

Más sobre soluciones de gas en líquido

Los refrescos (gaseosas) son soluciones acuosas. Cuando destapas una botella de refresco se escucha un ruido y se ven burbujas en el líquido. ¿Qué pasa allí? Pues, simplemente, que la disolución de un gas en un líquido es proporcional a la temperatura y a la presión. Cuando la botella de refresco está tapada, la presión interna es mayor a la del ambiente, haciendo que el CO_2 se mantenga disuelto en el líquido. Cuando la destapas, la presión se hace menor, originando a su vez que la solubilidad del gas sea menor, por lo que el exceso de CO_2 se escapa al aire. De igual manera, si dejas sin tapa la botella por mucho tiempo, el refresco se queda sin gas. Lo mismo ocurre cuando se abre una botella de vino espumante, con la diferencia de que en este caso la presión del gas empuja al tapón de corcho haciendo que éste salga disparado.



El mundo de la química

Capítulo VII: El agua y su mundo

Para pensar

En un fascículo anterior pudiste ver algunas curvas de solubilidad que muestran cómo cambia la solubilidad de algunas sales con la temperatura. Fija tu atención en dos de ellas, la de KNO_3 y la de NaCl (ver figura anexa). Te invitamos a responder las siguientes preguntas:

¿La solubilidad depende de la naturaleza del soluto?

Sí No

¿La solubilidad cambia para el NaCl más lentamente que para el KNO_3 ?

Sí No

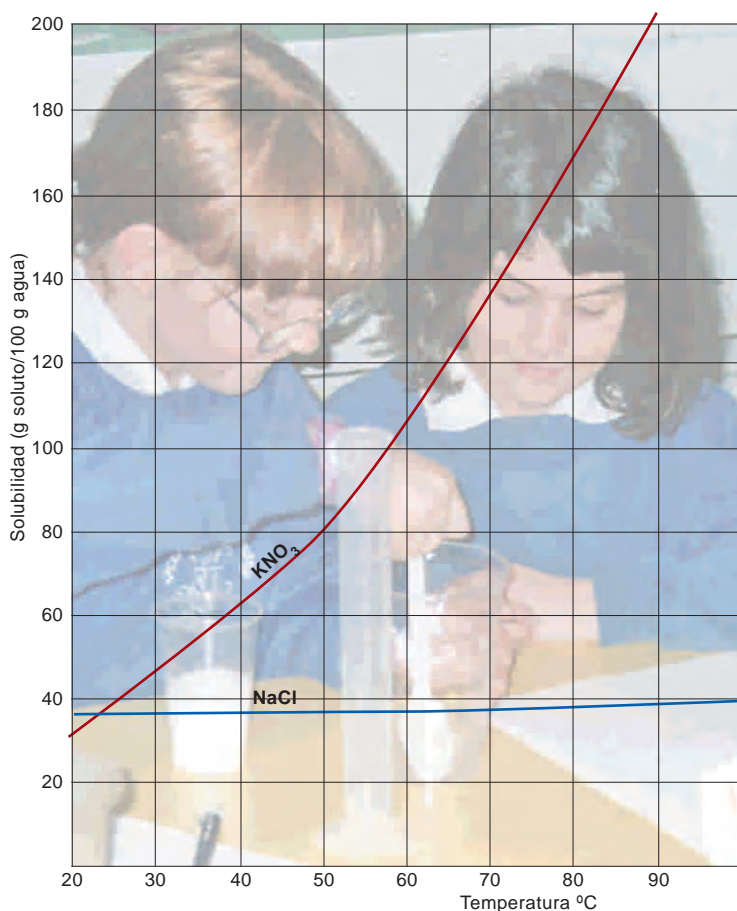
¿A 70°C el NaCl es más soluble en agua que el KNO_3 ?

Sí No

¿Si a 70°C hubieras agregado 50 g de KNO_3 a 100 g de agua, se disuelven completamente?

