



Universidad Nacional Autónoma de México

Escuela Nacional Colegio de Ciencias y Humanidades

Desarrollo de un tema con fines didácticos

Principio de Le Chatellier y aplicaciones del equilibrio químico

César Robles Haro

CCH Azcapotzalco

2020

Contenido

Presentación.....	3
Desarrollo	3
El principio de Le Chatellier	3
Aplicaciones del equilibrio químico	6
Equilibrio de sistemas heterogéneos	6
TABLA 1. CONSTANTES DE SOLUBILIDAD.....	7
Equilibrio de sistemas ácidos	8
TABLA 2 CONSTANTES DE ACIDEZ.....	8
Cálculo del equilibrio para ácidos.	9
Equilibrio para mezclas de sales de ácidos débiles con sus ácidos.....	10
La ecuación de Henderson Hasselbach	11
Aparato crítico.....	12
Instrumentación didáctica	13
Conclusiones	15
Comentarios sobre el uso del material	16
Bibliografía	16

Presentación

Los factores que afectan a las reacciones químicas son acaso uno de los temas mas interesantes en la química, tal vez sería el equivalente de la tercera Ley de Newton en química: los sistemas químicos son susceptibles de ser modificados. Esto podemos aprovecharlo para mejorar el rendimiento de un sistema, minimizar contaminantes, mejorar el diseño de equipos etc.

Todo el aparato conceptual de la química y el desarrollo matemático que la acompaña sirven de referencia cuando se trata de plantear y resolver problemas de equilibrio. Por ejemplo, para sistemas soluto solvente (importantes en el control de contaminantes y en química analítica) y para sistemas ácido base.

Los jóvenes participantes en las olimpiadas acaso encuentren útil este material, pero la guía de los asesores en la explicación de los ejemplos mostrados es imprescindible para aclarar sus dudas, y proponer nuevos ejemplos que los reten intelectualmente y les motiven a buscar soluciones novedosas. Los algoritmos de solución nunca vendrán mal, pero debe existir la posibilidad de innovar y diseñar los propios. Esto es clave en los concursos. También puede resultar un material útil para los alumnos que no concursen, pero que deseen tener un material de apoyo para comprender mejor los temas vistos en sus cursos

Desarrollo

El principio de Le Chatellier

Dependiendo de ciertos factores, el equilibrio de un sistema químico puede ser manipulado de forma que las proporciones entre reactivos y productos se modifiquen. Este hallazgo, conocido como principio de Le Chatellier fue formulado por Henry Louis Le Chatelier, en 1888 (también lo formuló Karl Ferdinand Braun trabajando de forma independiente, pero es más conocido con el nombre del francés), y puede parafrasearse de la siguiente forma: Si un sistema químico se encuentra en equilibrio y se le altera, (cambiando la presión, la concentración o la temperatura) el sistema reaccionará de forma que se compense la alteración. A continuación, describiremos algunos ejemplos de cómo se afecta el equilibrio con los factores antes descritos.

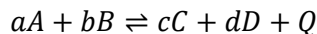


Le Chatelier (izquierda) y Braun(derecha) estudiaron de manera independiente el equilibrio químico, e identificaron que factores afectan el mismo.

El efecto de la temperatura.

Se sabe que las reacciones químicas para llevarse a cabo pueden tomar energía del medio (o puede suministrárseles de alguna forma) estas reacciones suelen denominarse endotérmicas, si por el contrario ceden energía cuando ocurren se les conoce como exotérmicas.

Si se representa la energía como un reactivo con la letra Q, se puede escribir una ecuación de la siguiente forma:



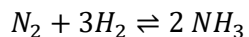
Esto representa una ecuación exotérmica. Si a un sistema de este tipo que se encuentre en equilibrio se le suministra energía (por ejemplo, aumentando la temperatura) el cambio se dará de forma que la energía sea un reactivo, y la reacción se desplazara hacia la izquierda, si, por el contrario, se disminuye la temperatura, el sistema compensara el cambio desplazándose a donde la energía sea un producto, en este caso a la derecha.

