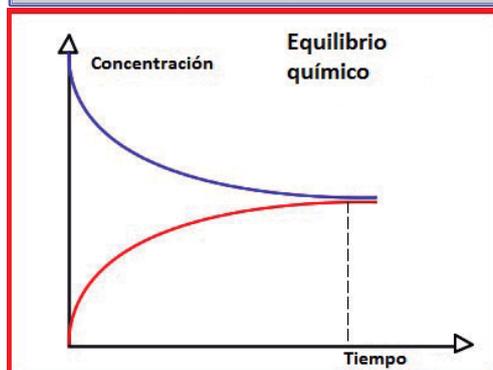


Tema 06

Equilibrio químico



IES Padre Manjón
Diego Navarrete Martínez
Eduardo Eisman Molina

06.- 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 $\text{I}_2\text{O}_5 (\text{s})$	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) El sistema se encuentra en equilibrio:
$$K_c = \frac{[\text{CO}]^5}{[\text{I}_2]^2 \cdot [\text{CO}_2]^5}$$

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.

06.- Equilibrio químico.

2. En el equilibrio: $\text{C(s)} + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_4(\text{g}) \quad \Delta H^\circ = -75 \text{ kJ.}$

Predecir, razonadamente, cómo se modificará el equilibrio cuando se realicen los siguientes cambios:

- Una disminución de la temperatura
- La adición de C(s)
- Una disminución de la presión de H_2

- Principio de Le Chatelier:** 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.

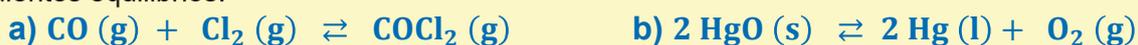
a) Como la reacción directa es exotérmica, al aumentar la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se cede calor para contrarrestar dicho aumento, es decir, hacia la derecha.

b) Como el sistema se encuentra en equilibrio, $K_c = \frac{[\text{CH}_4]}{[\text{H}_2]^2}$, 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.

06.- Equilibrio químico.

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



$$a) \quad k_c = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]} \Rightarrow k_p = \frac{p_{\text{COCl}_2}}{p_{\text{CO}} \cdot p_{\text{Cl}_2}} \Rightarrow k_p = k_c (R.T)^{-1}$$

$$b) \quad k_c = [\text{O}_2] \Rightarrow k_p = p_{\text{O}_2} \Rightarrow k_p = k_c (R.T)^1$$

06.- Equilibrio químico.

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.

06.- Equilibrio químico.

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) 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.

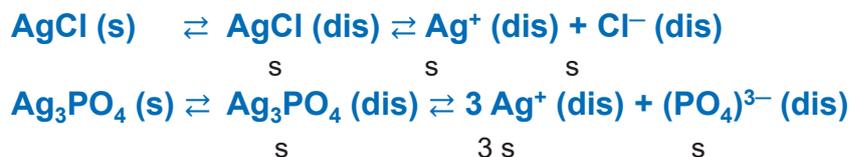
c) Falso. Si aumenta la presión, el sistema se desplaza hacia donde hay menos número de moles de sustancias gaseosas para así contrarrestar el efecto de la disminución de volumen. Como en los reactivos hay cero moles de sustancias gaseosas y en los productos dos, el sistema se desplaza hacia la izquierda.

06.- Equilibrio químico.

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:

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

a) Los equilibrios son:



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

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

- **Por tanto el fosfato de plata es más soluble.**

b) **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).

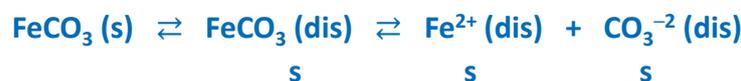
06.- Equilibrio químico.

