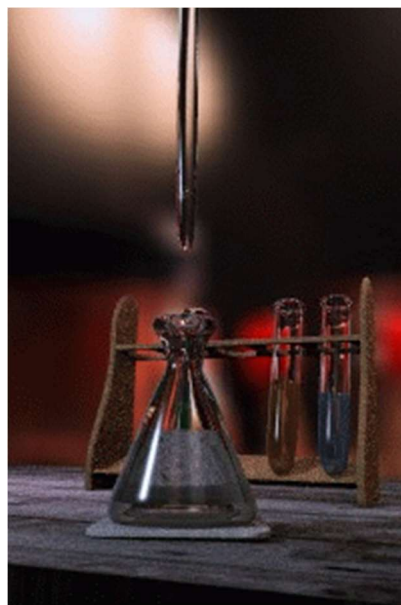


Ácidos y bases

Los ácidos y bases son sustancias conocidas desde la antigüedad. La primera clasificación se hizo basándose en la observación de propiedades comunes: ácidos, bases y sales. Muchos químicos y médicos pensaban entonces que todos los procesos de la vida eran reacciones entre ácidos y bases. Aunque esto no es del todo cierto, las reacciones del tipo ácido-base son quizás las más importantes, ya que muchas transformaciones bioquímicas pueden modificarse con una pequeña variación de la concentración de las sustancias ácidas.

Hoy día es muy conocido el análisis basado en reacciones ácido-base, y la aplicación de estas sustancias en todo tipo de industrias (siderúrgica, alimentación, curtidos, etc). Incluso suele tomarse como índice de desarrollo industrial de un país el nivel de producción de ciertos ácidos como sulfúrico y nítrico.

Por todo ello, es necesario conocer qué propiedades características tienen en común los ácidos y las bases, y también en qué se diferencian. ¿Por qué ciertas sustancias muestran estas propiedades?



Animación de [Freyre](#),
Creative commons

En este tema estudiarás la **evolución histórica del concepto de ácido y de base**, desde su descripción experimental hasta las diferentes teorías que explican que algunas sustancias tengan carácter ácido y otras básico.

Después del estudio cualitativo del carácter ácido-base de las sustancias, tratarás cuantitativamente estas reacciones introduciendo magnitudes que permiten comparar la fuerza ácida o básica de las diferentes sustancias según la teoría de Brönsted-Lowry, aplicando las leyes del equilibrio químico a sus disoluciones acuosas.

Por último, verás la **escala de acidez más usada, el pH**, que permite cuantificar la acidez de una disolución acuosa, así como el funcionamiento de los indicadores para determinar de manera rápida y sencilla el pH (en la imagen puedes ver el cambio de color de uno de ellos).

1. Modelos de ácidos y bases

En un principio, la clasificación de las sustancias como ácidos o bases se basó en la observación de una serie de propiedades comunes que

presentaban sus disoluciones acuosas. Así, por ejemplo, el sabor agrio de ciertas sustancias fue lo que sugirió su primitiva clasificación como ácidos (del latín acidus, agrio).

Las bases antiguamente se llamaban álcalis (del árabe al kali, cenizas de planta), nombre que todavía se usa algunas veces, así como sus derivados, para indicar bases o propiedades básicas. Este nombre se debe a que una de las bases más utilizadas, la sosa o carbonato de sodio, se obtenía de las cenizas de ciertas plantas.

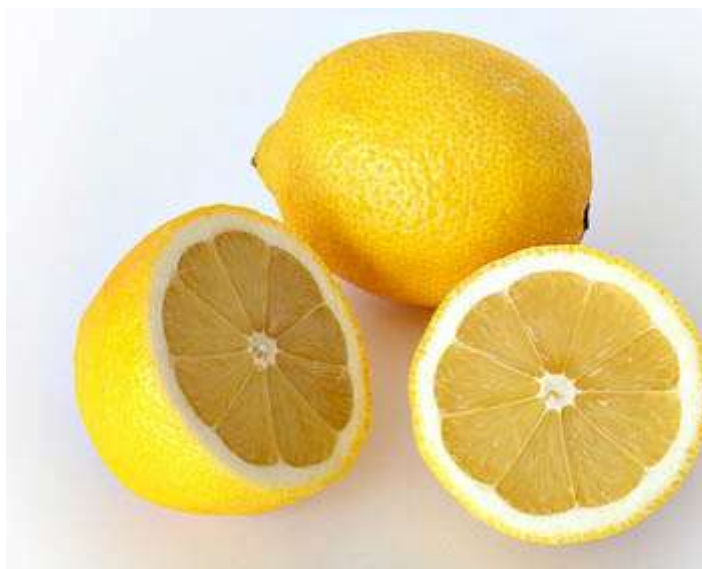


Imagen de [Aka](#), Creative commons



Imagen de [JPLon](#), Creative commons

En 1663, Boyle estableció una serie de propiedades experimentales comunes a todos los ácidos, que más tarde se completaron con las bases, que se recogen en la tabla siguiente.

	ÁCIDOS	BASES
Sabor	Ácido	Amargo
Sensación a la piel	Punzante o picante	Suaves al tacto
Colorantes vegetales (tornasol)	Rojo	Azul
Reactividad	Corrosivos Disuelven sustancias Atacan a los metales desprendiendo hidrógeno En disolución conducen la corriente eléctrica	Corrosivos Disuelven grasas. Al tratar grasas animales con álcalis se obtiene el jabón Precipitan sustancias disueltas por ácidos En disolución conducen la corriente eléctrica
Neutralización	Pierden sus propiedades al reaccionar con bases	Pierden sus propiedades al reaccionar con ácidos

Observa que la tabla anterior no da ninguna razón sobre esos comportamientos, dejando sin responder preguntas como: ¿Qué es lo que determina el comportamiento de un ácido o una base? ¿Cuáles son las características comunes, basadas en su constitución a escala de partículas, que explican sus propiedades?

