



LICEO TAJAMAR  
PROVIDENCIA

“Trabajemos juntos, para ser mejores”



## GUIA DE CONTENIDO DE QUÍMICA REACCIONES ÁCIDO-BASE

Nombre:	Curso:	Fecha:
---------	--------	--------

### Objetivos

- Describir las principales características de ácidos y bases.
- Conocer y diferenciar las teorías ácido-base

### INTRODUCCIÓN

Las reacciones entre los ácidos y las bases se encuentran dentro de las más importantes en química. A pesar del gran interés de las reacciones en medio acuoso (soluciones) por la vital importancia en biología, es importante mencionar que este tipo de reacciones se produce en muchos otros solventes de polaridad semejante o distinta a la del agua.

Desde hace mucho tiempo se conoce a un conjunto de compuestos que presentan propiedades comunes y que es posible agruparlos bajo el nombre de *ácidos* o *bases*. A mediados de 1800

Michael Faraday descubrió que las soluciones acuosas de ácidos y bases eran capaces de conducir la corriente eléctrica, lo que permitió comprender que éstas contenían iones libres. Las experiencias realizadas y conclusiones obtenidas a lo largo del tiempo de investigación permitieron establecer un conjunto de características comunes a ácidos y bases que se detallan a continuación:

### CARACTERÍSTICAS GENERALES DE UN ÁCIDO

- Presentan sabor agrio.
- Se comportan como electrolito (conducen la corriente eléctrica en solución acuosa).
- Enrojece al tornasol azul (colorante vegetal utilizado como indicador).
- En general, al reaccionar con metales desprende hidrógeno gaseoso, H<sub>2</sub>.



Prof. Lissette Gómez – Química  
Prof. Patricia Alarcón y Prof. Nicole Velásquez - PIE

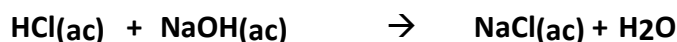


## CARACTERÍSTICAS GENERALES DE UNA BASE

- Presentan sabor amargo.
- Se comportan como electrolitos.
- Dejan azul al indicador tornasol rojo.
- Sus soluciones son generalmente resbaladizas al tacto.
- Una base al reaccionar con un ácido se neutraliza.

***Cuando un ácido reacciona con una base, sus propiedades se anulan (neutralización).***

### Reacción de Neutralización:

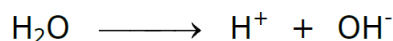


## TEORÍAS ACIDO - BASE

Existen varias teorías ácido-base que tratan de explicar el comportamiento tanto de los ácidos como de las bases. Algunas teorías son muy restringidas y otras más generales y completas que explican gran cantidad de sustancias. Al momento de clasificar una sustancia como ácido o base se deben tener en cuenta las tres teorías siguientes.

### **1. TEORÍA CLÁSICA DE SVANTE ARRHENIUS**

Arrhenius define a un ácido como toda sustancia que al disolverse en agua libera el ion  $\text{H}^+$  (protón). De manera similar una base será aquella que en solución acuosa libera al ion  $\text{OH}^-$  (hidroxilo). Lo anterior, se toma de referencia en base a la reacción de disociación del agua, dada por:



Según Arrhenius:

*“cuando un ácido se disuelve en agua es capaz de disociarse generando iones hidrógeno  $\text{H}^+$  y el respectivo anión que lo acompaña. Una base en cambio, éstas cuando disocian generan iones negativos de estructura  $\text{OH}^-$  además del catión”.*



LICEO TAJAMAR  
PROVIDENCIA

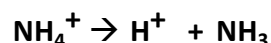
Algunos ejemplos:

“Trabajemos juntos, para ser mejores”



### ÁCIDO:

*Toda especie química que al disociarse en solución acuosa, libera iones hidrógenos ( $H^+$ ) Ejemplos:*



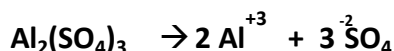
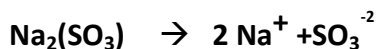
### BASE:

*Toda especie química que al disociarse en solución acuosa libera iones (aniones) hidroxilo ( $OH^-$ ).*



### SALES:

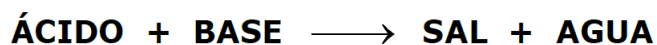
Sustancias iónicas que, en solución acuosa, experimentan disociación, liberando cationes diferentes de  $H^+$  y aniones diferentes de  $OH^-$ .



Existen ciertas sustancias, como el amoníaco o el ión  $F^-$  que si bien presentan características básicas no pueden explicarse con la teoría de Arrhenius, ya que ni siquiera poseen oxígenos, por lo tanto, no pueden liberar iones  $OH^-$ .

Es por esto, que se propone una nueva teoría, que justifica el comportamiento de estas y otras sustancias.

De lo anterior, se infiere que cuando un ácido se mezcla con una base, los iones  $H^+$  del ácido reaccionan con los iones  $OH^-$  de la base, produciéndose *una reacción de neutralización* de cargas eléctricas, que genera  $H_2O$  y una sal.



