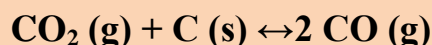


TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

1.- Considera el siguiente sistema en equilibrio:



a) Escribe las expresiones de las constantes K_c y K_p .

Establecemos el equilibrio que tiene lugar en concentraciones y presiones (no consideramos los datos del carbono, C, por ser sólido y no dar lugar a concentraciones y presiones variables):

b) Establece la relación entre ambas constantes de equilibrio. Aplicando la ecuación de los gases ideales a los dos óxidos de carbono:

Resolución:

$$\text{a) } K_c = [\text{CO}]^2 / [\text{CO}_2] \quad ; \quad K_p = P_{\text{CO}}^2 / P_{\text{CO}_2}$$

$$\text{b) } P_{\text{CO}} \cdot V = n_{\text{CO}} \cdot R \cdot T \rightarrow P_{\text{CO}} = n_{\text{CO}} \cdot R \cdot T / V$$

$$\rightarrow P_{\text{CO}} = [\text{CO}] \cdot R \cdot T$$

$$P_{\text{CO}_2} \cdot V = n_{\text{CO}_2} \cdot R \cdot T \rightarrow P_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \cdot R \cdot T / V \rightarrow$$

$$\rightarrow P_{\text{CO}_2} = [\text{CO}_2] \cdot R \cdot T$$

Nos vamos a K_p :

$$K_p = \frac{P_{\text{CO}}^2}{P_{\text{CO}_2}}$$

Sustituimos en dicha ecuación los valores de P_{CO} y P_{CO_2} :

$$K_p = \frac{([CO] \cdot R \cdot T)^2}{[CO_2] \cdot R \cdot T} = \frac{[CO]^2}{[CO_2]} \cdot \frac{(R \cdot T)^2}{(R \cdot T)}$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{2-1}$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^1$$

Podemos generalizar:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$

En donde $\Delta n = n^\circ$ moles finales de los productos de reacción en estado gas – n° moles de reactivos de reacción en estado gas.

2.- Para la reacción: $SbCl_5(g) \leftrightarrow SbCl_3(g) + Cl_2(g)$, se sabe que a 182 °C el valor de $K_p = 0,093$. Calcula el valor de K_c .

Resolución:

Nuestro equilibrio:



Se ha demostrado la relación existente entre K_p y K_c :

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

De donde podemos despejar K_c :

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

$$\Delta n = (2 - 1) = 1$$

Las constantes de equilibrio no tienen unidades. Nos olvidamos de las unidades de las magnitudes de las que depende K_c :

$$K_c = 0,0932 / 0,082 \cdot 455 = 2,5 \cdot 10^{-3}$$

3.- Considerando el equilibrio: $2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{SO}_3 (\text{g})$, razona si las afirmaciones siguientes son verdaderas o falsas:

- Un aumento de presión conduce a una mayor producción de SO_3 .
- El valor de K_p es superior al de K_c a la misma temperatura.

Resolución:

a) Cierta

Efectivamente, ya que el aumento de presión desplaza el equilibrio hacia el lado que presenta menor número de moles estequiométricos gaseosos. Es decir, el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

b) Falsa

La relación entre K_p y K_c viene determinada por la ecuación:

$$K_p = K_c (R T)^{\Delta n} \quad (1)$$

En donde $\Delta n = 2 - 3 = -1$

El valor de K_p será mayor que el de K_c si se cumple que:

$$K_p / K_c > 1$$

De la ecuación (1) estudiaremos la relación entre K_p y K_c :

$$K_p / K_c = (RT)^{-1} \rightarrow K_p / K_c = 1 / RT > 1$$

despejando T:

$$1/R > T$$

$$T < 1/0,082 = 12,2 \text{ K}$$

Pasemos los grados Kelvin a °C:

$$T = 273 + ^\circ\text{C} \quad ; \quad ^\circ\text{C} = T - 273 \quad , \quad ^\circ\text{C} = 12,2 - 273 = -260,8 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Que se produzca que:

$$K_p > K_c$$

solo será posible a temperaturas próximas a las del *cero absoluto* (-273,15 °C).

4.- Dado el equilibrio:



Señala, razonadamente, cuál de las siguientes medidas produce un aumento de la concentración de monóxido de carbono: a) Elevar la temperatura. b) Retirar vapor de agua de la mezcla en equilibrio. c) Introducir H₂ en la mezcla en equilibrio.

Resolución:

El proceso dado por la reacción:



se trata de un equilibrio heterogéneo, endotérmico y en el que se produce un aumento en el nº de moles o de moléculas de especies gaseosas. La aplicación del principio de Le Chatelier permite justificar la respuesta a las tres cuestiones:

- Un aumento de la temperatura *favorece siempre el proceso endotérmico*, en este caso, *la producción de CO*. Luego, *al elevar la temperatura producirá un aumento de la concentración de CO*.
- Al retirar *vapor de agua* del recipiente de reacción, el equilibrio se desplazará *hacia la izquierda* para aumentar así la cantidad de *agua presente en el equilibrio y restablecer el valor de la constante de equilibrio*. Por tanto, *la concentración de CO disminuirá con esta medida*.

- c) En general, cuando a un sistema en equilibrio(a temperatura constante) se le añade uno de sus componentes, el principio de Le Chatelier nos indica que el equilibrio se desplaza hacia el otro miembro de la ecuación (donde no está el componente añadido), contrarrestando así la perturbación externa. Por tanto, *la medida de añadir H₂ producirá una disminución en la concentración de CO.*

Según Le Chatelier: *cuando se produce una alteración del estado de equilibrio, el Sistema evolucionará en el sentido de contrarrestar la perturbación y la constante vuelva a tener el mismo valor inicial*

5.- En el proceso más moderno de gasificación de la hulla, esta se tritura, se mezcla con un catalizador y vapor de agua y se obtiene metano:

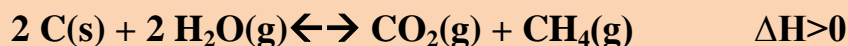


Justificar si aumentaría la cantidad de metano que se obtiene:

- Al aumentar la temperatura
- Al elevar la presión
- Al incrementar la concentración de catalizador

Resolución:

Equilibrio químico:



a) *Al elevar la temperatura, aumentará la cantidad de Metano (CH₄) ya que el equilibrio se desplazará hacia la derecha favoreciendo el proceso Endotérmico para así contrarrestar la causa externa. El equilibrio en el sentido de izquierda a derecha es Endotérmico. Un aumento de temperatura favorece siempre el proceso endotérmico.*

b) *Al elevar la presión*, no se producirá variación en la cantidad de metano al ser *igual en ambos miembros del equilibrio el número de moles de sustancias en estado gas*. El equilibrio químico no sufre desplazamiento en estas condiciones.

c) Al incrementar la concentración de catalizador, *tampoco se producirá variación en la cantidad de metano*. El catalizar no produce desplazamiento del equilibrio químico. Hace posible que se alcance *antes* la situación de equilibrio.

6.- La descomposición del hidrógenocarbonato sódico tiene lugar según el equilibrio:



Contestar razonadamente:

- ¿Favorece la descomposición un aumento de la temperatura?
- ¿Favorece la descomposición un aumento de la presión?
- ¿Favorece la descomposición la adición de más hidrógenocarbonato?
- ¿Favorece la descomposición la retirada de dióxido de carbono y vapor de agua?

Resolución:

El equilibrio que refleja la descomposición del hidrógenocarbonato de sodio se trata de un proceso Endotérmico de izquierda a derecha del equilibrio:



Es un proceso endotérmico, en el que se produce un aumento en el nº de moles o de moléculas de sustancias en fase gaseosa y transcurre heterogéneamente (fase sólida y fase gaseosa). La aplicación del principio de Le Chatelier, permite responder a las cuatro cuestiones:

- Un aumento de la temperatura desplaza siempre el equilibrio hacia el proceso endotérmico*, para contrarrestar

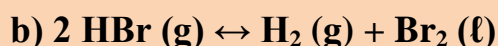
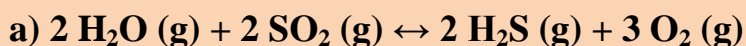
así la perturbación exterior. Por tanto se favorece la descomposición.

- b) *Un aumento de la presión* provoca que el equilibrio se desplace hacia el *miembro de menor nº de moles de especies gaseosas*, en este caso hacia la izquierda. Luego, *no se favorece la descomposición*.
- c) En principio *NO*. Se trata de un *equilibrio heterogéneo en cuyas constantes de equilibrio no aparecen la concentración ni la presión parcial del hidrógeno carbonato de sodio*. No se produce un desplazamiento del equilibrio.

$$K_p = P_{CO_2} \cdot P_{H_2O}$$

- d) Al retirar del medio de reacción *CO₂* y *H₂O*, el equilibrio trata de reemplazar la cantidad de estas sustancias que se han perdido, para lo cual debe *desplazarse hacia la derecha*. Por tanto se favorece la descomposición.

7.- Escribe la expresión de la constante *K_c* para cada uno de los siguientes equilibrios:



Resolución:

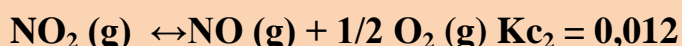
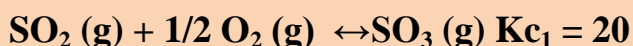
La expresión de las constantes *K_c*, teniendo en cuenta que en la expresión de la constante solo aparecen las sustancias gaseosas o disueltas (equilibrios homogéneos), son:

$$K_c = [\text{H}_2\text{S}]^2 \cdot [\text{O}_2]^3 / [\text{H}_2\text{O}]^2 \cdot [\text{SO}_2]^2$$

$K_c = [\text{H}_2]/[\text{HBr}]^2$ Se trata de un equilibrio heterogéneo y solo intervienen los componentes en estado gas.

$$K_c = [CO_2]$$

8.- Calcula la constante K_c para el equilibrio: $SO_2(g) + NO_2(g) \leftrightarrow SO_3(g) + NO(g)$, a partir de las siguientes reacciones llevadas a cabo a la misma temperatura:



Resolución:

Nuestra constante es:

$$K_c = [SO_3] \cdot [NO] / [SO_2] \cdot [NO_2]$$

Tendremos que trabajar con K_{c1} y K_{c2} para encontrar nuestra constante K_c :

$$K_{c1} = [SO_3] / [SO_2] \cdot [O_2]^{1/2}$$

$$K_{c2} = [NO] \cdot [O_2]^{1/2} / [NO_2]$$

Realicemos el producto $K_{c1} \cdot K_{c2}$:

$$K_{c1} \cdot K_{c2} = \frac{[SO_3]}{[SO_2] \cdot [O_2]^{1/2}} \cdot \frac{[NO] \cdot [O_2]^{1/2}}{[NO_2]} = \frac{[SO_3] \cdot [NO]}{[SO_2] \cdot [NO_2]} = K_c =$$

$$K_c = K_{c1} \cdot K_{c2} = 20 \cdot 0,012 = 0,24$$

9.- En una disolución tiene lugar la reacción: $2 A(ac) + 3 B(ac) \leftrightarrow 4 C(ac) + D(s)$, ¿cuál es la expresión de la constante de concentraciones y su valor si la concentración de todas las especies en el equilibrio es $0,02 \text{ mol L}^{-1}$? ¿Cuáles son sus unidades?

Resolución:

Se trata de un equilibrio heterogéneo en cuya expresión de K_c no intervendrá el componente en estado sólido:

$$K_c = \frac{[C]^4}{[A]^2 \cdot [B]^3}$$

Para obtener el valor de K_c así como sus unidades sustituiremos en la expresión de la constante el valor de las concentraciones:

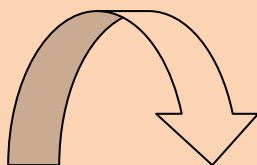
$$K_c = \frac{(0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^4}{(0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 \cdot (0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^3} =$$

$$K_c = \frac{(2 \cdot 10^{-2} \cdot \text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^4}{(2 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 \cdot (2 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^3} =$$

$$K_c = \frac{2^4 \cdot 10^{-8} \cdot \text{mol}^4 \cdot \text{L}^{-4}}{2^2 \cdot 10^{-4} \cdot \text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2} \cdot 2^3 \cdot 10^{-6} \cdot \text{mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}} =$$

$$K_c = 2^{-1} \cdot 10^2 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{L} = 50 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L}$$

Es importante resaltar que las *constantes de equilibrio no tienen unidades a pesar que según el libro de texto o el profesor las incluyan.*



10.- En un recipiente cerrado y vacío de 20 litros se introducen 480 gramos de pentacloruro de antimonio. Se eleva la temperatura a 180°C y se establece el equilibrio:



El valor de K_p para este equilibrio a 180°C es de 0,093. Calcular:

- El valor de K_c para este equilibrio a 180°C
- El grado de disociación del pentacloruro de antimonio
- Los gramos de tricloruro de antimonio en el equilibrio

DATOS: Masas atómicas: Cl = 35,5 ; Sg = 122 ; R = 0,082 atm.L/mol.K

Resolución:

V = 20 L. ; m_{SbCl₅} = 480 g. ; t = 180°C ; $K_c = 0,093$

a) Equilibrio químico:



$$K_p = K_c \cdot (R.T)^{\Delta n} ; \Delta n = 2 - 1 = 1$$

$$K_c = K_p / R.T = 0,093 / 0,082 \cdot (273+180) = 2,5 \cdot 10^{-3}$$

NOTA: Las constantes de equilibrio **NO TIENEN UNIDADES**

b) Mm SbCl₅ = 299,25 → 299,25 g / mol

$$n^{\circ} \text{ moles iniciales de SbCl}_5 = m / \text{Mm} = 480 / 299,25 = 1,6 = n$$



M. Iniciales	1	0	0
M. disociados	α	α	α
M. Equilibrio	$(1 - \alpha) n$	αn	αn
[] e	$(1 - \alpha) n / v$	$\alpha n / v$	$\alpha n / v$

TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

$$K_c = \frac{[\text{SbCl}_3] [\text{Cl}_2]}{[\text{SbCl}_5]} = \frac{\alpha n/v \cdot \alpha n/v}{(1 - \alpha) n/v} = \frac{\alpha^2 n}{v(1 - \alpha)} = 2,5 \cdot 10^{-3}$$

$$2,5 \cdot 10^{-3} = \frac{\alpha^2 \cdot 1,6}{20 \cdot (1 - \alpha)} ; 2,5 \cdot 10^{-3} \cdot 20 \cdot (1 - \alpha) = \alpha^2 \cdot 1,6$$

Resolviendo la ecuación anterior llegamos a establecer:

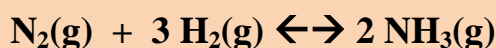
$$0,16 \text{ moles} = 16 \%$$

c) moles de SbCl_3 en el equilibrio = $n \cdot \alpha = 1,6 \cdot 0,16 = 0,256 \text{ moles}$

$$\text{Mm } \text{SbCl}_3 = 228,25 \text{ u} \rightarrow 228,25 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{SbCl}_3} = n^\circ \text{ moles} \cdot \text{Mm} = 0,256 \cdot 228,25 = 58,43 \text{ g.}$$

11.- En un matraz de 2 litros se introducen 2 moles de N_2 y 6 moles de H_2 , calentándose la mezcla hasta 327°C . A esta temperatura se establece el equilibrio:



Si la reacción tiene lugar en un 60%, calcula:

- La concentración de cada especie en el equilibrio
- Las constantes K_c y K_p para ese equilibrio
- ¿Cómo afectaría al equilibrio un aumento de la presión?
Justifica la respuesta

DATOS: $R = 0,082 \text{ atm.L/mol.K}$

Resolución:

$$V = 2 \text{ L.}; \quad 2 \text{ moles } \text{N}_2 + 6 \text{ moles } \text{H}_2 ; \quad t = 327^\circ\text{C}$$

$$\alpha = 60 \% = 0,60 \text{ moles.}$$

TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

a)	$\text{N}_2(\text{g})$	+	$3 \text{H}_2(\text{g})$	\leftrightarrow	$2 \text{NH}_3(\text{g})$
Moles iniciales	2		6		0
Moles reaccionantes	x		3x		2x
Moles en equilibrio	2 - x		6 - 3x		2x
[]e	2 - x / v		6 - 3x / v		2x / v

$$x = 60\% \text{ de } 2 \text{ moles} = 60/100 \cdot 2 = 1,2 \text{ moles (rendimiento } 60\%)$$

$$[\text{N}_2] = 2 - x / v = 2 - 1,2 / 2 = 0,4 \text{ mol/L.}$$

$$[\text{H}_2] = 6 - 3x / v = 6 - 3 \cdot 1,2 / 2 = 1,2 \text{ mol /L.}$$

$$[\text{NH}_3] = 2x / v = 2 \cdot 1,2 / 2 = 1,2 \text{ mol/L.}$$

$$a) \quad K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] [\text{H}_2]^3} = \frac{(1,2)^2}{0,4 \cdot (1,2)^3} = 2,08$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} ; \quad \Delta n = 2 - 4 = -2$$

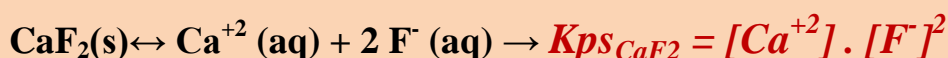
$$K_p = 2,08 \cdot [0,082 (273 + 327)]^{-2} = 8,59 \cdot 10^{-4}$$

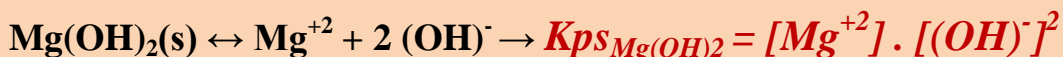
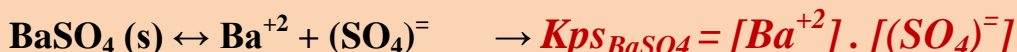
d) Un aumento de presión *desplazará el equilibrio hacia el miembro de menor nº de moles o moléculas en estado gas*, en este caso, *hacia la derecha*.

12.- Escribe las expresiones de los productos de solubilidad del fluoruro de calcio, sulfato de bario e hidróxido de magnesio.