1.1 Teoría de Arrhenius

A finales del siglo XIX, Arrhenius estudió la disociación iónica de los compuestos inorgánicos, que se producía al disolverlos en agua. Comprobó que había sustancias moleculares que en disolución conducían la corriente eléctrica; la razón debía ser que daban lugar a iones. Para ello, se han de romper enlaces covalentes polares y formarse iones. Esto les sucede a los ácidos y a algunas bases: se **disocian** originando iones. Además, hay bases como los hidróxidos que ya tienen iones en su constitución en estado puro, y esos iones son los mismos que hay cuando el hidróxido se disuelve.

Importante

Electrólitos

Los **electrólitos** son las sustancias que, disueltas en agua, producen disoluciones **conductoras de la electricidad**, debido a la presencia de iones en disolución, como sucede con el ácido clorhídrico, HCl, o el hidróxido de sodio, NaOH. Los no electrólitos son las sustancias que no poseen esa propiedad, como es el caso del etanol, CH₃CH₂OH.

Arrhenius llegó a la conclusión de que las propiedades características de las disoluciones acuosas de los ácidos se debían a los iones hidrógeno, H⁺, mientras que las propiedades típicas de las bases se debían a los iones hidróxido, OH⁻, (también llamados hidroxilo u oxhidrilo). Para ello, propuso las siguientes definiciones:

Importante

Ácido es una sustancia que en disolución acuosa se disocia produciendo iones hidrógeno, H⁺.

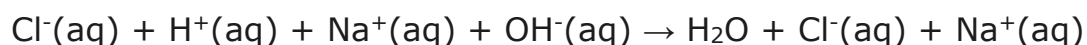
Base es una sustancia que en disolución acuosa se disocia produciendo iones hidróxido, OH⁻.

La reacción de neutralización

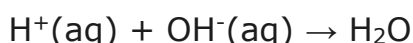
Con la teoría de Arrhenius se comprende fácilmente la capacidad de los ácidos y bases de neutralizar sus propiedades características entre sí, lo que se llama reacción de neutralización. El proceso debe suponer la desaparición de los iones característicos, H^+ y OH^- , que se combinan para dar moléculas de agua. Así, por ejemplo, cuando se mezcla una disolución acuosa de ácido clorhídrico con otra de hidróxido de sodio, la reacción de neutralización puede escribirse en la forma:



Imagen de [Walkema](#), Dominio público



Los iones $Cl^-(aq)$ y $Na^+(aq)$ prácticamente no han sufrido ninguna modificación: estos iones se encuentran igual que cuando se disuelve $NaCl$ en agua y se suelen llamar **iones espectadores**. Por esa razón puede decirse que en la neutralización reaccionan un ácido y una base para dar sal y agua, por lo que la reacción de neutralización puede escribirse en la forma iónica neta:



La reacción está muy desplazada hacia la derecha, es decir, la neutralización es prácticamente total. Además, justifica que la neutralización sea independiente del ácido y la base que reaccionan.

Limitaciones de la teoría de Arrhenius

A pesar de todo, la teoría de Arrhenius tenía ciertas limitaciones. Por ejemplo, sólo es válida para disoluciones acuosas (no se puede utilizar para disolventes distintos del agua), las bases deben tener OH en su molécula (esta teoría no puede explicar el carácter básico de sustancias como el NH_3 o el Na_2CO_3) y los ácidos deben tener H en su molécula y al disociarse en agua dar H^+ (los iones hidrógeno o protones, debido a su pequeñísimo radio, 10^{-13} cm, no existen como tales en disoluciones acuosas, sino que están fuertemente hidratados, originando iones hidronio, H_3O^+).

La teoría de Arrhenius fue presentada en 1884 en una revolucionaria tesis doctoral. Tropezó, al principio, con la oposición de muchos químicos famosos, que encontraban serias dificultades para creer que, por ejemplo, el cloruro de sodio se disociase al disolverse en iones de cloro y de sodio, pues, tenían erróneamente la idea de que los iones debían tener las mismas propiedades que los elementos correspondientes.

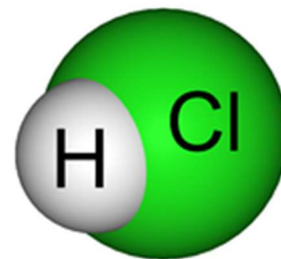


Imagen de [Time3000](#),
Dominio público

Desgraciadamente, esta misma idea errónea la tienen todavía muchos estudiantes de Química, por lo que conviene hacer hincapié para deshacerla y darse cuenta que las propiedades del ión cloruro, por ejemplo, son muy distintas de las del elemento cloro, y se parecen mucho más a las propiedades del gas noble argón, por tener sus átomos la misma estructura electrónica que la de los iones cloruro.

Sin embargo, muy pronto se hizo muy famoso el nombre de Arrhenius, y en el año 1903 recibió el premio Nobel de Química por su teoría de la ionización, completamente aceptada en esta época y gracias a la cual se habían podido interpretar muchas de las propiedades de las disoluciones de electrólitos, esto es, de los ácidos, bases y sales.

1.2 Teoría de Brønsted- Lowry

Ya has visto que el protón no existe libre en disolución acuosa, y por lo tanto es incorrecto representar la disociación de un ácido mediante la reacción: $HA \rightarrow H^+ + A^-$. A partir de ahora designarás al protón en disolución acuosa como H_3O^+ (aq). Así pues, hay que escribir:



Esta reacción puede interpretarse como una transferencia de un protón H^+ del ácido al agua.

