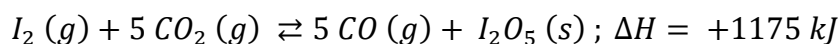


## Cuestiones y Problemas del Tema 6: Equilibrio Químico

1. Considere el siguiente sistema en equilibrio:



Justifique el efecto que tendrá sobre los parámetros que se indican el cambio que se propone:

Cambio	Efecto sobre
a) Aumento de la temperatura	$K_c$
b) Adición de $I_2O_5 (s)$	Cantidad de $I_2$
c) Aumento de la presión	Cantidad de CO

a) Como la reacción directa es endotérmica, al aumentar la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se absorbe calor para contrarrestar dicho aumento, es decir, hacia la derecha, por lo que  $K_c$  aumentará.

b) Como el sistema se encuentra en equilibrio,  $K_c = \frac{[CO]^5}{[I_2] \cdot [CO_2]^5}$  por lo que al añadir  $I_2O_5$  que está en estado sólido, mientras no se retire totalmente del sistema, su cantidad no afecta a la composición del equilibrio.

c) Un aumento de la presión (producido por una disminución del volumen del sistema) provoca que el equilibrio se desplace en el sentido en que se contrarreste dicho aumento de presión, es decir, en el sentido en que disminuyen los moles de las sustancias gaseosas, por tanto se desplazará hacia la derecha y la cantidad de CO aumentará.

2. En el equilibrio:  $C(s) + 2H_2 (g) \rightleftharpoons CH_4 (g)$   $\Delta H^\circ = -75 \text{ kJ}$ . Predecir, razonadamente, cómo se modificará el equilibrio cuando se realicen los siguientes cambios:

a) Una disminución de la temperatura

b) La adición de C(s)

c) Una disminución de la presión de  $H_2$

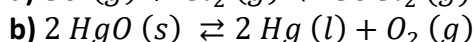
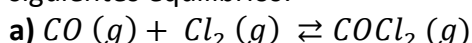
El principio de Le Chatelier nos dice: Cuando en un sistema en equilibrio se altera algún factor externo, se produce una modificación de las variables que lo determinan, y el equilibrio evoluciona de forma que tiende a contrarrestar dicha variación. Por tanto:

a) Como la reacción directa es exotérmica, al aumentar la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se cede calor para contrarrestar dicho aumento, es decir, hacia la derecha.

b) Como el sistema se encuentra en equilibrio,  $K_c = \frac{[CH_4]}{[H_2]^2}$  por lo que al añadir C que está en estado sólido, mientras no se retire totalmente del sistema, su cantidad no afecta a la composición del equilibrio.

c) Una disminución de la presión (producida por un aumento del volumen del sistema) provoca que el equilibrio se desplace en el sentido en que se contrarreste dicha disminución de presión, es decir, en el sentido en que aumenten los moles de las sustancias gaseosas, por tanto se desplazará hacia la izquierda.

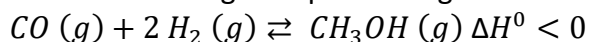
3. Escriba las expresiones de las constantes  $K_c$  y  $K_p$  y establezca la relación entre ambas para los siguientes equilibrios:



$$a) K_c = \frac{[COCl_2]}{[CO] \cdot [Cl_2]} \rightarrow K_p = \frac{p_{COCl_2}}{p_{CO} \cdot p_{Cl_2}} \rightarrow K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{-1}$$

$$b) K_c = [O_2] \rightarrow K_p = p_{O_2} \rightarrow K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^1$$

4. El metanol se prepara industrialmente según el proceso siguiente:



Razona como afecta al rendimiento de la reacción:

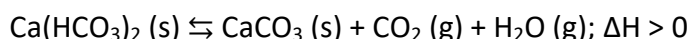
- a) Aumentar la temperatura.
- b) Retirar del reactor el  $CH_3OH(g)$ .
- c) Aumentar la presión.

a) Al aumentar la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se absorbe calor para contrarrestar dicho aumento, es decir, hacia la izquierda, por lo que el rendimiento disminuirá.

b) Al retirar  $CH_3OH(g)$  conlleva un desplazamiento del equilibrio en el sentido en que se contrarreste dicha variación, es decir, en el sentido en que se obtenga más  $CH_3OH$  y por tanto el rendimiento será mayor.

c) Al aumentar la presión el equilibrio se desplaza hacia donde hay un menor número de moles de sustancias gaseosas, es decir, hacia la derecha por lo que el rendimiento será mayor.

5. Para el equilibrio:



Razone si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas:

- a)  $K_c$  y  $K_p$  son iguales.
- b) Un aumento de la temperatura desplaza el equilibrio hacia la derecha.
- c) Un aumento de la presión facilita la descomposición del hidrogenocarbonato de sodio.

$$a) \text{ Falso: } K_p = p_{CO_2} \cdot p_{H_2O} \rightarrow K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = K_c(RT)^2 \rightarrow K_c = K_p(RT)^{-2}$$

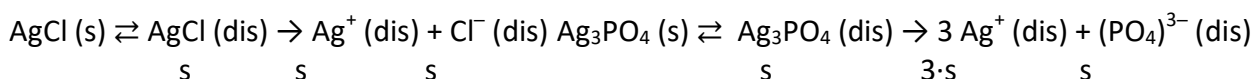
b) Verdadero. Como la reacción directa es endotérmica, al aumentar la temperatura el equilibrio se desplaza oponiéndose a dicho aumento absorbiendo calor.

c) Falso. Si aumenta la presión, el sistema se desplaza hacia donde hay menos número de moles de sustancias gaseosas para así contrarrestar el efecto de la disminución de volumen. Como en los reactivos hay cero moles de sustancias gaseosas y en los productos dos, el sistema se desplaza hacia la izquierda.

6. Los productos de solubilidad del cloruro de plata y del fosfato de plata en agua son, respectivamente,  $1,6 \cdot 10^{-11}$  y  $1,8 \cdot 10^{-18}$ . Razone:

- a) ¿Qué sal será más soluble en agua?
- b) ¿Cómo se modificará la solubilidad de ambas sales, si se añade a cada una de ellas nitrato de plata?

a) Los equilibrios son:



$$K_S(AgCl) = [Ag^+] \cdot [Cl^-] = s \cdot s = s^2 \rightarrow s = \sqrt{K_S} = \sqrt{1,6 \cdot 10^{-11}} = 4 \cdot 10^{-6} M$$

$$K_S(\text{Ag}_3\text{PO}_4) = [\text{Ag}^{3+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}] = (3s)^3 \cdot s = 27s^4 \rightarrow s = \sqrt[4]{\frac{K_S}{27}} = \sqrt[4]{\frac{1,8 \cdot 10^{-18}}{27}} = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Por tanto el fosfato de plata es más soluble.

Al adicionar un ion común,  $\text{Ag}^+$ , la solubilidad de ambas sales disminuye ya que el equilibrio se desplaza, según el principio de Le Chatelier, hacia la izquierda (es decir, hacia la formación de más compuesto insoluble).

7. Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

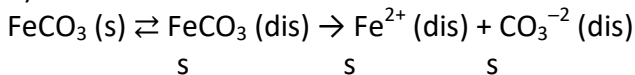
a) El producto de solubilidad del  $\text{FeCO}_3$  disminuye si se adiciona  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  a una disolución acuosa de la sal.

b) La solubilidad del  $\text{FeCO}_3$  ( $K_S = 3,2 \cdot 10^{-11}$ ) es aproximadamente la misma que la solubilidad del  $\text{CaF}_2$  ( $K_S = 5,3 \cdot 10^{-9}$ )

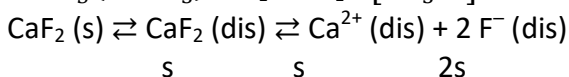
c) La solubilidad del  $\text{FeCO}_3$  aumenta si se añade  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  a una disolución de la misma.

a) Falsa. El producto de solubilidad de una sustancia solo varía con la temperatura.

b) Falso.



$$K_S(\text{FeCO}_3) = [\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = s \cdot s = s^2 \rightarrow s = \sqrt{K_S} = \sqrt{3,2 \cdot 10^{-11}} = 5,66 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$



$$K_S = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_S}{4}} = \sqrt[3]{\frac{5,3 \cdot 10^{-9}}{4}} = 1,1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

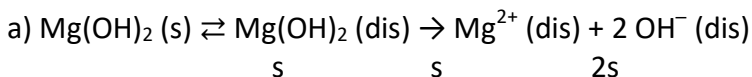
c) Falso. Al añadir  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  estamos añadiendo un ion común ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) por lo que para que  $K_S$  siga siendo constante, de acuerdo con el principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda y la solubilidad será menor.

8. Dada una disolución saturada de  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ , cuya  $K_S = 1,2 \cdot 10^{-11}$

a) Exprese el valor de  $K_S$  en función de la solubilidad.

b) Razone cómo se afectará la solubilidad al añadir  $\text{NaOH}$ .

c) Razone cómo se afectará la solubilidad al añadir  $\text{HCl}$ .

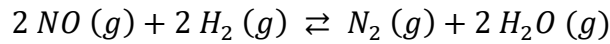


$$K_S = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

b) Al añadir  $\text{NaOH}$  estamos añadiendo un ion común  $\text{OH}^-$  por lo que para que  $K_S$  siga siendo constante, de acuerdo con el principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda y la solubilidad será menor.

c) Al añadir  $\text{HCl}$ , estamos añadiendo  $\text{H}_3\text{O}^+$  que reaccionarán con los  $\text{OH}^-$  procedentes del  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  retirándolos del medio por lo que para que  $K_S$  siga siendo constante, de acuerdo con el principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplazará hacia la derecha y la solubilidad será mayor.

9. En un recipiente de 1 litro de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 0'1 mol de  $\text{NO}$ , 0'05 moles de  $\text{H}_2$  y 0'1 mol de agua. Se calienta el matraz y se establece e equilibrio:



Sabiendo que cuando se establece el equilibrio el número de moles de NO es 0'062, calcule:

- a) La concentración de todas las especies en el equilibrio.  
b) El valor de la constante Kc a esa temperatura.

	NO	H <sub>2</sub>	N <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> O
Moles iniciales	0,1	0,05	0	0,1
Cambio nº moles	- 0,038	- 0,038	+ 0,019	+ 0,038
Moles equilibrio	0,062	0,012	0,019	0,138
Concentración equilibi	0,031	0,006	0,0095	0,069

$$K_c = \frac{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]^2} = \frac{0,0095 \cdot 0,069^2}{0,031^2 \cdot 0,006^2} = 1307,4$$

10. En un recipiente de 2 L se introducen 2'1 mol de CO<sub>2</sub> y 1'6 mol de H<sub>2</sub> y se calienta a 1800 °C.

Una vez alcanzado el siguiente equilibrio:  $\text{CO}_2 (g) + \text{H}_2 (g) \rightleftharpoons \text{CO} (g) + \text{H}_2\text{O} (g)$

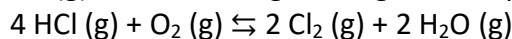
Se analiza la mezcla y se encuentra que hay 0'9 mol de CO<sub>2</sub>. Calcule:

- a) La concentración de cada especie en el equilibrio.  
b) El valor de las constantes Kc y Kp a esa temperatura.

	CO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub>	CO	H <sub>2</sub> O
Moles iniciales	2,1	1,6	0	0
Cambio nº moles	- 1,2	- 1,2	+ 1,2	+ 1,2
Moles equilibrio	0,9	1,6 - 1,2 = 0,4	1,2	1,2
Concentración equilibi	0,9/2 = 0,45	0,4/2 = 0,2	1,2/2 = 0,6	1,2/2 = 0,6

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2]} = \frac{0,6 \cdot 0,6}{0,45 \cdot 0,2} = 4; K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 4 \cdot (0,082 \cdot 2073)^0 = 4$$

11. En el proceso Deacon, el cloro (g) se obtiene según el siguiente equilibrio:



Se introducen 32,85 g de HCl (g) y 38,40 g de O<sub>2</sub> (g) en un recipiente cerrado de 10 L en el que previamente se ha hecho el vacío. Se calienta a la mezcla a 390°C y cuando se ha alcanzado el equilibrio a esta temperatura se observa la formación de 28,40 g de Cl<sub>2</sub> (g).

- a) Calcule el valor de Kc  
b) Calcule la presión parcial de cada componente en la mezcla de equilibrio y, a partir de estas presiones parciales, calcule el valor de Kp.

DATOS: Masas atómicas: H = 1; Cl = 35'5; O = 16. R = 0,082 atm·L·mol<sup>-1</sup>·K<sup>-1</sup>.

a) Los moles iniciales que tenemos son:  $n_{\text{HCl}} = \frac{32,85}{36,5} = 0,9 \text{ mol HCl}$ ;  $n_{\text{O}_2} = \frac{38,40}{32} = 1,2 \text{ mol O}_2$  y los moles formados de Cl<sub>2</sub> son:  $n_{\text{Cl}_2} = \frac{28,40}{71} = 0,4 \text{ mol Cl}_2$

	HCl	O <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> O
Moles iniciales	0,9	1,2	0	0
Cambio nº moles	- 0,8	- 0,2	+ 0,4	+ 0,4
Moles equilibrio	0,9 - 0,8 = 0,1	1,2 - 0,2 = 1	0,4	0,4
Concentración equilibi	0,1/10 = 0,01	1/10 = 0,1	0,4/10 = 0,04	0,4/10 = 0,04

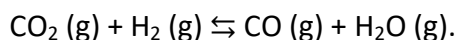
$$K_c = \frac{[Cl_2]^2 \cdot [H_2O]^2}{[HCl]^4 \cdot [O_2]} = \frac{0,04^2 \cdot 0,04^2}{0,01^4 \cdot 0,1} = 2,56 \cdot 10^3$$

b) De acuerdo con la ley de los gases, las presiones parciales las podemos calcular:  $p_i = \frac{n_i \cdot R \cdot T}{V}$  por tanto:

$$p_{HCl} = \frac{0,1 \cdot 0,082 \cdot 663}{10} = 0,543 \text{ atm}; p_{O_2} = \frac{1 \cdot 0,082 \cdot 663}{10} = 5,43 \text{ atm};$$

$$p_{Cl_2} = p_{H_2O} = \frac{0,4 \cdot 0,082 \cdot 663}{10} = 2,175 \text{ atm} \rightarrow K_P = \frac{p_{Cl_2}^2 \cdot p_{H_2O}^2}{p_{HCl}^4 \cdot p_{O_2}} = \frac{2,175^2 \cdot 2,175^2}{0,543^4 \cdot 5,43} = 47,4$$

**12.** En un recipiente de 2,0 L, en el que previamente se ha realizado el vacío, se introducen 0,20 moles de CO<sub>2</sub>, 0,10 moles de H<sub>2</sub> y 0,16 moles de H<sub>2</sub>O. A continuación se establece el siguiente equilibrio a 500 K :



a) Si en el equilibrio la presión parcial del agua es 3,51 atm, calcule las presiones parciales en el equilibrio de CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub> y CO.

b) Calcule K<sub>P</sub> y K<sub>C</sub> para el equilibrio a 500 K.

