

ÁCIDOS Y BASES

Desde la Antigüedad cococemos sustancias químicas cuyas propiedades tienen mucho interés y gran aplicación práctica: los ácidos y las bases.

Teorías de ácidos y bases

Desde finales del siglo XVIII, se intentó relacionar las propiedades experimentales de ácidos y bases y su composición química.

En 1787, el francés **A. L. Lavoisier** (1743-1794) defendió que el oxígeno es un elemento imprescindible en la composición de los ácidos. En 1810, el inglés **H. Davy** (1778-1829) aseguró que el hidrógeno es el componente fundamental de los ácidos.

Poco después, se comprobó que las bases tenían propiedades aparentemente contrarias a las de los ácidos.

Se formularon las grandes teorías acerca de la naturaleza y el comportamiento de los ácidos y las bases; estas son las teorías de Arrhenius, de Brønsted-Lowry y de Lewis. Nosotros desarrollaremos la de Arrhenius y, especialmente, la teoría de Brønsted-Lowry.

Teoría de Arrhenius

En 1884, el químico sueco S. Arrhenius (1859-1927) presentó su **teoría de la disociación iónica**, según la cual, muchas sustancias en disolución acuosa experimentan una ruptura o disociación en iones positivos y negativos. Así, las sales se disocian de esta forma:



Esta disociación iónica, o disociación electrolítica, justifica la conductividad eléctrica de las disoluciones acuosas de muchas sustancias denominadas *electrolitos*.

En su teoría, Arrhenius formuló las siguientes definiciones para los ácidos y las bases:

Ácido es toda sustancia que en disolución acuosa se disocia con formación de iones hidrógeno (protones), H^+ .

Base es toda sustancia que en disolución acuosa se disocia con formación de iones hidroxilo (u oxidrilo), OH^- .

Y TAMBIÉN:



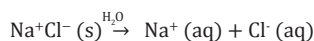
Electrolitos y no electrolitos

Los **electrolitos** son las sustancias que, disueltas en agua, producen disoluciones conductoras de la electricidad, debido a la presencia de iones en la disolución.

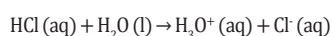
Los **no electrolitos** son las sustancias que no poseen esta propiedad. Por ejemplo, el etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

A los electrolitos los podemos clasificar como:

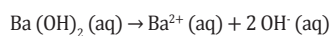
- **Electrolitos iónicos:** Son aquellos que, en estado sólido, están constituidos por iones. Por ejemplo:



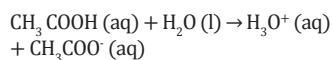
- **Electrolitos moleculares:** Son los que, estando formados por moléculas, no disponen de iones, pero los forman en disolución acuosa; decimos de ellos que se ionizan. Por ejemplo:



- **Electrolitos fuertes:** Son aquellos que se ionizan prácticamente en su totalidad. Por ejemplo:

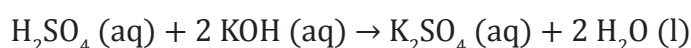
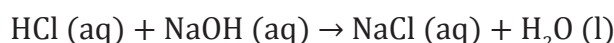


- **Electrolitos débiles:** Son los que se ionizan solo parcialmente. Por ejemplo:

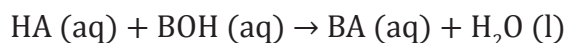


Ácidos	Bases
Esta definición incluye los hidrácidos y los oxoácidos: HBr, H ₂ S, HNO ₃ , H ₃ PO ₄ ...	Esta definición incluye las sustancias denominadas <i>hidróxidos</i> : KOH, Mg(OH) ₂ , Fe(OH) ₃ ...
$\text{HCl} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+ + \text{Cl}^- \quad \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	$\text{NaOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+ + \text{OH}^- \quad \text{Ca(OH)}_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$
En general:	En general:
$\text{HA} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+ + \text{A}^-$	$\text{BOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{B}^+ + \text{OH}^-$

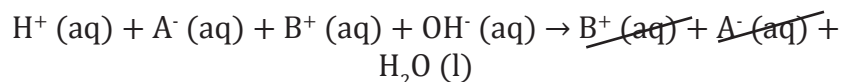
La reacción de neutralización tiene lugar cuando un ácido reacciona completamente con una base y se produce una sal y agua:



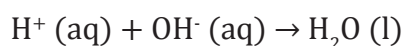
En general:



En realidad, el ácido, la base y la sal están disociados en la disolución acuosa, por lo que podemos escribir esta reacción eliminando de ella los llamados *iones espectadores*:



De donde deducimos:



La **reacción de neutralización** consiste en la combinación del ion H⁺, procedente del ácido, con el ion OH⁻, procedente de la base, para producir H₂O no disociada.

La teoría de Arrhenius, aunque constituyó un indudable avance, tiene importantes **limitaciones**, ya que reduce excesivamente los conceptos de *ácido* y *base*.



