

UNIDAD
DIDÁCTICA

7

Equilibrio Químico. Reacciones de precipitación

SUMARIO

ESQUEMA DE LOS CONTENIDOS

PRESENTACIÓN Y OBJETIVOS DE LA UNIDAD

DESARROLLO DE LA UNIDAD

1. Introducción
2. Equilibrio Químico
3. Expresiones de equilibrio. La constante de equilibrio
 - 3.1. Aspectos relevantes de la constante de equilibrio
 - 3.2. Factores que influyen en la constante de equilibrio
4. Relación entre ΔG° y la constante de equilibrio. Variación con la temperatura.

5. Reacciones de precipitación. Introducción
6. Disolución saturada y sobresaturada. Solubilidad, precipitación y precipitado.
 - 6.1. Reglas de solubilidad
7. Producto de solubilidad
8. Relación entre solubilidad, producto de solubilidad y concentraciones iónicas
9. Factores que afectan a la precipitación
 - 9.1. Condiciones que afectan a la constante del producto de solubilidad
 - 9.2. Condiciones que afectan al producto iónico
 - 9.2.1. Efecto del ion común
 - 9.2.2. Efecto salino

CONCEPTOS BÁSICOS A RETENER

PROBLEMAS RESUELTOS

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS



PRESENTACIÓN Y OBJETIVOS DE LA UNIDAD

En esta unidad se desarrollan los fundamentos del equilibrio químico y las reacciones de precipitación.



DESARROLLO DE LA UNIDAD

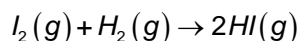
1. INTRODUCCIÓN

En el último apartado de la unidad anterior se ha visto una breve introducción al equilibrio químico calculando la constante de equilibrio que repetiremos brevemente, para recordarlo, ampliándolo.

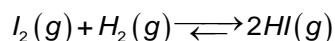
2. EQUILIBRIO QUÍMICO

Dentro de las reacciones químicas, una gran mayoría es reversible, es decir los productos formados no salen por completo del sistema, pudiendo reaccionar para generar los reactantes que les dieron origen. Las reacciones que no son capaces de realizar este proceso, debido a un consumo completo de los productos, se denominan irreversibles, un ejemplo son las combustiones.

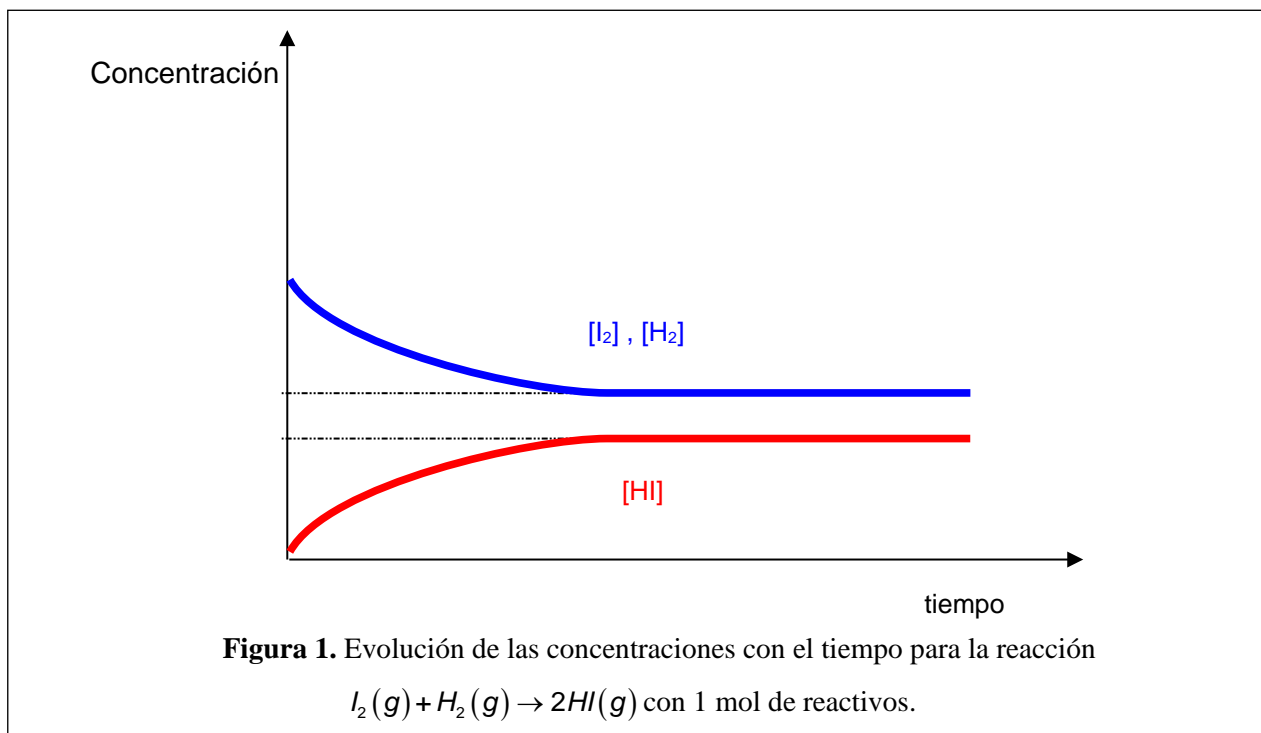
En las reacciones químicas reversibles se puede establecer un equilibrio químico, correspondiente al momento en que la velocidad de formación de productos iguala a la velocidad de los reactantes, este equilibrio se esquematiza en la Figura 1. Por mucho tiempo que se deje, este no evolucionaría si no se varían las condiciones. Por ejemplo, en la reacción



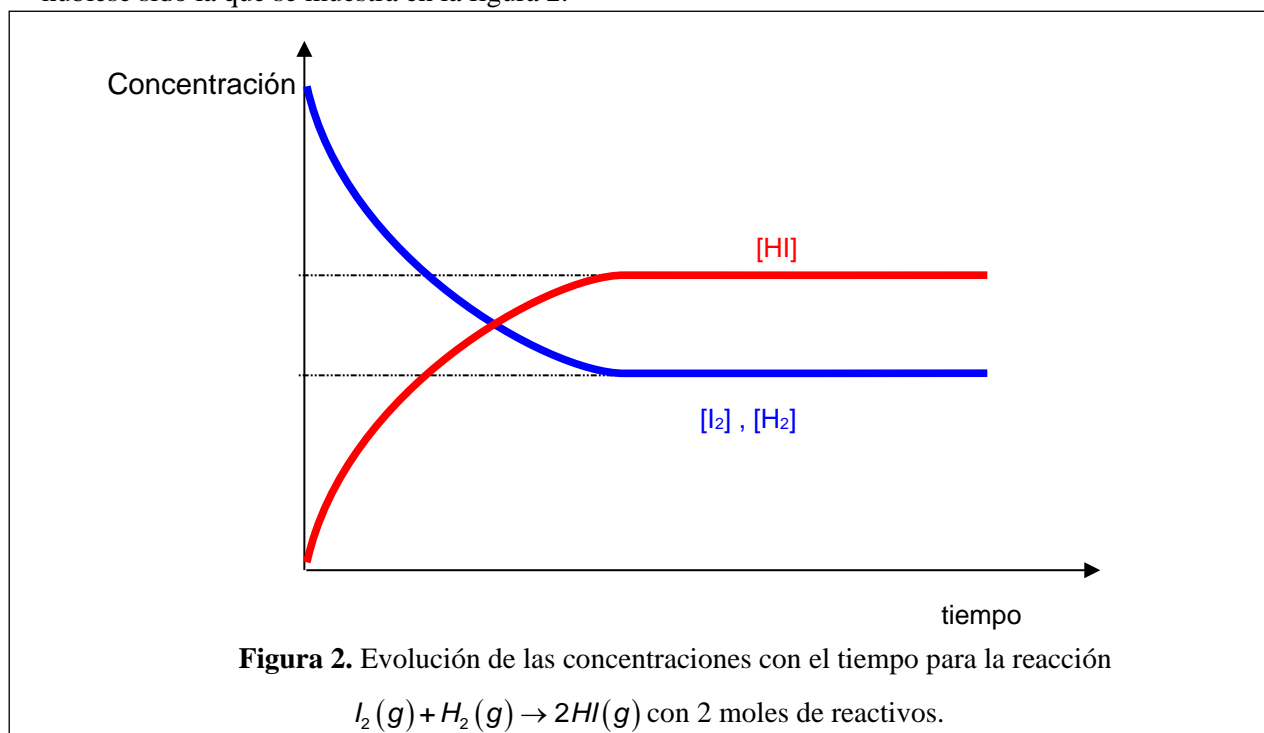
Si introducimos 1 mol de I_2 y otro de H_2 , al principio veremos que se empieza a formar HI, y el sistema y la velocidad directa será mucho mayor que la inversa



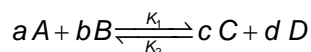
y llegará un momento, que se parece que la reacción deja de producirse, y las concentraciones no varían con el tiempo, entonces se dice que se ha alcanzado el *equilibrio*



Si en vez de haber introducido 1 mol de los reactivos hubiésemos introducido 2 moles, la evolución hubiese sido la que se muestra en la figura 2.



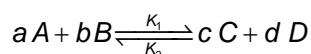
De la Figura 1 y 2 se desprende que el equilibrio químico de una reacción reversible se produce cuando la velocidad de reacción directa (1) e inversa (2) se igualan.



El equilibrio químico se puede apreciar cuando la reacción se produce en fase líquida o gaseosa, por tanto, al existir un sólido reaccionando se supone constante, es decir que no afecta al resto de los participantes.

3. EXPRESIONES DE EQUILIBRIO. LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

Cuando se alcanza el equilibrio, la velocidad en sentido directo es igual a la velocidad inversa, y las condiciones macroscópicas no se alteran, es un equilibrio dinámico, que se caracteriza por la constante de equilibrio, que para una reacción química cualquiera entre gases o en disolución,



Las velocidades se establecen en las siguientes ecuaciones:

$$v_1 = K_1 [A]^a [B]^b$$

$$v_2 = K_2 [C]^c [D]^d$$

La situación de equilibrio se cumple cuando: $v_1 = v_2$

Uniando lo anterior se obtiene: $K_1 [A]^a [B]^b = K_2 [C]^c [D]^d$

Si se reordena queda:

$$\frac{K_1}{K_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Como $\frac{K_1}{K_2}$ es una constante, se suele utilizar K_{eq} (constante de equilibrio) o se reemplaza por K_c ,

(cuando se utilizan concentraciones) quedando:

$$K_{eq} = K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Como podemos ver la constante de equilibrio es el producto de las concentraciones de los productos partido de la de los reactivos, todos ellos elevados a sus correspondientes coeficientes estequiométricos. Es importante remarcar que estas concentraciones son concentraciones molares (moles/litro de disolución). Otro aspecto importante, es que todas las especies deben estar o bien disueltas, o bien ser gases. Normalmente se expresa en las reacciones como (aq) y (g) respectivamente. Si participara algún sólido o el disolvente, no variarían su concentración, o lo que es lo mismo será constante, con lo que se

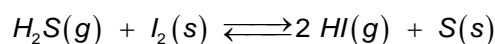
incluye dentro de la constante de reacción. Otra forma de verlo sería darle valor 1 a los sólidos o al disolvente.