DATOS: R = 0,082 atm · L · K<sup>-1</sup> · mol<sup>-1</sup>.

a)

	CO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub>	CO	H <sub>2</sub> O
Moles iniciales	0,20	0,10	0	0,16
Cambio nº moles	- x	- x	+ x	+ x
Moles equilibrio	0,2 - x	0,10 - x	x	0,16 + x
Concentración equilibi	0,9/2 = 0,45	0,4/2 = 0,2	1,2/2 = 0,6	1,2/2 = 0,6

$$p_{H_2O} \cdot V = n_{H_2O} \cdot R \cdot T \rightarrow 3,51 \cdot 2 = (0,16 + x) \cdot 0,082 \cdot 500 \rightarrow x = 0,011$$

$$p_{CO_2} \cdot 2 = (0,2 - 0,011) \cdot 0,082 \cdot 500 \rightarrow p_{CO_2} = 3,87 \text{ atm}$$

$$p_{H_2} \cdot 2 = (0,1 - 0,011) \cdot 0,082 \cdot 500 \rightarrow p_{H_2} = 1,82 \text{ atm}$$

$$p_{CO} \cdot 2 = 0,011 \cdot 0,082 \cdot 500 \rightarrow p_{CO} = 0,23 \text{ atm}$$

b)

$$K_P = \frac{p_{CO} \cdot p_{H_2O}}{p_{CO_2} \cdot p_{H_2}} = \frac{0,23 \cdot 3,51}{3,87 \cdot 1,82} = 0,114 \rightarrow K_P = K_C(RT)^{\Delta n} = K_C(RT)^0 = K_C = 0,114$$

**13.** El cloruro de nitrosilo se forma según la reacción:  $2 NO(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2 NOCl(g)$

El valor de K<sub>c</sub> es 4'6 · 10<sup>4</sup> a 298 K. Cuando se alcanza el equilibrio a esa temperatura, en un matraz de 1'5 litros hay 4'125 moles de NOCl y 0'1125 moles de Cl<sub>2</sub>. Calcule:

- a) La presión parcial de NO en el equilibrio.  
 b) La presión total del sistema en el equilibrio.

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

a)

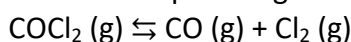
$$K_c = \frac{[NOCl]^2}{[NO]^2 \cdot [Cl_2]} \rightarrow 4,6 \cdot 10^4 = \frac{\left(\frac{4,125}{1,5}\right)^2}{[NO]^2 \cdot \left(\frac{0,1125}{1,5}\right)} \rightarrow [NO] = 0,028 \text{ M} \rightarrow p_{NO} = 0,028 \cdot 0,082 \cdot 298 = 0,69 \text{ atm}$$

b)

$$p_{NOCl} = 2,75 \cdot 0,082 \cdot 298 = 67,2 \text{ atm}; p_{Cl_2} = 0,075 \cdot 0,082 \cdot 298 = 1,83 \text{ atm} \rightarrow$$

$$P_T = 0,69 + 67,2 + 1,83 = 69,7 \text{ atm}$$

14. El fosgeno es un gas venenoso que se descompone según la reacción:



A la temperatura de 900°C el valor de la constante  $K_c$  para el proceso anterior es 0,083. Si en un recipiente de 2 Litros se introducen, a la temperatura antes indicada, 0,4 moles de  $COCl_2$ , calcule:

- a) Las concentraciones de cada una de las especies en el equilibrio.  
 b) ¿Cuál es el grado de disociación del fosgeno?

a)

	$COCl_2$	CO	$Cl_2$
Moles iniciales	0,4	0	0
Cambio nº moles	- x	+ x	+ x
Moles equilibrio	0,4 - x	x	x
Concentración equilibrio	$(0,4 - x)/2$	$x/2$	$x/2$

$$K_c = \frac{[CO] \cdot [Cl_2]}{[COCl_2]} \rightarrow 0,083 = \frac{\frac{x}{2} \cdot \frac{x}{2}}{\frac{(0,4 - x)}{2}} \rightarrow x^2 + 0,166x - 0,064 = 0 \rightarrow x = 0,188$$

$$[CO] = [Cl_2] = \frac{x}{2} = \frac{0,188}{2} = 0,094 \text{ M}; [COCl_2] = \frac{(0,4 - x)}{2} = \frac{0,4 - 0,188}{2} = 0,106 \text{ M}$$

$$b) \alpha = \frac{x}{n} = \frac{0,188}{0,4} = 0,47$$

15. Para el proceso Haber:  $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ , el valor de  $K_p$  es  $1,45 \cdot 10^{-5}$ , a 500°C. En una mezcla en equilibrio de los tres gases, a esa temperatura, la presión parcial de  $H_2$  es 0,928 atmósferas y la de  $N_2$  es 0,432 atmósferas. Calcule:

- a) La presión total en el equilibrio.  
 b) El valor de la constante  $K_c$ .

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

$$a) K_p = \frac{p_{NH_3}^2}{p_{N_2} \cdot p_{H_2}^3} \rightarrow 1,45 \cdot 10^{-5} = \frac{p_{NH_3}^2}{0,432 \cdot (0,928)^3} \rightarrow p_{NH_3} = 2,24 \cdot 10^{-3} atm \rightarrow P_T = 2,24 \cdot 10^{-3} + 0,928 + 0,432 = 1,362 atm$$

$$b) K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \rightarrow 1,45 \cdot 10^{-5} = K_c \cdot (0,082 \cdot 773)^{-2} \rightarrow K_c = 0,058$$

16. En un recipiente de 2 L que se encuentra a 25° C, se introducen 0,5 g de N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> en estado gaseoso y se produce la reacción: N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> (g) ⇌ 2 NO<sub>2</sub> (g) Calcule:

a) La presión parcial ejercida por el N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> en el equilibrio.

b) El grado de disociación del mismo.

Datos: K<sub>p</sub> = 0,114. Masas atómicas: N = 14; O = 16.

a)

$$0,5 g N_2O_4 \cdot \frac{1 mol}{92 g} = 5,4 \cdot 10^{-3} mol \rightarrow K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \rightarrow 0,114 = K_c (0,082 \cdot 298)^1 \rightarrow K_c = 4,7 \cdot 10^{-3}$$

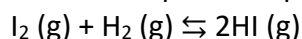
	N <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	NO <sub>2</sub>
Moles iniciales	5,4 · 10 <sup>-3</sup>	0
Cambio nº moles	- x	+ 2x
Moles equilibrio	5,4 · 10 <sup>-3</sup> - x	2x
Concentración equilibrio	(5,4 · 10 <sup>-3</sup> - x)/2	2x/2 = x

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} \rightarrow 4,7 \cdot 10^{-3} = \frac{x^2}{\frac{(5,4 \cdot 10^{-3} - x)}{2}} \rightarrow x = 2,6 \cdot 10^{-3} mol \rightarrow n_{N_2O_4} = 5,4 \cdot 10^{-3} - 2,6 \cdot 10^{-3} = 2,8 \cdot 10^{-3} mol \rightarrow P_{N_2O_4} = \frac{2,8 \cdot 10^{-3} \cdot 0,082 \cdot 298}{2} = 0,034 atm$$

$$b) \alpha = \frac{x}{n} = \frac{2,6 \cdot 10^{-3}}{5,4 \cdot 10^{-3}} = 0,48 \rightarrow 48\%$$

17. En una cámara de vacío y a 448°C se hacen reaccionar 0.5 moles de I<sub>2</sub> y 0.5 moles de H<sub>2</sub>.

Si la capacidad de la cámara es de 10 L y el valor de K<sub>c</sub> a dicha temperatura es de 50, para las concentraciones expresadas en mol/L, determinar para el equilibrio:



a) El valor de K<sub>p</sub>

b) Presión total y presiones parciales de cada gas en el interior de la cámara una vez alcanzado el equilibrio.

a)

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = K_c (RT)^0 = 50$$

b)

	I <sub>2</sub>	H <sub>2</sub>	HI
Moles iniciales	0,5	0,5	0
Cambio nº moles	- x	- x	+2 x
Moles equilibrio	0,5 - x	0,5 - x	2x

Concentración equilibrio	$0,5 - x/10$	$0,5 - x/10$	$2x/10$
--------------------------	--------------	--------------	---------

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[I_2] \cdot [H_2]} \rightarrow 50 = \frac{\left(\frac{2x}{10}\right)^2}{\left(\frac{0,5-x}{10}\right) \cdot \left(\frac{0,5-x}{10}\right)} \rightarrow 46x^2 - 50x + 12,5 = 0 \rightarrow x = 0,39$$

Moles en equilibrio:  $I_2 = H_2 = 0,5 - 0,39 = 0,11$ ;  $HI = 2 \cdot 0,39 = 0,78$ .

Número total de moles en el equilibrio:  $0,11 + 0,11 + 0,78 = 1$ .  $P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1 \cdot 0,082 \cdot 721}{10} = 5,9 \text{ atm}$

$$p_i = \chi_i \cdot P_T = \frac{n_i}{n_T} \cdot P_T \rightarrow p_{H_2} = p_{I_2} = \frac{0,11}{1} \cdot 5,9 = 0,65 \text{ atm}; p_{HI} = \frac{0,78}{1} \cdot 5,9 = 4,6 \text{ atm}$$

**18.** En un recipiente de 1 L, a 20 °C, se introducen 51 g de  $NH_4HS$ . Transcurrido un tiempo las concentraciones son 0'13 M para cada gas. Sabiendo que a esa temperatura el valor de  $K_c$  es 0'2 para el equilibrio:  $NH_4HS (s) \rightleftharpoons H_2S (g) + NH_3 (g)$

**a)** Demuestre que el sistema no se encuentra en equilibrio y calcule la concentración de cada especie una vez alcanzado el mismo.

**b)** Calcule la cantidad en gramos de  $NH_4HS$  que queda una vez alcanzado el equilibrio.

Masas atómicas: N = 14; H = 1; S = 32.

**a)**  $K_c = [H_2S] \cdot [NH_3] = 0,13 \cdot 0,13 = 0,0169$ ; como  $K_c = 0,2$ ,

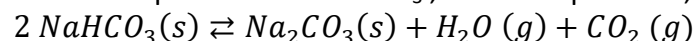
*el sistema no está en equilibrio.*  $K_c = x \cdot x = x^2 \rightarrow x = \sqrt{K_c} = \sqrt{0,2} = 0,45 \text{ M}$

**b)** Como se han formado 0,45 mol de  $NH_3$  (o de  $H_2S$ ) habrán reaccionado:

$$0,45 \text{ mol } NH_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_4HS}{1 \text{ mol } NH_3} \cdot \frac{51 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 22,95 \text{ g } NH_4HS \text{ y quedan sin reaccionar: } 51 - 22,95 = 28,05 \text{ g}$$

**19.** En un matraz, en el que se ha practicado previamente el vacío, se introduce cierta cantidad de  $NaHCO_3$  y se calienta a 100 °C. Sabiendo que la presión en el equilibrio es 0'962 atm, calcule:

**a)** La constante  $K_p$  para la descomposición del  $NaHCO_3$ , a esa temperatura, según:



**b)** La cantidad de  $NaHCO_3$  descompuesto si el matraz tiene una capacidad de 2 litros.

Datos:  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Masas atómicas: Na = 23; C = 12; O = 16; H = 1.

**a)** Por cada dos moles que reaccionen de  $NaHCO_3$  se obtiene un mol de  $H_2O$  (g) y un mol de  $CO_2$  (g). Por tanto, en el equilibrio habrá los mismos moles de  $H_2O$  y  $CO_2$ , y sus presiones parciales serán iguales:

$$P_T = p_{H_2O} + p_{CO_2} \rightarrow 0,962 = x + x = 2x \rightarrow x = \frac{0,962}{2} = 0,481 \text{ atm}; K_p = p_{H_2O} \cdot p_{CO_2} = 0,481 \cdot 0,481 = 0,231$$

**b)** Como por cada mol de  $CO_2$  (o de  $H_2O$ ) que se forma reaccionan dos moles de  $NaHCO_3$ , podemos hallar los moles formados de  $CO_2$  a partir de la ecuación de los gases ideales y a partir de ahí la cantidad la masa de  $NaHCO_3$  que ha reaccionado.



$$p_{CO_2} \cdot V = n_{CO_2} \cdot R \cdot T \rightarrow 0,481 \cdot 2 = n_{CO_2} \cdot 0,082 \cdot 373 \rightarrow n_{CO_2} = 0,031 \text{ moles } CO_2$$
$$\rightarrow 0,031 \text{ moles } CO_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } NaHCO_3}{1 \text{ mol } CO_2} \cdot \frac{84 \text{ g } NaHCO_3}{1 \text{ mol}} = 5,284 \text{ g } NaHCO_3$$

**20.** Para la reacción en equilibrio a 25 °C:  $2 \text{ ICl (s)} \rightleftharpoons \text{I}_2 \text{ (s)} + \text{Cl}_2 \text{ (g)}$

la constante  $K_p$  vale 0,24, cuando la presión se expresa en atmósferas. En un recipiente de dos litros en el que se ha hecho el vacío se introducen 2 moles de ICl (s).

**a)** ¿Cuál será la concentración de  $\text{Cl}_2 \text{ (g)}$  cuando se alcance el equilibrio?

**b)** ¿Cuántos gramos de ICl (s) quedarán en el equilibrio?

Masas atómicas: I = 127; Cl = 35,5.

a)

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \rightarrow 0,24 = K_c (0,082 \cdot 298)^1 \rightarrow K_c = 0,01 \rightarrow K_c = [\text{Cl}_2] = 0,01 \text{ M}$$

b) Por cada dos moles de ICl que se descomponen se forma 1 mol de  $\text{Cl}_2$ , podemos hallar los moles de  $\text{Cl}_2$  formados y a partir de ahí la masa de ICl que ha reaccionado y la que queda en el equilibrio:

$$[\text{Cl}_2] = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{V} = 0,01 \rightarrow n_{\text{Cl}_2} = 0,01 \cdot 2 = 0,02 \text{ mol} \rightarrow 0,02 \text{ mol } \text{Cl}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol ICl}}{1 \text{ mol } \text{Cl}_2} = 0,04 \text{ mol ICl}$$

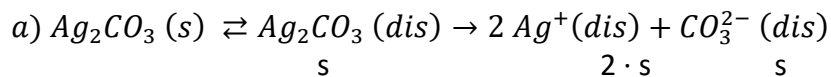
Como han reaccionado 0,04 mol de ICl, quedarán sin reaccionar:  $2 - 0,04 = 1,96 \text{ mol ICl}$ , por lo que los gramos que quedan en el equilibrio serán:  $1,96 \text{ mol} \cdot \frac{162,5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 318,5 \text{ g ICl}$

**21.** A 25 °C el producto de solubilidad del carbonato de plata en agua pura es  $8,1 \cdot 10^{-12}$ . Calcule:

**a)** La solubilidad molar del  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$  a 25 °C.

**b)** Los gramos de  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$  que podemos llegar a disolver en medio litro de agua a esa temperatura.