- De acuerdo con la formulación de Arrhenius, **escribe** la ecuación ajustada de la disociación iónica de las siguientes sustancias en disolución acuosa:
 - ácido yodhídrico
 - ácido sulfhídrico
 - hidróxido de potasio
 - ácido fosfórico
 - sulfuro de calcio
 - nitrato de bario
- Completa y ajusta** las siguientes reacciones de neutralización:
 - HI + NaOH → ...
 - HCl + Ca(OH)₂ → ...
 - H₂CO₃ + Sr(OH)₂ → ...
 - H₃PO₄ + Ba(OH)₂ → ...
- Cada una de las siguientes sales procede de la reacción de neutralización entre un ácido y una base. **Indica** cuáles son ácidos y bases en cada caso:
 - cloruro de potasio
 - sulfuro de cobre (II)
 - nitrato de cinc
 - sulfato de aluminio

Teoría de Brönsted-Lowry

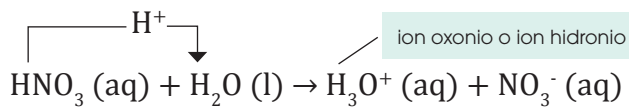
El danés J. N. Brönsted y el inglés T. M. Lowry propusieron, independientemente, una teoría acerca de los ácidos y las bases. Según esta teoría:

Ácido es toda especie química, molecular o iónica, capaz de ceder un ion H^+ , es decir, un protón, a otra sustancia.

Base es toda especie química, molecular o iónica, capaz de recibir un ion H^+ de otra sustancia.

El ácido solo actúa como dador de protones en presencia de alguna sustancia capaz de aceptarlos, es decir, la base. A su vez, la base solo puede aceptar algún protón si reacciona con un ácido que se lo transfiera.

Así, en una disolución acuosa de ácido nítrico, HNO_3 , actúa como ácido y el agua como base, ya que aquel se ioniza y cede un protón:



La reacción **ácido-base** consiste en la transferencia de un protón H^+ desde un ácido a una base.

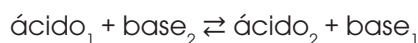
En general, expresando el equilibrio de la reacción ácido-base, tenemos:



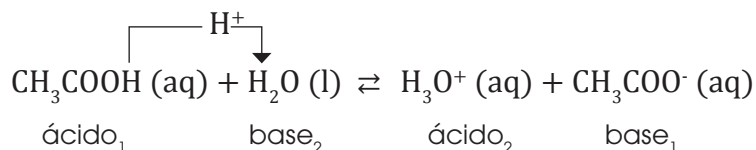
El ácido formado cuando la base recibe un H^+ .

La base formada cuando el ácido cede un H^+ .

Un **par conjugado** lo constituyen un ácido y su base conjugada, o bien, una base y su ácido conjugado. Designando los miembros de un par conjugado con el mismo subíndice, a la reacción ácido-base la formulamos así:

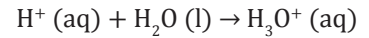


Por ejemplo, la reacción del ácido acético CH_3COOH con el agua:

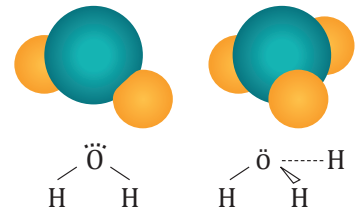


El ion oxonio o hidronio, H_3O^+

La reacción del ion H^+ con una molécula de agua se formula así:



Sin embargo, parece que, en realidad, se asocian al ion H^+ más de una molécula de H_2O , y se forman especies como los iones H_7O^+ y H_9O^+ , por asociación de tres y cuatro moléculas H_2O , respectivamente.



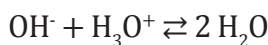
Y TAMBIÉN:



La **reacción de neutralización** consiste en la transferencia de un protón de un ácido a una base para dar lugar al ácido conjugado de la base y a la base conjugada del ácido.

Las definiciones de *ácido* y *base* dadas por Brønsted y Lowry son más amplias que las de Arrhenius.

- No se limitan a las disoluciones acuosas y son válidas para cualquier disolvente.
- La definición de Brønsted y Lowry para las bases permite incluir como tales a sustancias que no lo eran para Arrhenius, como NH_3 , CO_3^{2-} , HCO_3^- , CH_3NH_2 .
- El NaOH , y en general los hidróxidos, son propiamente bases de Brønsted-Lowry. Es decir:

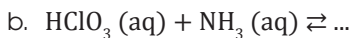
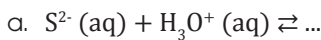


Y TAMBIÉN:

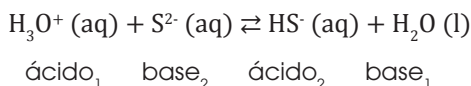
Ejemplos de ácidos y bases según la teoría de Brønsted-Lowry.

ácido ₁ + base ₂	ácido ₂ + base ₁
$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
$\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3$	$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
$\text{H}_2\text{O} + \text{CO}$	$\text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$
$\text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}_4^-$
$\text{H}_2\text{O} + \text{HCO}_3^-$	$\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$
$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

Completemos las siguientes reacciones ácido-base e indiquemos los pares conjugados:

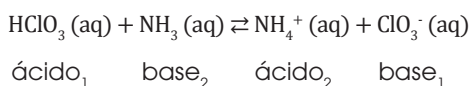


a. El ion sulfuro, S^{2-} , no puede ser dador de protones, a diferencia del ion H_3O^+ ; este será el ácido y aquel la base:



Los pares conjugados son $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$, y $\text{S}^{2-} / \text{HS}^-$.

b. El ácido clórico, HClO_3 , es el dador del protón, mientras que el amoníaco es la base:



Los pares conjugados son $\text{HClO}_3 / \text{ClO}_3^-$, y $\text{NH}_3 / \text{NH}_4^+$.