K_c : es la constante de equilibrio, y expresa a qué concentraciones de reactantes y productos se logra el equilibrio de las reacciones 1 y 2; no se refiere a la velocidad a la que se logra este equilibrio, por lo tanto, se puede tener una constante de gran magnitud que se alcanza lentamente, o por el contrario, tener una constante de equilibrio pequeña que se alcanza rápidamente.

Un valor de la constante de equilibrio elevado indica que el equilibrio está muy desplazado hacia los productos mientras que un valor muy pequeño de la constante de equilibrio indica que el equilibrio está muy desplazado hacia los reactivos.

Las especies

En caso de tener un equilibrio heterogéneo, es decir con distintas fases, por ejemplo, sólidos y gases, como



La constante de equilibrio sería

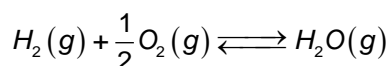
$$K_{eq} = \frac{[HI]^2 [S]}{[H_2S][I_2]}$$

pero como hemos dicho anteriormente, cuando hay sólidos, y líquidos puros como sustancias que intervienen en el proceso, se toma esa concentración como constante y se engloba en la constante. A efectos prácticos, y para la resolución de problemas en caso de tener sólidos y líquidos que actúan como disolvente tomamos como valor de la concentración unidad, **1**, por tanto, la constante de equilibrio en el caso anterior sería

$$K_{eq} = \frac{[HI]^2 [S]}{[H_2S][I_2]} = \frac{[HI]^2 \cancel{[S]}}{[H_2S] \cancel{[I_2]}}$$

$$K_{eq} = \frac{[HI]^2}{[H_2S]}$$

La constante de equilibrio va depender de la estequiometría de la reacción, pero mejor veamos un ejemplo para mostrarlo. En el caso de la reacción de formación del agua



La constante de equilibrio sería $k_{eq1} = \frac{[H_2O]}{[H_2][O_2]^{1/2}}$

Si ahora multiplico por 2, entonces tendré la reacción $2H_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2H_2O(g)$

cuya constante de equilibrio en este caso sería $K_{eq2} = \frac{[H_2O]^2}{[H_2]^2 [O_2]}$

realmente es lo mismo, es la misma constante de equilibrio que en el primer caso, pero en el segundo caso elevada al cuadrado. Por tanto, al multiplicar una reacción por **n** lo que sucede es que se eleva a **n** la constante, es decir $K_{eq2} = K_{eq1}^n$

En caso de tener una reacción entre gases se suele utilizar la constante en función de las presiones parciales, K_p

$$P_i V = n_i RT \Rightarrow P_i = \frac{n_i RT}{V}$$

$$\text{y como } K_p = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \cdot \frac{(RT)^c \cdot (RT)^d}{(RT)^a \cdot (RT)^b} = K_c (RT)^{(c+d-a-b)} = K_c (RT)^{\Delta n}$$

siendo Δn el aumento del número de moles es decir nº moles de productos - nº moles de reactivos.

Ahora vamos a ver que indican los valores de la constante de reacción con algunos ejemplos, para ello veamos los datos que presentamos en la tabla siguiente y que se corresponden a tres sistemas con la misma estequiometría, pero cuyas constantes de equilibrio difieren mucho en su valor diferentes.

$H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2HCl(g)$	$K_c = 2,5 \cdot 10^{33}$
$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$	$K_c = 50,5$
$N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$	$K_c = 5,7 \cdot 10^{33}$

En la primera reacción el valor es muy alto lo que indicará que la reacción está muy desplazada hacia la derecha, y se podría sustituir el símbolo \rightleftharpoons por \longrightarrow o a veces por el símbolo \rightarrow para indicar ese desplazamiento de la reacción. Apenas quedarán reactivos.

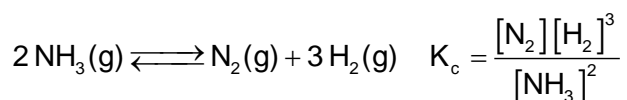
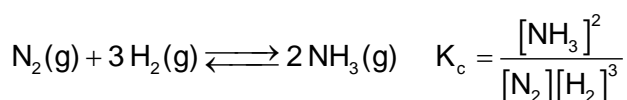
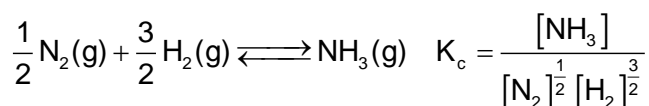
En la segunda reacción el valor no es ni muy grande ni muy pequeño, lo que indica que se trata de un verdadero equilibrio, y habrá concentraciones apreciables de reactivos y de productos.

En la tercera reacción el valor es muy bajo lo que indicará que la reacción está muy desplazada hacia la izquierda, y se podría sustituir el símbolo \rightleftharpoons por \longleftarrow o a veces por el símbolo \leftarrow para indicar ese desplazamiento de la reacción. Apenas habrá productos.

3.1. ASPECTOS RELEVANTES DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

Recopilamos en este apartado, algunas consideraciones importantes que tendremos que tener muy en cuenta sobre la constante de equilibrio son las siguientes:

- El valor de la constante de equilibrio está influenciado por la temperatura como veremos en el apartado siguiente, por tanto, siempre nos den el dato de la temperatura debería indicarse a que temperatura corresponde el valor de la constante de reacción.
- Su expresión, y su valor numérico dependerán de cómo se haya ajustado la ecuación correspondiente. Por ejemplo, en la formación del amoníaco, podríamos haberla ajustado de las tres formas siguientes, cada una con una constante



- Si en la reacción química intervienen sólidos o líquidos como disolvente, la concentración de estos no va variar y será constante, entonces se puede considerar incluida en el valor de la constante de equilibrio, o darle valor 1 a la concentración de sólidos y a los disolventes. Por tanto, siempre que aparezca el agua en una reacción acuosa su concentración se considera 1.

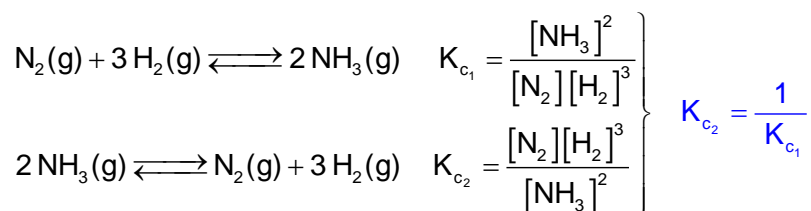
Por ejemplo, en la reacción $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$

La constante será

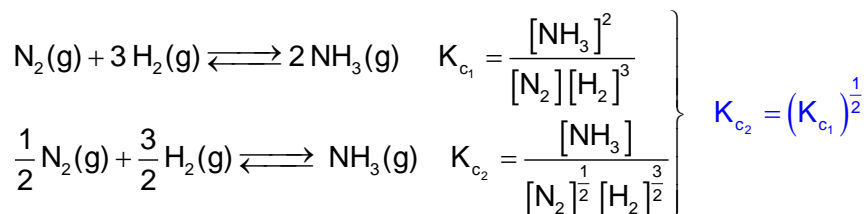
$$K_c = \frac{[\text{CaO}][\text{CO}_2]}{[\text{CaCO}_3]} = \frac{1 \cdot [\text{CO}_2]}{1}$$

$$K_c = [\text{CO}_2]$$

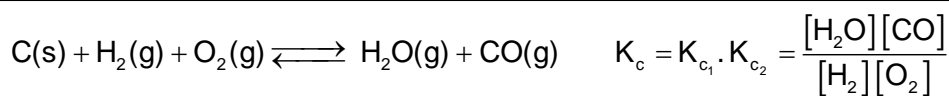
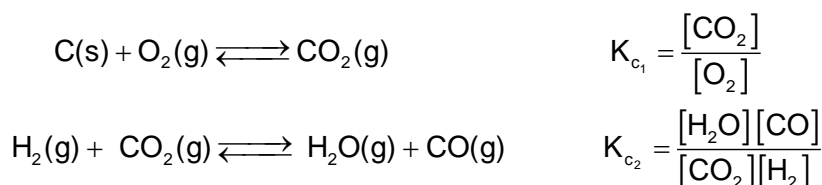
- Si a una reacción química se le invierte el sentido, la constante de equilibrio de esta reacción será la inversa de la reacción directa. Por ejemplo, en la reacción que habíamos visto del amoníaco



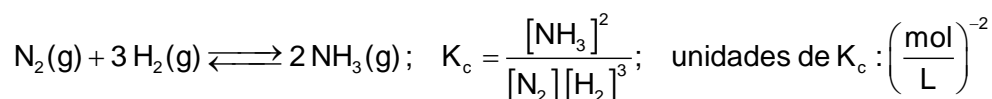
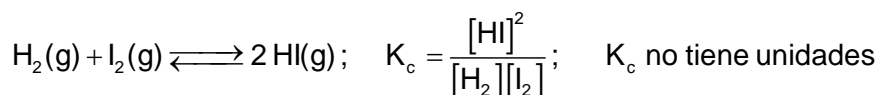
- Si una reacción química se multiplica por un número, la constante de equilibrio de la nueva reacción será igual a la de la antigua elevada a la potencia n-esima. Volviendo al ejemplo del amoníaco, podemos calcular la constante



- Si se suman dos reacciones para dar otra reacción, la constante de equilibrio de la nueva será el producto de ambas. Veamos un ejemplo

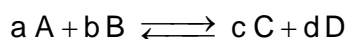


- La constante de equilibrio, K_c puede tener unidades o no, va a depender de la ecuación que estemos considerando. En este aspecto hay cierta controversia en este aspecto (Quílez-Díaz & Quílez-Pardo, 2013). En este manual se va a considerar que dichas constantes pueden tener dimensiones. Veamos algún ejemplo:



- La expresión de la constante de equilibrio nos da información mediante una ecuación con la cual podemos realizar cálculos referentes al estado de equilibrio. Para una reacción en equilibrio, y a una determinada temperatura, K_c tiene un valor fijo, por tanto, podremos usar este valor para predecir si el sistema está o no en equilibrio y cómo puede evolucionar.

