C}(\text{graf}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{CO}(\text{g})$ . ¿En qué sentido se producirá reacción si a volumen cte.: 1) añadimos CO<sub>2</sub>; 2) eliminamos CO<sub>2</sub>?.

**R//(1.a)inverso (1.b)directo (2.a)directo (2.b)inverso**

**33.-** En un cilindro provisto de un pistón se tiene la reacción:  $\text{COCl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ , que contiene en el equilibrio las cantidades siguientes: 20 mol de COCl<sub>2</sub>, 2 mol de CO y 2 mol de Cl<sub>2</sub>, en un volumen de 1 litro a) predice en qué sentido se producirá reacción si se disminuye el volumen a la mitad b) calcula la composición de la mezcla cuando de nuevo se alcance el equilibrio.

**R// a)Inverso b)20,566 1,434 1,434 moles**

**34.-** Cuál será el efecto de aumentar la presión (disminuir el volumen) a temperatura constante en cada uno de los siguientes equilibrios:

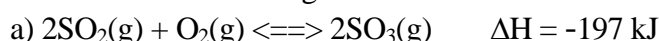


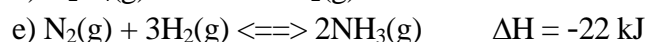
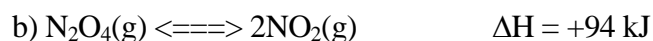
**R// Favorecer la reacción: a)inversa b)directa c)no influye d)inversa**

**35.-** En el equilibrio:  $\text{C}(\text{s}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_4(\text{g})$  ΔH° = -75 kJ. Predecir cómo se modificará el equilibrio cuando se realicen los siguientes cambios: a) disminución de la temperatura; b) adición de C(s); c) disminución de la presión de H<sub>2</sub>; d) disminución del volumen de la vasija de reacción.

**R// a)Sentido directo b)No influye c)Sentido inverso d)Sentido directo**

**36.-** Considera las siguientes reacciones:





¿ En qué sentido irá la reacción si, una vez alcanzado el equilibrio, se eleva la temperatura a  $V=\text{cte}.$ ?

**R// a)inverso b)directo c)inverso**

**37.-** Cuando el cloruro amónico se calienta a  $275 \text{ }^\circ\text{C}$  en un recipiente cerrado de 1 litro, se descompone alcanzándose el equilibrio:  $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{HCl}(\text{g}) + \text{NH}_3(\text{g})$  en el que  $K_p = 1,04 \cdot 10^{-2} \text{ atm}^2$ . En un matraz cerrado se ponen 0,98 gramos de cloruro amónico y se alcanza el equilibrio a  $275^\circ\text{C}$ . Hallar la cantidad del cloruro amónico que quedará sin descomponer en el equilibrio.  
(Ar: Cl=35,45 N=14 H=1) **R// 0,8587 g**

**38.-** En la obtención del ácido sulfúrico, una etapa importante es la oxidación del dióxido de azufre para dar el trióxido de azufre según la reacción:  $\text{SO}_2(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g}) \quad \Delta H^\circ = -88,6 \text{ kJ}$ . a) ¿Cómo se modificará el equilibrio al elevar la temperatura?. b) ¿Cambiará la constante de equilibrio? c) ¿Qué sucederá si se duplica el volumen de la vasija de reacción?.

**R// a y c)Se favorece el proceso inverso b)Disminuye**

**39.-** En el equilibrio:  $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2 \text{SO}_3(\text{g}) \quad \Delta H^\circ = -197 \text{ kJ}$ .

Indicar cómo variará la concentración de  $\text{SO}_3$ : a) al pasar de  $25 \text{ }^\circ\text{C}$  a  $500 \text{ }^\circ\text{C}$ . b) Al aumentar la presión total del sistema (a  $T=\text{cte}$ ). c) al añadir un catalizador. d) al reducir el volumen del recipiente a la mitad. e) al añadir un gas inerte **R// a)Disminuye b)Aumenta c)no varía d)Aumenta e)no varía**

**40.-** El hidrogenosulfuro de amonio se descompone según el proceso:



En un reactor con  $\text{NH}_3(\text{g})$  a una presión de 0,5 atm, se añaden 5 gramos de  $\text{NH}_4\text{HS}(\text{s})$ . Cuando se alcance el equilibrio, hallar: a) la presión total del gas que llenará el reactor. b) la fracción molar de cada uno de los gases. c) ¿Cuál hubiera sido el resultado si ponemos 10 g de  $\text{NH}_4\text{HS}(\text{s})$  en vez de 5 g?. **R// a)0,83 atm b)0,8 y 0,2 c)el mismo**