Prof. Lisette Gómez – Química  
Prof. Patricia Alarcón y Prof. Nicole Velásquez - PIE



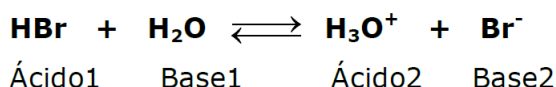
## 2. TEORÍA PROTÓNICA DE LOWRY - BRÖNSTED

De manera independiente Nicolaus Brønsted y Thomas Martín Lowry plantearon en 1923 una teoría que extiende la definición de ácidos y bases a la transferencia protónica  $H^+$ .

*“SON ÁCIDOS AQUELLAS ESPECIES QUÍMICAS QUE SON CAPACES DE LIBERAR O DONAR IONES  $H^+$ , MIENTRAS QUE LAS BASES SON ESPECIES QUE ACEPTAN ESTOS IONES”*

**De acuerdo a lo anterior las reacciones ácido-base son reacciones de transferencia e intercambio protónico.**

Ejemplo:



Como la reacción puede considerarse en equilibrio se encuentran reaccionando 2 ácidos y 2 bases, se habla técnicamente de **par ácido-base conjugado**.

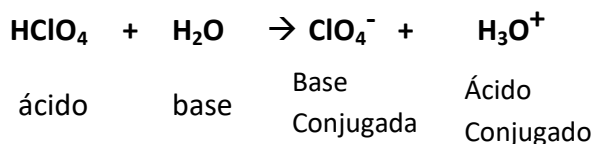
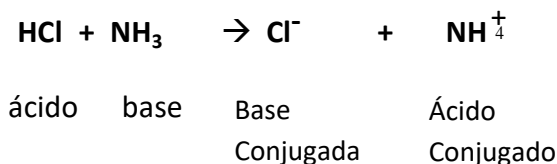
Para el ejemplo anterior debemos decir que:

- El ión bromuro,  $Br^-$ , producido en la reacción, es la base conjugada del ácido bromhídrico, HBr.
- El ión hidrónio,  $H_3O^+$  es el ácido conjugado de la molécula de agua. Si un ácido tiene gran tendencia a ceder un protón, el proceso inverso se dará en menor medida, vale decir, la base conjugada respectiva será un malceptor de iones  $H^+$ . En general:

**“cuanto más fuerte sea un ácido (o base), más débil tendrá que ser su base (o ácido) conjugada”**

El equilibrio de la reacción ácido-base se desplazará siempre en el sentido de la formación del ácido o base más débil.

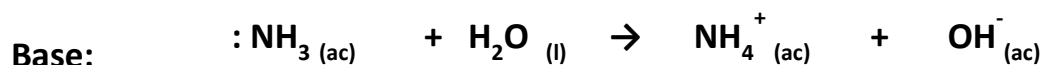
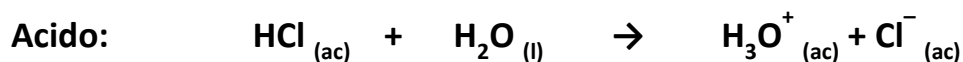
Ejemplos:





El concepto ácido-base de Brönsted y Lowry es muy útil ya que amplía la teoría de Arrhenius para todas aquellas sustancias con características básicas que no poseen  $\text{OH}^-$ , es evidente en esta teoría que no todos los compuestos que aceptan protones lo hacen con la misma intensidad, es decir, aparecen los conceptos de bases fuertes y bases débiles.

Sustancias como el agua, pueden comportarse como ácido o base, dependiendo del tipo de reacción, en este caso diremos que se trata de un reactivo **anfótero**. Ejemplo:



Nota: En este caso se observa como la base  $\text{NH}_3$  acepta un protón de la molécula del agua para producir el ión hidróxido ( $\text{OH}^-$ ). Observarás que el agua puede aceptar o bien donar un protón, es decir, dependiendo de la sustancia con la cual entre en contacto se puede comportar como un ácido o una base.

Algunos iones como el  $\text{Al}^{+3}$ , o el trifluoruro de boro ( $\text{BF}_3$ ) le confieren a algunas soluciones un carácter ácido, este hecho no tiene explicación por las teorías vistas, por lo tanto, es necesario mencionar una tercera teoría bastante más compleja y general.

### Ejercicio desarrollado.

1. Identifique los pares conjugados ácido-base en la reacción entre el amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) y el ácido fluorhídrico ( $\text{HF}$ ) en disolución acuosa.



Desarrollo.

El  $\text{NH}_3$  tiene un átomo de H menos y una carga positiva menos que el  $\text{NH}_4^+$ , por lo que el par conjugado ácido-base es  $\text{NH}_4^+$  y  $\text{NH}_3$ .

El  $\text{F}^-$  tiene un átomo de H menos y una carga negativa más que  $\text{HF}$ , por lo que el par conjugado ácido-base es  $\text{HF}$  y  $\text{F}^-$ .