Masas atómicas: Ag = 108; C = 12; O = 16.



$$K_s = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CO}_3^{2-}] \rightarrow 8,1 \cdot 10^{-12} = (2s)^2 \cdot s = 4s^3 \rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{8,1 \cdot 10^{-12}}{4}} = 1,26 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

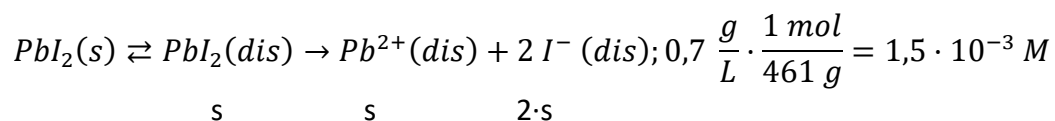
$$b) 500 \text{ mL} \cdot \frac{1,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{276 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 0,0174 \text{ g}$$

**22.** A 25 °C la solubilidad del  $\text{PbI}_2$  en agua pura es 0,7 g/L. Calcule:

**a)** El producto de solubilidad.

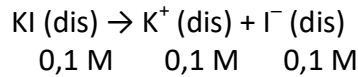
**b)** La solubilidad del  $\text{PbI}_2$  a esa temperatura en una disolución 0,1 M de KI.

Masas atómicas: I = 127; Pb = 207.

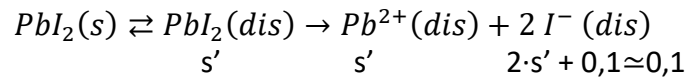


$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot (1,5 \cdot 10^{-3})^3 = 1,35 \cdot 10^{-8}$$

b) El KI está disuelto y totalmente dissociado en agua, por lo que:



La ecuación del equilibrio de solubilidad en presencia del yoduro de potasio es:



El producto de solubilidad es:

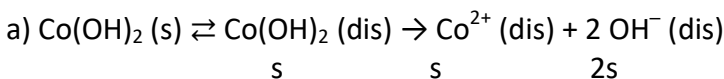
$$K_S = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^2 \rightarrow 1,35 \cdot 10^{-8} = s' \cdot (0,1)^2 \rightarrow s' = \frac{1,35 \cdot 10^{-8}}{0,01} = 1,35 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

**23.** Se disuelve hidróxido de cobalto (II) en agua hasta obtener una disolución saturada a una temperatura dada. Se conoce que la concentración de iones  $[\text{OH}^-]$  es  $3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ .

Calcule:

**a)** La concentración de iones  $[\text{Co}^{2+}]$  de esta disolución.

**b)** El valor de la constante del producto de solubilidad del compuesto poco soluble a esa temperatura.



Como por cada mol de  $\text{Co}^{2+}$  que se forma, se producen también 2 moles de  $\text{OH}^-$ , la concentración de  $\text{Co}^{2+}$  será:

$$3 \cdot 10^{-5} \text{ M OH}^- \cdot \frac{1 \text{ mol Co}^{2+}}{2 \text{ mol OH}^-} = 1,5 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

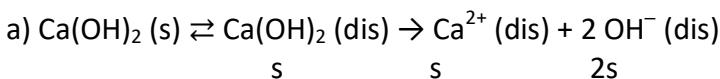
**b)**

$$K_S = [\text{Co}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = 1,5 \cdot 10^{-5} \cdot (3 \cdot 10^{-5})^2 = 1,35 \cdot 10^{-14}$$

**24.** Sabiendo que el producto de solubilidad,  $K_S$ , del hidróxido de calcio,  $\text{Ca(OH)}_2(s)$ , alcanza el valor de  $5,5 \cdot 10^{-6}$  a  $25^\circ\text{C}$ , calcule:

**a)** La solubilidad molar de este hidróxido.

**b)** La concentración de  $\text{OH}^-$  en una disolución saturada de esta sustancia.

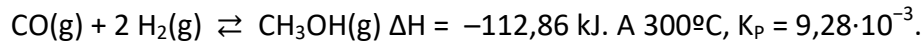


$$K_S = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_S}{4}} = \sqrt[3]{\frac{5,5 \cdot 10^{-6}}{4}} = 0,011 \text{ M}$$

**b)**  $[\text{OH}^-] = 2 \cdot s = 2 \cdot 0,011 = 0,022 \text{ M}$

### **P.A.U. 2016**

**25.** La síntesis industrial del metanol se rige por el siguiente equilibrio homogéneo:



Responda, verdadero o falso, de manera razonada:

- a) El valor de  $K_c$  será mayor que el de  $K_p$ .
- b) Aumentando la presión se obtendrá mayor rendimiento en el proceso de síntesis.
- c) Una disminución de la temperatura supondrá un aumento de las constantes de equilibrio.

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

a) Verdadero:  $K_p = K_c(RT)^{\Delta n} \rightarrow K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}} = \frac{9,28 \cdot 10^{-3}}{(0,082 \cdot 573)^{-2}} = 20,49$

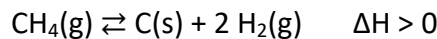
b) Verdadero. Al aumentar la presión el equilibrio se desplaza, de acuerdo con el principio de Le Chatelier, hacia donde hay un menor número de moles de sustancias gaseosas, en este caso hacia la derecha.

c) Verdadero. Como la reacción directa es exotérmica, al disminuir la temperatura (se está absorbiendo calor del sistema) el sistema contrarresta esta acción desprendiendo calor para lo que realizará la reacción exotérmica y se desplazará hacia la derecha por lo que la constante de equilibrio aumentará.

También se podría razonar:

$$\ln \frac{K_{p,1}}{K_{p,2}} = -\frac{\Delta H}{R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \rightarrow \ln \frac{9,28 \cdot 10^{-3}}{K_{p,2}} = -\frac{-112860}{8,31} \left( \frac{1}{573} - \frac{1}{473} \right) \rightarrow K_{p,2} = 1,38$$

26. Dado el siguiente equilibrio para la obtención de hidrógeno:



- a) Escriba la expresión de la constante de equilibrio  $K_p$
- b) Justifique cómo afecta una disminución del volumen de reacción a la cantidad de  $\text{H}_2$  (g) obtenida.
- c) Justifique cómo afecta un aumento de la temperatura a la cantidad de  $\text{H}_2$  (g) obtenida.

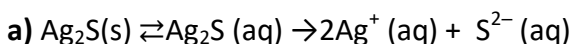
a) 
$$K_p = \frac{p_{\text{H}_2}^2}{p_{\text{CH}_4}}$$

b) Si disminuye el volumen del sistema aumenta la presión. El sistema evoluciona para alcanzar un nuevo estado de equilibrio contrarrestando dicho aumento, es decir, desplazándose hacia la izquierda (aumenta la cantidad de  $\text{CH}_4$  y disminuye la cantidad de  $\text{H}_2$ ), porque así disminuyen los moles (moléculas) de sustancias gaseosas.

c) Al elevar la temperatura, el equilibrio se desplaza en el sentido de la reacción endotérmica (hacia la derecha), con lo que aumenta la concentración de  $\text{H}_2$ .

27. El  $\text{Ag}_2\text{S}$  es una sal poco soluble en agua.

- a) Establezca el equilibrio heterogéneo de solubilidad, escriba la expresión de la constante de solubilidad  $K_s$  en función de la solubilidad molar (s).
- b) Dado que la solubilidad aumenta con la temperatura, justifique si el proceso es endotérmico o exotérmico.
- c) Razone si el  $\text{Ag}_2\text{S}$  es más o menos soluble en agua cuando hay sulfuro de sodio en la disolución.



$$K_s = [\text{S}^{2-}] \cdot [\text{Ag}^+]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

**b)** De acuerdo con el principio de Le Chatelier si en un sistema en equilibrio aumenta la temperatura, el sistema se desplaza en el sentido de la reacción endotérmica, quiere decir que este proceso será endotérmico.

**c)** Al añadir al medio  $\text{Na}_2\text{S}$  estamos añadiendo iones  $\text{S}^{2-}$  (ion común) por lo que el equilibrio, de acuerdo con el principio de Le Chatelier, se desplazará hacia la izquierda disminuyendo, por tanto, la solubilidad.

**28.** Sabiendo que el valor de  $K_s$  del  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  a una determinada temperatura es  $5,5 \cdot 10^{-6}$ ,

**a)** Escriba la expresión de  $K_s$  y la relación con la solubilidad molar  $s$ .

**b)** Razone cómo afectará a su solubilidad en agua la adición de  $\text{CaCl}_2$  a la disolución.

**c)** Razone cómo afectará a su solubilidad en agua la adición de  $\text{HCl}$  a la disolución.

**a)**  $K_s = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$

**b)** Al añadir  $\text{CaCl}_2$  a la disolución estamos añadiendo un ion común ( $\text{Ca}^{2+}$ ) por lo que de acuerdo con el principio de Le Chatelier el equilibrio se desplazará hacia la izquierda con lo que la solubilidad disminuirá.

**c)** Al añadir  $\text{HCl}$  a la disolución estamos retirando  $\text{OH}^-$  de la misma (por reacción con los  $\text{H}_3\text{O}^+$ ) procedentes del ácido por lo que de acuerdo con el principio de Le Chatelier el equilibrio se desplazará hacia la derecha aumentando la solubilidad.

**29.** En un recipiente de 14 L se introducen 3,2 moles de  $\text{N}_2(\text{g})$  y 3 moles de  $\text{H}_2(\text{g})$ .

Cuando se alcanza el equilibrio  $2 \text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$ , a  $200^\circ\text{C}$  se obtienen 1,6 moles de amoníaco. Calcule;

**a)** El número de moles de  $\text{H}_2(\text{g})$  y de  $\text{N}_2(\text{g})$  en el equilibrio y el valor de la presión total.

**b)** Los valores de las constantes  $K_c$  y  $K_p$  a  $200^\circ\text{C}$

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

	$\text{N}_2$	$\text{H}_2$	$\text{NH}_3$
Moles iniciales	3,2	3	0
Cambio nº moles	-0,8	-2,4	+1,6
Moles equilibrio	2,4	0,6	1,6
Conc. equilibrio	0,171	0,043	0,114

$$P_T = \frac{n_T RT}{V} = \frac{4,6 \cdot 0,082 \cdot 473}{14} = 12,74 \text{ atm}$$

**b)**

$$K_C = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3} = \frac{(0,114)^2}{(0,171) \cdot (0,043)^3} = 956 \rightarrow K_P = K_C \cdot (RT)^{\Delta n} = 956 \cdot (0,082 \cdot 473)^{-2} = 0,635$$

**30.** Una mezcla gaseosa constituida inicialmente por 3,5 moles de  $\text{H}_2(\text{g})$  y 2,5 moles de  $\text{I}_2(\text{g})$  en un volumen de 10 L, se calienta a  $400^\circ\text{C}$ . Al alcanzar el equilibrio, a esa temperatura, se obtiene 4,5 moles de  $\text{HI}(\text{g})$ . Calcule:

**a)** El valor de las constantes de equilibrio  $K_c$  y  $K_p$  para el equilibrio:  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$

b) Las concentraciones de los componentes del equilibrio, si el volumen se reduce a la mitad manteniendo constante la temperatura de 400°C.



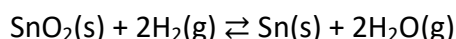
	H <sub>2</sub> (g)	I <sub>2</sub> (g)	HI (g)
Moles iniciales	3,5	2,5	
Variación nº moles	- 2,25	- 2,25	+ 4,5
Moles equilibrio	3,5 - 2,25 = 1,25	2,5 - 2,25 = 0,25	4,5

$$K_C = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{\left(\frac{4,5}{10}\right)^2}{\frac{1,25}{10} \cdot \frac{0,25}{10}} = 64,8; K_P = K_C(RT)^{\Delta n} = K_C = 64,8 \text{ (al ser } \Delta n = 0)$$

b)

$$[\text{H}_2] = \frac{1,25}{5} = 0,25 \text{ M}; [\text{I}_2] = \frac{0,25}{5} = 0,05 \text{ M}; [\text{HI}] = \frac{4,5}{5} = 0,9 \text{ M}$$

31. Para la reacción en equilibrio:



a 750°C, la presión total del sistema es 32'0 mm de Hg y la presión parcial del agua 23,7 mmHg. Calcule:

a) El valor de la constante K<sub>p</sub> para dicha reacción, a 750°C.

b) El número de moles de H<sub>2</sub>O (g) y de H<sub>2</sub> (g) presentes en el equilibrio, sabiendo que el volumen del reactor es de dos litros.

Dato: R = 0,082 atm·L·K<sup>-1</sup>·mol<sup>-1</sup>.

a)  $P_T = p_{\text{H}_2} + p_{\text{H}_2\text{O}} \rightarrow 32 = p_{\text{H}_2} + 23,7 \rightarrow p_{\text{H}_2} = 32 - 23,7 = 8,3 \text{ mmHg}$

$$K_P = \frac{p_{\text{H}_2\text{O}}^2}{p_{\text{H}_2}^2} = \frac{23,7^2}{8,3^2} = 8,15$$

b)  $n = \frac{PV}{RT}$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{23,7}{760} \cdot 2}{0,082 \cdot 1023} = 7,43 \cdot 10^{-4} \text{ mol H}_2\text{O}; n_{\text{H}_2} = \frac{8,3}{760} \cdot 2}{0,082 \cdot 1023} = 2,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol H}_2$$

32. En un recipiente de 5 L se introducen 3,2 g de COCl<sub>2</sub>. A 300 K se establece el equilibrio:



Siendo el valor de la presión total del equilibrio 180 mmHg. Calcule, en las condiciones del equilibrio:

a) Las presiones parciales de los componentes del equilibrio.

b) Las constantes de equilibrio K<sub>C</sub> y K<sub>P</sub>.