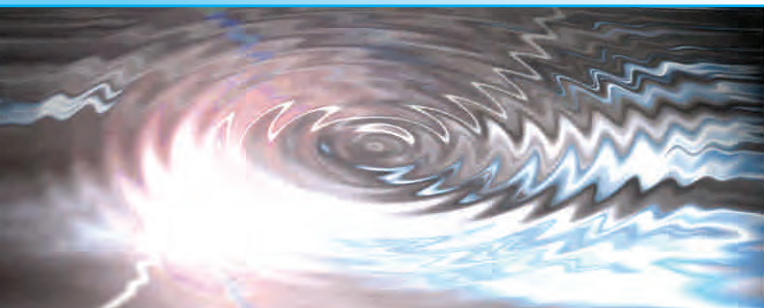
Sí No

La solución quedó: saturada , no saturada



¿Qué es el agua dura?

Cantidad de sales de magnesio y calcio (g de sal/100 g agua)	Dureza total (ppm de CaCO_3)	Clasificación del agua
0 – 4	0	Muy blanda
5 – 8	máximo 100	Blanda
9 – 12	101 - 200	Media
13 – 20	200 - 300	Dura
> 20	> 300	Muy dura



No se trata del hielo. El agua, dependiendo del reservorio natural de donde provenga, presenta diferentes contenidos de sales disueltas, especialmente compuestos de magnesio y calcio o nitratos, sulfatos y cloruros que pueden formar costras blanquecinas en el recipiente al ser hervida. Cuando esto ocurre estamos en presencia de un agua dura. Podemos reconocer un agua dura por el residuo grisáceo que forma con el jabón, por la apariencia opaca de las ropas lavadas con este tipo de agua, por las sales que se depositan en las ollas al hervirla o, en algunas ocasiones, por un sabor desagradable.

Dependiendo de la concentración y del tipo de sales disueltas en el agua, se le puede clasificar como dura o blanda.

La dureza del agua se pone de manifiesto porque el jabón o los detergentes no producen mucha espuma. Esto se debe a la naturaleza química de los jabones. Un jabón es una sal alcalina, generalmente sódica, de un ácido graso.

Las soluciones alcalinas o sódicas son solubles en agua. Sin embargo, cuando el jabón se disuelve en agua dura (que contiene cationes de los metales alcalino-térreos), se produce un intercambio de cationes sodio por cationes calcio o magnesio, obteniéndose sales alcalino-térreas de ácidos grasos que son insolubles en agua y, por lo tanto, precipitan, perdiéndose las propiedades del jabón en solución, y observándose una menor formación de espuma.

154

Apoyo didáctico

El agua de tu casa ¿es dura o blanda?

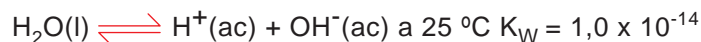
Una de las formas de distinguir un agua dura de una blanda es por la poca cantidad de espuma que producen los jabones en agua dura. Compararemos diferentes tipos de agua como, por ejemplo, agua de mar, de río, agua mineral o agua de nuestro propio grifo. Como referencia tomaremos una muestra de agua destilada. Necesitarás varios tubos de ensayo con tapón, uno por cada muestra que tengas, una regla, un frasco gotero y una pastilla de jabón. Se debe utilizar un jabón obtenido con aceites vegetales o grasas animales, como el jabón de coco o jabón “azul”. Prepara una solución de jabón raspando un poco la pastilla con un cuchillo y disolviéndola en un vaso de agua destilada. Agítala suavemente, sin producir espuma, y colócala en el frasco gotero. Para ver si tienes la concentración de jabón correcta, coloca 5 gotas de la solución de jabón en un tubo de ensayo con agua destilada y agita por un minuto. Si la espuma llega hasta el tapón, la solución de jabón debe hacerse más diluida. Prepara las muestras que vas a analizar, etiquetando los tubos y colocando la misma cantidad de agua en cada uno de ellos. Agita cada una de las muestras tapadas por un minuto y mide con la regla la altura a la que llega la espuma. ¿En cuál se forma más espuma? ¿En cuál menos?



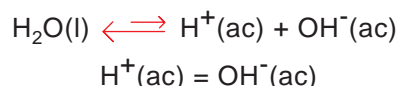
¿Conduce el agua la corriente eléctrica?

Para que un material conduzca la corriente eléctrica es necesaria la presencia de entidades que la transporten. En el caso de un alambre, la electricidad es conducida por los electrones; en el caso de un líquido, la electricidad es conducida por iones. El agua pura es un mal conductor de electricidad, lo cual significa que hay muy pocos iones en ella.