Efecto de la concentración

Si a un sistema en equilibrio se le añade uno de los reactivos, la reacción se desplazará a la derecha para compensar este cambio, lo mismo ocurriría si se elimina uno de los productos; si por el contrario sea agrega uno de los productos, el cambio hará que la reacción se desplace a la izquierda aumentando la cantidad de los reactivos.

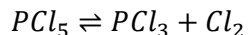
Efecto de la presión

Muchos sistemas químicos se desarrollan en estado gaseoso, y como sabemos, los gases pueden cambiar su volumen con la presión, en algunos casos, al desarrollarse la reacción puede disminuir el volumen (por ejemplo, que los productos tengan una menor cantidad de partículas), o bien, que aumente el volumen, en este caso eso significa que los reactivos tienen una mayor cantidad de partículas. ¿Cómo puede reconocerse esto?, al comparar la suma de los coeficientes estequiométricos. Por ejemplo, para el siguiente sistema:



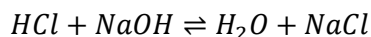
Podemos reconocer que la suma de los coeficientes de reactivos es 4, mientras que en los productos es 2, en este caso se dice que la reacción se desarrolla con una contracción o disminución del volumen. Esto implica que si se aumenta la presión aumentará la cantidad de amoníaco producido, pues este tiene menos partículas en el equilibrio (2) que los reactivos (3 de hidrógeno y 1 de nitrógeno).

En otro sistema, por ejemplo:



Podemos ver que la suma de los coeficientes en reactivos es 1, y en productos es 2, esto significa que la reacción ahora ocurre con un aumento de volumen. Si queremos favorecer que la reacción se desplace a la derecha, entonces necesitamos disminuir la presión.

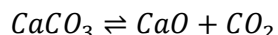
El efecto de la presión es importante cuando participan materiales gaseosos, para reacciones que ocurren en fase líquida o sólida el efecto de la presión no es importante. Por ejemplo, en el siguiente sistema:



Los cambios de presión no tienen ningún efecto, en primer lugar, no hay cambio en la cantidad de partículas (la suma de coeficientes de reactivos y productos es igual), y la reacción ocurre en estado líquido.

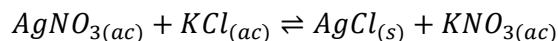
Efecto de la concentración.

Como hemos visto, a mayor concentración también es mayor la cantidad de partículas de las sustancias que participan. Si un sistema está en equilibrio y se aumenta alguna de las sustancias, el equilibrio se desplaza hacia donde se compense este cambio. Por ejemplo:



Si se elimina el CO_2 , por ejemplo, abriendo el reactor, la compensación desplazará la reacción a la derecha (se produce más CO_2), si, por el contrario, se introduce CO_2 a presión en el reactor, la reacción se desplaza a la izquierda, con lo que se produce menos CO_2 .

Otro ejemplo podemos tenerlo para la siguiente reacción en fase líquida:



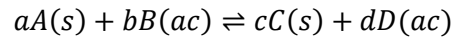
Puede notarse que se forma cloruro de plata sólido. Si el sistema en equilibrio se le añade ácido nítrico (HNO_3) tendremos más ion nitrato, y el equilibrio se desplazará a la izquierda, con ello hay menos cloruro de plata en estado sólido. A este efecto se le denomina **efecto del ion común**.

Aplicaciones del equilibrio químico

Equilibrio de sistemas heterogéneos

Muchos sistemas químicos no se presentan en una sola fase, a menudo participan sólidos, líquidos o gases en un mismo sistema. Esto hace que las expresiones de la constante de equilibrio se expresen de forma diferente.

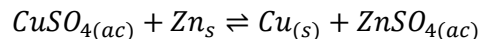
Por ejemplo, en el caso de un sistema sólido-líquido:



Se puede reconocer que los únicos en los que puede cambiar la concentración es en el caso de B y C, puesto que el volumen de los sólidos es prácticamente constante. Esto hace que la constante englobe precisamente esta constancia de volumen de los sólidos y el valor que se obtiene sólo considere a los que pueden cambiar su concentración (los acuosos), y para este tipo de casos queda:

$$K_{eq} = \frac{D^d}{B^b}$$

Estos sistemas representan muy bien las reacciones de doble desplazamiento por ejemplo la obtención de cobre por desplazamiento con zinc:



Sólidos y gases

Sea por ejemplo el sistema: $CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$

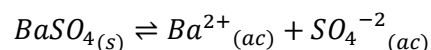
Como ya se ha mencionado, los sólidos mantienen su volumen constante, por ello, la constante de equilibrio ya engloba esta constancia, y sólo queda referida al gas:

$K_{eq} = P_{CO_2}$

Equilibrio de sistemas heterogéneos de precipitación

Aunque no hay sustancias que sean totalmente insolubles, para ciertos casos puede hablarse de insolubilidad, si se toman en cuenta los siguientes parámetros:

- Se considera soluble una sustancia con una concentración mayor a 0.1M
- Es parcialmente soluble si su concentración molar esta entre 0.1M y 0.001M
- Si la concentración es menor a 0.001M se considera que la sustancia es insoluble.
- Las sales al disolverse se disocian en los iones que las forman, por ejemplo:



Esta disociación puede interpretarse como un sistema químico, en el cual una sal que no está disuelta guarda un equilibrio de disolución con los iones que la forman y que están solvatados. En términos de la constante de equilibrio:

$$K_{eq} = \frac{[SO_4][Ba]}{[BaSO_4]}$$

Pero hemos visto que los sólidos no cambian su volumen, de forma que el sulfato de bario entra en una nueva constante, llamada “constante del producto de solubilidad” o Kps, que queda para este caso:

$$K_{ps} = [SO_4][Ba]$$

Se han determinado experimentalmente muchos valores de Kps para varias sustancias, en la siguiente tabla se presentan algunas:

TABLA 1. CONSTANTES DE SOLUBILIDAD.

Compuesto	Fórmula	Kps (25 °C)
Hidróxido de aluminio	Al(OH) ₃	3×10 ⁻³⁴
Molibdato de bario	BaMoO ₄	3.54×10 ⁻⁸
Sulfato de bario	BaSO ₄	1.08×10 ⁻¹⁰
Sulfito de bario	BaSO ₃	5.0×10 ⁻¹⁰
Hidróxido de calcio	Ca(OH) ₂	5.02×10 ⁻⁶
Fosfato de calcio	Ca ₃ (PO ₄) ₂	2.07×10 ⁻³³
Sulfato de calcio	CaSO ₄	4.93×10 ⁻⁵
Sulfuro de zinc (alfa)	ZnS	2×10 ⁻²⁵
Cloruro de cobre(I)	CuCl	1.72×10 ⁻⁷
Fluoruro de estroncio	SrF ₂	4.33×10 ⁻⁹
Yodato de estroncio	Sr(IO ₃) ₂	1.14×10 ⁻⁷

*tomada del sitio https://www.periodni.com/es/constantes_del_producto_de_solubilidad.html

Relación entre Kps y solubilidad

Puesto que al disolverse la sal se disocia en sus iones, se puede decir que la solubilidad coincide con la solubilidad de los iones. Por ejemplo, para el sulfato de bario, que sería una sal del tipo AB

$$K_{ps} = 1.8 \times 10^{-10}$$

$$[SO_4^{2-}] = [Ba^{+2}] = s \quad (s \text{ es la solubilidad})$$

$$K_{ps} = [SO_4^{2-}] \cdot [Ba^{+2}] = s^2$$

$$s = \sqrt[2]{K_{ps}}$$

Para cuando tenemos diferente número de iones, esto implica que cambia la cantidad de iones solvatados proporcionalmente a la cantidad de iones en la sal; por ejemplo, para una sal del tipo AB₂ por ejemplo el fluoruro de estroncio SrF₂, que tiene una Kps de 4.33×10⁻⁹

