



UNIDAD N° 6: SOLUCIONES

Una solución, o también llamada, disolución, es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. El soluto es la sustancia presente en menor cantidad, y el disolvente o solvente, es la sustancia en mayor cantidad. Las mismas presentan las siguientes características:

- La cantidad de soluto y de solvente varía entre ciertos límites.
- Las propiedades físicas dependen de la concentración (relación de cantidad de soluto y la cantidad de solvente).
- Las propiedades químicas de los componentes de una solución no se alteran.
- Sus componentes se separan por cambios de fases, como la fusión, evaporación, condensación, etc.
- Tienen ausencia de sedimentación.
- Los solutos pueden ser iones o moléculas.
- Al formarse una solución, ocurre una reorganización (ruptura, formación) de las fuerzas intermoleculares que actúan en el soluto y el solvente. Dependiendo del balance de fuerzas intermoleculares rotas y formadas, el proceso de formación de la solución puede absorber o ceder energía (endotérmico o exotérmico).

Las disoluciones pueden ser gaseosas, como es el aire; sólidas, como las aleaciones; o líquidas, como el agua de mar, por ejemplo. En la tabla 6.1 se muestran los estados de agregación de las sustancias iniciales y el estado que tendría la disolución, después de la mezcla.

Componente 1	Componente 2	Estado disolución	Ejemplos
Gas	Gas	Gas	Aire
Gas	Líquido	Líquido	Soda
Gas	Sólido	Sólido	H ₂ gaseoso en paladio
Líquido	Líquido	Líquido	Agua y alcohol
Sólido	Líquido	Líquido	Agua con sal
Sólido	Sólido	Sólido	Soldadura

Fuente: Química, R. Chang. 10° Edición.

En esta unidad se analizarán las disoluciones acuosas, en donde el soluto es un líquido o un sólido y el disolvente es agua.

PROCESO DE DISOLUCIÓN

Los procesos de disolución se dan de una manera muy fácil cuando se tratan de compuestos iónicos, dados que entre ellos no existen las fuerzas de atracción moleculares; simplemente se disocian los iones que forman el compuesto.

En el caso de los compuestos moleculares, o sea, que forman moléculas, las atracciones intermoleculares que mantienen juntas a las moléculas en líquidos y sólidos, tienen una función importante en la formación de las disoluciones. Cuando un soluto se disuelve en una sustancia, las partículas del primero se dispersan dentro del disolvente, o sea, las partículas del soluto ocupan posiciones que estaban ocupadas por moléculas de disolvente. La facilidad con la que una partícula de soluto reemplaza a una molécula de disolvente depende de la fuerza relativa de tres tipos de interacciones:

- Interacción disolvente – disolvente.
- Interacción soluto – disolvente.
- Interacción soluto – soluto.

Para simplificar, se entiende que el proceso de disolución se lleva a cabo en tres etapas diferentes, como se resume en la figura 6.1. la etapa 1 es la separación de las moléculas del disolvente y la etapa 2 implica la separación de las moléculas del soluto. Estas etapas necesitan energía para romper las fuerzas de atracción intermoleculares, por lo tanto, son endotérmicas. Finalmente se da la etapa 3, donde las moléculas del disolvente y del soluto se mezclan, este proceso puede ser endotérmico o exotérmico.

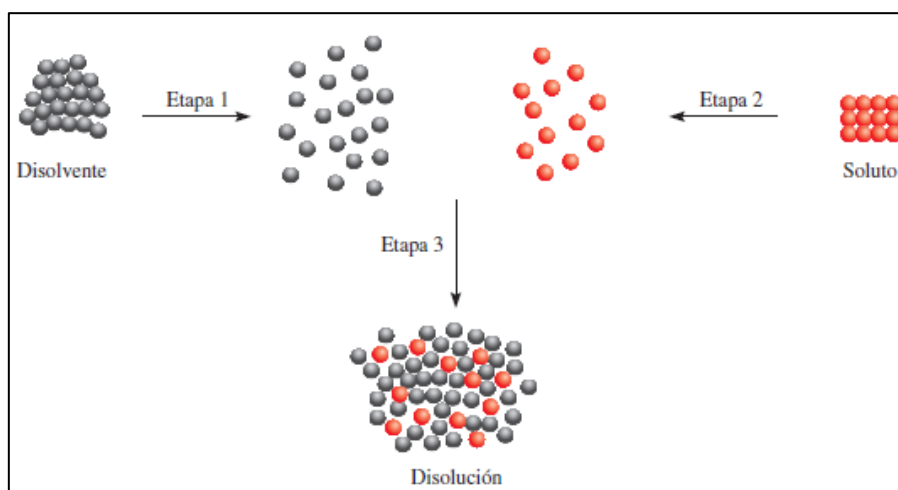


Figura 6.1: Proceso de disolución.

Fuente: Química, R. Chang. 10ª Edición.

Si la atracción soluto – disolvente es mayor que la atracción disolvente – disolvente y que la atracción soluto – soluto, el proceso de disolución será favorable o exotérmico, el sistema libera energía. Pero si la interacción soluto – disolvente es más débil que las interacciones disolvente – disolvente y soluto – soluto, el proceso de disolución será endotérmico, o sea, absorbe energía.

Resulta sorprendente el hecho de que un soluto pueda disolverse en un disolvente si la atracción entre sus propias moléculas es más fuerte que la atracción soluto – disolvente. El proceso de disolución, igual que todos los procesos físicos y químicos, está regido por dos factores. Uno es el factor energético, que determina si un proceso de disolución es exotérmico o endotérmico.

El segundo factor se refiere a la tendencia hacia el desorden inherente a todos los procesos naturales. Lo mismo que las cartas de una baraja se mezclan al barajarse, cuando se mezclan las moléculas de soluto y de disolvente para formar una disolución, hay un incremento de aleatoriedad, o desorden. En estado puro, el disolvente y el soluto poseen cierto grado de orden, que se caracteriza por la disposición más o menos regular de átomos, moléculas o iones en el espacio tridimensional. Gran parte de este orden se destruye cuando el soluto se disuelve en el disolvente. Por tanto, el proceso de disolución es acompañado por aumento del desorden. Este aumento es en el desorden del sistema, lo que favorece la solubilidad de una sustancia, incluso si el proceso de disolución es endotérmico.

La solubilidad es una medida de la cantidad de soluto que se disolverá en cierto disolvente a una temperatura específica. El dicho “lo semejante disuelve a lo semejante” es de gran ayuda



para predecir la solubilidad de una sustancia en determinado disolvente. Esta expresión significa que es probable que dos sustancias cuyas fuerzas intermoleculares son del mismo tipo y magnitud sean solubles entre sí.

Por ejemplo, tanto el tetracloruro de carbono (CCl_4) como el benceno (C_6H_6) son líquidos no polares. Las únicas fuerzas intermoleculares presentes en estas sustancias son las fuerzas de dispersión. Cuando se mezclan estos dos líquidos, rápidamente se disuelven uno en otro, porque las fuerzas de atracción entre las moléculas de CCl_4 y de C_6H_6 son parecidas en magnitud a las fuerzas que se dan entre las moléculas de CCl_4 y entre las moléculas de C_6H_6 . Se dice que dos líquidos son miscibles si son completamente solubles entre sí en todas proporciones.

SOLUBILIDAD

La solubilidad de un soluto se define como la máxima cantidad de soluto que se disolverá en una cantidad dada de disolvente a una temperatura específica. Los químicos describen a las sustancias como solubles, ligeramente solubles o insolubles en términos cualitativos. Se dice que una sustancia es soluble si se disuelve visiblemente una cantidad suficiente cuando se agrega al agua. Si no es así, la sustancia se describe como ligeramente soluble o insoluble.

Por lo tanto, la solubilidad es un término que relaciona a las partes de una solución, y se refiere a la capacidad que tiene una sustancia (solute) para disolverse en otra (disolvente). El grado de solubilidad mide la capacidad de un soluto para disolverse en un solvente.

Existen solutos que se disuelven muy bien en el agua (sal de mesa, azúcar, etc.), por lo que su solubilidad es alta; sin embargo, sucede lo contrario con otros, que casi no se disuelven en agua, siendo su solubilidad baja. Un soluto se disuelve mucho mejor cuando:

- La temperatura aumenta.
- La cantidad de soluto a disolver es adecuada.
- El tamaño de las partículas es fino.

Respecto a la cantidad del soluto, algunos líquidos, como el agua y el alcohol, tienen la capacidad de disolverse entre ellos mismos y en cualquier proporción. En una solución de sal y agua, puede suceder que, si se sigue agregando sal, se llegue a un punto en el que el agua ya no disolverá más sal, pues la solución estará saturada; esto es, se llega a un punto en que el soluto ya no se disuelve en el solvente, dicho a la inversa, el solvente llega al punto en el que no tiene más capacidad para disolver más soluto. Si a un vaso con agua se le agrega y se le agrega azúcar, el solvente (agua) llegará a un punto en que admitirá más azúcar, pero no la disolverá; el exceso de soluto (azúcar) buscará el fondo del recipiente, y cuando esto sucede indica que la solución está saturada.