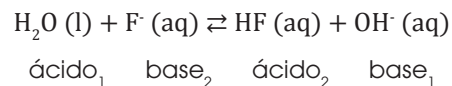
Ejemplo 1

Identifiquemos las especies químicas:

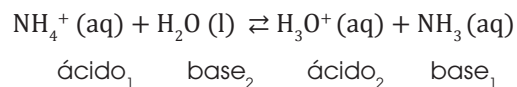
- a. F^- b. NH_4^+ c. H_2PO_4^-

como ácidos o como bases de Brønsted-Lowry en su reacción con el H_2O . Escribamos las correspondientes reacciones indicando la naturaleza de cada sustancia.

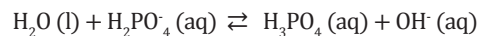
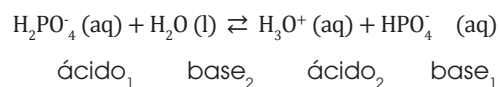
a. El ion fluoruro, F^- , solo puede ser aceptor de protones, es decir, base:



b. El ion amonio, NH_4^+ , solo puede ser dador de protones, o sea, ácido:



c. El ion dihidrogenofosfato puede comportarse como ácido o como base:



Ejemplo 2

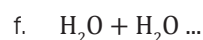
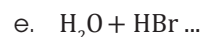
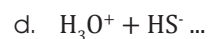
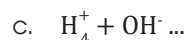
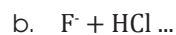
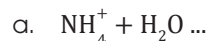
4. **Justifica**, mediante su reacción con el agua:

a. El carácter ácido de las especies químicas H_3O^+ y H_2SeO_3 .

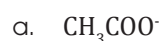
b. El carácter básico de las especies químicas SO_4^{2-} y HSO_3^- .

Escribe las correspondientes reacciones.

5. **Completa** las reacciones siguientes indicando el carácter de cada una de las especies químicas:



6. **Identifica** el carácter ácido o básico de cada una de las siguientes especies químicas en su reacción con el agua. **Escribe** las reacciones:



Actividades

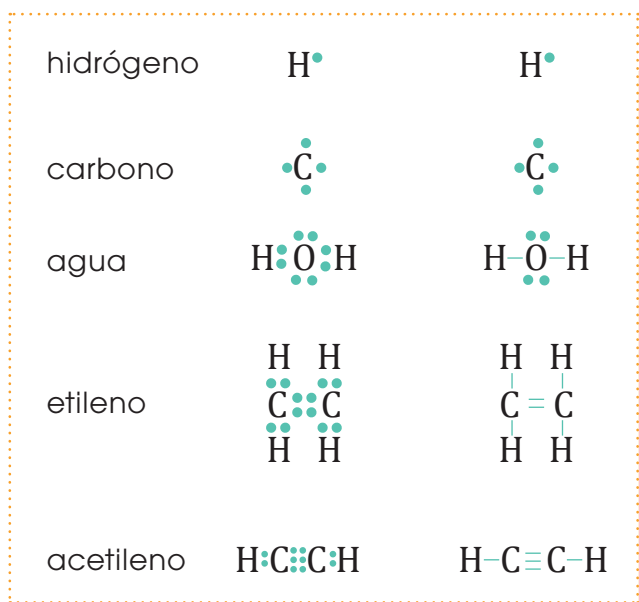
Ácidos y bases de Lewis

Un símbolo de los puntos de Lewis representa un punto por cada electrón de valencia de un elemento de la tabla periódica. Los representamos como:

1 1A	2 2A															13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
•H	•Li •Be•															•B	•C	•N	•O	•F	•Ne
•Na	•Mg	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B		9	10	11 1B	12 2B				•Al	•Si	•P	•S	•Cl	•Ar
•K	•Ca															•Ga	•Ge	•As	•Se	•Br	•Kr
•Rb	•Sr															•In	•Sn	•Sb	•Te	•I	•Xe
•Cs	•Ba															•Tl	•Pb	•Bi	•Po	•At	•Rn
•Fr	•Ra																				

El número de electrones de valencia es el mismo que el número del grupo en que está el elemento en la tabla periódica.

La unión de dos electrones de diferentes elementos representa un enlace, por ejemplo, algunas estructuras de Lewis las representamos como:



Definimos a una *base de Lewis* como una sustancia capaz de donar electrones; y a un *ácido de Lewis*, como una sustancia capaz de aceptar electrones.

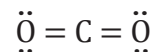
Y TAMBIÉN:



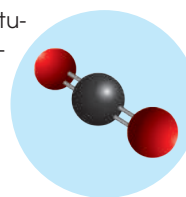
Estructura de Lewis del CO₂

La molécula tiene:

- 4 enlaces en total.
- 2 dobles enlaces.
- 4 pares de electrones libres.



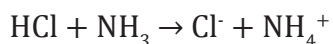
En 3D la estructura, donde la esfera negra es el carbono y las rojas los oxígenos:



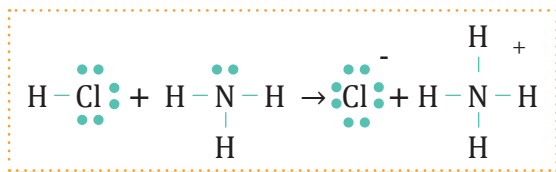
7. **Realiza** las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos.

- SO₂
- H₃PO₄
- CO₂
- H₂SO₄

Identifiquemos al ácido y base de Lewis de la siguiente reacción.