En el equilibrio: $SrF_2 \rightleftharpoons Sr^{2+} + 2F^{1-}$

La constante se puede expresar como:

$$Kps = [Sr^{2+}] * [F^{1-}]^2$$

Puesto que la solubilidad de los iones es: $Sr=s$; y $F=2s$

$$Kps = [s] * [2s]^2 = 4s^3$$

Si se quiere saber la solubilidad del fluoruro de estroncio en mol/L se tiene:

$$s = \sqrt[3]{\frac{Kps}{4}}; \text{ para el ejemplo } s=0.001 \text{ mol/L}$$

Para cualquier sal del tipo A_xB_y se puede generalizar que la solubilidad es:

$$s = \sqrt[(x+y)]{\frac{Kps}{x^x * y^y}}$$

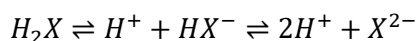
Equilibrio de sistemas ácidos

Así como las sales se disocian en agua, también los ácidos lo hacen, de esto dio cuenta Svante Arrhenius, quien se dio cuenta de que algunos ácidos eran buenos electrolitos, y su explicación es que los ácidos se disocian en sus iones (hidrógeno y los aniones que los forman) si es el caso de bases, estas se disocian en iones OH^- y los cationes que las forman.

Para un ácido con un hidrógeno:



Si tiene mas de un hidrógeno la disociación se da en pasos sucesivos:



Ocurre algo similar para las bases. Cada paso de disociación tiene una constante asociada si hay más de un hidrógeno en el ácido. En general se puede decir que hay ácidos fuertes que en general están totalmente disociados, y los débiles, que se disocian muy poco (los muy débiles lo hacen en menos del 1%).

Qué tanto o qué tan poco se disocia un ácido se mide mediante la constante de equilibrio que para los ácidos es K_a . Algunos valores de K_a se muestran en la siguiente tabla:

TABLA 2 CONSTANTES DE ACIDEZ.

Nombre	pKa	K_a
Ácido acético CH_3CO_2H	4.74	1.8×10^{-5}
Ácido carbónico H_2CO_3	6.36 10.33	4.4×10^{-7} 4.7×10^{-11}

Ácido cianhídrico HCN	9.3	4.9×10^{-10}
Ácido clorhídrico HCl	-2.2	1.6×10^1
Ácido Fluorhídrico HF	3.17	6.8×10^{-4}
Ácido nítrico HNO₃	-1.34	2.2×10^1
Ácido nitroso HNO₂	3.15	7.1×10^{-4}
Ácido perclórico HClO₄	-7.3	2.0×10^7
Ácido sulfhídrico H₂S	7.24 12.89	5.7×10^{-8} 1.3×10^{-13}
Ácido sulfúrico H₂SO₄	-5.2 1.92	1.6×10^5 1.2×10^{-2}
Ácido yodhídrico HI	-5.2	1.6×10^5

Esta tabla esta tomada de:

http://sgpwe.izt.uam.mx/files/users/uami/jrvc/QA_1/apendice_F_pKa.doc

Cálculo del equilibrio para ácidos.

El equilibrio de un sistema que involucre ácidos sigue la ley de acción de masas ya estudiada, por ello puede aplicarse como hemos hecho antes. Puesto que involucra concentraciones molares de ion H^+ , se puede usar para conocer y predecir o modificar el pH de una disolución.

Sea el sistema químico $HNO_2 \rightleftharpoons H^+ + NO_2^{1-}$

Para la concentración de equilibrio del ácido 0.0025M, ¿cuál es la concentración molar de iones hidrógeno?

Solución:

De la tabla se puede ver que la constante vale: 7.1×10^{-4} , de acuerdo con la ley de acción de masas:

$$K_{eq} = \frac{[H^+] * [NO_2^-]}{[HNO_2]} = 7.1 \times 10^{-4}$$

Si hacemos que la concentración de cada ion sea x, la expresión queda:

$$K_{eq} = \frac{[x] * [x]}{[HNO_2]} = 7.1 \times 10^{-4}$$

Resolviendo el algebra queda:

$$x = \sqrt{7.1 \times 10^{-4} [HNO_2]} = \sqrt{7.1 \times 10^{-4} * 0.0025} = 0.0013 \text{ M}$$

Si recordamos el pH se puede obtener con $pH = -\log[H^+]$; si deseamos conocer el pH entonces:

$$pH = -\log[0.0013] = 2.87.$$

en este caso obtuvo el pH de la disolución en el equilibrio. Pero también se puede obtener a partir de los datos de preparación de la disolución

Equilibrio para mezclas de sales de ácidos débiles con sus ácidos.

