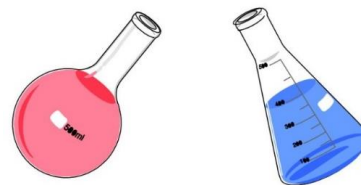




# GUÍA DE APRENDIZAJE N°1

## REACCIONES ÁCIDO BASE

Departamento de Ciencias/ Química 4°M  
Prof. Marlene Pradenas F.



Nombre: \_\_\_\_\_ Curso: \_\_\_\_\_

**Unidad 1** : Reacciones ácido base  
**Objetivo de Aprendizaje** : Diferenciar un ácido de una base, según las teorías postuladas por Arrhenius, Brønsted-Lowry y Lewis, para explicar el carácter ácido y básico, de diversas sustancias.  
**Tiempo de Desarrollo** : 3 horas pedagógicas

### 1. ÁCIDOS Y BASES



### 2. TEORÍAS DE ÁCIDO BASE

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

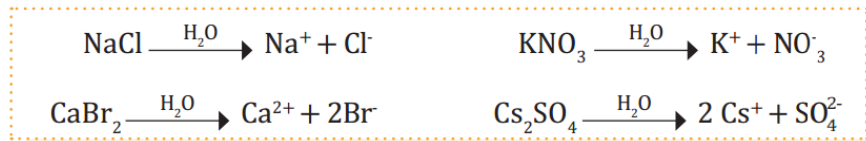
En 1787, el francés A. L. Lavoisier (1743-1794) defendió que el oxígeno es un elemento imprescindible en la composición de los ácidos. En 1810, el inglés H. Davy (1778-1829) aseguró que el hidrógeno es el componente fundamental de los ácidos.

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),  $\text{H}^+$ .

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

| Ácidos   | Bases  |
|--|--|
| Esta definición incluye los hidrácidos y los oxoácidos: $\text{HBr}$ , $\text{H}_2\text{S}$ , $\text{HNO}_3$ , $\text{H}_3\text{PO}_4$ ...                     | Esta definición incluye las sustancias denominadas <i>hidróxidos</i> : $\text{KOH}$ , $\text{Mg}(\text{OH})_2$ , $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ...                    |
| $\text{HCl} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ | $\text{NaOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$ |
| En general:<br>$\text{HA} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+ + \text{A}^-$  | En general:<br>$\text{BOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{B}^+ + \text{OH}^-$  |

## TEORÍA DE BRONSTED Y LOWRY

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

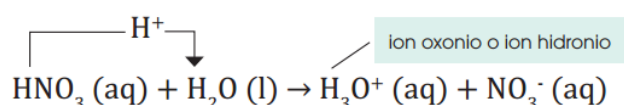
Según esta teoría:

**Ácido** es toda especie química, molecular o iónica, capaz de ceder un ion  $\text{H}^+$ , es decir, un protón, a otra sustancia.

**Base** es toda especie química, molecular o iónica, capaz de recibir un ion  $\text{H}^+$  de otra sustancia.

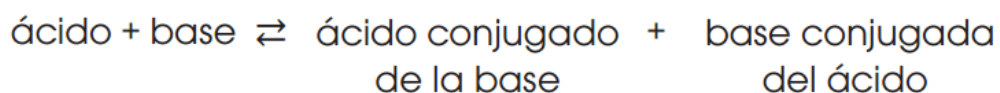
El ácido solo actúa como dador de protones en presencia de alguna sustancia capaz de aceptarlos, es decir, la base. A su vez, la base solo puede aceptar algún protón si reacciona con un ácido que se lo transfiera.

Así, en una disolución acuosa de ácido nítrico,  $\text{HNO}_3$ , 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  $\text{H}^+$  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<sup>+</sup>.

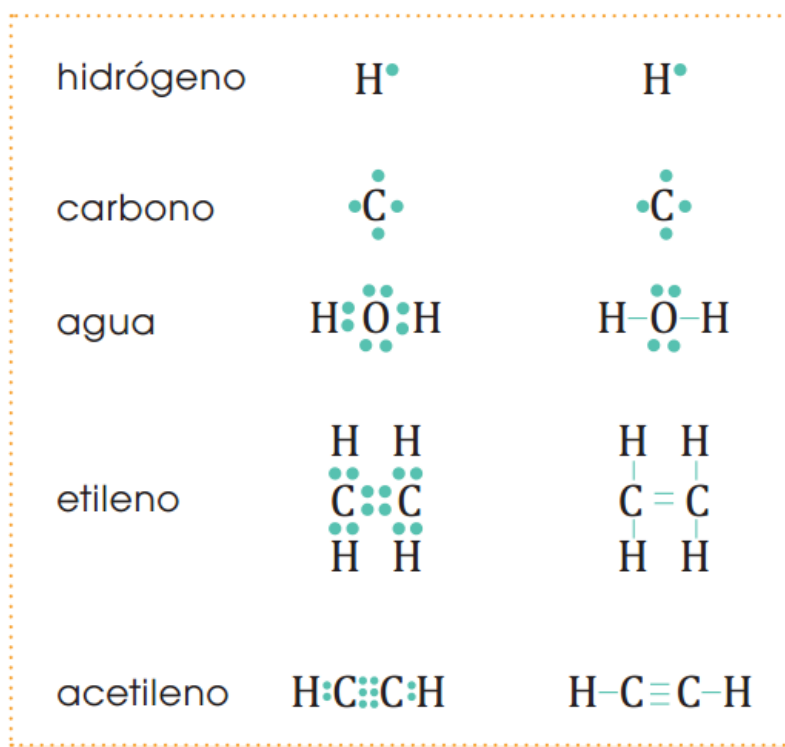
La base formada cuando el ácido cede un H<sup>+</sup>.