Datos: R = 0,082 atm · L · mol<sup>-1</sup> · K<sup>-1</sup>; Masas atómicas: C = 12; O = 16; Cl = 35,5.

a)

$$n_{\text{COCl}_2} = \frac{3,2 \text{ g}}{99 \text{ g/mol}} = 0,0323 \text{ mol}; 180 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,237 \text{ atm}$$

	COCl <sub>2</sub>	CO	Cl <sub>2</sub>
Moles iniciales	0,0323	0	0
Variación	- x	+ x	+ x
Moles equilibrio	0,0323 - x	x	x

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \rightarrow 0,237 \cdot 5 = (0,0323 + x) \cdot 0,082 \cdot 300 \rightarrow x = 0,0158 \text{ mol}$$

$$p_{\text{COCl}_2} \cdot 5 = (0,0323 - 0,0158) \cdot 0,082 \cdot 300 \rightarrow p_{\text{COCl}_2} = 0,082 \text{ atm};$$

$$p_{\text{CO}} \cdot 5 = 0,0158 \cdot 0,082 \cdot 300 \rightarrow p_{\text{CO}} = p_{\text{Cl}_2} = 0,078 \text{ atm}$$

b)

$$K_P = \frac{p_{\text{CO}} \cdot p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{COCl}_2}} = \frac{0,078 \cdot 0,078}{0,082} = 0,074 \rightarrow K_C = K_P \cdot (RT)^{-\Delta n} = 0,074 \cdot (0,082 \cdot 300)^{-1} = 3 \cdot 10^{-3}$$

33. A 25°C, el producto de solubilidad del Cd(OH)<sub>2</sub> es 2,5 · 10<sup>-14</sup>.

a) ¿Cuántos gramos de Cd(OH)<sub>2</sub> pueden disolverse en 1,5 litros de agua a 25° C?

b) ¿Cuál será el pH de la disolución resultante?

Masas atómicas: Cd = 112,4; O = 16; H = 1

a)  $\text{Cd(OH)}_2 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cd(OH)}_2 (\text{aq}) \rightarrow \text{Cd}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{OH}^- (\text{aq})$

$$K_S = [\text{Cd}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_{PS}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{2,5 \cdot 10^{-14}}{4}} = 1,84 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$1,5 \text{ L} \cdot 1,84 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 146,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 4,04 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

b)

$$[\text{OH}^-] = 2s = 2 \cdot 1,84 \cdot 10^{-5} = 3,68 \cdot 10^{-5} \text{ M} \rightarrow p\text{OH} = -\log 3,68 \cdot 10^{-5} = 4,43 \rightarrow p\text{H} = 9,57$$

34. El sulfato de bario es tan insoluble que puede ingerirse sin riesgo a pesar de que el ion Ba<sup>2+</sup> es tóxico. A 25°C, en 500 mL de agua se disuelven 0,001225 g de BaSO<sub>4</sub>.

a) ¿Cuáles son las concentraciones de Ba<sup>2+</sup> y SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> en una disolución saturada de BaSO<sub>4</sub> a 25° C?

b) Calcule el valor de la constante producto de solubilidad para esta sal.

Masas atómicas: Ba = 137,3; S = 32; O = 16.

a)  $\text{BaSO}_4 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{BaSO}_4 (\text{aq}) \rightarrow \text{SO}_4^{2-} (\text{aq}) + \text{Ba}^{2+} (\text{aq})$

$$[\text{Ba}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = \frac{0,001225 \text{ g}}{0,5 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{233 \text{ g}} = 1,05 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

b)

$$K_S = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = (1,05 \cdot 10^{-5})^2 = 1,10 \cdot 10^{-10}$$

### PEBAU 2017

35. En el equilibrio:  $C(s) + O_2(g) \rightleftharpoons CO_2(g)$

a) Escriba las expresiones de  $K_c$  y  $K_p$ .

b) Obtenga para este equilibrio, la relación entre ambas.

c) ¿Qué ocurre con el equilibrio al reducir el volumen del reactor a la mitad?

a)  $K_c = \frac{[CO_2]}{[O_2]}$  y  $K_p = \frac{p_{CO_2}}{p_{O_2}}$

b) Como  $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$  y en este caso la variación del número de moles de sustancias gaseosas entre productos y reactivos es cero ( $\Delta n = 0$ ), quiere decir que  $K_c = K_p$ .

c) Como no hay variación en el número de moles de sustancias gaseosas, al reducir el volumen del reactor a la mitad no le ocurrirá nada al equilibrio.

36. Sea el sistema en equilibrio:  $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$

Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) La presión total del reactor será igual a la presión parcial del  $CO_2$ .

b) Si se añade más  $CaCO_3(s)$  se produce más  $CO_2$ .

c)  $K_p$  y  $K_c$  son iguales.

a) **Verdadero.** La presión total del reactor será igual a la presión parcial del  $CO_2$ . La presión total en una mezcla de gases es la suma de las presiones parciales. Como en el sistema en equilibrio solo existe un gas ( $CO_2$ ), la presión total será la de este gas.

b) **Falso.** La cantidad de especie sólida presente no afecta al equilibrio.

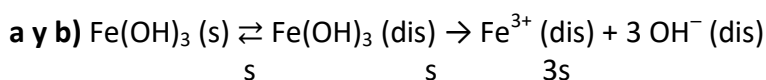
c) **Falso.** La relación entre  $K_p$  y  $K_c$  viene dada por la expresión:  $K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$ , donde  $R$  es la constante de los gases,  $T$  la temperatura y  $\Delta n$  es la variación en el número de moles, según la estequiometría, entre productos y reactivos de sustancias gaseosas. En este caso  $\Delta n = 1$  ya que en productos existe 1 mol de gases y en reactivos ninguno. Por tanto, en este caso la afirmación es falsa, ya que  $K_p = K_c \cdot R T$ .

37. Se dispone de una disolución acuosa saturada de  $Fe(OH)_3$ , compuesto poco soluble.

a) Escriba la expresión del producto de solubilidad para este compuesto.

b) Deduzca la expresión para conocer la solubilidad del hidróxido a partir del producto de solubilidad.

c) Razone cómo varía la solubilidad del hidróxido al aumentar el pH de la disolución.



$$K_S = [Fe^{3+}] \cdot [OH^-]^3 = s \cdot (3s)^3 = 27s^4 \rightarrow s = \sqrt[4]{\frac{K_S}{27}}$$

c) Al aumentar el pH aumenta la  $[OH^-]$  y por efecto de ion común (principio de Le Chatelier) el equilibrio se desplaza hacia la izquierda con lo que disminuye la solubilidad del hidróxido.

38. Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a) Si a una disolución saturada de una sal insoluble se le añade uno de los iones que la forman, disminuye la solubilidad.

b) Dos iones de cargas iguales y de signos opuestas forman un precipitado cuando el producto de sus concentraciones es igual al producto de solubilidad.

c) Para desplazar el equilibrio de solubilidad hacia la formación de más sólido insoluble, se extrae de la disolución parte del precipitado.

a) **Verdadero**, por el efecto del ion común. También se puede justificar diciendo que al añadir un ion común, el equilibrio de solubilidad, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, se desplaza hacia la izquierda y, por tanto, disminuye la solubilidad.

b) **Falso**, para que precipite es necesario que dicho producto supere el producto de solubilidad.

c) **Falso**, la cantidad de sólido en equilibrio con la disolución no afecta a la cantidad disuelta.

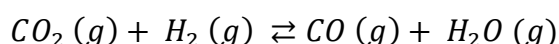
39. Para el equilibrio:  $H_2(g) + CO_2(g) \rightleftharpoons H_2O(g) + CO(g)$ , la constante  $K_c = 4,40$  a 200 K. Calcule:

a) Las concentraciones en el equilibrio cuando se introducen simultáneamente 1 mol de  $H_2$  y 1 mol de  $CO_2$  en un reactor de 4,68 L a dicha temperatura.

b) La presión parcial de cada especie en equilibrio y el valor de  $K_p$ .

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

a)



	$CO_2$	$H_2$	$CO$	$H_2O$
Moles iniciales	1	1	0	0
Cambio nº moles	-x	-x	+x	+x
Moles equilibrio	1-x	1-x	x	x
Concentración equilibrio	$1-x/4,68$	$1-x/4,68$	$x/4,68$	$x/4,68$

$$K_c = \frac{[CO] \cdot [H_2O]}{[CO_2] \cdot [H_2]} = \frac{\frac{x}{4,68} \cdot \frac{x}{4,68}}{\frac{1-x}{4,68} \cdot \frac{1-x}{4,68}} = 4,40 \rightarrow 3,40x^2 - 8,80x + 4,40 = 0 \rightarrow x = 0,68$$

$$[CO] = [H_2O] = \frac{0,68}{4,68} = 0,145 \text{ M}; [CO_2] = [H_2] = \frac{1-0,68}{4,68} = 0,068 \text{ M}$$

b)

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 4,40 \cdot (0,082 \cdot 200)^0 = 4,40$$



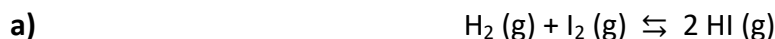
$$p_{H_2O} \cdot V = n_{H_2O} \cdot R \cdot T \rightarrow p_{H_2O} \cdot 4,68 = 0,68 \cdot 0,082 \cdot 200 \rightarrow p_{H_2O} = 2,38 \text{ atm}$$

$$p_{CO} \cdot 4,68 = 0,68 \cdot 0,082 \cdot 200 \rightarrow p_{CO} = 2,38 \text{ atm}$$

$$p_{H_2} \cdot 4,68 = (1 - 0,68) \cdot 0,082 \cdot 200 \rightarrow p_{H_2} = 1,12 \text{ atm}$$

$$p_{CO_2} \cdot 4,68 = (1 - 0,68) \cdot 0,082 \cdot 200 \rightarrow p_{CO_2} = 1,12 \text{ atm}$$

- 40.** Para el equilibrio:  $I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2 HI(g)$ , La constante de equilibrio a 425 °C vale 54,8. Calcule:
- a)** Las concentraciones de todas las especies en equilibrio si se calientan a la citada temperatura 0,60 mol de HI y 0,10 mol de  $H_2$  en un recipiente de 1 L de capacidad.
- b)** El grado de disociación del HI y  $K_p$ .



	$I_2(g)$	$H_2(g)$	HI(g)
Moles iniciales	0	0,10	0,60
Variación nº moles	+ x	+ x	- 2x
Moles equilibrio	x	0,10 + x	0,60 - x

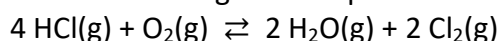
$$K_C = \frac{[HI]^2}{[I_2] \cdot [H_2]} = \frac{\left(\frac{0,60 - 2x}{1}\right)^2}{\frac{x}{1} \cdot \frac{(0,10 + x)}{1}} = 54,8 \rightarrow x = 0,04$$

$$[I_2] = \frac{0,04}{1} = 0,04 \text{ M}; [H_2] = \frac{0,10 + 0,04}{1} = 0,14 \text{ M}; [HI] = \frac{0,60 - 2 \cdot 0,04}{1} = 0,52 \text{ M}$$

**b)**

$$\alpha = \frac{[HI]_{dis}}{[HI]_{in}} = \frac{2x}{[HI]_{in}} = \frac{2 \cdot 0,04}{0,6} = 0,133; \rightarrow K_p = K_C(RT)^{\Delta n} = K_C = 54,8 \text{ (al ser } \Delta n = 0)$$

- 41.** En un recipiente de 4 L, a una cierta temperatura, se introducen 0,16 moles de HCl, 0,08 moles de  $O_2$  y 0,02 moles de  $Cl_2$ , estableciéndose el siguiente equilibrio. Calcule:



Cuando se alcanza el equilibrio hay 0,06 moles de HCl. Calcule:

**a)** Los moles de  $O_2$ ,  $H_2O$  y  $Cl_2$  en el equilibrio.

**b)** El valor de  $K_c$  a esa temperatura.

**a)** De HCl han reaccionado  $0,16 - x = 0,06 \rightarrow x = 0,10$  mol, por lo que de  $O_2$  habrán reaccionado:

$$0,10 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{4 \text{ mol HCl}} = 0,025 \text{ mol y quedarán en el equilibrio: } 0,08 - 0,025 = 0,055 \text{ mol } O_2$$

De  $H_2O$  se habrán formado:  $0,10 \text{ mol HCl} \cdot \frac{2 \text{ mol } H_2O}{4 \text{ mol HCl}} = 0,05 \text{ mol } H_2O$  que serán los que quedan en el equilibrio.

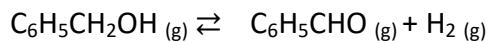
De  $Cl_2$  se habrán formado:  $0,10 \text{ mol HCl} \cdot \frac{2 \text{ mol } Cl_2}{4 \text{ mol HCl}} = 0,05 \text{ mol } Cl_2$  y en el equilibrio habrá:  $0,02 + 0,05 = 0,07 \text{ mol } Cl_2$

**b)** Las concentraciones de cada una de las sustancias son:

$$[HCl] = \frac{0,06}{4} = 0,015 M; [O_2] = \frac{0,055}{4} = 0,01375 M; [H_2O] = \frac{0,05}{4} = 0,0125 M; [Cl_2] = \frac{0,07}{4} = 0,0175 M$$

$$K_c = \frac{[Cl_2]^2 \cdot [H_2O]^2}{[HCl]^4 \cdot [O_2]} = \frac{0,0175^2 \cdot 0,0125^2}{0,015^4 \cdot 0,01375} = 68,74$$

**42.** La deshidrogenación del alcohol bencílico para fabricar benzaldehído (un agente aromatizante) es un proceso de equilibrio descrito por la ecuación:



A 523 K el valor de la constante de equilibrio  $K_p = 0,558$ .

**a)** Si colocamos 1,2 g de alcohol bencílico en un matraz cerrado de 2 L a 523 K, ¿cuál será la presión parcial de benzaldehído cuando se alcance el equilibrio?

