

Unidad 5: Ácidos y bases

1. Concepto de ácido y base

Los ácidos y las bases forman parte, hoy en día, de nuestra vida cotidiana pero existen y han sido utilizados desde la Antigüedad en muchas actividades como la metalurgia, la producción de tintes o el curtido de las pieles. Actualmente, son frecuentes en productos de limpieza como el amoníaco o en la alimentación como el vinagre o el limón.

Los alquimistas en la Edad Media usaron los ácidos como disolventes de los metales con la intención de obtener oro. Los árabes emplearon sustancias denominadas álcalis cáusticos que hoy llamamos hidróxidos o bases; las más antiguas conocidas son la sosa (hidróxido de sodio) y la potasa (hidróxido de potasio) que se obtenían a partir de cenizas de vidrio o del jabón. También conocían otras bases, como el amoníaco, que se obtenían por descomposición de sustancias como la urea.

El vinagre contiene uno de los ácidos orgánicos más antiguos conocidos, el ácido acético; y entre los ácidos inorgánicos cabe destacar unas sustancias que se denominaban espíritus, porque al descomponerse daban lugar a gases, como el ácido clorhídrico, el ácido nítrico (procedente del mineral nitro) y el ácido sulfúrico (llamado vitriolo). Incluso la combinación de los dos últimos era conocida como agua regia, por ser capaz de disolver un metal precioso, el oro.

Tanto los ácidos como las bases se encuentran en muchos productos utilizados en la vida cotidiana para la alimentación (en frutas y otros alimentos) o la higiene.

Hoy es conocida su importancia en todo tipo de industrias –siderúrgica, farmacéutica, alimentación, curtidos, etc.– e incluso en las reacciones que tienen lugar en los seres vivos, pues muchas reacciones bioquímicas pueden modificarse con una transformación de las sustancias internas del organismo. Un exceso o defecto de sus cantidades relativas puede producir problemas significativos de salud.

1.1- Propiedades de los ácidos

- Tienen sabor agrio (limón, vinagre...).
- En disolución acuosa enrojecen la tintura o papel de tornasol.
- Enrojecen otros colorantes vegetales.
- Decoloran la fenolftaleína, enrojecida por las bases.
- Producen efervescencia con el carbonato de calcio (mármol).
- Reaccionan con algunos metales (como el cinc, hierro...), desprendiendo hidrógeno.
- Neutralizan la acción de las bases.
- En disolución acuosa dejan pasar la corriente eléctrica, experimentando ellos, al mismo tiempo, una descomposición química.
- Concentrados, destruyen los tejidos biológicos vivos (son corrosivos para la piel).
- Disuelven sustancias de diversa naturaleza.
- Pierden sus propiedades al reaccionar con bases.

1.2 Propiedades de las bases

- Tienen sabor cáustico o amargo (lejía).
- En disolución acuosa azulean el papel o tintura de tornasol.
- Dan color azul a ciertos colorantes vegetales.
- Enrojecen la disolución alcohólica de la fenolftaleína.
- Producen una sensación untuosa al tacto (similar a las grasas).
- Precipitan sustancias disueltas por ácidos.
- Neutralizan la acción de los ácidos.
- En disolución acuosa dejan pasar la corriente eléctrica, experimentando ellas, al mismo tiempo, una descomposición química.
- Son suaves al tacto pero corrosivas con la piel (destruyen los tejidos vivos).
- Disuelven las grasas y el azufre.
- Pierden sus propiedades al reaccionar con ácidos.
- Se usan en la fabricación de jabones a partir de grasas y aceites.

Ácidos



Bases



Dado que las reacciones químicas y casi todos los procesos biológicos se llevan a cabo en medio acuoso, es importante considerar las propiedades de las soluciones acuosas. Cuando un soluto y un disolvente dan origen a una disolución, esta presenta ciertas propiedades que difieren de las correspondientes a las sustancias puras.

