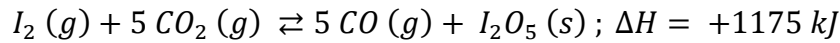


Cuestiones y Problemas del Tema 6: Equilibrio Químico

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

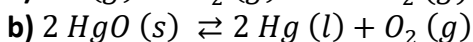
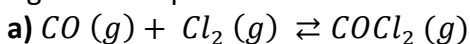
El principio de Le Chatelier nos dice: Cuando en un sistema en equilibrio se altera algún factor externo, se produce una modificación de las variables que lo determinan, y el equilibrio evoluciona de forma que tiende a contrarrestar dicha variación. Por tanto:

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.

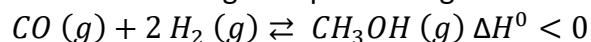
3. Escriba las expresiones de las constantes K_c y K_p y establezca la relación entre ambas para los siguientes equilibrios:



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

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

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



Razona como afecta al rendimiento de la reacción:

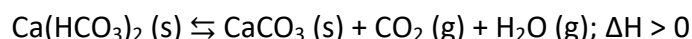
- a) Aumentar la temperatura.
- b) Retirar del reactor el $CH_3OH(g)$.
- c) Aumentar la presión.

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.

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

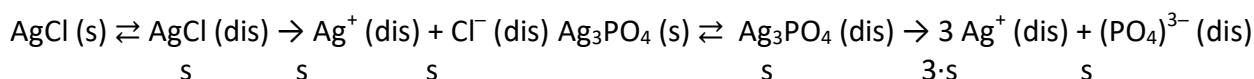
b) Verdadero. Como la reacción directa es endotérmica, al aumentar la temperatura el equilibrio se desplaza oponiéndose a dicho aumento absorbiendo calor.

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, 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:

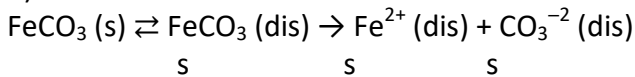
a) El producto de solubilidad del FeCO_3 disminuye si se adiciona Na_2CO_3 a una disolución acuosa de la sal.

b) La solubilidad del FeCO_3 ($K_S = 3,2 \cdot 10^{-11}$) es aproximadamente la misma que la solubilidad del CaF_2 ($K_S = 5,3 \cdot 10^{-9}$)

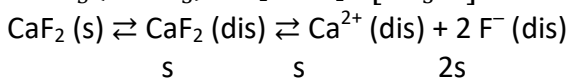
c) La solubilidad del FeCO_3 aumenta si se añade Na_2CO_3 a una disolución de la misma.

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

b) Falso.



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



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

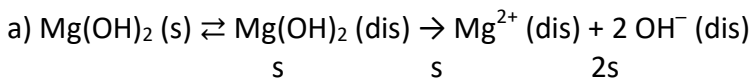
c) Falso. Al añadir Na_2CO_3 estamos añadiendo un ion común (CO_3^{2-}) por lo que para que K_S siga siendo constante, de acuerdo con el principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda y la solubilidad será menor.

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 NaOH .

c) Razone cómo se afectará la solubilidad al añadir HCl .

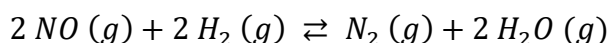


$$K_S = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

b) Al añadir NaOH estamos añadiendo un ion común 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 HCl , estamos añadiendo H_3O^{+} que reaccionarán con los 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 NO , 0'05 moles de 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 ₂	N ₂	H ₂ 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 CO₂ y 1'6 mol de H₂ y se calienta a 1800 °C.

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

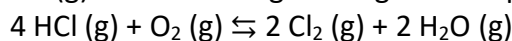
Se analiza la mezcla y se encuentra que hay 0'9 mol de CO₂. Calcule:

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

	CO ₂	H ₂	CO	H ₂ 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 O₂ (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 Cl₂ (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⁻¹·K⁻¹.

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 Cl₂ son: $n_{\text{Cl}_2} = \frac{28,40}{71} = 0,4 \text{ mol Cl}_2$

	HCl	O ₂	Cl ₂	H ₂ 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

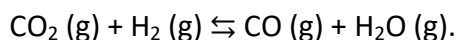
$$K_c = \frac{[Cl_2]^2 \cdot [H_2O]^2}{[HCl]^4 \cdot [O_2]} = \frac{0,04^2 \cdot 0,04^2}{0,01^4 \cdot 0,1} = 2,56 \cdot 10^3$$

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 CO₂, 0,10 moles de H₂ y 0,16 moles de H₂O. 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 CO₂, H₂ y CO.

b) Calcule K_P y K_C para el equilibrio a 500 K.

DATOS: R = 0,082 atm · L · K⁻¹ · mol⁻¹.

a)

	CO ₂	H ₂	CO	H ₂ 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_c es 4'6 · 10⁴ 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 Cl₂. 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)

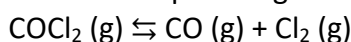
$$K_c = \frac{[NOCl]^2}{[NO]^2 \cdot [Cl_2]} \rightarrow 4,6 \cdot 10^4 = \frac{\left(\frac{4,125}{1,5}\right)^2}{[NO]^2 \cdot \left(\frac{0,1125}{1,5}\right)} \rightarrow [NO] = 0,028 \text{ M} \rightarrow p_{NO} = 0,028 \cdot 0,082 \cdot 298 = 0,69 \text{ atm}$$

b)

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

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

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	$(0,4 - x)/2$	$x/2$	$x/2$

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

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

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

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 N₂O₄ en estado gaseoso y se produce la reacción: N₂O₄ (g) ⇌ 2 NO₂ (g) Calcule:

a) La presión parcial ejercida por el N₂O₄ en el equilibrio.

b) El grado de disociación del mismo.