**b)** ¿Cuál es el valor de la constante  $K_c$  a esa temperatura?

Datos: Masas atómicas C = 12; O = 16; H = 1.  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

**a)**  $1,2 \text{ g } C_6H_5CH_2OH \cdot \frac{1 \text{ mol}}{108 \text{ g}} = 0,011 \text{ mol} \rightarrow [C_6H_5CH_2OH]_0 = \frac{0,011}{2} = 5,5 \cdot 10^{-3} M$

	$C_6H_5CH_2OH$	$C_6H_5CHO$	$H_2$
Conc. iniciales	$5,5 \cdot 10^{-3}$	0	0
Variación conc.	-x	+x	+x
Conc. equilibrio	$5,5 \cdot 10^{-3} - x$	x	x

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \rightarrow 0,558 = K_c (0,082 \cdot 523)^1 \rightarrow K_c = 0,013$$

$$K_c = \frac{[C_6H_5CHO] \cdot [H_2]}{[C_6H_5CH_2OH]} \rightarrow 0,013 = \frac{x^2}{5,5 \cdot 10^{-3} - x} \rightarrow x = 4,16 \cdot 10^{-3} M$$

$$p_{C_6H_5CHO} \cdot V = n_{C_6H_5CHO} \cdot R \cdot T \rightarrow p_{C_6H_5CHO} = [C_6H_5CHO] \cdot R \cdot T = 4,16 \cdot 10^{-3} \cdot 0,082 \cdot 523 = 0,18 \text{ atm}$$

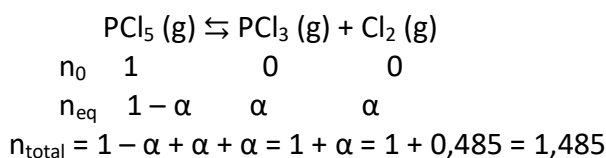
**43.** A 200 °C y presión de 1 atmósfera el  $PCl_5$  se disocia en  $PCl_3$  y  $Cl_2$ , en un 48,5 %. Calcule:

**a)** Las fracciones molares de todas las especies en el equilibrio.

**b)**  $K_c$  y  $K_p$ .

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

**a)** Por cada mol que tengo, desaparece 0,485 moles



$$\chi_{PCl_5} = \frac{n_{PCl_5}}{n_{total}} = \frac{0,515}{1,485} = 0,346; \chi_{PCl_3} = \frac{n_{PCl_3}}{n_{total}} = \frac{0,485}{1,485} = 0,327; \chi_{Cl_2} = \frac{n_{Cl_2}}{n_{total}} = \frac{0,485}{1,485} = 0,327$$

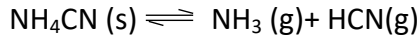
**b)** Las presiones parciales en el equilibrio serán  $p_i = \chi_i \cdot P_t$ :

$$p_{\text{PCl}_5} = 0,346 \cdot 1 = 0,346 \text{ atm}; p_{\text{PCl}_3} = p_{\text{Cl}_2} = 0,327 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{p_{\text{PCl}_3} \cdot p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{PCl}_5}} = \frac{0,327^2}{0,346} = 0,309$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \rightarrow 0,309 = K_c(0,082 \cdot 473)^1 \rightarrow K_c = 7,96 \cdot 10^{-3}$$

**44.** El cianuro de amonio se descompone según el equilibrio:



Cuando se introduce una cantidad de cianuro de amonio en un recipiente de 2 L en el que previamente se ha hecho el vacío, se descompone en parte y cuando se alcanza el equilibrio a la temperatura de 11°C la presión es de 0,3 atm. Calcule:

**a)** Los valores de  $K_c$  y  $K_p$  para dicho equilibrio.

**b)** La cantidad máxima de  $\text{NH}_4\text{CN}$  (en gramos) que puede descomponerse a 11°C en un recipiente de 2L.

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ . Masas atómicas: H = 1; C = 12; N = 14.

**a)**  $\text{NH}_4\text{CN} (\text{s}) \rightleftharpoons \text{NH}_3 (\text{g}) + \text{HCN} (\text{g})$

Con la ecuación de los gases ideales  $PV = nRT$  calculamos el número de moles totales en el equilibrio:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,3 \cdot 2}{0,082 \cdot 284} = 0,0258; n_t = n_{\text{NH}_3} + n_{\text{HCN}} \rightarrow n_{\text{NH}_3} = n_{\text{HCN}} = 0,0128$$

$$K_c = [\text{NH}_3] \cdot [\text{HCN}] = \frac{0,0128}{2} \cdot \frac{0,0128}{2} = 4,096 \cdot 10^{-5}$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 4,096 \cdot 10^{-5} \cdot (0,082 \cdot 284)^2 = 2,2 \cdot 10^{-2}$$

También se puede resolver:

Si la presión total en el equilibrio es 0,3 atm, ésta es la suma de las presiones parciales de los gases, de donde se deduce que la presión parcial de cada uno es

$$P_t = p_{\text{NH}_3} + p_{\text{HCN}} = 0,3 \rightarrow p_{\text{NH}_3} = p_{\text{HCN}} = \frac{0,3}{2} = 0,15 \text{ atm}$$

$$K_p = p_{\text{NH}_3} \cdot p_{\text{HCN}} = 0,15 \cdot 0,15 = 2,2 \cdot 10^{-2}$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \rightarrow 2,2 \cdot 10^{-2} = K_c(0,082 \cdot 284)^2 \rightarrow K_c = 4,1 \cdot 10^{-5}$$

**b)** Se descomponen los mismos moles de  $\text{NH}_4\text{CN}$  que se forman de  $\text{NH}_3$  y  $\text{HCN}$ . Es decir, se descomponen 0,0128 moles de  $\text{NH}_4\text{CN}$ , como la masa molar es de 44 g/mol:

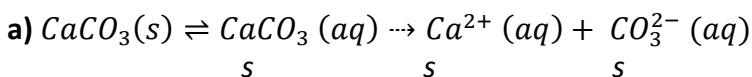
$$\text{masa de } \text{NH}_4\text{CN} = 0,0128 \text{ mol} \cdot 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,563 \text{ g}$$

**45.** El producto de solubilidad del carbonato de calcio,  $\text{CaCO}_3$ , a 25 °C es  $4,8 \cdot 10^{-9}$ . Calcule:

**a)** La solubilidad molar de la sal a 25 °C.

**b)** La masa de carbonato de calcio necesaria para preparar 250 mL de una disolución saturada de dicha sal.

Datos: Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ca = 40.



$$K_S(\text{CaCO}_3) = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = s \cdot s = s^2 \rightarrow s = \sqrt{K_S} = \sqrt{4,8 \cdot 10^{-9}} = 6,93 \cdot 10^{-5} M$$

b)

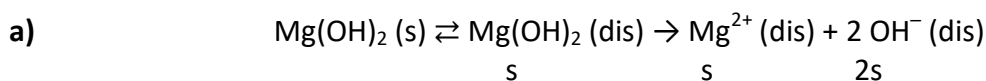
$$0,25 L \cdot 6,93 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{L} \cdot 100 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,0017 \text{ g CaCO}_3$$

46. La solubilidad del hidróxido de magnesio,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ , en agua a 25 °C es  $9,6 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ .

a) Escriba la ecuación de disociación y calcule el producto de solubilidad de este hidróxido a esa temperatura.

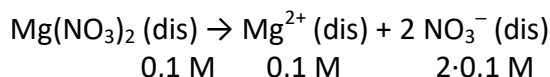
b) Calcule la solubilidad del  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ , a 25 °C, en una disolución 0,1 M de nitrato de magnesio,  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ .

Datos: Masas atómicas H = 1; O = 16; Mg = 24,3.

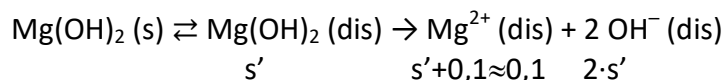


$$9,6 \cdot 10^{-3} \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{58,3 \text{ g}} = 1,65 \cdot 10^{-4} M \rightarrow K_S = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \\ = 4 \cdot (1,65 \cdot 10^{-4})^3 = 1,79 \cdot 10^{-11}$$

b) El  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$  está disuelto y totalmente disociado en agua, por lo que:



La ecuación del equilibrio de solubilidad en presencia del nitrato de magnesio es:



(Hemos hecho la aproximación ya que la concentración de los iones  $\text{Mg}^{2+}$  procedentes de la ionización del  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  es muy pequeña frente a la procedente de la ionización de la sal  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ .

El producto de solubilidad en este supuesto es:

$$K_S = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 \rightarrow 1,79 \cdot 10^{-11} = 0,1 \cdot (2s')^2 \rightarrow s' = \sqrt{\frac{1,79 \cdot 10^{-11}}{0,4}} = 6,7 \cdot 10^{-6} M$$

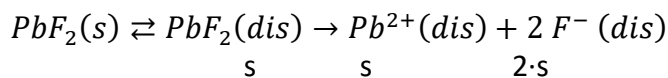
47. A 25 °C, el producto de solubilidad del fluoruro de plomo(II)  $\text{PbF}_2$  es  $K_S = 4 \cdot 10^{-18}$ . Calcule:

a) La masa de  $\text{PbF}_2$  que se podrá disolver el 100 mL de agua a dicha temperatura.

b) La solubilidad del  $\text{PbF}_2$  en una disolución 0,2 M de nitrato de plomo(II)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ .

Datos: Masas atómicas F = 19; Pb = 207,2.

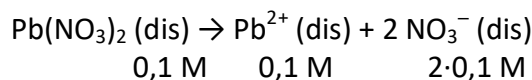
a)



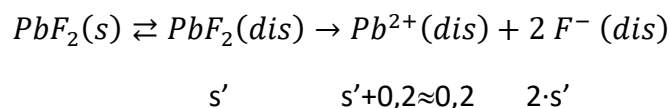
$$K_S = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_{PS}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{4 \cdot 10^{-18}}{4}} = 1 \cdot 10^{-6} M$$

$$0,1 L \cdot 1 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{L} \cdot 245,2 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2,45 \cdot 10^{-5} \text{ g}$$

b) El  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  está disuelto y totalmente disociado en agua, por lo que:



La ecuación del equilibrio de solubilidad en presencia del nitrato de magnesio es:



El producto de solubilidad es:

$$K_S = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 \rightarrow 4 \cdot 10^{-18} = 0,2 \cdot (2s')^2 \rightarrow s' = \sqrt{\frac{4 \cdot 10^{-18}}{0,8}} = 2,2 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

## **PEVAU 2018**

**48.** Para la obtención de  $\text{O}_2$  se utiliza la siguiente reacción:  $4 \text{KO}_2 (\text{s}) + 2 \text{CO}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{K}_2\text{CO}_3 (\text{s}) + 3 \text{O}_2 (\text{g})$   
Sabido que  $K_p$  es 28,5 a  $25^\circ\text{C}$ , justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) Una vez alcanzado el equilibrio, la presión total del sistema es la presión parcial de  $\text{O}_2$  elevado al cubo.

b) La constante  $K_c$  tiene un valor de 28,5.

c) Un aumento de la cantidad de  $\text{KO}_2$  implica una mayor obtención de  $\text{O}_2$

a) Falso. La presión total del sistema será la suma de las presiones parciales del  $\text{CO}_2$  y del  $\text{O}_2$

b) Falso. Al ser

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \rightarrow 28,5 = K_c (0,082 \cdot 298)^1 \rightarrow K_c = 1,16$$

c) Falso. Como el sistema se encuentra en equilibrio,  $K_c = \frac{[\text{CO}_2]^2}{[\text{O}_2]^3}$  por lo que al aumentar la cantidad de  $\text{K}_2\text{O}$  (que está en estado sólido), mientras no se retire totalmente del sistema, su cantidad no afecta a la composición del equilibrio.

**49.** Explique cómo afecta al siguiente equilibrio:  $3 \text{Fe} (\text{s}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{g}) \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4 (\text{s}) + 4 \text{H}_2 (\text{g})$

a) Un aumento del volumen del recipiente donde se lleva a cabo la reacción.

b) Un aumento de la concentración de  $\text{H}_2$ .

c) Un aumento de la cantidad de  $\text{Fe}$  presente en la reacción.

a) Como no hay variación en el número de moles de sustancias gaseosas, al aumentar el volumen del no le ocurrirá nada al equilibrio.

b) Un aumento la concentración de  $\text{H}_2$  conlleva un desplazamiento del equilibrio en el sentido en que se contrarreste dicha variación, es decir, en el sentido en que se consuma más  $\text{H}_2$  y por tanto el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

c) Como el sistema se encuentra en equilibrio,  $K_c = \frac{[\text{H}_2]^4}{[\text{H}_2\text{O}]^4}$  por lo que al añadir  $\text{Fe}$  que está en estado sólido, mientras no se retire totalmente del sistema, su cantidad no afecta a la composición del equilibrio.

**50.** El hidróxido de calcio,  $\text{Ca(OH)}_2$ , es poco soluble en agua. Se dispone de una disolución saturada en equilibrio con su sólido. Razone si la masa del sólido en esa disolución aumenta, disminuye o no se altera al añadir:

- a) Agua.
- b) Disolución de NaOH.
- c) Disolución de HCl.

El equilibrio de disociación del  $\text{Ca(OH)}_2$  es:  $\text{Ca(OH)}_2 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca(OH)}_2 (\text{dis}) \rightarrow \text{Ca}^{2+} (\text{dis}) + 2 \text{OH}^- (\text{dis})$

a) Al añadir agua, aumenta el volumen de la disolución, y disminuyen las concentraciones de  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{OH}^-$ ; esto hace que se desplace el equilibrio hacia la derecha, para reponer iones y aumentar la concentración de los mismos. Ello conlleva una disolución del precipitado. Sin embargo, como el  $\text{Ca(OH)}_2$  es muy poco soluble, habría que añadir muchísima cantidad de agua para disolver cierta cantidad de precipitado.

b) Al añadir NaOH a la disolución estamos añadiendo un ion común ( $\text{OH}^-$ ) por lo que de acuerdo con el principio de Le Chatelier el equilibrio se desplazará hacia la izquierda con lo que la solubilidad disminuirá y la masa de sólido aumentará.

c) Al añadir HCl a la disolución estamos retirando  $\text{OH}^-$  de la misma (por reacción con los  $\text{H}_3\text{O}^+$ ) procedentes del ácido por lo que de acuerdo con el principio de Le Chatelier el equilibrio se desplazará hacia la derecha aumentando la solubilidad y la masa de sólido disminuye.

**51.** Indique, razonadamente, si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) Se puede aumentar la solubilidad del AgCl añadiendo HCl a la disolución.
- b) El producto de solubilidad de una sal es independiente de la concentración inicial de la sal que se disuelve.
- c) La solubilidad de una sal tiene un valor único.

a) Falso. Al añadir HCl estamos añadiendo un ion común  $\text{Cl}^-$  por lo que para que  $K_s$  siga siendo constante, de acuerdo con el principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda y la solubilidad será menor.

b) Verdadero Para una sal insoluble el equilibrio de solubilidad es:  $\text{AB} (\text{s}) \rightleftharpoons \text{AB} (\text{dis}) \rightarrow \text{A}^+ (\text{dis}) + \text{B}^- (\text{dis})$  cuya constante del producto de solubilidad viene dado por:

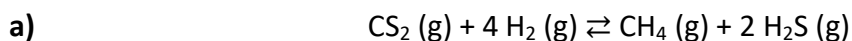
$$K_s(\text{AB}) = [\text{A}^+] \cdot [\text{B}^-]$$

La constante del producto de solubilidad nos indica si precipitará una sal a partir de unas determinadas concentraciones de tal manera que si  $K_s(\text{AB}) > [\text{A}^+] \cdot [\text{B}^-]$  habrá precipitado y si es menor no lo habrá, pero como tal constante es independiente de las concentraciones iniciales de sal que se disuelve y solo depende de la temperatura.

c) Falso. La solubilidad de una sal en una cierta cantidad de disolvente depende de la temperatura.

**52.** En un reactor de 5 L se introducen inicialmente 0,8 moles de  $\text{CS}_2$  y 0,8 moles de  $\text{H}_2$ . A  $300^\circ\text{C}$  se establece el equilibrio:  $\text{CS}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_4 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{S} (\text{g})$ , siendo la concentración de  $\text{CH}_4$  de 0,025 mol/L. Calcule:

- a) La concentración molar de todas las especies en el equilibrio.
- b)  $K_c$  y  $K_p$  a dicha temperatura.