En 1923, Brønsted y Lowry consideraron todas las reacciones ácido-base desde este punto de vista. Formularon de forma simultánea e independiente una nueva definición de ácidos y bases, más general que la de Arrhenius y que puede aplicarse a disolventes no acuosos.

Importante

Ácido es una sustancia capaz de ceder un protón (a una base).

Base es una sustancia capaz de aceptar un protón (de un ácido).

Las **reacciones ácido-base** son **reacciones de transferencia de protones**.

	Ejemplos de ácidos de Brønsted y Lowry	Ejemplos de Bases de Brønsted y Lowry
Moleculares	$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq})$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) + \text{HSO}_4^- (\text{aq})$	$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$ $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$
Aniones	$\text{HSO}_4^- (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$ $\text{HCO}_3^- (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-} (\text{aq})$	$\text{HSO}_4^- (\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) \leftrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CO}_3^{2-} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCO}_3^- (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$
En general	$\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) + \text{A}^- (\text{aq})$	$\text{B} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{B}^+/\text{BH}^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$

Debes tener presente que sólo se puede hablar de ácido si hay una base y viceversa.

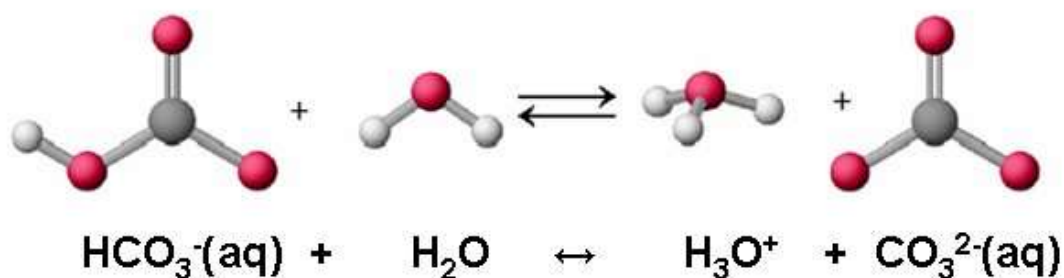


Imagen de elaboración propia

En la teoría de Brønsted y Lowry las sustancias consideradas ácidas en la teoría de Arrhenius continúan siendo ácidas, pero se hace evidente que para que el ácido se manifieste es necesaria la presencia de una base. Amplía el concepto de ácidos a partículas cargadas: HS^- , HSO_4^- , H_2PO_4^- y NH_4^+ entre otros, pero presenta notables diferencias en el concepto de bases, ya que incluye moléculas neutras e iones, tales como amoníaco, aminas, ion carbonato, ion sulfuro, ion bicarbonato o ion bisulfuro, cuyo comportamiento como bases era difícil de explicar en la teoría de Arrhenius.

Además, permite considerar reacciones ácido-base que no transcurren en medio acuoso y en las que no intervienen iones $\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$ y $\text{OH}^- (\text{aq})$, como es el caso de $\text{NH}_4^+ + \text{NH}_2^- \leftrightarrow \text{NH}_3 + \text{NH}_3$. No obstante, por simplificar un poco, a partir de ahora solamente vas a trabajar con disoluciones acuosas.

Esta teoría comprende prácticamente todas las sustancias que se comportan como bases, pero limita el concepto de ácido a las sustancias que contienen hidrógeno. En cambio, existen muchas sustancias que no contienen hidrógeno, por lo que no pueden ceder protones, y, sin embargo, se comportan experimentalmente como ácidos: SO_3 , SO_2 , CO_2 , BF_3 , AlCl_3 , Ag^+ , Al^{3+} , etc. Por tanto, también esta teoría presenta sus limitaciones.

1.3 Comparación de teorías ácido-base

Teoría de Lewis

Todavía es posible ampliar más el concepto de ácido y de base, de modo que incluya reacciones que transcurran sin transferencia de protones.

Al estudiar **Lewis** la distribución de los electrones en la moléculas de los ácidos y las bases, se dio cuenta de que la reacción de neutralización requería la formación de un enlace covalente coordinado. En la reacción de neutralización $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \leftrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ la base OH^- es un dador de electrones y el ácido H_3O^+ un aceptor de electrones.

Así pues, de acuerdo con la teoría de Lewis, **un ácido es toda sustancia que puede aceptar un par de electrones y una base una sustancia que puede ceder un par de electrones para formar un enlace covalente coordinado.**

Comparación de teorías

En esta tabla tienes un resumen de las distintas teorías ácido-base:

	Arrhenius	Brönsted - Lowry	Lewis
Teoría	Teoría de la disociación o ionización en agua	Teoría protónica	Teoría electrónica
Definición de ácido	Dar iones H^+ en agua	Dador de protones	Aceptor par de electrones
Definición de base	Dar iones OH^- en agua	Aceptor de protones	Dador par de electrones
Reacción ácido base	Formación de agua	Transferencia protónica	Formación de un enlace covalente coordinado
Ecuación	$\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$	$\text{AH} + \text{B} \rightarrow \text{A}^- + \text{BH}^+$	$\text{A} + \text{:B} \rightarrow \text{A:B}$
Limitaciones	Aplicable únicamente a disoluciones acuosas. Los ácidos deben tener H y las bases OH	Aplicable únicamente a reacciones de transferencia de protones. Los ácidos deben tener H	Teoría general

La teoría más útil para las reacciones más habituales es la de Brönsted-Lowry, que es la que vas a utilizar de ahora en adelante.