Datos: K_p = 0,114. Masas atómicas: N = 14; O = 16.

a)

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

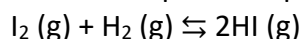
	N ₂ O ₄	NO ₂
Moles iniciales	5,4 · 10 ⁻³	0
Cambio nº moles	- x	+ 2x
Moles equilibrio	5,4 · 10 ⁻³ - x	2x
Concentración equilibrio	(5,4 · 10 ⁻³ - x)/2	2x/2 = x

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

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

17. En una cámara de vacío y a 448°C se hacen reaccionar 0.5 moles de I₂ y 0.5 moles de H₂.

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



a) El valor de K_p

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 ₂	H ₂	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 $K_c = 0,2$,

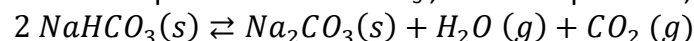
el sistema no está en equilibrio. $K_c = x \cdot x = x^2 \rightarrow x = \sqrt{K_c} = \sqrt{0,2} = 0,45 \text{ M}$

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:



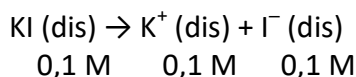
b) La cantidad de $NaHCO_3$ descompuesto si el matraz tiene una capacidad de 2 litros.

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.

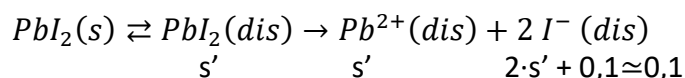
a) Por cada dos moles que reaccionen de $NaHCO_3$ se obtiene un mol de H_2O (g) y un mol de CO_2 (g). Por tanto, en el equilibrio habrá los mismos moles de H_2O y CO_2 , y sus presiones parciales serán iguales:

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

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.



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



El producto de solubilidad es:

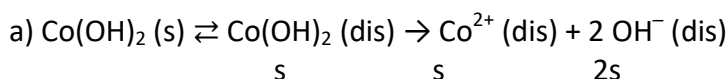
$$K_S = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^2 \rightarrow 1,35 \cdot 10^{-8} = s' \cdot (0,1)^2 \rightarrow s' = \frac{1,35 \cdot 10^{-8}}{0,01} = 1,35 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

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 Co^{2+} que se forma, se producen también 2 moles de OH^- , la concentración de Co^{2+} será:

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

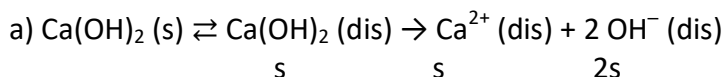
b)

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

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°C , calcule:

a) La solubilidad molar de este hidróxido.

b) La concentración de OH^- en una disolución saturada de esta sustancia.

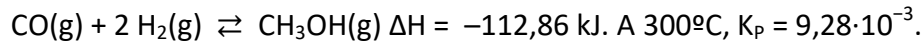


$$K_S = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_S}{4}} = \sqrt[3]{\frac{5,5 \cdot 10^{-6}}{4}} = 0,011 \text{ M}$$

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

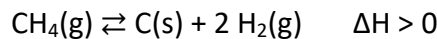
b) Verdadero. Al aumentar la presión el equilibrio se desplaza, de acuerdo con el principio de Le Chatelier, hacia donde hay un menor número de moles de sustancias gaseosas, en este caso hacia la derecha.

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 H_2 (g) obtenida.
- c) Justifique cómo afecta un aumento de la temperatura a la cantidad de H_2 (g) obtenida.

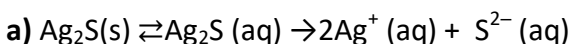
a)
$$K_p = \frac{p_{\text{H}_2}^2}{p_{\text{CH}_4}}$$

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 CH_4 y disminuye la cantidad de 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 H_2 .

27. El Ag_2S 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 Ag_2S 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 Na_2S estamos añadiendo iones 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 CaCl_2 a la disolución.

c) Razone cómo afectará a su solubilidad en agua la adición de HCl a la disolución.

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

b) Al añadir CaCl_2 a la disolución estamos añadiendo un ion común (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 HCl a la disolución estamos retirando OH^- de la misma (por reacción con los H_3O^+) 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°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°C

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

	N_2	H_2	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°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.



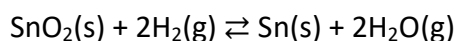
	H ₂ (g)	I ₂ (g)	HI (g)
Moles iniciales	3,5	2,5	
Variación nº moles	- 2,25	- 2,25	+ 4,5
Moles equilibrio	3,5 - 2,25 = 1,25	2,5 - 2,25 = 0,25	4,5

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

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_p para dicha reacción, a 750°C.

b) El número de moles de H₂O (g) y de H₂ (g) presentes en el equilibrio, sabiendo que el volumen del reactor es de dos litros.

Dato: R = 0,082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹.

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

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

32. En un recipiente de 5 L se introducen 3,2 g de COCl₂. 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_c y K_p.

Datos: R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹; 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 ₂	CO	Cl ₂
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)₂ es 2,5 · 10⁻¹⁴.

a) ¿Cuántos gramos de Cd(OH)₂ 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 Ba²⁺ es tóxico. A 25°C, en 500 mL de agua se disuelven 0,001225 g de BaSO₄.

a) ¿Cuáles son las concentraciones de Ba²⁺ y SO₄²⁻ en una disolución saturada de BaSO₄ 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) $\text{BaSO}_4 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{BaSO}_4 (\text{aq}) \rightarrow \text{SO}_4^{2-} (\text{aq}) + \text{Ba}^{2+} (\text{aq})$

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

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

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.

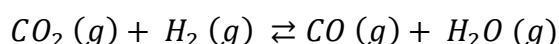
39. Para el equilibrio: $H_2(g) + CO_2(g) \rightleftharpoons H_2O(g) + CO(g)$, la constante $K_c = 4,40$ a 200 K. Calcule:

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

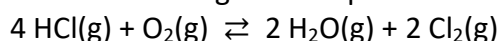
$$K_C = \frac{[HI]^2}{[I_2] \cdot [H_2]} = \frac{\left(\frac{0,60 - 2x}{1}\right)^2}{\frac{x}{1} \cdot \frac{(0,10 + x)}{1}} = 54,8 \rightarrow x = 0,04$$

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

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.