Un mismo soluto muestra varios grados de solubilidad, según sea el tipo de solvente, temperatura y presión; también se afirma que las sustancias que actúan como solutos no se disuelven en igual medida en un mismo disolvente. En la mayor parte de los casos, la solubilidad aumenta al aumentar la temperatura, y en otros, la solubilidad disminuye al aumentar la temperatura; también la solubilidad aumenta o disminuye según sea el compuesto que esté actuando de soluto, por ejemplo, la sal de cocina, el azúcar y el vinagre son muy solubles en agua, pero no así el bicarbonato de sodio.

Clasificación de las soluciones

Las soluciones se pueden clasificar según su concentración, o sea, según la cantidad de soluto presente en la solución, y se obtienen las siguientes divisiones:

1. Solución diluida o insaturada: es aquella en la que existe mucho menos soluto y mucho más solvente.
2. Solución saturada: es aquella que contiene la máxima cantidad de soluto que el solvente puede diluir o deshacer, por lo tanto, cualquier cantidad de soluto que se añada no se disolverá; la solución sigue teniendo menos soluto y más solvente.
3. Solución sobresaturada: las cantidades extras de soluto agregadas a la solución saturada ya no se disuelven, por lo que se dirigen hacia el fondo del recipiente, formando un precipitado. Hay un exceso de soluto, pero siempre hay más solvente.
4. Solución concentrada: es aquella cuya cantidad de soluto es mayor que la del solvente.

Resumiendo, una misma clase de solución puede presentar diferentes tipos de concentraciones; por ejemplo, si se tienen tres vasos llenos de agua y al primero se le agrega una cucharada de azúcar, al segundo tres cucharadas y al último seis, entonces se está ante una misma clase de solución (agua azucarada) y tres diferentes tipos de concentración.

Propiedades electrolíticas

Todos los solutos que se disuelven en agua se agrupan en dos categorías: electrólitos y no electrólitos. Un electrólito es una sustancia que, cuando se disuelve en agua, forma una disolución que conduce la electricidad. Un no electrólito no conduce la corriente eléctrica cuando se disuelve en agua. La figura 6.2 se muestra un método sencillo y directo para distinguir entre electrólitos y no electrólitos.

Un par de electrodos inertes (de cobre o de platino) se sumerge en un vaso con agua. Para que el foco encienda, la corriente eléctrica debe fluir de un electrodo al otro, para cerrar así el circuito. El agua pura es un conductor deficiente de la electricidad; sin embargo, al añadirle una pequeña cantidad de cloruro de sodio (NaCl), el foco enciende tan pronto como la sal se disuelve en el agua. El NaCl sólido es un compuesto iónico que al disolverse en agua se disocia en iones Na^+ y Cl^- . Los iones Na^+ se dirigen hacia el electrodo negativo y los iones Cl^- hacia el electrodo positivo. Este movimiento establece una corriente eléctrica que equivale al flujo de electrones a través de un alambre metálico. Como la disolución de NaCl conduce la electricidad, se dice que el NaCl es un electrólito. El agua pura contiene muy pocos iones, por lo que no puede conducir la electricidad.

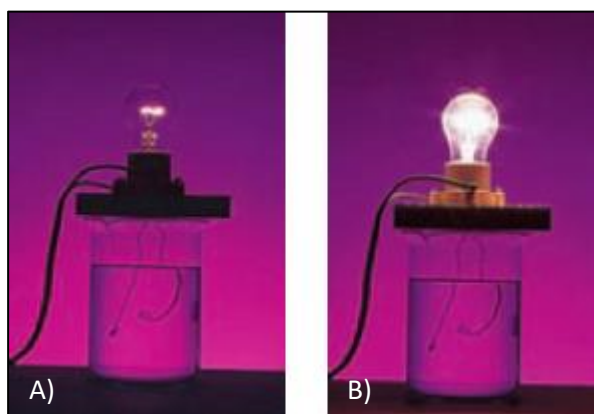


Figura 6.2: Diferencia entre electrólito fuerte y electrólito débil.

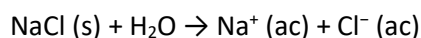
A) es un electrólito débil, B) es un electrólito fuerte.

Fuente: Química, R. Chang. 10ª Edición.

Al comparar la brillantez del foco para las mismas cantidades molares de las sustancias disueltas, podemos distinguir entre electrólitos fuertes y débiles. Una característica de los



electrólitos fuertes es que en disolución se supone que el soluto se disocia 100 % en sus iones. (Se entiende por disociación la separación del compuesto en cationes y aniones.) Por tanto, la disociación del cloruro de sodio en agua se puede representar como:



Esta ecuación señala que todo el cloruro de sodio que entra a la disolución termina como iones Na^+ y Cl^- ; no existen unidades de NaCl no disociadas en la disolución.

En la tabla 6.2 se muestran algunos ejemplos de lo visto anteriormente.

Tabla 6.2: Clasificación de solutos en disolución acuosa		
Electrólito fuerte	Electrólito débil	No electrólito
HCl	CH_3COOH	$(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ (urea)
HNO_3	HF	CH_3OH (metanol)
HClO_4	HNO_2	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (etanol)
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	NH_3	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (glucosa)
NaOH	H_2O	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (sacarosa)

Fuente: Química, R. Chang. 10ª Edición.

Efecto de la temperatura en las soluciones

Se recuerda que la solubilidad se define como la máxima cantidad de un soluto que se puede disolver en determinada cantidad de un disolvente a una temperatura específica. La temperatura afecta la solubilidad de la mayor parte de las sustancias. A continuación, se analizará el efecto de la temperatura sobre la solubilidad de sólidos y gases.

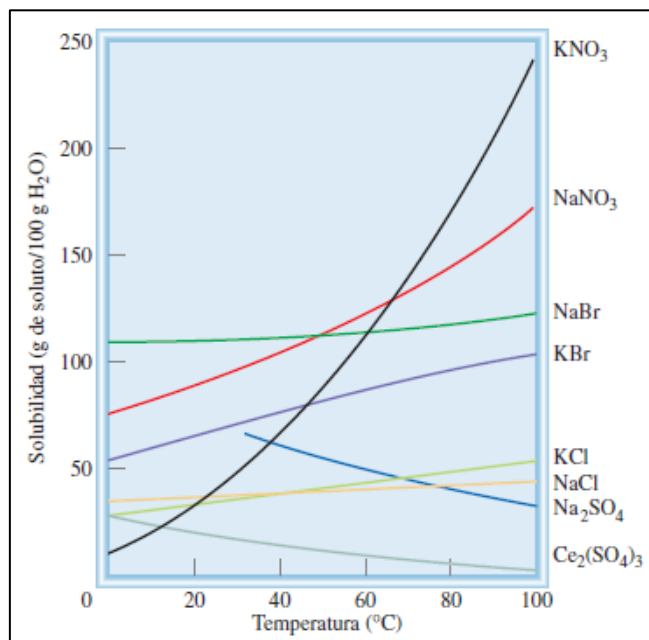


Figura 6.3: Efecto de las disoluciones de sólidos en líquidos.

Fuente: Química, R. Chang. 10ª Edición.

En la figura 6.3 se muestra la dependencia de la solubilidad de algunos compuestos iónicos en agua con respecto a la temperatura. En la mayor parte de los casos, aunque no en todos, la solubilidad de una sustancia sólida aumenta con la temperatura. Sin embargo, no hay una correlación clara entre la energía liberada o recibida durante la disolución y la variación de la solubilidad con respecto a la temperatura. Por ejemplo, el proceso de disolución del CaCl_2 es

exotérmico y el del NH_4NO_3 es endotérmico. Pero la solubilidad de ambos compuestos aumenta al incrementarse la temperatura.

En general, el efecto de la temperatura sobre la solubilidad debe determinarse en forma experimental.

La solubilidad de los gases en agua por lo general disminuye al aumentar la temperatura, como se muestra en la figura 6.4. Cuando se calienta agua en un recipiente, se pueden ver las burbujas de aire que se forman en las paredes del recipiente antes de que hierva el agua. A medida que aumenta la temperatura, las moléculas de aire disueltas “salen” de la disolución incluso antes de que el agua misma hierva.

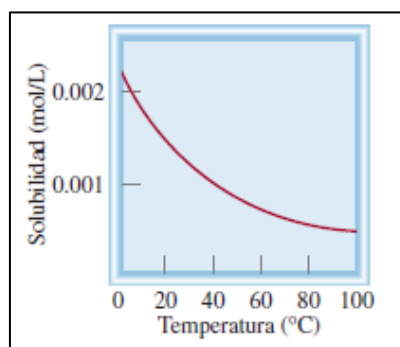


Figura 6.4: Efecto de las disoluciones de gases en líquidos.
Fuente: Química, R. Chang. 10ª Edición.