Los solutos en disolución se pueden dividir en dos categorías:

- 1- Electrolito: solutos que cuando se disuelven en agua, forma una disolución que conduce la corriente eléctrica. Los electrólitos a su vez pueden ser fuertes cuando están totalmente disociados, y débiles cuando están parcialmente ionizados.

Ejemplo: El ácido clorhídrico, HCl, es un electrólito fuerte.

El ácido acético, CH₃COOH, es un electrólito débil.

- 2- No electrolito: Solute que no conduce la corriente eléctrica cuando esta disuelta en agua.

Ejemplo: El azúcar es un no electrólito

A finales del siglo XIX y a principios del siglo XX se formularon las grandes teorías acerca de la naturaleza del comportamiento de los ácidos y las bases; éstas son las teorías de Arrhenius, de Brønsted Lowry y de Lewis.

1.3 Teoría de Arrhenius

El químico sueco **Svante August Arrhenius** (1859-1927) en 1880 encontró diferencias significativas en las propiedades coligativas de las disoluciones en los casos de disoluciones de electrolitos respecto de las de no electrolitos. En su tesis doctoral consideró que los electrolitos en disolución eran capaces de disociarse en varios iones y así justificar los valores anormalmente altos de la conductividad eléctrica de estas disoluciones. Así definió:

Los **ácidos** como electrolitos que contienen hidrógeno y que, disueltos en agua, producen iones H⁺ en mayor proporción que la existente en el agua pura.

Los iones H⁺, por su pequeño tamaño, no pueden existir libres en disolución acuosa, pues crean a su alrededor un intenso campo eléctrico que atrae una nueva molécula de agua formando iones hidronio: H₃O⁺. El proceso es fuertemente exotérmico y espontáneo:

Del mismo modo, Arrhenius definió:

Una **base** como una sustancia que, disuelta en agua, produce iones OH⁻ en exceso respecto a la proporción existente en el agua pura.

Limitaciones de la teoría de Arrhenius:

- Sólo es válida para disoluciones acuosas.
- No es capaz de explicar el comportamiento de todas las bases, por ejemplo, el NH₃ y Na₂CO₃, en las cuales no aparece el ion OH⁻, pero poseen propiedades básicas.

Tales limitaciones hicieron necesaria una teoría, cuya justificación ácido-base girara en torno al proceso de transferencia de protones.

La teoría de Arrhenius permite una consideración semicuantitativa del comportamiento de las disoluciones ácidas y básicas. Cuando en una disolución la concentración de iones H^+ es mayor que la de iones OH^- , se dice que es ácida.



En cambio, se llama básica o alcalina a la disolución cuya concentración de iones H^+ es menor que la de iones OH^- .



Una solución es neutra cuando su concentración de iones H^+ es igual a la de iones OH^- . El agua pura es neutra porque en ella:

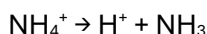
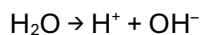


1.4 Teoría de Brønsted-Lowry

Una definición más general que la de Arrhenius fue propuesta en 1923 por el químico danés Johannes Brønsted y por el inglés Thomas Lowry, quienes enunciaron por separado que:

Una sustancia **ácida** es aquella que puede donar iones H^+ al medio, igual que los ácidos de la definición de Arrhenius, pero sin necesidad de una disolución acuosa.

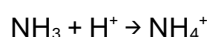
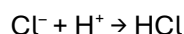
Esto amplía las sustancias que pueden considerarse ácidas a algunas moléculas (H_2O) o iones como el NH_4^+ .



Y a diferencia de Arrhenius, definieron:

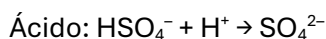
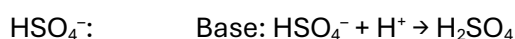
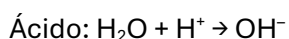
Una **base** como una sustancia que puede aceptar iones H^+ del medio.