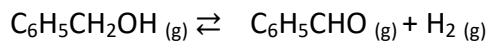
De Cl_2 se habrán formado: $0,10 \text{ mol HCl} \cdot \frac{2 \text{ mol } Cl_2}{4 \text{ mol HCl}} = 0,05 \text{ mol } Cl_2$ y en el equilibrio habrá: $0,02 + 0,05 = 0,07 \text{ mol } Cl_2$

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

$$PCl_5 (g) \rightleftharpoons PCl_3 (g) + Cl_2 (g)$$

n_0	1	0	0
n_{eq}	$1 - \alpha$	α	α

$$n_{total} = 1 - \alpha + \alpha + \alpha = 1 + \alpha = 1 + 0,485 = 1,485$$

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

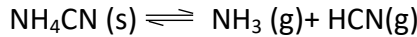
b) Las presiones parciales en el equilibrio serán $p_i = \chi_i \cdot P_t$:

$$p_{PCl_5} = 0,346 \cdot 1 = 0,346 \text{ atm}; p_{PCl_3} = p_{Cl_2} = 0,327 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{p_{PCl_3} \cdot p_{Cl_2}}{p_{PCl_5}} = \frac{0,327^2}{0,346} = 0,309$$

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

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 NH_4CN (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) $NH_4CN(s) \rightleftharpoons NH_3(g) + HCN(g)$

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

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,3 \cdot 2}{0,082 \cdot 284} = 0,0258; n_t = n_{NH_3} + n_{HCN} \rightarrow n_{NH_3} = n_{HCN} = 0,0128$$

$$K_c = [NH_3] \cdot [HCN] = \frac{0,0128}{2} \cdot \frac{0,0128}{2} = 4,096 \cdot 10^{-5}$$

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

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

$$P_t = p_{NH_3} + p_{HCN} = 0,3 \rightarrow p_{NH_3} = p_{HCN} = \frac{0,3}{2} = 0,15 \text{ atm}$$

$$K_p = p_{NH_3} \cdot p_{HCN} = 0,15 \cdot 0,15 = 2,2 \cdot 10^{-2}$$

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

b) Se descomponen los mismos moles de NH_4CN que se forman de NH_3 y HCN . Es decir, se descomponen 0,0128 moles de NH_4CN , como la masa molar es de 44 g/mol:

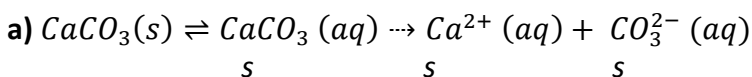
$$\text{masa de } NH_4CN = 0,0128 \text{ mol} \cdot 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,563 \text{ g}$$

45. El producto de solubilidad del carbonato de calcio, $CaCO_3$, a 25 °C es $4,8 \cdot 10^{-9}$. Calcule:

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

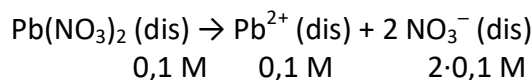
b) La masa de carbonato de calcio necesaria para preparar 250 mL de una disolución saturada de dicha sal.

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

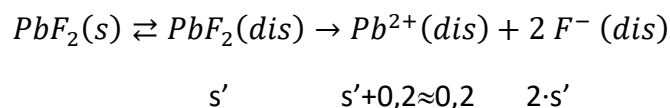


$$0,1 L \cdot 1 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{L} \cdot 245,2 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2,45 \cdot 10^{-5} \text{ g}$$

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 O_2 se utiliza la siguiente reacción: $4 \text{KO}_2 (s) + 2 \text{CO}_2 (g) \rightleftharpoons 2 \text{K}_2\text{CO}_3 (s) + 3 \text{O}_2 (g)$
Sabido que K_p es 28,5 a 25°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 O_2 elevado al cubo.

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

c) Un aumento de la cantidad de KO_2 implica una mayor obtención de O_2

a) Falso. La presión total del sistema será la suma de las presiones parciales del CO_2 y del 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 K_2O (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: $3 \text{Fe} (s) + 4 \text{H}_2\text{O} (g) \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4 (s) + 4 \text{H}_2 (g)$

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

b) Un aumento de la concentración de H_2 .

c) Un aumento de la cantidad de 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 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 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 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, 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 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 Ca^{2+} y 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 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 (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 OH^- de la misma (por reacción con los H_3O^+) 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 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:

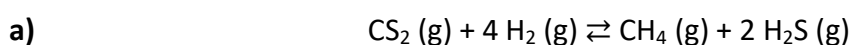
$$K_s(\text{AB}) = [\text{A}^+] \cdot [\text{B}^-]$$

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 CS_2 y 0,8 moles de H_2 . A 300°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 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 ₂	H ₂	CH ₄	H ₂ 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 O₂ que se han formado y la cantidad de CuO que queda sin descomponer.

b) Las constantes K_p y K_c a esa temperatura.

Datos: R = 0,082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹. 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 O₂, 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)

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

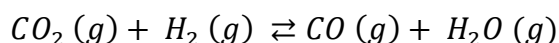
54. Se añade el mismo número de moles de CO₂ que de H₂ en un recipiente cerrado de 2 L que se encuentra a 1259 K, estableciéndose el siguiente equilibrio: $\text{H}_2 \text{ (g)} + \text{CO}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O (g)} + \text{CO (g)}$

Una vez alcanzado el equilibrio, la concentración de CO es 0,16 M y el valor de K_c 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⁻¹·K⁻¹



	CO ₂	H ₂	CO	H ₂ 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 CO₂ o de H₂ 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)

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

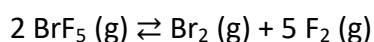
55. A temperaturas elevadas, el BrF₅ se descompone según la reacción: $2 \text{ BrF}_5(g) \rightleftharpoons \text{Br}_2(g) + 5 \text{ F}_2(g)$. En un recipiente herméticamente cerrado de 10 L, se introducen 0,1 moles de BrF₅ y se deja que el sistema alcance el equilibrio a 1500 K. Si en el equilibrio 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_p y K_c.

Dato: R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹

a)



	BrF ₅	Br ₂	F ₂
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 NaHCO_3 (s) se utiliza en la fabricación del pan. Su descomposición térmica desprende CO_2 , produciendo pequeñas burbujas en la masa que hacen que suba el pan al hornearlo. Para la reacción: 2NaHCO_3 (s) \rightleftharpoons Na_2CO_3 (s) + CO_2 (g) + H_2O (g), K_p tiene un valor de 3,25 a 125°C . Si se calientan a esa temperatura 100 g de 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 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 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:

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

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

b) Como por cada mol de 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.