Efecto de la presión en las soluciones

Para todos los propósitos prácticos, la presión externa no tiene influencia sobre la solubilidad de líquidos y sólidos, pero afecta enormemente la solubilidad de los gases. Como el fin de la unidad es analizar las soluciones formadas por líquido – líquido y sólido – líquido, no se le va a dar mayor importancia al efecto de la presión en la solubilidad de los compuestos, dado que para los casos que se analizarán, la misma no tiene influencia.

UNIDADES DE CONCENTRACIÓN = []

El estudio cuantitativo de una disolución requiere que se conozca su concentración, es decir, la cantidad de soluto presente en determinada cantidad de una disolución. Los químicos utilizan varias unidades de concentración diferentes; cada una de ellas tiene ciertas ventajas, así como algunas limitaciones. Se examinarán las unidades de concentración más comunes: porcentaje en masa, porcentaje peso en volumen, molaridad y molalidad.

Porcentaje en masa: % m/m

El porcentaje en masa (también llamado porcentaje en peso o peso porcentual) es la relación de la masa de un soluto en la masa de la disolución, multiplicado por 100 %:

$$\% \frac{m}{m} = \% \frac{p}{p} = \frac{\text{masa } sto}{\text{masa } sto + \text{masa } ste} \times 100 \%$$

$$\% \frac{m}{m} = \% \frac{p}{p} = \frac{\text{masa } sto}{\text{masa disolución}} \times 100 \%$$

Cabe aclarar que el porcentaje en masa no tiene unidades porque es una relación de cantidades semejantes.



Por ejemplo, si una muestra de 0,892 g de KCl se disuelve en 54,6 g de H₂O. ¿Cuál es la concentración en porcentaje en masa de KCl en la solución?

$$\% \frac{m}{m} = \frac{0,892 \text{ g}}{0,892 \text{ g} + 54,6 \text{ g}} \times 100\%$$
$$\% \frac{m}{m} = 1,61 \%$$

Porcentaje en masa en volumen: % m/v

El porcentaje en masa en volumen (también llamado porcentaje en peso en volumen) es la relación de la masa, en g, de un soluto en el volumen, en mL, de la disolución, multiplicado por 100 %:

$$\% \frac{m}{v} = \% \frac{p}{v} = \frac{\text{masa sto}}{\text{volumen disolución}} \times 100$$

Por ejemplo, si se disuelven 5 g de soluto en determinado solvente y se forman 200 mL de disolución. ¿Cuál es la concentración en % m/v del soluto?

$$\% \frac{m}{v} = \frac{5 \text{ g}}{200 \text{ mL}} \times 100$$
$$\% \frac{m}{v} = 0,025 \text{ g/mL} \times 100$$
$$\% \frac{m}{v} = 2,5 \%$$

Molaridad: M

La molaridad se define como el número de moles de soluto en 1L de disolución:

$$M = \frac{\text{moles sto}}{\text{litros disolución}}$$

Por lo tanto, las unidades de la molaridad son moles/L.

Molalidad: m

La molalidad se define como el número de moles de soluto en 1 kg de disolvente:

$$m = \frac{\text{moles sto}}{\text{masa ste}}$$

Por lo tanto, las unidades de la molaridad son moles/kg.

Por ejemplo, para preparar una disolución acuosa de sulfato de sodio (Na₂SO₄) 1 molal, o 1 m, es necesario disolver 1 mol (142.0 g) de la sustancia en 1.000 g (1 kg) de agua. Dependiendo de la naturaleza de la interacción soluto – disolvente, el volumen final de la disolución será mayor o menor que 1.000 mL. También es posible, aunque poco probable, que el volumen final sea igual a 1.000 mL.

Comparación entre las unidades de concentración

La elección de una unidad de concentración depende del propósito del experimento. La ventaja de la molaridad radica en que, por lo general, es más fácil medir el volumen de una



disolución, utilizando matraces volumétricos calibrados con precisión, que pesar el disolvente. Por esta razón, en general se prefiere la molaridad sobre la molalidad.

Por otra parte, la molalidad es independiente de la temperatura, ya que la concentración se expresa en número de moles de soluto y masa de disolvente. El volumen de una disolución aumenta al incrementarse la temperatura, de modo que una disolución que es 1.0 M a 25 °C podría llegar a ser 0,97 M a 45 °C debido al aumento del volumen. La dependencia de la concentración con respecto de la temperatura puede afectar de manera significativa la exactitud de un experimento. Por tanto, en algunas ocasiones es preferible utilizar molalidad en vez de molaridad.

El porcentaje en masa es semejante a la molalidad en que es independiente de la temperatura. Además, como se define en términos de relación de masa de soluto y masa de disolución, no se necesita conocer la masa molar del soluto para calcular el porcentaje en masa.

Algunas veces es necesario convertir una unidad de concentración de una disolución en otra; por ejemplo, cuando se emplea la misma disolución en diferentes experimentos que requieren diferentes unidades de concentración para los cálculos.

Se supone que se quiere expresar la concentración de una disolución de glucosa [$C_6H_{12}O_6$] = 0,396 m en molaridad. Se sabe que hay 0,396 moles de glucosa en 1.000 g del disolvente y se necesita determinar el volumen de esta disolución. Primero, se calcula la masa de la disolución a partir de la masa molar de la glucosa, la cual es 180,2 g/mol, entonces:

$$0,396 \text{ mol } C_6H_{12}O_6 \times \frac{180,2 \text{ g } C_6H_{12}O_6}{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6} = 71,36 \text{ g } C_6H_{12}O_6$$

Posteriormente, se debe calcular el volumen de la solución, o sea el volumen formado por el soluto y por el solvente. Para ello se suman las masas de soluto y solvente:

$$m_T = 71,36 \text{ g } C_6H_{12}O_6 + 1000 \text{ g } H_2O = 1.071,36 \text{ g solución}$$

Para pasar la masa de solución a volumen de esta, se necesita el dato de su densidad, la cual se supone que se determinó experimentalmente y es de 1,16 g/mL, este valor se aplica y se obtiene el volumen de la solución:

$$v_T = 1.071,36 \text{ g solución} \times \frac{1 \text{ mL}}{1,16 \text{ g}} \times \frac{1L}{1.000 \text{ mL}} = 0,92 \text{ L solución}$$

Para terminar, se calcula la molaridad de la solución:

$$[C_6H_{12}O_6] = \frac{0,396 \text{ moles sto}}{0,92 \text{ L solución}} = 0,429 \frac{\text{moles}}{L} = 0,429 \text{ M}$$

Como se puede observar en el ejemplo, para convertir la molalidad en molaridad y viceversa, se debe tener como información el valor de la densidad de la disolución, el cual se utiliza como factor de conversión. La densidad también se usa como factor de conversión para convertir una concentración de % m/m en % m/v.



En el caso que se desee convertir % m/m en M, no solo se debe contar con la información del valor de densidad, sino que también se debe conocer la masa molar del soluto (PM). Por ejemplo, se desea calcular la molaridad de una solución formada por NaCl en H₂O, la cual tiene una concentración de [NaCl] = 63,24 % m/m. Se sabe que su densidad es de 2,16 g/mL, y que el PM del NaCl es de 58,44 g/mol.

Se comienza convirtiendo la concentración de % m/m en % m/v, usando como factor de conversión el valor de la densidad:

$$[NaCl] = \frac{63,24 \text{ g sto}}{100 \text{ g sol}} \times \frac{2,16 \text{ g sol}}{1 \text{ mL}} \times 100 \text{ mL} = 136,59 \text{ \% m/v}$$

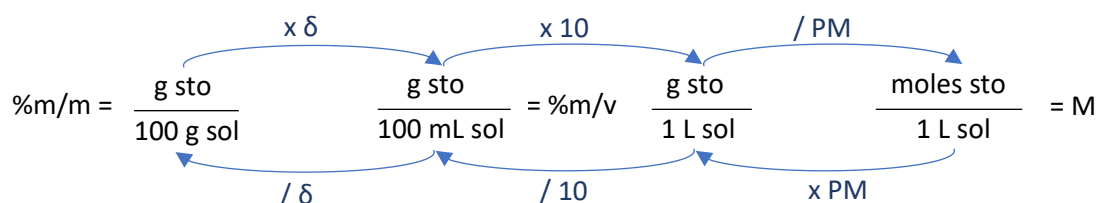
Como la molaridad es moles en L de solución, se convierte el % m/v en g/L; lo cuál se obtiene utilizando el factor de conversión de mL a L:

$$[NaCl] = \frac{136,59 \text{ g}}{100 \text{ mL}} \times \frac{1.000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 1.365,98 \text{ g/L}$$

Para finalizar, por medio de la masa molar del NaCl, se termina de realizar la conversión principal, a molaridad:

$$[NaCl] = \frac{1.365,98 \text{ g}}{1 \text{ L}} \times \frac{1 \text{ mol}}{58,44 \text{ g}} = 23,37 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 23,37 \text{ M}$$

A modo de resumen, las conversiones se realizarían de la siguiente manera:



DILUCIÓN DE DISOLUCIONES

Las disoluciones concentradas que no se utilizan normalmente, se guardan en el almacén del laboratorio. Con frecuencia estas disoluciones stock (de reserva) se diluyen antes de utilizarlas. La dilución es el procedimiento que se sigue para preparar una disolución menos concentrada a partir de una más concentrada.