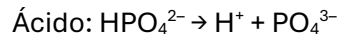
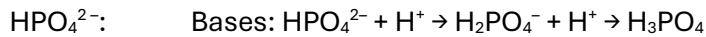
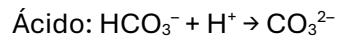
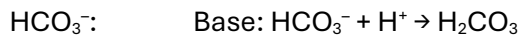
Por ejemplo:



Los procesos ácido-base son simultáneos; tiene que haber un ácido que ceda un protón para que una base lo acepte. Por ello, estas reacciones pueden considerarse como **reacciones de transferencia de protones**.

Gracias a esta teoría se descubrió que hay sustancias que pueden actuar como ácido o como base, un ejemplo es el agua. Estas sustancias se llaman **anfólitos, sustancias anfipróticas o anfóteras**. También presentan estas características las sustancias iónicas procedentes de la disociación parcial de ácidos polipróticos de Arrhenius. Por ejemplo:

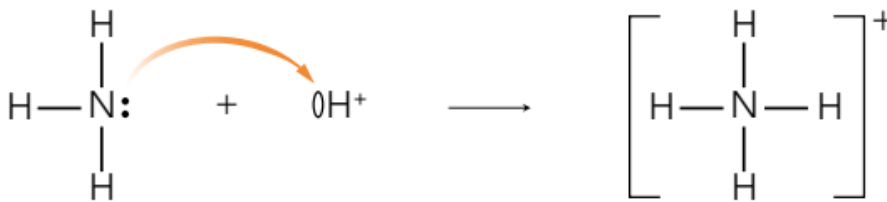




1.5 Teoría de Lewis

Una definición más general sobre ácidos y bases fue propuesta por **Gilbert Lewis (1875-1946)**, quien describió que:

Un **ácido** es una sustancia que puede aceptar un par de electrones y una **base** es la que puede donar un par electrónico.

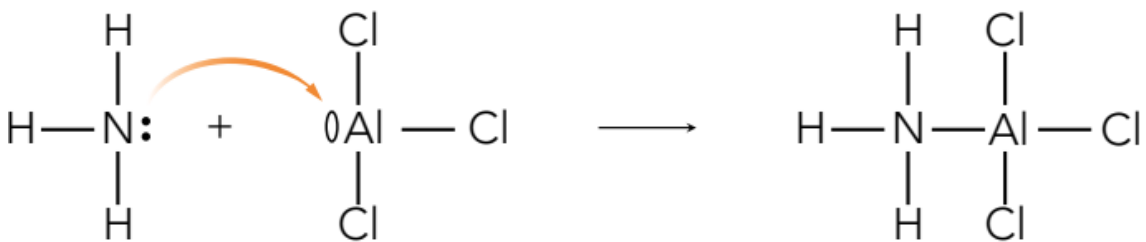


Base de Lewis

Ácido de Lewis

El ácido debe tener su octeto de electrones incompleto y la base debe tener algún par de electrones sin compartir. El amoníaco es una base de Lewis típica y el trifluoruro de boro o el tricloruro de aluminio son modelos de ácidos de Lewis.

La reacción de un ácido con una base de Lewis da como resultado un compuesto de adición.



Base de Lewis

Ácido de Lewis

Compuesto de adición

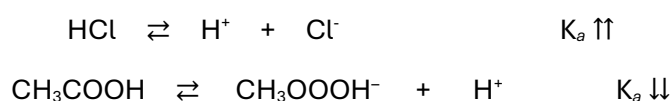
De esta forma se incluyen sustancias que se comportan como ácidos, pero no cumplen la definición de Brønsted-Lowry, y suelen ser denominadas ácidos de Lewis. Según esto, el ion H^+ es un ácido de Lewis (tiene vacío el orbital 1s, en el que puede alojar un par de electrones). Todos los ácidos de Brønsted-Lowry son también ácidos de Lewis.

2. Fuerza de los ácidos y las bases

2.1 Ácidos fuertes y débiles

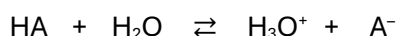
La fuerza de un ácido o la de una base está determinada por su tendencia a ceder o tomar iones H^+ . Los ácidos pueden dividirse en fuertes (HCl , H_2SO_4 , HNO_3 ...) y débiles (HPO_4^{2-} , CH_3COOH , H_2CO_3 ...).