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

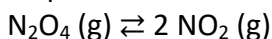
Que será la masa de NaHCO_3 que queda en el recipiente, por lo que se habrá descompuesto:

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

De la misma manera, la masa de Na_2CO_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°C se encontró que los moles de N_2O_4 y 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 NO_2 y N_2O_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	$(0,4 + x)/2$	$(0,6 - 2x)/2$

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

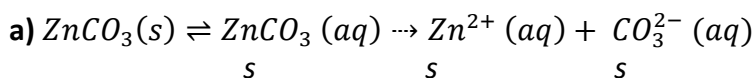
La otra solución de la ecuación (0,63) no es válida al quedarnos sin moles de NO_2 . Por tanto las concentraciones en el equilibrio serán:

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

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: $0,2 \text{ L} \cdot \frac{0,05 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,01 \text{ mol de } Zn^{2+} \rightarrow [Zn^{2+}] = \frac{0,01}{0,25} = 0,04 \text{ M}$

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

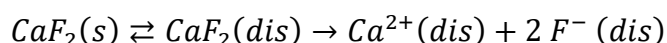
59. Basándose en las reacciones químicas correspondientes, calcule la concentración de ion fluoruro:

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)

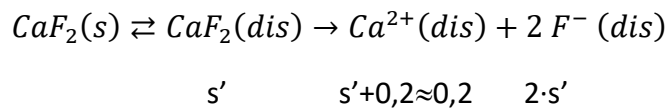
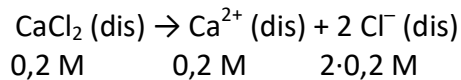


$$K_S = [Ca^{2+}] \cdot [F^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_S}{4}} = \sqrt[3]{\frac{3,9 \cdot 10^{-11}}{4}} = 1,76 \cdot 10^{-3} M$$

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

b)

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



El producto de solubilidad es:

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

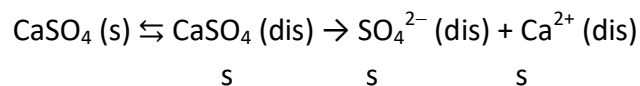
60. Basándose en las reacciones químicas correspondientes, calcule la solubilidad del $CaSO_4$:

a) En agua pura.

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

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

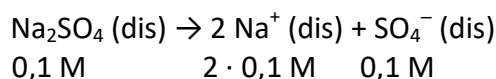
a)



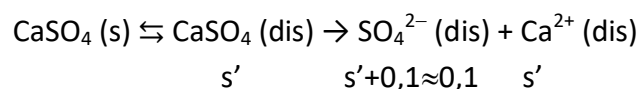
$$K_S = [Ca^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = s \cdot s = s^2 \rightarrow s = \sqrt{K_S} = \sqrt{9,1 \cdot 10^{-6}} = 3 \cdot 10^{-3} M$$

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:

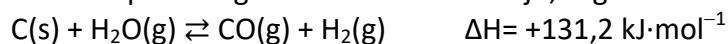


El producto de solubilidad es:

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

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.

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:

- Como el sistema se encuentra en equilibrio, $K_c = \frac{[CO] \cdot [H_2]}{[H_2O]}$ por lo que al aumentar la cantidad de C (que está en estado sólido), mientras no se retire totalmente del sistema, su cantidad no afecta a la composición del equilibrio.
- 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 H_2 .
- 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 H_2O y disminuye la cantidad de H_2), porque así disminuyen los moles (moléculas) de sustancias gaseosas.

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?

La constante de este equilibrio heterogéneo viene dada por: $K_c = [FeBr_2]^2 \cdot [Br_2]$

a) Con los datos que nos da la cuestión, el cociente de reacción es:

$$Q_c = [FeBr_2]^2 \cdot [Br_2] = \left(\frac{2,42}{2}\right)^2 \cdot \frac{1,34}{2} = 1,33 \rightarrow Q_c \neq K_c \text{ el sistema no está en equilibrio.}$$

- Como $Q_c > K_c$, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda para disminuyan las concentraciones de $FeBr_2(g)$ y $Br_2(g)$ hasta que se igualen Q_c y K_c .
- Un aumento del volumen del sistema produce una disminución de la presión lo que 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 derecha.

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

- Añadir más agua.
- Añadir HCl .

$$P_T = \frac{n_T RT}{V} = \frac{0,113 \cdot 0,082 \cdot 303}{2} = 1,40 \text{ atm}$$

$$p_i = c_i \cdot R \cdot T \rightarrow p_{NOCl} = 0,0155 \cdot 0,082 \cdot 303 = 0,385 \text{ atm}; p_{Cl_2} = 0,035 \cdot 0,082 \cdot 303 = 0,87 \text{ atm}; p_{NO} = 0,006 \cdot 0,082 \cdot 303 = 0,149 \text{ atm}$$

66. En un recipiente de 5 L se introducen 1 mol de SO₂ y 1 mol de O₂ y se calienta a 727 °C, produciéndose la siguiente reacción: 2 SO₂(g) + O₂(g) ⇌ 2 SO₃(g). Una vez alcanzado el equilibrio, se analiza la mezcla encontrando que hay 0,15 moles de SO₂. Calcule:

a) Los gramos de SO₃ que se forman.

b) El valor de la constante de equilibrio K_C.

Datos: R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹; masas atómicas relativas S=32 y O=16.



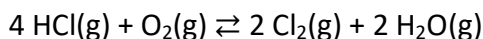
	SO ₂	O ₂	SO ₃
Moles iniciales	1	1	0
Variación	- 2x	- x	+2 x
Moles equilibrio	1 - 2x=0,15 (x=0,425)	1 - x=0,575	2x = 0,85

Los gramos de SO₃ formados serán: 0,85 mol·80 g/mol = 68 g.

b)

$$K_C = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]} = \frac{\left(\frac{0,85}{5}\right)^2}{\left(\frac{0,15}{5}\right)^2 \cdot \left(\frac{0,575}{5}\right)} = 41,9$$

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



Si a 390°C se mezclan 0,08 moles de HCl y 0,1 moles de O₂ se forman, a la presión total de 1 atmósfera, 3,32·10⁻² moles de Cl₂. Calcule:

a) El volumen del recipiente que contiene la mezcla.

b) El valor de K_p a esa temperatura.