Resolución:

Los equilibrios entre el estado sólido y sus iones en disoluciones saturadas son los siguientes:





13.- Dada la siguiente reacción de equilibrio: $\text{C} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g}) \leftrightarrow \text{CO} (\text{g})$; $\Delta H = 119,8 \text{ kJ}$. Razona si son correctas las siguientes afirmaciones:

- La adición de CO desplaza el equilibrio hacia la izquierda.
- La adición de C desplaza el equilibrio hacia la derecha.
- La elevación de temperatura no influye en el equilibrio.
- La expresión de la constante de equilibrio es: $K_p = P_{\text{CO}} / P_{\text{CO}_2} \cdot P_{\text{C}}$

Resolución:

La K_c de nuestro equilibrio es:

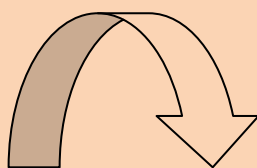
$$K_c = \frac{[\text{NO}]}{[\text{CO}_2]}$$

a) **Correcta**

Al añadir más producto (CO) su concentración aumenta, por lo que el numerador del cociente también aumenta y por lo tanto K_c también aumentaría. La K_c es constante a una temperatura determinada. La temperatura no cambia y por lo tanto se debe producir un desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda para producir más CO_2 . De esta forma aumentamos el denominador y la K_c vuelva a su valor inicial.

b) **Falso**

Aumentar la cantidad de carbón no influye en el equilibrio ya que, al ser una sustancia sólida, su densidad (concentración) es constante, por lo que no aparece explícitamente en la expresión de la constante de equilibrio (K_c).



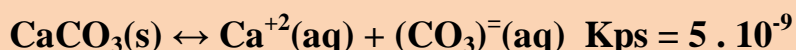
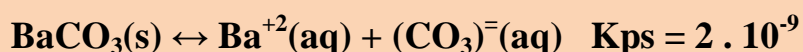
c) **Falso**

La elevación de temperatura favorece (Le Chatelier) que la reacción se desplace en el sentido **endotérmico**, que es hacia los productos (hacia la derecha).

d) **Falso**

La expresión de la constante de equilibrio de presiones no debe contener el término relacionado con la presión del carbono (P_C), ya que es un **reactivo sólido** y presenta un valor constante de su presión por lo que está ya incluido en el valor de la K_p .

14.- Entre sustancias que presentan la misma proporción estequiométrica entre sus iones:



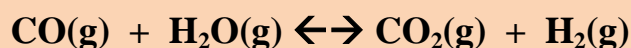
Como presentan la misma proporción en iones (1:1), el ***CaCO₃ es más soluble porque posee mayor valor de K_{ps} .***

Este valor mayor implica que:

$$[\text{Ba}^{+2}] \cdot [(\text{CO}_3)^-] < [\text{Ca}^{+2}] \cdot [(\text{CO}_3)^-]$$

Por lo que la ***disolución del carbonato de calcio*** presenta mayor ***cantidad*** (concentración) de iones disueltos.

15.- La K_p correspondiente al equilibrio:



vale 10 a la temperatura de 690 K. Si inicialmente se introducen en un reactor, de 1,5 litros de volumen, 0,3 moles de CO y 0,2 moles de H₂O, calcule:

- a) La concentración de todas las especies químicas una vez alcance el sistema el equilibrio.

TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

- b) La presión en el interior del recipiente tras alcanzarse el equilibrio.
- c) Si la K_p correspondiente a este equilibrio alcanza un valor de 66,2 a 550 K, deduzca si se trata de una reacción endotérmica o exotérmica.

DATO: $R = 0,082 \text{ atm.L/mol.K}$

Resolución:

$K_p = 10$; $T = 690^\circ\text{K}$; $V = 15 \text{ L}$.

Moles iniciales de CO = 0,3

Moles iniciales de H₂O = 0,2

a)	CO(g)	+	H ₂ O (g)	\leftrightarrow	CO ₂ (g)	+	H ₂ (g)
Moles iniciales	0,3		0,2		0		0
Moles reaccio.	x		x		x		x
M. en equilibrio	0,3 - x		0,2 - x		x		x
[]e	$0,3 - x / v$		$0,2 - x / v$		x / v		x / v

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} ; \Delta n = (2 - 2) = 0 \rightarrow K_p = K_c = 10$$

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} = \frac{x/v \cdot x/v}{(0,3 - x/v) \cdot (0,2 - x/v)} = \frac{x^2}{(0,3 - x)(0,2 - x)} = 10$$

$$\frac{x^2}{(0,3 - x)(0,2 - x)} = 10$$

Resolviendo la ecuación:

$$x = 0,175 \text{ moles}$$

TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

Como se trata de una ecuación de 2º grado existirán dos soluciones, (la establecida como buena) y la otra solución nos proporciona un valor de 0,38 moles que es imposible puesto que el nº de moles no puede ser superior a 0,3.

$$[CO_2]_e = x/v = 0,175/15 = 0,012 \text{ mol/L.}$$

$$[H_2]_e = x/v = 0,012 \text{ mol /L.}$$

$$[CO]_e = 0,3 - x /v = 0,3 - 0,175 / 15 = 8,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L.}$$

$$[H_2O]_e = 0,2 - x / v = 0,2 - 0,175 / 15 = 1,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol /L.}$$

$$b) P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \quad (1)$$

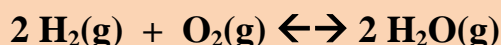
$$n_T = (0,3 - x) + (0,2 - x) + x + x = 0,3 + 0,2 = 0,5$$

Nos vamos a la ecuación (1):

$$P_T \cdot 15 = 0,5 \cdot 0,082 \cdot 690 \quad ; \quad P_T = 1,886 \text{ Atm.}$$

c) La temperatura disminuye y la Kp aumenta lo que nos dice que el equilibrio se desplaza hacia la derecha, *luego se trata de una reacción exotérmica.*

16.- Dado el siguiente sistema en equilibrio que posee una variación de entalpía negativa.

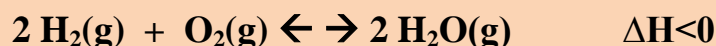


Describe el efecto que se produciría al:

- a) Enfriar
- b) Añadir vapor de agua
- c) Comprimir
- d) Aumentar la presión de hidrógeno

Resolución:

El equilibrio dado :



es un proceso que transcurre en fase gaseosa, exotérmico (en sentido derecha), y en el cual se produce una disminución en el nº de moles o de moléculas. Teniendo en cuenta esto, la aplicación del principio de Le Chatelier nos dice:

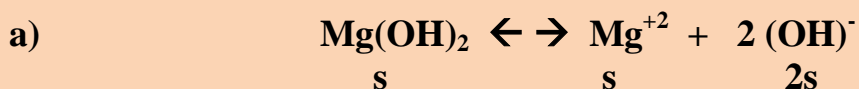
- Una disminución de la temperatura (enfriar) favorece el proceso exotérmico. Por tanto, el efecto *será desplazar el equilibrio hacia la derecha.*
- La adición de vapor de agua provoca que el *sistema evolucione de modo que se favorezca la reacción hacia la izquierda .* De ese modo se contrarresta la acción externa , *pues se reduce la cantidad de vapor de agua presente.*
- Al aumentar la presión el equilibrio se desplaza hacia donde menor sea el nº de moles. Luego el *efecto será el desplazar el equilibrio hacia la derecha.*
- Un aumento de la *presión parcial del hidrógeno* o, lo que es lo mismo, *un aumento de la concentración de hidrógeno en el sistema,* ocasiona que el equilibrio *se desplace hacia la derecha.*

17.- La constante del producto de solubilidad del hidróxido de magnesio a 25°C es $5,61 \cdot 10^{-12}$.

- Calcula la solubilidad, en g/L, en agua pura de este compuesto
- Explica de qué manera se podría conseguir la disolución del precipitado

Resolución:

$$K_s \text{Mg(OH)}_2 = 5,61 \cdot 10^{-12}$$



$$K_s = [\text{Mg}^{+2}] [\text{(OH)}^-]^2$$

$$5,61 \cdot 10^{-12} = s \cdot (2s)^2 \quad ; \quad 5,61 \cdot 10^{-12} = 4s^3$$

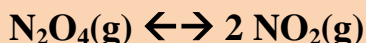
$$S = 1,78 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L.}$$

$$Mm \text{ Mg(OH)}_2 = 58,3 \text{ u} \rightarrow 58,3 \text{ g / mol}$$

$$(1,78 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L.}) (58,3 \text{ g/mol}) = 6,53 \cdot 10^{-3} \text{ g / L.}$$

- c) **Adicionando un ácido fuerte.** Los $(\text{OH})^-$ del hidróxido de magnesio son **neutralizados** por los **cationes hidrónico, H_3O^+** , del ácido por lo que el equilibrio de disociación del hidróxido se **desplaza hacia la derecha** ya que **disminuye** la $[(\text{OH})^-]$. **Para que K_s siga valiendo lo mismo** los $(\text{OH})^-$ del sólido precipitado **deben pasar a la disolución produciéndose la disolución del precipitado.**

18.- En un recipiente de 2 litros se introducen 0,020 moles de N_2O_4 . Una vez cerrado y calentado a 30°C , el N_2O_4 gaseoso se disocia parcialmente según la reacción:



En el equilibrio existen 0,012 moles de NO_2 .

- a) ¿Qué porcentaje de N_2O_4 se ha disociado (expresar el porcentaje en moles).
b) Calcula K_c a la temperatura indicada.

Resolución:

- a) $V = 2 \text{ L.}$; 0,020 moles N_2O_4 ; $t = 30^\circ\text{C}$



Moles iniciales	1	0
Moles disociados	α	2α
Moles en equilibrio	$(1 - \alpha) n$	$2\alpha n$
[]e	$(1 - \alpha) n / v$	$2\alpha n / v$

$$\text{Moles de NO}_2 \text{ en el equilibrio} = 2 \alpha n = ; n = 0,020$$

TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

$$0,012 = 2 \alpha \cdot 0,020 \quad ; \quad \alpha = 0,3 \text{ moles} \rightarrow 30\%.$$

$$b) \quad K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{(2 \alpha n / v)^2}{(1 - \alpha) n / v} = \frac{4 \alpha^2 n}{(1 - \alpha) v} = \frac{4 \cdot (0,3)^2 \cdot 0,020}{(1 - 0,3) \cdot 2} = 5,14 \cdot 10^{-3}.$$

19.- A 185°C y 1 atmósfera de presión, el pentacloruro de antimonio gaseoso se disocia en un 30% para dar tricloruro de antimonio y cloro molecular, ambos gaseosos. Determine el valor de Kp, y , a partir de este, el valor de Kc, a 185°C.

Resolución:

$$t = 185^\circ\text{C} \quad ; \quad P = 1 \text{ Atm} \quad ; \quad \alpha = 30\%.$$



Moles iniciales	1	0	0
Moles disociados	α	α	α
Moles en equilibrio	$(1 - \alpha) n$	αn	αn

$$\text{N}^\circ \text{ moles totales en equilibrio} = (1 - \alpha) n + \alpha n + \alpha n = (1 + \alpha) n$$

$$P_{\text{SbCl}_3} = P_t \cdot \text{moles SbCl}_3 / \text{moles totales} = P_t \cdot n \alpha / (1 + \alpha) n = 1 \cdot 0,3 / 1 + 0,3 = 0,23 \text{ Atm}.$$

$$P_{\text{Cl}_2} = P_t \cdot \text{moles Cl}_2 / \text{moles totales} = P_t \cdot n \alpha / (1 + \alpha) n = 1 \cdot 0,3 / 1 + 0,3 = 0,23 \text{ Atm}.$$

$$P_{\text{SbCl}_5} = P_t \cdot \text{moles SbCl}_5 / \text{moles totales} = P_t \cdot (1 - \alpha) n / (1 + \alpha) n = 1 \cdot 1 - 0,3 / 1 + 0,3 = 0,54 \text{ Atm}.$$

$$K_p = \frac{P_{SbCl_3} \cdot P_{Cl_2}}{P_{SbCl_5}} = \frac{0,23 \cdot 0,23}{0,54} = 0,097$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \quad ; \quad \Delta n = 2 - 1 = 1 \rightarrow K_p = K_c \cdot R \cdot T$$

$$K_c = K_p / R \cdot T = 0,097 / 0,082 \cdot (273 + 185) = 2,6 \cdot 10^{-3}$$

20.- En un matraz de un litro se encuentran, en estado gaseoso y a una temperatura dada, hidrógeno, bromo y bromuro de hidrógeno, y en equilibrio correspondiente a la reacción:



Indique cómo afectarían los siguientes cambios a la situación de equilibrio y a la constante de equilibrio:

- Un aumento de la temperatura
- Un aumento de la presión parcial del HBr
- Un aumento del volumen del recipiente

Resolución:

La reacción de síntesis del bromuro de hidrógeno a partir de sus elementos, dada por la ecuación termoquímica:



es un proceso exotérmico, en el cual no hay variación en el nº de moles o de moléculas de las especies gaseosas, dos en cada miembro.

- Un aumento de temperatura favorece siempre el proceso endotérmico, por lo que *el equilibrio se desplazará hacia la izquierda*.
- Un aumento de la presión del HBr obligaría al equilibrio a *desplazarse hacia la izquierda*. De esta forma, *disminuiría la cantidad de HBr presente en el matraz* y, por lo tanto, *su presión parcial*.
- Al ser igual en ambos miembros el nº de moles de las especies gaseosas, el equilibrio *no se verá afectado por un cambio en*

el volumen del recipiente, que es sinónimo de un cambio de presión total en el sistema en equilibrio.

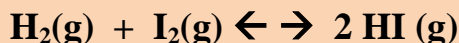
21.- Dentro de un recipiente de 10 litros de capacidad se hacen reaccionar 0,50 moles de H₂(g) y 0,50 de I₂(g). A 448°C K_c = 50. Calcular:

- El valor de K_p a esa temperatura
- Los moles de yodo que quedan sin reaccionar cuando se ha alcanzado el equilibrio.
- Si partimos inicialmente de 0,25 moles de H₂(g), 0,25 moles de I₂(g) y 4 moles de HI(g), ¿cuántos moles de yodo habrá ahora en el equilibrio? La temperatura permanece constante.

Resolución:

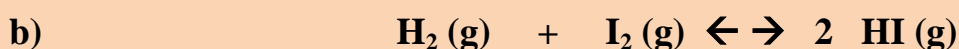
moles V = 10 L. ; 0,50 moles H₂ + 0,50 moles I₂ ; t = 448°C ; K_c = 50

Equilibrio químico:



a) $K_p = K_c \cdot (R.T)^{\Delta n}$; $\Delta n = 2 - 2 = 0 \rightarrow K_p = K_c (R.T)^0 \rightarrow$

$$K_p = K_c = 50$$



Moles iniciales 0,50 0,50 0

Moles reaccionantes x x 2x

Moles en equilibrio 0,50 - x 0,50 - x 2x

[]e 0,50 - x / v 0,50 - x / v 2x / v

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{(2x / v)^2}{0,50 - x / v \cdot 0,50 - x / v} = 50$$

$46x^2 - 50x + 12,5 = 0 \rightarrow x = 0,39$ (la otra solución es imposible químicamente).

Moles de I₂ sin reaccionar = $0,50 - x = 0,50 - 0,39 = 0,11$

c) Si aplicamos en K_c las nuevas cantidades de las especies químicas obtenemos un valor:

$K'c = 4^2 / 0,25 \cdot 0,25 = 256$

En donde observamos que $K'c \gg Kc$, luego para que K_c siga valiendo lo mismo (K_c = 50), el equilibrio *se debe desplazar hacia la izquierda*:

$H_2(g)$	+	$I_2(g)$	\leftrightarrow	$2 HI(g)$	
0,25		0,25		4	Moles iniciales
$1/2 x$		$1/2 x$		x	M. reaccionante
$0,25 + 1/2 x$		$0,25 + 1/2 x$		4 - x	M. equilibrio
$0,25+1/2x / v$		$0,25+1/2x / v$		$4 - x / v$	[]e

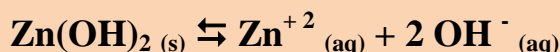
$Kc = \frac{[HI]^2}{[H2] \cdot [I2]} = \frac{(4 - x / v)^2}{0,25+1/2x / v \cdot 0,25+1/2x / v} = 50$

$11,5x^2 + 20,5 x - 12,875 = 0 \rightarrow x = 0,49$ (la otra solución es negativa).

Moles de I₂ = $0,25 + 1/2 x = 0,25 + 1/2 0,49 = 0,495$.

22.- Calcular la solubilidad del hidróxido de zinc sabiendo que su producto de solubilidad vale $4,5 \cdot 10^{-17}$

Resolución:



TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

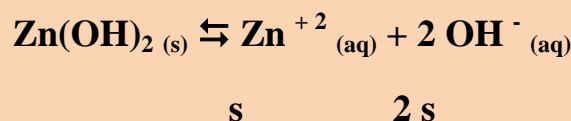
AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

La constante de equilibrio (también conocido como Producto de Solubilidad, Kps) en fase sólido-acuoso viene dado por la ecuación:



El product de solubilidad del hidróxido de Cinc vale $4,5 \cdot 10^{-17}$

Si admitimos una solubilidad “s” (en concentración Molar, mol/L) del hidróxido de cinc, tenemos el siguiente planteamiento:



Si nos vamos a la evcuación de constant Kps:



$$4,5 \cdot 10^{-17} = s \cdot (2s)^2 ; 4,5 \cdot 10^{-17} = 4 s^3$$

$$s = (4,5 \cdot 10^{-17} / 4)^{1/3} = (1,125 \cdot 10^{-17})^{1/3}$$

$$s = (0,1125 \cdot 10^{-18})^{1/3} = 2,24 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

Es decir en *un litro, como máximo*, podemos disolver $2,24 \cdot 10^{-6}$ moles de hidróxido de cinc.

Las concentraciones molares de los iones implicados son:

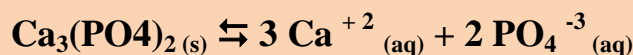
$$[Zn^{+2}] = s = 2,24 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l}$$

$$[OH] = 2s = 2 \cdot 2,24 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l} = 4,48 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l}$$

23.- Sabiendo que el producto de solubilidad del fosfato de calcio vale $1,28 \cdot 10^{-26}$ calcular su solubilidad.