En el caso de las sales, estas son electrolitos fuertes, esto quiere decir que al momento de disolverse se disocian totalmente. Si se mezclan ácidos débiles y sales de los mismos, se afecta el equilibrio de forma que la concentración de iones H^+ es más o menos constante: pueden agregarse bases o ácidos a este tipo de mezclas y el pH no cambia demasiado dentro de ciertos límites. Este tipo de sistemas químicos se conocen como soluciones buffer, tampón, o reguladoras.

Estos sistemas tienen tanta importancia industrial, como analítica y biológica, por ejemplo, las reacciones enzimáticas que permiten la supervivencia de los seres vivos ocurren en rangos muy estrechos de pH, por lo tanto, fluidos como la sangre son también sistemas reguladores.

Ejercicio:

Determine el pH de una disolución que tiene una concentración 0.25 de ácido acético y 0.12M de acetato de sodio.

Solución:

Al tratarse del ácido acético se tiene un ácido débil ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$), es aún más débil que el ácido fluorhídrico; el equilibrio de disociación representando al ión acetato como Ac^- será:



Podemos usar la misma simplificación para hablar del acetato de sodio (NaAc), al disociarse lo hace de la siguiente forma:



El sistema químico representado en forma de tabla tiene las siguientes características.

sustancia	entrada	Reacciona	salida
HAc	0.25	X	0.25-x
H	0	X	X
Ac-	0.12	x (se añade del ácido acético)	0.12+x

En el equilibrio

$$K_{eq} = \frac{[H^+] * [Ac^-]}{[HAc]} = \frac{x * (0.12 + x)}{0.25 - x}$$

Desarrollando las matemáticas apropiadas queda:

$$x^2 + (0.12 + K_{eq})x - 0.25K_{eq} = 0;$$

entonces $x^2 + 0.120018x - 0.25 * K_{eq} = 0$, resolviendo:

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{-0.120018 \pm \sqrt{(0.120018)^2 + 4(0.25 * 1.8 \times 10^{-5})}}{2} = 3.74 \times 10^{-5}$$

Aplicando la expresión para pH

$$pH = -\log[H^+] = -\log[3.74 \times 10^{-5}] = 4.4$$

La ecuación de Henderson Hasselbach

Los cálculos de pH a partir de concentraciones de equilibrio para sistemas como el anterior pueden simplificarse grandemente con la denominada ecuación de Henderson Hasselbach. Veamos:

Con base en la constante de equilibrio tenemos la siguiente expresión:

$$K_{eq} = \frac{[H^+] * [X^-]}{[HX]}$$

Si de esta despejamos la concentración de iones H^+ nos queda:

$$\frac{K_{eq}[HX]}{[X^-]} = [H^+]; \text{ de la definición de pH}$$

$$-\log \frac{K_{eq}[HX]}{[X^-]} = -\log[H^+] = pH; \text{ aplicando propiedades de los logaritmos:}$$

$$pH = -\log(K_{eq}) - \log \frac{[HX]}{[X^-]}$$

El término $-\log(K_{eq})$ también se conoce en el caso de ácidos como pK_a , algunos de estos valores se muestran en la tabla 2. También podemos cambiar el signo de negativo de la razón de concentraciones invirtiendo el orden entre denominador y numerador:

$$pH = pK_a + \log \frac{[X^-]}{[HX]}$$

La ecuación anterior se conoce como ecuación de Henderson Hasselbach, y es particularmente útil para hacer cálculos de pH de mezclas de sales de ácidos débiles con estos, pues abrevia el proceso de cálculo de equilibrio. Aunque se indican las concentraciones de equilibrio, si revisamos el ejemplo anterior, la contribución de ácido a la concentración del ion acetato es muy pequeña (del orden de 10^{-5}); y casi todo el ácido está sin disociar. Veamos como resulta el ejercicio anterior al usar esta ecuación:

$$pH = 4.74 + \log \frac{0.12}{0.25} = 4.42$$

Que es prácticamente el mismo resultado que obtuvimos anteriormente.