Si llamamos Q al cociente de reacción, al igual que lo hacemos con K_c pero en la que las concentraciones (en mol/L) que no son de equilibrio (y que representaremos con el subíndice "0"), entonces para la reacción genérica:



El cociente de reacción Q será

$$Q = \frac{[C]_0^c [D]_0^d}{[A]_0^a [B]_0^b}$$

Y dependiendo de las siguientes condiciones:

- $Q = K_c$ el sistema está en equilibrio.
- $Q < K_c$ al ser distinto de cero el sistema no está en equilibrio, y por tanto evolucionará, en este caso aumentando las concentraciones de los productos (en el numerador) y disminuyendo las de los reactivos (en el denominador). Como se puede deducir se consumen los reactivos para formar los productos hasta que se alcance el equilibrio.
- $Q > K_c$ al ser distinto de cero el sistema no está en equilibrio, y por tanto evolucionará, en este caso al revés que antes, disminuyendo las concentraciones de los productos (en el numerador) y aumentando las de los reactivos (en el denominador). También se puede deducir que en este caso se consumirán los productos para formarse los reactivos hasta que se logre alcanzar el equilibrio.

3.2. FACTORES QUE INFLUYEN EN LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

Una vez que hemos visto Estos son los variables que pueden afectar a la constante de equilibrio

- Concentración: si se analiza la fórmula del K_c se puede concluir que, al agregar una sustancia, el equilibrio se desplaza hacia el lado contrario de la adición, en el caso de extraer una sustancia el equilibrio se desplaza hacia el sentido de la extracción.
- Presión: de la expresión $pV = nRT \Rightarrow p = \frac{n}{V}R \Rightarrow p = CRT$, se desprende que la presión se relaciona directamente con la concentración C , por lo tanto, la presión se relaciona con el equilibrio de la misma forma que la concentración. Así un aumento en la presión desplaza el equilibrio hacia donde se encuentra el menor volumen. Si la presión disminuye, desplaza el equilibrio hacia el mayor volumen.

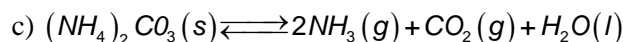
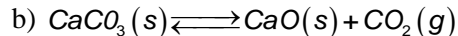
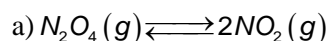
Por ejemplo, en el caso de la reacción $3H_2(g) + N_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$

- Temperatura: la influencia de la temperatura en equilibrio va a depender del tipo de reacción:

- Reacción endotérmica: un aumento de la temperatura produce un desplazamiento del equilibrio hacia los productos, que ven dificultada su formación en caso que la temperatura disminuya.
- Reacción exotérmica: un aumento de la temperatura el equilibrio se desplaza hacia los reactivos y si la temperatura disminuye se favorece la formación de productos.

Como regla mnemotécnica se puede usar el calor (**q**) como un compuesto más que interviniera en la reacción y se comportaría como si de la concentración del compuesto se tratara es decir en reacciones endotérmicas serían $A + B + q \rightarrow C + D$ por tanto si aumento la temperatura se desplazara a la derecha; en reacciones exotérmicas $A + B \rightarrow C + D + q$ por tanto si se disminuye la temperatura se desplazara a la izquierda.

Ejemplo 1. Escribir la expresión de la constante de equilibrio referida a concentraciones y presiones parciales para las siguientes reacciones:



Recordemos que ni los sólidos ni los líquidos que actúan como disolventes, y teniendo en cuenta el estado físico de los reactivos y productos serán

$$a) K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} \Rightarrow K_p = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{N_2O_4}}$$

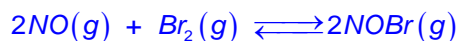
$$b) K_c = [CO_2] \Rightarrow K_p = P_{CO_2}$$

$$c) K_c = [NH_3]^2 [CO_2] \Rightarrow K_p = P_{NH_3}^2 \cdot P_{CO_2}$$

Ejemplo 2. Dado el equilibrio $2NO(g) + Br_2(g) \rightleftharpoons 2NOBr(g)$ se observa que, a una temperatura determinada, añadiendo inicialmente 0,6 mol/L de NO y Br_2 , la concentración de NOBr en el equilibrio es 0,18 mol/L. Hallar el valor de K_c a esa temperatura.

Según la estequiometría de la reacción, si se han formado 0,18 mol/L de NOBr, habrán desaparecido 0,18 mol/L de NO y la mitad, $0,18 / 2$ mol/L, de Br_2 .

Ahora escribiremos las concentraciones iniciales y en el equilibrio, los datos en **negrita** son los que me dan en el enunciado del problema y los restantes los calculados



Concentración iniciales (mol/L)	0,6	0,6	0
Concentración en el equilibrio (mol/L)	0,6-0,18	$0,6 - \frac{0,18}{2}$	0,18

Y una vez obtenido el cuadro podemos sustituir en la expresión de la constante

$$K_c = \frac{[\text{NOBr}]^2}{[\text{NO}]^2 [\text{Br}_2]}$$

$$K_c = \frac{0,18^2}{0,42^2 \cdot 0,51} = 0,36$$

Veamos a una un ejemplo con el concepto de grado de disociación muy utilizado en química

Ejemplo 3. Al calentar el pentacloruro de antimonio, se disocia en tricloruro de antimonio y cloro.

A 182°C y 1 atm, se disocia en un 29,2%.

- Calcular K_p y K_c para la disociación de dicho compuesto a esta temperatura.
- Averiguar la presión a la que se disociará en un 60%.

a) Lo primero es poner el grado de disociación, en tanto por uno, entonces quedaría

$$\alpha = \frac{29,2}{100} = 0,292$$

A continuación, se escribe la reacción con su cuadro correspondiente para determinar la cantidad de cada especie.



Moles iniciales	n	0	0
Moles en el equilibrio	n (1-α)	nα	nα

Ahora calculamos las presiones parciales, llamamos P a la presión total, y χ a la fracción molar

$$P_{SbCl_5} = P_t \cdot \chi_{SbCl_5} = 1 \cdot \frac{n(1-\alpha)}{n(1-\alpha) + n\alpha + n\alpha} = \frac{1-\alpha}{1+\alpha} = \frac{1-0,292}{1+0,292} = 0,548$$

$$P_{SbCl_3} = P_t \cdot \chi_{SbCl_3} = 1 \cdot \frac{n\alpha}{n(1-\alpha) + n\alpha + n\alpha} = \frac{\alpha}{1+\alpha} = \frac{0,292}{1+0,292} = 0,226$$

$$P_{Cl_2} = P_t \cdot \chi_{Cl_2} = 1 \cdot \frac{n\alpha}{n(1-\alpha) + n\alpha + n\alpha} = \frac{\alpha}{1+\alpha} = \frac{0,292}{1+0,292} = 0,226$$

Si ahora se sustituyen los valores obtenidos en la expresión de la constante de presiones

$$K_p = \frac{P_{SbCl_3} P_{Cl_2}}{P_{SbCl_5}} = \frac{0,226 \cdot 0,226}{0,548} = 0,0932$$

Como sabemos la expresión que relaciona las constantes de presión y concentración

$$K_p = K_c RT^{\Delta n} \quad \Rightarrow \quad K_c = K_p RT^{-\Delta n} \quad \Rightarrow \quad K_c = \frac{0,0932}{(0,082.455)^1} = 2,4 \cdot 10^{-3}$$

El incremento del número de moles es uno, ya que tenemos en los productos dos moles y en los reactivos un mol, como se puede apreciar en la reacción química.

b) En este caso, el $\alpha = 0,6$, con lo cual tiene que variar la presión total P . Sin embargo, no cambiará K_p , ya que la constante sólo depende de la temperatura.

Las nuevas presiones parciales se calculan como en el apartado anterior

$$P_{SbCl_5} = P_t \cdot \chi_{SbCl_5} = P_t \cdot \frac{n(1-\alpha)}{n(1-\alpha) + n\alpha + n\alpha} = P_t \cdot \frac{1-\alpha}{1+\alpha} = P_t \cdot \frac{1-0,6}{1+0,6} = 0,250 \cdot P_t$$

$$P_{SbCl_3} = P_t \cdot \chi_{SbCl_3} = P_t \cdot \frac{n\alpha}{n(1-\alpha) + n\alpha + n\alpha} = P_t \cdot \frac{\alpha}{1+\alpha} = \frac{0,6}{1+0,6} = 0,375 \cdot P_t$$

$$P_{Cl_2} = P_t \cdot \chi_{Cl_2} = P_t \cdot \frac{n\alpha}{n(1-\alpha) + n\alpha + n\alpha} = P_t \cdot \frac{\alpha}{1+\alpha} = P_t \cdot \frac{0,6}{1+0,6} = 0,375 \cdot P_t$$

Si ahora se sustituyen los valores en la constante de presiones podremos despejar la presión total siendo $K_p = 0,0932$, calculada en el apartado anterior

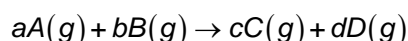
$$0,0932 = \frac{(0,375P_t)(0,375P_t)}{0,250P_t} \Rightarrow P_t = 0,165 \text{ atm}$$

Es importante hacer notar que el resultado se obtiene en atmósferas, porque la K_p la obtuvimos con atmósferas, y aunque no suelen poner, en realidad la constante sí que suele tener unidades, y hay que tener cuidado. En caso de que en algún problema nos dieran como dato una K_p siempre nos deberían indicar las unidades, o las unidades de la presión con las que se obtuvo, siempre y cuando $\Delta n \neq 0$. En el caso de $\Delta n = 0$, la constante es adimensional y no se podría despejar la presión total de ella, ya que está en el numerador y en denominador.

4. RELACIÓN ENTRE ΔG° Y LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO. VARIACIÓN CON LA TEMPERATURA.

Este apartado es recordatorio que ya se vio en parte en la Unidad 5.

En un proceso químico genérico entre gases



se puede demostrar termodinámicamente que la variación de energía libre es

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

donde ΔG° es la es la variación de energía libre en condiciones normales, es decir, cuando tanto reactivos como productos están a la presión de 1 atm y a 25°C

Recordamos que, en la expresión anterior, si consideramos la situación particular de las presiones parciales correspondientes al equilibrio, tendremos que $\Delta G = 0$ y, por tanto, queda

$$\Delta G^\circ = -RT \ln \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

y no olvidemos que la temperatura hay que expresarla en grados Kelvin y R se puede expresar como

$$R = 8,31 \frac{J}{molK}$$

$$R = 1,98 \frac{cal}{molK}$$

La variación de la constante de equilibrio con la temperatura viene dada por la ecuación de Van't Hoff, para dos temperaturas T_1 y T_2 .