2. Equilibrios de disociación de ácidos y bases

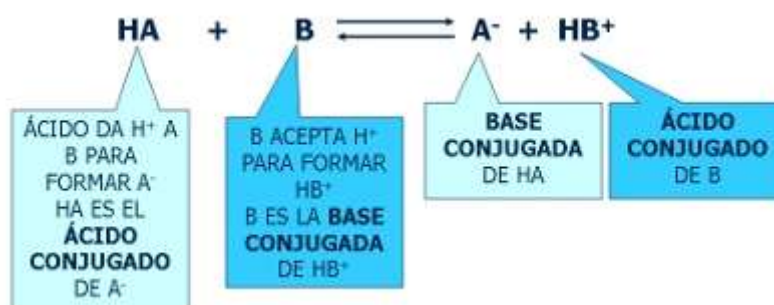


Imagen de elaboración propia

Los procesos ácido-base son reversibles. Así, cuando una

sustancia HA se comporta como un ácido y cede un protón, el ión formado A⁻ puede aceptar un protón, actuando como una base, que se llama **base conjugada** del ácido. Análogamente, cuando una base (B) acepta un protón, se convierte en un ácido (BH⁺), puesto que puede volver a ceder el protón, y que se llama **ácido conjugado** de la base.

Por tanto, una reacción ácido-base se puede escribir en la forma general que ves en la imagen.

Las especies de cada pareja, HA/A⁻ y BH⁺/B, que toman parte en toda reacción ácido-base, reciben el nombre de **pares ácido-base conjugados**.

Carácter relativo del concepto de ácido y de base. Anfóteros

Conviene tener en cuenta que la reacción reversible anterior estará más o menos desplazada en uno u otro sentido según los pares ácido-base que se enfrenten. Es decir, que el concepto de ácido o de base es relativo.

El agua frente al HCl se comporta como base y frente al NH₃ se comporta como ácido, como puedes ver en la imagen.

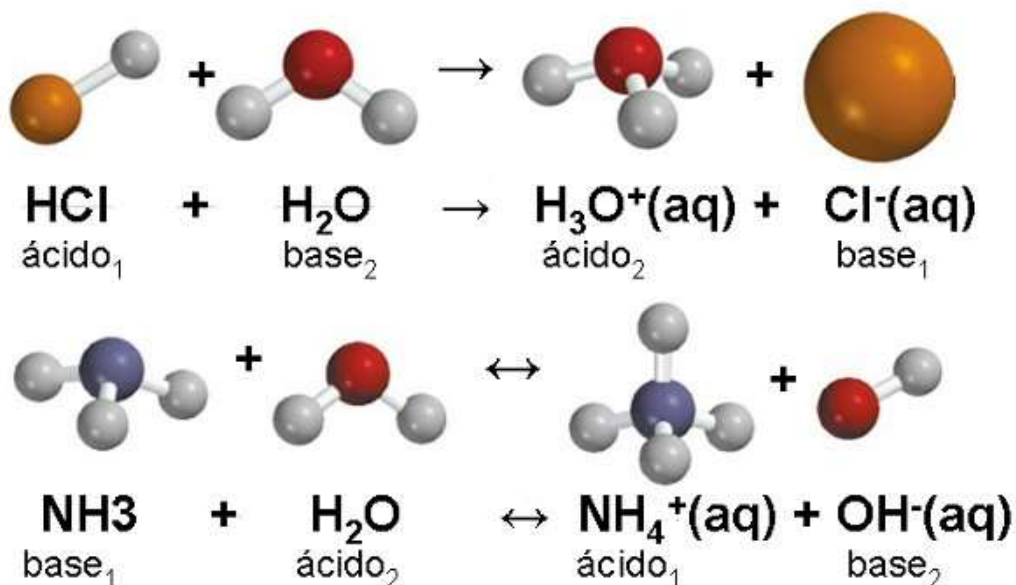


Imagen de elaboración propia

Las sustancias que pueden comportarse como ácido o como base se llaman **anfóteras**.

La urea, de carácter básico frente al agua, en disolución amoniacal tiene comportamiento ácido.

$(\text{NH}_2)\text{CO}(\text{NH}_2)$	+	H_2O	\leftrightarrow	$(\text{NH}_2)\text{CO}(\text{NH}_3)^+(\text{aq})$	+	$\text{OH}^-(\text{aq})$
base ₁		ácido ₂		ácido ₁		base ₂
$(\text{NH}_2)\text{CO}(\text{NH}_2)$	+	NH_3	\leftrightarrow	$(\text{NH}_2)\text{CO}(\text{NH})^-(\text{aq})$	+	$\text{NH}_4^+(\text{aq})$
ácido ₁		base ₂		base ₁		ácido ₂

Es decir, una sustancia anfótera tiene comportamiento ácido frente a una sustancia más básica que ella, y comportamiento básico frente a una sustancia más ácida que ella.

2.1 Ácidos y bases fuertes y débiles

Seguro que sabes que el sulfamán (disolución de HCl bastante concentrada) es un ácido peligroso, mientras que el zumo de limón no, a pesar de ser también ácido: el HCl es un ácido fuerte mientras que el ácido cítrico es un ácido débil. Lo mismo sucede con las sustancias básicas: la sosa cáustica (hidróxido de sodio) es una base fuerte, mientras que el amoníaco es una base débil.



Imagen de [ISFTIC](#), Creative commons



Imagen de [Walkema](#), Dominio público

¿Qué significado tienen las palabras fuerte y débil referidas a un ácido o a una base? ¿Cómo se puede medir la fuerza de un ácido o una base?

De forma cualitativa y según la teoría de Arrhenius, un ácido o una base es fuerte cuando en disolución acuosa se encuentra totalmente disociado, mientras que es débil si el grado de disociación es pequeño.

De manera análoga, en la teoría de Brønsted-Lowry un ácido será fuerte cuando muestre una gran tendencia a ceder un protón, mientras que una base fuerte presentará una gran tendencia a aceptar un protón.