Datos: R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹.

a)

	HCl	O ₂	Cl ₂	H ₂ O
Moles iniciales	0,08	0,1	0	0
Cambio nº moles	- 6,4·10 ⁻²	- 1,6·10 ⁻²	+ 3,2·10 ⁻²	+ 3,2·10 ⁻²
Moles equilibrio	0,08 - 6,4·10 ⁻² = 0,0794	0,1 - 1,6·10 ⁻² = 0,084	3,2·10 ⁻²	3,2·10 ⁻²

Los moles totales presentes en el equilibrio son: n_t = 0,0794 + 0,084 + 3,2·10⁻² + 3,2·10⁻² = 0,2274

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \rightarrow V = \frac{n_T RT}{P_T} = \frac{0,2274 \cdot 0,082 \cdot 663}{1} = 12,36 \text{ L}$$

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:

$$p_{HCl} = \frac{0,0794 \cdot 0,082 \cdot 663}{12,36} = 0,35 \text{ atm}; p_{O_2} = \frac{0,084 \cdot 0,082 \cdot 663}{12,36} = 0,37 \text{ atm};$$

$$p_{Cl_2} = p_{H_2O} = \frac{3,2 \cdot 10^{-2} \cdot 0,082 \cdot 663}{12,36} = 0,14 \text{ atm} \rightarrow K_P = \frac{p_{Cl_2}^2 \cdot p_{H_2O}^2}{p_{HCl}^4 \cdot p_{O_2}} = \frac{0,14^2 \cdot 0,14^2}{0,35^4 \cdot 0,37} = 0,069$$

68. En un matraz de 5 L se introduce una mezcla de 0,92 moles de N_2 y 0,51 moles de O_2 . Se calienta la mezcla hasta 2200 K, estableciéndose el equilibrio $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2 NO(g)$. Teniendo en cuenta que en estas condiciones reacciona el 1,09 % del N_2 inicial con el 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: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

a) Si reacciona el 1,09 % del N_2 inicial habrán reaccionado $0,92 \cdot \frac{1,09}{100} = 0,01 \text{ mol } N_2$

	N_2	O_2	NO
Moles iniciales	0,92	0,51	0
Cambio nº moles	- 0,01	- 0,01	+2·0,01
Moles equilibrio	$0,92 - 0,01 = 0,91$	$0,51 - 0,01 = 0,05$	$2 \cdot 0,01 = 0,02$

Luego las concentraciones en el equilibrio serán:

$$[N_2] = \frac{0,91}{5} = 0,182 \text{ M}; [O_2] = \frac{0,05}{5} = 0,01 \text{ M}; [NO] = \frac{0,02}{5} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

b)

$$K_C = \frac{[NO]^2}{[N_2] \cdot [O_2]} = \frac{(4 \cdot 10^{-3})^2}{0,182 \cdot 0,01} = 8,8 \cdot 10^{-3} \rightarrow K_P = K_C(RT)^{\Delta n} = 8,8 \cdot 10^{-3} \cdot (0,082 \cdot 2200)^0 = 8,8 \cdot 10^{-3}$$

69. La descomposición del hidrogenosulfuro de amonio según la reacción

$NH_4HS(s) \rightleftharpoons NH_3(g) + H_2S(g)$, es un proceso endotérmico. Una muestra de 6,16 g del sólido se coloca en un recipiente al vacío de 4 L a 24 °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 $S=32$.

a) $NH_4HS(s) \rightleftharpoons NH_3(g) + H_2S(g)$

Si la presión total en el equilibrio es 0,709 atm, ésta es la suma de las presiones parciales de los gases, de donde se deduce que la presión parcial de cada uno es

$$P_t = p_{NH_3} + p_{H_2S} = 0,709 \rightarrow p_{NH_3} = p_{H_2S} = \frac{0,709}{2} = 0,3545 \text{ atm}$$

$$K_P = p_{NH_3} \cdot p_{H_2S} = 0,3545 \cdot 0,3545 = 0,1256$$

b) Se descomponen los mismos moles de NH_4HS que se forman de NH_3 y H_2S .

Los moles de NH_3 (o H_2S) formados son: $p_{NH_3} \cdot V = n_{NH_3} \cdot R \cdot T \rightarrow n_{NH_3} = \frac{0,3545 \cdot 4}{0,082 \cdot 297} = 0,058 \text{ mol}$

Es decir, se descomponen 0,058 moles de NH_4HS , como la masa molar es de 51 g/mol:

$$\text{masa de } \text{NH}_4\text{CN} = 0,058 \text{ mol} \cdot 51 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2,96 \text{ g} \rightarrow \% \text{ descompuesto: } \frac{2,96}{6,16} \cdot 100 = 48\%$$

70. Cuando el óxido de mercurio $\text{HgO}(\text{s})$ 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: $2 \text{HgO}(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{Hg}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$. Tras alcanzar el equilibrio, la presión total fue de 0,185 atm a 380 °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: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

a) Por cada dos moles que reaccionen de HgO se obtienen dos mol de $\text{Hg}(\text{g})$ y un mol de $\text{O}_2(\text{g})$. Por tanto, en el equilibrio habrá el doble de moles de Hg que de O_2 y sus presiones parciales serán $p_{\text{O}_2} = x$; $p_{\text{Hg}} = 2x$:

$$P_T = p_{\text{Hg}} + p_{\text{O}_2} \rightarrow 0,185 = 2x + x = 3x \rightarrow x = \frac{0,185}{3} = 0,062 \text{ atm} \rightarrow$$

$$p_{\text{Hg}} = 2 \cdot 0,062 = 0,124 \text{ atm}; p_{\text{O}_2} = 0,062 \text{ atm}$$

