

Ácido-base

Características generales de ácidos y bases

La característica que da a los **ácidos** es su olfato, que se deriva del vocablo *acidus*, el cual significa "agrio". Esta particularidad es evidente en algunas otras formas **cítricas** de frutas (limón, naranja) o algunos que contienen ácidos (yogur, vinagre).

El sabor de las **bases** (muchas de ellas son **tóxicas**) no es tan característico como en los ácidos, pues presentan mayor variedad, pero se puede decir que son ligeramente amargas (**jabón**, bicarbonato de sodio).

Por otro lado, las bases son resbalosas al tacto (mezcla **agua** y jabón). Algunas bases son tan fuertes o concentradas que pueden llegar a causar serias lesiones en la piel si el contacto es prolongado.

Los ácidos reaccionan con las **proteínas** cambiándoles su aspecto físico (Ej: Al agregar jugo de limón (ácido) a la clara de un huevo; que contiene una proteína llamada **albúmina**, esta última se empieza a solidificar y tomar un color blanquecino).

Una característica compartida es que son **electrolíticos**, es decir, conducen la corriente eléctrica en disolución acuosa.

Los ácidos tienen un **pH** menor de 7, cambian el **papel tornasol** de azul a rojo (Concentración de iones hidroxilo $H^+(OH)^-$). Las bases tienen un **pH** mayor que 7, cambian el papel tornasol de rojo a azul. El pH neutro es 7.

La teoría moderna: Teoría protónica de **Brönsted-Lowry**.

¿Cómo explicar éste comportamiento de las sustancias?

En 1923, dos científicos llamados **Johannes N.Brönsted** y **T.M.Lowry**, caracterizaron así los ácidos y las bases:

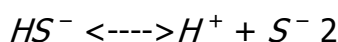
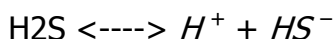
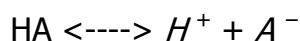
Ácido: Es la sustancia capaz de **ceder protones**.

Base: Es la sustancia capaz de **recibir protones**.



Así entre un **ácido** y una **base** dados hay una relación determinada por el intercambio de protones. Es ese intercambio lo que les hace ser considerados bien ácidos, bien bases.

Es el sistema ácido-base conjugado. Se formula como una reacción de protólisis, de la siguiente manera:



Así pues una sustancia es un ácido en potencia si posee átomos de hidrógeno. Mientras que una sustancia es una base en potencia si posee algún átomo con uno o más pares de electrones no enlazantes, es decir, elementos con avidez de iones de hidrógeno.

Creación de bases

Para crear una base usando diversas nomenclaturas para ellas tomadas a partir de los nombres de los elementos y juntándolos con un **ion hidroxilo (OH)**, tomando el número de valencia del elemento y combinarlos (cambiándolos de posición) como se muestra en la tabla:

| Fórmula | Tradicional | Stock | IUPAC |
|---------------------|-------------------|-------------------------|------------------------|
| Cu(OH) | Hidróxido cuproso | Hidróxido de cobre (I) | Monohidróxido de cobre |
| Cu(OH) ₂ | Hidróxido cúprico | Hidróxido de cobre (II) | Dihidróxido de cobre |

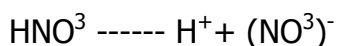
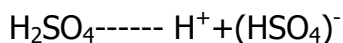
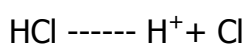
Cuando un elemento tiene **más de dos valencias** no se le pone nomenclatura tradicional. Al usar la **menor** valencia, el elemento termina en **-oso** y cuando se usa la **mayor** termina en **-ico**. En la nomenclatura **IUPAC** se le va a dar una conformación de prefijos al elemento según su valencia usada (Tri, Penta, Hexa, Mono, Di, etc) junto con la terminación **-hidroxi** u **-oxidrilo** que es el ión OH con carga -1. Cu(OH)₂

Proceso de desarrollo

La primera definición clara y experimentalmente comprobada la dio **Svante Arrhenius** hacia finales del **siglo XIX**, y está sustentada en su teoría de la disociación electrolítica:



Los ácidos son sustancias que al disolverse en agua producen iones hidrógeno (H^+), y las bases son sustancias que al disolverse en agua producen iones hidroxilo (OH^-)



Ácido

Un **ácido** es cualquier sustancia que en disolución acuosa aporta iones H^+ al medio.

Propiedades cualitativas de los ácidos

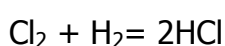
Podemos decir que un ácido es toda sustancia que presente las siguientes características:

- Disolución de metales
- Cambiar la tonalidad de indicadores, como el papel tornasol, a rojo.