Resolución:

Para nuestro equilibrio:



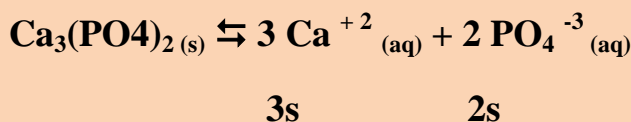
TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

El Producto de solubilidad viene dado por:

$$K_{ps} \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = [\text{Ca}^{+2}]^3 \cdot [(\text{PO}_4)^{-3}]^2$$

Llamemos “s” la solubilidad del fosfato de calcio expresada en mol/L:



$$K_{ps} = [\text{Ca}^{+2}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{-3}]^2 \rightarrow K_{ps} = (3s)^3 \cdot (2s)^2 \rightarrow$$
$$1,28 \cdot 10^{-26} = 108 \cdot s^5$$

$$s = 2,6 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l}$$

En un litro de agua se pueden disolver como máximo $2,6 \cdot 10^{-6}$ moles.

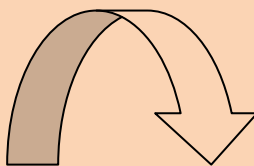
24.- A 473 K y 2 atm de presión, el PCl_5 se disocia en un 50% según la siguiente reacción:



- ¿Cuánto valdrán Kc y Kp?
- Calcule las presiones parciales de cada gas en el equilibrio
- Justifique cómo influirá en el grado de disociación un aumento de la presión

Resolución:

T = 473°K ; P = 2 Atm ; α = 50%.



TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es



M. Iniciales $1 \qquad 0 \qquad 0$

M Disociados $\alpha \qquad \alpha \qquad \alpha$

M. Equilibrio $(1 - \alpha) n \qquad \alpha n \qquad \alpha n$

$N^\circ \text{ moles totales en el equilibrio} = (1 - \alpha) n + \alpha n + \alpha n = (1 + \alpha) n$

$P_{\text{PCl}_3} = P_t \cdot \text{moles } \text{PCl}_3 / \text{moles totales} = P_t \cdot \alpha n / (1 + \alpha) n =$

$= 2 \cdot 0,50 / 1,5 = 0,67 \text{ Atm.}$

$P_{\text{Cl}_2} = P_t \cdot \text{moles } \text{Cl}_2 / \text{moles totales} = P_t \cdot \alpha n / (1 + \alpha) n =$

$= 2 \cdot 0,50 / 1,5 = 0,67 \text{ Atm.}$

$P_{\text{PCl}_5} = P_t \cdot \text{moles } \text{PCl}_5 / \text{moles totales} = P_t \cdot (1 - \alpha) n / (1 + \alpha) n =$

$= 2 \cdot (1 - 0,5) / (1 + 0,5) = 0,67 \text{ Atm.}$

$$K_p = \frac{P_{\text{PCl}_3} \cdot P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{PCl}_5}} = \frac{0,67 \cdot 0,67}{0,67} = 0,67$$

Para conocer el valor de K_c recurriremos a la ecuación:

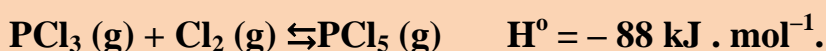
$K_p = K_c (R.T)^{\Delta n} \quad ; \quad \Delta n = 2 - 1 = 1 \rightarrow K_p = K_c \cdot R.T$

Despejando K_c :

$K_c = K_p / R.T = 0,67 / 0,082 \cdot 473 = 0,017$

c) Al aumentar la presión el equilibrio se desplaza hacia el miembro de menor nº de moles, en este caso *hacia la derecha* por lo que la *disociación del PCl₅ será menor* y por lo tanto menor *el grado de disociación*.

25.- El tricloruro de fósforo reacciona con cloro para dar pentacloruro de fósforo según el equilibrio químico:



Una vez alcanzado el equilibrio químico, explica cómo se modificará el mismo si:

- a) Se aumenta la temperatura.
- b) Se disminuye la presión total.
- c) Se añade gas cloro.
- d) Se introduce un catalizador adecuado.

Resolución:

a) Por el principio de Le Chatelier al elevar la temperatura el equilibrio evoluciona en el sentido en el que *se produce absorción de calor*, es decir, *en el sentido endotérmico de la reacción*. Por tratarse de una *reacción exotérmica* (sentido derecha), un *aumento de la temperatura* provoca un *desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda*.

b) Una *disminución de la presión*, por el principio de Le Chatelier, el equilibrio *se desplazará* en el sentido de *mayor número de moles gaseosos*, para oponerse a este cambio. En este caso hacia la *izquierda*.

c) La introducción del reactivo Cl₂ *aumenta su concentración*, por el principio de Le Chatelier el equilibrio tenderá a oponerse a este cambio *desplazándose hacia la derecha*.

d) La *introducción de un catalizador no provoca desplazamiento alguno en el equilibrio de la reacción* . El catalizador *aumenta la velocidad de la reacción* alcanzándose antes la situación de equilibrio químico. El catalizador actúa *disminuyendo la energía de activación* del proceso químico que se está realizando.

26.- A partir de la reacción:



- Razona cómo influirá en el equilibrio un aumento de presión
- ¿En qué sentido se desplazaría el equilibrio si se aumenta la concentración de oxígeno? ¿Se modificaría entonces la constante de equilibrio? Justifique la respuesta

Resolución:

La reacción de oxidación del amoníaco transcurre según el equilibrio:



Se trata de un proceso entre especies gaseosas, en el cual aumenta el nº de moles o de moléculas (9 moles izquierda y 10 moles derecha).

- Al ser todas las especies gaseosas, un aumento de la presión favorece la zona de equilibrio en que *menor sea el nº de moles*. Por tanto, en este caso el equilibrio *se desplaza hacia la izquierda*.
- Al aumentar la concentración de O₂ el equilibrio se desplaza *hacia la derecha*. De esta forma la constante de equilibrio seguirá teniendo el mismo valor.
- Un aumento de la *temperatura favorece el proceso endotérmico*, por lo que al ser el proceso directo exotérmico (hacia la derecha) $\Delta H < 0$, *el inverso será endotérmico*. Por lo tanto el proceso *se desplazará hacia la izquierda*.

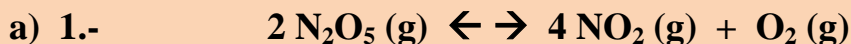
27.- Para los siguientes equilibrios:

1. $2 \text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) \leftrightarrow 4 \text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
2. $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$
3. $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) \leftrightarrow \text{H}^+ + (\text{HCO}_3)^-$
4. $\text{CaCO}_3(\text{s}) \leftrightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$

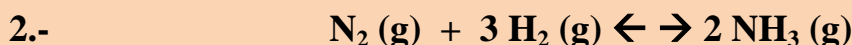
a) Escriba las expresiones de Kc y Kp

b) Razone qué sucederá en los equilibrios 1º y 2º si se aumenta la presión a temperatura constante

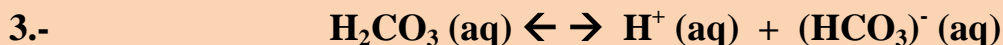
Resolución:



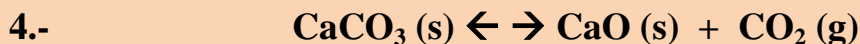
$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^4 \cdot [\text{O}_2]}{[\text{N}_2\text{O}_5]^2} \quad ; \quad K_p = \frac{P_{\text{NO}_2}^4 \cdot P_{\text{O}_2}}{P_{\text{N}_2\text{O}_5}^2}$$



$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3} \quad ; \quad K_p = \frac{P_{\text{NH}_3}^2}{P_{\text{N}_2} \cdot P_{\text{H}_2}^3}$$



$$K_c = \frac{[\text{H}^+] \cdot [(\text{HCO}_3)^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} \quad ; \quad K_p \text{ no tiene ecuación por no existir especies en estado gas}$$



$$K_c = [\text{CO}_2] \quad ; \quad K_p = P_{\text{CO}_2}$$

b) Un *aumento de presión*, en reacciones entre gases, favorece el lado del equilibrio donde menor sea el nº de moles. Según esto, *el primer equilibrio se desplaza hacia la izquierda, el segundo hacia la derecha y el cuarto hacia la izquierda.*

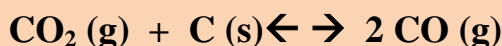
28.- A 1000°C, para la reacción $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{C}(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}(\text{g})$ es $K_p = 1,65$. Si en el equilibrio la presión total es de 5 atm, calcule el % de dióxido de carbono que ha reaccionado.

DATOS: Masas atómicas: C = 12 ; H = 1 ; O = 16 ; N = 14.

0°C = 273 K ; R = 0,082 atm.L.mol⁻¹.K⁻¹ = 8,314 J . mol⁻¹ . K⁻¹

Resolución:

t = 1000°C ; $K_p = 1,65$; $P_t = 5 \text{ Atm.}$

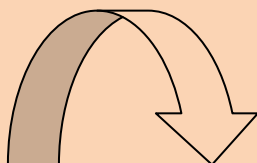


$$P_{\text{CO}_2} + P_{\text{CO}} = 5 \quad \rightarrow \quad P_{\text{CO}_2} = 5 - P_{\text{CO}}$$

$$K_p = \frac{P_{\text{CO}}^2}{P_{\text{CO}_2}} \quad ; \quad 1,65 = \frac{P_{\text{CO}}^2}{P_{\text{CO}_2}} \quad ; \quad 1,65 = \frac{P_{\text{CO}}^2}{5 - P_{\text{CO}}}$$

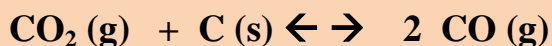
$$P_{\text{CO}}^2 + 1,65 P_{\text{CO}} - 8,25 = 0$$

$$P_{\text{CO}} = 2,165 \text{ Atm.} \quad \rightarrow \quad P_{\text{CO}_2} = 5 - 2,165 = 2,835 \text{ Atm}$$



TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es



Moles iniciales	1	0	0
Moles disociados	α	α	2α
Moles en equilibrio	$(1 - \alpha) n$	αn	$2\alpha n$

Nº de moles totales en equilibrio = $(1 - \alpha) n + \alpha n + 2\alpha n =$
 $= (1 + \alpha) n$

$$P_{\text{CO}_2} = \text{Pt. moles CO}_2 / \text{moles totales}$$

$$2,835 = 5 \cdot (1 - \alpha) n / (1 + \alpha) n$$

$$\alpha = 0,28 \rightarrow 28 \%. \rightarrow \text{del CO}_2 \text{ ha reaccionado el } 28 \%.$$

29.- Dado el equilibrio: $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{SO}_3(\text{g}) \quad \Delta H < 0(\text{g})$

- Explique cómo aumentaría el número de moles de SO_3 , sin adicionar ni eliminar ninguna de las sustancias presentes en el equilibrio.
 - Escriba la expresión de K_p
 - Razone cómo afectaría al equilibrio la presencia de un catalizador.
- QUÍMICA. 2003. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

Resolución:

- Nuestro equilibrio químico es un proceso *Exotérmico* en el sentido de *formación de SO_3* , luego *disminuyendo la temperatura el equilibrio se desplazará hacia la derecha* y obtenemos más *moles de SO_3* .

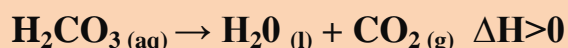
La presión también nos puede ayudar a aumentar la concentración del SO_3 . Si *aumentamos la presión* el equilibrio se desplace *en el sentido de menor número de moles*.

Aumentando la presión aumentamos la concentración del SO_3 .

b) $K_p = (P_{SO_3})^2 / (P_{SO_2})^2 \cdot P_{O_2}$

c) *De ninguna forma.* El catalizador sólo influye en la velocidad de reacción y alcanzar antes la situación de equilibrio químico, pero nunca produce un desplazamiento del equilibrio.

30.- El ácido carbónico se descompone en agua y dióxido de carbono



Al abrir la lata de coca-cola, disminuirémos la presión ejercida en el interior del bote con lo que aumentaremos el volumen. Por el principio de Le chatelier, al disminuir la presión, para contrarrestar este cambio el equilibrio se desplazará hacia donde mayor número de moles gaseosos hay, en este caso *hacia la izquierda*, es decir hacia la producción de CO_2 .

Como el CO_2 se escapa por la boquilla de la lata, *disminuirá la concentración de CO_2* , por lo que el equilibrio contrarrestará esta variación desplazándose *hacia la formación de CO_2* (hacia la derecha).

En verano al aumentar la temperatura por el principio de Le chatelier, el equilibrio evoluciona en el sentido en el que se produce *absorción de calor*, es decir, en el *sentido endotérmico* de la reacción. Por tratarse de una reacción *endotérmica* ($\Delta H > 0$) el equilibrio se desplazará *hacia la derecha*, es por esto que las bebidas gaseosas en verano pierden más rápido el gas.

31.- En un recipiente de 20 litros se introducen 2 moles de hidrógeno y 2 moles de yodo y se calienta la mezcla a 763 K. Al alcanzarse el equilibrio, $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$, se observa que se han formado 3 moles de yoduro de hidrógeno.

- Calcule el valor de K_c para dicho equilibrio
- Manteniendo constante el volumen y la temperatura, se añaden a la mezcla en equilibrio 0,5 moles de hidrógeno. Explica qué ocurrirá y calcula la nueva composición de la mezcla al restablecerse el equilibrio

Resolución:

$V = 20 \text{ L.}$

2 moles H_2 + 2 moles $\text{I}_2 \rightarrow$ 3 moles HI en el equilibrio.

$T = 763 \text{ K}$

a)	$\text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{I}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$2 \text{HI}(\text{g})$
Moles iniciales	2		2		0
Moles reaccionantes	x		x		2x
Moles en equilibrio	2 - x		2 - x		2x
[]e	$2 - x / v$		$2 - x / v$		$2x / v$

Nº moles de HI = 3 $\rightarrow 3 = 2x$; $x = 1,5 \text{ moles.}$

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{(2x/v)^2}{(2-x/v) \cdot (2-x/v)} = \frac{4x^2}{(2-x)^2} = \frac{4 \cdot (1,5)^2}{(2 - 1,5)^2} = 36$$

- Moles en el equilibrio de $\text{H}_2 = 2 - 1,5 = 1,5$**
Moles en el equilibrio de $\text{I}_2 = 2 - 1,5 = 1,5$
Moles en el equilibrio de $\text{HI} = 3$

Al adicionar al medio 0,5 moles de H₂ el equilibrio se desplazará hacia la derecha para que K_c siga manteniendo su valor:

	H ₂ (g)	+	I ₂ (g)	↔	→	2 HI
Moles iniciales	0,5 + 0,5		0,5			3
Moles reaccionantes	x		x			2x
Moles en equilibrio	1 - x		0,5 - x			3 + 2x
[]e	1 - x/v		0,5 - x/v			3 + 2x/v

$$36 = \frac{(3 + 2x/v)^2}{(1 - x/v) \cdot (0,5 - x/v)} ; \quad 36 = \frac{(3 + 2x)^2}{(1 - x)(0,5 - x)}$$

$$32x^2 - 66x + 9 = 0 \rightarrow$$

$$x = 0,15 \text{ moles. (la otra solución imposible)}$$

Nueva composición de la mezcla:

$$\text{Moles de H}_2 = 1 - 0,15 = 0,85$$

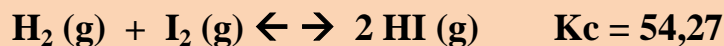
$$\text{Moles de I}_2 = 0,5 - 0,15 = 0,35$$

$$\text{Moles de HI} = 3 + 2 \cdot 0,15 = 3,30$$

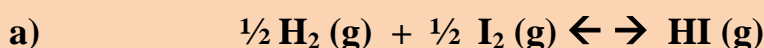
32.- La constante de equilibrio del sistema: H₂(g) + I₂(g) ↔ 2 HI(g), vale a 426°C, K_c = 54,27. Se desea saber:

- Cuánto vale la constante para el proceso de formación de un mol de yoduro de hidrógeno
- Cuánto vale la constante de equilibrio de descomposición de un mol de yoduro de hidrógeno
- Si en un matraz se introducen, en las condiciones de trabajo iniciales, 0,3 moles de hidrógeno, 0,27 moles de yodo y un mol de yoduro de hidrógeno, ¿hacia donde se desplazará el equilibrio?

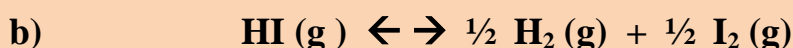
Resolución:



$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$$

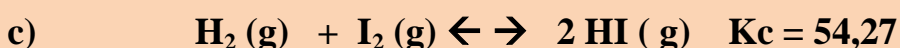


$$K'c = \frac{[\text{HI}]}{[\text{H}_2]^{1/2} \cdot [\text{I}_2]^{1/2}} \rightarrow K'c = (K_c)^{1/2} \rightarrow K'c = (54,27)^{1/2} = 7,37$$



$$K''c = \frac{[\text{H}_2]^{1/2} \cdot [\text{I}_2]^{1/2}}{[\text{HI}]} ; K''c = 1 / K'c \rightarrow$$

$$K''c = 1 / 7,37 = 0,135$$



Supongo que las cantidades añadidas son las existentes en el equilibrio:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{(1/v)^2}{0,3/v \cdot 0,27/v} = 1 / 0,3 \cdot 0,27 = 12,34$$

Como el valor de K_c , con estos datos, es inferior a **54,27** el **equilibrio se desplazará hacia la derecha** para que la constante tome su valor correspondiente (**54,27**).

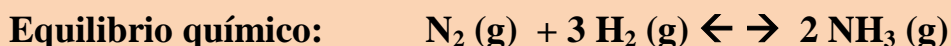
33.- En un matraz vacío se introducen igual número de moles de H_2 y N_2 , que reaccionan según la ecuación:



Justifique si, una vez alcanzado el equilibrio, las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Hay doble número de moles de amoníaco de los que habían inicialmente de N_2
- La presión parcial del nitrógeno será mayor que la presión parcial del hidrógeno
- La presión total será igual a la presión de amoníaco elevado al cuadrado

Resolución:



Estamos ante una reacción de síntesis del amoníaco. Se trata de un equilibrio homogéneo en donde todas las especies químicas se encuentran en estado gas.