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

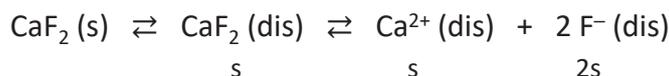
- El producto de solubilidad del FeCO_3 disminuye si se adiciona Na_2CO_3 a una disolución acuosa de la sal.
- La solubilidad del FeCO_3 ($K_S = 3,2 \cdot 10^{-11}$) es aproximadamente la misma que la solubilidad del CaF_2 ($K_S = 5,3 \cdot 10^{-9}$)
- La solubilidad del FeCO_3 aumenta si se añade Na_2CO_3 a una disolución de la misma.

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

b) Falsa.



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



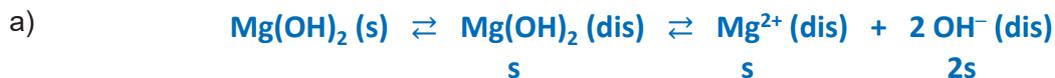
$$K_S = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_S}{4}} = \sqrt[3]{\frac{5,3 \cdot 10^{-9}}{4}} = 1,1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

c) Falsa. 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.

06.- Equilibrio químico.

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

- Expresar el valor de K_S en función de la solubilidad.
- Razone cómo se afectará la solubilidad al añadir NaOH.
- Razone cómo se afectará la solubilidad al añadir HCl.



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

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 $Mg(OH)_2$ 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.

06.- Equilibrio químico.

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 el equilibrio:



Sabiendo que cuando se establece el equilibrio la concentración de NO es 0,062 M, calcule:

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

	NO	H_2	N_2	H_2O
Moles iniciales	0,1	0,05	0	0,1
Cambio número moles	-0,038	-0,038	+0,019	+0,038
Moles equilibrio	0,062	0,012	0,019	0,138
Concentración equilibrio (mol/L)	0,062	0,012	0,019	0,138

$$K_c = \frac{[N_2] \cdot [H_2O]^2}{[NO]^2 \cdot [H_2]^2} = \frac{0,019 \cdot 0,138^2}{0,062^2 \cdot 0,012^2} = 653,7$$

06.- Equilibrio químico.

10. En un recipiente de 2 L se introducen 2'1 mol de CO_2 y 1'6 mol de H_2 y se calienta a 1800°C . Una vez alcanzado el siguiente equilibrio:



Se analiza la mezcla y se encuentra que hay 0'9 mol de CO_2 . Calcule:

- La concentración de cada especie en el equilibrio.
- El valor de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

	CO_2	H_2	CO	H_2O
Moles iniciales	2,1	1,6	0	0
Cambio número moles	- 1,2	- 1,2	+ 1,2	+ 1,2
Moles equilibrio	0,9	1,6 - 1,2 = 0,4	1,2	1,2
Concentración equilibrio (mol/L)	0,9/2 = 0,45	0,4/2 = 0,2	1,2/2 = 0,6	1,2/2 = 0,6

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

06.- Equilibrio químico.

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



Se introducen 32,85 g de $\text{HCl}(\text{g})$ y 38,40 g de $\text{O}_2(\text{g})$ 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 $\text{Cl}_2(\text{g})$.

- Calcule el valor de K_c
- Calcule la presión parcial de cada componente en la mezcla de equilibrio y, a partir de estas presiones parciales, calcule el valor de K_p .

Datos: Masas atómicas: H = 1; Cl = 35'5; O = 16. R = $0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

- Los moles iniciales que tenemos son:

$$n_{\text{HCl}} = \frac{32,85}{36,5} = 0,9 \text{ mol HCl} \quad n_{\text{O}_2} = \frac{38,40}{32} = 1,2 \text{ mol O}_2$$

y los moles formados de Cl_2 son: $n_{\text{Cl}_2} = \frac{28,40}{71} = 0,4 \text{ mol Cl}_2$

	HCl	O_2	Cl_2	H_2O
Moles iniciales	0,9	1,2	0	0
Cambio número 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 equilibrio (mol/L)	0,1/10 = 0,01	1/10 = 0,1	0,4/10 = 0,04	0,4/10 = 0,04

$$K_c = \frac{[\text{Cl}_2]^2 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{HCl}]^4 \cdot [\text{O}_2]} = \frac{0,04^2 \cdot 0,04^2}{0,01^4 \cdot 0,1} = 2,56 \cdot 10^3$$

06.- Equilibrio químico.