Para la resolución, realicemos las estructuras de Lewis de cada uno de los compuestos.

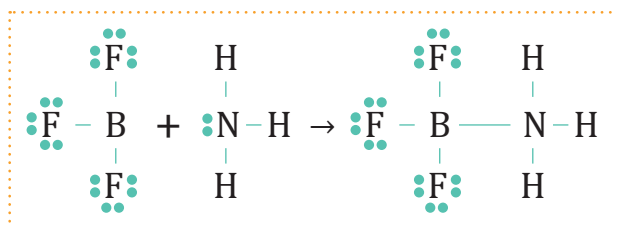


Como podemos ver en las estructuras, el ácido es el HCl, porque es la sustancia que se encuentra aceptando los electrones; mientras que la base es el NH_3 porque es la sustancia que está donando los electrones.

Presentamos algunos otros ejemplos de reacciones entre ácidos y bases de Lewis a continuación:

Base de Lewis	+	Ácido de Lewis	→	Producto
$4\text{NH}_3:$	+	Cu^{2+}	→	$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$
$2:\ddot{\text{F}}:^-$	+	SiF_4	→	SiF_6^{2-}
$\text{H}:\ddot{\text{O}}:^-$	+	$:\ddot{\text{O}}\equiv\text{C}\equiv\ddot{\text{O}}:$	→	$\begin{array}{c} \ddot{\text{O}}-\text{C}=\ddot{\text{O}} \\ \\ \text{OH} \end{array}$
$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$	+	H^+ (de un ácido de Brønsted)	→	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}_2\text{C}^+-\text{CH}_2 \end{array}$
$\text{H}_2\text{C}=\ddot{\text{O}}:$	+	BF_3	→	$\text{H}_2\text{C}\equiv\ddot{\text{O}}^+\text{B}^-\text{F}_3$

8. **Plantea** la reacción molecular e **identifica** al ácido y base de Lewis de la siguiente reacción.



Propiedades de ácidos y bases

Propiedades de los ácidos	Propiedades de las bases
<ul style="list-style-type: none"> Sabor agrio o ácido. Reaccionan con algunos metales como el cinc o el hierro desprendiendo hidrógeno. Reaccionan con las bases produciendo sales. En disolución acuosa, conducen la electricidad. Modifican el color de ciertas sustancias llamadas <i>indicadores</i>. Por ejemplo, colorean de color rojo el papel indicador universal. 	<ul style="list-style-type: none"> Sabor amargo. Tacto jabonoso. En general, no reaccionan con los metales. Reaccionan con los ácidos produciendo sales. En disolución acuosa, conducen la electricidad. Modifican el color de los indicadores. Por ejemplo, colorean de color azul el papel indicador universal.
 <p>Ácido cítrico</p>	 <p>Hidróxido de sodio o sosa cáustica</p>



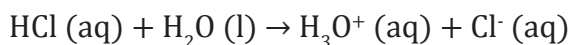
Los ácidos y las bases, en disolución acuosa, conducen la corriente eléctrica.

La causa de estas propiedades tan características hay que buscarla en la propia composición de las sustancias.

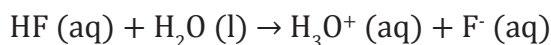
	Comportamiento	Composición	Definición
Ácidos	<p>Cuando un ácido se disuelve en agua, sus moléculas se disocian en iones: uno positivo, el catión, que siempre es el H^+, y otro negativo, el anión. Por ejemplo:</p> $HNO_3(aq) \rightarrow H^+(aq) + NO_3^-(aq)$ <p>Este comportamiento común de los ácidos es su principal característica.</p>	<p>Los oxoácidos están formados por hidrógeno, un elemento no metálico y el oxígeno. Por ejemplo: el ácido sulfúrico, H_2SO_4.</p> <p>— Los hidrácidos, disoluciones acuosas de halógenos y calcógenos de hidrógeno. Por ejemplo: el ácido clorhídrico, HCl.</p> <p>— Los ácidos orgánicos. El más conocido de ellos es el ácido acético, CH_3COOH.</p>	<p>Un ácido es una sustancia que, al disolverse en agua, produce iones hidrógeno, H^+.</p>
Bases	<p>Cuando un hidróxido se disuelve en agua, también se disocia en iones: el ion positivo o catión depende del metal que forma el compuesto, mientras que el ion negativo o anión es siempre el OH^-. Así:</p> $Al(OH)_3(aq) \rightarrow Al^{3+}(aq) + 3 OH^-(aq)$ <p>Este comportamiento determina las propiedades de las bases.</p>	<p>El grupo de las bases está constituido fundamentalmente por los hidróxidos, compuestos formados por un metal y el ion hidróxido, OH^-. Por ejemplo: el hidróxido de sodio, $NaOH$, el hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$.</p> <p>Existen otras sustancias que se comportan como bases porque producen iones OH^- cuando se disuelven en agua.</p>	<p>Una base es una sustancia que, al disolverse en agua, produce iones hidróxido, OH^-.</p>

Fuerza de ácidos y bases

La tendencia de los ácidos a ceder protones es muy variable. Por ejemplo, el ácido clorhídrico, HCl, es un electrolito fuerte.