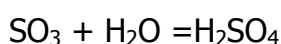
Formación de ácidos

Al reaccionar un gas, como puede ser el Fluor(F), Cloro(Cl), etc. con el hidrógeno se forma un hidrácido.

Ejemplo: Cloro + Hidrógeno = Ácido Clorhídrico



Al reaccionar un óxido no metal con agua se forma un **ácido ternario**. Ejemplo: Trióxido de Azufre + Agua = Ácido Sulfúrico.



Definiciones químicas de los ácidos

Cualquier compuesto químico que puede ceder protones es un **ácido**. Un ejemplo es el **ácido clorhídrico**, de fórmula HCl:



El concepto de ácido es el contrapuesto al de [base](#). Para medir la acidez de un medio se utiliza el concepto de [pH](#).

La anterior definición corresponde a la formulada por [Brönsted](#) y [Lowry](#) en 1923 y generaliza la anterior teoría de ácidos y bases, de [Arrhenius](#), de 1887. En la definición de Arrhenius un *ácido* es una sustancia que al disociarse produce [iones hidrógeno](#) en [disolución acuosa](#). La teoría de Brönsted y Lowry de ácidos y bases también sirve para disoluciones no acuosas; las dos teorías son muy parecidas en la definición de ácido, pero esta última es mucho más general sobre las bases.

En 1923 [Lewis](#) amplió aún más la definición de ácidos y bases, aunque su teoría no tendría repercusión hasta años más tarde. Según la teoría un ácido es aquella sustancia que puede aceptar un par de [electrones](#), mientras que una base es aquella sustancia capaz de donar electrones. De esta forma se incluyen sustancias que se comportan como ácidos pero no cumplen la definición de Brönsted y Lowry, y suelen ser denominadas *ácidos de Lewis*. Puesto que el protón, según esta definición, es un ácido de Lewis (tiene vacío el [orbital 1s](#), en donde alojar el par de electrones), todos los *ácidos de Brönsted-Lowry* son *ácidos de Lewis*.

- Ejemplos de ácidos de Brönsted y Lowry: HCl, HNO₃, H₃PO₄.
- Ejemplos de ácidos de Lewis: Ag⁺, AlCl₃, CO₂, SO₃.

Finalmente, según [Boyle](#), los ácidos son todas aquellas sustancias que presentan las siguientes propiedades:

- Poseen un sabor agrio característico.
- Reaccionan con muchos metales con formación H₂ (lo cual no quiere decir que el metal se pueda transformar en un ácido)
- Sus disoluciones conducen la corriente eléctrica.
- Enrojecen la tintura de tornasol (morada por defecto).
- Reaccionan con las bases (neutralización).
- La mayoría son corrosivos para la piel.
- Con el mármol producen efervescencia.

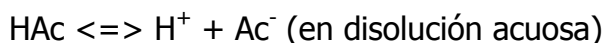


Fuerza de ácidos

Artículo principal: Ácido fuerte

Un ácido fuerte es aquel que se disocia completamente en el agua, es decir, aporta iones H^+ pero no los recoge. El ejemplo anterior ([ácido clorhídrico](#)) es un ácido fuerte. Otros son el [ácido sulfúrico](#) o el [ácido nítrico](#), para estos ácidos el pH de una disolución con 0,1 mol de ácido por litro (0,05 mol/L en el caso del ácido sulfúrico que libera 2 protones) será de un cifra en torno a 1.

Un [ácido débil](#) aporta iones H^+ al medio, pero también es capaz de aceptarlos, formando un [equilibrio ácido-base](#). La mayoría de los [ácidos orgánicos](#) son de este tipo, y también algunas sales, como el [fosfato de amonio](#) $((NH_4)H_2PO_4)$.



En este caso (HAc equivale a [ácido acético](#)) la doble flecha indica el equilibrio. En relación al pH para estos ácidos se generan valores entre 4 y 7 para disoluciones con las mismas concentraciones que en el caso anterior.

Dureza de ácidos

En 1963 Pearson introduce el concepto de ácidos y bases duros y blandos. Son ácidos duros aquellos cationes de pequeño tamaño y alta carga, de baja polarizabilidad: alcalinos, alcalinotérreos ligeros, cationes de transición de alta carga, como el Ti^{4+} , Cr^{3+} , Fe^{3+} , Co^{2+} , etc

Los ácidos blandos las especies químicas de gran tamaño, pequeña carga o nula, de mayor polarizabilidad: metales más pesados y de más baja carga, como Ag^+ , Cu^+ , Pt^{2+} , Hg^{2+} , etc

Las especies duras tienden a combinarse entre sí. La interacción duro-duro o blando-blando conduce a especies más estables (la solapación de orbitales sería mayor, el enlace sería más fuerte) que las resultantes de interacciones duro-blando o blando-duro. Esto nos sirve, de forma aproximada, para predecir el sentido de muchas reacciones



Tipos de ácidos

Ácido monoprótico: un ácido monoprótico es aquel que posee un hidrógeno para donar.