....continua... 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 K_c

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

Datos: Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5; O = 16. R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹.

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

$$p_{\text{HCl}} = \frac{0,1 \cdot 0,082 \cdot 663}{10} = 0,543 \text{ atm} \qquad p_{\text{O}_2} = \frac{1 \cdot 0,082 \cdot 663}{10} = 5,43 \text{ atm}$$

$$p_{\text{Cl}_2} = p_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{0,4 \cdot 0,082 \cdot 663}{10} = 2,175 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{p_{\text{Cl}_2}^2 \cdot p_{\text{H}_2\text{O}}^2}{p_{\text{HCl}}^4 \cdot p_{\text{O}_2}} = \frac{2,175^2 \cdot 2,175^2}{0,543^4 \cdot 5,43} = 47,4$$

06.- Equilibrio químico.

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.

	CO ₂	H ₂	CO	H ₂ O
Moles iniciales	0,20	0,10	0	0,16
Cambio número moles	- x	- x	+ x	+ x
Moles equilibrio	0,2 - x	0,10 - x	x	0,16 + x
Concentración equilibrio (mol/L)	0,19/2 = 0,095	0,09/2 = 0,045	0,011/2 = 0,006	0,17 /2 = 0,086

$$P_{\text{H}_2\text{O}} \cdot V = n_{\text{H}_2\text{O}} \cdot R \cdot T \rightarrow 3,51 \cdot 2 = (0,16 + X) \cdot 0,082 \cdot 500 \rightarrow X = 0,011$$

$$p_{\text{CO}_2} \cdot 2 = (0,2 - 0,011) \cdot 0,082 \cdot 500 \rightarrow p_{\text{CO}_2} = 3,87 \text{ atm}$$

$$p_{\text{H}_2} \cdot 2 = (0,1 - 0,011) \cdot 0,082 \cdot 500 \rightarrow p_{\text{H}_2} = 1,82 \text{ atm}$$

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

b) $K_p = \frac{p_{\text{CO}} \cdot p_{\text{H}_2\text{O}}}{p_{\text{CO}_2} \cdot p_{\text{H}_2}} = \frac{0,23 \cdot 3,51}{3,87 \cdot 1,82} = 0,114 \rightarrow K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = K_c (RT)^0 = K_c = 0,114$

06.- Equilibrio químico.

13. El cloruro de nitrosilo se forma según la reacción:



El valor de K_c es $4,6 \cdot 10^4$ a 298 K. Cuando se alcanza el equilibrio a esa temperatura, en un matraz de 1,5 litros hay 4,125 moles de NOCl y 0,1125 moles de Cl_2 . 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)

$$K_c = \frac{[\text{NOCl}]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]} \rightarrow 4,6 \cdot 10^4 = \frac{\left(\frac{4,125}{1,5}\right)^2}{[\text{NO}]^2 \cdot \left(\frac{0,1125}{1,5}\right)} \rightarrow [\text{NO}] = 0,047 \text{ M}$$

$$p_{\text{NO}} = 0,015 \cdot 0,082 \cdot 298 = 1,144 \text{ atm}$$

b)

$$p_{\text{NOCl}} = 2,75 \cdot 0,082 \cdot 298 = 67,2 \text{ atm}; \quad p_{\text{Cl}_2} = 0,075 \cdot 0,082 \cdot 298 = 1,83 \text{ atm} \rightarrow$$

$$P_T = 1,144 + 67,2 + 1,83 = 70,2 \text{ atm}$$

06.- Equilibrio químico.