Las moléculas de los ácidos fuertes se disocian de forma prácticamente total al ser disueltos en agua. Los ácidos débiles solo ionizan una pequeña proporción de sus moléculas. Por ello, para una misma concentración de ácido, la concentración de iones H^+ es mayor en las disoluciones de ácidos fuertes que en las de ácidos débiles.



La distinción entre ácidos fuertes y ácidos débiles depende tanto del disolvente como de las propiedades de los ácidos. Un ácido cederá fácilmente protones a un disolvente que tenga fuerte tendencia a captarlos, comportándose como ácido fuerte en este caso, y viceversa. Para establecer una lista comparativa de la fuerza relativa de los diferentes ácidos, se usa el mismo disolvente: el agua.

Un ácido en disolución acuosa se disocia según el siguiente equilibrio:



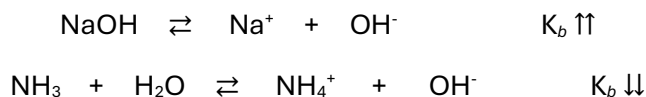
Su constante de equilibrio (**constante de acidez**):

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]}$$

Cuanto mayor sea K_a , más fuerte será el ácido.

2.2 Bases fuertes y débiles

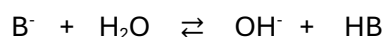
Se puede hacer el mismo razonamiento con las bases. Las bases también pueden dividirse en fuertes ($NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$...) y débiles (NH_3 , trimetilamina, anilina...). Las primeras se disocian completamente en disolución. Al igual que para ácidos débiles, las constantes de disociación de las bases débiles (K_b) están relacionadas con su fuerza como bases.



La distinción entre bases fuertes y bases débiles depende también del disolvente y de las propiedades de las bases. Una base captará fácilmente protones de un disolvente que tenga fuerte tendencia a cederlos, comportándose como una base fuerte en este caso, y a la inversa.

Por tanto, si queremos establecer una lista para comparar la fuerza relativa de las diferentes bases, la tendremos que hacer usando el mismo disolvente. Se ha escogido para ese fin el agua, como en los ácidos.

Una base en disolución acuosa se disocia según el siguiente equilibrio:



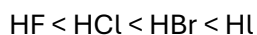
Su constante de equilibrio (**constante de basicidad**):

$$K_b = \frac{[HB] \cdot [OH^-]}{[B^-]}$$

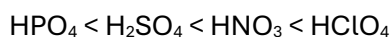
Cuanto mayor sea la K_b , más fuerte será la base.

Se ha comprobado experimentalmente que la fuerza de los ácidos está relacionada con la estructura de su molécula:

- En el caso de los ácidos hidrácidos, la afinidad protónica disminuye al aumentar el tamaño del anión. Este hecho facilita la ionización, y la fuerza del ácido se incrementa:



- Para los oxoácidos, la mayor electronegatividad del átomo central facilita la ruptura del enlace O-H, la mayor disociación del protón, y por ello la mayor fuerza del ácido:



Para un mismo elemento central, el mayor número de oxígenos en la molécula polariza en mayor proporción el enlace O-H, facilita la ruptura de dicho enlace, y la fuerza del ácido aumenta.

Para poder saber de forma matemática la fuerza de un ácido o una base (en ácido o bases débiles) se define el **grado de disociación, o ionización**, como la fracción de moléculas disociadas o ionizadas respecto a las iniciales.