A diferencia del HCl, el ácido fluorhídrico es un ácido débil, con poca tendencia a ceder iones H^+ a las bases. Como, a su vez, los iones F^- formados por ionización tienden a reaccionar con los iones H_3O^+ , se establece el equilibrio:

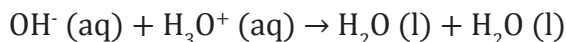


- Los **ácidos fuertes** se ionizan completamente en las disoluciones acuosas diluidas, debido a su gran tendencia a ceder iones H^+ . Son ácidos fuertes: HCl, HClO_4 , HBr, HI, H_2SO_4 y HNO_3 .
- Los **ácidos débiles** solo se ionizan parcialmente a causa de su débil tendencia a ceder iones H^+ ; aparece un equilibrio entre las moléculas no ionizadas y los iones formados.

De modo semejante, distinguimos las bases fuertes de las débiles:

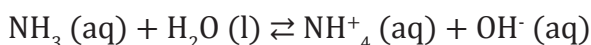
- Las **bases fuertes** muestran gran tendencia a recibir iones H^+ de los ácidos. Son bases fuertes los hidróxidos de los metales alcalinos y alcalinotérreos.

Una disolución acuosa diluida de hidróxido de sodio, NaOH, electrolito fuerte, contiene casi exclusivamente iones Na^+ y OH^- . Como consecuencia, es una base fuerte, ya que el ion hidróxido, OH^- , muestra una gran tendencia a reaccionar con el ion H_3O^+ .



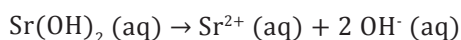
- Las **bases débiles** tienen poca tendencia a recibir iones H^+ ; aparece un equilibrio entre las moléculas no ionizadas y los iones formados.

Hay muy pocas bases débiles solubles en agua; una de ellas es el amoníaco, NH_3 . Una disolución acuosa de NH_3 contiene en equilibrio las moléculas no ionizadas y los iones NH_4^+ y OH^- formados en la reacción con el agua:



Calculemos las concentraciones molares de los iones Sr^{2+} y OH^- en una disolución de hidróxido de estroncio Sr(OH)_2 0,020 M.

El Sr(OH)_2 es una base fuerte disociada casi por completo en las disoluciones diluidas. Por tanto:



La disociación iónica de este hidróxido revela que cada mol de Sr(OH)_2 disuelto produce un mol de Sr^{2+} y dos moles de OH^- . Luego deducimos:

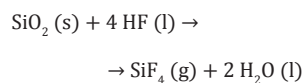
$$[\text{Sr}^{2+}] = 0,020 \text{ M} \quad [\text{OH}^-] = 2 \times 0,020 \text{ M} = 0,040 \text{ M}$$

Y TAMBIÉN:



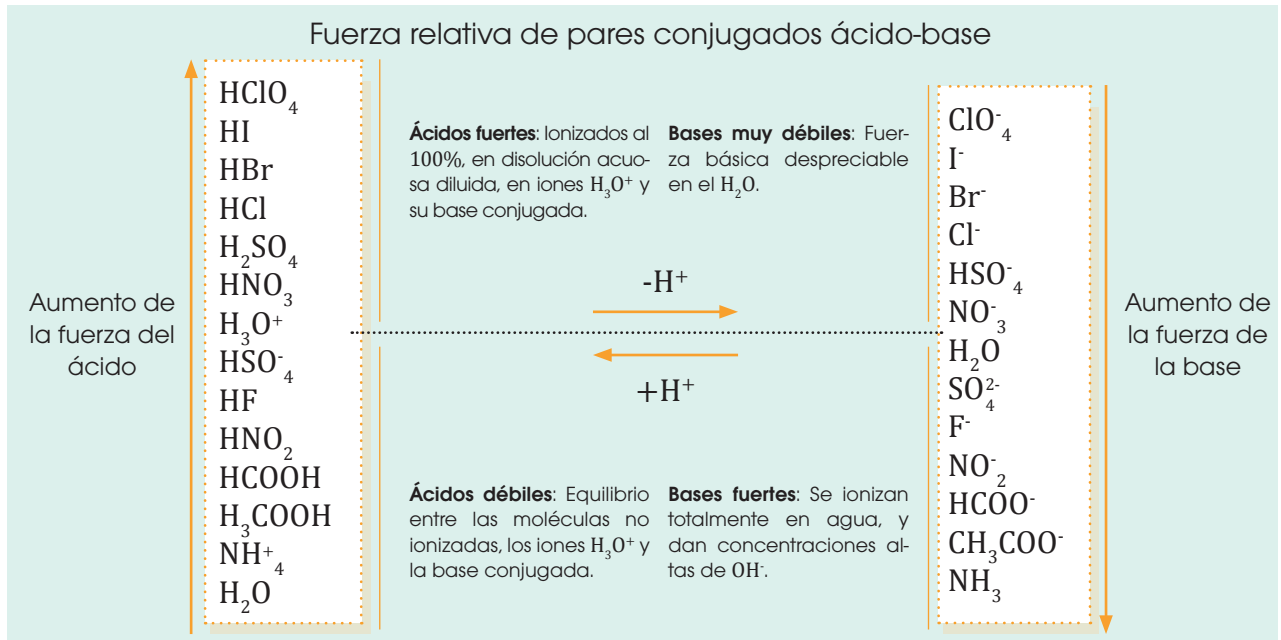
El hecho de que un ácido sea débil no significa que sea poco reactivo.

Por ejemplo, un ácido débil como el fluorhídrico, HF, disuelve la sílice y los silicatos. Los recipientes de vidrio son atacados por el HF.