Si consideras un par ácido-base cualquiera **ácido** \leftrightarrow **base + protón** ($\text{HA} \leftrightarrow \text{A}^- + \text{H}^+$) y el ácido es un ácido fuerte al tener mucha tendencia a ceder un protón, necesariamente su base conjugada deberá tener poca tendencia a captar protones, por lo que será una base débil. Recíprocamente, si el ácido se comporta como un ácido débil, su base conjugada deberá tener mucha tendencia a captar protones, por lo que será una base fuerte.

En realidad, cuando un ácido cede protones lo hace a una base (distinta de la propia conjugada) de manera que, realmente, la tendencia del ácido a ceder protones depende de la naturaleza de la base con la que reacciona. Por esta razón el ácido acético es un ácido débil frente al agua y un ácido fuerte frente al OH^- .

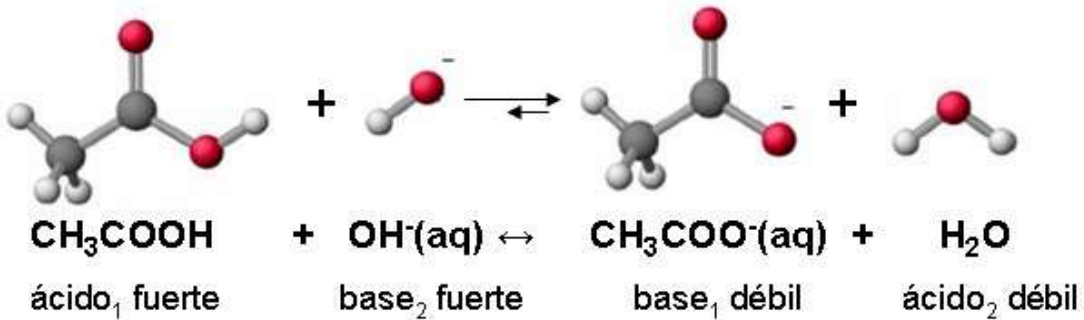
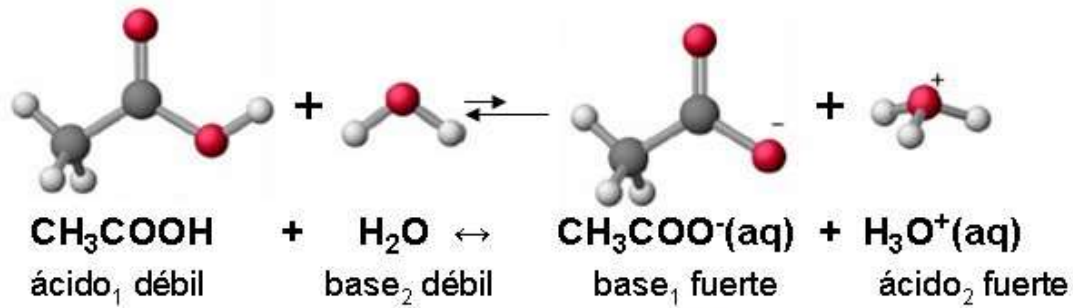


Imagen de elaboración propia

Así, al establecer una escala cuantitativa que permita relacionar la fortaleza de ácidos y bases, conviene elegir una sustancia a la que referir de manera común la fuerza de los distintos ácidos y bases. Como **el agua** es el medio en el que tienen lugar la mayor parte de las reacciones ácido-base y es, además, una sustancia que se comporta como base débil frente a muchos ácidos y como ácido débil frente a muchas bases, se ha optado por elegirla como **sustancia de referencia** para expresar la fortaleza relativa de ácidos y bases.

Ácidos y bases fuertes y débiles

En la tabla siguiente tienes los ácidos y bases fuertes y débiles que debes saber. En los demás casos, podrás saber si una sustancia es ácido o base débil porque te darán la constante de equilibrio.

Ácido fuerte	Ácido débil	Base fuerte	Base débil
HCl	CH ₃ COOH (HAc)	NaOH	NH ₃
HNO ₃	H ₂ CO ₃	Hidróxidos	
H ₂ SO ₄	H ₂ S		

Importante

Fuerza de ácidos y bases

El carácter ácido o básico de una sustancia es relativo, dependiendo de la sustancia con la que se compare. La fuerza de un ácido o de una base también es relativa y depende de la sustancia de referencia.

Se ha elegido el agua para determinar si una sustancia es ácida o básica, midiendo su fuerza relativa al agua.

2.2 Constantes y grado de disociación

De una manera cuantitativa, la fuerza de un ácido (o de una base) puede expresarse mediante el valor de la constante del equilibrio de reacción de dicho ácido (o base) con agua (sustancia de referencia).

Así, para el caso general de un ácido HA el proceso es: $HA + H_2O \leftrightarrow A^- (aq) + H_3O^+(aq)$.

$$K_c = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA][H_2O]}$$

En disoluciones acuosas diluidas, que son las que se manejan corrientemente, la concentración del agua permanece prácticamente constante (igual a la del agua pura, 55,5 mol/L), por lo que puede incluirse en la constante de equilibrio, con lo que resulta:

$$K_c [H_2O] = K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$

Esta constante K_a se llama constante de disociación o de ionización (a veces constante de acidez), y mide cuantitativamente la fuerza del ácido HA respecto al agua. Cuanto mayor sea el valor de K_a , más fuerte será el ácido (y más débil su base conjugada A^-).

De forma análoga se procede para la fuerza de una base B:

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

siendo K_b la constante de disociación o de ionización de una base (constante de basicidad), que mide la fuerza de una base.

Grado de disociación

En términos de equilibrio químico, un ácido o una base es fuerte si su equilibrio de disociación está totalmente desplazado a la derecha, en el sentido de la ionización.