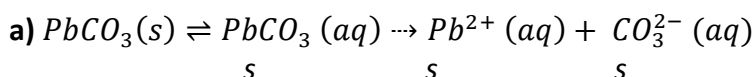
b) $K_p = p_{\text{HgO}}^2 \cdot p_{\text{O}_2} = (0,124)^2 \cdot 0,062 = 9,53 \cdot 10^{-4}$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} \rightarrow K_c = \frac{9,53 \cdot 10^{-4}}{(0,082 \cdot 653)^3} = 6,2 \cdot 10^{-9}$$

71. El 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 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ de concentración 0,04 M con 50 mL de una disolución de Na_2CO_3 de concentración 0,01 M, razone si precipita el PbCO_3 .



$$K_s(\text{PbCO}_3) = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = s \cdot s = s^2 \rightarrow s = \sqrt{K_s} = \sqrt{1,5 \cdot 10^{-15}} = 8,32 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

b) En 150 mL de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0,04 M hay: $0,150 \text{ L} \cdot \frac{0,04 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } \text{Pb}^{2+} \rightarrow [\text{Pb}^{2+}] = \frac{6 \cdot 10^{-3}}{0,2} = 0,03 \text{ M}$

En 50 mL de Na_2CO_3 0,01 M hay: $0,05 \text{ L} \cdot \frac{0,01 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol } \text{CO}_3^{2-} \rightarrow [\text{CO}_3^{2-}] = \frac{5 \cdot 10^{-4}}{0,2} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

$$[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = (0,03) \cdot (2,5 \cdot 10^{-3}) = 7,5 \cdot 10^{-5} > K_s \rightarrow \text{Si se formará precipitado}$$

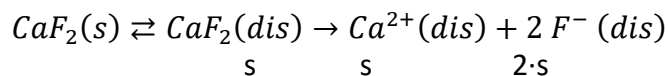
72. En diversos países la fluoración del agua de consumo humano es utilizada para prevenir la caries.

a) Si el producto de solubilidad, K_s , del CaF_2 es 10^{-10} , calcule basándose en las reacciones correspondientes la solubilidad de CaF_2 .

b) ¿Qué cantidad de NaF hay que añadir a 1 L de una disolución que contiene $20 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ de Ca^{2+} para que empiece a precipitar CaF_2 ?

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

a)



$$K_S = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_S}{4}} = \sqrt[3]{\frac{10^{-10}}{4}} = 0,029 \text{ M}$$

b) Considerando que la adición de NaF a la disolución de Ca^{2+} no produce variación de volumen y teniendo en cuenta que la concentración molar de Ca^{2+} es:

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{20 \cdot 10^{-3} \text{ g Ca}^{2+}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}^{2+}}{40 \text{ g}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de K_S se obtiene que cuando $[\text{Ca}^{2+}] = 5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$, el valor de $[\text{F}^-]$ que permanece en disolución es:

$$10^{-10} = 5 \cdot 10^{-4} \cdot [\text{F}^-]^2 \rightarrow [\text{F}^-] = 4,5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

La masa de NaF a añadir a la disolución para conseguir esa concentración y que comience a precipitar CaF_2 es:

$$1 \text{ L} \cdot \frac{4,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol NaF}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{42 \text{ g}}{1 \text{ mol NaF}} = 0,019 \text{ g NaF}$$

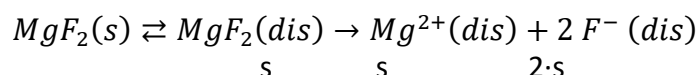
73. El producto de solubilidad a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ del MgF_2 es de $8 \cdot 10^{-8}$. Basándose en las reacciones correspondientes:

a) ¿Cuántos gramos de MgF_2 se pueden disolver en 250 mL de agua?

b) ¿Cuántos gramos de 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 $F=19$.

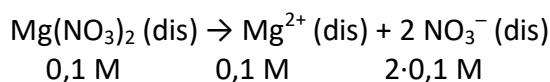
a)



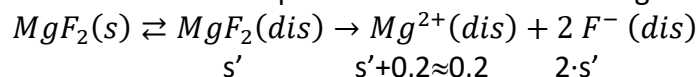
$$K_S = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_{PS}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{8 \cdot 10^{-8}}{4}} = 2,7 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$0,25 \text{ L} \cdot 2,7 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 62,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,042 \text{ g}$$

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



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



El producto de solubilidad es:

$$K_S = [Mg^{2+}] \cdot [F^{-}]^2 \rightarrow 8 \cdot 10^{-8} = 0,2 \cdot (2s')^2 \rightarrow s' = \sqrt{\frac{8 \cdot 10^{-8}}{0,8}} = 3,16 \cdot 10^{-4} M$$

$$0,25 L \cdot 3,16 \cdot 10^{-4} \frac{mol}{L} \cdot 62,3 \frac{g}{mol} = 4,9 \cdot 10^{-3} g$$

PEVAU 2020

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

- Expresar el valor de K_S en función de la solubilidad.
- Razone como afectará a su solubilidad en agua la adición de MgF_2 a la disolución.
- 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:

- Para un equilibrio, K_P nunca puede ser más pequeña que K_C .
- Para aumentar la concentración de NO_2 en el equilibrio $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$, $\Delta H = +58,2$ kJ/mol, tendremos que calentar el sistema.
- Un incremento de presión en el siguiente equilibrio $2 C(s) + 2 H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + CH_4(g)$ aumenta la producción de metano gaseoso.

Sol.: F; V; F.

76.- En el siguiente equilibrio $2NO_2(g) \rightleftharpoons 2 NO(g) + O_2(g)$, razone si las siguientes afirmaciones son correctas o no:

- Un aumento de la presión en el sistema favorece la formación de NO.
- Un aumento de la concentración de O_2 desplaza el equilibrio a la izquierda.
- K_P es igual a K_C .

Sol.: F; V; F.

77.- Disponemos en un recipiente de una disolución saturada de CaF_2 (aq) en equilibrio con CaF_2 (s), depositado en el fondo. Explique qué sucederá si se añade:

- Agua.
- Fluoruro de calcio, CaF_2 (s).
- Fluoruro de sodio NaF (s).