Esto se hace evidente al conocer el valor de la constante del siguiente equilibrio:



Un valor tan bajo de la constante de equilibrio significa que sólo una mínima cantidad de agua se separará en iones H^+ OH^- . Este hecho puede representarse de la manera siguiente:



La flecha de mayor tamaño indica que la ecuación se encuentra desplazada hacia la izquierda, es decir, que hay mayor cantidad de agua en estado molecular que ionizada.

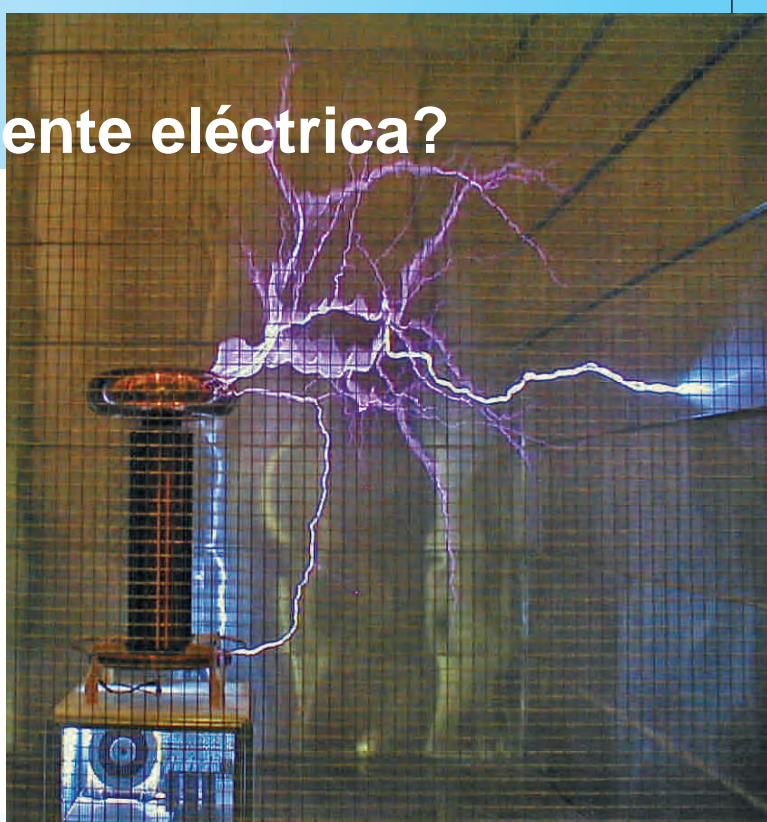
La ecuación de disociación del agua indica que en agua pura estamos en presencia de un sistema en equilibrio. En él, iones H^+ y OH^- no sólo se encuentran en equilibrio con el agua, sino que sus concentraciones son iguales:

$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ a $25 \text{ }^\circ\text{C}$. Si la constante de ese equilibrio, K_W , producto de las concentraciones de $[\text{H}^+]$ y $[\text{OH}^-]$ es igual a $1,0 \times 10^{-14}$, puede calcularse la concentración de las especies iónicas en equilibrio:

$$\text{H}^+(\text{ac}) = \text{OH}^-(\text{ac}) = \sqrt{(K_W)} = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Una de las principales propiedades del agua es la de ser un excelente solvente de muchas sales. Al disolverse las sales en agua proporcionan grandes cantidades de iones, lo cual hace que sus soluciones sean excelentes conductoras de la electricidad.

Las concentraciones de equilibrio iónico se expresan por valores generalmente muy pequeños, como los que vimos para el caso del agua. Trabajar con exponentes negativos de concentraciones es engorroso por lo que, con la finalidad de manejar más cómodamente dichas cantidades, se creó la escala de pH (potencial de hidrogeno) que se ha popularizado hoy en día a través de comerciales de cosméticos y detergentes.



En 1909, Soren Sorensen, bioquímico danés (1868-1939), propuso una escala para medir la concentración de los iones $[\text{H}_3\text{O}^+]$ también llamada escala de pH, y la definió por alguna de las siguientes ecuaciones:
 $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{tot}}$, otra forma de expresión es $\text{pH} = \log 1/[\text{H}_3\text{O}^+]$, también se expresa como $\text{pH} = \log_{10} 1/[\text{H}^+]$

155

¿Sabías que...?