Relación entre la fuerza de un ácido y la de su base conjugada

La fuerza de los ácidos se ha medido por su mayor o menor tendencia a ceder iones H^+ a una base común de referencia, el agua.



Esta tabla nos permite obtener la siguiente información:

- Cuanto más fuerte es un ácido, más débil es su base conjugada, y viceversa. Así, por ejemplo, el ácido perclórico, $HClO_4$, muestra gran tendencia a ceder H^+ .

$$HClO_4(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + ClO_4^-(aq)$$
- El ion H_3O^+ es el ácido más fuerte en disolución acuosa, ya que cualquier otro ácido más fuerte que él en la tabla se limita a producir iones H_3O^+ a partir del H_2O .
- El ion OH^- es la base más fuerte que puede existir en el agua. Cualquier otra base más fuerte que él se limita a recibir iones H^+ del agua y producir iones OH^- .
- Cada ácido tiene mucha tendencia a ceder iones H^+ a las bases situadas por debajo de él en la tabla y poca tendencia o nula a cederlo a las bases situadas por encima de él.

Por ejemplo, el HF muestra mucha tendencia a ceder un H^+ al NH_3 , poca tendencia a cederlo al H_2O y nula a cederlo al Cl^- .



Concepto de pH

Las concentraciones de los iones H_3O^+ y OH^- en las disoluciones acuosas son cantidades muy pequeñas y de incómodo manejo. Por ello, se utiliza una forma más práctica de medición: la escala de pH.

La escala de pH fue introducida por el químico danés S. Sørensen en 1909. Por definición, el pH de una disolución acuosa es:

$$\text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

El pH de una disolución es el logaritmo negativo de la expresión numérica de la concentración molar del ion H_3O^+ .

Obtenemos la escala de pH, que varía desde 0 a 14. Como se ve a continuación, el valor del pH disminuye a medida que aumenta la acidez de la disolución, y viceversa.

$[\text{H}_3\text{O}^+]$	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
$[\text{OH}^-]$	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	10^0
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14

$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$

$\text{pH} < 7$ Disoluciones ácidas $\text{pH} = 7$ Disoluciones neutras $\text{pH} > 7$ Disoluciones básicas

← Aumento de la acidez Aumento de la basicidad →

Concepto de pOH

De forma análoga al pH, definimos el pOH:

$$\text{pOH} = \log \frac{1}{[\text{OH}^-]} = -\log [\text{OH}^-]$$

La relación entre el pH y el pOH de una misma disolución acuosa es fácil de deducir a partir de la expresión del producto iónico del agua:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

Tomando logaritmos decimales en los dos miembros, obtenemos:

$$\log ([\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]) = \log 10^{-14}$$

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

Si multiplicamos esta expresión por -1 , tenemos:

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

Y, según las definiciones de pH y de pOH, resulta finalmente:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$



Cálculo del pH

Los ácidos y las bases fuertes están ionizados casi por completo en las disoluciones acuosas diluidas. Por ello, podemos calcular las concentraciones de H_3O^+ y OH^- y, por tanto, el pH, directamente a partir de la concentración del ácido o de la base.

Calculemos:

- el pH de una disolución donde $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,95 \times 10^{-4} \text{ M}$;
- el pH de una disolución cuya concentración de OH^- vale $2,73 \times 10^{-3} \text{ M}$;
- la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y la $[\text{OH}^-]$ de una disolución cuyo pH es 3,2.

Solucionemos:

- $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,95 \times 10^{-4} \text{ M} \Rightarrow$
 $\Rightarrow \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (2,95 \times 10^{-4}) = 3,5$
- $[\text{OH}^-] = 2,73 \times 10^{-3} \text{ M} \Rightarrow$
 $\Rightarrow \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (2,73 \times 10^{-3}) = 2,5$
Sabemos que $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, y por tanto:
 $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,5 = 11,5$
- $\text{pH} = 3,2 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,2} = 6,31 \times 10^{-4} \text{ mol} \times \text{L}^{-1}$
De la igualdad $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$, ¿qué se obtiene?

Ejemplo 7

Y TAMBIÉN:



El conocimiento del pH de las disoluciones tiene gran importancia para determinar e interpretar el comportamiento de muchas sustancias en las reacciones químicas, tanto en los sistemas inorgánicos como en los biológicos.



<http://goo.gl/WRcvR5>

Ácidos y bases de uso frecuente

Existe una gran cantidad de sustancias ácidas y básicas de uso frecuente en nuestro entorno.

Sustancias ácidas

El sulfamán, disolución de ácido clorhídrico, HCl, se utiliza en la limpieza doméstica. Las naranjas y los limones contienen ácido cítrico; el yogur, ácido láctico; y el vinagre, ácido acético.



Sustancias básicas

En la limpieza doméstica algunos productos contienen amoníaco, NH_3 . La leche de magnesia es una solución de hidróxido de magnesio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, que se empleaba como laxante y antiácido.



EN GRUPO



El vinagre es una disolución de ácido acético. **Expliquen** qué ocurrirá en cada una de las situaciones siguientes:

- Añadimos unas gotas de azul de bromotimol a un tubo de ensayo que contiene vinagre.
- Añadimos unas gotas de fenolftaleína a un tubo de ensayo que contiene vinagre.
- Vertemos una gota de vinagre sobre una tira de papel indicador universal.

Investiguen qué compuesto químico es la sosa cáustica y cuáles son sus aplicaciones prácticas.