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

78.- En un recipiente de 5 litros se introducen 2,0 moles de PCl_5 (g) y 1,0 moles de PCl_3 (g). La temperatura se eleva a 250 °C estableciéndose el siguiente equilibrio: $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$. Sabiendo que K_C para la reacción a esa misma temperatura es 0,42, calcule:

- La concentración de 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 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 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: $2 \text{NO} (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NOCl} (\text{g})$, 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 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 SrF_2 hay disueltos 14,6 mg de dicha sal, calcule su producto de solubilidad.

b) Determine justificadamente, si se forma precipitado de 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.: $7,8 \cdot 10^{-10}$; 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: $\text{Se} (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{Se} (\text{g})$

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 del fluoruro de calcio, CaF_2 , en agua pura.

b) Calcule la solubilidad del fluoruro de calcio, 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 CO_2 y 0,39 moles de H_2 calentando hasta 1250°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 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, PbF_2 , a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ es $3,6 \cdot 10^{-8}$. Determine:

- a) La masa de PbF_2 que se puede disolver en 100 mL de agua pura.
b) La masa de 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 $300 \text{ }^\circ\text{C}$ 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 $20 \text{ }^\circ\text{C}$ la solubilidad del hidróxido de plata, AgOH , en agua pura es 0,015 g/L. Calcule:

- a) El producto de solubilidad a $20 \text{ }^\circ\text{C}$.
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 $750 \text{ }^\circ\text{C}$ 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 $750 \text{ }^\circ\text{C}$.
b) Los moles de agua y de dihidrógeno 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 (TlNO_3) $4 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ con 300 mL de otra disolución de cloruro de sodio (NaCl) $8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$. Sabiendo que el producto de solubilidad del cloruro de talio (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 $25 \text{ }^\circ\text{C}$ 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 adición de FeCl_2 .
b) Un aumento del pH.
c) La adición 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, BaF_2 , se cumple que $[\text{Ba}^{2+}] = 2[\text{F}^-]$
c) El producto de solubilidad (K_S) del MgF_2 disminuye al añadir $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ a una disolución de 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 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 N_2O_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 N_2O_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) (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 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 NOCl puro a 240°C en un recipiente de 1 L, estableciéndose el siguiente equilibrio:
 $2\text{NOCl}(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. Sabiendo que la presión total en el equilibrio es de 1 atm y la presión parcial de NOCl es de $0,64 \text{ atm}$:

- a) Calcule las presiones parciales de NO y 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, $2,56 \cdot 10^{-4}$

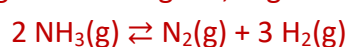
97.- a) Calcule las concentraciones de Hg^{2+} y de Cl^- en una disolución saturada de HgCl_2 .

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°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, Ag_2CO_3 , a 25°C es $0,0318 \text{ gL}^{-1}$.

a) Calcule la concentración molar de ion plata en una disolución saturada de carbonato de plata a 25°C .

b) Calcule la constante del producto de solubilidad del carbonato de plata a 25°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°C , disociándose el N_2O_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°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 Na_2S .

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 $\text{A}(\text{s})$ en un matraz de 2 L. A 100°C , el equilibrio $\text{A}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{B}(\text{s}) + \text{C}(\text{g}) + \text{D}(\text{g})$ 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 (Ag_2CrO_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 (Na_2CrO_4) 0,08 M con 30 mL de nitrato de plata (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: $\text{NH}_4\text{CN(s)} \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCN}(\text{g})$

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 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.

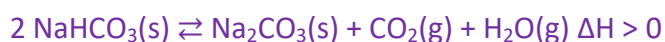
b) Si a 100 mL de la disolución anterior se le añaden 0,5 g de NaOH, ¿cuál será la concentración molar de iones Cd^{2+} en la disolución?

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.

PEvAU 2022

106. El hidrogenocarbonato de sodio se descompone según el equilibrio:



a) Escriba la expresión de la constante de equilibrio K_p .

b) Justifique cómo afecta al equilibrio la adición de NaHCO_3 .

c) El hidrogenocarbonato de sodio se usa como impulsor en repostería, ya que las burbujas de CO_2 hacen que suba la masa y sea más esponjosa. Justifique si horneando la masa a mayor temperatura obtendremos un bizcocho más esponjoso.

Sol.: $K_p = p_{\text{CO}_2} \cdot p_{\text{H}_2\text{O}}$; No afecta; Si

107. El denominado gas de síntesis (mezcla de CO y H₂) posee muchas aplicaciones en la industria química y puede obtenerse mediante la siguiente reacción:



Justifique si las siguientes actuaciones mejorarían el rendimiento de la obtención de gas de síntesis:

- a) Aumentar la temperatura a volumen constante.
- b) Aumentar la concentración de vapor de agua.
- c) Disminuir el volumen del reactor a temperatura constante.

Sol.: V; V; F

108. El hidróxido de cobre(II), Cu(OH)₂, es una sal muy poco soluble en agua.

- a) Escriba su equilibrio de solubilidad.
- b) Expresé K_s en función de la solubilidad.
- c) Razone cómo afectará al equilibrio la adición de NaOH.

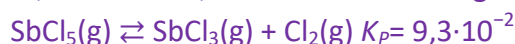
Sol.: b) K_s = 4s³; c) Disminuye s.

109. Dadas las siguientes especies con sus productos de solubilidad, Fe(OH)₃ (K_s= 1,1·10⁻³⁶) y Ag₃PO₄ (K_s= 1,56·10⁻¹⁸):

- a) Escriba los equilibrios de disociación de cada una.
- b) Determine la expresión del producto de solubilidad en función de la solubilidad para cada una de las dos especies.
- c) Razone cuál es más soluble en agua.

Sol.: K_s = 27s⁴; c) Ag₃PO₄

110. El SbCl₅ se descompone un 6,8% a 190 °C, de acuerdo con la siguiente ecuación:



Se introduce una cantidad de SbCl₅ en un recipiente cerrado de 0,5 L y se calienta a 190 °C, calcule:

- a) La masa en gramos de SbCl₅ que hay inicialmente en el recipiente.
- b) Las presiones parciales de todas las especies y la presión total en el equilibrio.