- FALSA.** Si llamamos x al número de moles iniciales de N_2 y suponemos que la cantidad que ha reaccionado, en moles, es z , en el equilibrio quedarán de $N_2 (x - z)$ moles y $2z$ moles de NH_3 .
- VERDADERA.** Al haber inicialmente *igual* nº de moles de N_2 e H_2 pero sabiendo que el H_2 *reacciona tres veces más* que el N_2 , en el equilibrio habrá mayor cantidad de N_2 y por tanto su *presión parcial será mayor*.
- FALSA.** La *presión total* es la *suma* de las *presiones parciales* que ejercen las tres sustancias gaseosas presentes en el equilibrio.

34.- Al calentar $\text{PCl}_5(\text{g})$ a 250°C , en un reactor de 1 litro de capacidad, se descompone según el equilibrio:



Si una vez alcanzado el equilibrio, el grado de disociación es 0,8 y la presión total es 1 atm, calcule:

a) El número de moles iniciales de PCl_5

b) La constante K_p a esa temperatura

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

Resolución:

250°C ; $V = 1 \text{ L.}$; $\alpha = 0,8$; $P_T = 1 \text{ Atm.}$

a)	$\text{PCl}_5(\text{g})$	\leftrightarrow	$\text{PCl}_3(\text{g})$	+	$\text{Cl}_2(\text{g})$
Moles iniciales	1		0		0
Moles disociados	α		α		α
Moles en equilibrio	$(1 - \alpha) n$		αn		αn

n = moles iniciales de PCl_5 .

Como estamos en un sistema constituido por gas:

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$$

$$n_T = (1 - \alpha) n + \alpha n + \alpha n = (1 + \alpha) n$$

$$1 \cdot 1 = (1 + \alpha) n \cdot 0,082 \cdot (273 + 250) ; 1 = (1 + 0,8) \cdot n \cdot 42,9 ;$$

$$n = 0,013 \text{ moles}$$

b)

$$K_p = \frac{P_{\text{PCl}_3} \cdot P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{PCl}_5}}$$

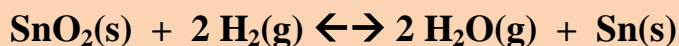
$$P_{PCl_3} = P_T \cdot \text{moles } PCl_3 / \text{moles totales} = \\ = P_T \cdot [\alpha n / (1 + \alpha) n] = 1 \cdot 0,8 / 1,8 = 0,44 \text{ Atm.}$$

$$P_{Cl_2} = P_T \cdot \text{moles } Cl_2 / \text{moles totales} = \\ = P_T \cdot [\alpha n / (1 + \alpha) n] = 1 \cdot 0,8 / 1,8 = 0,44 \text{ Atm.}$$

$$P_{PCl_5} = P_T \cdot \text{moles } PCl_5 / \text{moles totales} = \\ = P_T \cdot [(1 - \alpha) n / (1 + \alpha) n] = 1 \cdot 1 - 0,8 / 1 + 0,8 = \\ = 0,11 \text{ Atm.}$$

Luego: $K_p = 0,44 \cdot 0,44 / 0,11 = 1,76$.

35.- Para la siguiente reacción:



La constante de equilibrio de la reacción (K_p) aumenta al aumentar la temperatura.

- Explique, de forma razonada, tres maneras de conseguir una reducción más eficiente del dióxido de estaño sólido
- ¿Qué relación existe entre K_p y K_c en este equilibrio?

Resolución:

La reducción de dióxido de estaño se produce mediante el equilibrio:



Se trata de un **proceso endotérmico**, ya que el enunciado especifica que el valor de la **K_p aumenta con la temperatura**.

- Por tanto existen tres posibles formas de conseguir una reducción más eficiente del SnO_2 ; es decir, de desplazar el equilibrio anterior hacia la derecha.
 - Aumentar la temperatura**
 - Retirar del recipiente alguno de los productos de reacción (Sn o H_2O).**

3.- Añadir un exceso de alguno de los reactivos (SnO_2 o H_2)

b) $K_p = K_c \cdot (R.T)^{\Delta n}$; $\Delta n = 2 - 2 = 0 \rightarrow K_p = K_c (R.T)^0 \rightarrow$

$$K_p = K_c$$

En este equilibrio en Δn sólo intervienen las sustancias en estado gas.

36.- En un recipiente cerrado de 0,5 litros, en el que se ha hecho el vacío, se introducen 2,3 gramos de tetraóxido de dinitrógeno. A la temperatura de 35°C , se alcanza el equilibrio: $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{NO}_2(\text{g})$. El valor de K_c para este equilibrio a 35°C es 0,012.

Calcular:

- El valor de K_p
- El grado de disociación del $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$
- La presión total en el equilibrio

Resolución:

$V = 0,5 \text{ L.}$; $m_{\text{N}_2\text{O}_4} = 2,3 \text{ g}$; 35°C ; $K_c = 0,012$

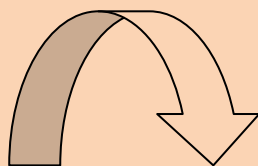


$$K_p = K_c \cdot (R.T)^{\Delta n} ; \Delta n = 2 - 1 = 1$$

$$K_p = K_c \cdot R \cdot T = 0,012 \cdot 0,082 \cdot (273 + 35) = 0,30$$

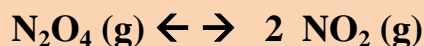
b) $M_m \text{N}_2\text{O}_4 = 92 \text{ u} \rightarrow 92 \text{ g/mol.}$

$$\text{Moles iniciales de } \text{N}_2\text{O}_4 = m / M_m = 2,3 / 92 = 0,025 = n$$



TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es



Moles iniciales	1	0
Moles disociados	α	2α
Moles en equilibrio	$(1 - \alpha) n$	$2\alpha n$
[]e	$(1 - \alpha) n / v$	$2\alpha n / v$

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{(2\alpha n / v)^2}{(1 - \alpha) n / v} = \frac{4\alpha^2 n}{v(1 - \alpha)}$$

$$0,1 \alpha^2 + 6 \cdot 10^{-3} \alpha - 6 \cdot 10^{-3} = 0 ; \alpha = 0,215 \text{ moles} = 21,5 \%$$

c) $n_T = (1 - \alpha) n + 2 \alpha n = (1 + \alpha) n$

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T ; P_T \cdot 0,5 = (1 + \alpha) n \cdot R \cdot T ;$$

$$P_T \cdot 0,5 = (1 + 0,215) \cdot 0,025 \cdot 0,082 \cdot (273 + 35) ; P_T \cdot 0,5 = 0,77$$

$$P_T = 1,54 \text{ Atm.}$$

37.- En un reactor de 5 litros de volumen se introducen inicialmente 0,8 mol de CS₂ y 0,8 mol de H₂, estableciéndose el equilibrio:



Si la concentración de metano (CH₄) en el equilibrio a 300°C es 0,025 mol/L, calcula:

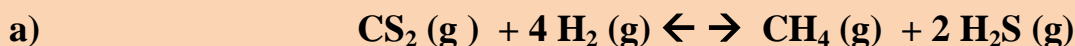
- El valor de K_c
- El grado de disociación del CS₂
- Las concentraciones de todos los compuestos en el equilibrio a 300°C.

Resolución:

TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

$V = 5 \text{ L. ; } 0,8 \text{ moles CS}_2 + 0,8 \text{ moles H}_2$



Moles iniciales **0,8** **0,8** **0** **0**

Moles reaccionantes **x** **4x** **x** **2x**

Moles en equilibrio **0,8 - x** **0,8 - 4x** **x** **2x**

[]e **0,8 - x / v** **0,8 - 4x / v** **x/v** **2x / v**

[CH₄]e = 0,025 mol/L. ; $x / v = 0,025$; $x / 5 = 0,025$

$x = 0,125 \text{ moles.}$

$$K_c = \frac{[\text{CH}_4] \cdot [\text{H}_2\text{S}]^2}{[\text{CS}_2] \cdot [\text{H}_2]^4} = \frac{0,025 \cdot (2 \cdot 0,125/5)^2}{0,8 - 0,125/5 \cdot (0,8 - 4 \cdot 0,125/5)^4} = 35,7$$

b) Si de 0,8 moles CS₂ ----- Se disocian 0,125 moles

100 moles ----- **X**

$X = 15,6 \%$.

c) $[\text{H}_2\text{S}]e = 2x/v = 2 \cdot 0,125 / 5 = 0,05 \text{ mol /L.}$

$[\text{CH}_4]e = x/v = 0,125/5 = 0,025 \text{ mol/L.}$

$[\text{H}_2]e = 0,8 - 4x/v = 0,8 - 4 \cdot 0,125 / 5 = 0,06 \text{ mol /L.}$

$[\text{CS}_2]e = 0,8 - x/v = 0,8 - 0,125/5 = 0,135 \text{ mol /L.}$

38.- Describa el efecto de un catalizador sobre el equilibrio químico. b) Defina cociente de reacción; c) Diferencie entre equilibrio homogéneo y heterogéneo. QUÍMICA. 2003. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

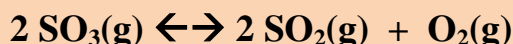
Solución:

a) La presencia de un catalizador en un equilibrio no modifica el estado del mismo ni el valor de la constante de equilibrio por lo que *el equilibrio no se desplazará en ningún sentido*. Sólo aumenta la velocidad de reacción, haciendo que la misma alcance antes el equilibrio.

b) El *cociente de reacción* responde a la misma expresión de la constante de equilibrio pero en *él*, las concentraciones no corresponden a las de *equilibrio*, sino a las de un instante cualquiera en el transcurso de la reacción.

c) Un *equilibrio es homogéneo* cuando todas las sustancias que intervienen en la reacción (reactivos y productos) se encuentran en la *misma fase* (Estado de Agregación) y *heterogéneo* cuando hay *distintas fases* (Estados de Agregación) entre ellas.

39.- Una muestra de 0,831 gramos de SO₃ se coloca en un recipiente de 1,00 litros y se calienta a 1100 K. El SO₃ se descompone en SO₂ y O₂, de acuerdo con la reacción:



En el equilibrio, la presión total en el recipiente es de 1,300 atm. Calcule K_p y K_c

DATOS: Masas atómicas: S = 32 ; O = 16

Resolución:

SO₃ = 0,831 g ; V = 1,00 L ; 1100°K ; P_T = 1,300 Atm.

Mm SO₃ = 80 u → 80 g/mol

Moles iniciales de SO₃ = m /Mm = 0,831/80 = 0,01 mol.

TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

	$2 \text{SO}_3 (\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$		
Moles iniciales	0,01	0	0
Moles reaccionantes	x	x	x/2
Moles en equilibrio	0,01 - x	x	x/2
[]e	0,01 - x/v	x/v	x/2 / v

Como estamos en un sistema gaseoso: $P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$

$$1,300 \cdot 1,00 = n_T \cdot 0,082 \cdot 1100 ; n_T = 0,014 \text{ moles.}$$

$$\text{Moles totales en equilibrio} = (0,01 - x) + x + (x/2) = \frac{0,02 + x}{2}$$

$$\frac{0,02 + x}{2} = 0,014 \rightarrow x = 0,008 \text{ moles.}$$

$$[\text{SO}_3]_e = 0,01 - x/v = 0,01 - 0,008 / 1 = 0,002 \text{ mol /L.}$$

$$[\text{SO}_2]_e = x/v = 0,008/1 = 0,008 \text{ mol /L.}$$

$$[\text{O}_2]_e = X/2 / v = 0,008/2 / 1 = 0,004 \text{ mol /L.}$$

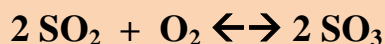
$$K_c = \frac{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]^2} = \frac{(0,008)^2 \cdot 0,004}{(0,002)^2} = 64 \cdot 10^{-3}$$

Recordemos que:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} ; \Delta n = 3 - 2 = 1 \rightarrow K_p = K_c \cdot R \cdot T$$

$$K_p = 64 \cdot 10^{-3} \cdot 0,082 \cdot 1100 = 5,77$$

40.- En un recipiente de 5 litros se introduce 1 mol de SO₂ y 1 mol de O₂. Se calienta dicho recipiente a 727°C, con lo que tiene lugar la reacción:



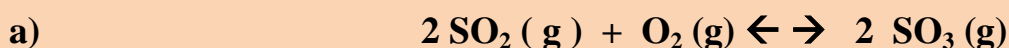
Una vez alcanzado el equilibrio, se analiza la mezcla y se encuentran 0,150 moles de SO₂.

Calcule:

- La concentración de SO₃ en el equilibrio
- La K_p a 727 °C

Resolución:

1 mol SO₂ + 1 mol O₂ ; 727°C



Moles iniciales	1	1	0
Moles reaccionantes	x	x/2	x
Moles en equilibrio	1 - x	1 - x/2	x
[] e	1 - x/v	1 - x/2 /v	x/v

$$0,150 = 1 - x ; x = 0,85 \text{ moles.}$$

$$[\text{SO}_3]e = x/v = 0,85/5 = 0,17 \text{ moles.}$$

b)

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{O}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]} = \frac{(x/v)^2}{(1 - x/v)^2 \cdot (1 - x/2 /v)} = \frac{(0,85/5)^2}{(1 - 0,85/5)^2 \cdot (1 - 0,85/5 / 5)} = 280.$$

$$K_p = K_c : (R.T)^{\Delta n} ; \Delta n = 2 - 3 = -1$$

$$K_p = 280 \cdot [0,082 (273 + 727)]^{-1} ; K_p = 280 / 82 = 3,41$$

41.- El pentacloruro de fósforo se disocia según el equilibrio homogéneo en fase gaseosa siguiente:



A una temperatura determinada, se introducen en un matraz de medio litro de capacidad un mol de pentacloruro de fósforo y se alcanza el equilibrio cuando se disocia el 35% del pentacloruro inicial. Si la presión final del sistema una vez alcanzado el equilibrio resulta ser de 1,5 atmósferas, se pregunta:

- Calcula el valor de la constante de equilibrio en función de las concentraciones molares (K_c).
- Calcula las presiones parciales de cada uno de los gases en equilibrio.
- En el matraz se introducen, manteniendo la temperatura constante, dos moles de argón (Ar); razona si el valor de la K_c se ve alterado y si se producen desplazamientos en el equilibrio.

Resolución:

Datos: $V = 0,5 \text{ L}$; n° moles iniciales de $\text{PCl}_5 = 1 \text{ mol}$; $\alpha = 35\%$; $P_T(\text{equilibrio}) = 1,5 \text{ atm}$.

a) Reacción de equilibrio:



$$K_c = [\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2] / [\text{PCl}_5] (1)$$



Moles iniciales	1	0	0
Moles disociados	α	α	α
M. en equilibrio	$(1 - \alpha)n$	αn	αn
[] en equilibrio	$(1 - \alpha)n/V$	$\alpha n/V$	$\alpha n/V$

$n = n^{\circ}$ moles iniciales de PCl_5 .

$$[\text{PCl}_5]_e = (1 - \alpha)n/V = (1 - 0,35) \cdot 1 / 0,5 = 1,3 \text{ mol/L.}$$

$$[\text{PCl}_3]_e = \alpha n/V = 0,35 \cdot 1 / 0,5 = 0,7 \text{ mol/L.}$$

$$[\text{Cl}_2]_e = \alpha n/V = 0,35 \cdot 1 / 0,5 = 0,7 \text{ mol/L.}$$

Tenemos todos los datos para obtener K_c : volviendo a ecuación (1):

$$K_c = 0,7 \cdot 0,7 / 1,3 = 0,37.$$

b) $P_{\text{parcial}} = P_T \cdot \text{moles componente} / \text{moles totales}$.

Moles totales en equilibrio:

$$n_T = (1-\alpha)n + \alpha n + \alpha n = n - \alpha n + 2 \alpha n = n + \alpha n = (1+\alpha)n = (1+0,35) \cdot 1 = 1,35.$$

$$n^{\circ} \text{ moles } \text{PCl}_5 = (1-\alpha)n = (1-0,35) \cdot 1 = 0,65.$$

$$n^{\circ} \text{ moles } \text{PCl}_3 = \alpha n = 0,35 \cdot 1 = 0,35.$$

$$n^{\circ} \text{ moles } \text{Cl}_2 = \alpha n = 0,35 \cdot 1 = 0,35.$$

$$P_{\text{PCl}_5} = 1,5 \cdot 0,65 / 1,35 = 0,722 \text{ atm.}$$

$$P_{\text{PCl}_3} = 1,5 \cdot 0,35 / 1,35 = 0,388 \text{ atm.}$$

$$P_{\text{Cl}_2} = 1,5 \cdot 0,35 / 1,35 = 0,388 \text{ atm.}$$

$$\text{-----}$$
$$1,48 \text{ atm} \approx 1,5 \text{ atm.}$$

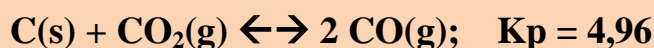
Este cálculo, la suma de las presiones parciales, nos dice que estamos trabajando bien puesto que se debe cumplir que la suma de las

presiones parciales de los componentes del equilibrio químico debe ser igual a la presión total en dicho equilibrio.

c) *Teóricamente sabemos que manteniendo constante la temperatura el valor de K_c no cambia. Además, el Ar no reacciona con ningún componente del sistema, la concentración de las especies químicas permanecen constante* (el volumen del recipiente se mantienen constante) *luego no existe cambio de K_c .*

Es cierto que la adición del Ar hace que la *presión total del sistema aumente* pero al *no existir variación de volumen*, el *aumento de presión coincide con la presión que ejerza el Ar añadido*, las *presiones parciales de los componentes que constituyen el sistema permanecen iguales por lo que la K_p no variaría y por lo tanto tampoco lo haría K_c .* Luego al añadir el Ar no existe un desplazamiento del equilibrio para que la K_c permanezca constante.