Aparato crítico

A continuación, mostramos una lista de materiales, que incluyen textos que pueden ser útiles para consultar ejemplos, buscar ejercicios y mejorar las explicaciones de lo visto en las sesiones de trabajo, pero también para profundizar y repasar en tanto hay la posibilidad de hacer reuniones “cara a cara”

Conviene primero revisar aquellos materiales con el contenido conceptual y la esquematización con ejemplos más cualitativos, antes de introducir los aspectos matemáticos de los ejercicios que se habrán de desarrollar.

Benson, S. W. (1998) Cálculos químicos. Limusa Noriega. México, D.F.

Chamizo, J. A., Garriz, A. y Vilar, R. (2001) Problemas de Química. Prentice Hall/Pearson. México

Chang, R. (1999) Química, 6ª ed McGraw-Hill, México.

Chena, J. M. L. C., Aguilar, I. E. S. (----) “Equilibrio de Solubilidad”. Junta de Andalucía. Consultada el 20 de abril de 2019 desde http://www.juntadeandalucia.es/averroes/centros-tic/41008970/helvia/sitio/upload/equilibrio_solubilidad.pdf

Frey, P. (2009) Problemas de Química y como resolverlos. Patria/CECSA. México

Generalic, E. (2019) "Constantes del producto de solubilidad." EniG. Tabla periódica de los elementos. KTF-Split, Consultada el 28 de abril de 2019 desde https://www.periodni.com/es/constantes_del_producto_de_solubilidad.html

Harris, D.C. (1992) Análisis químico cuantitativo. Grupo editorial Iberoamérica, S.A. de C.V. México.

Summers, D.B. (1983) manual de química. Grupo editorial Iberoamérica, S.A. de C.V. México.

Instrumentación didáctica

Ejemplos

1. Se tiene la siguiente reacción (simplificada) $Cu(s) + H_2SO_{4(ac)} + Q \rightleftharpoons CuSO_{4(ac)} + H_{2(g)}$

A) ¿Qué pasa si al sistema en equilibrio se le añade más cobre?

Solución: puesto que se añade uno de los reactivos, la reacción debe compensar este cambio, por lo que se debe desplazar a la derecha.

B) ¿Qué pasa si el sistema se enfría?

Solución: la reacción así indicada requiere energía para llevarse a cabo, en estas condiciones, si se disminuye la temperatura, la reacción se desplazará a la izquierda.

c) ¿Qué pasa si se introduce hidrógeno en el sistema?

Solución: puesto que se añade uno de los productos, la reacción debe compensar este cambio, por lo que se debe desplazar a la izquierda.

2. Para el sistema en equilibrio: $S_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons SO_{2(g)} + Q$

¿Qué pasa si se aumenta la temperatura del sistema?

Solución: la reacción así indicada produce energía al llevarse a cabo, en estas condiciones, si se aumenta la temperatura, la reacción se desplazará a la izquierda.

¿Qué pasa si se aumenta la presión del sistema?

La reacción se efectúa con una contracción del volumen (las moles de productos son m que las de reactivos) en estas condiciones la reacción se desplaza a la derecha para compensar el cambio.

3. Ventajas de los campamentos de altura para los deportistas

Al disminuir la concentración de oxígeno a mayores altitudes, In términos de la Ley de Le Chatellier sea necesaria mayor concentración de hemoglobina para compensar la menor presión parcial de oxígeno. La reacción entre la hemoglobina y el oxígeno al disminuir este hace que sea mayor cantidad del otro reactivo (la hemoglobina) para mantener el equilibrio de oxigenación (oxihemoglobina). Esto lo aprovechan los deportistas de alto rendimiento al hacer campamentos de montaña, con presiones parciales de oxígeno mucho menores, lo que hace que aumente la cantidad de hemoglobina durante su estancia misma que prevalece algún tiempo al bajar a menor altitud.

Aplicación del equilibrio a sistemas ácido base

Ejemplo

¿Cuál es el pH de una disolución de ácido fluorhídrico 0.001M?, compárese el pH con el de una disolución de HCl de la misma concentración

Solución. Este es un ejercicio de estequiometria, para resolverlo planteamos la ecuación de equilibrio de disociación:

	Sustancias y especies químicas			
	HF	⇌	H+	F-
Entra	0.001		0	0
reacciona	x		x	x
En el equilibrio	0.001-x		x	x

x es lo que se disocia de HF en el equilibrio; puesto que los coeficientes estequiométricos son uno lo que se disocia de ácido es lo que se forma de cada ión.