Hay ciudades o países en donde el agua es particularmente dura, lo cual ocasiona problemas en las tuberías, por ejemplo, al precipitar numerosas sales. Esas sales se depositan y no permiten el flujo normal de agua y desechos, causando corrosión en los tubos, como observamos en la foto. Estas sales también tienen efectos adversos para muchos fines industriales, como por ejemplo, para el uso del agua en calderas, debido a que las incrustaciones que ocasiona pueden provocar la explosión de las mismas. Por tratamiento con algunas resinas especiales el agua dura se puede "ablandar". También, a nivel industrial, el agua dura (en grandes cantidades) es ablandada haciéndola pasar a través de zeolitas, que son materiales en cuyos poros se pueden quedar atrapados los iones responsables de la dureza del agua.

El pH, ¿qué es?

El pH es una escala logarítmica que permite explicar, de una manera simple, muchos procesos químicos, y clasificar muchos compuestos como ácidos o bases.

La escala de pH adopta valores generalmente positivos que van de 0 a 14, a 25 °C.

Como ya dijimos, el agua pura a 25 °C tiene una concentración de H^+ (ac) igual a $1,0 \times 10^{-7}$ mol/L, por lo que el pH del agua es 7.

A 25 °C las soluciones a pH = 7 son neutras, mientras que aquellas que tienen pH < 7 son ácidas, y las que tienen pH > 7 son básicas.

Fisiológicamente el concepto de pH es muy importante. La sangre puede ser considerada como una solución de pH casi neutro. Pero no todo tiene un pH neutro en el organismo humano. Los procesos digestivos se realizan gracias a la presencia de los ácidos gástricos, con pH comprendido entre 3,5 y 4. A valores de pH superiores se tiene la sensación de pesadez en el estómago. En ocasiones, sufrimos de acidez debido a una producción exagerada de HCl en el estómago, la cual se combate con antiácidos que son comúnmente sales o bases de aluminio o magnesio. Otro ejemplo interesante es la absorción del calcio (necesario para nuestros huesos y dientes, principalmente) que se realiza en el estómago y ocurre solamente si el pH estomacal es ácido.

Escala de pH



156

Interesante

En muchas campañas publicitarias se usa el término "pH balanceado" como una propiedad importante de los productos. Se habla, por ejemplo, de jabones con pH balanceado. Este término se usa especialmente en la industria cosmética y alimentaria para referirse a sustancias que mantienen sus propiedades sólo si tienen un valor estable de pH lo cual se logra mediante aditivos. Los que se usan, por ejemplo, son soluciones tampón o reguladoras, que son mezclas de ácidos y bases que, por equilibrio, resisten las variaciones de concentración sin alterar el pH. Es diferente hablar de pH balanceado y de pH neutro. El pH neutro corresponde a la situación en que la concentración de protones es 10^{-7} , por lo que el pH es 7, como en el agua pura.



Apoyo didáctico

Se puede determinar el pH aproximado de una solución utilizando papel de pH. Este es un papel impregnado con un reactivo que adopta colores diferentes dependiendo de si reacciona con un ácido, una base o una solución neutra. Se puede determinar el valor de pH de varias sustancias como jabones, detergentes, refrescos, etc. Coloca una pequeña cantidad de sustancia en un tubo de ensayo e introduce un trocito pequeño de papel pH. Anota tus observaciones y compara los resultados con los que indican los productos que analizaste.



Conozcamos los ácidos y las bases

			
Jugo de limón o naranja Ácido ascórbico	Bebidas gaseosas Ácido fosfórico	Aspirina Ácido acetilsalisílico	Vinagre Ácido acético
			
Productos de limpieza Ácido clorhídrico	Lluvia ácida Ácidos nítrico y sulfúrico	Batería de carro Ácido sulfúrico	Jugo de limón Ácido cítrico
			
Antiácidos Hidróxido de aluminio, magnesio	Cemento Óxido de calcio	Destapa-cañerías Hidróxido de sodio	Desengrasantes Amoníaco

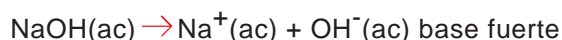
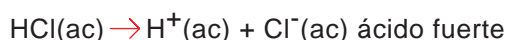
Ahora que hemos visto el concepto de pH y su escala, es fácil comprender que lo que, generalmente, denominamos ácido tiene un pH inferior a 7, mientras que las bases tienen valores de pH mayores que 7. En este esquema te presentamos algunos ejemplos. El término ácido viene de la palabra latina *acere*, que quiere decir de sabor agrio y se relaciona con el sabor típico de las frutas cítricas. El nombre de álcalis (o bases) proviene del árabe *al-qalyi*, planta cuyas cenizas modifican las propiedades de los ácidos.