Se puede expresar en **tanto por uno** o **tanto por ciento** (%). Cuanto menor sea el grado de disociación, el ácido o la base serán más débiles:

Ácidos

débiles:

$$\alpha = \frac{C_{ionizada}}{C_{inicial}} = \frac{[H_3O^+]}{[HA]}; \quad \alpha (\%) = \frac{C_{ionizada}}{C_{inicial}} \cdot 100 = \frac{[H_3O^+]}{[HA]} \cdot 100$$

Bases

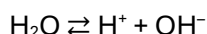
débiles:

$$\alpha = \frac{C_{ionizada}}{C_{inicial}} = \frac{[OH^-]}{[B]}; \quad \alpha (\%) = \frac{C_{ionizada}}{C_{inicial}} \cdot 100 = \frac{[OH^-]}{[B]} \cdot 100$$

3. Medida de la acidez. Concepto de pH

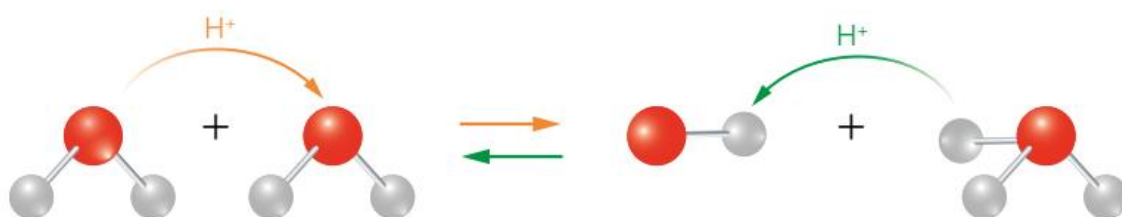
3.1 El producto iónico del agua

Medidas muy precisas de conductividad en agua bidestilada muestran que esta tiene cierta capacidad de conducción de la electricidad, lo que indica la presencia de algunos iones en ella. La ionización del agua se puede representar mediante la ecuación:



que se denomina autoionización, según la teoría de Arrhenius.

También se puede considerar según la teoría de Brønsted-Lowry, la reacción de autoprotólisis:



Este equilibrio tiene una constante K_a que viene dada por la expresión:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} = 1,82 \cdot 10^{-16} (T = 25 \text{ }^\circ\text{C})$$

cuyo valor es muy pequeño, puesto que hay muy pocas moléculas de agua que experimenten el proceso de autoprotólisis. Si la concentración del agua se mantiene prácticamente constante, puede incluirse en la constante de equilibrio, dando lugar a una nueva constante, llamada producto iónico del agua, K_w :

$$K_w = K_a \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14} (T = 25 \text{ }^\circ\text{C})$$

El pH es una forma de indicar el grado de acidez de una sustancia y equivale a la medida de la concentración de iones H_3O^+ en una disolución. Como las concentraciones de iones H_3O^+ y de OH^- son, en algunos casos, muy pequeñas, en 1909, el químico danés Sørensen definió el pH como:

El inverso del logaritmo decimal de la molaridad de los iones H_3O^+ en la disolución:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Los químicos usan el pH para indicar de forma precisa la acidez o basicidad de cualquier sustancia. Normalmente, oscila entre los valores:

0-7 pH (ácido) ← 7 pH (neutro) → 7-14 pH (básico)

De forma similar al $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ se ha definido el pOH:

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

Considerando ambas definiciones y el producto iónico del agua:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

Tomamos logaritmos y multiplicamos por (-1) ambos miembros. Nos queda:

$$\log[\text{H}_3\text{O}^+] + \log[\text{OH}^-] = \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

A nivel biológico, el pH es de gran importancia, ya que muchos de los procesos o reacciones que ocurren en los seres vivos están influenciados o regulados por él. Algunos ejemplos son:

- Los medicamentos tienen un pH específico para su duración y actividad.
- La acción de las enzimas digestivas depende de un pH = 2 (ácido), y se inactivan a un pH mayor.
- El grado de contaminación de las aguas se puede determinar por el valor del pH.
- El cultivo de microorganismos requiere un control del pH muy riguroso, pues grandes variaciones en él producen su muerte.