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 número moles	-x	+x	+x
Moles equilibrio	0,4 - x	x	x
Concentración equilibrio (mol/L)	$(0,4 - x) / 2$	$x / 2$	$x / 2$

$$K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]} \rightarrow 0,083 = \frac{\frac{x}{2} \cdot \frac{x}{2}}{\frac{(0,4 - x)}{2}} \rightarrow x^2 + 0,166x - 0,064 = 0 \rightarrow x = 0,188$$

$$[\text{CO}] = [\text{Cl}_2] = \frac{x}{2} = \frac{0,188}{2} = 0,094 \text{ M}; \quad [\text{COCl}_2] = \frac{(0,4 - x)}{2} = \frac{0,4 - 0,188}{2} = 0,106 \text{ M}$$

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

06.- Equilibrio químico.

15. Para el proceso Haber:



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

$$\text{a) } K_p = \frac{p_{\text{NH}_3}^2}{p_{\text{N}_2} \cdot p_{\text{H}_2}^3} \rightarrow 1,45 \cdot 10^{-5} = \frac{p_{\text{NH}_3}^2}{0,432 \cdot (0,928)^3} \rightarrow p_{\text{NH}_3} = 2,24 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$$

$$P_T = 2,24 \cdot 10^{-3} + 0,928 + 0,432 = 1,362 \text{ atm}$$

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

06.- Equilibrio químico.

16. En un recipiente de 2 L que se encuentra a 25°C , se introducen 0,5 g de N_2O_4 en estado gaseoso y se produce la reacción: $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$ Calcule:

a) La presión parcial ejercida por el N_2O_4 en el equilibrio.

b) El grado de disociación del mismo.

Datos: $K_p = 0,114$. Masas atómicas: $\text{N} = 14$; $\text{O} = 16$.

$$\text{a) } 0,5 \text{ g } \text{N}_2\text{O}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{92 \text{ g}} = 5,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \rightarrow K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \rightarrow 0,114 = K_c (0,082 \cdot 298)^1 \rightarrow K_c = 4,7 \cdot 10^{-3}$$

	N_2O_4	NO_2
Moles iniciales	$5,4 \cdot 10^{-3}$	0
Cambio número moles	-x	+2x
Moles equilibrio	$5,4 \cdot 10^{-3} - x$	2x
Concentración equilibrio (mol/L)	$(5,4 \cdot 10^{-3} - x)/2$	$2x/2 = x$

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \rightarrow 4,7 \cdot 10^{-3} = \frac{x^2}{\frac{(5,4 \cdot 10^{-3} - x)^2}{2}} \rightarrow x = 2,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \rightarrow n_{\text{N}_2\text{O}_4} = 5,4 \cdot 10^{-3} - 2,6 \cdot 10^{-3}$$

$$= 2,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \rightarrow P_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{2,8 \cdot 10^{-3} \cdot 0,082 \cdot 298}{2} = 0,034 \text{ atm}$$

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

06.- Equilibrio químico.

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.

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

	I ₂	H ₂	HI
Moles iniciales	0,5	0,5	0
Cambio número moles	-x	-x	+2x
Moles equilibrio	0,5 - x	0,5 - x	2x
Concentración equilibrio (mol/L)	(0,5 - x) / 10	(0,5 - x) / 10	2x / 10

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{I}_2] \cdot [\text{H}_2]} \rightarrow 50 = \frac{\left(\frac{2x}{10}\right)^2}{\left(\frac{0,5-x}{10}\right) \cdot \left(\frac{0,5-x}{10}\right)} \rightarrow 46x^2 - 50x + 12,5 = 0 \rightarrow x = 0,39$$

Moles en equilibrio: I₂ = H₂ = 0,5 - 0,39 = 0,11; HI = 2 · 0,39 = 0,78.

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

$$p_i = \chi_i \cdot P_T = \frac{n_i}{n_T} \cdot P_T \rightarrow p_{\text{H}_2} = p_{\text{I}_2} = \frac{0,11}{1} \cdot 5,9 = 0,65 \text{ atm}; p_{\text{HI}} = \frac{0,78}{1} \cdot 5,9 = 4,6 \text{ atm}$$

06.- Equilibrio químico.