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

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.

Ejemplos:

| Base de Lewis                           | + | Ácido de Lewis                               | → | Producto  |
|---|---|--|---|---|
| $4\text{NH}_3:$                         | + | $\text{Cu}^{2+}$                             | → | $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$   |
| $2:\ddot{\text{F}}:$                    | + | $\text{SiF}_4$                               | → | $\text{SiF}_6^{2-}$   |
| $\text{H}:\ddot{\text{O}}:$             | + | $:\text{O} \equiv \text{C} \equiv \text{O}:$ | → | $\begin{array}{c} \ddot{\text{O}} - \text{C} \equiv \text{O} \\   \\ \text{OH} \end{array}$ |
| $\text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2$      | + | $\text{H}^+$<br>(de un ácido de Brönsted)    | → | $\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}_2\text{C}^+ - \text{CH}_2 \end{array}$          |
| $\text{H}_2\text{C} = \ddot{\text{O}}:$ | + | $\text{BF}_3$                                | → | $\text{H}_2\text{C} \equiv \ddot{\text{O}}:\text{B}^+\text{F}_3$                            |

### 3. PROPIEDADES DE ÁCIDOS Y BASES

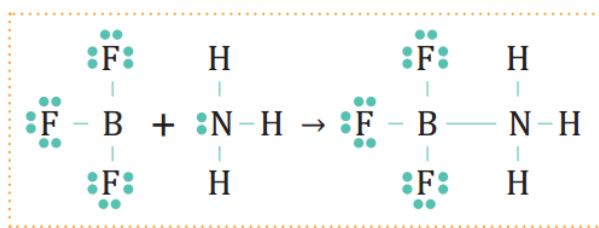
| Propiedades de los ácidos   | Propiedades de las bases  |
|---|---|
| <ul style="list-style-type: none"> <li>Sabor agrio o ácido.</li> <li>Reaccionan con algunos metales como el cinc o el hierro desprendiendo hidrógeno.</li> <li>Reaccionan con las bases produciendo sales.</li> <li>En disolución acuosa,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

#### 4. ACTIVIDAD

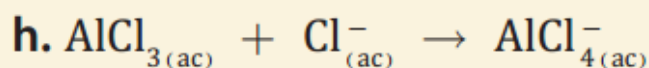
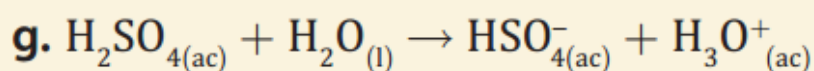
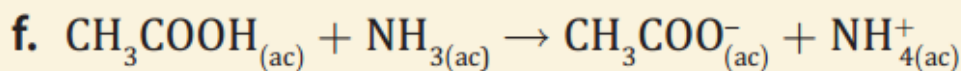
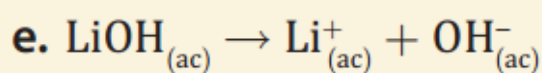
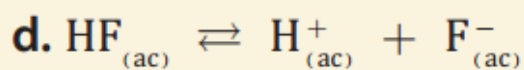
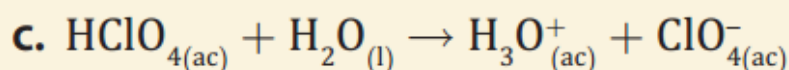
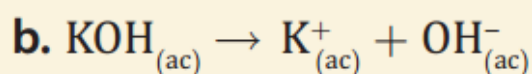
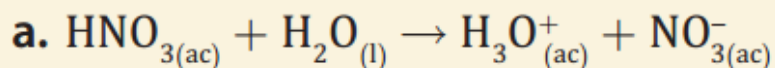
1. De acuerdo con la formulación de Arrhenius, escribe la ecuación ajustada de la disociación iónica de las siguientes sustancias en disolución acuosa:

- ácido yodhídrico
- ácido sulfhídrico
- hidróxido de potasio
- ácido fosfórico
- sulfuro de calcio
- nitrate de bario

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



3. En las siguientes ecuaciones químicas, identifica ácidos, bases y especies conjugadas cuando corresponda. Además indica, cuál es la teoría empleada en cada caso. Para ello señala "Ácido de Arrhenius", "Ácido de Brønsted", "Base de Lewis", etc



## 5. BIBLIOGRAFÍA

Cabello, M., (2012), *Química 3° y 4° Medio*, Santiago, Chile, editorial Cal y Canto.

Mejía, M., (2016), *Química 1 Bachillerato 1° Curso*, Quito, Ecuador, editorial Don Bosco.

## 6. LINK DE INTERÉS

<https://curriculumnacional.mineduc.cl/estudiante/621/w3-article-139383.html>



*\*Puedes indagar más en los contenidos y ejercicios, en la página y textos escolares que te detallo arriba.*

*¡¡TÚ PUEDES!!!*