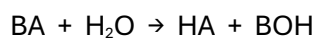
3.2 Medidas de pH

Existen distintas formas de medir el pH de una disolución:

- En el laboratorio, de forma aproximada, se puede conocer el pH de una disolución con el **papel indicador universal**.
- Una forma más precisa es usar los **pH-metros**, basados en la medida de la diferencia de potencial eléctrico en un potenciómetro calibrado en unidades de pH. Permiten medir el pH con gran rapidez y exactitud.
- Los indicadores son colorantes orgánicos, que cambian de color según estén en presencia de una sustancia ácida ($\text{pH} < 7$) o básica ($\text{pH} > 7$). Esta propiedad nos permite medir el pH de un medio. El cambio de color se debe a un cambio estructural inducido por la protonación o desprotonación de la especie química considerada.

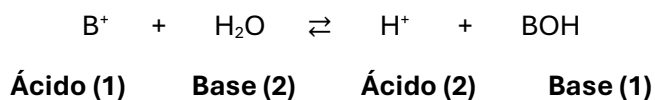
4. Hidrólisis de las sales

En la teoría de Arrhenius, la hidrólisis es un proceso opuesto a la neutralización en el que una sal reacciona con agua para obtener un ácido y una base:

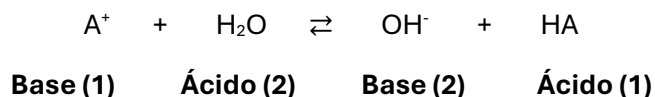


Las disoluciones de algunas sales, contrariamente a lo que se podía suponer a primera vista, presentan carácter ácido o básico. Cuando se disuelve carbonato de sodio o acetato de sodio, puede comprobarse que la disolución resultante es básica, y no neutra.

Este comportamiento ácido o básico de las disoluciones de algunas sales se debe a que, al menos, uno de los iones de la sal interacciona con el agua, según la teoría de Brønsted-Lowry, en un proceso denominado hidrólisis.



La disolución resultante tendría carácter ácido por la existencia de iones H^+ .



En este caso, la disolución resultante tendría carácter básico, por la existencia de iones OH^- .

Sal de ácido fuerte y base fuerte

Cuando sales como NaCl, KI, $NaNO_3$..., que provienen de la reacción entre un ácido fuerte y una base fuerte, se disuelven en agua, se disocian completamente:



El Cl^- (por provenir de un ácido fuerte, HCl) es una base débil, según la teoría de Brønsted-Lowry, incapaz de captar protones del agua. El Na^+ (por provenir de una base fuerte, NaOH) es un ácido débil, incapaz de producir H_3O^+ en el agua. Por tanto, en este caso, al no haber producción en exceso de H_3O^+ ni de OH^- :



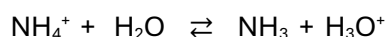
Sal de ácido fuerte y base débil

Un ejemplo de este tipo de sales es el cloruro de amonio, NH_4Cl , que proviene de la reacción entre un ácido fuerte, HCl, y una base débil, NH_3 .

Al disolver en agua el cloruro de amonio, se disocia completamente en sus iones:



El Cl^- (por provenir de un ácido fuerte) es una base débil incapaz de captar protones del agua. El NH_4^+ (por provenir de una base débil, NH_3) es un ácido relativamente fuerte, capaz de ceder un H^+ y producir exceso de H_3O^+ en el agua.



Por ello, en este caso, al haber producción neta de H_3O^+ :



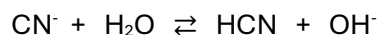
Sal de ácido débil y base fuerte

Un ejemplo de este tipo de sales es el cianuro de sodio, NaCN, que proviene de la reacción entre un ácido débil, HCN, y una base fuerte, NaOH.

Al disolver en agua el cianuro sódico, se disocia completamente en iones:



El Na^+ (por provenir de una base fuerte) es un ácido débil incapaz de producir H_3O^+ en el agua. El CN^- (por provenir de un ácido débil, HCN) es una base relativamente fuerte, capaz de captar protones del agua.



Por tanto, en este caso al haber producción neta de OH^- :



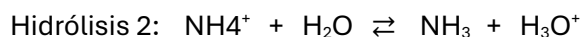
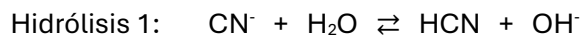
Sal de ácido débil y base débil

Un ejemplo de este tipo de sales es el cianuro de amonio NH_4CN , que proviene de la reacción entre un ácido débil, HCN, y una base débil, NH_3 .