42.- En un matraz de un litro de capacidad, se introducen 4,4 gramos de CO_2 y 1,2 gramos de C. La reacción que tiene lugar es:



Cuando el sistema alcanza el equilibrio, la presión en el interior del matraz es de 12 atm.

- Calcula la masa, en gramos, de cada una de las especies presentes cuando se alcanza el equilibrio.
- Calcula la masa de CO_2 que tendría que haberse introducido en el matraz para que en el equilibrio solo quedaran 132 mg de carbono.

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

Resolución:

Datos: V = 1 L; $m_{\text{CO}_2} = 4,4 \text{ g}$; $m_{\text{C}} = 1,2 \text{ g}$; $P_T = 12 \text{ atm}$.

TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

1 mol C = 12 g.

Mm CO₂ = 44 u ; 1 mol CO₂/ 44 g.

nº moles de CO₂ puestos en juego: Método operativo “Factor de conversión”:

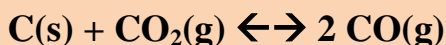
$$4,4 \text{ g CO}_2 \cdot 1 \text{ mol} / 44 \text{ g} = 0,1 \text{ mol CO}_2.$$

nº moles de C puestos en juego:

$$1,2 \text{ g C} \cdot 1 \text{ mol} / 2 \text{ g} = 0,6 \text{ mol de C.}$$

Mm CO = 28 u.

Equilibrio en químico:



Moles iniciales	-	0,1	0
Moles reaccionantes	-	x	2x
Moles en equilibrio	-	0,1 - x	2x
[]e	-	0,1 - x/V	2x/V

Para este equilibrio heterogéneo:

$$K_p = P_{\text{CO}}^2 / P_{\text{CO}_2} (1)$$

$$P_{\text{CO}} = P_T \cdot \text{moles CO} / \text{moles totales.}$$

$$P_{\text{CO}_2} = P_T \cdot \text{moles CO}_2 / \text{moles totales.}$$

nº moles totales (suma de los moles de la 3ª etapa) =

$$= (0,1 - x) + 2x = 0,1 + x$$

TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

$$P_{CO} = 12 \cdot 2x/0,1+x$$

$$P_{CO_2} = 12 \cdot (0,1 - x)/0,1 + x$$

Si nos vamos a (1):

$$4,96 = (12 \cdot 2x/0,1 + x)^2 / 12 \cdot (0,1 - x) / 0,1 + x$$

$$4,96 = 48x^2/0,01 - x^2$$

$$4,96 (0,01 - x^2) = 48x^2 ; 0,0496 - 4,96 x^2 = 48x^2$$

$$0,0496 = 52,96x^2$$

$$x = 0,030 \text{ moles.}$$

$$\text{Moles de CO en equilibrio} = 2x = 2 \cdot 0,030 = 0,06.$$

$$\text{Moles de CO}_2 \text{ en equilibrio} = 0,1 - x = 0,1 - 0,030 = 0,07.$$

La masa de los componentes:

$$0,06 \text{ moles CO} \cdot 28 \text{ g CO} / 1 \text{ mol} = 1,68 \text{ g CO.}$$

$$0,07 \text{ moles CO}_2 \cdot 44 \text{ g CO}_2 / 1 \text{ mol} = 3,15 \text{ g CO}_2.$$

La ley de conservación de la masa dice que ésta permanece constante en un sistema químico, luego:

$$\begin{aligned} \text{Masa inicial antes de alcanzar el equilibrio} &= 4,4 \text{ g CO}_2 + 1,2 \text{ g C} \\ &= 5,6 \text{ g.} \end{aligned}$$

En el equilibrio químico:

$$m_{CARBONO} + m_{CO_2} + m_{CO} = 5,6 ; m_C + 3,15 + 1,68 = 5,6 ;$$

$$m_{\text{CARBONO}} = 0,77 \text{ g.}$$

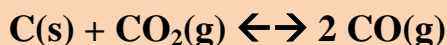
a) Moles de C que deben de quedar:

$$0,132 \text{ g C} \cdot 1 \text{ mol} / 12 = 0,011 \text{ moles de C.}$$

Los moles de C que habrán reaccionado:

$$\text{Moles iniciales: } 0,1 - x = 0,011; x = 0,089 \text{ moles.}$$

Según la reacción, en equilibrio:

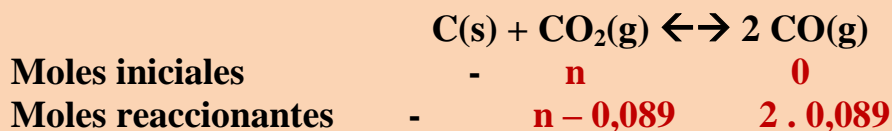


la estequiometria de la reacción nos dice que:

$$1 \text{ mol C} / 1 \text{ mol CO}_2$$

$$\text{luego: } 0,089 \text{ moles C} / 0,089 \text{ moles CO}_2.$$

Volvemos al equilibrio inicial:



Moles totales en el equilibrio:

$$n - 0,089 + 2 \cdot 0,089 = n + 0,089$$

$$P_{\text{CO}_2} = 12 \cdot n - 0,089 / n + 0,089$$

$$P_{\text{CO}} = 12 \cdot 0,178 / n + 0,089$$

$$K_p = (12 \cdot 0,178 / n + 0,089)^2 / (12 \cdot n - 0,089 / n + 0,089)$$

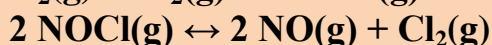
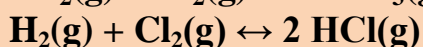
$$4,96 = 0,38 / n^2 - 0,0079 ; 4,96 n^2 = 0,42 ;$$

$$n = 0,29 \text{ moles de } CO_2$$

La masa de CO_2 es:

$$0,29 \text{ moles } CO_2 \cdot 44 \text{ g/ 1 mol} = 12,76 \text{ g } CO_2.$$

43.- Dados los equilibrios:



- a) Indique cuál de ellos no se afectará por un cambio de volumen, a temperatura constante.
- b) ¿Cómo afectará a cada equilibrio un incremento en el número de moles de cloro?
- c) ¿Cómo influirá en los equilibrios un aumento de presión en los mismos? Justifique las respuestas. QUÍMICA. 2003. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

Resolución:

a) Un cambio de volumen (o de presión) sólo afectará a aquellos equilibrios en los que el número de moles de sustancias gaseosas es diferente en reactivos y productos para poder contrarrestar con su desplazamiento (aumentando o disminuyendo dicho número de moles de sustancias gaseosas) la perturbación exterior que se le produzca. No **afectará al segundo equilibrio** ya que **no hay variación en el número de moles**.

b) Desplazándose el mismo en el sentido en el cual se consuman parte de los moles añadidos según el Principio de Le Chatelier, o sea, **hacia la derecha** en los **dos primeros** y **hacia la izquierda** en el tercero.

b) Como ya se ha dicho en el apartado a), en el **segundo equilibrio no afectará un cambio de presión**. En el **primer equilibrio** se desplazará a la **derecha** disminuyendo el número de moles de gas y, por tanto, la **presión en el reactor** y al **contrario** en el tercero.

44.- Una muestra de 10 gramos de SO_2Cl_2 gaseoso se descompone a 450°C en un recipiente de 3 litros, hasta alcanzarse el equilibrio: $\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{SO}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. En el equilibrio a 450°C , el SO_2Cl_2 se encuentra disociado en un 79%. Calcula:

- Los moles de cada una de las especies en el equilibrio.
- El valor de K_c y K_p a 450°C .
- La presión total en el recipiente.

Datos: Masas atómicas: S = 32; O = 16; Cl = 35,5.

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{mol} \cdot \text{K}$$

Resolución:

Datos: $m_{\text{SO}_2\text{Cl}_2} = 10 \text{ g}$; $t = 450^\circ\text{C}$; $V = 3 \text{ L}$; $\alpha = 79\%$.

- Reacción de equilibrio químico:



Moles iniciales	1	0	0
Moles disociados	α	α	α
Moles en el equilibrio	$(1 - \alpha)n$	αn	αn
[]e	$(1 - \alpha)n/V$	$\alpha n/V$	$\alpha n/v$

$n =$ moles iniciales de SO_2Cl_2 :

$$M_{\text{SO}_2\text{Cl}_2} = 135 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol de } \text{SO}_2\text{Cl}_2 / 135 \text{ g.}$$

Moles iniciales de SO_2Cl_2 puestos en juego:

$$10 \text{ g } \text{SO}_2\text{Cl}_2 \cdot 1 \text{ mol} / 135 \text{ g } \text{SO}_2\text{Cl}_2 = 0,074 \text{ moles } \text{SO}_2\text{Cl}_2.$$

Moles de SO_2Cl_2 en el equilibrio:

$$= (1 - \alpha)n = (1 - 0,79) \cdot 0,074 = 0,0155.$$

TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

$$\text{Moles de SO}_2 \text{ en el equilibrio} = \alpha n = 0,79 \cdot 0,074 = 0,058.$$

$$\text{Moles de Cl}_2 \text{ en el equilibrio} = \alpha n = 0,79 \cdot 0,074 = 0,058.$$

b)

Para el equilibrio anterior el valor de K_c es:

$$K_c = [\text{SO}_2] \cdot [\text{Cl}_2] / [\text{SO}_2\text{Cl}_2] \quad (1)$$

$$[\text{SO}_2\text{Cl}_2]_e = (1 - \alpha)n/V = (1 - 0,79) \cdot 0,074/3 = 0,0051 \text{ mol/L.}$$

$$[\text{SO}_2]_e = \alpha n/3 = 0,058/3 = 0,019 \text{ mol/L.}$$

$$[\text{Cl}_2]_e = \alpha n/3 = 0,058/3 = 0,019 \text{ mol/L.}$$

Volviendo a (1):

$$K_c = 0,019 \cdot 0,019 / 0,0051 = 0,07.$$

Sabemos que: $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$

Δn = moles finales en estado gas (coeficientes estequiométricos) – moles iniciales en estado gas (coeficientes estequiométricos) =

$$= 2 - 1 = 1.$$

$$K_p = 0,07 [0,082 \cdot (273+450)]^1; K_p = 4,15.$$

c)

Como estamos en un sistema gaseoso:

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$$

$$P_T \cdot 3 = [(1 - \alpha)n + \alpha n + \alpha n] \cdot 0,082 \cdot (273 + 450)$$

$$P_T \cdot 3 = (1 + \alpha) \cdot n \cdot R \cdot T$$

$$P_T \cdot 3 = (1 + 0,79) \cdot 0,074 \cdot 0,082 \cdot 723 ; 3 P_T = 0,92$$

$$P_T = 2,61 \text{ atm.}$$

45.- Razona la veracidad o falsedad de la afirmación siguiente: "En una reacción en equilibrio, la incorporación de un catalizador provoca un desplazamiento de la situación de equilibrio hacia la formación de los productos de reacción."

Resolución:

El catalizador nunca provoca un desplazamiento del equilibrio puesto que no actúa en el proceso químico. Lo que sí hace es disminuir las energías de activación mediante la formación del "complejo activado", aumentando la velocidad y haciendo posible llegar antes a la situación de equilibrio.

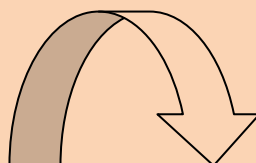
46.- El sulfato de aluminio se usa en el tratamiento y purificación de aguas y de disoluciones acuosas. Con esta finalidad, se disuelve sulfato de aluminio en agua y, a continuación, se añade hidróxido de sodio, formándose un precipitado gelatinoso de hidróxido de aluminio que se endurece, y sedimenta gran parte de los contaminantes que se encontraban en suspensión.

a) Escribe la reacción correspondiente al equilibrio de solubilidad del hidróxido de aluminio, $\text{Al}(\text{OH})_3$, y calcula el pH de una disolución saturada de hidróxido de aluminio en agua.

b) Razona cómo solubilizarías un precipitado de hidróxido de aluminio.

Dato: $K_s(\text{hidróxido de aluminio}, 25^\circ\text{C}) = 3,7 \cdot 10^{-15}$.

Resolución:



TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

a)

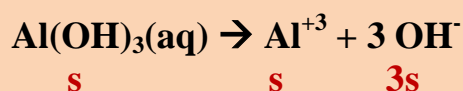


El equilibrio de solubilidad del hidróxido de aluminio es:



$$K_s = [\text{Al}^{+3}] \cdot [\text{OH}^-]^3$$

Si llamamos “s” a la solubilidad (mol/L) del Al(OH)_3 :



$$K_s = s \cdot (3s)^3 ; 3,7 \cdot 10^{-15} = s \cdot 27s^3 ; 3,7 \cdot 10^{-15} = 27s^4$$

$$s = 1,08 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L.}$$

Sabemos que: $pH + pOH = 14 \rightarrow pH = 14 - pOH$ (2)

$$pOH = -\log [\text{OH}^-] ; [\text{OH}^-] = 3s$$

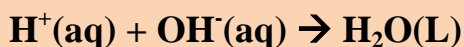
$$[\text{OH}^-] = 3 \cdot 1,08 \cdot 10^{-4} = 3,24 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$pOH = -\log (3,24 \cdot 10^{-4}) = -\log 3 + 4 = -0,47 + 4 = 3,53$$

Si nos vamos a (2):

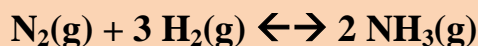
$$pH = 14 - 3,53 = 10,47$$

b) Una forma de solubilizar el $\text{Al(OH)}_3(\text{s})$ del fondo es *añadiendo al medio un ácido fuerte. Los H^+ que libera éste reaccionan con los OH^- del medio acuoso para obtener agua:*



Disminuyendo la concentración de OH^- y haciendo que el equilibrio (1) se desplace *hacia la derecha*, para restituir los OH^- perdidos, lo que implica que parte del $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$ *del fondo del recipiente se disuelva* para restablecer el valor de K_s .

47.- La reacción de síntesis del amoníaco es:



A 300°C se dispone de 10 mol de nitrógeno y 30 mol de hidrógeno dentro de un reactor. Cuando se llega al equilibrio quedan 4,4 mol de nitrógeno sin reaccionar.

- Calcula el número de moles de $\text{NH}_3(\text{g})$ en el equilibrio y los moles totales en el equilibrio.
- Sabiendo que la presión total de los gases en el equilibrio es de 50 atm, calcula la presión parcial de cada gas en el equilibrio y el valor de K_p .

Datos: Masas atómicas relativas: $\text{N} = 14,0$; $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16,0$.

Resolución:

a)	$\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$		
Moles iniciales	10	30	0
Moles reaccionante	x	3x	2x
Moles en el equilibrio	10 - x	30 - 3x	2x

Según nos dice el enunciado, alcanzado el equilibrio quedan 4,4 moles de N_2 sin reaccionar, luego:

Moles de N_2 en el equilibrio:

$$10 - x = 4,4 ; \text{ los moles reaccionantes } x = 5,6$$

Luego:

$$\text{Moles en el equilibrio de } N_2 = 4,4$$

$$\text{Moles de } H_2 \text{ en el equilibrio} = 30 - 3x = 30 - 3 \cdot 5,6 = 13,2$$

$$\text{Moles de } NH_3 \text{ en el equilibrio} = 2x = 2 \cdot 5,6 = 11,2$$

Nº moles totales en el equilibrio =

$$= \text{moles } N_2 + \text{moles } H_2 + \text{moles } NH_3 = 4,4 + 13,2 + 11,2 =$$

$$= 28,8 \text{ moles}$$

$$b) K_p = P_{NH_3}^2 / P_{N_2} \cdot P_{H_2}^3 \quad (1)$$

$$P_{\text{parcial}} = P_T \cdot (\text{moles componente} / \text{moles totales})$$

$$P_{N_2} = 50 \cdot 4,4 / 28,8 = 7,63 \text{ atm}$$

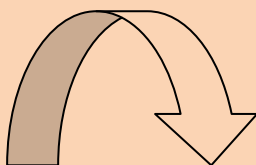
$$P_{H_2} = 50 \cdot 13,2 / 28,8 = 22,91 \text{ atm}$$

$$P_{NH_3} = 50 \cdot 11,2 / 28,8 = 19,44 \text{ atm}$$

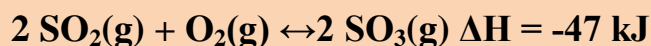
$$\text{-----}$$
$$49,98 \text{ atm} \approx 50 \text{ atm (vamos bien).}$$

Volviendo a (1):

$$K_p = (19,44)^2 / 7,63 \cdot (22,91)^3 = 4,11 \cdot 10^{-3}$$



48.- Dado el siguiente equilibrio:



Indica cómo afecta al equilibrio: a) Una disminución de la presión. b) Un aumento de la temperatura. c) Una adición de O₂

Resolución:

El principio de Le Châtelier dice: *“cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada”*.

a)

Si *se disminuye la presión*, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que la *presión aumente*, es decir, hacia donde *se formen más moles de gas*. En este caso el equilibrio se desplaza hacia la formación de *SO₂* y *O₂*, es decir, *hacia la izquierda*.

b)

Si *se aumenta la temperatura*, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que *se consuma calor* y, por tanto, disminuya la temperatura del sistema. Como se trata de un proceso *exotérmico*, y el aumento de temperatura favorece el proceso *Endotérmico*, el equilibrio se desplaza hacia la formación de *SO₂* y *O₂*, es decir, *hacia la izquierda*.

c)

Si *se añade O₂*, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que *consume* este gas reaccionando con SO₂. El *equilibrio se desplaza hacia la formación de SO₃*, en este caso, *hacia la derecha*.

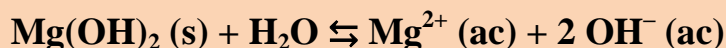
49.- El hidróxido de magnesio es un compuesto que se emplea para combatir la acidez de estómago. Si se tiene una disolución saturada de dicho compuesto y sabiendo que la K_{ps} vale $1,5 \cdot 10^{-11}$, se pide:

- a) Escribe el equilibrio de solubilidad y obtén la expresión de la solubilidad en función de K_{ps} . b) Si se añade un ácido fuerte como el ácido clorhídrico, ¿aumenta o disminuye la solubilidad del compuesto?
c) Si por el contrario se añade hidróxido sódico, ¿aumenta o disminuye la solubilidad del compuesto?
d) Si el K_{ps} del hidróxido de aluminio es $1,3 \cdot 10^{-33}$, ¿cuál de los dos hidróxidos es más soluble?