18. En un recipiente de 1 L, a 20 °C, se introducen 51 g de NH₄HS. 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:



- 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 NH₄HS que queda una vez alcanzado el equilibrio.
 Masas atómicas: N = 14; H = 1; S = 32.

a) $K_c = [\text{H}_2\text{S}] \cdot [\text{NH}_3] = 0,13 \cdot 0,13 = 0,0169$; 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 NH₃ (o de H₂S) habrán reaccionado:

$$0,45 \text{ mol NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{HS}}{1 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{51 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 22,95 \text{ g NH}_4\text{HS} \text{ y quedan sin reaccionar: } 51 - 22,95 = 28,05 \text{ g}$$

06.- Equilibrio químico.

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 $0,962\text{ atm}$, 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: $\text{Na} = 23$; $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$.

a) Por cada dos moles que reaccionen de NaHCO_3 se obtiene un mol de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ y un mol de $\text{CO}_2(\text{g})$. Por tanto, en el equilibrio habrá los mismos moles de H_2O y CO_2 , y sus presiones parciales serán iguales:

$$P_T = p_{\text{H}_2\text{O}} + p_{\text{CO}_2} \Rightarrow 0,962 = x + x = 2x \Rightarrow x = \frac{0,962}{2} = 0,481\text{ atm}$$

$$K_p = p_{\text{CO}_2} \cdot p_{\text{H}_2\text{O}} = 0,481 \cdot 0,481 = 0,231$$

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

$$p_{\text{CO}_2} \cdot V = n_{\text{CO}_2} \cdot R \cdot T \rightarrow 0,481 \cdot 2 = n_{\text{CO}_2} \cdot 0,082 \cdot 373 \rightarrow n_{\text{CO}_2} = 0,031\text{ moles CO}_2$$

$$\rightarrow 0,031\text{ moles CO}_2 \cdot \frac{2\text{ mol NaHCO}_3}{1\text{ mol CO}_2} \cdot \frac{84\text{ g NaHCO}_3}{1\text{ mol}} = 5,284\text{ g NaHCO}_3$$

06.- Equilibrio químico.

20. Para la reacción en equilibrio a 25°C :



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

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

b) ¿Cuántos gramos de $\text{ICl}(\text{s})$ quedarán en el equilibrio?

Masas atómicas: $\text{I} = 127$; $\text{Cl} = 35,5$.

a)

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

b) Por cada dos moles de ICl que se descomponen se forma 1 mol de Cl_2 , podemos hallar los moles de Cl_2 formados y a partir de ahí la masa de ICl que ha reaccionado y la que queda en el equilibrio:

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

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

$$1,96\text{ mol} \cdot \frac{162,5\text{ g}}{1\text{ mol}} = 318,5\text{ g ICl}$$

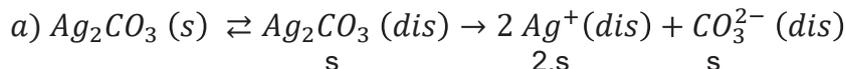
06.- Equilibrio químico.

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

a) La solubilidad molar del Ag_2CO_3 a 25 °C.

b) Los gramos de Ag_2CO_3 que podemos llegar a disolver en medio litro de agua a esa temperatura.

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



$$K_{ps} = [Ag^+]^2 \cdot [CO_3^{2-}] \rightarrow 8,1 \cdot 10^{-12} = (2s)^2 \cdot s = 4s^3 \rightarrow$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{8,1 \cdot 10^{-12}}{4}} = 1,26 \cdot 10^{-4} M$$

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

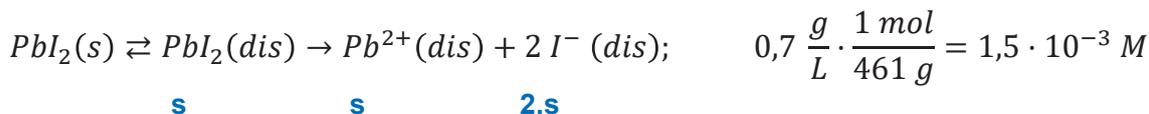
06.- Equilibrio químico.