Suponga que se desea preparar 1 L de una disolución de KMnO₄ 0,400 M a partir de una disolución de KMnO₄ 1,00 M. Para ello se necesitan 0,400 moles de KMnO₄. Puesto que hay 1,00 mol de KMnO₄ en 1 L de una disolución de KMnO₄ 1,00 M, hay 0,400 moles de KMnO₄ en 0,400 L de la misma disolución:

$$\frac{1,00 \text{ mol}}{1 \text{ L sol}} = \frac{0,40 \text{ mol}}{0,40 \text{ L sol}}$$

Por tanto, se deben tomar 400 mL de la disolución de KMnO₄ 1,00 M y diluirlos hasta 1000 mL mediante la adición de agua. De esta forma se obtiene 1 L de la disolución deseada de KMnO₄, la cual es 0,400 M.



Al efectuar un proceso de dilución, conviene recordar que, al agregar más disolvente a una cantidad dada de la disolución concentrada, su concentración cambia (disminuye) sin que cambie el número de moles de soluto presente en la disolución. En otras palabras,

moles de soluto antes de la dilución = moles de soluto después de la dilución

Como la molaridad se define como moles de soluto en un litro de disolución, entonces, el número de moles de soluto está dado por:

$$\frac{\text{moles } sto}{L \text{ sol}} \times \text{volumen sol (en L)} = \text{moles } sto$$

Sabiendo que el primer término del primer miembro es la molaridad de la solución (C), y el segundo término corresponde al volumen que se utiliza de esa solución (V), la ecuación anterior se puede expresar como sigue, donde n son los moles de soluto presentes:

$$C \times V = n$$

Como ya se mencionó, la cantidad de moles es la misma antes y después de la dilución, por lo tanto, $n_i = n_f$; a partir de esto se obtiene:

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f$$

Donde C_i y C_f son las concentraciones molares de la disolución inicial y final, y V_i y V_f son los volúmenes respectivos de la disolución inicial y final. Vale aclarar, que las unidades de V_i y V_f deben ser las mismas (mL o L) para que los cálculos funcionen. Para verificar que los resultados sean razonables, se debe asegurar que:

$$C_i > C_f \text{ si } V_f > V_i$$

SUSTANCIAS ÁCIDAS Y BÁSICAS

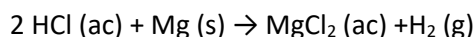
Los ácidos y las bases son tan comunes como la aspirina y la soda cáustica, aunque mucha gente desconozca sus nombres químicos: ácido acetilsalicílico (aspirina) e hidróxido de sodio (soda cáustica). Además de ser la base de muchos productos medicinales y domésticos, la química de ácidos y bases es importante en los procesos industriales y es fundamental en los sistemas biológicos.

Propiedades generales de ácidos y bases

El químico sueco Svante Arrhenius definió a estos compuestos a partir de la ionización que realizaban en solución acuosa. Definiendo a los ácidos como sustancias que se ionizan en agua para formar iones H^+ y a las bases como sustancias que se ionizan en agua para formar iones OH^- .

Ácidos

- Los ácidos tienen sabor agrio; por ejemplo, el vinagre debe su sabor al ácido acético, y los limones y otros frutos cítricos contienen ácido cítrico.
- Los ácidos reaccionan con algunos metales, como zinc, magnesio o hierro para producir hidrógeno gaseoso. Una reacción típica es la que sucede entre el ácido clorhídrico y el magnesio:



- Los ácidos reaccionan con los carbonatos y bicarbonatos, como Na_2CO_3 , CaCO_3 y NaHCO_3 , para formar dióxido de carbono gaseoso. Por ejemplo,



- Las disoluciones acuosas de los ácidos conducen la electricidad.

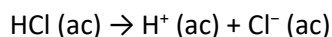
Bases

- Tienen sabor amargo.
- Se sienten resbaladizas; por ejemplo, los jabones, que contienen bases, muestran esta propiedad.
- Las disoluciones acuosas de las bases conducen la electricidad.

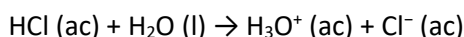
Ácidos y bases de Brønsted

En 1932, el químico danés Johannes Brønsted los definió como: un ácido de Brønsted es un donador de protones, y una base de Brønsted es un aceptor de protones.

Por ejemplo, el ácido clorhídrico es un ácido de Brønsted puesto que dona un protón al agua:



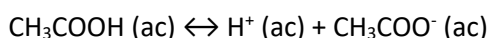
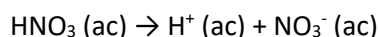
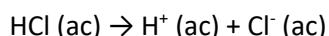
Si se observa la ecuación química presentada, el ion H^+ es un átomo de hidrógeno que perdió su electrón, es decir, sólo es un protón. El tamaño de un protón es alrededor de 10^{-15} m, en tanto que el diámetro de un átomo o ion promedio es de 10^{-10} m. Con un tamaño tan pequeño, esta partícula cargada no puede existir como una entidad aislada en una disolución acuosa debido a su fuerte atracción por el polo negativo del H_2O (el átomo de O). Por consiguiente, el protón existe en forma hidratada, o sea, unido a una molécula de H_2O . Así, la ionización del ácido clorhídrico deberá escribirse como:



El protón hidratado H_3O^+ se denomina ion hidronio. Esta ecuación muestra una reacción en la cual un ácido de Brønsted (HCl) dona un protón a una base de Brønsted (H_2O).

Los experimentos han demostrado que el ion hidronio se sigue hidratando, de manera que puede tener asociadas varias moléculas de agua. Como las propiedades ácidas del protón no se alteran por el grado de hidratación, por conveniencia siempre se usará $\text{H}^+ \text{ (ac)}$ para representar al protón hidratado, aunque la notación H_3O^+ es más cercana a la realidad. Cabe aclarar que las dos notaciones representan la misma especie en disolución acuosa.

Entre los ácidos comúnmente utilizados en el laboratorio se encuentran el ácido clorhídrico (HCl), el ácido nítrico (HNO_3), el ácido acético (CH_3COOH), el ácido sulfúrico (H_2SO_4) y el ácido fosfórico (H_3PO_4). Los tres primeros son ácidos monoproticos, es decir, cada unidad de ácido libera un ion hidrógeno tras la ionización:

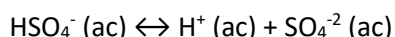
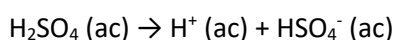


Como se puede observar, en la ionización del ácido acético se coloca una doble flecha, lo que indica que la ionización es incompleta, esto ocurre porque la reacción es reversible, o sea, puede suceder en ambos sentidos. Inicialmente, varias moléculas de CH_3COOH se separan en



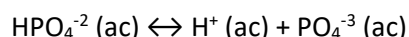
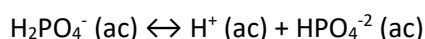
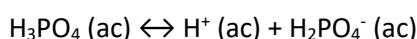
iones CH_3COO^- y H^+ . Con el tiempo, algunos iones CH_3COO^- y H^+ vuelven a combinarse para formar moléculas de CH_3COOH . Siempre que sucede esto se dice que se trata de un ácido débil, debido a que es un electrólito débil. Por otro lado, el HCl y el HNO_3 son ácidos fuertes porque son electrólitos fuertes, por lo que se ionizan completamente en disolución, por eso se usan flechas sencillas.

El ácido sulfúrico (H_2SO_4) es un ácido diprótico porque cada unidad del ácido produce dos iones H^+ , en dos etapas:



Como se puede observar, el H_2SO_4 es un electrólito fuerte o ácido fuerte (la primera etapa de ionización es completa), pero el HSO_4^- es un ácido débil o electrólito débil, y se requiere una doble flecha para representar su ionización incompleta.

También existen, aunque en menor cantidad, los ácidos tripróticos, los cuales producen tres iones H^+ . El ácido triprótico más conocido es el ácido fosfórico, H_3PO_4 , cuyas ionizaciones son:

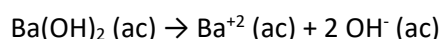
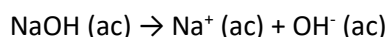


En este caso, las tres especies (H_3PO_4 , H_2PO_4^- y HPO_4^{2-}) son ácidos débiles y se utilizan dobles flechas para representar cada etapa de ionización. Los aniones como H_2PO_4^- y HPO_4^{2-} están presentes en disoluciones acuosas de fosfatos, como NaH_2PO_4 y Na_2HPO_4 . En la tabla 6.3, detallan los ácidos más conocidos o utilizados.

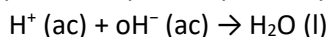
Tabla 6.3: Ácidos más comunes	
Ácido fuerte	Ácido débil
HCl	CH_3COOH
HNO_3	HF
HClO_4	HNO_2
HBr	H_3PO_4
HI	H_2CO_3

Fuente: Química, R. Chang. 10° Edición.