	CS <sub>2</sub>	H <sub>2</sub>	CH <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> S
Concentr. inicial	0,8/5 = 0,16	0,8/5 = 0,16	0	0
Cambio conc.	- 0,025	- 0,1	+ 0,025	+ 0,05
Conc. equilibrio	0,16 - 0,025=0,135	0,16 - 0,1=0,06	0,025	0,05

b)

$$K_c = \frac{[CH_4] \cdot [H_2S]^2}{[CS_2] \cdot [H_2]^4} = \frac{(0,025) \cdot (0,05)^2}{(0,135) \cdot (0,06)^4} = 35,72$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 35,72 \cdot (0,082 \cdot 573)^{-2} = 0,016$$

53. En un recipiente de 2 L se introducen 4,90 g de CuO y se calienta hasta 1025°C, alcanzándose el equilibrio siguiente:  $4 \text{ CuO (s)} \rightleftharpoons 2 \text{ Cu}_2\text{O (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)}$

Si la presión total en el equilibrio es de 0,5 atm, calcule:

a) Los moles de O<sub>2</sub> que se han formado y la cantidad de CuO que queda sin descomponer.

b) Las constantes K<sub>p</sub> y K<sub>c</sub> a esa temperatura.

Datos: R = 0,082 atm·L·K<sup>-1</sup>·mol<sup>-1</sup>. Masas atómicas relativas O=16; Cu=63,5

a) Como se trata de un equilibrio heterogéneo, la presión total en el equilibrio corresponderá con la suma de las presiones parciales de las sustancias gaseosas presentes en el mismo. En este caso la única sustancia gaseosa es el oxígeno. Por tanto  $p_{O_2} = 0,5 \text{ atm}$

$$p_{O_2} \cdot V = n_{O_2} \cdot R \cdot T \rightarrow n_{O_2} = \frac{p_{O_2} \cdot V}{RT} = \frac{0,5 \cdot 2}{0,082 \cdot 1298} = 9,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol } O_2$$

Los moles iniciales de CuO son:  $4,90 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{79,5 \text{ g}} = 0,06 \text{ mol CuO}$ . Como se han formado  $9,4 \cdot 10^{-3}$  moles de O<sub>2</sub>, se habrán descompuesto:

$$9,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol } O_2 \cdot \frac{4 \text{ mol CuO}}{1 \text{ mol } O_2} = 0,0376 \text{ mol CuO}$$

y quedan sin descomponer:  $0,06 - 0,0376 = 0,0224 \text{ mol de CuO (es decir, 1,78 g)}$

b)

$$K_p = p_{O_2} = 0,5 \rightarrow K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \rightarrow 0,5 = K_c (0,082 \cdot 1298)^1 \rightarrow K_c = 4,53 \cdot 10^{-3}$$

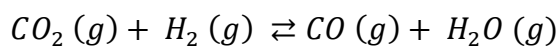
54. Se añade el mismo número de moles de CO<sub>2</sub> que de H<sub>2</sub> en un recipiente cerrado de 2 L que se encuentra a 1259 K, estableciéndose el siguiente equilibrio:  $\text{H}_2 \text{ (g)} + \text{CO}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O (g)} + \text{CO (g)}$

Una vez alcanzado el equilibrio, la concentración de CO es 0,16 M y el valor de K<sub>c</sub> es 1,58. Calcule:

a) Las concentraciones del resto de los gases en el equilibrio.

b) La presión total del sistema en el equilibrio.

Dato: R = 0,082 atm·L·mol<sup>-1</sup>·K<sup>-1</sup>



	CO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub>	CO	H <sub>2</sub> O
Concentr. inicial	x	x	0	0
Cambio conc.	-0,16	-0,16	+0,16	+0,16
Conc. equilibrio	x-0,16	x-0,16	0,16	0,16

$$K_c = \frac{[CO] \cdot [H_2O]}{[CO_2] \cdot [H_2]} \rightarrow 1,58 = \frac{0,16 \cdot 0,16}{(x-0,16) \cdot (x-0,16)} \rightarrow x = 0,28$$

(La otra solución de la ecuación  $x = 0,033$  no es posible porque la concentración inicial de CO<sub>2</sub> o de H<sub>2</sub> sería negativa).

Por tanto, las concentraciones de los gases en equilibrio serán:

$$[CO_2] = [H_2] = 0,28 - 0,16 = 0,12 \text{ M}; [CO] = [H_2O] = 0,16 \text{ M}$$

b)

$$P_T = \frac{n_T RT}{V} = c_T \cdot R \cdot T = 0,56 \cdot 0,082 \cdot 1259 = 57,8$$

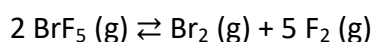
55. A temperaturas elevadas, el BrF<sub>5</sub> se descompone según la reacción:  $2 \text{ BrF}_5(g) \rightleftharpoons \text{Br}_2(g) + 5 \text{ F}_2(g)$ . En un recipiente herméticamente cerrado de 10 L, se introducen 0,1 moles de BrF<sub>5</sub> y se deja que el sistema alcance el equilibrio a 1500 K. Si en el equilibrio la presión total es de 2,12 atm, calcule:

a) El número de moles de cada gas en el equilibrio.

b) El valor de K<sub>p</sub> y K<sub>c</sub>.

Dato: R = 0,082 atm·L·mol<sup>-1</sup>·K<sup>-1</sup>

a)



	BrF <sub>5</sub>	Br <sub>2</sub>	F <sub>2</sub>
Moles iniciales	0,1	0	0
Variación	-2x	+x	+5x
Moles equilibrio	0,1-2x	x	5x

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \rightarrow 2,12 \cdot 10 = (0,1 + 5x) \cdot 0,082 \cdot 1500 \rightarrow x = 0,014 \text{ mol}$$

$$\text{Moles BrF}_5 = 0,1 - 2 \cdot 0,014 = 0,072; \text{ moles Br}_2 = 0,014; \text{ moles F}_2 = 5 \cdot 0,014 = 0,07$$

$$p_{\text{BrF}_5} \cdot 10 = (0,1 - 2 \cdot 0,014) \cdot 0,082 \cdot 1500 \rightarrow p_{\text{BrF}_5} = 0,88 \text{ atm};$$

$$p_{\text{Br}_2} \cdot 10 = 0,014 \cdot 0,082 \cdot 1500 \rightarrow p_{\text{Br}_2} = 0,17 \text{ atm}$$

$$p_{\text{F}_2} \cdot 10 = 5 \cdot 0,014 \cdot 0,082 \cdot 1500 \rightarrow p_{\text{F}_2} = 0,85 \text{ atm}$$

b)



$$K_p = \frac{p_{Br_2} \cdot p_{F_2}^5}{p_{BrF_5}^2} = \frac{0,17 \cdot 0,85^5}{0,88^2} = 0,097 \rightarrow K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n} = 0,097 \cdot (0,082 \cdot 1500)^{-4} \\ = 4,24 \cdot 10^{-10}$$

**56.** El  $\text{NaHCO}_3$  (s) se utiliza en la fabricación del pan. Su descomposición térmica desprende  $\text{CO}_2$ , produciendo pequeñas burbujas en la masa que hacen que suba el pan al hornearlo. Para la reacción:  $2 \text{NaHCO}_3$  (s)  $\rightleftharpoons$   $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (s) +  $\text{CO}_2$  (g) +  $\text{H}_2\text{O}$  (g),  $K_p$  tiene un valor de 3,25 a  $125^\circ\text{C}$ . Si se calientan a esa temperatura 100 g de  $\text{NaHCO}_3$  (s) en un recipiente cerrado de 2 L de capacidad, calcule:

**a)** El valor de la presión parcial de cada uno de los gases y la presión total cuando se alcance el equilibrio.

**b)** La masa de  $\text{NaHCO}_3$  que se ha descompuesto y la masa de todos los sólidos que quedan en el recipiente.

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Masas atómicas relativas  $\text{H}=1$ ;  $\text{C}=12$ ;  $\text{O}=16$ ;  $\text{Na}=23$

a) Por cada dos moles que reaccionen de  $\text{NaHCO}_3$  se obtiene un mol de  $\text{H}_2\text{O}$  (g) y un mol de  $\text{CO}_2$  (g). Por tanto, en el equilibrio habrá los mismos moles de  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{CO}_2$ , y sus presiones parciales serán iguales:

$$K_p = p_{\text{H}_2\text{O}} \cdot p_{\text{CO}_2} = p_i^2 \rightarrow 3,25 = p_i^2 \rightarrow p_{\text{H}_2\text{O}} = p_{\text{CO}_2} = 1,8 \text{ atm}$$

$$P_T = p_{\text{H}_2\text{O}} + p_{\text{CO}_2} = 1,8 + 1,8 = 3,6 \text{ atm}$$

b) Como por cada mol de  $\text{CO}_2$  (o de  $\text{H}_2\text{O}$ ) que se forma reaccionan dos moles de  $\text{NaHCO}_3$ , podemos hallar los moles formados de  $\text{CO}_2$  a partir de la ecuación de los gases ideales y a partir de ahí la cantidad la masa de  $\text{NaHCO}_3$  que ha reaccionado.

$$p_{\text{CO}_2} \cdot V = n_{\text{CO}_2} \cdot R \cdot T \rightarrow 1,8 \cdot 2 = n_{\text{CO}_2} \cdot 0,082 \cdot 398 \rightarrow n_{\text{CO}_2} = 0,11 \text{ moles } \text{CO}_2 \\ \rightarrow 0,11 \text{ moles } \text{CO}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } \text{NaHCO}_3}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} \cdot \frac{84 \text{ g } \text{NaHCO}_3}{1 \text{ mol}} = 18,5 \text{ g } \text{NaHCO}_3$$

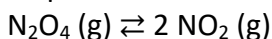
Que será la masa de  $\text{NaHCO}_3$  que queda en el recipiente, por lo que se habrá descompuesto:

$$100 - 18,5 = 81,5 \text{ g de } \text{NaHCO}_3$$

De la misma manera, la masa de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  que queda será:

$$0,11 \text{ mol } \text{CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} \cdot \frac{106 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 11,66 \text{ g } \text{Na}_2\text{CO}_3$$

**57.** En un recipiente de 2 L y a  $100^\circ\text{C}$  se encontró que los moles de  $\text{N}_2\text{O}_4$  y  $\text{NO}_2$  eran 0,4 y 0,6 respectivamente. Sabiendo que  $K_c$  a dicha temperatura es de 0,212 para la reacción:



**a)** Razone si el sistema se encuentra en equilibrio.

**b)** Calcule las concentraciones de  $\text{NO}_2$  y  $\text{N}_2\text{O}_4$  en el equilibrio.

**a)** Vemos el cociente de reacción:

$$Q_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{0,6^2}{0,4} = 0,9$$

Como es mayor que  $K_c$  el sistema no se encuentra en equilibrio y para que se alcance el equilibrio debe disminuir el numerador (o aumentar el denominador) por lo que el sistema se desplaza hacia la izquierda.

b)

	$N_2O_4$	$NO_2$
Moles iniciales	0,4	0,6
Cambio nº moles	+ x	- 2x
Moles equilibrio	0,4 + x	0,6 - 2x
Concentración equilibrio	(0,4 + x)/2	(0,6 - 2x)/2

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} \rightarrow 0,212 = \frac{\left(\frac{0,6 - 2x}{2}\right)^2}{\left(\frac{0,4 + x}{2}\right)} \rightarrow x = 0,0755$$

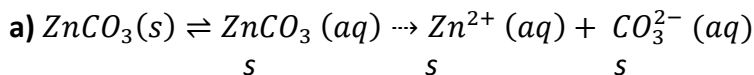
La otra solución de la ecuación (0,63) no es válida al quedarnos sin moles de  $NO_2$ . Por tanto las concentraciones en el equilibrio serán:

$$[N_2O_4] = \frac{0,4 + x}{2} = \frac{0,4 + 0,0755}{2} = 0,238 \text{ M}; [NO_2] = \frac{0,6 - 2x}{2} = \frac{0,6 - 2 \cdot 0,0755}{2} = 0,223 \text{ M}$$

58. Basándose en las reacciones químicas correspondientes:

a) Calcule la solubilidad en agua del  $ZnCO_3$  en mg/L.

b) Justifique si precipitará  $ZnCO_3$  al mezclar 50 mL de  $Na_2CO_3$  0,01 M con 200 mL de  $Zn(NO_3)_2$  0,05 M. Datos:  $K_S(ZnCO_3) = 2,2 \cdot 10^{-11}$ . Masas atómicas relativas C=12; O=16; Zn=65,4



$$K_S(ZnCO_3) = [Zn^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}] = s \cdot s = s^2 \rightarrow s = \sqrt{K_S} = \sqrt{2,2 \cdot 10^{-11}} = 4,7 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$4,7 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \frac{125,4 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 5,9 \cdot 10^{-4} \text{ mg/L}$$

b) En 50 mL de  $Na_2CO_3$  0,01 M hay:  $0,05 \text{ L} \cdot \frac{0,01 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol } CO_3^{2-} \rightarrow [CO_3^{2-}] = \frac{5 \cdot 10^{-4}}{0,25} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

En 200 mL de  $Zn(NO_3)_2$  0,05 M hay:  $0,2 \text{ L} \cdot \frac{0,05 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,01 \text{ mol de } Zn^{2+} \rightarrow [Zn^{2+}] = \frac{0,01}{0,25} = 0,04 \text{ M}$

$$[Zn^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}] = (0,04) \cdot (2 \cdot 10^{-3}) = 8 \cdot 10^{-5} > K_S \rightarrow \text{Si se formará precipitado}$$

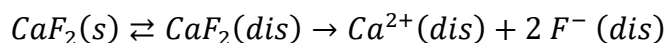
59. Basándose en las reacciones químicas correspondientes, calcule la concentración de ion fluoruro:

a) En una disolución saturada de fluoruro de calcio ( $CaF_2$ ).

b) Si la disolución es además 0,2 M en cloruro de calcio ( $CaCl_2$ ).