Al disolver en agua el cianuro de amonio, se disociará completamente:



Ambos iones NH_4^+ y CN^- provienen de una base y un ácido débiles, y podrán ceder o captar protones al interactuar con el agua.

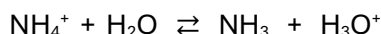
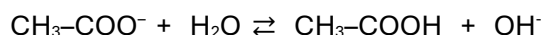


El carácter ácido o básico final de la disolución vendrá determinado por las respectivas concentraciones de los iones H_3O^+ y OH^- producidas.

En el caso del NH_4CN , el CN^- es más básico que ácido el NH_4^+ , es decir, predomina la hidrólisis 1, y como resultado:



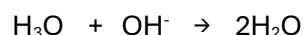
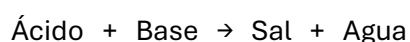
Puede darse también la posibilidad de que $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ y la disolución resultante sea ácida. En una situación extrema, como es el caso del acetato de amonio, $\text{CH}_3\text{-COONH}_4$, ambos procesos de hidrólisis de los iones $\text{CH}_3\text{-COO}^-$ y NH_4^+ se dan en la misma extensión y producen una cantidad igual de OH^- y H_3O^+ . Es decir:



5. Volumetrías de neutralización ácido-base

5.1 Neutralización

La reacción entre un ácido y una base se llama **neutralización**, y generalmente, es una reacción exotérmica. Cuando en la reacción participan un ácido fuerte y una base fuerte, se obtienen una sal y agua. En la neutralización se combinan iones hidronio e iones hidróxido para formar moléculas de agua y, durante el proceso, se forma una sal:



Si una de las especies es débil y la neutralización se produce en disolución acuosa, también se obtiene su respectiva especie conjugada y agua.

Neutralización	Sal disuelta
Ácido fuerte + Base fuerte \rightarrow Sal + Agua $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	Catión inerte + Anión inerte $\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
Ácido fuerte + Basedébil \rightarrow Sal $\text{HCl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$	Ácido/Base conjugados + Anión inerte $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ Cl^-
Ácidodébil + Base fuerte \rightarrow Sal + Agua $\text{HCN} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCN} + \text{H}_2\text{O}$	Ácido/Base conjugados + Catión inerte HCN / CN^- Na^+
Ácidodébil + Basedébil \rightarrow Sal $\text{HCN} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{CN}$	Ácidos Bases conjugados HCN y $\text{NH}_4^+ / \text{CN}^-$ y NH_3

5.2 Valoraciones ácido-base

Uno de los grandes avances de la química es poder conocer las concentraciones de las disoluciones, lo que permite entender cómo se producen las reacciones. Esto es lo que denominamos **conocimiento cuantitativo de una reacción**.

Para hacerlo, partimos de una disolución de concentración conocida (**valorante**), que hacemos reaccionar completamente con otra de concentración desconocida (**disolución valorada**); a esta técnica se la denomina **valoración**. Cuando se valoran disoluciones ácidas, hablamos de **acidimetrías** y cuando se valoran disoluciones básicas, las llamamos **alcalimetrías**.

En el caso de las valoraciones ácido-base, la reacción transcurre entre una disolución ácida y una básica hasta llegar a un punto final (denominado **punto de equivalencia**) donde se produce la **neutralización** entre el ácido y la base. En ese momento tiene lugar

un cambio brusco en el pH detectado por el **indicador** (que habremos añadido al inicio a la sustancia a valorar) o en su defecto, por un **pHmetro**.

Como consecuencia de la estequiometría de la reacción ácido-base podemos llegar a una ecuación para conocer rápidamente la concentración desconocida. Por ejemplo, si valoramos con un ácido monoprótico de concentración M , una base de concentración desconocida M' podemos escribir:

$$V_{\text{ácido}} \cdot M_{\text{ácido}} = V_{\text{base}} \cdot M'_{\text{base}}$$

Ahora bien, es muy importante fijarse en cuántos hidrógenos ácidos intervienen en la reacción de neutralización (cuántos hidrógenos intercambian el ácido y la base); es decir, la estequiometría de la reacción, pues habrá que tenerlo en cuenta al hacer los cálculos numéricos.