Se suele utilizar el grado de disociación, que es el porcentaje de sustancia disociada. Si x es la concentración disociada y c_0 la concentración inicial de sustancia, el grado de disociación es:

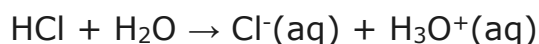
$$\alpha = \frac{x}{c_0} 100$$

Los ácidos fuertes como HCl, HNO₃ o H₂SO₄, están disociados prácticamente en un 100% en disoluciones acuosas no demasiado concentradas.

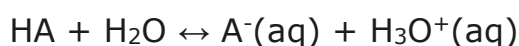
Se podría concluir que estos ácidos tienen la misma fuerza. Sin embargo, esto no parece muy razonable si tienes en cuenta las notables diferencias que existen en la estructura molecular de estos ácidos. La razón de esta apariencia reside en el hecho de que el agua se comporta frente a estos ácidos como una base fuerte y retiene con intensidad el protón que le han cedido, originando así una transferencia prácticamente total del mismo. El agua, en este sentido, nivela las fuerzas de los llamados ácidos fuertes en disolución acuosa y decimos, por ello, que es un **disolvente nivelador** de la fuerza de los ácidos.

Un ácido o base es tanto más débil cuanto menor es el grado de ionización. En los ácidos o base muy débiles, el grado de ionización puede ser menor del 1%.

En la simulación puedes ver que el HCl está totalmente ionizado, de acuerdo con el proceso



mientras que HA está ionizado en una proporción pequeña: en la simulación solamente se ve a dos moléculas que se ionizan, transfiriendo protones según el proceso



Grabación de simulación Proyecto TIGER, Uso educativo	Grabación de simulación Proyecto TIGER, Uso educativ

Importante

Ácidos y bases fuertes y débiles

Son fuertes su el grado de disociación es del 100%, y débiles si es menor, siendo frecuente que sea del orden del 1%.

3. Equilibrio iónico del agua

Aunque se dice que el agua pura es una sustancia no conductora de la electricidad, en realidad tiene una conductividad muy pequeña, que puede medirse con aparatos muy sensibles. Esta conductividad indica que en agua pura deben existir iones, pero en concentraciones muy pequeñas. Esto significa que el agua debe estar disociada en la forma que se ve en la imagen, proceso conocido como **autoionización** del agua:

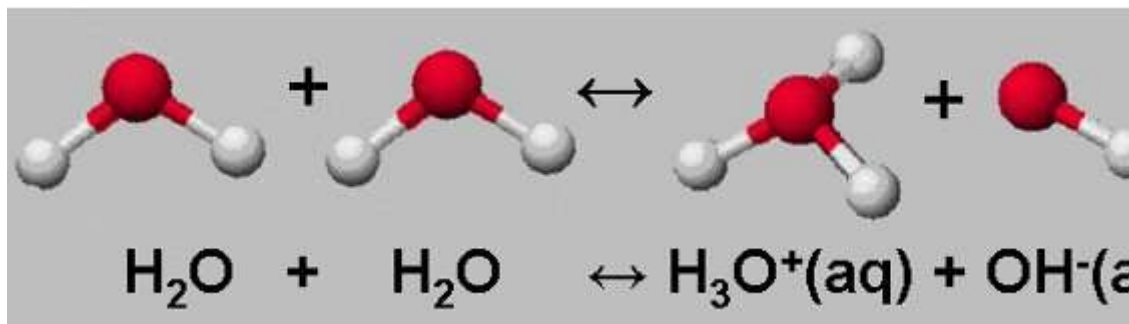


Imagen de elaboración propia

Teniendo en cuenta que la concentración del agua es prácticamente constante (1000 gramos de agua por litro y 18 gramos por mol son 55,5 mol/litro), puede incluirse en la constante de equilibrio, que se expresa entonces en la forma:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ a } 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

Esta constante, **K_w**, se llama **producto iónico del agua**. En los problemas que se te planteen, siempre que no indiquen otra cosa, vas a suponer que siempre trabajas con agua y con disoluciones a 25 °C.

Para que te hagas una idea, se ionizan solamente 2 de entre 555 millones de moléculas de agua. En consecuencia, la reacción contraria (neutralización) entre los iones OH⁻ y H₃O⁺ para formar agua se realizará de forma prácticamente total.

Fíjate en que en **agua pura las dos concentraciones iónicas deben ser iguales**, al formarse igual cantidad de H₃O⁺ que de OH⁻, siendo cada una de 10⁻⁷, ya que su producto es de 10⁻¹⁴.

Ejercicio resuelto

Ejemplo o ejercicio resuelto

Ya sabes que K_w es 10⁻¹⁴ a 25 °C. Su valor, como el de todas las constantes de equilibrio, depende de la temperatura. Por ejemplo, a 40 °C es de 3 · 10⁻¹⁴.

Si en un recipiente mezclas disoluciones de HCl y de NaOH, ambas a temperatura ambiente, ¿la mezcla se enfriará o se calentará por efecto de la neutralización?

3.1 Desplazamiento del equilibrio del agua

Al disolver un ácido en agua pura, la disolución se vuelve ácida, y ya no es cierto que $[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$: como el ácido aporta iones H_3O^+ a la disolución, aumentará la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ (será mayor de 10^{-7}), con lo cual el equilibrio de disociación del agua se desplazará hacia la izquierda, de acuerdo con el principio de Le Chatelier. Por tanto, disminuirá la $[\text{OH}^-]$ (se hará menor que 10^{-7}), de tal forma que el producto de ambas concentraciones, K_w , permanezca constante.