Los ácidos y las bases juegan un papel muy importante en la química porque, con la excepción de las reacciones de óxido-reducción (que veremos más adelante), gran cantidad de reacciones químicas pueden ser clasificadas como reacciones ácido-base. Muchas sustancias de uso diario en nuestras casas pueden clasificarse como ácidos o bases.

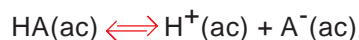
157

Fuerza de los ácidos y de las bases

Cuando nos referimos a la fuerza de un ácido o una base estamos hablando de su capacidad para disociarse en sus iones en solución acuosa, pero todos los ácidos y bases no tienen la misma fuerza. Los ácidos sulfúrico (H_2SO_4), clorhídrico (HCl) y nítrico (HNO_3) que se ionizan completamente en soluciones acuosas diluidas, es decir, que se separan totalmente en protones y sus correspondientes aniones, se denominan **ácidos fuertes**. De la misma forma, los hidróxidos de sodio y de potasio se disocian completamente en estas condiciones, por lo que se denominan bases fuertes.



Para saber si un ácido es fuerte o débil debemos considerar sus constantes de equilibrio. Un ácido cualquiera, HA, en disolución acuosa produce el siguiente equilibrio:

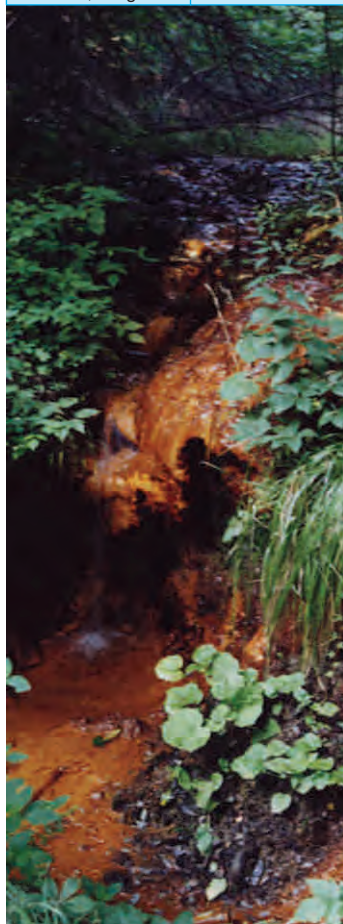


La constante de equilibrio en este caso puede ser expresada como:

$$K_{eq} = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = K_a$$

siendo K_a la constante de disociación de ese ácido. Con este valor se puede conocer el pK_a , que es otro recurso matemático ($pK_a = -\log K_a$), que nos permite ordenar a los ácidos en términos de su fuerza. Los ácidos fuertes tienen constantes de disociación grandes (ya que se ionizan completamente) mientras que los débiles tienen constantes de disociación pequeñas.

En el caso de las bases se presenta exactamente la misma situación. La K_b es la **constante de disociación básica**, y el $pK_b = -\log K_b$. En los sistemas biológicos los ácidos y bases fuertes, aunque importantes, son menos relevantes que los ácidos y bases débiles.



Los conceptos de ácido y de base



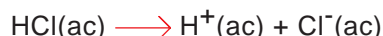
Johannes Nicolaus Brønsted, químico danés (1879-1947) en su laboratorio

Estos conceptos, como todo en la ciencia, han ido cambiando con el tiempo. Lavoisier consideró que los ácidos se originaban de la reacción de algunos óxidos con agua.



La anterior definición sin embargo excluía ácidos como el clorhídrico que no tiene oxígeno (al que se denominaba generador de ácidos).

Casi un siglo después, Arrhenius consideró ácidos a aquellas sustancias que poseían hidrógeno y en solución liberan H^+ :



y bases a las que contenían oxidrilos y en solución podían liberar OH^- . Pero esta teoría tampoco resultó exhaustiva ya que no permitía explicar que el NH_3 se comportara en solución como una base y el $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ como un ácido.