En la ecuación de la constante:

$$K_{eq} = \frac{[H^+] * [F^-]}{[HF]} = \frac{x * x}{0.001 - x}$$

De la tabla se sabe que $K_{eq} HF = 6.8 \times 10^{-4}$; sustituyendo y resolviendo queda una ecuación de segundo grado:

$$x^2 + 6.8 \times 10^{-4}x - 6.8 \times 10^{-7} = 0$$

Esta puede resolverse con la solución general:

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{-6.8 \times 10^{-4} \pm \sqrt{(6.8 \times 10^{-4})^2 + 4(6.8 \times 10^{-7})}}{2}$$

Al hacer las matemáticas puede reconocerse que solo la raíz positiva tiene sentido, 8la raíz negativa no tiene significado físico:

$$x = \frac{-6.8 \times 10^{-4} + 1.78 \times 10^{-3}}{2} = 5.5 \times 10^{-4}$$

Puesto que $x = [H^+]$; y $pH = -\log[H^+]$, entonces, el pH de la disolución de HF es

$$pH = -\log[5.5 \times 10^{-4}] = 3.25$$

La comparación con la disolución de HCl requiere de cálculos similares:

	Sustancias y especies químicas			
	HCl	⇌	H+	F-
Entra	0.001		0	0
reacciona	x		X	x
En el equilibrio	0.001-x		X	x

x es lo que se disocia de HF en el equilibrio; puesto que los coeficientes estequiométricos son uno lo que se disocia de ácido es lo que se forma de cada ión.

En la ecuación de la constante:

$$K_{eq} = \frac{[H^+] * [Cl^-]}{[HCl]} = \frac{x * x}{0.001 - x}$$

De la tabla se sabe que $K_{eq} HCl=16$; sustituyendo y resolviendo queda una ecuación de segundo grado:

$$x^2 + 16x - 0.016 = 0$$

Esta puede resolverse con la solución general:

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{-16 \pm \sqrt{(16)^2 + 4(0.016)}}{2}$$

Al hacer las matemáticas puede reconocerse que solo la raíz positiva tiene sentido; la raíz negativa no tiene significado físico:

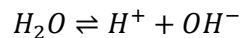
$$x = \frac{-16 + 16.}{2} = 0.000999$$

Como puede verse, el resultado es prácticamente igual a la concentración inicial del ácido, esto significa que se disocia totalmente. El pH queda:

$$pH = -\log[H^+] = -\log[9.999 \times 10^{-4}] \sim 3$$

Esto quiere decir que el ácido clorhídrico es un ácido mas fuerte que el ácido fluorhídrico.

En el ejemplo anterior hemos cometido una omisión importante: el agua también actúa como un ácido, se disocia de acuerdo con un valor llamado constante de disociación del agua:



Su valor es de $K_w=1 \times 10^{-14}$; sin embargo, la concentración de iones hidrógeno debida a la disociación del agua para los ejemplos anteriores es muy pequeña y puede considerarse despreciable. Pero esto no es necesariamente cierto en disoluciones aun mas diluidas, o para ácidos poco disociables.

Así como se puede evaluar el pH de los valores de concentración de iones H^+ , también puede obtenerse pOH a partir de los valores de concentración de OH^- . Aún más:

$$pH+pOH=14$$

esta relación resulta útil cuando en vez de tratarse con ácidos se tienen bases. El tratamiento numérico es el mismo.

Conclusiones

El principio de Le Chatellier es muy importante como herramienta predictiva de las modificaciones que se pueden hacer a un sistema químico, el conocimiento de este, y su aplicación no son solo divertimentos de los concursantes, sino que también es un tema muy importante en el desarrollo de equipos y el diseño de sistemas y en el uso apropiado de materiales.

Las aplicaciones del equilibrio a sistemas heterogéneos como son los sistemas de sales poco solubles son importantes en la química analítica, pero también en materia ambiental. Reconocer que la mayoría de los sulfuros, por ejemplo, son poco solubles, ayuda a diseñar equipos para el control de la contaminación de metales pesados.