En cuanto a las bases, en la tabla 6.2 se mostró que el hidróxido de sodio (NaOH) y el hidróxido de bario $\text{Ba}(\text{OH})_2$ son electrólitos fuertes. Esto significa que en disolución están completamente ionizados:



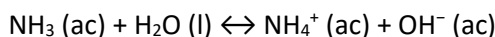
Posteriormente, el ion OH^- puede aceptar un protón, y formar una molécula de H_2O :



Por tanto, el ion OH^- es una base de Brønsted.



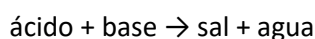
El amoníaco (NH_3) también se clasifica como base de Brønsted, porque puede aceptar un ion H^+ , de la siguiente manera:



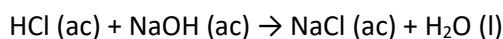
El amoníaco es un electrólito débil (y por tanto una base débil) porque sólo una pequeña fracción de las moléculas de NH_3 disueltas reacciona con agua para formar los iones NH_4^+ y OH^- .

REACCIONES ENTRE ÁCIDOS Y BASES

Una reacción de neutralización es una reacción entre un ácido y una base. Generalmente, en las reacciones acuosas ácido – base se forma agua y una sal, que es un compuesto iónico formado por un catión distinto del H^+ y un anión distinto del OH^- u O^{2-} :

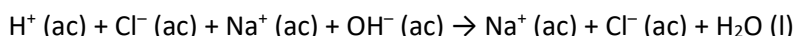


La sustancia conocida como sal de mesa, NaCl , es producto de la reacción ácido – base, que se da como sigue:

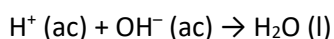


Sin embargo, puesto que tanto el ácido como la base son electrólitos fuertes, están completamente ionizados en la disolución.

La ecuación iónica, es una ecuación química donde se muestran las especies disueltas como iones libres, la ecuación iónica para el ejemplo de la formación de NaCl es la siguiente:



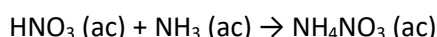
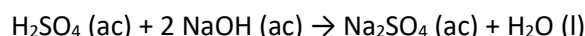
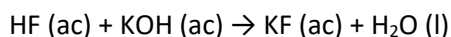
En cuanto a la ecuación iónica neta, es una ecuación química que muestra las especies que realmente participan en la reacción. Si se supone que la flecha es un signo igual, y que la ecuación química anterior es una ecuación matemática cualquiera, tanto el ion Cl^- , como el ion Na^+ , están presentes en ambos lados de la ecuación, por lo tanto, se podrían cancelar. Ahora bien, la ecuación iónica química neta quedaría como:



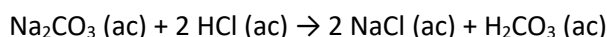
Teniendo en cuenta que ni el Na^+ ni el Cl^- participan de la reacción neta, se denominan iones espectadores.

Si en la reacción anterior se hubiera iniciado con iguales cantidades molares del ácido y de la base, al final de la reacción únicamente se tendría una sal y no habría ácido o base remanentes.

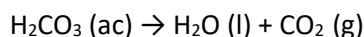
Los siguientes ejemplos también son reacciones de neutralización ácido-base, representadas por las ecuaciones moleculares:



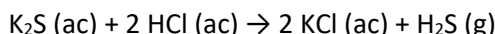
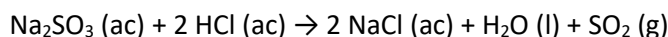
La formación de sal y agua en una reacción de neutralización se da en la mayoría de estas, aunque existen ciertas excepciones, como la reacción de neutralización del ácido nítrico con amoníaco, que sólo se forma la sal; también puede suceder que se forme una sal y un ácido o que se produzca una sal en disolución acuosa, el agua y además algún compuesto gaseoso, como los ejemplos que se muestran a continuación:



El ácido carbónico formado es inestable y si está presente en disolución en concentraciones suficientes se descompone como sigue:

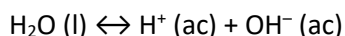


Reacciones similares que implican a las otras sales mencionadas son

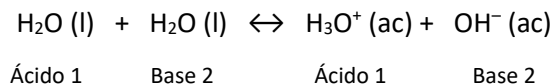


Propiedades ácidas y básicas del agua

Como es bien sabido, el agua es un disolvente único. Una de sus propiedades especiales es su capacidad para actuar como ácido o como base. El agua se comporta como una base en reacciones con ácidos como HCl y CH₃COOH y funciona como un ácido frente a bases como el NH₃. El agua es un electrólito muy débil y, por tanto, un mal conductor de la electricidad, pero experimenta una ligera ionización:



En ocasiones, a esta reacción se le conoce como autoionización del agua. Para describir las propiedades ácido – base del agua, según el esquema de Brønsted, la autoionización del agua se expresa como sigue:



Los pares conjugados ácido – base, de la ionización del agua son:

1) H₂O (ácido) y OH⁻ (base)

2) H₃O⁺ (ácido) y H₂O

El producto iónico del agua

En el estudio de las reacciones ácido-base, la concentración del ion hidrógeno es muy importante, ya que indica la acidez o basicidad de una disolución. Ya que sólo una fracción muy pequeña de moléculas del agua se ioniza, la concentración del agua, [H₂O], permanece virtualmente sin cambios.

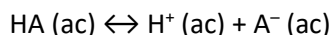
Para poder seguir interiorizando en este tema, resulta indispensable conocer previamente lo que es un equilibrio químico. En una reacción reversible, a medida que se van formando los productos, estos van a ir reaccionando para volver a formar los reactivos iniciales; transcurrido un tiempo va a ocurrir que se va a producir la misma cantidad de productos que de reactivos, o sea, a medida que se van formando los productos, ellos van formando nuevamente los reactivos, cuando la reacción llega a un punto que todo lo que se produce reacciona, se dice que la misma está en equilibrio químico.

Si en ese momento de equilibrio, se miden las concentraciones, de cada compuesto que interviene, se podrá conocer la constante de equilibrio de esa determinada reacción. La constante de equilibrio se conoce como: número igual a la relación de las concentraciones de equilibrio de los productos entre las concentraciones de los reactivos, cada una elevada a una



potencia igual a sus coeficientes estequiométricos; cabe aclarar que en la misma no se colocan las concentraciones de aquellos componentes en estado sólido o líquido, sino que sólo se tienen en cuenta los compuestos que se presentan como gases o como disoluciones.

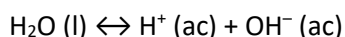
Para entenderlo mejor, se observa la siguiente reacción de neutralización genérica:



La constante de equilibrio para esta reacción se calcularía de la siguiente manera:

$$K_c = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

Ahora, se puede trasladar lo visto a la reacción de ionización del agua, que recordándola es la siguiente:



A partir de esta reacción, se calcula la constante de equilibrio, la cual toma el nombre: K_w , se debe tener en cuenta que el "reactivo" de esta ionización es el H_2O y está en estado líquido, por lo tanto, no se anota en la fórmula de K_w , la misma quedaría expresada como sigue:

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

K_w se denomina constante del producto iónico del agua, que es el producto de las concentraciones molares de los iones H^+ y OH^- a una temperatura en particular.

En el agua pura a $25^\circ C$ las concentraciones de los iones H^+ y OH^- son iguales y se encuentra que $[H^+] = 1,0 \times 10^{-7} M$ y $[OH^-] = 1,0 \times 10^{-7} M$. Entonces, reemplazando en la ecuación de K_w , se obtiene:

$$K_w = (1 \times 10^{-7})(1 \times 10^{-7}) = 1 \times 10^{-14}$$

Independientemente de que se trate de agua pura o de una disolución acuosa de especies disueltas, la siguiente relación siempre se cumple a $25^\circ C$:

Siempre que $[H^+] = [OH^-]$ se dice que la disolución acuosa es neutra. En una disolución ácida hay un exceso de iones H^+ , de modo que $[H^+] > [OH^-]$. En una disolución básica hay un exceso de iones hidroxilo, por lo que $[H^+] < [OH^-]$. En la práctica se puede cambiar tanto la concentración de los iones H^+ como la de los iones OH^- en disolución, pero no se pueden variar ambas de manera independiente. Si se ajusta una disolución de manera que $[H^+] = 1,0 \times 10^{-6} M$, la concentración de OH^- debe cambiar a:

$$K_w = [H^+][OH^-]$$
$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-6}} = 1 \times 10^{-8} M$$

pH

Puesto que las concentraciones de los iones H^+ y OH^- en disoluciones acuosas con frecuencia son números muy pequeños y, por lo tanto, es difícil trabajar con ellos, Soren Sorensen propuso, en 1909, una medida más práctica denominada pH. El pH de una disolución se define como el logaritmo negativo de la concentración del ion hidrógeno (en mol/L):

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

$$pH = -\log[H^+]$$



Hay que recordar que la ecuación presentada es sólo una definición establecida para tener números convenientes con los cuales trabajar. El logaritmo negativo proporciona un número positivo para el pH, el cual, de otra manera, sería negativo debido al pequeño valor de $[H^+]$. Así, el término $[H^+]$ en la ecuación sólo corresponde a la parte numérica de la expresión para la concentración del ion hidrógeno, ya que no se puede tomar el logaritmo de las unidades. Entonces, el pH de una disolución es una cantidad adimensional.