Más tarde, Brønsted y Lowry (independientemente) postularon que un ácido es toda sustancia que libera un protón (H^+) y una base es toda sustancia que lo acepta, con lo cual se amplió aún más la teoría de ácidos y bases. Por ejemplo:



Más adelante, Lewis propuso utilizar el concepto de compartición de electrones para definir **base** como toda especie que aporta un par de electrones y **ácido** como una especie que los acepta. De esta manera se pudo explicar reacciones del tipo:



158

Evolución de las teorías de ácidos y bases

Lavoisier



Ácidos
Se generan al disolver en agua los productos de combustión de elementos no metálicos (óxidos)

HCN y HCl no contienen oxígeno

La respuesta era el hidrógeno

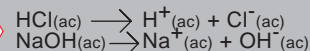
Oxígeno generador de ácidos

Arrhenius



Ácidos: Liberan protones (H^+)
Bases: Liberan hidróxilo (OH^-)

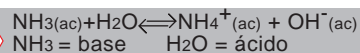
No explica el carácter básico del NH_3



Brønsted y Lowry



Ácidos: Liberan protones
Bases: Aceptan protones



$\text{NH}_3 = \text{base}$ $\text{H}_2\text{O} = \text{ácido}$

Limitado a sustancias con protones
No explica el carácter de BF_3 (ácido), Cl^- (base)
 Al_2O_3 (anfótero)

Concepto de ácidos y bases conjugados
 H_2O : compuesto anfótero (actúa como ácido o como base)

Lewis



Se comparten electrones
Ácidos: Aceptan pares de electrones
Bases: Donan pares de electrones

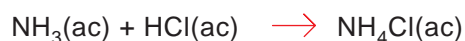
Teoría usada en la actualidad

Más recientemente se han propuesto nuevas teorías ácido-base aún más amplias como las de Lux-Flood, Usanovich y la de ácidos duros y blandos (Pearson).

Relatividad de la acidez y la basicidad

La clasificación de una especie química como ácido o como base depende del sistema que se esté considerando. Por ejemplo, el agua es una base frente al ácido clorhídrico, mientras que es un ácido frente al amoníaco. Es decir, no siempre tiene el mismo comportamiento de ácido o de base. Las sustancias que se comportan de esta manera se denominan **anfóteras**.

Inclusive algunos ácidos tradicionales dejan de serlo cuando están frente a ácidos más fuertes. Así, por ejemplo, el ácido acético se comporta como una base frente al ácido clorhídrico, lo que indica que este último es el ácido más fuerte de los dos y, en consecuencia, el "ácido" acético se comporta como base. Igual ocurre con las bases. Esto nos lleva a concluir que el carácter ácido o básico de una sustancia depende mucho del medio en que se encuentre. Como los ácidos y las bases son complementarios, al reaccionar se neutralizan. En solución acuosa los productos de la interacción de un ácido y una base son una sal y generalmente agua.



El punto de equivalencia de una neutralización depende de la naturaleza de los reactivos. Cuando tanto el ácido como la base son fuertes, al final de la reacción se obtiene una solución de pH neutro. Si uno de los dos es más débil, el punto de equivalencia lo determinará el más fuerte de los reactivos, por lo que el pH final será distinto de 7.



159



Arrhenius, Van Romburgh y Van 't Hoff en Cohen, Suecia.

Un poco de historia

Svante August Arrhenius nació en Suecia en 1859. Estudió química, física y matemáticas en la Universidad de Uppsala (Suecia), y en 1881 se fue a trabajar a la Academia de Ciencias de Estocolmo. Allí realizó estudios acerca de las descargas eléctricas y la fuerza electromotriz asociada a ellas, publicando su trabajo de tesis (1884) en el que concluyó que los electrolitos cuando se disuelven en agua, se separan o disocian en diferentes grados dependiendo de su naturaleza, y en iones positivos y negativos. Estos iones debían estar asociados al transporte de electricidad en solución acuosa y también a la actividad química. Pocos autores habían asociado anteriormente la electricidad con la química. A pesar de que la idea no fue aceptada por algunos científicos de la época, importantes profesores suecos lo apoyaron dándole el cargo de profesor de físico-química de la Universidad de Uppsala. Fue el primer profesor de esta rama de la química en Suecia; también hizo investigación en importantes laboratorios en Riga y Amsterdam y fue docente en la Universidad de Stockholms Högskola, de la cual fue rector. En 1903 fue galardonado con el Premio Nobel de Química en reconocimiento a su teoría electrolítica de la disociación. Fue elegido como miembro extranjero de la Sociedad Real de Química inglesa en 1911 y premiado con la medalla Davy. Murió en Estocolmo en 1927.