**41.-** A 600 K se pone en un matraz 1 mol de  $\text{CO}_2(\text{g})$  y C(s) en exceso, la presión total en el interior del matraz es de 1 atm. Al alcanzar el equilibrio a 600 K, la presión total en el matraz es 1,5 atm. Hallar  $K_p$  a 600 K para el equilibrio  $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{C}(\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{CO}(\text{g})$  y los moles de  $\text{CO}_2$  y CO presentes en el equilibrio. **R// 2 atm 0,5 moles y 1 mol**

**42.-** Analizada una muestra de un gas encerrado en un recipiente de a 600 K que se encontraba en equilibrio, se observó que estaba formada por amoníaco, nitrógeno e hidrógeno en concentraciones  $5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ , 0,02M y 0,02M, respectivamente. Obtener los valores de las constantes de equilibrio  $K_p$  y  $K_c$  para:  $3\text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$ . **R//  $6,45 \cdot 10^{-4} \text{ atm}^{-2}$  1,56  $\text{M}^{-2}$**

**43.-** A  $233^\circ\text{C}$  se tiene el proceso:  $\text{SO}_2(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g}) + \text{NO}(\text{g})$ , en el equilibrio hay una mezcla formada por: 6 moles de  $\text{SO}_3$ , 0,45 moles de NO, 0,15 moles de  $\text{SO}_2$  y 0,3 moles de  $\text{NO}_2$ . Si se añaden, a esta temperatura 0,3 moles de  $\text{SO}_3$ . Hallar el porcentaje de cada gas en la mezcla de gases, cuando se restablezca el equilibrio. **R// 10,11% 18,44% 48,22% 23,22%**

**44.-** En un recipiente de 1,3 l de capacidad se tiene 2,6 g de tetróxido de dinitrógeno a  $27 \text{ }^\circ\text{C}$ . En el equilibrio, la presión en el recipiente es de 0,6 atm. Hallar el grado de disociación del  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$  según el equilibrio:  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$ . (Ar:N=14 O=16) **R//12,2%**

45.- Se introduce en un matraz de 2 litros una mezcla de 2 moles de  $\text{Br}_2$  y 2 moles de  $\text{Cl}_2$  se produce la reacción:  $\text{Br}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{BrCl}(\text{g})$ . Cuando se establece el equilibrio se ha gastado el 9,8% de bromo. Calcúlese la constante de equilibrio para la reacción. **R// 0,0472**

46.- En un vaso de 200 ml hay azufre (s), 1 gramo de  $\text{H}_2(\text{g})$  y 3,2 g de  $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ . Se calienta a 380 K estableciéndose el equilibrio  $\text{H}_2\text{S}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{S}(\text{s})$  cuya constante de equilibrio vale 0,07. Hallar la presión parcial de los gases en el equilibrio. (Ar: S=32 H=1) **R//86,48 atm 6,056 atm**

47.- El  $\text{NH}_4\text{Br}$  sólido se descompone endotérmicamente según el equilibrio:  
 $\text{NH}_4\text{Br}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{g}) + \text{HBr}(\text{g})$ . a) Explicar si, una vez en el equilibrio, la cantidad de  $\text{HBr}(\text{g})$  aumenta, disminuye o no se modifica, en los siguientes casos: i) Cuando se introduce  $\text{NH}_3(\text{g})$ . ii) Al duplicar el volumen del recipiente. b) Deducir si el valor de la  $K_p$  a 400 °C será mayor, menor o igual que a 25 °C. **R// a) disminuye aumenta b) mayor**

48.- El carbonato de sodio se descompone según la ecuación termoquímica:  
 $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{CaO}(\text{s})$   $\Delta H^\circ = 87,8 \text{ kJ}$ . La  $K_p$  para el equilibrio a 800°C es 0,22 atm. Se calienta el carbonato de calcio en un crisol cerrado; ¿se descompondrá en su totalidad? ¿y en un crisol abierto se descompondrá totalmente? Explicar lo que sucede en ambos casos.  
**R// No se descompondrá en el primer caso y si en el segundo**