Dato:  $K_S(CaF_2) = 3,9 \cdot 10^{-11}$

a)

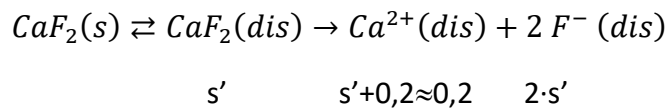
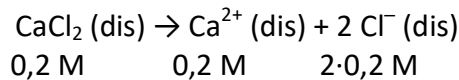


$$K_S = [Ca^{2+}] \cdot [F^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_S}{4}} = \sqrt[3]{\frac{3,9 \cdot 10^{-11}}{4}} = 1,76 \cdot 10^{-3} M$$

$$[F^-] = 2 \cdot s = 2 \cdot 1,76 \cdot 10^{-3} = 3,52 \cdot 10^{-3} M$$

**b)**

El  $CaCl_2$  está disuelto y totalmente disociado en agua, por lo que:



El producto de solubilidad es:

$$K_S = [Ca^{2+}] \cdot [F^-]^2 \rightarrow 3,9 \cdot 10^{-11} = 0,2 \cdot (2s')^2 \rightarrow s' = \sqrt{\frac{3,9 \cdot 10^{-11}}{0,8}} = 7 \cdot 10^{-6} M$$

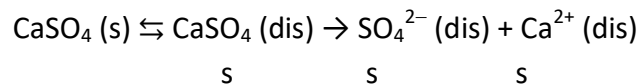
**60.** Basándose en las reacciones químicas correspondientes, calcule la solubilidad del  $CaSO_4$ :

**a)** En agua pura.

**b)** En una disolución 0,50 M de sulfato de sodio ( $Na_2SO_4$ ).

Dato:  $K_S (CaSO_4) = 9,1 \cdot 10^{-6}$

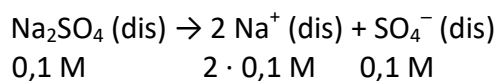
**a)**



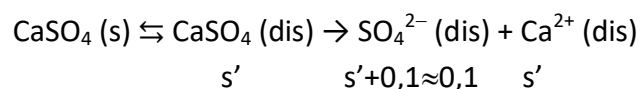
$$K_S = [Ca^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = s \cdot s = s^2 \rightarrow s = \sqrt{K_S} = \sqrt{9,1 \cdot 10^{-6}} = 3 \cdot 10^{-3} M$$

**b)**

El  $Na_2SO_4$  está disuelto y totalmente disociado en agua, por lo que:



La ecuación del equilibrio de solubilidad en presencia de  $Na_2SO_4$  es:

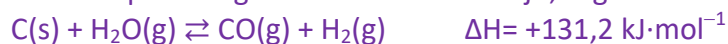


El producto de solubilidad es:

$$K_S = [Ca^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = s' \cdot 0,1 \rightarrow s' = \frac{9,1 \cdot 10^{-6}}{0,1} = 9,1 \cdot 10^{-5} M$$

### PEVAU 2019

61. Uno de los métodos utilizados industrialmente para la obtención de hidrógeno consiste en hacer pasar una corriente de vapor de agua sobre carbón al rojo, según la reacción:



Explique cómo afectan los siguientes cambios al rendimiento de producción de  $H_2$ :

- La adición de  $C(s)$ .
- El aumento de la temperatura.
- La reducción del volumen del recipiente.

**Sol.:** No afecta; Aumenta; Disminuye.

62. Un recipiente de 2L contiene 1,37 moles de  $FeBr_3$ , 2,42 moles de  $FeBr_2$  y 1,34 moles de  $Br_2$ , a una temperatura dada. Sabiendo que para la reacción:  $2 FeBr_3(s) \rightleftharpoons 2 FeBr_2(g) + Br_2(g)$ , la constante de equilibrio,  $K_C$ , a esa temperatura vale 0,683, responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- ¿Se encuentra el sistema en equilibrio?
- Si no lo está, ¿en qué sentido evolucionará?
- Una vez en equilibrio, ¿qué ocurrirá si aumentamos el volumen del recipiente?

**Sol.:** No; Izquierda; Derecha.

63. Indique, razonadamente, si para aumentar la solubilidad del  $PbCl_2$  en agua habría que:

- Añadir más agua.
- Añadir HCl.
- Aumentar la temperatura.

**Sol.:** Casi nada; Disminuye; Aumenta.

64. Se dispone de una disolución acuosa saturada de  $Fe(OH)_3$ , compuesto poco soluble.

- Escriba la ecuación del equilibrio y la expresión del producto de solubilidad.
- Deduzca la expresión que permite calcular su solubilidad a partir de  $K_S$ .
- Razone cómo varía su solubilidad al aumentar el pH de la disolución.

**Sol.:** b)  $s = (K_S/27)^{1/4}$ ; c) Disminuye.

65. En un recipiente de 2 L se introducen 0,043 moles de  $NOCl(g)$  y 0,01 moles de  $Cl_2(g)$ . Se cierra, se calienta hasta una temperatura de  $30^\circ C$  y se deja que se alcance el equilibrio:



Calcule:

- El valor de  $K_C$  sabiendo que en el equilibrio se encuentran 0,031 moles de  $NOCl(g)$ .
- La presión total y las presiones parciales de cada gas en el equilibrio.

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

**Sol.:**  $5,24 \cdot 10^{-3}$ ; 1,40 atm,  $NOCl$ : 0,385 atm,  $Cl_2$ : 0,87 atm,  $NO$ : 0,149 atm.

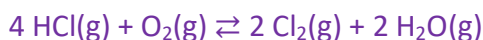
66. En un recipiente de 5 L se introducen 1 mol de  $SO_2$  y 1 mol de  $O_2$  y se calienta a  $727^\circ C$ , produciéndose la siguiente reacción:  $2 SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2 SO_3(g)$ . Una vez alcanzado el equilibrio, se analiza la mezcla encontrando que hay 0,15 moles de  $SO_2$ . Calcule:

- Los gramos de  $SO_3$  que se forman.
- El valor de la constante de equilibrio  $K_C$ .

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ; masas atómicas relativas  $S=32$  y  $O=16$ .

**Sol.:** 68 g; 41,9.

**67.** La obtención de dicloro mediante el proceso Deacon tiene lugar por medio de la siguiente reacción:



Si a  $390^\circ\text{C}$  se mezclan 0,08 moles de HCl y 0,1 moles de  $\text{O}_2$  se forman, a la presión total de 1 atmósfera,  $3,32\cdot 10^{-2}$  moles de  $\text{Cl}_2$ . Calcule:

**a)** El volumen del recipiente que contiene la mezcla.

**b)** El valor de  $K_p$  a esa temperatura.

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

**Sol.:** 12,36 L; 0,069.

**68.** En un matraz de 5 L se introduce una mezcla de 0,92 moles de  $\text{N}_2$  y 0,51 moles de  $\text{O}_2$ . Se calienta la mezcla hasta 2200 K, estableciéndose el equilibrio  $\text{N}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO(g)}$ . Teniendo en cuenta que en estas condiciones reacciona el 1,09 % del  $\text{N}_2$  inicial con el  $\text{O}_2$  correspondiente, calcule:

**a)** La concentración de todos los compuestos en el equilibrio a 2200 K.

**b)** El valor de las constantes  $K_C$  y  $K_p$  a esa temperatura.

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

**Sol.:**  $\text{N}_2$ : 0,182 M,  $\text{O}_2$ : 0,01 M;  $\text{NO}$ :  $4\cdot 10^{-3}$  M;  $8,8\cdot 10^{-3}$ .

**69.** La descomposición del hidrogenosulfuro de amonio según la reacción

$\text{NH}_4\text{HS(s)} \rightleftharpoons \text{NH}_3\text{(g)} + \text{H}_2\text{S(g)}$ , es un proceso endotérmico. Una muestra de 6,16 g del sólido se coloca en un recipiente al vacío de 4 L a  $24^\circ\text{C}$ . Una vez alcanzado el equilibrio la presión total en el interior es de 0,709 atm. Calcule:

**a)** El valor de  $K_p$  para la reacción.

**b)** El porcentaje de sólido que se ha descompuesto.

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ; masas atómicas relativas  $N=14$ ,  $H=1$  y  $S=32$ .

**Sol.:** 0,126; 48%.

**70.** Cuando el óxido de mercurio  $\text{HgO(s)}$  se calienta en un recipiente cerrado, en el que se ha hecho el vacío, se disocia reversiblemente en vapor de mercurio y oxígeno, de acuerdo con el equilibrio:

$2 \text{HgO(s)} \rightleftharpoons 2 \text{Hg(g)} + \text{O}_2\text{(g)}$ . Tras alcanzar el equilibrio, la presión total fue de 0,185 atm a  $380^\circ\text{C}$ . Calcule:

**a)** Las presiones parciales de cada uno de los componentes gaseosos.

**b)** El valor de las constantes de equilibrio  $K_p$  y  $K_C$ .

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

**Sol.:**  $\text{Hg}$ : 0,124 atm,  $\text{O}_2$ : 0,062 atm;  $9,53\cdot 10^{-4}$ ,  $6,2\cdot 10^{-9}$ .

**71.** El  $\text{PbCO}_3$  es una sal muy poco soluble en agua con una  $K_S$  de  $1,5\cdot 10^{-15}$ . Calcule, basándose en las reacciones correspondientes:

**a)** La solubilidad de la sal.

**b)** Si se mezclan 150 mL de una disolución de  $\text{Pb(NO}_3)_2$  de concentración 0,04 M con 50 mL de una disolución de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  de concentración 0,01 M, razone si precipita el  $\text{PbCO}_3$ .

**Sol.:**  $8,32\cdot 10^{-6}$  M; Si se forma.

**72.** En diversos países la fluoración del agua de consumo humano es utilizada para prevenir la caries.

a) Si el producto de solubilidad,  $K_s$ , del  $\text{CaF}_2$  es  $10^{-10}$ , calcule basándose en las reacciones correspondientes la solubilidad de  $\text{CaF}_2$ .

b) ¿Qué cantidad de  $\text{NaF}$  hay que añadir a 1 L de una disolución que contiene  $20 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$  de  $\text{Ca}^{2+}$  para que empiece a precipitar  $\text{CaF}_2$ ?

Datos: masas atómicas relativas  $\text{F}=19$ ;  $\text{Na}=23$  y  $\text{Ca}=40$ .

**Sol.:** 0,029 M; 0,019 g.

73. El producto de solubilidad a  $25^\circ\text{C}$  del  $\text{MgF}_2$  es de  $8\cdot 10^{-8}$ . Basándose en las reacciones correspondientes:

a) ¿Cuántos gramos de  $\text{MgF}_2$  se pueden disolver en 250 mL de agua?

b) ¿Cuántos gramos de  $\text{MgF}_2$  se disolverán en 250 mL de una disolución de concentración 0,1 M de  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ?

Datos: masas atómicas relativas  $\text{Mg}=24,3$  y  $\text{F}=19$ .

**Sol.:** 0,042 g;  $4,9\cdot 10^{-3}$  g.

### PEvAU 2020

74.- Sabiendo que el valor de  $K_s$  del  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  a  $25^\circ\text{C}$  es  $1,2\cdot 10^{-12}$ .

a) Exprese el valor de  $K_s$  en función de la solubilidad.

b) Razone como afectará a su solubilidad en agua la adición de  $\text{MgF}_2$  a la disolución.

c) Justifique como afectará a su solubilidad un aumento del pH.

**Sol.:**  $K_s = 4s^3$ ; Disminuye; Disminuye.

75.- Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a) Para un equilibrio,  $K_p$  nunca puede ser más pequeña que  $K_c$ .

b) Para aumentar la concentración de  $\text{NO}_2$  en el equilibrio  $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 (\text{g})$ ,  $\Delta H=+58,2 \text{ kJ/mol}$ , tendremos que calentar el sistema.

c) Un incremento de presión en el siguiente equilibrio  $2 \text{C} (\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{CH}_4 (\text{g})$  aumenta la producción de metano gaseoso.

**Sol.:** F; V; F.

76.- En el siguiente equilibrio  $2\text{NO}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$ , razone si las siguientes afirmaciones son correctas o no:

a) Un aumento de la presión en el sistema favorece la formación de  $\text{NO}$ .

b) Un aumento de la concentración de  $\text{O}_2$  desplaza el equilibrio a la izquierda.

c)  $K_p$  es igual a  $K_c$ .

**Sol.:** F; V; F.

77.- Disponemos en un recipiente de una disolución saturada de  $\text{CaF}_2$  (aq) en equilibrio con  $\text{CaF}_2$  (s), depositado en el fondo. Explique qué sucederá si se añade:

a) Agua.

b) Fluoruro de calcio,  $\text{CaF}_2$  (s).

c) Fluoruro de sodio  $\text{NaF}$  (s).

**Sol.:** Disolución del precipitado; Nada; Disminuye la solubilidad.

**78.-** En un recipiente de 5 litro se introducen 2,0 moles de  $\text{PCl}_5$  (g) y 1,0 moles de  $\text{PCl}_3$  (g). La temperatura se eleva a 250 °C estableciéndose el siguiente equilibrio:  $\text{PCl}_5$  (g)  $\rightleftharpoons$   $\text{PCl}_3$  (g) +  $\text{Cl}_2$  (g). Sabiendo que  $K_C$  para la reacción a esa misma temperatura es 0,42, calcule:

**a)** La concentración de  $\text{Cl}_2$  (g) en el equilibrio.

**b)** El valor de  $K_p$  a esa misma temperatura y la presión en el recipiente una vez alcanzado el equilibrio.

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

**Sol.:** 0,2 M; 18; 25,7 atm.

**79.-** Si el producto de solubilidad del yoduro de plata, AgI, es  $1,5 \cdot 10^{-16}$  a 25 °C

**a)** Calcule la concentración, en g/L, de iones  $\text{Ag}^+$  de la disolución saturada, basándose en el equilibrio correspondiente.

**b)** ¿Se formará precipitado de AgI si se mezclan 10 mL de NaI de concentración  $1 \cdot 10^{-9}$  M y 30 mL de  $\text{AgNO}_3$  de concentración  $4 \cdot 10^{-7}$  M?

Datos: Masa atómica relativa; Ag = 108

**a)**  $1,3 \cdot 10^{-6}$  g/L; No.

**80.-** El cloruro de nitrosilo (NOCl) se forma según la reacción:  $2 \text{NO}$  (g) +  $\text{Cl}_2$  (g)  $\rightleftharpoons$   $2 \text{NOCl}$  (g), cuya  $K_C = 4,6 \cdot 10^4$  a 298 K. En el equilibrio en un matraz de 1,5 L hay 4,125 moles de NOCl y 0,2215 moles de  $\text{Cl}_2$ . Calcule:

**a)** La presión parcial del NO en el equilibrio.

**b)** El valor de la  $K_p$  a esa temperatura y la presión total del matraz en el equilibrio.

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

**Sol.:** 0,49 atm;  $1,1 \cdot 10^6$ , 71,3 atm

**81.- a)** Sabiendo que en 200 mL de una disolución saturada de  $\text{SrF}_2$  hay disueltos 14,6 mg de dicha sal, calcule su producto de solubilidad.

**b)** Determine justificadamente, si se forma precipitado de  $\text{PbI}_2$  al mezclar 50 mL de una disolución de KI de concentración  $1,2 \cdot 10^{-3}$  M con 30 mL de otra disolución de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  de concentración  $3 \cdot 10^{-3}$  M.