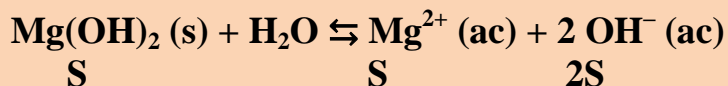
Resolución:

a)

El equilibrio de solubilidad de hidróxido de magnesio es:



Si la solubilidad de la sal, es S :



Sabiendo que:

$$K_{ps} = [\text{Mg}^{+2}] \cdot [(\text{OH})^-]^2$$

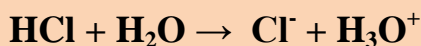
$$[\text{Mg}^{+2}] = S$$

$$[(\text{OH})^-] = 2S$$

$$K_{ps} = S \cdot (2S)^2 ; K_{ps} = S \cdot 4S^2 ; K_{ps} = 4S^3 ; S = (K_{ps}/4)^{1/3}$$

b)

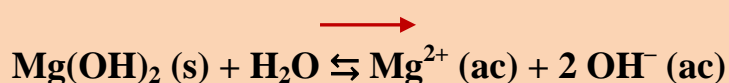
Al adicionar un ácido fuerte como el HCl, su completa ionización aporta una gran cantidad de protones a la disolución:



Estos cationes *hidroxonio*, H_3O^+ , reaccionan con los *aniones hidroxilo*, $(OH)^-$, para formar agua:



De esta forma *disminuimos la concentración de $(OH)^-$* del medio haciendo que el equilibrio de solubilidad se desplace hacia la *derecha* lo que implica un aumento de la *solubilidad* del $Mg(OH)_2$.



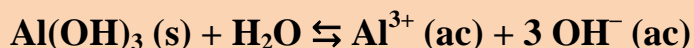
c)

Disminuye la solubilidad. Si se añade una base fuerte, que se disocia completamente, se añade a la disolución iones hidróxido, OH^- , y al aumentar su concentración, el sistema desplaza el equilibrio hacia la *izquierda* para alcanzar un nuevo estado de equilibrio, lo que provoca una disminución de la *solubilidad* del compuesto.



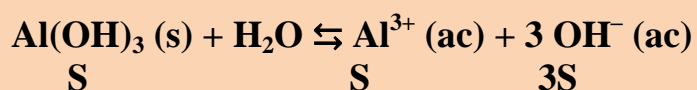
d)

El equilibrio de solubilidad de la base es:



$$K_{ps} = [Al^{3+}] \cdot [(OH)^-]^3 \quad (1)$$

Si llamamos *S* la solubilidad del hidróxido tenemos:



Nos vamos a (1):

TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

$$Kps = S \cdot (3S)^3$$

$$1,3 \cdot 10^{-33} = 27 S^4 \quad ; \quad S = (1,3 \cdot 10^{-33}/27)^{1/4} \quad ; \quad S = 2,6 \cdot 10^{-9} \text{ Mol/L}$$

Para el Hidróxido de Magnesio:

Se demostró en el primer apartado que:

$$S = (Kps/4)^{1/3}$$

$$S = (Kps/4)^{1/3} = (1,5 \cdot 10^{-11}/4)^{1/3} = 1,55 \cdot 10^{-4} \text{ Mol/L}$$

Llegamos a la conclusión:

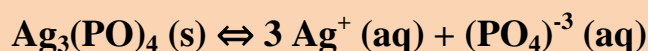


El hidróxido de Magnesio es más soluble que el hidróxido de Aluminio.

50.- Una disolución saturada de tetraoxofosfato (V) de plata, contiene $3,4 \cdot 10^{-5}$ moles por litro de ion fosfato. Calcula el producto de solubilidad de dicha sal.

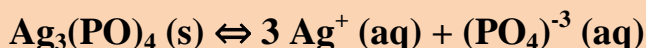
Resolución:

Equilibrio de solubilidad:



$$Kps = [Ag^+]^3 \cdot [(PO_4)^{-3}] \quad (1)$$

Si llamamos S a la solubilidad del fosfato:



S

3S

S

TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

Nos vamos a (1):

$$K_{ps} = [Ag^+]^3 \cdot [(PO_4)^{-3}] = (3S)^3 \cdot S = 3^3 \cdot S^4 = 27 (3,4 \cdot 10^{-5})^4 =$$

$$K_{ps} = 3,61 \cdot 10^{-17}$$

51.- Para preparar 250 ml de disolución saturada de bromato de plata se usaron 1,75 g de esta sal. Hallar el K_{ps} del bromato de plata.

DATOS: $M_{aBr} = 80$; $M_{aAg} = 107,87$

Resolución:

La solubilidad del $AgBrO_3$ será:

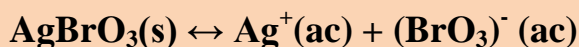
$$M_m AgBrO_3 = 235,87 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol } AgBrO_3 = 235,87 \text{ g}$$

La concentración (Solubilidad) de la sal disuelta es:

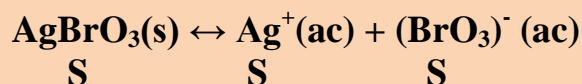
$$M = n^\circ \text{ de moles/L}$$

$$M = S = \frac{1,75\text{g}/(235,87\text{g/mol})}{0,25} = 0,03 \text{ mol/L}$$

El equilibrio de solubilidad:



$$K_{ps} = [Ag^+] \cdot [(BrO_3)^-] \quad (1)$$



Nos vamos a (1):

$$K_{ps} = 0,03 \cdot 0,03 = 9 \cdot 10^{-4}$$

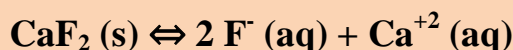
52.- Una disolución saturada de CaF_2 (aq) está en equilibrio con CaF_2 (s). Indica qué sucederá si:

- A) Se añaden 1,5 g de fluoruro de sodio soluble.
- B) Se añaden 1,5 g de fluoruro de calcio.
- C) Se añaden 5 ml de agua.

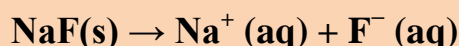
Resolución:

a)

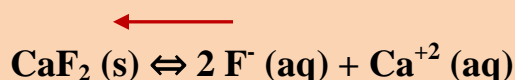
Se trata de un equilibrio heterogéneo:



El NaF en disolución se disocia según:



Se produce un aumento en la concentración de F^- (aq), por tanto, el equilibrio se desplazará en el ***sentido inverso***:



para minimizar la perturbación producida, esto es, para consumir F^- . Se produce en una disminución de la solubilidad del CaF_2 .

b)

El aumento de la cantidad de CaF_2 (s) no ***modifica el equilibrio***, ya que, una vez saturada una disolución, es indiferente la cantidad de soluto sólido que haya en contacto con la disolución. Además, en la expresión de la constante de solubilidad:

$$K_{ps} = [\text{F}^-]^2 \cdot [\text{Ca}^{+2}]$$

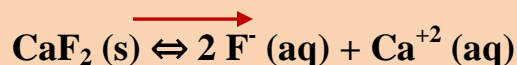
no aparece la concentración del CaF_2 (s).

TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

c)

Al añadir agua las *concentraciones se hacen menores*, y el sistema evolucionará en el sentido hacia la derecha para restablecerlas:



53.- Se mezclan $3 \cdot 10^{-5}$ moles de sulfato de hierro (III) y 10^{-5} moles de hidróxido de Bario, con agua hasta un litro de disolución. ¿Se formará precipitado?. Justificar la respuesta numéricamente.

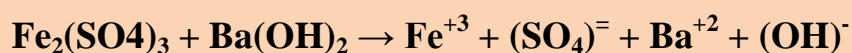
DATOS: $K_{ps} \text{BaSO}_4 = 1,5 \cdot 10^{-9}$ $K_{ps} \text{Fe}(\text{OH})_3 = 6 \cdot 10^{-38}$

Resolución:

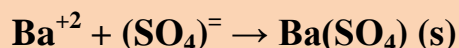
El sulfato de hierro (III) es soluble:



Cundo mezclamos las dos disoluciones tendremos en el medio los siguientes iones:

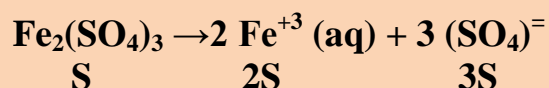


Los iones Ba^{+2} y $(\text{SO}_4)^-$ se pueden unir y formar:



Nos piden que determinemos si se puede producir el $\text{Ba}(\text{SO}_4)$ sólido, para ello:

Llamamos **S** a la solubilidad del hidróxido de hierro:



$$[\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3] = 3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

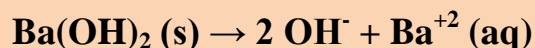
$$[\text{Fe}^{+3}] = 2\text{S} = 2 \cdot 3 \cdot 10^{-5} \text{ M} = 6 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$[(\text{SO}_4)^-] = 3 \cdot 3 \cdot 10^{-5} \text{ M} = 9 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

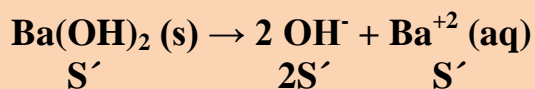
TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

El Ba(OH)₂ soluble:



Llamemos S' a la solubilidad del hidróxido de bario:



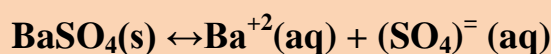
$$[\text{Ba(OH)}_2] = 10^{-5} \text{ M}$$

$$[(\text{OH})^-] = 2 S' = 2 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$[\text{Ba}^{+2}] = S' = 10^{-5} \text{ M}$$

Sabemos que :

$$K_{ps}(\text{BaSO}_4) = 1,5 \cdot 10^{-9}$$



La constante de solubilidad del sulfato de bario:

$$K_{ps} = [\text{Ba}^{+2}] \cdot [(\text{SO}_4)^-]$$

El producto de $[\text{Ba}^{+2}] \cdot [(\text{SO}_4)^-]$ puede tener valores que cumplan la condición :

$$[\text{Ba}^{+2}] \cdot [(\text{SO}_4)^-] > K_{ps}$$

$$[\text{Ba}^{+2}] \cdot [(\text{SO}_4)^-] = K_{ps}$$

$$[\text{Ba}^{+2}] \cdot [(\text{SO}_4)^-] < K_{ps}$$

Llamemos al producto:

$$[\text{Ba}^{+2}] \cdot [(\text{SO}_4)^-] = Q_s$$

TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

Sólo existirá precipitación si se cumple la condición:

$$Q_s > K_{ps}$$

Llevemos a Q_s las concentraciones de los iones implicados:

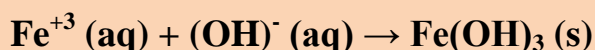
$$Q_s = [\text{Ba}^{+2}] \cdot [(\text{SO}_4)^{-}] = 10^{-5} \cdot 9 \cdot 10^{-5} = 9 \cdot 10^{-10}$$

Si comparamos Q_s con K_{ps} :

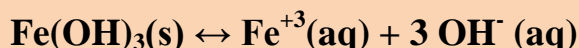
$$K_{ps} = 1,5 \cdot 10^{-9}$$

$$Q_s < K_{ps} \rightarrow \text{NO existe precipitación de BaSO}_4$$

También puede ocurrir:



Debemos conocer si existe precipitación de hidróxido de hierro. Para ello estudiemos la constante de solubilidad del hidróxido de hierro:



$$K_{ps} = [\text{Fe}^{+3}] \cdot [(\text{OH})^{-}]^3 = 6 \cdot 10^{-38}$$

Establecemos un nuevo Q_s :

$$Q_s = [\text{Fe}^{+3}] \cdot [\text{OH}^{-}]^3$$

$$[\text{Fe}^{+3}] = 6 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$[(\text{OH})^{-}] = 2 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

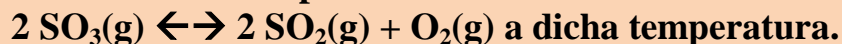
Llevamos estas concentraciones al nuevo Q_s :

$$Q_s = 6 \cdot 10^{-5} \cdot (2 \cdot 10^{-5})^3 = 6 \cdot 10^{-5} \cdot 8 \cdot 10^{-15} = 48 \cdot 10^{-20}$$

Como $Q_s > K_{ps} \rightarrow$ Si existirá precipitación

54.- Se introduce en un recipiente de 3 L, en el que previamente se ha hecho el vacío, 0,04 mol de SO₃ a 900 K. Una vez alcanzado el equilibrio, se encuentra que hay presentes 0,028 moles de SO₃.

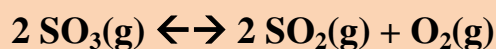
a) Calcula el valor de K_c para la reacción:



b) Calcula la presión parcial del O₂ en el equilibrio.

Resolución:

a) Reacción en equilibrio:



Moles iniciales	0,04	0	0
Moles reaccionantes	x	x	1/2 x
Moles en el equilibrio	0,04 - x	x	1/2 x
[] _e	0,04 - x/V	x/V	1/2 x/V

En base al enunciado:

$$\text{Moles de SO}_3 \text{ en equilibrio: } 0,04 - x = 0,028$$

$$\text{Moles reaccionantes: } x = 0,04 - 0,028 = x = 0,012$$

$$[\text{SO}_3]_e = 0,04 - 0,012/3 = 0,0093 \text{ mol/L}$$

$$[\text{SO}_2]_e = x/3 = 0,004 \text{ mol/L}$$

$$[\text{O}_2]_e = 1/2 \cdot 0,012/3 = 0,002 \text{ mol/L}$$

$$K_c = [\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2] / [\text{SO}_3]^2$$

$$K_c = (0,004)^2 \cdot 0,002 / (0,0093)^2 = 3,67 \cdot 10^{-4}$$

b)

$$P_{\text{parcial}} = P_T \cdot \text{moles del componente} / \text{moles totales} \quad (1)$$

Esta ecuación no se puede utilizar puesto que no tenemos P_T . Pero:

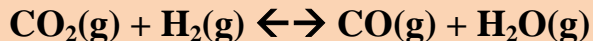
$$\text{Moles de O}_2 \text{ en equilibrio} = 1/2 x = 1/2 \cdot 0,012 = 0,006$$

Como se nos pide la presión del O_2 , que por cierto se trata de un gas y es conocido que:

$$P_{\text{O}_2} \cdot V = n_{\text{O}_2} \cdot R \cdot T$$

$$P_{\text{O}_2} \cdot 3 = 0,006 \cdot 0,082 \cdot 900 \quad ; \quad P_{\text{O}_2} = 0,14 \text{ atm}$$

55.- En un recipiente de 10,0 L se introducen 0,61 mol de CO_2 y 0,396 mol de H_2 calentando hasta 1250°C . Una vez alcanzado el equilibrio según la reacción:



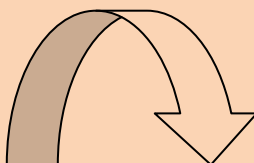
se analiza la mezcla de gases, encontrándose 0,35 mol de CO_2 .

- Calcula los moles de los demás gases en el equilibrio.
- Calcula el valor de K_c a esa temperatura.

Datos: $V = 10 \text{ L}$; moles iniciales de $\text{CO}_2 = 0,61$; moles iniciales de $\text{H}_2 = 0,396$;
 $T = 1250^\circ\text{C}$; moles en equilibrio de $\text{CO}_2 = 0,35$.

Resolución:

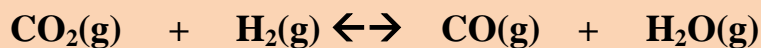
a)



TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

Reacción del equilibrio químico:



Moles iniciales: **0,61** **0,396** **0** **0**

M. reaccionantes: **x** **x** **x** **x**

M. equilibrio: **0,61 - x** **0,396 - x** **x** **x**

[]e **0,61 - x/V** **0,396 - x/V** **x/V** **x/V**

Según el enunciado los moles en equilibrio de CO₂ son 0,35, luego:

$$0,61 - x = 0,35 ; x = 0,26 \text{ moles reaccionantes.}$$

Moles de H₂ en equilibrio = 0,396 - x = 0,396 - 0,26 = **0,136**

Moles de CO en equilibrio = x = **0,26**

Moles de H₂O en equilibrio = **0,26**

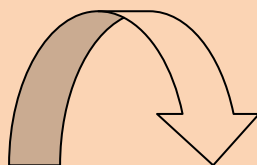
b)

$$K_c = [\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}] / [\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]$$

$$K_c = x/v \cdot x/v / (0,61 - x)/v \cdot (0,396 - x)/v =$$

$$= x^2 / (0,61 - x) \cdot (0,396 - x) = (0,26)^2 / (0,61 - 0,26) \cdot (0,396 - 0,26) =$$

$$= 0,0676 / 0,35 \cdot 0,136 = \mathbf{1,419}$$



56.- Responde a las siguientes cuestiones justificando las respuestas:

a) Escribe el equilibrio de solubilidad y obtén la expresión de la solubilidad en función del producto de solubilidad, K_{ps} , del fluoruro de magnesio (difluoruro de magnesio).

b) Si se añade una disolución de hidróxido de magnesio (dihidróxido de magnesio) a una disolución saturada de la sal anterior, ¿aumenta o disminuye la solubilidad de la sal?

c) Si se extraen iones fluoruro, ¿aumenta o disminuye la solubilidad de la sal?

d) Si el K_{ps} del cloruro de plata (monocloruro de plata) es $1,7 \cdot 10^{-10}$ ¿cuál de las dos sales es más soluble?