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = -\frac{\Delta G^\circ}{R} \left[\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right]$$

5. REACCIONES DE PRECIPITACIÓN. INTRODUCCIÓN

Las reacciones de precipitación / disolución en las que un sólido precipita o pasa a la disolución afectan profundamente la ecología de ríos, lagos y océanos y controlan la formación de los depósitos minerales o la disolución de diferentes especies.

Ejemplos de uso de reacciones de precipitación en descontaminación de aguas son, por ejemplo:

- Precipitación de hidróxidos metálicos en aguas ricas en sulfatos.
- Precipitación de Radón como RaSO_4 con BaCl_2 .

Producto iónico (Q o Q_s) es el producto de las concentraciones de los iones molares de los iones en disolución, cada una elevada a la potencia del coeficiente estequiométrico en la ecuación de equilibrio.

Producto de solubilidad K_{ps} de un compuesto es el producto de las concentraciones molares de sus iones en una disolución saturada, donde cada una de ellas se encuentra elevada a un exponente que coincide con su coeficiente estequiométrico en la ecuación de equilibrio de disolución.

6. DISOLUCIÓN SATURADA Y SOBRESATURADA. SOLUBILIDAD, PRECIPITACIÓN Y PRECIPITADO.

Se llama precipitación al fenómeno de formación de una fase sólida en el seno de un líquido, recibiendo el nombre de precipitado, el sólido originado.

Para poder explicar químicamente la formación de un precipitado en primer lugar estudiaremos el proceso inverso: Un sólido se disuelve cuando sus partículas, sean iónicas o moleculares, pasen a la disolución gracias a que las interacciones entre las moléculas (o iones) y el disolvente vencen las fuerzas de cohesión del soluto. A medida que esto ocurre las moléculas disueltas van aumentando en número dentro de la disolución, y así van disminuyendo las distancias entre ellas en el seno de la disolución, lo que aumenta la probabilidad de que se produzcan interacciones entre ellas que dan lugar al sólido.

Cuando la velocidad de disolución se iguala a la de formación del sólido se alcanza una situación de equilibrio, es lo que se conoce como disolución saturada. Por tanto, es igual el número de moléculas que pasan a la disolución que de moléculas en la disolución que pasan al sólido.

También podemos encontrar una disolución sobresaturada, que sería una disolución en la que la concentración de soluto es superior a la de la disolución saturada a la misma temperatura. Esto se da en condiciones de no equilibrio y no las vamos a estudiar en el temario.

Otros conceptos importantes son los siguientes:

Producto iónico (Q o Q_s) es el producto de las concentraciones de los iones molares de los iones en disolución, cada una elevada a la potencia del coeficiente estequiométrico en la ecuación de equilibrio.

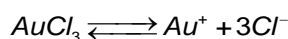
Producto de solubilidad (K_{ps}) de un compuesto es el producto de las concentraciones molares de sus iones en una disolución saturada, donde cada una de ellas se encuentra elevada a un exponente que coincide con su coeficiente estequiométrico en la ecuación de equilibrio de disolución.

Es muy importante entender el concepto de **solubilidad**, ya que lo vamos a usar mucho en esta unidad. Se denomina solubilidad de un compuesto o un ion a la concentración del mismo en una disolución saturada, es por tanto una concentración. Debemos tener en cuenta que la solubilidad del compuesto no tiene por qué ser la misma que la de los iones constituyentes. Veamos cada uno de ellos y un ejemplo

Solubilidad de una sustancia se denota por la letra “s”, y se suele expresar como *solubilidad molar*, número de moles de soluto en un litro de una disolución saturada (mol/L). A veces se expresa como *solubilidad másica*, que sería el número de gramos de soluto en un litro de una disolución saturada (g/L). Todo esto ha de calcularse teniendo en cuenta una temperatura que ha de permanecer constante y que suele ser la indicada en las condiciones estándar o de laboratorio ($T=25^{\circ}\text{C}$).

Solubilidad de los iones de una sustancia que también se suele expresar como solubilidad molar, número de moles de soluto en un litro de una disolución saturada (mol/L).

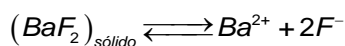
Veamos ahora el ejemplo sencillo de una sal que se disuelve en agua, el tricloruro de oro.



Podemos apreciar que por cada AuCl_3 que se disuelve se producen tres iones Cl^- , por tanto, la concentración molar de AuCl_3 disuelta y la Cl^- no será la misma. La del Cl^- será el triple de la del AuCl_3 .

Ejemplo 4. Calcular las solubilidades molares en equilibrio en una disolución saturada de BaF_2 sabiendo que para que aparezca el precipitado hemos tenido que añadir 3,8 moles de BaF_2 a medio litro de disolución. Calcular también el producto de solubilidad de esta sal.

Lo primero que debemos poner es el equilibrio que se establece



Como hemos añadido 3,8 moles de BaF_2 a medio litro de disolución podemos calcular la concentración del BaF_2 (recuerda que se denota por la letra s)

$$[\text{BaF}_2] = \frac{3,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 7,7 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

La concentración de Ba^{2+} será la misma, ya que por cada BaF_2 se producen un ion de Ba^{2+} .

La concentración de F^- será el doble, ya que por cada BaF_2 se producen dos iones de F^- , por tanto

$$\begin{aligned} [F^-] &= [BaF_2] = 7,7 \cdot 10^{-3} M \\ [Ba^{2+}] &= 2[BaF_2] = 1,54 \cdot 10^{-2} M \end{aligned}$$

Y el producto de solubilidad K_{ps} será

$$K_{ps} = [Ba^{2+}] \cdot [Cl^-]^2 = (7,7 \cdot 10^{-3}) \cdot (1,54 \cdot 10^{-2})^2 = 1,82 \cdot 10^{-6}$$

Desafortunadamente no es posible establecer un principio para predecir cuantitativamente las solubilidades de los electrolitos. Solo tenemos reglas empíricas de solubilidad.

6.1. REGLAS DE SOLUBILIDAD

Nos vamos a centrar en sólidos iónicos:

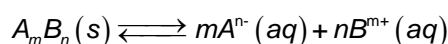
- Atracción agua-iones (solvatación)
- Atracción electrostática entre iones

Es conveniente tener idea sobre qué tipos de sustancias son solubles y cuáles lo son muy poco. Se puede generalizar atendiendo a lo siguiente: (no hace falta estudiar de memoria)

- Todas las sales de Na, K y amonio son solubles.
- Todos los nitratos son solubles
- Todos los cloruros son solubles, con excepción del $AgCl$, Hg_2Cl_2 , $PbCl_2$ y $CuCl$.
- Todos los sulfatos son solubles con excepción del $CaSO_4$, $SrSO_4$, $BaSO_4$, $PbSO_4$, Hg_2SO_4 , $HgSO_4$ y Ag_2SO_4 .
- Todos los hidróxidos son poco solubles, salvo los alcalinos y $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$ y NH_4OH .
- Todos los carbonatos son poco solubles excepto los alcalinos y el $(NH_4)_2CO_3$.
- Todos los sulfuros son poco solubles salvo alcalinos, alcalino-térreos y el $(NH_4)_2S$.

7. PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

Supongamos una sal iónica poco soluble (solubilidad $< 10^{-2} M$) en agua; la agitamos y esperamos a que se alcance el equilibrio: parte del sólido se disuelve y parte queda como tal:



la constante de este equilibrio es la constante de solubilidad, y como cualquier constante de equilibrio la podríamos expresar como

$$K_{eq} = \frac{[A^{n-}]^m [B^{m+}]^n}{A_m B_n}$$

pero recordemos que cuando había involucradas sustancias solidas o disolventes, su concentración la poníamos como la unidad, por tanto, la constante de la podemos expresar la constante como, *constante del producto de solubilidad* o simplemente *producto de solubilidad*, K_{ps} .

$$K_{ps} = [A^{n-}]^m [B^{m+}]^n$$

Y dependiendo de las concentraciones podemos tener tres situaciones:

- *Condición de disolución.* Las concentraciones permiten que todo el soluto esté disuelto. $Q < K_{ps}$
 $[A^{n-}]^m [B^{m+}]^n < K_{ps}$
- *Condición de precipitación.* Hay exceso de iones en la disolución, sobresaturación, y se produce la formación del precipitado. $Q > K_{ps}$ $[A^{n-}]^m [B^{m+}]^n > K_{ps}$
- *Condición de saturación.* El sólido se encuentra en equilibrio con los iones disueltos. $Q = K_{ps}$
 $[A^{n-}]^m [B^{m+}]^n = K_{ps}$

Ejemplo 5. Al mezclar volúmenes iguales de $AgNO_3$ 10^{-3} M y KCl 10^{-3} M, ¿precipitaría el $AgCl$?

Dato: $K_{ps}(AgCl) = 1,8 \cdot 10^{-10}$

Como tenemos 10^{-3} M de ambos iones $[Ag] = [Cl] = Ag = 10^{-3}$ entonces,

$$[Ag] \cdot [Cl] = 10^{-6} > K_{ps} = 1,810^{-10}$$

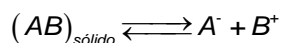
Por tanto, precipita.

El producto de solubilidad así expresado sólo es válido para disoluciones de solutos poco solubles en agua pura, en las que todo el sólido que se disuelve se disocia y a una temperatura determinada.

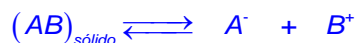
8. RELACIÓN ENTRE SOLUBILIDAD, PRODUCTO DE SOLUBILIDAD Y CONCENTRACIONES IÓNICAS

La constante del producto de solubilidad puede expresarse en función de la solubilidad molar (concentración molar de sustancia disuelta en equilibrio de saturación a determinada temperatura).