Busquen la fórmula química de la lejía. ¿Qué carácter tiene?

Calculen el pH y el pOH de las disoluciones acuosas en las que $[\text{H}_3\text{O}^+]$ vale: a. $0,325 \text{ M}$; b. $4,56 \times 10^{-10} \text{ M}$.

Determinen las concentraciones de H_3O^+ y de OH^- de una disolución de $\text{pH} = 4,7$.

En un vaso de precipitación tenemos un litro de ácido clorhídrico con un pH de 2 y en otro vaso tenemos 1,5 litros del mismo ácido con un pH de 3.

Si ponemos todo en un vaso de precipitación, ¿cuál va a ser el volumen total de la mezcla y qué pH tendría?

Para el primer vaso de precipitación tendríamos:

$$\text{pH} = 2$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-2}$$

$$[\text{H}^+] = 0,01$$

$$\text{moles H}^+ = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 1 \text{ L} = 0,01 \text{ mol}$$

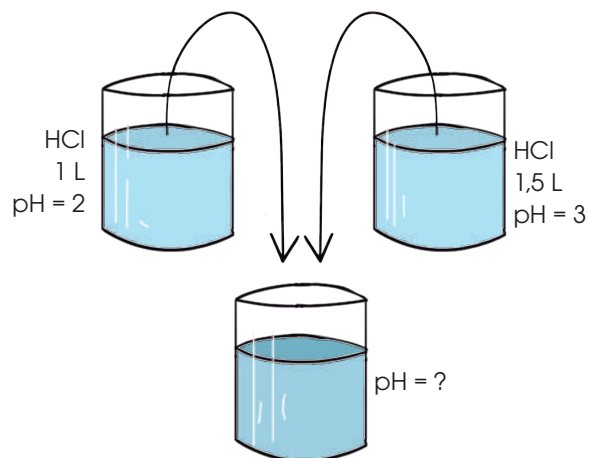
Para el segundo vaso de precipitación tendríamos:

$$\text{pH} = 3$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-3}$$

$$[\text{H}^+] = 0,001$$

$$\text{moles H}^+ = 0,001 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 1,5 \text{ L} = 0,0015 \text{ mol}$$



El volumen total va a ser la suma de los volúmenes parciales.

$$V_T = 1 \text{ L} + 1,5 \text{ L}$$

$$V_T = 2,5 \text{ L}$$

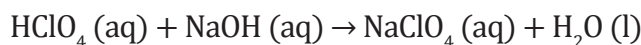
Para obtener el pH total de la mezcla debemos obtener la concentración de iones hidronio (H^+) totales.

$$[\text{H}^+] = \frac{\text{moles H}^+}{\text{volumen total}} = \frac{0,01 \text{ moles H}^+ + 0,0015 \text{ moles H}^+}{2,5 \text{ L}} = 0,0115 [\text{H}^+]$$

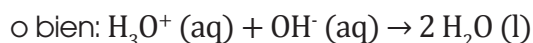
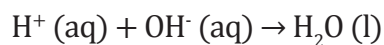
Para saber el pH final a partir de dos soluciones con distintos valores de pH, debemos utilizar la relación entre el número de moles hidronio totales respecto al volumen total.

Valoraciones ácido-base

La reacción completa de un ácido con una base en disolución acuosa, denominada genéricamente *reacción de neutralización*, da lugar a la formación de una sal y, por lo general, de agua. Por ejemplo:



Ecuación que, una vez eliminados los iones espectadores, en forma iónica, se reduce a:



La reacción de neutralización se aplica de forma práctica en las valoraciones ácido-base.

Una **valoración ácido-base** es la determinación de la concentración desconocida de un ácido en disolución a partir de la concentración conocida de una base, o viceversa.

La valoración de un ácido se denomina **acidimetría** y la valoración de una base, **alcalimetría**.

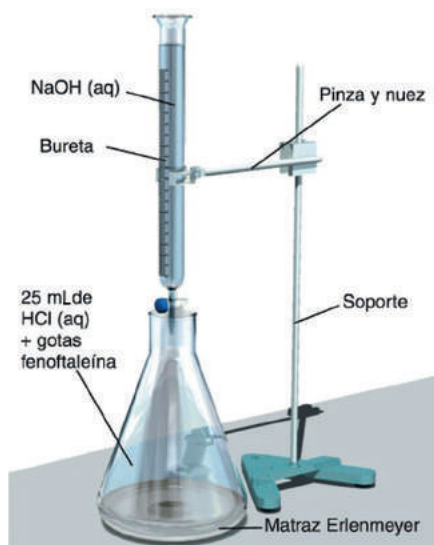
La valoración se realiza mezclando gradualmente el ácido y la base hasta alcanzar el **punto de equivalencia**, es decir, el momento en que la reacción de neutralización es completa. En ese punto, el número de H_3O^+ procedentes del ácido es igual al de OH^- procedentes de la base.

El **punto final** de la valoración se alcanza cuando se produce el cambio de color o viraje de un indicador, que se adiciona previamente a los reactivos. Para que la valoración sea válida, el punto final debe coincidir con el de equivalencia.

Y TAMBIÉN:



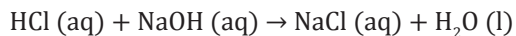
Las valoraciones ácido-base se denominan también **volumétricas de neutralización**, ya que se reducen a medir el volumen de base necesario para la neutralización del ácido, o viceversa.