Debido a que el pH sólo es una manera de expresar la concentración del ion hidrógeno, las disoluciones ácidas y básicas a 25 °C se identifican por sus valores del pH, como sigue:

- Disoluciones ácidas: $[H^+] > 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$, $\text{pH} < 7,00$
- Disoluciones básicas: $[H^+] < 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$, $\text{pH} > 7,00$
- Disoluciones neutras: $[H^+] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$, $\text{pH} = 7,00$

Observe que el pH aumenta a medida que $[H^+]$ disminuye.

Es probable que algunas veces se proporcione el valor del pH de una disolución y se pida calcular la concentración del ion H^+ . En ese caso, se necesita realizar el antilogaritmo de la ecuación de pH, lo mismo se realiza de la siguiente manera:

$$[H^+] = 10^{-pH}$$

De la misma manera que para el pH, se puede definir el pOH como la concentración de iones OH^- de una disolución. Para calcularlo se realiza, también el logaritmo negativo de dicha concentración:

$$pOH = -\log[OH^-]$$

Si lo que se quiere, es conocer el valor de la $[OH^-]$, a partir del valor de pOH, se procede de la siguiente manera:

$$[OH^-] = 10^{-pOH}$$

Ahora, si se vuelve a considerar la constante del producto iónico del agua a 25 °C, y se aplica el logaritmo negativo en ambos lados de la ecuación se obtiene:

$$k_w = [H^+][OH^-]$$

$$\log K_w = \log ([H^+][OH^-])$$

$$-\log(1 \times 10^{-14}) = -\log H^+ -\log OH^-$$

A partir de las definiciones de pH y pOH, se obtiene:

$$14 = pH + pOH$$

FUERZA DE LOS ÁCIDOS Y LAS BASES

Como ya se explicó anteriormente, los ácidos fuertes son electrólitos fuertes que, para fines prácticos, se supone que se ionizan completamente en el agua. La mayoría de los ácidos fuertes son ácidos inorgánicos como el ácido clorhídrico (HCl), el ácido nítrico (HNO_3), el ácido perclórico ($HClO_4$) y el ácido sulfúrico (H_2SO_4). En el equilibrio, las disoluciones de los ácidos fuertes carecen de moléculas de ácido sin ionizar.

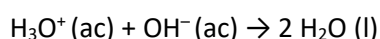
La mayor parte de los ácidos son ácidos débiles, los cuales se ionizan, sólo en forma limitada, en el agua. En el equilibrio, las disoluciones acuosas de los ácidos débiles contienen



una mezcla de moléculas del ácido sin ionizar, o sea el ácido inicial en estado puro, iones H_3O^+ y la base conjugada, sería el ion formado al sacarle el protón al ácido. Como ejemplos de ácidos débiles están el ácido fluorhídrico (HF), el ácido acético (CH_3COOH) y el ion amonio (NH_4^+). La ionización limitada de los ácidos débiles se relaciona mediante su constante de equilibrio de ionización, la cual se estudiará un poco más adelante.

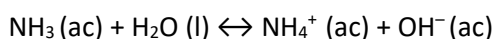
Igual que los ácidos fuertes, las bases fuertes son electrólitos fuertes que se ionizan completamente en agua. Los hidróxidos de los metales alcalinos y los de algunos metales alcalinotérreos son bases fuertes. Todos los hidróxidos de los metales alcalinos (los elementos que pertenecen al grupo 1 de la tabla periódica) son solubles. En el caso de los hidróxidos de los metales alcalinotérreos (los elementos que forman el grupo 2 de la tabla periódica), el $\text{Be}(\text{OH})_2$ y el $\text{Mg}(\text{OH})_2$ son insolubles; $\text{Ca}(\text{OH})_2$ y $\text{Sr}(\text{OH})_2$ son ligeramente solubles, y el $\text{Ba}(\text{OH})_2$ es soluble. Algunos ejemplos de bases fuertes son: el hidróxido de sodio (NaOH), el hidróxido de potasio (KOH) y el hidróxido de bario ($\text{Ba}(\text{OH})_2$), cuyas reacciones de ionización ya se presentaron anteriormente.

En sentido estricto, los hidróxidos de estos metales no son bases de Brønsted porque son incapaces de aceptar un protón. Sin embargo, el ion hidróxido (OH^-), que se forma cuando se ionizan, es una base de Brønsted porque puede aceptar un protón:



Entonces, cuando se dice que el NaOH o cualquier otro hidróxido metálico es una base, en realidad se hace referencia a la especie OH^- que se deriva del hidróxido.

Las bases débiles, igual que los ácidos débiles, son electrólitos débiles. El amoníaco es una base débil. En agua se ioniza en forma muy limitada:

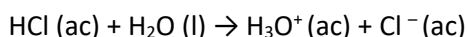


Observe que, a diferencia de los ácidos, el NH_3 no dona un protón al agua, sino que se comporta como una base al aceptar un protón de ésta para formar los iones NH_4^+ y OH^- .

Los pares conjugados ácido – base tienen las siguientes propiedades:

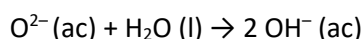
1. Si un ácido es fuerte, la fuerza de su base conjugada no puede medirse. Así, el ion Cl^- , que es la base conjugada del HCl, un ácido fuerte, es una base muy débil.

2. El H_3O^+ es el ácido más fuerte que puede existir en disolución acuosa. Los ácidos más fuertes que el H_3O^+ reaccionan con el agua para producir H_3O^+ y sus bases conjugadas correspondientes. Así, el HCl, que es un ácido más fuerte que el H_3O^+ , reacciona completamente con el agua para formar H_3O^+ y Cl^- :



Los ácidos más débiles que el H_3O^+ reaccionan con el agua en una proporción mucho menor para formar H_3O^+ y sus bases conjugadas correspondientes.

3. El ion OH^- es la base más fuerte que puede existir en disolución acuosa. Las bases más fuertes que el OH^- reaccionan con agua para producir OH^- y sus ácidos conjugados correspondientes. Por ejemplo, el ion óxido (O^{2-}) es una base más fuerte que el OH^- , por lo que reacciona completamente con el agua como sigue:



Por esta razón el ion óxido no existe en disoluciones acuosas, dado que enseguida reacciona formando el ion hidróxido.

	Ácido	Base conjugada	
Aumenta la fuerza del ácido	Ácidos fuertes	HClO ₄ (ácido perclórico)	ClO ₄ ⁻ (ion perclorato)
		HI (ácido yodhídrico)	I ⁻ (ion yoduro)
		HBr (ácido bromhídrico)	Br ⁻ (ion bromuro)
		HCl (ácido clorhídrico)	Cl ⁻ (ion cloruro)
		H ₂ SO ₄ (ácido sulfúrico)	HSO ₄ ⁻ (ion hidrogenosulfato)
	Ácidos débiles	HNO ₃ (ácido nítrico)	NO ₃ ⁻ (ion nitrato)
		H ₃ O ⁺ (ion hidronio)	H ₂ O (agua)
		HSO ₄ ⁻ (ion hidrogenosulfato)	SO ₄ ²⁻ (ion sulfato)
		HF (ácido fluorhídrico)	F ⁻ (ion fluoruro)
		HNO ₂ (ácido nitroso)	NO ₂ ⁻ (ion nitrito)
	HCOOH (ácido fórmico)	HCOO ⁻ (ion formato)	
	CH ₃ COOH (ácido acético)	CH ₃ COO ⁻ (ion acetato)	
	NH ₄ ⁺ (ion amonio)	NH ₃ (amoníaco)	
	HCN (ácido cianhídrico)	CN ⁻ (ion cianuro)	
	H ₂ O (agua)	OH ⁻ (ion hidróxido)	
	NH ₃ (amoníaco)	NH ₂ ⁻ (ion amiduro)	
			Aumenta la fuerza de la base

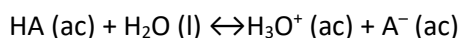
Figura 6.5: Ácidos y sus respectivas bases conjugadas.

Fuente: Química, R. Chang. 10ª Edición.

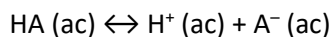
Como se puede observar en la figura, cuando un ácido es fuerte, su base conjugada es débil, y viceversa.