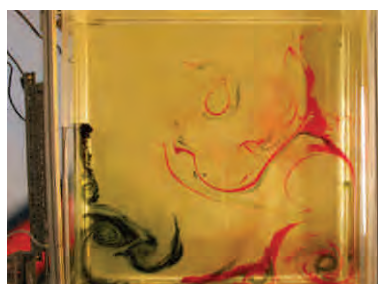
Reacciones en solución acuosa



Nos estamos dando cuenta de que el número de reacciones químicas que se llevan a cabo en solución acuosa es muy grande y en muchos casos el agua actúa como disolvente o como reaccionante. A través de la teoría de ácidos y bases puede verse la función del agua como reaccionante. Según Brønsted y Lowry, un ácido es una sustancia que dona protones a otra, mientras que la base es la que los acepta.

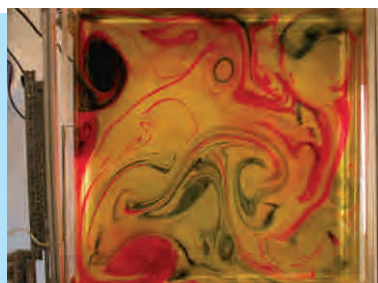


(El ácido clorhídrico dona un protón al agua y actúa como ácido, el agua lo acepta y es una base).



(El agua le dona un protón al amoníaco y actúa como ácido y el amoníaco como una base).

Cuando la molécula del ácido dona su protón, el resto de esa molécula es una base y la base original, al recibir un protón, se convierte en un ácido.



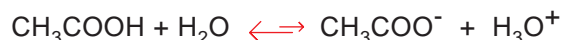
Los miembros del par ácido-base se conocen como par conjugado. El límite del intercambio depende de la fuerza relativa del ácido y de la base. En una solución acuosa el agua puede ser base o ácido de referencia.

Un ácido que se disocia completamente en agua es un ácido fuerte, es decir que la reacción de disociación de sus iones es completa,



su base conjugada, el Cl^- , es una base tan débil que no puede sustraer el protón al H_3O^+ .

Un ácido débil es aquel que se disocia muy poco en agua para producir iones, como por ejemplo el ácido acético (CH_3COOH) que produce iones acetato y protones hidratados:

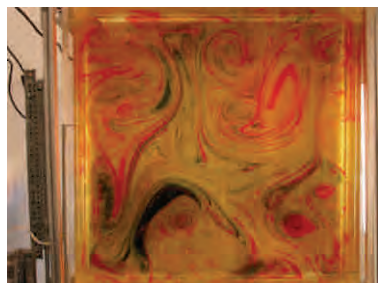


el ión acetato (base conjugada del ácido acético) es una base fuerte que está en condiciones de quitar un protón al H_3O^+ y volver a formar la molécula de ácido acético.

Como vemos, un ácido fuerte implica necesariamente una base conjugada débil y el conjugado de una base fuerte es necesariamente un ácido débil.

Para pensar

El ácido clorhídrico es un ácido fuerte, mientras que el amoníaco es una base débil. ¿La reacción de neutralización ocurre a $\text{pH} = 7$ o $\text{pH} > 7$ o $\text{pH} < 7$? Si tienes dudas consulta con tu profesor.



La secuencia de imágenes nos muestra la reacción entre una solución ácida (roja) y una básica (azul) en una solución neutra. Las soluciones ácida y básica fueron inyectadas en un lapso de 20 segundos y las fotografías tienen un minuto de diferencia entre ellas. El ácido y la base se transformaron rápidamente en filamentos y al cuarto minuto éstos desaparecieron debido a la neutralización efectuada entre ellas.

Fuente:
http://www.geology.yale.edu/~mgw22/Acid_Base/