Determinemos la concentración de una disolución acuosa de ácido clorhídrico. Para ello disponemos de una disolución de hidróxido de sodio 0,1318 M.

Para conocer la concentración del ácido necesitamos determinar el volumen de NaOH necesario para neutralizarlo totalmente.

La reacción de neutralización es:



El procedimiento será el siguiente:

- Se enrasa una bureta con la disolución de NaOH 0,1318 M (agente valorante).
- En un matraz Erlenmeyer se vierten un volumen conocido de la disolución de HCl (solución problema), por ejemplo 25,0 mL, y unas gotas de fenolftaleína (indicador).
- Se vierte lentamente el NaOH sobre el HCl, agitando el Erlenmeyer para cada adición de base, hasta alcanzar el punto de equivalencia. Este se produce cuando el indicador vira a color rojo.

En el punto de equivalencia se cumple: $n H^+ = n OH^-$

Es decir: $n HCl = n NaOH$

Supongamos que se han gastado 17,6 mL de disolución de NaOH 0,1318 M.

$$n_{NaOH} = 17,6 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{0,1318 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 2,32 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

A partir de este dato, podemos calcular la concentración del ácido:

Dado que 1 mol de NaOH reacciona con 1 mol de HCl, se habrán consumido $2,32 \times 10^{-3}$ moles de HCl.

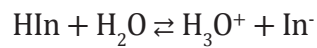
$$M_{HCl} = \frac{\text{moles HCl}}{V \text{ disolución}} = \frac{2,32 \times 10^{-3} \text{ mol}}{2,5 \times 10^{-2} \text{ mol}} = 0,0929 \text{ M}$$

La concentración de la disolución de ácido clorhídrico valorada es 0,0928 M.

Indicadores ácido-base

Un **indicador ácido-base** es una sustancia de carácter ácido o básico débil que tiene la propiedad de presentar colores diferentes dependiendo del pH de la disolución en que se encuentra disuelto.

El comportamiento de los indicadores es fácil de comprender. Supongamos un indicador constituido por un ácido débil monoprótico de fórmula general HIn . En disolución acuosa se ioniza ligeramente produciendo su base conjugada In^- .



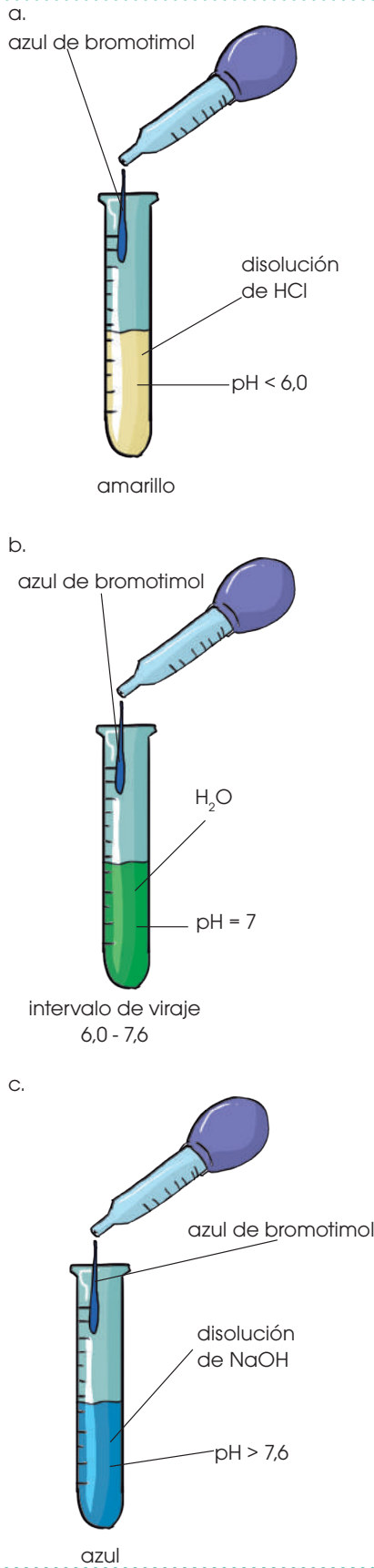
Forma ácida (color A) Forma básica (color B)

Los indicadores se caracterizan porque la forma ácida HIn y la forma básica In^- tienen colores distintos. De las cantidades de una y otra forma presentes en la disolución depende el color de esta.

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.

La tabla siguiente muestra algunos indicadores ácido-base junto con su intervalo de viraje característico y el color que presentan cuando el pH es inferior o superior a dicho intervalo.

Indicador	Color a pH inferior	Intervalo de viraje (unidades de pH)	Color a pH superior
Azul de bromofenol	Amarillo	3,0 - 4,6	Azul
Anaranjado de metilo	Rojo	3,1 - 4,4	Amarillo
Rojo de metilo	Rojo	4,2 - 6,3	Amarillo
Azul de clorofenol	Amarillo	4,8 - 6,4	Rojo
Azul de bromotimol	Amarillo	6,0 - 7,6	Azul
Rojo neutro	Rojo	6,8 - 8,0	Amarillo
Azul de timol	Amarillo	8,0 - 9,6	Azul
Fenolftaleína	Incoloro	8,3 - 10,0	Rojo
Amarillo de alizarina	Amarillo	10,1 - 12,0	Rojo



■ Comportamiento del indicador azul de bromotimol en tres disoluciones distintas: ácida (a), neutra (b) y básica (c).