22. A 25 °C la solubilidad del PbI_2 en agua pura es 0,7 g/L. Calcule:

a) El producto de solubilidad.

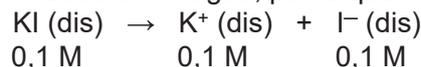
b) La solubilidad del PbI_2 a esa temperatura en una disolución 0,1 M de KI.

Masas atómicas: I = 127; Pb = 207.

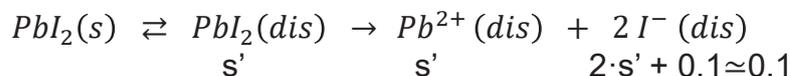


$$K_{ps} = [Pb^{2+}] \cdot [I^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot (1,5 \cdot 10^{-3})^3 = 1,35 \cdot 10^{-8}$$

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



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



El producto de solubilidad es:

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

06.- Equilibrio químico.

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 $[OH^-]$ es $3 \cdot 10^{-5} M$.

Calcule:

- La concentración de iones $[Co^{2+}]$ de esta disolución.
- 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:

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

b)

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

06.- Equilibrio químico.

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

- La solubilidad molar de este hidróxido.
- La concentración de OH^- en una disolución saturada de esta sustancia.



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

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

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



Responda, verdadero o falso, de manera razonada:

- El valor de K_c será mayor que el de K_p .
- Aumentando la presión se obtendrá mayor rendimiento en el proceso de síntesis.
- 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.

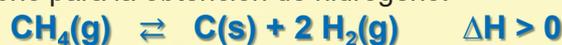
c) Verdadero. Como la reacción directa es exotérmica, al disminuir la temperatura (se está absorbiendo calor del sistema) el sistema contrarresta esta acción desprendiendo calor para lo que realizará la reacción exotérmica y se desplazará hacia la derecha por lo que la constante de equilibrio aumentará

- También se podría razonar:

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

06.- Equilibrio químico.

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



- Escriba la expresión de la constante de equilibrio K_p
- Justifique cómo afecta una disminución del volumen de reacción a la cantidad de H_2 (g) obtenida.
- Justifique cómo afecta un aumento de la temperatura a la cantidad de H_2 (g) obtenida.

a)

$$K_p = \frac{P_{\text{H}_2}^2}{P_{\text{CH}_4}}$$

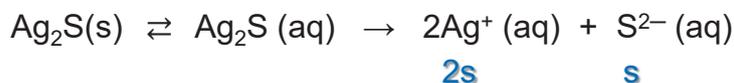
b) **Si disminuye el volumen del sistema aumenta la presión.** El sistema evoluciona para alcanzar un nuevo estado de equilibrio contrarrestando dicho aumento, es decir, desplazándose hacia la izquierda (aumenta la cantidad de CH_4 y disminuye la cantidad de H_2), porque así disminuyen los moles (moléculas) 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.

- Establezca el equilibrio heterogéneo de solubilidad, escriba la expresión de la constante de solubilidad K_s en función de la solubilidad molar (s).
- Dado que la solubilidad aumenta con la temperatura, justifique si el proceso es endotérmico o exotérmico.
- Razone si el Ag_2S es más o menos en agua cuando hay sulfuro de sodio en la disolución.

a)



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

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 $5,5 \cdot 10^{-6}$,

- Escriba la expresión de K_s y la relación con la solubilidad molar s .
- Razone cómo afectará a su solubilidad en agua la adición de CaCl_2 a la disolución.
- 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.

06.- Equilibrio químico.