Ácido diprótico: posee dos hidrógenos para donar.

Ácido tetraprótico: posee cuatro hidrógenos para donar.

Ácido poliprótico: posee más de cuatro hidrógenos para donar.

Algunos ácidos

- Ácido acético
- Ácido Ascórbico
- Ácido aspártico
- Ácido bórico
- Ácido carbónico
- Ácido cítrico
- Ácido clorhídrico
- Ácido débil
- Ácido fólico
- Ácido fórmico
- Ácido graso
- Ácido láctico
- LSD
- Ácido Nicotínico
- Ácido nítrico
- Ácido oxálico
- Ácido Pantoténico
- Ácido salicílico
- Ácido sulfúrico
- Ácido tánico
- Ácido tartárico
- Ácido úrico
- Aminoácido
- EDTA
- Fenol
- Glutamato

Véase también

Ácido hidrácido

Ácido oxácido

Anfótero

Constante de acidez

Éster

Lluvia ácida

Ácido ribonucleico

Ácido desoxirribonucleico

Dietilamida de Ácido Lisérgico

Ácido nucleico

Ciclo de Krebs



Base (química)

Una **base** es, en primera aproximación (según [Arrhenius](#)), cualquier **sustancia** que en **disolución acuosa** aporta **iones** OH^- al medio. Un ejemplo claro es el **hidróxido potásico**, de fórmula KOH :



Los conceptos de base y **ácido** son contrapuestos. Para medir la basicidad de un medio acuoso se utiliza el concepto de pOH , que se complementa con el de **pH**, de forma tal que $\text{pH} + \text{pOH} = \text{pK}_w$, (pK_w en [CNPT](#) es igual a 1.10×10^{-14}). Por este motivo, está generalizado el uso de pH tanto para ácidos como para bases.

Distintas definiciones de base

La definición inicial corresponde a la formulada en 1887 por [Svante August Arrhenius](#). La teoría de **Brönsted y Lowry** de ácidos y bases, formulada en 1923, dice que una base es aquella sustancia capaz de aceptar un protón (H^+). Esta definición engloba la anterior: en el ejemplo anterior, el KOH al disociarse en disolución da iones OH^- , que son los que actúan como base al poder aceptar un protón. Esta teoría también se puede aplicar en disolventes no acuosos.

Lewis en 1923 amplió aún más la definición de **ácidos** y bases, aunque esta teoría no tendría repercusión hasta años más tarde. Según la teoría de Lewis una base es aquella sustancia que puede donar un par de **electrones**. El ion OH^- , al igual que otros iones o moléculas como el NH_3 , H_2O , etc., tienen un par de electrones no enlazantes, por lo que son bases. Todas las bases según la teoría de Arrhenius o la de Brönsted y Lowry son a su vez bases de Lewis.

- Ejemplos de bases de Arrhenius: NaOH , KOH , $\text{Al}(\text{OH})_3$.
- Ejemplos de bases de Brönsted y Lowry: NH_3 , S^{2-} , HS^- .

Finalmente, según [Boyle](#), bases son aquellas sustancias que presentan las siguientes propiedades:

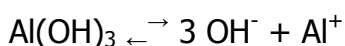
- Poseen un sabor amargo característico.
- No reaccionan con los metales.
- Sus disoluciones conducen la corriente eléctrica.
- Azulean el papel de tornasol.



- Reaccionan con los ácidos (neutralización)
- La mayoría son corrosivos para la piel.
- Tienen un tacto jabonoso al contacto con la piel.

Fuerza de una base

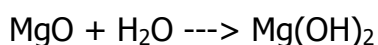
Una base fuerte es la que se **disocia** completamente en el agua, es decir, aporta el máximo número de **iones** OH^- . El ejemplo anterior (hidróxido potásico) es de una base fuerte. Una base débil también aporta iones OH^- al medio, pero está en equilibrio el número de **moléculas** disociadas con las que no lo están.



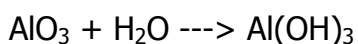
En este caso, el hidróxido de aluminio está en **equilibrio** (descomponiéndose y formándose) con los iones que genera.

Formación de una base

Una base se forma cuando un **óxido** de un **metal** reacciona con agua:



O también:



Ejemplos de bases



El jabón es una base.