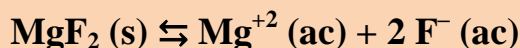
DATOS: $K_{ps}(\text{MgF}_2) = 6,4 \cdot 10^{-9}$; $K_{ps}(\text{AgCl}) = 1,8 \cdot 10^{-10}$

$K_{ps}\text{Ag}_3\text{PO}_4 = 1,8 \cdot 10^{-18}$

Resolución:

a)

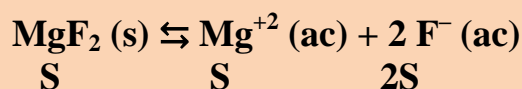
La ecuación del equilibrio de solubilidad de fluoruro de magnesio es:



La constante del equilibrio de solubilidad:

$$K_{ps} = [\text{Mg}^{+2}] \cdot [\text{F}^-]^2 \quad (1)$$

Si llamamos S a la solubilidad del fluoruro de magnesio, en mol/L:



Si nos vamos a (1):

$$K_{ps} = S \cdot (2S)^2$$

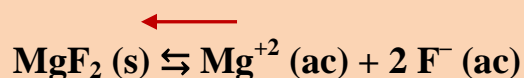
$$K_{ps} = S \cdot 4S^2 \quad ; \quad K_{ps} = 4 S^3 \quad ; \quad S = (K_{ps}/4)^{1/3}$$

b)

El hidróxido de magnesio es soluble en agua con una disociación total:



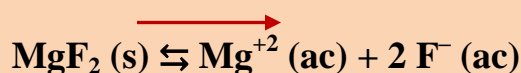
Añadimos al medio más cationes Mg^{+2} con lo cual la **concentración** del mismo aumentaría. Este aumento implica un **aumento** de K_{ps} , lo cual no puede ser. Para contrarrestar este aumento el equilibrio de solubilidad se desplaza hacia la izquierda, según la ley de Le Chatelier:



Desplazamiento que implica una **disminución de la solubilidad** del MgF_2 . Dicho de otra forma, **disminuye la concentración** del anión fluoruro (F^-).

c)

Si retiramos del medio aniones F^- la concentración de éste disminuye. El equilibrio de solubilidad se desplazaría hacia la **derecha** para contrarrestar esta disminución con lo que conseguimos un **aumento** de la solubilidad del MgF_2 .



d)

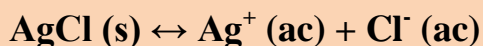
Para determinar la mayor o menor solubilidad de dos sales, hay que obtener la solubilidad de cada una de ellas a partir de su producto de solubilidad. Conocemos la solubilidad del MgF_2 :

$$S = (K_{ps}/4)^{1/3}$$

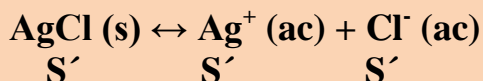
$$K_{ps} (\text{MgF}_2) = 6,4 \cdot 10^{-9} \rightarrow S = (6,4 \cdot 10^{-9}/4)^{1/3}$$

$$S_{\text{MgF}_2} = (1,6 \cdot 10^{-9})^{1/3} = 1,17 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Para el cloruro de plata, AgCl, el equilibrio de solubilidad es:



Si llamamos S' a la solubilidad del cloruro de plata tenemos:



$$K_{ps_{\text{AgCl}}} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]$$

Llevando S' a la ecuación anterior, nos queda:

$$K_{ps_{\text{AgCl}}} = S' \cdot S' ; K_{ps_{\text{AgCl}}} = S'^2$$

$$S' = (K_{ps_{\text{AgCl}}})^{1/2} = (1,8 \cdot 10^{-10})^{1/2} = 1,34 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Se cumple que:

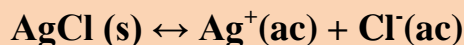
$$S > S'$$

El MgF_2 es más soluble que el AgCl .

57.- Sabiendo que los K_{ps} del cloruro de plata y del fosfato de plata son, respectivamente, $1,7 \cdot 10^{-10}$ y $1,8 \cdot 10^{-18}$, ¿cuál de estas sales es más soluble? R// El fosfato de plata

Resolución:

El equilibrio de solubilidad del AgCl es:



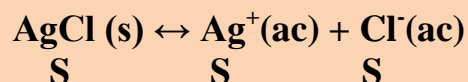
Su K_{ps} :

$$K_{ps_{\text{AgCl}}} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] \quad (1)$$

TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

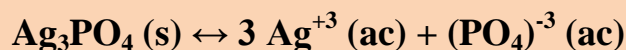
Si llamamos S a la solubilidad del AgCl , tenemos que:



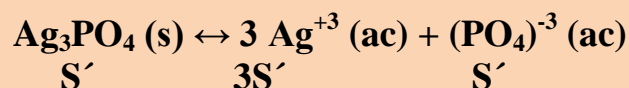
Si nos vamos a (1):

$$\begin{aligned} K_{ps_{\text{AgCl}}} &= S \cdot S = S^2 \quad ; \quad S = (K_{ps_{\text{AgCl}}})^{1/2} = (1,7 \cdot 10^{-10})^{1/2} = \\ &= 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

En lo referente al fosfato de plata, Ag_3PO_4 :



Si consideramos S' como la solubilidad del fosfato de plata nos encontramos con:



La constante de solubilidad tendrá la expresión:

$$K_{ps_{\text{Ag}_3\text{PO}_4}} = [\text{Ag}^+]^3 \cdot [(\text{PO}_4)^{-3}]$$

Si llevamos a $K_{ps_{\text{Ag}_3\text{PO}_4}}$ la solubilidad S' :

$$K_{ps} = (3S')^3 \cdot S' \quad ; \quad K_{ps} = 27 S'^4 \quad ; \quad S' = (K_{ps}/27)^{1/4}$$

Llevamos a S' el valor de $K_{ps_{\text{Ag}_3\text{PO}_4}}$:

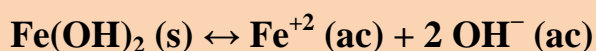
$$S' = (1,8 \cdot 10^{-18})^{1/4} = (180 \cdot 10^{-20})^{1/4} = 3,66 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Si comparamos S con S' :

$$S' > S$$

Conclusión: *El fosfato de plata es más soluble que el cloruro de plata.*

58.- Se tiene el sistema en equilibrio:

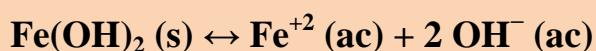


Explica cómo se modifica la solubilidad del Fe(OH)_2 cuando se añade $\text{Fe(OH)}_2 (\text{s})$.

Resolución:

La disolución del hidróxido de hierro (II), en el equilibrio anterior) está saturada por lo que al añadir $\text{Fe(OH)}_2 (\text{s})$ el equilibrio anterior no se desplaza puesto que ya no pueden pasar a la disolución más Fe^{+2} y $(\text{OH})^-$.

Por otra parte la constante de solubilidad del equilibrio:



Tiene la expresión:

$$K_{pS_{\text{Fe(OH)}_2}} = [\text{Fe}^{+2}] \cdot [(\text{OH})^-]^2$$

Podemos observar que el $\text{Fe(OH)}_2 (\text{s})$ no participa en el valor de K_{ps} .

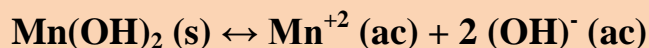
Conclusión: *Al añadir $\text{Fe(OH)}_2 (\text{s})$ el equilibrio establecido no sufre desplazamiento.*

59.- Tenemos hidróxido de manganeso (II) (s) en el fondo de una disolución del mismo y en equilibrio con sus correspondientes iones. Explica que sustancia podríamos añadir si queremos: a) Disolver el precipitado. b) Aumentar la cantidad de precipitado.

Resolución:

a)

El equilibrio establecido es:



Si añadimos al medio una disolución de un ácido fuerte como el Clorhídrico, HCl. La disolución de este ácido clorhídrico está constituida por los iones de este ácido:



Los cationes H_3O^+ del ácido pueden reaccionar con los aniones $(\text{OH})^-$ de la disolución del equilibrio para formar agua:



Al *disminuir la concentración* de los aniones $(\text{OH})^-$ el valor de *Kps* *descenderá*, pero la *Kps* como constante tiende a tener siempre el mismo valor. Según Le Chatelier el *equilibrio se desplazara hacia la derecha* haciendo que el $\text{Mn(OH)}_2 (\text{s})$ pase a la desilusión y el valor de *Kps* se restablece. *Desaparece el $\text{Mn(OH)}_2 (\text{s})$.*

b)

Si añadimos al equilibrio más $\text{Mn(OH)}_2 (\text{s})$ no se producirá desplazamiento del equilibrio puesto que la disolución de éste *está saturada* y contiene la *máxima concentración de sus iones*. Podemos añadir todo el $\text{Mn(OH)}_2 (\text{s})$ que queramos y no se producirá desplazamiento del equilibrio.

Por otra parte el valor K_{ps} viene dado por la expresión:

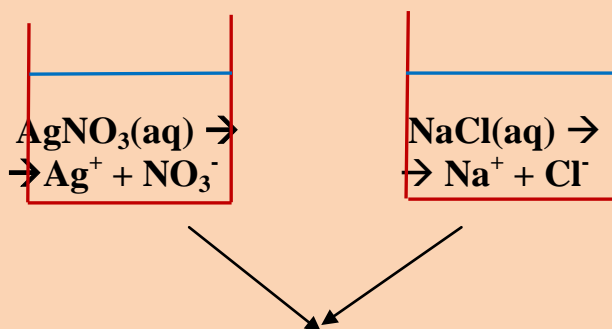
$$K_{ps_{Mn(OH)_2}} = [Mn^{+2}] \cdot [(OH)^-]^2$$

Podemos observar que en dicha expresión no aparece el $Mn(OH)_2 (s)$.

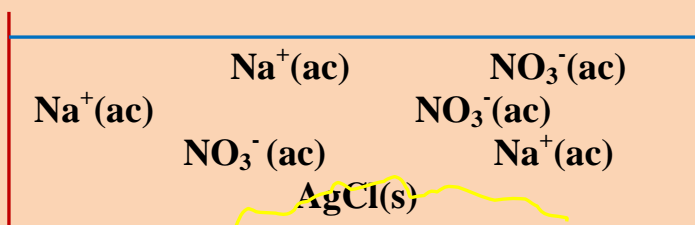
60.- Vertemos en dos tubos de ensayo disoluciones de $AgNO_3$, en uno, y de $NaCl$ en el otro. Al mezclar ambas disoluciones se forma instantáneamente un precipitado, que poco a poco, va sedimentando en el fondo del tubo.

- Escribe la reacción que tiene lugar.
- Describe el procedimiento, indicando el material necesario, para separar y recoger el precipitado.

Resolución:



Reacción que tiene lugar:



La flecha adjunta a $AgCl(s)$ significa que el compuesto es insoluble y se va al fondo del recipiente.

b)

Obtención del precipitado de cloruro de plata:

- 1.- *Realizamos la filtración de la disolución* para separar el precipitado. Se coloca un papel de filtro en el embudo. Con ayuda de la varilla de vidrio se pasa el contenido del vaso de precipitados al embudo.
- 2.- *Lavamos el precipitado*. El cloruro de plata precipitado en el papel de filtro lo lavamos con agua destilada.
- 3.- Recogemos el *precipitado formado con el papel de filtro* y lo colocamos en un vidrio de reloj.
- 4.- *Secamos el precipitado*. Se introduce el precipitado en una estufa o bien se deja secar al aire.

61.- Se introducen 0,1 moles de SbCl_5 en un recipiente de dos litros, se calienta a 182°C y se produce su disociación según la reacción: $\text{SbCl}_5(\text{g}) \leftrightarrow \text{SbCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. Al alcanzarse el equilibrio, el número de moles de SbCl_5 es de 0,083. Calcula:

- a) La constante de equilibrio K_c y K_p .
- b) La presión total de la mezcla en el equilibrio.
- c) Justifica hacia dónde se desplazará el equilibrio si aumenta el volumen, manteniendo constante la temperatura.

Resolución:

a) Reacción en equilibrio:

	$\text{SbCl}_5(\text{g}) \leftrightarrow \text{SbCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$		
Moles iniciales	0,1	0	0
Moles disociados	x	x	x
Moles equilibrio	0,1 - x	x	x
[]e	0,1 - x/V	x/V	x/V

Si conocemos el valor de x el problema está resuelto. Para ello vallamos al enunciado: *moles $SbCl_5$ en equilibrio = 0,083*, luego:

$$0,1 - x = 0,083 \ ; \ x = 0,017 \text{ moles de } SbCl_5$$

son los que reaccionan.

A pesar de que el problema nos habla de disociación no me planteo el cálculo del grado de disociación (α) puesto que el problema no pide nada acerca del mismo.

La constante de equilibrio tiene la expresión:

$$K_c = [SbCl_3] \cdot [Cl_2] / [SbCl_5] \quad (1)$$

$$[SbCl_3] = x/v = 0,017/2 = 0,0085 \text{ mol/L}$$

$$[Cl_2] = x/V = 0,017/2 = 0,0085 \text{ mol/L}$$

$$[SbCl_5] = 0,1 - x / V = 0,083/2 = 0,041 \text{ mol/L}$$

Si nos vamos a (1):

$$K_c = 0,0085 \cdot 0,0085 / 0,041 = 1,7 \cdot 10^{-3}$$

K_c y K_p se relacionan mediante la ecuación:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \ ; \ \Delta n = 2 - 1 = 1$$

$$K_p = 1,7 \cdot 10^{-3} \cdot [0,082 \cdot (273 + 182)]^1 = 63,42 \cdot 10^{-3}$$

b) Al encontrarnos en un sistema en estado gas:

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \quad (1)$$

Moles de SbCl_5 en equilibrio = 0,083

Moles de SbCl_3 en equilibrio = 0,017

Moles de Cl_2 en equilibrio = 0,017

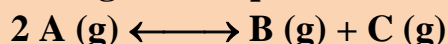
$$\begin{aligned}n_T &= \text{moles de } \text{SbCl}_5 + \text{moles de } \text{SbCl}_3 + \text{moles de } \text{Cl}_2 = \\ &= 0,083 + 0,017 + 0,01 = \mathbf{0,117}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{Volviendo a (1): } P_T \cdot 2 &= 0,117 \cdot 0,082 \cdot (273+182) = \\ &= \mathbf{2,18 \text{ atm}}\end{aligned}$$

- c) Si aumenta el volumen es debido a que disminuye la presión. El sistema evolucionará de tal forma que se recupere el valor de la presión perdida, para ello el sistema se desplaza hacia el medio en **dónde hay mayor número de moles** (mayor número de moléculas), es decir **HACIA LA DERECHA**.



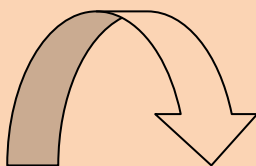
62.- Con respecto al siguiente equilibrio en fase gaseosa:



Comente las siguientes afirmaciones indicando de forma razonada si te parecen correctas o corrigiéndolas en su caso:

- El número de moles de C se incrementa disminuyendo el volumen del recipiente que contiene la mezcla gaseosa en equilibrio.
- El número de moles de B se incrementa si se adiciona una nueva cantidad de C a la mezcla en equilibrio.
- El número de moles de B y C se incrementa si el citado equilibrio se establece en presencia de un catalizador. (Canarias 1998)

Resolución:



El principio de Le Châtelier dice: *“cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada”*.

a)

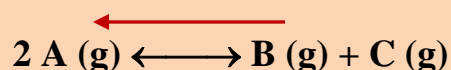
Incorrecto. Si se disminuye el volumen a temperatura constante, de acuerdo con la ley de Boyle la ***presión aumentará.*** Si aumenta la ***presión*** de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el ***sentido en el que la presión disminuya***, es decir, hacia donde ***se formen menos moles de gas.*** En nuestro equilibrio se cumple la condición de existir igual número de moles de gas en ambos lados de la reacción, ***el equilibrio no se desplaza en ningún sentido.***

Conclusión: ***El número de moles de C no cambia disminuyendo el volumen del recipiente que contiene la mezcla gaseosa en equilibrio.***

b)

Incorrecto

Si se añade C, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que ***consume esta sustancia*** reaccionando con B. El equilibrio se ***desplaza*** hacia la ***formación de A, hacia la derecha :***



Conclusión: ***El número de moles de B disminuye si se adiciona una nueva cantidad de C a la mezcla en equilibrio.***

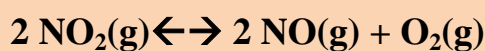
c)

Incorrecto

Si se añade un catalizador, el ***equilibrio permanece inalterado*** ya que el catalizador ***disminuye la energía de activación*** de las reacciones directa e inversa modificando únicamente el tiempo que tarda en alcanzarse el equilibrio. Las cantidades de A, B y C ***permanecen constantes***.

Conclusión: ***El número de moles de B y C no cambia si el citado equilibrio se establece en presencia de un catalizador.***

63.- El dióxido de nitrógeno es un compuesto que contribuye a la formación del *smog* fotoquímico en los procesos de contaminación urbana debido a que a temperaturas elevadas se descompone según la reacción:



Si en un recipiente de 2 L se introduce NO_2 a 25°C y 21,1 atm de presión y se calienta hasta 300°C (a volumen constante) se observa que la presión una vez que se alcanza el equilibrio es de 50 atm. Calcula a 300°C :

- El grado de disociación del dióxido de nitrógeno.
- El valor de K_c y K_p .