Datos: R= 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹; Masas atómicas relativas: Sb= 121,8; Cl= 35,5

Sol.: 139,5 g; Cl₂ = 32,9 atm, Cl₂ = PCl₃ = 2,4 atm, 37,7 atm

111. Las erupciones volcánicas emiten dióxido de azufre (SO₂) que en contacto con el oxígeno de la atmósfera da lugar a trióxido de azufre (SO₃), uno de los gases responsables de la lluvia ácida, estableciéndose el siguiente equilibrio:



Se ha realizado un experimento en el laboratorio, introduciendo 0,015 moles de SO₂ y el mismo número de moles de O₂ en un matraz de 100 mL. Después de calentarlo a 1000 K, la concentración de SO₃ en equilibrio es de 0,024 M. Calcule:

- a) La constante K_c a 1000 K y la fracción molar de SO₃.
- b) La presión en el interior del recipiente y el valor de K_p a 1000 K.

Dato: R= 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹

Sol.: 0,26, 0,04; 23,6 atm, 3,17·10⁻³

112. Se introducen 0,035 moles de I_2 en un recipiente de 2 L, se cierra y se calienta a 1000 K. En estas condiciones, el I_2 gaseoso se encuentra en equilibrio según la siguiente ecuación: $I_2(g) \rightleftharpoons 2 I(g)$

Si la presión total que se alcanza en el equilibrio es de 1,69 atm, calcule:

- Las concentraciones de las especies en el equilibrio y el grado de disociación del I_2 .
- Los valores de K_c y K_p .

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

Sol.: $I_2 = 0,0144 \text{ M}$, $I = 6,2\cdot 10^{-3} \text{ M}$, 0,18; $2,7\cdot 10^{-3}$, 0,225.

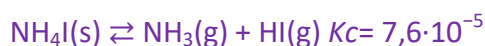
113. En la reacción: $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$ a 300 °C, las concentraciones de N_2 , H_2 y NH_3 en el equilibrio son, respectivamente, 0,076 M, 0,228 M y 0,084 M.

- Si la concentración inicial de NH_3 es cero, calcule las concentraciones iniciales de N_2 y H_2 .
- Calcule el valor de K_p y la presión total en el equilibrio, sabiendo que el volumen del recipiente de reacción es de 2 L.

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

Sol.: $N_2 = 0,118 \text{ M}$, $H_2 = 0,354 \text{ M}$; $3,55\cdot 10^{-3}$, 18,2 atm.

114. En un matraz de 5 L se introducen 14,5 g de yoduro de amonio (NH_4I) sólido. Cuando se calienta a 650 K se descompone según la ecuación:



Calcule una vez alcanzado el equilibrio:

- El valor de K_p a 650 K y la presión total dentro del matraz.
- Los moles de NH_4I que quedan en el matraz.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; Masas atómicas relativas: $I = 127$; $N = 14$; $H = 1$

Sol.: 0,216, 0,92 atm; 0,057 mol.

115. En un recipiente de 2 L se introducen 1 g de carbono sólido y 0,1 mol de dióxido de carbono gaseoso. Cuando se calienta a 200 °C se obtiene monóxido de carbono gaseoso, según la siguiente ecuación:



Calcule:

- Los moles de CO_2 y CO en el equilibrio.
- La presión total y la masa de C que no reacciona.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; Masa atómica relativa: $C = 12$

Sol.: $CO = 0,068 \text{ mol}$, $CO_2 = 0,066 \text{ mol}$; 2,6 atm, 0,592 g.

116. La solubilidad del BaF_2 en agua es $1,30 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$. Calcule:

- El producto de solubilidad de la sal.
- La solubilidad del BaF_2 en una disolución acuosa de concentración 1 M de $BaCl_2$, considerando que esta última sal está totalmente disociada.

Datos: Masas atómicas relativas: $Ba = 137,3$; $F = 19$

Sol.: $1,6\cdot 10^{-6}$; $8,3\cdot 10^{-4} \text{ M}$

117. a) Si se sabe que en 200 mL de una disolución saturada de SrF_2 hay disueltos 14,6 mg de la sal, calcule su producto de solubilidad.

b) Determine si se forma precipitado de PbI_2 al mezclar 50 mL de KI $1,2 \cdot 10^{-3}$ M con 30 mL de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ $3 \cdot 10^{-3}$ M.

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

Sol.: $7,8 \cdot 10^{-10}$; No.

118. a) La solubilidad del hidróxido de cobre(II), $\text{Cu}(\text{OH})_2$, en agua pura es de $3,42 \cdot 10^{-7}$ M. Calcule su producto de solubilidad.

b) Justifique numéricamente si se formará precipitado de $\text{Cu}(\text{OH})_2$ al adicionar 2 g de CuCl_2 a 250 mL de una disolución que tiene inicialmente pH= 13.

Datos: Masas atómicas relativas: Cu= 63,5; Cl= 35,5

Sol.: $1,6 \cdot 10^{-19}$; Si.

119. a) En 200 mL de una disolución saturada de hidróxido de calcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, hay disueltos 0,296 g. Calcule su producto de solubilidad.

b) Determine si se formará precipitado de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ al adicionar $1,25 \cdot 10^{-3}$ moles de ion Ca^{2+} a 100 mL de una disolución de pH= 11.

Datos: Masas atómicas relativas: Ca= 40,1; O= 16; H= 1

Sol.: $3,2 \cdot 10^{-5}$; No.

120. A 25 °C, la constante de solubilidad del AgCl es $1,7 \cdot 10^{-10}$, calcule:

a) La solubilidad en mg/L del AgCl en agua.

b) La solubilidad en mg/L del AgCl en una disolución acuosa que tiene una concentración de ion cloruro de 0,10 M.

Datos: Masas atómicas relativas: Ag= 107,9; Cl= 35,5

Sol.: 1,86 mg/L; $2,4 \cdot 10^{-4}$ mg/L.

121. A 25 °C, el producto de solubilidad del hidróxido de aluminio, $\text{Al}(\text{OH})_3$, es $2 \cdot 10^{-32}$. Calcule:

a) La solubilidad molar del compuesto en agua.

b) La cantidad, en gramos, de Al^{3+} que hay en un mililitro de disolución saturada del compuesto.

Dato: Masa atómica relativa: Al= 27

Sol.: $5,2 \cdot 10^{-9}$ M; $1,4 \cdot 10^{-10}$ mg/L

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