Esta influencia que ejercen los iones H_3O^+ sobre la concentración de los iones OH^- es un caso particular del fenómeno que ya conoces llamado efecto del ión común. En este caso, el H_3O^+ es el ión común entre el agua y el ácido: al aumentar la $[\text{H}_3\text{O}^+]$, disminuye la autoionización del agua.

De forma análoga, si en agua pura se disuelve una base (disolución básica), aumentará la concentración de iones OH^- y disminuirá, en la misma proporción, la concentración de iones H_3O^+ , de forma que K_w también permanezca constante.

En resumen, las disoluciones acuosas son neutras, ácidas o básicas, cuando:

Importante

Disolución acuosa	A cualquier temperatura	A 25 °C, en mol L ⁻¹
Neutra	$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$	$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$
Ácida	$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$	$[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7}$ $[\text{OH}^-] < 10^{-7}$
Básica	$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$	$[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7}$ $[\text{OH}^-] > 10^{-7}$

Fíjate en que ni $[\text{OH}^-]$ ni $[\text{H}_3\text{O}^+]$ pueden ser cero, ya que entonces sería $K_w = 0$. Esto significa que en disoluciones ácidas siempre hay presentes iones OH^- , aunque en una concentración muy pequeña, y lo mismo ocurre con los iones H_3O^+ en disoluciones básicas.

La relación existente entre $[\text{OH}^-]$ y $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en disolución acuosa también relaciona las constantes de acidez, K_a , y de basicidad, K_b , de

cualquier par ácido-base conjugados.

Observa las expresiones en el par ácido acético (CH₃COOH) y su base conjugada, ión acetato (CH₃COO⁻).

CH ₃ COOH(aq)	+	H ₂ O	↔	CH ₃ COO ⁻ (aq)	+	H ₃ O ⁺ (aq)	$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$
CH ₃ COO ⁻ (aq)	+	H ₂ O	↔	CH ₃ COOH(aq)	+	OH ⁻ (aq)	$K_b = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]}$

$$K_a K_b = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]} \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]} = [H_3O^+][OH^-] = K_w$$

Esta relación permite calcular K_b a partir de K_a, o viceversa. Por ello, hay tablas con valores de la constante de acidez o basicidad de las sustancias, pero no de sus bases o ácidos conjugados.

En el tema siguiente utilizarás esta relación cuando veas los procesos de hidrólisis.

4. Concepto, escala y medida del pH

Para establecer cuantitativamente la acidez o basicidad de una disolución, en lugar de usar las concentraciones de OH⁻ o H₃O⁺ resulta más cómodo usar su logaritmo cambiado de signo, llamado pOH y pH respectivamente.

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

El cambio de signo se hace con el fin de que el pH sea un número positivo (aunque no siempre, sí en la mayoría de los casos).

La idea de la escala de pH, esto es, de tomar el logaritmo decimal cambiado de signo, se ha generalizado no solo para expresar la concentración de otros iones, sino también de constantes de equilibrio, sobre todo cuando son pequeñas. Así, por ejemplo, se utiliza con mucha frecuencia la notación: pK_a = - log K_a.



Imagen de [Kiyok](#), Creative commons



Imagen de [Sagdejev](#), Creative commons

Hay que señalar que el pH se indica con dos cifras decimales como máximo, ya que la sensibilidad de los métodos experimentales de determinación no permite determinar con precisión la tercera. En las situaciones que debes resolver, con una sola cifra decimal es suficiente.

El pH se mide utilizando medidores de pH, como el que se ve en la imagen. Son aparatos digitales que se introducen en la disolución y directamente dan el valor del pH. El fundamento de su funcionamiento lo verás al estudiar la electroquímica.

La forma más sencilla, pero que proporciona resultados menos precisos, es utilizar papel pH. Se trata de un papel que toma un color distinto y característico según cuál sea la acidez o basicidad de la disolución. Para hacer la medida, simplemente se moja un trozo de papel con la disolución, y pasados unos momentos se compara con la escala de colores que ves en la imagen.

Conviene que tengas presente que, debido al cambio de signo en el logaritmo, la escala de pH va en sentido contrario al de la concentración de iones H_3O^+ : es decir, que el pH de una disolución aumenta a medida que disminuye $[\text{H}_3\text{O}^+]$, o sea, la acidez.

En la imagen de la izquierda puedes hallar la relación entre el pH el pOH y las concentraciones molares de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y de $[\text{OH}^-]$. Observa que a un $\text{pH}=2$ le corresponde una $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2}$ M, un pOH 12 y una $[\text{OH}^-] = 10^{-12}$ M.

Pulsando en la imagen de la derecha descargarás y ejecutarás una simulación que te va a permitir ver la relación entre el pH y las concentraciones iónicas en diferentes sustancias muy habituales. Puedes vaciar el recipiente, añadir más disolución, añadir agua para diluir, etc. Por último, puedes preparar una disolución con las

características que deseas: ácido o base, fuerte o débil, más o menos concentrada, etc.