Ácidos débiles y la constante de ionización de un ácido

Como ya se dijo, existen relativamente pocos ácidos fuertes. La mayoría de los ácidos son débiles. Se considera un ácido monoprótico débil, HA. Su ionización en agua se representa como:



O en forma simple:



La expresión del equilibrio para esta ionización sería la siguiente:

$$k_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

donde K_a, la constante de ionización de un ácido, es la constante de equilibrio para la ionización de un ácido. A cierta temperatura, la fuerza del ácido HA se mide cuantitativamente mediante la magnitud de K_a. Cuanto mayor sea el valor de K_a, el ácido será más fuerte, es decir, mayor será la concentración de iones H⁺ en el equilibrio, debido a su ionización. Sin embargo, se debe recordar que sólo los ácidos débiles tienen valores de K_a asociados con ellos.



En la tabla 6.4 se presentan los valores de K_a , a 25 °C, de algunos ácidos débiles, en orden decreciente de fuerza de acidez. Aunque todos son ácidos débiles, en el grupo hay una gran variación en su fuerza. Por ejemplo, la K_a para HF ($7,1 \times 10^{-4}$) es casi 1,5 millones de veces mayor que la del HCN ($4,9 \times 10^{-10}$).

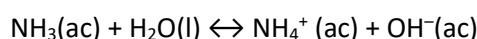
Por lo general, se puede calcular la concentración de ion hidrógeno o el pH de una disolución ácida en equilibrio a partir de la concentración inicial del ácido y del valor de su K_a .

Tabla 6.4: Constantes de ionización de algunos ácidos y sus bases conjugadas				
Nombre del ácido	Fórmula	K_a	Base conjugada	K_b
Ácido fluorhídrico	HF	$7,1 \times 10^{-4}$	F^-	$1,4 \times 10^{-11}$
Ácido nitroso	HNO_2	$4,5 \times 10^{-4}$	NO_2^-	$2,2 \times 10^{-11}$
Ácido acetilsalicílico	$C_9H_8O_4$	$3,0 \times 10^{-4}$	$C_9H_7O_4^-$	$3,3 \times 10^{-11}$
Ácido fórmico	HCOOH	$1,7 \times 10^{-4}$	$HCOO^-$	$5,9 \times 10^{-11}$
Ácido ascórbico	$C_6H_8O_6$	$8,0 \times 10^{-5}$	$C_6H_7O_6^-$	$1,3 \times 10^{-10}$
Ácido benzoico	C_6H_5COOH	$6,5 \times 10^{-5}$	$C_6H_5COO^-$	$1,5 \times 10^{-10}$
Ácido acético	CH_3COOH	$1,8 \times 10^{-5}$	CH_3COO^-	$5,6 \times 10^{-10}$
Ácido cianhídrico	HCN	$4,9 \times 10^{-10}$	CN^-	$2,0 \times 10^{-5}$

Fuente: Química, R. Chang. 10ª Edición.

Bases débiles y la constante de ionización de una base

La ionización de las bases débiles puede analizarse de la misma manera que la ionización de los ácidos débiles. Cuando el amoníaco se disuelve en agua, se lleva a cabo la siguiente reacción:



Y la constante de equilibrio está dada por:

$$k = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3][H_2O]}$$

En comparación con la concentración total de agua, en esta reacción se consumen muy pocas moléculas de ésta, por lo que $[H_2O]$ puede tratarse como una constante, este es el justificativo de porque en las constantes de equilibrios no se tienen en cuenta las concentraciones de los compuestos que aparecen en estado sólido o líquido. Entonces, la constante de ionización de una base (K_b), que es la constante de equilibrio para la reacción de ionización de la base, puede escribirse como:

$$k_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

Del mismo modo que se presentó para los ácidos débiles, en la tabla 6.5 se incluye algunas bases débiles comunes y sus constantes de ionización. La basicidad de estos compuestos se da porque uno de los nitrógenos de sus moléculas tiene un par libre de electrones que le permite admitir un protón. En cuanto a los ácidos conjugados, tienen una carga total + que corresponde al haber aceptado un H^+ .

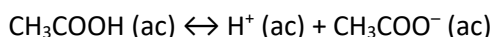


Tabla 6.5: Constantes de ionización de algunas bases y sus ácidos conjugadas				
Nombre del ácido	Fórmula	K _a	Base conjugada	K _b
Etilamina	C ₂ H ₅ NH ₂	5,6 x 10 ⁻⁴	C ₂ H ₅ NH ₃ ⁺	1,8 x 10 ⁻¹¹
Metilamina	CH ₃ NH ₂	4,4 x 10 ⁻⁴	CH ₃ NH ₃ ⁺	2,3 x 10 ⁻¹¹
Amoníaco	NH ₃	1,8 x 10 ⁻⁵	NH ₄ ⁺	5,6 x 10 ⁻¹⁰
Piridina	C ₅ H ₅ N	1,7 x 10 ⁻⁹	C ₅ H ₅ NH ⁺	5,9 x 10 ⁻⁹
Anilina	C ₆ H ₅ NH ₂	3,8 x 10 ⁻¹⁰	C ₆ H ₅ NH ₃ ⁺	2,6 x 10 ⁻⁵
Cafeína	C ₈ H ₁₀ N ₄ O ₂	5,3 x 10 ⁻¹⁴	C ₈ H ₁₁ N ₄ O ₂ ⁺	0,19
Urea	(NH ₂) ₂ CO	1,5 x 10 ⁻¹⁴	NH ₂ CO NH ₃ ⁺	0,67

Fuente: Química, R. Chang. 10^o Edición.

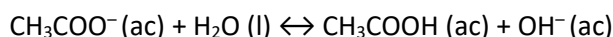
Relación entre las constantes de ionización de los ácidos y sus bases conjugadas

Se puede encontrar una relación importante entre la constante de ionización de un ácido y la constante de ionización de su base conjugada, se toma el ácido acético como ejemplo:



$$k_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

La base conjugada, CH₃COO⁻, suministrada por una disolución de acetato de sodio (CH₃COONa), reacciona con el agua de acuerdo con la ecuación:



Posteriormente, la constante de ionización de la base se escribe como:

$$k_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

Si se multiplican las dos constantes de ionización, se obtendría:

$$k_a k_b = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \times \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

Si se cancelan los términos semejantes, la ecuación quedaría de la siguiente manera:

$$k_a k_b = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

Teniendo en cuenta la constante de ionización del agua, k_w, se sabe que la misma surge del producto de las concentraciones de H⁺ y OH⁻, por lo tanto:

$$k_a k_b = k_w$$

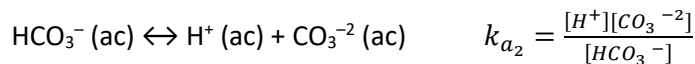
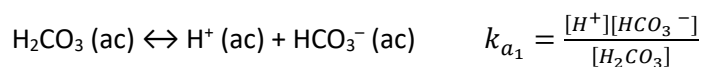
Esto se cumple para cualquier par conjugado ácido – base.

Observando todo lo visto hasta el momento, estas ecuaciones explican por qué cuanto más fuerte es un ácido (mayor K_a), su base conjugada será más débil (menor K_b), y viceversa, como se puede ver también en las tablas 6.4 y 6.5, presentadas anteriormente.

Para terminar, se debe tener en cuenta que, si se está en presencia de un ácido diprótico o poliprótico, se tienen 2 o más k_a, una para cada ionización. Por ejemplo, el ácido carbónico es



un ácido diprótico, por lo tanto, va a presentar dos reacciones de ionización y dos constantes ácidas, lo mismo se muestra a continuación:

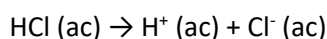


Vale prestar atención, que la base conjugada de la primera etapa de ionización se convierte en el ácido en la segunda etapa de ionización.

Ejercicios de aplicación ácidos y bases fuertes

Como ya se ha mencionado, conocer la fuerza de un ácido o de una base, permite calcular el pH de una solución ácida o básica.

Cuando el ácido es fuerte, se dijo que el mismo inmediatamente en contacto con el agua, se ionizan por completo, esto quiere decir que no va a existir más en la solución la especie original, sino que sólo se van a observar la base conjugada y el protón liberado. Por ejemplo, se tiene una solución 0,0010 M de HCl:



Se realiza la tabla 6.6, para detallar el comportamiento de las especies en cada etapa de la ionización. Como se puede observar, toda la cantidad presente de ácido reacciona para dar los correspondientes reactivos:

Tabla 6.6: Variación de las concentraciones de las especies durante las distintas etapas de la reacción			
Especies	HCl	H ⁺	Cl ⁻
Concentraciones iniciales	C _a	0	0
Ionización	- C _a	C _a	C _a
Concentraciones en el equilibrio	C _a - C _a = 0	C _a	C _a

La concentración del ácido inicial es [HCl] = 0,001 M, lo que sería [HCl] = 0,001 moles/L = C_a. Esto quiere decir que inicialmente hay 0,001 moles/L de HCl, los cuales van a formar 0,001 moles/L de H⁺, dado que la ionización es completa. Entonces, utilizando la fórmula de pH:

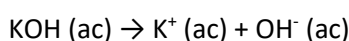
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log C_a$$

$$\text{pH} = -\log[0,001]$$

$$\text{pH} = 3$$

Lo que resulta totalmente obvio, dado que al tratarse de una solución ácida el pH tiene que ser menor a 7; cabe aclarar que, si la concentración del ácido fuera más alta, el pH se acercaría más a 1 (el valor más ácido de pH).