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

Resolución:

a)

Moles iniciales de NO_2 puestos en juego:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

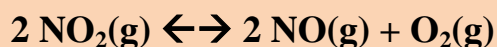
$$21,1 \cdot 2 = n \cdot 0,082 (273+25) ; 42,2 = n \cdot 24,43$$

$$n = 1,72 \text{ moles}$$

TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

Reacción en equilibrio:



Moles iniciales	1	0	0
Moles disociados	α	α	$1/2 \alpha$
Moles en equilibrio	$(1 - \alpha)n$	αn	$1/2 \alpha n$
[]e	$(1 - \alpha)n/V$	$\alpha n/V$	$1/2 \alpha n/V$

El equilibrio es homogéneo en estado gas:

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \quad (1)$$

$$\begin{aligned} n_T &= (1 - \alpha)n + \alpha n + 1/2 \alpha n = n - \alpha n + \alpha n + 1/2 \alpha n = \\ &= 2n - 2\alpha n + 2\alpha n + \alpha n / 2 = \\ &= 2n + \alpha n / 2 = (2 + \alpha)n / 2 \end{aligned}$$

Volviendo a (1): $50 \cdot 2 = (2 + \alpha)/2 \cdot 1,72 \cdot 0,082 (273+300)$

$$200 = 161,63 + 80,81 \alpha ; \alpha = 0,47 \text{ moles} \rightarrow 47 \%$$

b)

$$K_c = [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2] / [\text{NO}_2]^2 \quad (1)$$

$$[\text{NO}] = \alpha n / V = 0,47 \cdot 1,72 / 2 = 0,4 \text{ mol/L}$$

$$[\text{O}_2] = 1/2 \alpha n / V = 1/2 \cdot 0,47 \cdot 1,72 / 2 = 0,2 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NO}_2] = (1 - \alpha)n / V = (1 - 0,47) \cdot 1,72 / 2 = 0,45 \text{ mol/L}$$

TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

Si volvemos a (1):

$$K_c = (0,4)^2 \cdot 0,2 / (0,45)^2 = 0,032/0,2 = 0,16$$

Para poder conocer K_p :

$$K_p = K_c (R \cdot T)^{\Delta n} \quad (2)$$

$$\Delta n = (2+1) - 2 = 1 \quad ; \quad T = 273 + 300 = 573 \text{ K}$$

Nos vamos a (2):

$$K_p = 0,16 \cdot (0,082 \cdot 573)^1 = 7,5$$

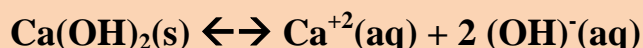
64.- Una disolución de hidróxido de calcio contiene 0,165 g de soluto por cada 200 mL de disolución. Calcula:

- El producto de solubilidad del hidróxido de calcio.
- El pH de la disolución.

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

Resolución:

a)



$$K_{ps} = [\text{Ca}^{+2}] \cdot [\text{OH}^-]^2 \quad (1)$$

Debemos calcular la concentración del ion Ca^{+2} y la del OH^- :

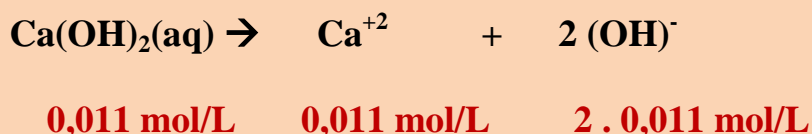
$$M_m \text{ Ca(OH)}_2 = 74 \text{ u}$$

$$M(\text{Molaridad}) = (\text{masa soluto} / M_m) \cdot \text{Volumen disolución (L)}$$

$$M = 0,165 / 74 \cdot 0,200 = 0,011 \text{ mol/L}$$

TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es



Nos vamos a (1):

$$Kps = 0,011 \cdot (2 \cdot 0,011)^2 = 5,3 \cdot 10^{-6}$$

b)

Recordar que: $pH + pOH = 14 \rightarrow pH = 14 - pOH$ (1)
 $pOH = - \log [OH]$

Según la reacción de disociación anterior:

$$[OH] = 2 \cdot 0,011 = 0,022 \text{ mol/L}$$

$$pOH = - \log (0,022) = 1,65$$

Volvemos a (1):

$$pH = 14 - 1,65 = 12,35$$

65.- Considerando la reacción $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$ razona si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

- Un aumento de la presión conduce a una mayor producción de SO_3 .
 - Una vez alcanzado el equilibrio, dejan de reaccionar las moléculas de SO_2 y O_2 entre sí.
 - El valor de K_p es superior al de K_c , a temperatura ambiente.
 - la expresión de la constante de equilibrio en función de las presiones parciales es: $K_p = P_{\text{SO}_2}^2 \cdot P_{\text{O}_2} / P_{\text{SO}_3}^2$.
- Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Resolución:

TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

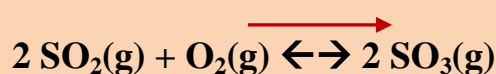
AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

a)

Reacción en equilibrio:



Al *aumentar la presión disminuye el volumen* lo que hace que el equilibrio se *desplace en el sentido de menor número de moles*, en este caso, hacia la derecha.



La afirmación es CIERTA.

b)

Los reactivos *nunca dejan de reaccionar* así como el *producto nunca deja de descomponerse*. El equilibrio es *DINÁMICO* lo que implica que el proceso químico en ambos sentidos nunca se interrumpe.

La afirmación es FALSA.

c)

La relación entre K_p y K_c viene determinada por la ecuación:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \quad (1)$$

$$\Delta n = 2 - (2 + 1) = -1$$

Si volvemos a (1):

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{-1} ; K_p = K_c / (R \cdot T)$$

El cociente:

$$K_c / R \cdot T < K_c$$

luego $K_p > K_c$ puesto que $K_c / (R \cdot T)$ es inferior a K_c .

TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

d)

Afirmación **FALSA**.

La K_p para este proceso es:

$$K_p = P_{SO_3}^2 / P_{SO_2}^2 \cdot P_{O_2}$$

66.- Se introducen 0,2 moles de Br_2 en un recipiente de 0,5 L de capacidad a $600^\circ C$. Una vez establecido el equilibrio $Br_2(g) \leftrightarrow 2 Br(g)$, en estas condiciones, el grado de disociación es 0,8 (80%).

a) Calcula K_p y K_c .

b) Determina las presiones parciales ejercidas por cada componente de la mezcla en equilibrio.

c) Si al aumentar la temperatura aumenta la cantidad de $Br(g)$, indica, razonadamente, si la reacción es endotérmica o exotérmica. Así mismo, discute el efecto que tendría sobre el equilibrio anterior la introducción de gas argón en el reactor si el volumen se mantiene constante.

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

Resolución:

a)

Reacción en equilibrio:

	$Br_2(g) \leftrightarrow 2 Br(g)$	
Moles iniciales	1	0
Moles disociados	α	2α
Moles en el equilibrio	$(1 - \alpha)n$	$2 \alpha n$
[]e	$(1 - \alpha)n/V$	$2 \alpha n/V$

TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

$$[\text{Br}] = 2 \alpha n/V = 2 \cdot 0,8 \cdot 0,2 / 0,5 = 0,64 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Br}_2] = (1 - \alpha) n/V = (1 - 0,8) \cdot 0,2 / 0,5 = 0,08 \text{ mol/L}$$

La ecuación de Kc:

$$Kc = [\text{Br}]^2 / [\text{Br}_2]$$

Llevamos a Kc los valores de las concentraciones:

$$Kc = (0,64)^2 / 0,08 = 5,12$$

Para conocer el valor de Kp:

$$Kp = Kc \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$

$$\Delta n = 2 - 1 = 1$$

$$Kp = 5,12 \cdot [0,082 \cdot (273+600)]^1 = 366,5$$

b)

$$P_{\text{parcial}} = P_T \cdot (\text{moles del componente} / \text{moles totales en el equilibrio})$$

$$\text{Moles de Br} = 2 \alpha n = 2 \cdot 0,8 \cdot 0,2 = 0,32$$

$$\text{Moles Br}_2 = (1 - \alpha) n = (1 - 0,8) \cdot 0,2 = 0,04$$

$$\text{Moles totales } (n_T) = (1 - \alpha) n + 2 \alpha n = n - \alpha n + 2 \alpha n =$$

$$= n + \alpha n = (1 + \alpha) n = (1 + 0,8) \cdot 0,2 = 0,36$$

Debemos conocer la P_T. Al estar en un sistema gas:

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$$

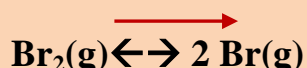
$$P_T \cdot 0,5 = 0,36 \cdot 0,082 (273 + 600) ; P_T = 51,54 \text{ atm}$$

$$P_{\text{Br}} = 51,54 \cdot 0,32 / 0,36 = 45,8 \text{ atm}$$

$$P_{\text{Br}_2} = 51,54 \cdot 0,04/0,36 = 5,72 \text{ atm}$$

c)

Si al aumentar la temperatura aumenta la producción de Br, el equilibrio se ha *desplazado hacia la derecha*:

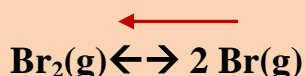


podemos afirmar que la reacción es **ENDOTÉRMICA**.

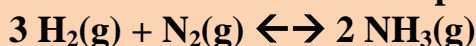
Sabemos que la constante de equilibrio *depende solamente de la temperatura* y como esta no cambia no habrá *cambio en la constante de equilibrio* y por tanto *no hay desplazamiento* del equilibrio. Pero podemos argumentar lo siguiente:

1.- Al introducir el gas Ar, que es un gas noble, *este no reacciona con ningún componente del equilibrio*, luego las *concentraciones* serían las mismas y, en principio, no habría efecto sobre Kc.

2.- *Sí aumentaría la presión en el equilibrio al mantenerse constante el volumen*, el equilibrio tendería a desplazarse en el sentido de *menor número de moles*, es decir, *hacia la izquierda*:



67.- A cierta temperatura el valor de Kc es 783 para el equilibrio:



A la misma temperatura y de forma razonada:

- Calcula Kc para el equilibrio: $2 \text{NH}_3(\text{g}) \longleftrightarrow 3 \text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g})$.
- Calcula Kc para el equilibrio: $3/2 \text{H}_2(\text{g}) + 1/2 \text{N}_2(\text{g}) \longleftrightarrow \text{NH}_3(\text{g})$.
- Explica qué ocurrirá en los equilibrios anteriores si repentinamente aumentase la presión.
- Explica qué ocurrirá en los equilibrios anteriores si se añade un catalizador.

Resolución:

a)

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2]}$$

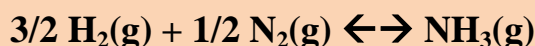
Pero nos piden la K_c del proceso inverso, $K'c$:

$$K'c = 1/K_c = 1/783 = 1,27 \cdot 10^{-3}$$

$$K'c = \frac{[\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2]}{[\text{NH}_3]^2}$$

b)

Para el equilibrio:



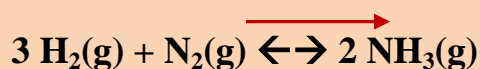
$$K''c = \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{H}_2]^{3/2} \cdot [\text{N}_2]^{1/2}}$$

$$K''c = (K_c)^{1/2} = (783)^{1/2} = 27,98$$

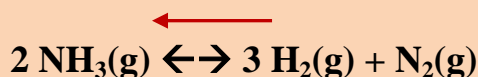
c)

Si *aumentamos la presión* el *volumen disminuye* y según L'Chatelier para que la constante no varíe, el equilibrio se desplazará en el *sentido de contrarrestar la disminución del volumen*, es decir, en el *sentido de menor número de moles*.

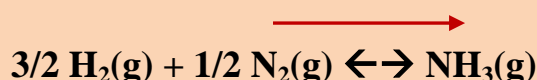
1.- En el primer caso **HACIA LA DERECHA:**



2.- En el segundo caso **HACIA LA IZQUIERDA:**



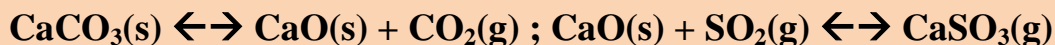
3.- En el tercer caso, *hacia la derecha*:



c)

Los catalizadores *no desplazan los equilibrios químicos*. Hacen posible llegar antes a la situación de equilibrio químico.

68.- En las centrales térmicas si los combustibles fósiles utilizados contienen azufre, se suele inyectar carbonato de calcio pulverizado durante la combustión, de manera que se producen las reacciones siguientes:



- Bajo un punto de vista medioambiental, explica las ventajas y/o inconvenientes de añadir carbonato de calcio.
- Actualmente la emisión de “gases de efecto invernadero” está sometida a severos controles gubernamentales ¿Podrías explicar en qué consiste este efecto?.

Resolución:

a)

El medio ambiente se encuentra amenazado por dos fenómenos:

1.- El *efecto invernadero*. Acumulación de CO_2 en la atmósfera.

2.- La *lluvia ácida*. Se forma ácido en la atmósfera que con la lluvia cae a la superficie de la Tierra destruyendo todo lo que existe en ella.

Al añadir Carbonato cálcico, según las reacciones anteriores, eliminamos el SO_2 que puede producir la lluvia ácida pero producimos CO_2 que favorece el efecto invernadero.

b)

Si lo que pide la cuestión es referente a las leyes que intentan controlar el efecto invernadero, sería cuestión de buscar esas leyes. Si no es esto lo que pide la cuestión, el enunciado es muy ambiguo y no se a lo que se refiere.

69.- Para el siguiente equilibrio químico dado por:



La constante de equilibrio K_p vale $2,54 \cdot 10^{-7}$ a 400 K y su valor es de $8,67 \cdot 10^{-5}$ cuando la temperatura de trabajo es de 500 K. Contesta razonadamente si, para conseguir mayor producción de estaño, serán favorables las siguientes condiciones:

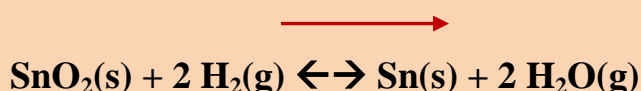
- Aumentar la temperatura de trabajo.
- Aumentar el volumen del reactor.
- Aumentar la cantidad de hidrógeno en el sistema.
- Añadir un catalizador al equilibrio.

Resolución:

a)

$$K_p = P^2_{\text{H}_2\text{O}} / P^2_{\text{H}_2}$$

Al *aumentar la temperatura* la *K_p aumenta* (según datos) lo cual nos quiere decir que *aumenta* el *numerador* y *disminuye* el *denominador*. Químicamente *esto significa que aumenta la cantidad de agua y disminuye la cantidad de hidrógeno*. Es decir, *se ha producido un desplazamiento del equilibrio hacia la derecha*:



lo que implica además un aumento *en la producción de estaño*.

b)

Aumentar el volumen del reactor implica una *disminución de la presión*, para arreglar esta disminución de presión el equilibrio se desplaza en el sentido de *mayor número de moles* (en estado gas). En este caso como el *número de moles de las especies gaseosas en ambos miembros del equilibrio es el mismo*, por lo que una disminución de la presión no implica *desplazamiento del equilibrio* y por lo tanto la producción de *estaño no aumenta*.

c)

Al aumentar la cantidad de hidrógeno el valor de *K_p disminuiría*, para que esto no tenga lugar *el equilibrio se desplaza hacia la derecha* y por lo tanto se produce *más cantidad de estaño*:



d)

Los catalizadores *no desplazan los equilibrios químicos* y por lo tanto esta adición no implica la producción de más estaño. Se empezará a producir antes puesto que los catalizadores aumentan la velocidad del proceso.

70.- La formamida, HCONH₂, es un compuesto orgánico de gran importancia en la obtención de fármacos y fertilizantes agrícolas. A altas temperaturas, la formamida se disocia en amoníaco, NH₃, y monóxido de carbono, CO, de acuerdo al equilibrio:



En un recipiente de almacenamiento industrial de 200 L (en el que previamente se ha hecho el vacío) mantenido a una temperatura de 400 K se añade formamida hasta que la presión inicial en su interior es de 1,45 atm. Calcula:

- a) Las cantidades de formamida, amoníaco y monóxido de carbono que contiene el recipiente una vez que se alcanza el equilibrio.

TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

b) El grado de disociación de la formamida en estas condiciones (porcentaje de reactivo disociado en el equilibrio).

c) Deduce razonadamente si el grado de disociación de la formamida aumentaría o disminuiría si a la mezcla del apartado anterior se le añade NH_3 .

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

Resolución:

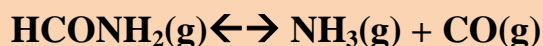
a)

Moles iniciales de formamida (gas):

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1,45 \cdot 200 = n \cdot 0,082 \cdot 400 ; 290 = n \cdot 32,8 ; n = 8,84 \text{ moles}$$

La reacción en equilibrio es:



Moles iniciales	8,84	0	0
Moles reaccionantes	x	x	x
Moles equilibrio	8,84 - x	x	x
[]e	8,84 - x/V	x/V	x/V

La K_c para este proceso es:

$$K_c = [\text{NH}_3] \cdot [\text{CO}] / [\text{HCONH}_2]$$

Llevamos a dicha constante el planteamiento anterior:

$$K_c = x/V \cdot x/V / 8,84 - x/V ; 4,48 = x/200 \cdot x/200 / (8,84 - x/200)$$

TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

$$4,48 = x^2/200 / 8,84 - x ; 4,48 = x^2 / 200 (8,84 - x)$$

$$4,48 \cdot 200 \cdot (8,84 - x) = x^2 ; 7920,64 - 896x = x^2$$

$$x^2 + 896x - 7920,64 = 0$$

$$x = -896 \pm (802816 + 31628,56)^{1/2} / 2 = -896 \pm 913,47 / 2$$

Dos soluciones matemáticas:

$$x_1 = 8,73 \text{ moles} ; x_2 = -904,73 \text{ moles}$$

La *segunda* no tiene sentido químico puesto que el *número de moles* no puede ser *negativo*. Luego el número de moles reaccionantes es de *8,73*.

Ya podemos determinar la composición, en moles, de la mezcla en equilibrio:

$$\text{Moles en equilibrio de HCONH}_2 = 8,84 - 8,73 = 0,11$$

$$\text{Moles en equilibrio de NH}_3 = x = 8,73$$

$$\text{Moles en equilibrio de CO} = x = 8,73$$

b)

Mediante una simple regla de tres podemos determinar el grado de disociación:

De 8,84 moles HCONH₂ / reaccionan 8,73 moles de HCONH₂

$$\begin{array}{l} 8,84 \text{ moles HCONH}_2 \text{ ----- Reaccionan } 8,73 \text{ moles} \\ 100 \text{ moles HCONH}_2 \text{ ----- } \alpha \end{array}$$

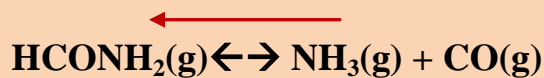
$$\alpha = 0,9875 = 98,75 \% \text{ (grado de disociación).}$$

TEMA Nº 5. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

c)

Al añadir amoníaco el equilibrio se *desplaza hacia la izquierda*:



lo que implica *formación de formamida*. Si se produce formamida, esta se disocia menos luego *al añadir amoníaco disminuye el grado de disociación*.

----- O -----