P.A.U. 2016

29. En un recipiente de 14 L se introducen 3,2 moles de $N_2(g)$ y 3 moles de $H_2(g)$.

Cuando se alcanza el equilibrio $2 N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$, a $200^\circ C$ se obtienen 1,6 moles de amoníaco. Calcule;

a) El número de moles de $H_2(g)$ y de $N_2(g)$ en el equilibrio y el valor de la presión total.

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

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 número moles	-0,8	-2,4	+1,6
Moles equilibrio	2,4	0,6	1,6
Concentración equilibrio (mol/L)	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)

$$K_C = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} = \frac{(0,114)^2}{(0,171) \cdot (0,043)^3} = 956$$

$$K_P = K_C \cdot (RT)^{\Delta n} = 956 \cdot (0,082 \cdot 473)^{-2} = 0,635$$

06.- Equilibrio químico.

P.A.U. 2016

30. Una mezcla gaseosa constituida inicialmente por 3,5 moles de $H_2(g)$ y 2,5 moles de $I_2(g)$ en un volumen de 10 L, se calienta a $400^\circ C$. Al alcanzar el equilibrio, a esa temperatura, se obtiene 4,5 moles de $HI(g)$. Calcule:

a) El valor de las constantes de equilibrio K_c y K_p para el equilibrio: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2 HI(g)$

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



	$H_2(g)$	$I_2(g)$	$HI(g)$
Moles iniciales	3,5	3	0
Cambio número moles	-2,25	-2,25	+4,5
Moles equilibrio	$3,5 - 2,25 = 1,25$	$2,5 - 2,25 = 0,25$	+4,5
Concentración equilibrio (mol/L)	0,25 M	0,05 M	0,9 M

$$K_C = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} = \frac{\left(\frac{4,5}{10}\right)^2}{\frac{1,25}{10} \cdot \frac{0,25}{10}} = 64,8; K_P = K_C (RT)^{\Delta n} = K_C = 64,8 \text{ (al ser } \Delta n = 0)$$

$$[H_2] = \frac{1,25}{5} = 0,25 \text{ M}; [I_2] = \frac{0,25}{5} = 0,05 \text{ M}; [HI] = \frac{4,5}{5} = 0,9 \text{ M}$$

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 H_2O (g) y de H_2 (g) presentes en el equilibrio, sabiendo que el volumen del reactor es de dos litros.
 Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

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

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

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

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

06.- Equilibrio químico.

32. En un recipiente de 5 L se introducen 3,2 g de COCl_2 . 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: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; Masas atómicas: C = 12; O = 16; Cl = 35,5.

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

	COCl_2	CO	Cl_2
Moles iniciales	0,0323	0	0
Variación número moles	- x	+ x	+ x
Moles equilibrio	0,0323 - x	x	x
Presiones parciales en el equilibrio (atm)	0,082	0,078	0,078

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

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

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

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

33. A 25°C, el producto de solubilidad del $\text{Cd}(\text{OH})_2$ es $2,5 \cdot 10^{-14}$.

a) ¿Cuántos gramos de $\text{Cd}(\text{OH})_2$ 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



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

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

b)

$$[\text{OH}^-] = 2s = 2 \cdot 1,84 \cdot 10^{-5} = 3,68 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$p\text{OH} = -\log 3,68 \cdot 10^{-5} = 4,43 \rightarrow \text{pH} = 9,57$$

34. El sulfato de bario es tan insoluble que puede ingerirse sin riesgo a pesar de que el ion Ba^{2+} es tóxico. A 25°C, en 500 mL de agua se disuelven 0,001225 g de BaSO_4 .

a) ¿Cuáles son las concentraciones de Ba^{2+} y SO_4^{2-} en una disolución saturada de BaSO_4 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.