5.3 Curvas de valoración

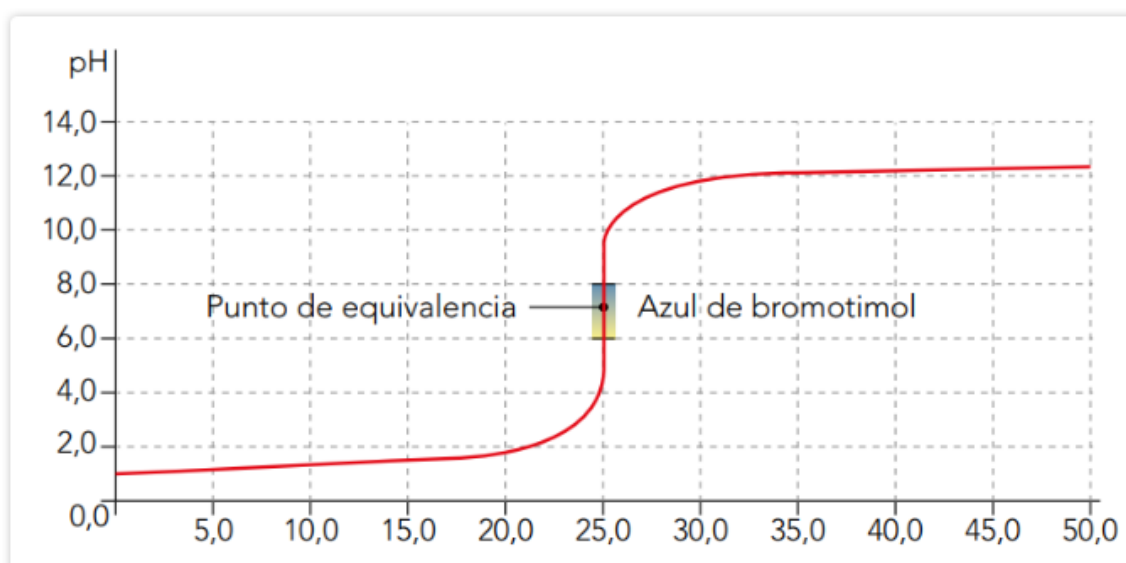
Para obtener las representaciones en diagramas cartesianos de los procesos de valoración de disoluciones ácidas (acidimetrías) por una base de concentración conocida, se indican los valores de pH en el eje vertical, frente a las cantidades de la disolución (base) de concentración conocida.

$$V_{\text{ácido}} \cdot M_{\text{ácido}} = V_{\text{base}} \cdot M'_{\text{base}}$$

Valoración de un ácido fuerte con una base fuerte

Sea la valoración de 50 mL de disolución de HCl 0,1 M con NaOH 0,1 M. Al principio del proceso, el pH de la disolución es 1, que corresponde al HCl 0,1 M. Al añadir poco a poco la disolución de NaOH, el pH va subiendo muy lentamente.

Al llegar a 25 mL añadidos de NaOH, el pH sube bruscamente. En el punto de equivalencia $\text{pH} = 7$, a 25 °C, ya que con la sal que se forma no se produce hidrólisis. Es preciso escoger el indicador adecuado, para el que corresponda al pH del punto de equivalencia dentro de su intervalo de viraje.



Valoración de un ácido débil con una base fuerte

Cuando se valora un ácido débil con una base fuerte, se producen dos diferencias respecto al caso anterior.

Al ser el ácido débil, el pH inicial es mayor, entre 3 y 4, por ello el cambio producido al acercarse al punto de equivalencia es menos acentuado.

La otra diferencia es que en el punto de equivalencia el pH > 7 (pH básico), debido a la hidrólisis.