Para un sólido genérico AB



Si llamamos s a la solubilidad molar del **AB** en agua pura, de acuerdo con la estequiometría del equilibrio de disolución, (s es la cantidad de **AB** que se disuelve) tenemos:



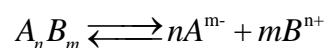
Cantidades iniciales:	---	0	0
Cantidades en el equilibrio:	---	s	s
Concentración	---	$[A^-]$	$[B^+]$

$$\text{Entonces } s = [A^-] = [B^+]$$

$$K_{ps} = [A^-] \cdot [B^+] = s^2 \text{ (para estequiometría 1:1)}$$

Si lo generalizamos para un sólido A_nB_m según $A_nB_m \rightleftharpoons nA^{m-} + mB^{n+}$

Y si llamamos s a la solubilidad molar del **A_nB_m** en agua pura, de acuerdo con la estequiometría del equilibrio de disolución, (s es la cantidad de **A_nB_m** que se disuelve) tendremos



Cantidades iniciales:	---	0	0
Cantidades en el equilibrio:	---	ns	ms
Concentración	---	$[A^{m-}]$	$[B^{n+}]$

Por cada **s moles** de sólido que se disuelven se producen **$n.s$ moles** del ion A^{m-} , y **$m.s$ moles** del ion B^{n+} . Por tanto, si tenemos un litro de agua las concentraciones serán

$$[A^{m-}] = ns$$

$$[B^{n+}] = ms$$

Y la constante de solubilidad, como cualquier otra constante de reacción será la concentración de los productos entre la de los reactivos elevadas a sus correspondientes coeficientes estequiométricos.

$$K_{ps} = [A^{m-}]^n [B^{n+}]^m = (ns)^n (ms)^m = m^m n^n s^{(m+n)}$$

Pero lo más fácil es mostrarlo con unos ejemplos

Ejemplo 6. Calcular el producto de solubilidad del $Cd(OH)_2$ sabiendo que $s = 2,1 \cdot 10^{-3}$ g/L.

Lo primero que hacemos es pasar la solubilidad a solubilidad molar, para ello dividimos por el peso molecular.

$$2.1 \times 10^{-3} \frac{g/L}{146,4 g/mol} = 1,4 \times 10^{-5} M$$

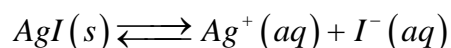
Sabiendo que la reacción es $Cd(OH)_2 \rightleftharpoons 2OH^- + Cd^{2+}$ construimos la tabla con las cantidades

$Cd(OH)_2 \rightleftharpoons 2OH^- + Cd^{2+}$			
Cantidades iniciales:	---	0	0
Cantidades en el equilibrio:	---	2s	s
Concentración	---	$[OH^-]$	$[Cd^{2+}]$

$$K_{ps} = [Cd^{2+}][OH^-]^2 = s(2s)^2 = 4s^3 = 1,098 \cdot 10^{-14}$$

Ejemplo 7. La solubilidad del yoduro de plata, AgI, es $1,22 \cdot 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$, a 25°C . Calcula el K_{ps} para el AgI a esta temperatura.

Si llamamos s a la solubilidad molar del AgI en agua pura, de acuerdo con la estequiometría del equilibrio de disolución, tenemos:



Cantidades iniciales:	---	0	0
Cantidades en el equilibrio:	---	s	s
Concentración	---	$[Ag^+]$	$[I^-]$

Al aplicar estos valores en la expresión del producto de solubilidad (K_{ps}), resulta:

$$K_{ps} = [Ag^+][I^-] = (s)(s) = s^2 = (1,22 \cdot 10^{-8})^2 = 1,49 \cdot 10^{-16}$$

9. FACTORES QUE AFECTAN A LA PRECIPITACIÓN

9.1. CONDICIONES QUE AFECTAN A LA CONSTANTE DEL PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

Aparte de la naturaleza del compuesto y del disolvente, únicamente la temperatura influye en esta constante.

En general la temperatura aumenta la solubilidad. Sin embargo, hay excepciones, por ejemplo, los gases son menos solubles al aumentar la temperatura. Para poder visualizar este hecho de manera sencilla podemos coger agua de una jarra en la nevera. Si echamos esa agua, en un vaso y esperamos a que pase a temperatura ambiente, veremos que se han formado burbujas de gas en las paredes. Esto es debido a que ha disminuido la solubilidad del gas con la temperatura, y ha “precipitado”.

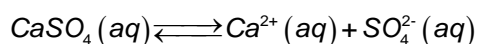
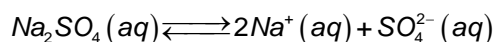
9.2. CONDICIONES QUE AFECTAN AL PRODUCTO IÓNICO

9.2.1. Efecto del ion común

Se conoce como efecto de ion común al desplazamiento de un equilibrio iónico cuando cambia la concentración de uno de los iones que están implicados en dicho equilibrio, debido a la presencia en la disolución de una sal que se encuentra disuelta en él.

Algunas veces sucede que en una misma disolución hay presentes dos tipos de sustancias, que se encuentran disociadas en sus respectivos iones, procediendo uno de éstos a su vez de la disociación de las dos sustancias.

Por ejemplo, en el caso de la disolución acuosa de sulfato de sodio, Na_2SO_4 , con sulfato de calcio, CaSO_4 , se encuentra presente como ion común, el ion sulfato, procedente de la disociación de las dos sales de la disolución, como se muestra a continuación:



Los sistemas en equilibrio se ven afectados por la presencia de un ion común, a través de un mecanismo que se conoce con el nombre de efecto del ion común.

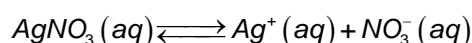
Si ponemos como ejemplo, una disolución que se encuentra saturada de una sal que es poco soluble, como puede ser el cloruro de plata AgCl , tiene lugar un equilibrio del siguiente tipo:



de donde la constante de producto de solubilidad, K_{ps} es $K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$

La solubilidad del cloruro de plata, en este caso, disminuye al añadir a la disolución, que se encuentra saturada, una disolución de iones plata, por efecto del ion común. En consecuencia, aumentará la cantidad de precipitado de cloruro de plata.

Si añadimos otra disolución, en éste caso de una sal poco soluble, como pueda ser el nitrato de plata, AgNO_3 , dicha sal también proporcionará un ion común, en éste caso el ion Ag^+ , de la siguiente manera:



Debido al aumento de la concentración del ion plata, el equilibrio del AgCl se ve desplazado hacia la izquierda, disminuyendo por lo tanto la solubilidad de dicha sal, a la vez que se ve producida la precipitación de una parte de ella.

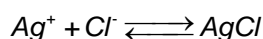
Resumiendo, podemos decir que, con la presencia del ion común de plata, la solubilidad del AgCl , es menor que si estuviese en agua pura. El producto resultante de la solubilidad se mantiene constante, pues al aumentar la concentración del ion plata, disminuye la concentración del ion Cl^- , en igual cantidad.

Así se puede decir que, la adición de un ion común a un equilibrio de solubilidad de un compuesto, consiste en la disminución de la solubilidad y de la precipitación de dicho ion.

Veámoslo ahora con un ejemplo

Ejemplo 8. ¿Estudiar si es posible disolver la misma cantidad de AgCl en agua pura que en una solución 10^{-2} M de NaCl ? Dato: $K_{ps} = 10^{-10}$

Veamos si como dice la teoría la solubilidad de un precipitado disminuye por adición de un reactivo que tenga ion común con el precipitado. En el primer caso tenemos AgCl en agua pura.



En una disolución de AgCl en agua pura podremos disolver como máximo la cantidad que permite la constante de solubilidad del AgCl .



Cantidades iniciales:	---	0	0
Cantidades en el equilibrio:	---	s	s
Concentración	---	$[\text{Ag}^+]$	$[\text{Cl}^-]$

Como el valor de $K_{ps} = 10^{-10}$

La constante será $K_{ps} = s^2$ y sustituyendo y despejando obtenemos las concentraciones serán

$$10^{-5} = [Ag^+] = [Cl^-]$$

Si ahora añadimos más NaCl con la concentración que nos indican $[Cl^-] = 10^{-2} M$

La solubilidad del AgCl será ahora menor, lo podemos ver intuitivamente si consideramos el Principio de Le Chatelier, ya que al añadir Cl^- se desplazará el equilibrio hacia la derecha precipitando AgCl. Podemos calcular la nueva solubilidad que denominaremos s' y que se corresponde con la solubilidad en presencia del ion común.

$$K_{ps} = [Ag^+] \cdot [Cl^-] = 10^{-10} = s' \cdot 10^{-2}$$

(en principio podemos despreciar los Cl^- procedentes de la cantidad de AgCl disuelta ya que son varios ordenes de magnitud menores en comparación con los provenientes del NaCl $= 10^{-2}$)

$$s' = \frac{10^{-10}}{10^{-2}} = 10^{-8}$$

Como podemos ver solubilidad disminuye cuando se adiciona un ion común. En este caso ha pasado de una concentración $[Ag^+] = 10^{-5}$ a otra $[Ag^+] = 10^{-8}$

9.2.2.Efecto salino

La presencia de otras sales extrañas solubles en la disolución saturada de un compuesto poco soluble, produce un aumento en la solubilidad del precipitado. Así la solubilidad del AgCl aumenta en presencia de $NaNO_3$, HNO_3 , H_2SO_4 , K_2SO_4 .



CONCEPTOS BÁSICOS A RETENER

De esta Unidad didáctica 4 es imprescindible conocer los siguientes conceptos clave:

Constante de solubilidad

Equilibrio

Ion común

Producto iónico

Solubilidad



PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1. Si se coloca en un matraz de un litro 0,01 moles de I_2 y 0,01 moles de H_2 a $448^\circ C$ junto con 0,002 moles de HI ¿se formará más ioduro de hidrógeno?

Dato: $K_{eq}=50,53$

Solución

La reacción que se produce es



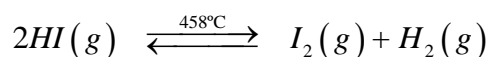
Cantidades iniciales:	10^{-2}	10^{-2}	$2 \cdot 10^{-3}$
-----------------------	-----------	-----------	-------------------

$$Q = \frac{4 \cdot 10^{-6}}{10^{-4}} = 4 \cdot 10^{-2} < K_{eq} \quad \text{Por tanto, se forma más ioduro de hidrógeno}$$

Problema 2. En un experimento se coloca 1 mol de HI en un recipiente de 5 litros a $458^\circ C$ ¿Cuáles son las concentraciones de HI, I_2 y H_2 una vez establecido el equilibrio a esa temperatura sabiendo la constante de equilibrio es $K_{eq}=2,06 \cdot 10^{-2}$

Solución

La reacción que se produce y los moles que tendremos antes y después de establecido el equilibrio serán:



Construimos la tabla con los valores



Moles iniciales	1	0	0
Moles en el equilibrio	1-2x	x	x
Concentración en el equilibrio:	$\frac{1-2x}{5}$	$\frac{x}{5}$	$\frac{x}{5}$

Las condiciones finales serán para el HI, las que tenías iniciales menos las que se han transformado según se indica en la reacción, si se forma x de I₂ y H₂ entonces me desaparecerán 2x de HI ya que en la reacción es 2 : 1.