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

b)

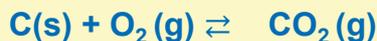
$$K_S = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = (1,05 \cdot 10^{-5})^2 = 1,10 \cdot 10^{-10}$$

35. En el equilibrio:



- Escriba las expresiones de K_c y K_p .
- Obtenga para este equilibrio, la relación entre ambas.
- ¿Qué ocurre con el equilibrio al reducir el volumen del reactor a la mitad?

36. Sea el sistema en equilibrio:



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

- La presión total del reactor será igual a la presión parcial del CO_2 .
- Si se añade más $\text{CaCO}_3(\text{s})$ se produce más CO_2 .
- K_p y K_c son iguales.

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

- Escriba la expresión del producto de solubilidad para este compuesto.
- Deduzca la expresión para conocer la solubilidad del hidróxido a partir del producto de solubilidad.
- Razone cómo varía la solubilidad del hidróxido al aumentar el pH de la disolución.

06.- Equilibrio químico.

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

- Si a una disolución saturada de una sal insoluble se le añade uno de los iones que la forman, disminuye la solubilidad.
- Dos iones de cargas iguales y de signos opuestas forman un precipitado cuando el producto de sus concentraciones es igual al producto de solubilidad.
- Para desplazar el equilibrio de solubilidad hacia la formación de más sólido insoluble, se extrae de la disolución parte del precipitado

39. Para el equilibrio: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$, la constante $K_c = 4,40$ a 200 K. Calcule:

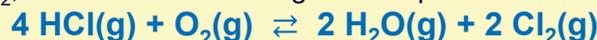
- Las concentraciones en el equilibrio cuando se introducen simultáneamente 1 mol de H_2 y 1 mol de CO_2 en un reactor de 4,68 L a dicha temperatura.
- La presión parcial de cada especie en equilibrio y el valor de K_p .

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

40. Para el equilibrio: $\text{I}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$, La constante de equilibrio a 425 °C vale 54,8. Calcule:

- 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.
- El grado de disociación del HI y K_p .

41. En un recipiente de 4 L, a una cierta temperatura, se introducen 0,16 moles de HCl, 0,08 moles de O₂ y 0,02 moles de Cl₂, estableciéndose el siguiente equilibrio.



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

- Los moles de O₂, H₂O y Cl₂ en el equilibrio.
- El valor de K_c a esa temperatura

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.

- 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?
- ¿Cuál es el valor de la constante K_c a esa temperatura?

Datos: Masas atómicas C = 12; O = 16; H = 1. R = 0,082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹

43. A 200 °C y presión de 1 atmósfera el PCl₅ se disocia en PCl₃ y Cl₂, en un 48,5 %. Calcule:

- Las fracciones molares de todas las especies en el equilibrio.
- K_c y K_p.

Dato: R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹.

06.- Equilibrio químico.

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:

- Los valores de K_c y K_p para dicho equilibrio.
- La cantidad máxima de NH₄CN (en gramos) que puede descomponerse a 11°C en un recipiente de 2L.

Datos: R= 0,082 atm L K⁻¹ mol⁻¹. Masas atómicas: H = 1; C = 12; N = 14.

45. El producto de solubilidad del carbonato de calcio, CaCO₃, a 25 °C es 4,8·10⁻⁹. Calcule:

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

46. La solubilidad del hidróxido de magnesio, Mg(OH)₂, en agua a 25 °C es 9,6 mg·L⁻¹.

- Escriba la ecuación de disociación y calcule el producto de solubilidad de este hidróxido a esa temperatura.
- Calcule la solubilidad del Mg(OH)₂, a 25 °C, en una disolución 0,1 M de nitrato de magnesio, Mg(NO₃)₂.

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

47. A 25 °C, el producto de solubilidad del fluoruro de plomo(II) PbF₂ es K_s = 4·10⁻¹⁸. Calcule:

- La masa de PbF₂ que se podrá disolver el 100 mL de agua a dicha temperatura.
- La solubilidad del PbF₂ en una disolución 0,2 M de nitrato de plomo(II) Pb(NO₃)₂.

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