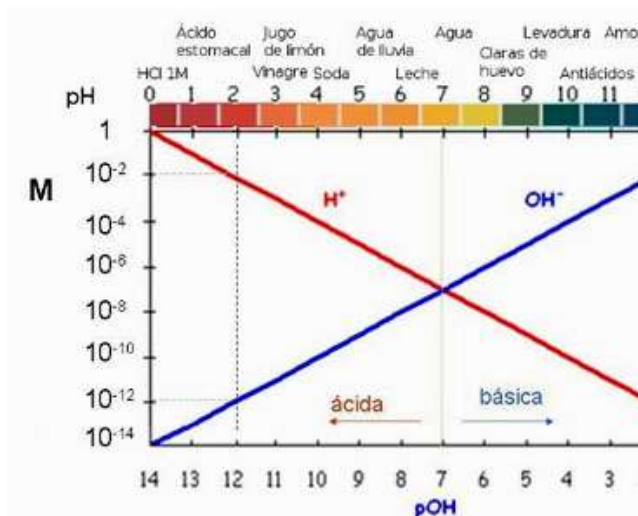
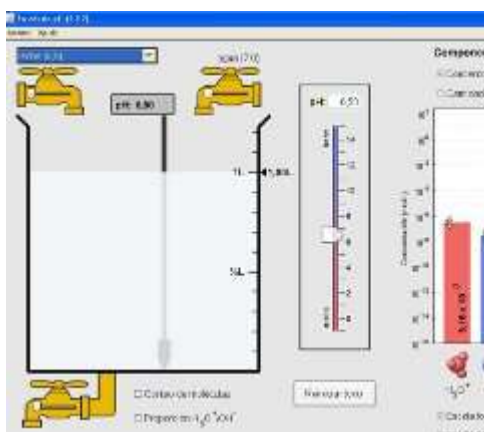


Imagen de elaboración propia



Simulación PhET, Creative commons

Importante

pH y pOH

Como pueden ver en la imagen anterior, **la suma del pH y el pOH es 14**. Se deduce tomando logaritmos y cambiando de signo en la expresión del producto iónico $10^{-14} = [H_3O^+] [OH^-]$.

5. Indicadores

Los indicadores ácido-base son sustancias que experimentan un cambio de color apreciable al variar suficientemente el pH de la disolución en que se encuentran. Desde el punto de vista molecular, son ácidos o bases débiles que se caracterizan por tener distinto color el ácido que su base conjugada. Se trata de disoluciones de ciertos colorantes orgánicos de estructura compleja.

Para explicar el mecanismo de funcionamiento de estos indicadores, considera el indicador HIn (ácido débil), que en disolución acuosa establece el siguiente equilibrio:

HIn	+	H₂O	↔	In⁻	+	H₃O⁺
forma ácida				forma básica		
color₁				color₂		

Como en agua coexisten los dos especies químicas, HIn de color_1 y In^- de color_2 , resulta que se ve el color de la mezcla de ambas, dependiendo de las cantidades relativas que haya de una forma o de la otra. Ahora bien, en disoluciones ácidas, al ser grande la $[\text{H}_3\text{O}^+]$, el equilibrio anterior está muy desplazado hacia la izquierda, con lo que hay mucha cantidad de HIn y poca de In^- , con lo que dominará el color de la forma



Imagen de Belkhir, Creative commons

ácida, color_1 .

¿Qué ocurrirá al añadir una base a la disolución? Se combinará con los iones $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y se reducirá mucho su concentración. El equilibrio se desliza hacia la derecha, con lo que el indicador vira al color_2 .

Para que se aprecie bien el cambio de color, las concentraciones de la forma ácida, HIn , y de la forma básica, In^- , deben ser suficientemente diferentes (unas diez veces mayor una que otra). Para ello es necesario que cambie bastante la $[\text{H}_3\text{O}^+]$. Es decir, que el cambio de color se produce en un intervalo de pH de entre una y tres unidades de pH.

En la imagen puedes ver el cambio de color del azul de bromotimol a la izquierda, y de la fenolftaleína a la derecha, en disoluciones ácida, neutra y básica, respectivamente.



Captura de pantalla de simulación de [Laboratorio Virtual](#). CC

5.1 Medida del pH

Cada indicador tiene un **intervalo de viraje característico**, es decir, un entorno más o menos reducido de unidades de pH dentro del cual se realiza el cambio de color. Un indicador es tanto más útil cuanto menor es su intervalo de viraje y de forma más clara tiene lugar el cambio de color.

En la imagen puedes ver algunos indicadores ácido-base junto con su intervalo de viraje y el color que presentan en su forma ácida y básica.

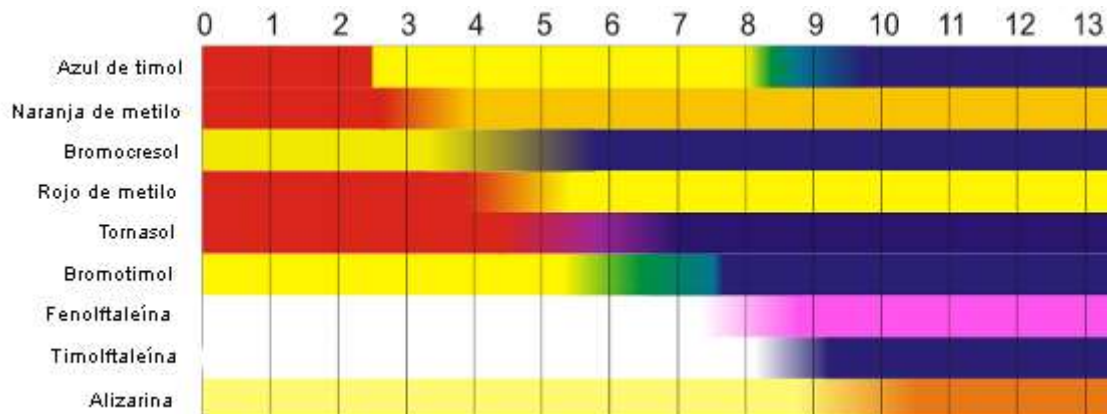


Imagen de [MarkusZi](#), Dominio público

Medida del pH utilizando indicadores

El pH de una disolución se puede medir aproximadamente utilizando indicadores. Para ello, hay que preparar varias muestras de la disolución en tubos de ensayo, y añadir a cada uno unas gotas de indicador. Según el color que toma cada uno se puede ir acotando el valor del pH de la disolución hasta aproximadamente una unidad.