Recordemos que la constante de equilibrio es la concentración de productos partido por la de reactivos elevados a sus correspondientes factores estequiométricos. Por tanto, para esta reacción, la constante de equilibrio será

$$K_{eq} = \frac{[I_2] \cdot [H_2]}{[HI]^2}$$

Entonces sustituyendo los valores en la expresión de la constante de equilibrio nos quedará:

$$K_{eq} = 2,06 \cdot 10^{-2} = \frac{\left(\frac{x}{5}\right)^2}{\left(\frac{1-2x}{5}\right)^2}$$

Hacemos la raíz cuadrada y simplificamos

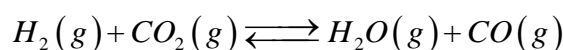
$$0,1435 = \frac{x}{1-2x}$$

Si resolvemos nos queda que $x = 0,1115$

$$[H_2] = [I_2] = \frac{x}{5} = 0,0223M$$

$$[HI] = \frac{1-2(0,1115)}{5} = 0,155M$$

Problema 3. La constante de equilibrio para la siguiente reacción a 750°C es igual a 0,711.



Sabiendo que inicialmente se han introducido 0,02 moles de hidrógeno y 0,02 moles de dióxido de carbono en un recipiente cerrado al exterior de 2 litros, a una temperatura de 750°C, se pide:

- Calcular cuántos moles de monóxido de carbono y de agua habrá una vez que se alcanza el equilibrio.
- En caso de que no haya variación de la temperatura, pero si un aumento de la presión, ¿en qué sentido se desplaza el equilibrio? ¿Por qué?
- Si en lugar de ese recipiente, hubiéramos empleado otro de 30 litros, ¿serían las mismas las concentraciones en el equilibrio? ¿y el número de moles? ¿Por qué?
- Si utilizamos un catalizador apropiado, ¿qué efecto produciría este sobre este equilibrio?
- Calcular la constante de presiones para este equilibrio, a 750°C.

Solución

a) Como hemos visto en los ejemplos en la explicación de la unidad, lo primero es obtener la tabla con las cantidades antes y después del equilibrio. Se puede realizar el problema con moles, o con concentraciones. Ponemos en la tabla ambas formas por si



Moles iniciales	0,02	0,02	---	---
Moles en el equilibrio	0,02 - x	0,02 - x	x	x
concentraciones en el equilibrio	$\frac{0,02-x}{2}$	$\frac{0,02-x}{2}$	$\frac{x}{2}$	$\frac{x}{2}$

Además, la constante de concentraciones será

$$K_c = \frac{[H_2O][CO]}{[H_2][CO_2]}$$

y sustituyendo los valores

$$0,711 = \frac{\frac{x}{2} \cdot \frac{x}{2}}{\frac{0,02-x}{2} \cdot \frac{0,02-x}{2}}$$

Si despejamos haciendo la raíz cuadrada a los dos lados de la igualdad y simplificando queda

$$0,843 = \frac{x}{0,2-x} \Rightarrow 0,843 \cdot (0,02-x) = x \Rightarrow x = 9,15 \cdot 10^{-3}$$

Por lo tanto, la composición en el equilibrio será

Moles de H_2 y de $CO_2 = 0,02 - 9,15 \cdot 10^{-3} = 0,0108$ moles

Moles de H_2O y de $CO = 9,15 \cdot 10^{-3}$ moles

b) De acuerdo con el Principio de Le Chatelier, los aumentos de presión (o disminuciones del volumen) desplazarán el equilibrio hacia aquel miembro en el cual exista menor número de moles de gas. En este caso en ambos miembros existe el mismo número de moles de gas, por lo que las variaciones de presión o volumen no afectarán a este equilibrio.

c) Las variaciones del volumen no afectarán al equilibrio, como ya hemos indicado, por lo que el número de moles de cada especie en el equilibrio es siempre el mismo.

$$K_c = \frac{\frac{n_{H_2O}}{V}}{\frac{n_{H_2}}{V}} \frac{\frac{n_{CO}}{V}}{\frac{n_{CO_2}}{V}} = \frac{n_{H_2O}}{n_{H_2}} \frac{n_{CO}}{n_{CO_2}}$$

Sin embargo, si el volumen se disminuye a la mitad, las concentraciones de todas las sustancias serán el doble ya que la concentración se obtiene al dividir el nº de moles, que es el mismo, entre el volumen del recipiente, que es la mitad.

d) Los catalizadores son sustancias ajenas a la reacción que actúan sobre ella aumentando o disminuyendo su velocidad al hacer que la reacción evolucione siguiendo otro mecanismo de reacción con formación de complejos activados, etc, pero no modifican el estado de equilibrio.

La condición de equilibrio en cualquier sistema es: $\Delta G = 0$ y dado que la energía libre G , es una función de estado sus variaciones dependerán exclusivamente de los estados inicial y final del sistema por lo que en el caso de la reacción dada esta variación de la energía libre es siempre la misma, independientemente del camino seguido y un catalizador lo único que hace en una reacción es modificar su mecanismo, pero los reactivos y los productos son los mismos

e) La relación entre las constantes K_p y K_c es: $K_p = K_c (R.T)^{\Delta n}$

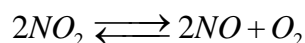
Donde $\Delta n = 1 + 1 - 1 - 1 = 0$ y así:

$$K_p = K_c (R.T)^0 = K_c = 0,711$$

Por tanto, y como ya se comentó en el ejemplo 3, la constante de equilibrio es la misma cuando el $\Delta n=0$, independientemente de las unidades en que se exprese.

Problema 4. Con objeto de obtener la constante de equilibrio para la disociación del NO_2 se procede con el siguiente experimento. En un matraz de 2 litros cerrado al exterior y a una atmósfera de presión,

se calienta una muestra de dióxido de nitrógeno hasta 641°C produciéndose la disociación según la reacción:



Una vez se ha alcanzado el equilibrio, se analiza la mezcla, encontrando los siguientes resultados 3,45 g de NO₂ 0,60 g de NO 0,30 g de O₂.

Calcular el valor de la constante de equilibrio K_c de la reacción de disociación del NO₂ a dicha temperatura.

Datos: Pesos atómicos O = 16, N=14.

Solución

La constante de equilibrio para esta reacción es $K_c = \frac{[NO]^2 [O_2]}{[NO_2]^2}$

Calculamos ahora los moles de cada una de las especies conocidas sus masas

$$\text{moles } NO_2 = \frac{3,45}{46} = 0,075$$

$$\text{moles } NO = \frac{0,6}{30} = 0,02$$

$$\text{moles } O_2 = \frac{0,3}{32} = 0,0094$$

Las concentraciones serán los moles partido por el volumen (2 L)

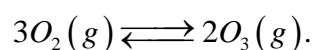
$$[NO_2] = \frac{0,075}{2} = 0,0375M$$

$$[NO] = \frac{0,02}{2} = 0,01M$$

$$[O_2] = \frac{0,0094}{2} = 0,0047M$$

Por tanto, la constante de equilibrio será $K_c = \frac{[0,01]^2 [0,0047]}{[0,0375]^2} = 3,34 \cdot 10^{-4}$

Problema 5. El ozono y el oxígeno están en equilibrio según la siguiente reacción



Cuando se alcanza el equilibrio, la presión parcial del ozono es 0,88 atmósferas a una presión total de 3,2 atmósferas. Calcular la constante de presiones K_p

Solución

Las presiones parciales en el equilibrio serán

$$O_3 = 0,88 \text{ atm}$$

$$O_2 = 3,20 - 0,88 = 2,32 \text{ atm}$$

La expresión de la constante K_p para el equilibrio $3O_2(g) \rightleftharpoons 2O_3(g)$ será:

$$K_p = \frac{P^2_{O_3}}{P^3_{O_2}} = \frac{0,88^2}{2,32^3} = 6,210^{-2}$$

Problema 6.

Un matraz de un litro se llena con N_2O_4 a cero grados y 1 atmósfera de presión. Cuando se calienta hasta 25°C se detecta que la presión ha aumentado hasta 1,65 atmósferas debido a la disociación del gas en NO_2 . Calcular la constante de equilibrio y el grado de disociación.

Solución

La cantidad inicial que tenemos de N_2O_4 la podemos calcular aplicando la ecuación general de los gases $P.V = n.R.T$ con lo cual quedaría como

$$1.1 = n \cdot 0,082 \cdot 273$$

de donde despejando el número de moles, obtenemos que $n = 0,0447$ moles iniciales de N_2O_4

Y el equilibrio nos queda, por tanto:



Moles iniciales	0,0447	0
Moles en el equilibrio	$0,0447 - x$	$2x$

Siendo “x” el número de moles de N_2O_4 que se disocian; por lo que se formarán $2.x$ moles de NO_2 .

Dado que conocemos la presión total en el equilibrio, podremos calcular el número total de moles de gas en el equilibrio aplicando la ecuación general de los gases, aunque este número total de moles es también igual a:

$0,0447 - x + 2 \cdot x = 0,0447 + x$ donde aplicándole la ecuación general de los gases a este número total de moles nos quedará $1,65 \cdot 1 = (0,0447 + x) \cdot 0,082 \cdot 298$ y si despejamos

$x = 0,0228$ moles de N_2O_4 que se disocian, por lo que el número de moles de cada especie presentes en el equilibrio son:

N_2O_4 $0,0447 - x = 0,0447 - 0,0228 = 0,0219$ moles de N_2O_4 en el equilibrio

NO_2 $2 \cdot x = 2 \cdot 0,0228 = 0,0456$ moles de NO_2 en el equilibrio

La constante de equilibrio es:

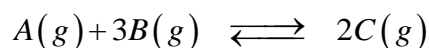
$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{\left[\frac{0,0456}{1}\right]^2}{\left[\frac{0,0219}{1}\right]} = 0,095$$

y ahora para calcular el grado de disociación teniendo en cuenta que de la cantidad inicial de N_2O_4 (0,0447 moles) y que se han disociado 0,0228 moles se hace una sencilla regla de tres

$$\begin{array}{cc} 0,0447 \text{ moles } N_2O_4 & 0,0228 \text{ moles disociadas} \\ 1 \text{ mol} & \alpha \end{array}$$

Por tanto, $\alpha = 0,51$ o lo que es lo mismo el 51%.