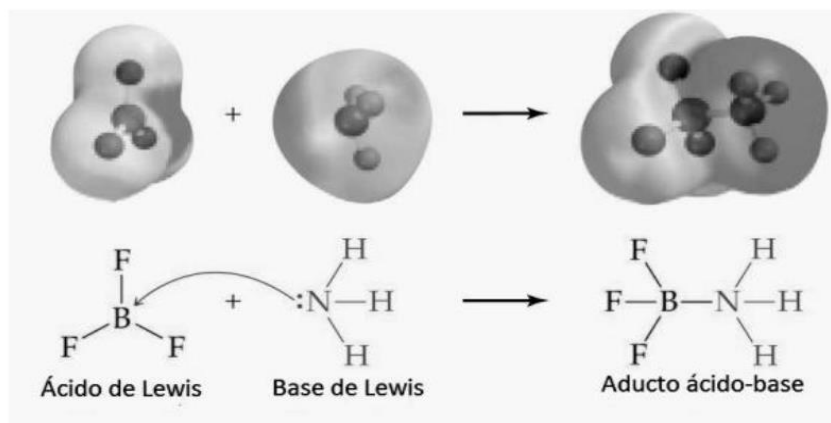
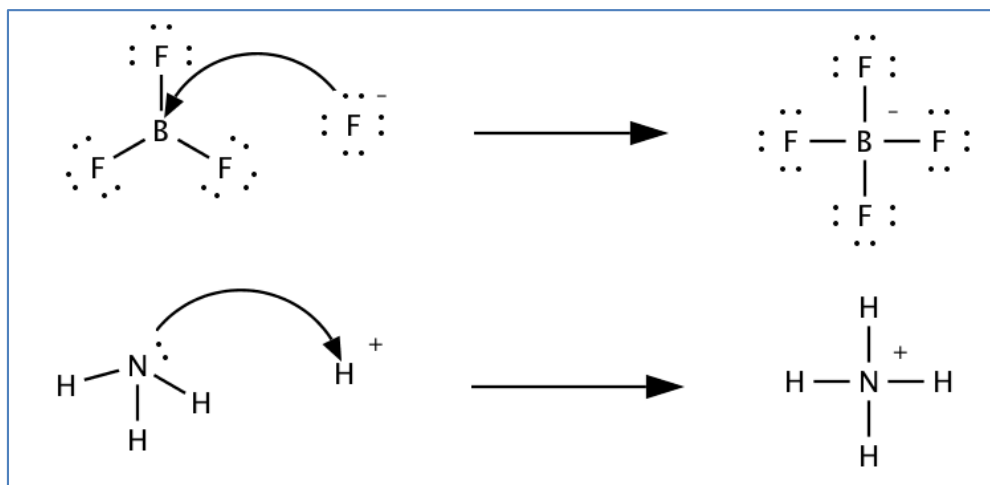
### 3. TEORÍA ELECTRÓNICA DE LEWIS

Gilbert N. Lewis, encontró una manera distinta de definir ácidos y bases, en esta teoría no importa si hay presencia de oxígenos o de hidrógenos, aquí lo importante es la presencia o ausencia de electrones y la capacidad de aceptarlos o compartirlos. Así, un **ácido puede definirse como una sustancia que acepta pares de electrones; una base, como una sustancia que tiene pares de electrones disponibles para compartir.**

**Ácido:** Toda especie deficiente en electrones y que recibe un par electrónico. (Sustancia electrófila)

**Base:** Toda especie que dona un par de electrones libres (Sustancia Nucleófila)

Ejemplos:





La teoría de Lewis cumple la valiosa función de relacionar fenómenos químicos aparentemente diversos, demostrando que son fundamentalmente semejantes en causa y resultado. A menudo se aplica ésta como una teoría generalizada de reacciones, en las cuales las reacciones ácido-base de protones constituyen un caso especial. La mayoría de los químicos orgánicos encuentran que, tanto el concepto de Lowry-Brönsted como el de Lewis, son útiles separadamente. Debería comprenderse que una base de Lewis también es una base de Lowry-Brönsted. Sin embargo, las especies con déficit de electrones, como el trifluoruro de boro,  $\text{BF}_3$ , cloruro de Aluminio,  $\text{AlCl}_3$  y cloruro de cinc,  $\text{ZnCl}_2$ , son llamadas ácidos de Lewis para distinguirlas de los ácidos donadores de protones de Lowry-Brönsted.

### Resumen Teorías ácido – base

	<b>Arrhenius</b>	<b>Lowry-Brönsted</b>	<b>Lewis</b>
<b>Ácido</b>	Libera $\text{H}^+$ $\text{HCl}$ ; $\text{HNO}_3$	Libera $\text{H}^+$ $\text{H}_3\text{PO}_4$	Acepta electrones $\text{ZnCl}_2$ ; $\text{AlCl}_3$
<b>Base</b>	Libera $\text{OH}^-$ $\text{KOH}$ ; $\text{Mg}(\text{OH})_2$	Acepta $\text{H}^+$ $\text{NH}_3$	Comparte electrones $\text{F}^-$ ; $\text{PH}_3$

Videos educativos.

<https://www.youtube.com/watch?v=GJw0R3hQRkg>

<https://www.youtube.com/watch?v=aXmhd1dBQYs>

<https://www.youtube.com/watch?v=8Z811hNM8w8>