El mismo camino se toma cuando se trabaja con una base fuerte, ya se explicó que esta, también, apenas entra en contacto con el agua, se ioniza completamente, y sólo se van a observar en la solución el ácido conjugado y el ion OH⁻ liberado. Por ejemplo, se tiene una solución 0,76 M de KOH:





En este caso, la concentración de la base inicial es $[KOH] = 0,76 \text{ M}$, lo que sería $[KOH] = 0,76 \text{ moles/L}$. Esto quiere decir que inicialmente hay $0,76 \text{ moles/L}$ de KOH , los cuales van a formar $0,76 \text{ moles/L}$ de OH^- , dado que la ionización es completa. A diferencia de lo que ocurre con los ácidos, este dato permite calcular el pOH de la solución:

$$pOH = -\log[OH^-]$$

$$pOH = -\log[0,76]$$

$$pOH = 0,12$$

Una vez conocido el valor del pOH , con la siguiente fórmula, vista anteriormente se calcula el valor del pH .

$$14 = pH + pOH$$

$$14 = pH + 0,12$$

$$pH = 13,88$$

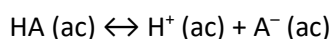
Lo que resulta muy lógico, dado que, por ser una solución básica, su pH tiene que ser mayor a 7; y además al tener una alta concentración de la base, el pH tiende a acercarse más a 14 (el valor más básico de pH).

Para el cálculo de pH de soluciones de ácidos y bases débiles se procede de otra manera.

Ejercicios de aplicación ácidos y bases débiles

Los ácidos y bases débiles están parcialmente disociados, quedando una proporción de ácido o base sin disociar. En este tipo de ejercicios se deben tener en cuenta las constantes de ionización.

Para el tratamiento de este tipo de ácidos, se supone una solución del ácido débil HA , con una concentración de $[HA] = Ca$. Como ya se sabe, estos no producen una disociación completa, sino que, en la solución, después de un tiempo van a estar presentes las siguientes especies: HA , H^+ , A^- :



El problema que surge en este tipo de ejercicios es que no se sabe que concentración va a tener cada una de las especies en el equilibrio químico, para calcular eso, se realiza la siguiente tabla 6.7,

Tabla 6.7: Variación de las concentraciones de las especies durante las distintas etapas de la reacción			
Especies	HA	H⁺	A⁻
Concentraciones iniciales	Ca	0	0
Ionización	- X	X	X
Concentraciones en el equilibrio	Ca -X	X	X

Se sabe que en la etapa inicial de la ionización el ácido va a tener su concentración inicial, y que tanto su base conjugada como el H^+ van a tener una concentración igual a 0. Ahora, se supone que en el momento del equilibrio la concentración de la base conjugada y del H^+ van a ser igual a "X", de tal modo, la concentración del ácido va a ser igual a su concentración inicial menos lo que se disoció, que sería "X".



A partir de estas suposiciones se plantea la fórmula de la constante ácida de ionización, y se reemplaza con sus correspondientes valores:

$$k_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

Si la concentración de H^+ en el equilibrio es igual a X y, además, a la base conjugada del ácido; se puede decir que $[H^+] = [A^-] = X$

$$k_a = \frac{[H^+][H^+]}{C_a}$$

$$k_a = \frac{[H^+]^2}{C_a}$$

$$\sqrt{k_a C_a} = [H^+]$$

De esta forma se conoce la concentración de H^+ en el equilibrio, lo cual permite, posteriormente, calcular el pH de la solución.

Si la situación, en cambio, fuera una solución de una base débil, se efectúa un tratamiento similar para calcular la concentración de OH^- , luego el pOH y finalmente el pH. El cálculo de la concentración de OH^- se calcula como sigue:

$$\sqrt{k_b C_b} = [OH^-]$$

Donde, C_b es la concentración de la base antes de la ionización, y k_b , su constante básica.

SOLUCIONES AMORTIGUADORAS

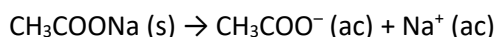
Una disolución amortiguadora, reguladora o tampón es una disolución de un ácido débil o una base débil y su sal; es decir, ambos componentes deben estar presentes. La disolución tiene la capacidad de resistir los cambios del pH cuando se agregan pequeñas cantidades de ácido o de base. Las disoluciones amortiguadoras son muy importantes en los sistemas químicos y biológicos. El pH en el cuerpo humano varía mucho de un fluido a otro; por ejemplo, el pH de la sangre está alrededor de 7,4, en tanto que el del jugo gástrico humano puede ser de 1,5. En gran parte, estos valores del pH, que son muy importantes para el funcionamiento adecuado de las enzimas y del balance de la presión osmótica, se mantienen por acción de los sistemas amortiguadores.

Una disolución amortiguadora debe contener una concentración relativamente grande de ácido para reaccionar con los iones OH^- que se le añadan; y también debe contener una concentración semejante de base para neutralizar los iones H^+ que se le agreguen. Además, los componentes ácidos y básicos del amortiguador no deben consumirse el uno al otro en una reacción de neutralización. Estos requerimientos se satisfacen con un par conjugado ácido – base, por ejemplo, un ácido débil y su base conjugada (suministrada por una sal) o una base débil y su ácido conjugado (suministrado por una sal).

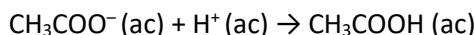
Una disolución amortiguadora simple se puede preparar al mezclar cantidades molares semejantes de ácido acético (CH_3COOH) y de su sal acetato de sodio (CH_3COONa) en medio acuoso. Se supone que las concentraciones en el equilibrio del ácido y de la base conjugada (que proviene del CH_3COONa) son iguales a las concentraciones iniciales. Una disolución que



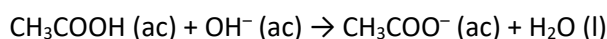
contenga estas dos sustancias tiene la capacidad de neutralizar un ácido o una base que se le agregue. El acetato de sodio, un electrólito fuerte, se disocia por completo en agua.



Si se añade un ácido, la base conjugada CH_3COO^- del sistema amortiguador consumirá los iones H^+ de acuerdo con la ecuación:



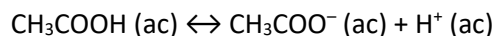
Si se añade una base al sistema amortiguador, el ácido de éste neutraliza los iones OH^- :



La capacidad amortiguadora, es decir, la efectividad de la disolución amortiguadora, depende de la cantidad de ácido y de base conjugada que tenga la disolución. Cuanto mayor sea esta cantidad, mayor será la capacidad amortiguadora.

Un sistema amortiguador suele representarse como sal – ácido o base conjugada – ácido. Así, el sistema amortiguador de acetato de sodio – ácido acético puede escribirse como $\text{CH}_3\text{COONa}/\text{CH}_3\text{COOH}$ o como $\text{CH}_3\text{COO}^-/\text{CH}_3\text{COOH}$.

Para explicar cómo se calcula el pH de una solución amortiguadora, se toma como ejemplo la disolución anterior, suponiendo que la concentración del ácido en la solución es $[\text{CH}_3\text{COOH}] = C_a$, y que la concentración de la sal es de $[\text{CH}_3\text{COONa}] = C_s$. Puesto que el acetato sódico es una sal que se encuentra totalmente disociada, la reacción en la que se debe hacer hincapié es la siguiente:



Se realiza la tabla 6.8 para observar lo que sucede con cada especie que interviene durante todas las etapas de la reacción.

Tabla 6.8: Variación de las concentraciones de las especies durante las distintas etapas de la reacción			
Especies	CH_3COOH	CH_3COO^-	H^+
Concentraciones iniciales	C_a	C_s	0
Ionización	- X	X	X
Concentraciones en el equilibrio	$C_a - X$	$C_s + X$	X

Vale aclarar, que, en el caso de las soluciones amortiguadoras, inicialmente ya hay presencia de la base conjugada, dado que antes de que comience la ionización del ácido, el sistema tiene una determinada cantidad de sal.

Una vez conocidas las concentraciones de cada especie en el equilibrio, se reemplazan en la ecuación de la constante de ionización ácida del CH_3COOH .

$$k_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$k_a = \frac{[\text{H}^+]C_s}{C_a}$$



Se despeja de esta ecuación $[H^+]$:

$$[H^+] = \frac{k_a C_a}{C_s}$$

Aplicando el logaritmo negativo a $[H^+]$, se obtiene el pH de la solución. Entonces:

$$-\log[H^+] = -\log\left(\frac{k_a C_a}{C_s}\right)$$

$$pH = pk_a + \log\left(\frac{C_s}{C_a}\right)$$

Para un sistema amortiguador formado por una base débil y su ácido conjugado, se calcula de manera análoga al pH, el pOH. Lo que permite posteriormente calcular el pH.

$$pOH = pk_b + \log\left(\frac{C_s}{C_b}\right)$$