Datos:  $K_S (\text{PbI}_2) = 7,9 \cdot 10^{-9}$ . Masas atómicas relativas: Sr = 87,6; F = 19

**Sol.:**  $2,3 \cdot 10^{-3}$ ; No.

**82.-** En un recipiente cerrado y vacío de 5 L de capacidad a 727 °C se introducen 1 mol de selenio y 1 mol de hidrógeno, alcanzándose el equilibrio siguiente:  $\text{Se}$  (g) +  $\text{H}_2$  (g)  $\rightleftharpoons$   $\text{H}_2\text{Se}$  (g)

Cuando se alcanza el equilibrio se observa que la presión en el interior del recipiente es de 18,1 atm. Calcule:

**a)** Las concentraciones de cada una de las especies en el equilibrio.

**b)** El valor de  $K_p$  y  $K_C$ ,

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

**Sol.:**  $[\text{Se}] = [\text{H}_2] = 0,025 \text{ M}$ ,  $[\text{H}_2\text{Se}] = 0,174 \text{ M}$ ; 3,4, 278,4

**83.- a)** Calcule la solubilidad el fluoruro de calcio,  $\text{CaF}_2$ , en agua pura.

**b)** Calcule la solubilidad del fluoruro de calcio,  $\text{CaF}_2$ , en una disolución de fluoruro de sodio, NaF, 0,2M.

Datos:  $K_S (\text{CaF}_2) = 3,5 \cdot 10^{-11}$

**Sol.:**  $2,1 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ ;  $8,75 \cdot 10^{-10} \text{ M}$

**84.-** En un recipiente de 10 L se introducen 0,61 moles de  $\text{CO}_2$  y 0,39 moles de  $\text{H}_2$  calentando hasta  $1250^\circ\text{C}$ . Una vez alcanzado el equilibrio según la reacción:  $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ , se analiza la mezcla de gases, encontrándose 0,35 moles de  $\text{CO}_2$ .

**a)** Calcule la presión total en el equilibrio.

**b)** Calcule el valor de  $K_C$  y  $K_P$  a esa temperatura.

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

**Sol.:** 25 atm; 3,45, 3,45

**85.-** Sabiendo que el producto de solubilidad del difluoruro de plomo,  $\text{PbF}_2$ , a  $25^\circ\text{C}$  es  $3,6 \cdot 10^{-8}$ . Determine:

**a)** La masa de  $\text{PbF}_2$  que se puede disolver en 100 mL de agua pura.

**b)** La masa de  $\text{PbF}_2$  que se puede disolver en 100 mL de una disolución de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  de concentración 0,02 M.

Datos: Masas atómicas relativas:  $\text{Pb} = 207$ ,  $\text{F} = 19$ .

**Sol.:**  $2,1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ ;  $6,7 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

**86.-** El cloruro de amonio se descompone según la reacción:  $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g})$ . En un recipiente de 5 L, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 2,5 g de cloruro de amonio y se calienta a  $300^\circ\text{C}$  hasta alcanzar el equilibrio. Si el valor de  $K_P = 1,2 \cdot 10^{-3}$ , calcule:

**a)** La presión total de la mezcla en equilibrio.

**b)** La masa de cloruro de amonio sólido que queda en el recipiente.

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ ; Masas atómicas relativas:  $\text{H} = 1$ ,  $\text{N} = 14$ ,  $\text{Cl} = 35,5$ .

**Sol.:** 0,07 atm; 2,3 g.

**87.-** A  $20^\circ\text{C}$  la solubilidad del hidróxido de plata,  $\text{AgOH}$ , en agua pura es 0,015 g/L. Calcule:

**a)** El producto de solubilidad a  $20^\circ\text{C}$ .

**b)** La solubilidad del hidróxido de plata en una disolución de  $\text{pH} = 12$ .

Datos: Masas atómicas relativas:  $\text{Ag} = 108$ ,  $\text{O} = 16$ ,  $\text{H} = 1$ .

**Sol.:**  $1,44 \cdot 10^{-8}$ ;  $1,44 \cdot 10^{-6}$

**88.-** Para el equilibrio:  $\text{SnO}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Sn}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$  a  $750^\circ\text{C}$  la presión total del sistema es 32 mmHg y la presión parcial del agua es 23,7 mmHg. Calcule:

**a)** El valor de  $K_P$  para dicha reacción a  $750^\circ\text{C}$ .

**b)** Los moles de agua y de hidrógeno presentes en el equilibrio, sabiendo que el volumen del reactor es de 2 L.

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

**Sol.:** 8,15;  $7,43 \cdot 10^{-4} \text{ mol H}_2\text{O}$ ,  $2,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol H}_2$ .

**89.- a)** Se mezclan 100 mL de una disolución de nitrato de talio ( $\text{TlNO}_3$ )  $4 \cdot 10^{-2} \text{ M}$  con 300 mL de otra disolución de cloruro de sodio ( $\text{NaCl}$ )  $8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ . Sabiendo que el producto de solubilidad del cloruro de talio ( $\text{TlCl}$ ) es  $1,9 \cdot 10^{-4}$ , deduzca si precipita dicha sal en estas condiciones.

**b)** Calcule la solubilidad del  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  en agua pura, sabiendo que su producto de solubilidad es  $3,4 \cdot 10^{-4}$ .

**Sol.:** No; 0,044 M.



## PEvAU 2021

**90.-** Dada la reacción a 25°C y 1 atm de presión  $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}(\text{g})$ ;  $\Delta H = 180,2 \text{ kJ}$ , razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) La constante de equilibrio  $K_p$  se duplica si se duplica la presión.
- b) El sentido de la reacción se favorece hacia la izquierda si se aumenta la temperatura.
- c) El valor de la constante de equilibrio para este proceso depende del catalizador utilizado.

**Sol.:** F; V; F.

**91.-** Se prepara una disolución de  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  en agua, quedando en el fondo del recipiente una parte de sólido sin disolver. Justifique cómo afecta a la solubilidad del compuesto:

- a) La adicción de  $\text{FeCl}_2$ .
- b) Un aumento del pH.
- c) La adicción de agua.

**Sol.:** Disminuye; Disminuye; Aumenta.

**92.-** Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) Para una disolución saturada de hidróxido de aluminio,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , se cumple que  $K_S = [\text{Al}^{3+}] \cdot [\text{OH}^-]$
- b) En una disolución saturada de fluoruro de bario,  $\text{BaF}_2$ , se cumple que  $[\text{Ba}^{2+}] = 2[\text{F}^-]$
- c) El producto de solubilidad ( $K_S$ ) del  $\text{MgF}_2$  disminuye al añadir  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$  a una disolución de  $\text{MgF}_2$ .

**Sol.:** F; V; F.

**93.-** Dado el equilibrio  $\text{N}_2\text{F}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NF}_2(\text{g})$  con  $\Delta H^0 = 38,5 \text{ kJ}$ , razone los cambios que se producen si:

- a) La mezcla de reacción se calienta.
- b) El gas  $\text{NF}_2$  se elimina de la mezcla de reacción a temperatura y volumen constante.
- c) Se añade helio gaseoso a la mezcla de reacción a temperatura y volumen constante.

**Sol.:** Aumenta  $[\text{NF}_2]$ ; Aumenta  $[\text{NF}_2]$ ; Ningún cambio.

**94.-** Para la reacción de disociación de  $\text{N}_2\text{O}_4$  gaseoso,  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$ , la constante de equilibrio  $K_p$  vale 2,49 a 60°C.

a) Sabiendo que la presión total en el equilibrio es de 1 atm, calcule el grado de disociación del  $\text{N}_2\text{O}_4$  a esa temperatura y las presiones parciales de las especies en el equilibrio.

b) Determine el valor de  $K_c$ .

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

**Sol.:**  $\alpha = 0,62$ ,  $\text{N}_2\text{O}_4 = 0,235 \text{ atm}$ ,  $\text{NO}_2 = 0,765 \text{ atm}$ ; 0,0911

**95.-** Una disolución saturada de yoduro de plomo(II) ( $\text{PbI}_2$ ) en agua tiene una concentración de  $0,56 \text{ gL}^{-1}$ . Calcule:

a) El producto de solubilidad,  $K_S$ , del yoduro de plomo(II).

b) La solubilidad del  $\text{PbI}_2$  a la misma temperatura, en una disolución  $0,5 \text{ M}$  de yoduro de potasio (KI).

Datos: Masas atómicas relativas: I = 127; Pb = 207.

**Sol.:**  $6,91 \cdot 10^{-9}$ ;  $2,76 \cdot 10^{-8} \text{ M}$

**96.-** Se calienta  $\text{NOCl}$  puro a 240°C en un recipiente de 1 L, estableciéndose el siguiente equilibrio:

$2\text{NOCl(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)}$ . Sabiendo que la presión total en el equilibrio es de 1 atm y la presión parcial de NOCl es de 0,64 atm:

**a)** Calcule las presiones parciales de NO y  $\text{Cl}_2$  en el equilibrio.

**b)** Determine  $K_p$  y  $K_c$ .

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

**Sol.:** 0,24 atm, 0,12 atm; 0,0108,  $2,56 \cdot 10^{-4}$

**97.- a)** Calcule las concentraciones de  $\text{Hg}^{2+}$  y de  $\text{Cl}^-$  en una disolución saturada de  $\text{HgCl}_2$ .

**b)** Justifique si se formará precipitado cuando a 25 mL de una disolución de  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  se le añaden 5 mL de HCl 0,002 M.

Dato:  $K_s(\text{HgCl}_2) = 1,2 \cdot 10^{-18}$ .

**Sol.:**  $6,7 \cdot 10^{-7} \text{ M}$ ,  $1,34 \cdot 10^{-7} \text{ M}$ ; Si se forma.

**98.-** A la temperatura de  $400^\circ\text{C}$ , cuando la presión total del sistema es de 710 mmHg, el amoníaco se encuentra disociado un 40% en nitrógeno e hidrógeno, según la reacción:



Calcule:

**a)** La presión parcial de cada uno de los productos de reacción en el equilibrio.

**b)** El valor de las constantes de equilibrio  $K_p$  y  $K_c$  a dicha temperatura.

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

**Sol.:**  $\text{NH}_3=0,4 \text{ atm}$ ,  $\text{N}_2=0,13 \text{ atm}$ ,  $\text{H}_2=0,4 \text{ atm}$  ; 0,052,  $1,7 \cdot 10^{-5}$

**99.-** La solubilidad del carbonato de plata,  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$ , a  $25^\circ\text{C}$  es  $0,0318 \text{ g L}^{-1}$ .

**a)** Calcule la concentración molar de ion plata en una disolución saturada de carbonato de plata a  $25^\circ\text{C}$ .

**b)** Calcule la constante del producto de solubilidad del carbonato de plata a  $25^\circ\text{C}$ .

Datos: Masas atómicas relativas: O = 16; C = 12; Ag = 107,8

**Sol.:**  $2,3 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ ;  $6,12 \cdot 10^{-12}$

**100.-** En un recipiente de 250 mL se introducen 0,46 g de  $\text{N}_2\text{O}_4\text{(g)}$  y se calienta hasta  $40^\circ\text{C}$ , disociándose el  $\text{N}_2\text{O}_4$  en un 40% al alcanzar el siguiente equilibrio:  $\text{N}_2\text{O}_4\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_2\text{(g)}$

**a)** Calcule la constante  $K_c$  del equilibrio.

**b)** Determine la presión total del sistema y el valor de  $K_p$ .

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ ; Masas atómicas relativas: O = 16; N = 14.

**Sol.:** 0,024; 0,73 atm, 0,62.

**101.-** A  $25^\circ\text{C}$  el producto de solubilidad del sulfuro de níquel(II) es  $3,2 \cdot 10^{-19}$ .

**a)** La solubilidad del NiS en mol/L y en g/L.

**b)** La solubilidad del NiS en una disolución 0,05 M de  $\text{Na}_2\text{S}$ .

Datos: Masas atómicas relativas: Ni = 58,5; S = 32.

**Sol.:**  $5,7 \cdot 10^{-10} \text{ M}$ ,  $5,16 \cdot 10^{-8} \text{ g/L}$ ;  $6,4 \cdot 10^{-18} \text{ M}$ .

**102.-** Se introduce cierta cantidad de A(s) en un matraz de 2 L. A 100°C, el equilibrio  $A(s) \rightleftharpoons B(s) + C(g) + D(g)$  se alcanza cuando la presión es de 0,962 atm. Calcule:

a) La constante  $K_p$  de dicho equilibrio.

b) La masa de A(s) que se descompone.

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ ; Masa molar:  $A = 84 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**Sol.:** 0,231; 5,284 g.

**103.-** La solubilidad del cromato de plata ( $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ ) en agua a 25°C es 0,0435 g/l.

a) Escriba el equilibrio de solubilidad en agua del cromato de plata y calcule el producto de solubilidad de la sala 25°C.

b) Calcule si se formará precipitado cuando se mezclan 20 mL de cromato de sodio ( $\text{Na}_2\text{CrO}_4$ ) 0,08 M con 30 mL de nitrato de plata ( $\text{AgNO}_3$ )  $5 \cdot 10^{-3}$  M. Considere volúmenes aditivos.

Datos: Masas atómicas relativas: O = 16; Cr = 52; Ag = 107,8.

**Sol.:**  $8,8 \cdot 10^{-11}$ ; Si precipita.

**104.-** La descomposición del cianuro de amonio a 11°C en un recipiente de 2L alcanza una presión total de 0,3 atm cuando se establece el siguiente equilibrio:  $\text{NH}_4\text{CN}(s) \rightleftharpoons \text{NH}_3(g) + \text{HCN}(g)$

a) Determine  $K_c$  y  $K_p$ .

b) Si se parte de 1 g de cianuro de amonio, calcule la masa que queda sin descomponer en las mismas condiciones de presión y temperatura.

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ ; Masas atómicas relativas: C = 12; N = 14; H = 1.

**Sol.:**  $4,1 \cdot 10^{-5}$ ,  $2,2 \cdot 10^{-2}$ ; 0,428 g

**105.-** Se disuelve hidróxido de cadmio,  $\text{Cd}(\text{OH})_2$ , en agua hasta obtener una disolución saturada a una temperatura dada. Sabiendo que la concentración de  $\text{OH}^-$  es  $3,68 \cdot 10^{-5}$  M, calcule:

a) La solubilidad del hidróxido de cadmio y el valor de la constante del producto de solubilidad del compuesto a esta temperatura.

b) Si a 100 mL de la disolución anterior se le añaden 0,5 g de NaOH, ¿cuál será la concentración molar de iones  $\text{Cd}^{2+}$  en la disolución?

Datos: Masas atómicas relativas. Na= 23; O = 16; H = 1.

**Sol.:**  $1,84 \cdot 10^{-5}$  M,  $2,5 \cdot 10^{-14}$ ;  $1,6 \cdot 10^{-12}$  M.

**Nota:** Las soluciones son solo orientativas. Puede tener errores de transcripción y/o cálculo.