Problema 7. En un matraz de dos litros se introducen tres moles de un compuesto A y un mol de un compuesto B. Cuando se calienta a $200^\circ C$ se establece el siguiente equilibrio:



Sabiendo que una vez que se alcanza el equilibrio los moles de B son los mismos que los de C, calcular K_p , K_c y la presión parcial del compuesto B

Solución

Las cantidades de moles iniciales y en el equilibrio para este sistema serán



Moles iniciales	3	1	0
Moles en el equilibrio	3-x	1-3x	2x

Si llamamos x a la cantidad de conversión como el número de moles del reactivo A que reaccionan, cuando se alcance el equilibrio, nos quedarán $(3 - x)$ moles de A, mientras que del reactivo B, dado que, de acuerdo con la estequiometría de la reacción, por cada mol de A que reacciona lo hacen 3 moles de B, para que reaccionen x moles de A, lo tienen que hacer $3x$ moles de B, por lo que de este reactivo nos quedarán en el equilibrio $(1-3x)$.

Mientras que del producto de reacción C, dado que por cada mol de A que reacciona se forman 2 moles de C, si han reaccionado x moles de A, se formarán $2x$ moles de C.

Puesto que se nos indica que cuando se alcanza el equilibrio el número de moles de B es igual al número de moles de C, tenemos que:

$$\text{Nº moles de B} = \text{Nº moles de C} \quad \text{entonces} \quad 1 - 3x = 2x \quad \text{y desajando } x=0,2$$

De esta forma las cantidades en el equilibrio de los tres componentes son:

$$\text{Nº moles de A } 3 - x = 3 - 0,2 = 2,8 \text{ moles de A}$$

$$\text{Nº moles de B } 1 - 3x = 1 - 3 \cdot 0,2 = 1 - 0,6 = 0,4 \text{ moles de B}$$

$$\text{Nº moles de C } 2 \cdot x = 2 \cdot 0,2 = 0,4 \text{ moles de C}$$

Para calcular la presión parcial de B, aplicamos la ecuación general de los gases ideales, teniendo en cuenta que tenemos 0,4 moles en un recipiente de 2 litros a una temperatura de 200°C (473 K)

$$P_B \cdot 2 = 0,4 \cdot 0,082 \cdot 473 \quad P = 7,757 \text{ atm}$$

El valor de la constante de equilibrio K_c será

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

$$K_c = \frac{\left[\frac{0,4}{2}\right]^2}{\left[\frac{2,8}{2}\right]\left[\frac{0,4}{2}\right]^3} = 3,57 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2$$

Para determinar K_p usamos a la expresión que nos relaciona ambas constantes

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 3,57 \cdot (0,082 \cdot 473)^{2-3-1} = 3,57 \cdot (0,082 \cdot 473)^{-2} = 2,37 \cdot 10 \text{ atm}^{-2}$$

Problema 8. A la temperatura de 188,2°C la presión de disociación que presenta el óxido de plata Ag_2O es de 717 mm Hg. Determine la cantidad de Ag_2O que se descompone al calentarlo a 188,2°C en un recipiente de volumen 375 cm^3 , con atmósfera inerte de nitrógeno

Solución.

El equilibrio de disociación del óxido de plata es: $2\text{Ag}_2\text{O}(s) \rightleftharpoons 4\text{Ag}(s) + \text{O}_2(g)$

Donde vemos que se trata de un equilibrio heterogéneo, por lo que, para este, la expresión de K_{ps} es:

$$K_{ps} = P_{\text{O}_2} = 717 \text{ mm Hg}.$$

Así, para determinar la cantidad de oxígeno en el equilibrio, podremos calcularla si se aplica la ecuación general de los gases, ya que al tener atmósfera inerte la presión de disociación, que es la K_{ps} , será también la presión parcial del oxígeno. Por tanto, nos quedará:

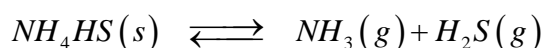
$$\frac{717}{760} \cdot 0,375 = n_{\text{O}_2} \cdot 0,082 \cdot 461,2 \quad n_{\text{O}_2} = 9,35 \cdot 10^{-3} \text{ moles de O}_2$$

Y, de acuerdo con la estequiometría de la reacción, tendremos:

$$\begin{array}{cc} 2 \text{ moles de Ag}_2\text{O} & 1 \text{ mol de O}_2 \\ X \text{ moles de Ag}_2\text{O} & 9,35 \cdot 10^{-3} \text{ moles de O}_2 \end{array}$$

$$X = 0,0187 \text{ moles de Ag}_2\text{O} = 0,0187 \cdot 231,8 = 4,33 \text{ g de Ag}_2\text{O}$$

Problema 9. A 25°C la constante de equilibrio de la reacción



es $1,84 \cdot 10^{-4}$. Calcular las concentraciones de los compuestos gaseosos cuando se alcanza el equilibrio en un recipiente cerrado que contiene un exceso de NH_4HS

Solución

Al tratarse de un equilibrio heterogéneo, la expresión de la constante de equilibrio solamente incluye las sustancias gaseosas, y, para este caso concreto es:

$$K_c = [\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_2\text{S}]$$

Si tenemos en cuenta la estequiometría de la reacción vemos que se formará la misma cantidad de NH_3 que de H_2S , por lo que se cumplirá que:

$$[\text{NH}_3] = [\text{H}_2\text{S}] \text{ y así podemos poner que: } K_c = [\text{NH}_3]^2 \text{ por lo que al sustituir } K_c \text{ por su valor}$$

$$1,84 \cdot 10^{-4} = [NH_3]^2 \text{ y así: } [NH_3] = \sqrt{1,84 \cdot 10^{-4}} = 0,0136 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{por tanto: } [NH_3] = [H_2S] = 0,0136 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Problema 10. Para la reacción $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ $K_p = 4,3 \cdot 10^{-3}$ a 300°C .

- ¿Cuál es el valor de K_p para la reacción inversa?
- ¿Qué pasaría a las presiones en el equilibrio de N_2 , H_2 y NH_3 , si añadimos un catalizador?
- ¿Qué pasaría a la K_p , si aumentamos el volumen?

Solución

Las expresiones de K_p para las reacciones directa e inversa son, respectivamente



$$K_p = \frac{P_{NH_3}^2}{P_{N_2} \cdot P_{H_2}^3}$$

$$K_p = \frac{P_{N_2} \cdot P_{H_2}^3}{P_{NH_3}^2}$$

- Donde podemos ver que son inversas, es decir, la relación entre ambas constantes es

$$K'_p = \frac{1}{K_p} = \frac{1}{4,3 \cdot 10^{-3}} = 232,56$$

- Los catalizadores se añaden a las reacciones para modificar su velocidad. Actúan modificando la energía de activación de los reactivos, por lo que, si disminuyen esta energía de activación, la reacción será más rápida, mientras que, si la aumentan, disminuirán la velocidad de la reacción. Todas las demás variables de la reacción no se modifican, entre ellas, las presiones parciales en el equilibrio de todas las especies presentes.
- Si aumentamos el volumen, K_p , no cambia, pues solamente depende de la temperatura y no se dice que varíe. En este caso, si se aumenta el volumen, el equilibrio se desplazará hacia aquel miembro en el cual exista mayor número de moles de gas, en esta reacción concreta, se desplazará hacia el primer miembro de la misma (hay 3 moles de gas frente a los 2 moles de gas existentes en los productos)

Problema 11. Calcular el producto de solubilidad del trioxidocarbonato de bario sabiendo que la solubilidad de la sal en agua es $0,014 \text{ g/L}$.

Solución

Primero se pasa de la solubilidad en g/L a solubilidad molar mol/L; para ello se divide por el peso molecular.

Peso molecular del $\text{BaCO}_3 = 197,4$.

$$\frac{0,014}{197,4} = 7,110^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} = s$$

Con la ecuación de ionización calculamos la concentración de cada ion.



Cantidades iniciales:	---	0	0
Cantidades en el equilibrio:	---	s	s
Concentración	---	$[\text{CO}_3^{2-}]$	$[\text{Ba}^{2+}]$

Los valores de concentración son

$$[\text{CO}_3^{2-}] = 7,1 \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = 7,1 \cdot 10^{-5}$$

Al aplicar estos valores en la expresión del producto de solubilidad (K_{ps}), resulta:

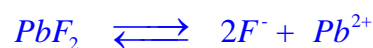
$$K_{ps} = [\text{CO}_3^{2-}][\text{Ba}^{2+}] = (s)(s) = s^2 = (7,1 \cdot 10^{-5})^2 = 5 \cdot 10^{-9}$$

Problema 12. El producto de solubilidad del difluoruro de plomo es $3,2 \cdot 10^{-8}$. Calcular la solubilidad molar y en gramos por litro.

Solución

Si llamaremos s la solubilidad en moles por litro.

La reacción será $\text{PbF}_2 \rightleftharpoons 2\text{F}^- + \text{Pb}^{2+}$



Cantidades iniciales:	---	0	0
Cantidades en el equilibrio:	---	2s	s
Concentración	---	$[\text{F}^-]$	$[\text{Pb}^{2+}]$

Al aplicar estos valores en la expresión del producto de solubilidad (K_{ps}), resulta:

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

$$s = \sqrt[3]{\frac{3,2 \cdot 10^{-8}}{4}} = 2 \cdot 10^{-3} \frac{mol}{L}$$

La solubilidad en gramos litro resulta multiplicando por el peso molecular:

$$2 \cdot 10^{-3} \frac{mol}{L} \cdot 245,2 \frac{g}{mol} = 0,49 \frac{g}{L}$$

Problema 13. La solubilidad del trioxidosulfato de calcio en agua es de 2 gramos por litro y se supone está disociado el 95 por 100. Si se disuelven 30 gramos de sulfato sódico en un litro de disolución saturada de sulfato cálcico y suponiendo que en las disoluciones mezcladas el grado de disociación del sulfato cálcico continúa siendo del 95 por 100, calcular el peso de sulfato cálcico que precipita.

Solución

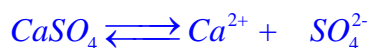
Primeramente, se calcula el producto de solubilidad del trioxidosulfato de calcio (sulfato de calcio). Para ello lo primero se pasa de la solubilidad en g/L a solubilidad molar mol/L; para ello se divide por el peso molecular.

Peso molecular del $CaSO_4 = 136 \text{ g/mol}$

$$\frac{2}{136} = 1,47 \cdot 10^{-2} \frac{mol}{L}$$

Grado de disociación 95%=0,95

A continuación, se escribe la reacción con su cuadro correspondiente para determinar la cantidad de cada especie.