Los ejemplos presentados son una buena herramienta para que los estudiantes practiquen lo aprendido y profundicen en la comprensión de los conceptos estudiados. Puesto que estos temas tienen un buen grado de complejidad, el apoyo de los docentes en el desarrollo de estos es imprescindible.

Comentarios sobre el uso del material

Inicio

De a los estudiantes la posibilidad de estudiar por sí mismos el material. Organice las sesiones de forma que primero se traten los aspectos conceptuales, y diseñe ejercicios o retome los del material en los que los alumnos expliciten sus ideas sobre lo que han comprendido. Haga esto antes de mostrar las soluciones a los ejercicios o resolver aquellos que se ponen como muestra.

Desarrollo

Antes de que el docente resuelva los ejercicios, haga sesiones en las que los alumnos planteen sus propuestas de solución, exhorta a que todos hagan propuestas, y si lo considera conveniente, aunque las propuestas estén equivocadas, deje que los estudiantes las aborden. Los errores son en este sentido más provechosos que los éxitos.

Cierre

Motive a los estudiantes a compartir y poner a sus compañeros ejercicios diferentes, o variaciones de los aquí vistos. Trate de avanzar en la solución y busque atajos que puedan serles útiles. Cuando lo crea conveniente, resalte aquellos pasos clave en los algoritmos de solución de problemas de manera que los alumnos los tengan presentes. Valoren los resultados que obtienen y busquen identificar que estrategias les dieron resultado y busquen identificar que momentos y situaciones les resultaron adversas en la solución de los ejercicios.

Bibliografía

Benson, S. W. (1998) Cálculos químicos. Limusa Noriega. México, D.F.

Castro, S. (2017) Cinética química Ecuación de velocidad ejercicios resueltos 02b
Profesor10demate. 4 de mayo de 2017
<https://www.youtube.com/watch?v=aVVDJMNSaok>

Castro, S. (2017). Cinética química Ecuación de velocidad ejercicios resueltos 02ª.
Profesor10demate. 24 de abril de 2017
https://www.youtube.com/watch?v=H_g3XraLRMQ

- Chamizo, J. A. y Garritz (2001). Tú y la química. Pearson. México
- Chamizo, J. A., Garritz, A. y Vilar, R. (2001) Problemas de Química. Prentice Hall/Pearson. México
- Chang, R. (1999) Química, 6ª ed McGraw-Hill, México.
- Chena, J. M. L. C., Aguilar, I. E. S. (----) "Equilibrio de Solubilidad". Junta de Andalucía. Consultada el 20 de abril de 2019 desde http://www.juntadeandalucia.es/averroes/centros-tic/41008970/helvia/sitio/upload/equilibrio_solubilidad.pdf
- Frey, P. (2009) Problemas de Química y como resolverlos. Patria/CECSA. México
- Generalic, E. (2019) "Constantes del producto de solubilidad." EniG. Tabla periódica de los elementos. KTF-Split, Consultada el 28 de abril de 2019 desde <https://www.periodni.com/es/constantas_del_producto_de_solubilidad.html>.
- Gobierno Vasco. Departamento de educación (2020) Velocidad de reacción. Ecuación de velocidad - hiru.. Retrieved 27 September 2020, from <https://www.hiru.eus/es/quimica/velocidad-de-reaccion-ecuacion-de-velocidad>
- Harris, D.C. (1992) Análisis químico cuantitativo. Grupo editorial Iberoamérica, S.A. de C.V. México.
- Reina, M. (----) Tema 4 Equilibrio Químico. Departamento de Física y Química. Junta de Andalucía. Consultada el 26 de abril de 2019 desde http://www.juntadeandalucia.es/averroes/centros-tic/41008970/helvia/sitio/upload/equilibrio_solubilidad.pdf
- Streitwieser, A., y Heathcock, C.H. (1989) Química Orgánica. 3ra edición. McGraw-Hill Interamericana de México, S.A. de C.V.
- Summers, D.B. (1983) manual de química. Grupo editorial Iberoamérica, S.A. de C.V. México.