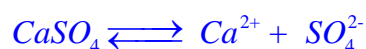
Moles iniciales	n	0	0
Moles en el equilibrio	n (1-α)	nα	nα

$$[Ca^{2+}] = [SO_4^{2-}] = \frac{n\alpha}{1} = \frac{1,47 \cdot 10^{-2} \cdot 0,95}{1} = 1,40 \cdot 10^{-2}$$

$$K_{ps} = [Ca^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = s^2 = (1,40 \cdot 10^{-2})^2 = 1,95 \cdot 10^{-4}$$

Vamos ahora a ver cuánto tendría disuelto en la disolución saturada a la que he añadido Na_2SO_4 , y la diferencia entre la disolución anterior y esta, será lo que ha precipitado.

Por tanto, si yo ahora partiera de la disolución saturada, con el Na_2SO_4 que he añadimos a la disolución, llamamos n' a la nueva cantidad de moles, y si se tiene en cuenta que la concentración de Na_2SO_4 aumenta (antes no teníamos nada), y se han añadido $30/142 = 0,2112$ moles de Na_2SO_4 , resulta:



Moles iniciales	n	0	0,2112
Moles en el equilibrio	$n' (1-\alpha)$	$n' \alpha$	$(n' + 0,2112) \alpha$

Si ahora planteamos la ecuación de la constante de solubilidad con los moles en equilibrio, y teniendo en cuenta que las concentraciones serán iguales que los moles al tener un litro de disolución

$$K_{ps} = [Ca^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = 1,95 \cdot 10^{-4}$$

$$\left(\frac{n' \cdot 0,95}{1} \right) \left(\frac{(n' + 0,2112) \cdot 0,95}{1} \right) = 1,95 \cdot 10^{-4}$$

y cómo podemos hacer la aproximación $n' + 0,2112 \approx 0,2112$, ya que n' es bastante menor, tendremos que:

$$(0,95 \cdot n')(0,2112 \cdot 0,95) = 1,95 \cdot 10^{-4}$$

luego:

$$n' = 10,23 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Como tenemos un litro de disolución la concentración será $10,23 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

La solubilidad del sulfato cálcico en agua es de 2 g por litro ó $2 \frac{\text{g}}{\text{L}}$ ó $1,47 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

Si la nueva concentración es de $1,023 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$, la diferencia será, por tanto, el peso de sulfato de calcio que precipita:

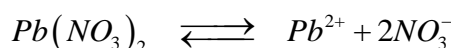
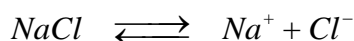
$$0,01470 - 0,00123 = 0,01247 \text{ moles}$$

Problema 14. Se prepara una disolución disolviendo 0,020 moles de NaCl y 0,15 moles de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ en 1 litro de agua. Predice si se formará o no un precipitado de PbCl_2 .

Dato: K_{ps} del PbCl_2 es $1,7 \cdot 10^{-5}$

Solución

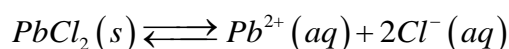
Teniendo en cuenta las disociaciones totales de las sales solubles dadas:



Un mol de NaCl produce un mol de iones Cl^- , y un mol de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ origina un mol de Pb^{2+} . Las concentraciones de Pb^{2+} y Cl^- en la mezcla formada son, inicialmente,

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{0,15 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,15 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad [\text{Cl}^-] = \frac{0,020 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,020 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Teniendo en cuenta el equilibrio de solubilidad del PbCl_2 ,



el valor del producto iónico en la mezcla recién formada es:

$$Q_s = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2 = \left(0,15 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right) \left(0,020 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2 = 6,0 \cdot 10^{-5} > K_{ps} = 1,7 \cdot 10^{-5}$$

Dado que el producto iónico es mayor que el valor del producto de solubilidad (K_{ps}), sí se formará precipitado de PbCl_2 , lo que reducirá el valor de Q_s , hasta que, finalmente, sea igual al K_{ps} .

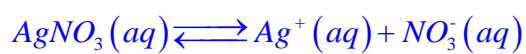
Problema 15. Calcula la solubilidad del cloruro de plata, AgCl, en una disolución 0,02 mol L^{-1} de trioxidonitrato de plata, AgNO_3 .

Dato: K_{ps} del AgNO_3 es $1,8 \cdot 10^{-10}$

Solución

El AgNO_3 es una sal soluble que se disocia totalmente: $\text{AgNO}_3(aq) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(aq) + \text{NO}_3^-(aq)$

Por tanto, la concentración de Ag^+ procedente del AgNO_3 es 0,02 mol/L. Si designamos s a la solubilidad molar del AgCl en una disolución 0,02 mol/L de AgNO_3 , tenemos:



Concentración inicial	----	0,02	0
Concentración en el equilibrio	----	0,02 + s	s

Al aplicar estos valores en la expresión del producto de solubilidad (K_{ps}) y despejar s , obtenemos

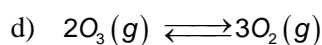
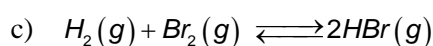
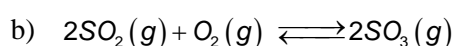
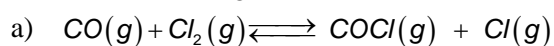
$$K_{ps} = 1,8 \cdot 10^{-10} = [Ag^+][Cl^-] = (0,02 + s)s \approx (0,02)s$$

$$s = \frac{1,8 \cdot 10^{-10}}{0,02} = 9,0 \cdot 10^{-9} \frac{mol}{L}$$



PROBLEMAS PROPUESTOS

Problema 1. Dadas las siguientes reacciones



Escribe las expresiones de las constantes de equilibrio K_p y K_c e indica sus unidades

Solución

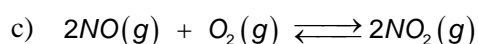
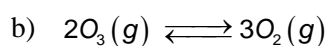
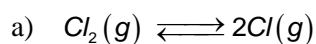
a) $K_p = \frac{P_{(\text{COCl})} P_{(\text{Cl})}}{P_{(\text{CO})} P_{(\text{Cl}_2)}}, \quad \text{sin unidades}; \quad K_c = \frac{[\text{COCl}][\text{Cl}]}{[\text{CO}][\text{Cl}_2]}, \quad \text{sin unidades}$

b) $K_p = \frac{P_{(\text{SO}_3)}^2}{P_{(\text{O}_2)} P_{(\text{SO}_2)}^2}, \quad \text{atm}^{-1}; \quad K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{O}_2][\text{SO}_2]^2}, \quad \text{L mol}^{-1}.$

c) $K_p = \frac{P_{(\text{HBr})}^2}{P_{(\text{H}_2)} P_{(\text{Br}_2)}}, \quad \text{sin unidades}; \quad K_c = \frac{[\text{HBr}]^2}{[\text{H}_2][\text{Br}_2]}, \quad \text{sin unidades}$

d) $K_p = \frac{P_{(\text{O}_2)}^3}{P_{(\text{O}_3)}^2}, \quad \text{atm}; \quad K_c = \frac{[\text{O}_2]^3}{[\text{O}_3]^2}, \quad \text{mol L}^{-1}$

Problema 2. Dadas las siguientes reacciones,



Indica cuando una disminución de la presión favorece a los reactivos y cuando a los productos:

Solución

Se favorece el lado donde la cantidad total de moles de gases es superior, por tanto:

a) productos; b) productos; c) reactivos; d) productos

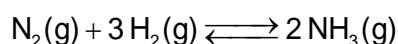
Problema 3. En un recipiente cuyo volumen es de 2,0 L, y en el que previamente se ha realizado el vacío, se introducen los siguientes gases:

0,1 moles de $\text{N}_2(\text{g})$

0,2 moles de $\text{NH}_3(\text{g})$

0,3 moles de $\text{H}_2(\text{g})$

La mezcla de gases se calienta hasta una temperatura de 400 °C y esperamos a que se alcance el equilibrio según la siguiente reacción:



Tras medir la presión se comprueba que es de 20 atmósferas.

- Indíquese el sentido en que evolucionará el sistema inicial para alcanzar el estado de equilibrio. Justifique su respuesta.
- Calcule el valor de la constante K_c para el equilibrio a 400°C

Pista

Calcular la presión

Solución

- La reacción tenderá a la izquierda, y por tanto a consumir el amoníaco y dar nitrógeno e hidrógeno.

a) $K_c = 1,29 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^{-2}$

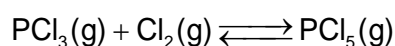
Problema 4. En un recipiente cuyo volumen es de 2,0 L, y en el que previamente se ha realizado el vacío, se introducen los siguientes gases:

1 mol de $\text{Cl}_2(\text{g})$.

0,5 moles de $\text{PCl}_3(\text{g})$

1,5 moles de $\text{PCl}_5(\text{g})$

La mezcla se calienta hasta una temperatura de 200 °C, y esperamos a que se alcance el equilibrio según la siguiente reacción:



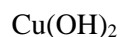
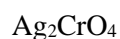
Al realizar un análisis se comprueba que, tras alcanzarse el equilibrio, el número total de moles de gas es 2,57. Calcúlese los valores de K_p y K_c a dicha temperatura.

Solución

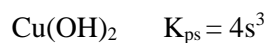
$$K_c = 96,7 \left(\frac{\text{moles}}{\text{L}} \right)^{-1}$$

$$K_p = 2,49 \text{ atm}^{-1}$$

Problema 5. Indica la relación entre las solubilidades y las constantes de solubilidad de las siguientes sustancias.



Solución



Problema 6. Indíquese si se formará precipitado en una disolución que contenga las siguientes concentraciones

$$[\text{CO}_3^{2-}] = 0,0068$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = 0,0037$$

$$K_{ps}(\text{CaCO}_3) = 2,8 \cdot 10^{-9}$$

Solución

Se formará precipitado

Problema 7. Calcúlese la solubilidad del PbF_2 en una disolución de nitrato de plomo(II) de concentración 0,2 M. Dato: $K_{ps}(\text{PbF}_2) = 4 \cdot 10^{-8}$

Solución

$$2,23 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Problema 8. Dados los siguientes compuestos



Ordénense en orden decreciente de solubilidad molar

Solución

AgCl, ZnS, Ag₂CrO₄



REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

Básica

AMERICAN CHEMICAL SOCIETY. (2005) *Química, un proyecto de la A.C.S.* Barcelona, Reverte,
PETRUCCI, R. H. (2013) *Química General*. México, Pearson Education,

En la red:

Quílez-Díaz, A., & Quílez-Pardo, J. (2013). ¿Tiene(n) unidades la(s) constante(s) de equilibrio? *Anales de Química*, 109(1), 34-37.