



"EL SÍ DE LA FAMILIA MARIANISTA"

## GUÍA DE APRENDIZAJE N°2 UNIDAD: ÁCIDO - BASE

Química 4MA y 4MB

NOMBRE:

<b>APRENDIZAJE(S) ESPERADO:</b>	<b>AE 02</b> Formular explicaciones de las reacciones ácido-base, basándose en teorías, y determinar la acidez o basicidad de soluciones.
<b>TEMA DEL TRABAJO:</b>	Teoría Ácido - Base
<b>EVALUACIÓN FORMATIVA</b>	Completar cuadro de síntesis Aplicar conceptos a situaciones específicas
<b>MECANISMO DE EVALUACIÓN SUMATIVA</b>	Desarrollar preguntas de análisis y aplicación
Recuerda que puedes hacer tus consultas de lunes a viernes entre 8:00 y 13:00. El correo dispuesto para aquello es: <a href="mailto:profe.daniela.yout@gmail.com">profe.daniela.yout@gmail.com</a>	
Debes emplear las evaluaciones sumativas solo en las fechas indicadas y en formato pdf	



*No puedes esperar construir un mundo mejor sin mejorar a las personas. Con ese fin cada uno de nosotros debe trabajar para su propio mejoramiento y al mismo tiempo, compartir una responsabilidad general con toda la humanidad, nuestro deber particular es ayudar a aquellos a quienes creemos que podemos ser más útiles*

Marie Curie



"EL SÍ DE LA FAMILIA MARIANISTA"

<b>SESIÓN 1</b>
<b>ÁCIDOS Y BASES</b>
<b>Fecha en la que debes trabajar esta parte de la guía: desde 06 al 10 de abril</b>

Los ácidos y las bases son sustancias utilizadas desde la antigüedad. Se han encontrado papiros de la cultura helenística donde se describe la utilización de vinagres y zumos de frutas como disolventes de ciertos metales; los egipcios usaban sales, como el carbonato sódico conocido como natrón, para desecar los cuerpos en la momificación.

En el siglo XVII, Boyle, basándose en observaciones y trabajos experimentales, concluyó que existe un grupo de sustancias que poseen propiedades semejantes, a las que llamó ácidos, y otras con propiedades diferentes a estas, a las que llamó bases. Luego de este planteamiento, y en un intento por explicar las propiedades observadas para las sustancias ácidas y básicas y poder entender su comportamiento, científicos como Arrhenius, Brönsted, Lowry y Lewis formularon diversas teorías.

Partiremos desde lo más simple, caracterizando ácidos y bases

ÁCIDOS	BASES
<ul style="list-style-type: none"> <li>Poseen sabor agrio</li> <li>Conducen la corriente eléctrica, es decir, son electrolitos.</li> <li>Enrojecen determinados pigmentos vegetales, como la tintura del tornasol o decoloran el repollo morado.</li> <li>Reaccionan con algunos metales como el magnesio y el zinc liberando hidrógeno gaseoso (H<sub>2</sub>).</li> <li>Reaccionan con las bases formando sustancias de propiedades diferentes, las bases</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Tienen sabor amargo y son jabonosas al tacto.</li> <li>Conducen la corriente eléctrica, es decir, son electrolitos.</li> <li>En contacto con el papel tornasol se torna azul.</li> <li>Reaccionan con los ácidos formando sustancias de propiedades diferente, las sales.</li> </ul>
<p><u>Ejemplos:</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>Vinagre (ácido acético)</li> <li>Limón (ácido cítrico)</li> <li>Manzana (ácido málico)</li> <li>Uva (ácido tartárico)</li> </ul>	<p><u>Ejemplos:</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>Hidróxido de sodio</li> <li>Hidróxido de potasio</li> <li>Hidróxido de magnesio</li> </ul>

<b>INVESTIGA</b>	
En libros o internet busca 5 ejemplos de ácido y 5 de bases (diferentes a los ya mencionados)	
<b>ÁCIDOS</b>	<b>BASES</b>

## TEORÍA ÁCIDO - BASE



En 1887, **Svante Arrhenius** (1859-1927) postuló su **teoría de la disociación electrolítica**, la cual planteaba que existen sustancias que manifiestan sus propiedades químicas y su conductividad eléctrica en disoluciones acuosas. Por ejemplo: las sales, al disolverse en agua pueden descomponerse en sus iones, lo que les permite ser conductores eléctricos. A estas sustancias se les llama **electrolitos**.

PARA ARRHENIUS	
ÁCIDO	BASE
<p>Sustancias que en disolución acuosa producen iones hidrógeno, también llamados protones (<math>H^+</math>).</p> <p>Ecuación general:</p> $HA_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$ <p>Ejemplo: disociación del ácido clorhídrico.</p> $HCl_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$	<p>Sustancias que en disolución acuosa producen iones hidroxilo (<math>OH^-</math>).</p> <p>Ecuación general:</p> $M(OH)_n_{(aq)} \rightarrow Mn^+_{(aq)} + n OH^-_{(aq)}$ <p>Ejemplo: disociación del hidróxido de sodio.</p> $Na(OH)_{(aq)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$



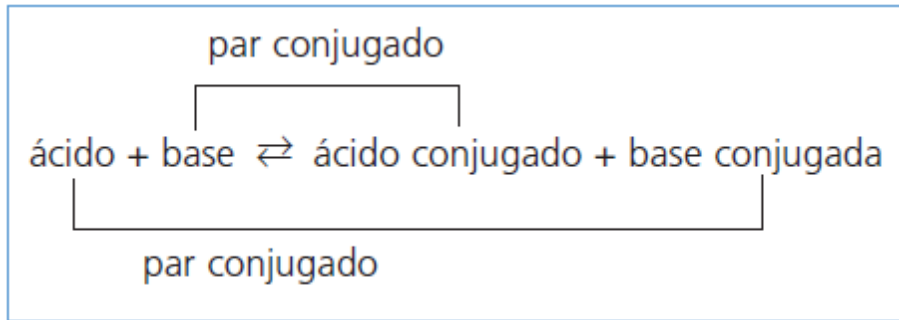
**Johannes Brønsted** (1879-1947) y **Thomas Lowry** (1874-1936) postulan una teoría más general, la cual podía ser aplicada a todos los ácidos y bases, llamada **teoría protónica**. Esta postula que un ácido es toda sustancia capaz de ceder protones y una base es toda sustancia capaz de captarlos. Por lo que las reacciones entre ácidos y bases se pueden considerar como reacciones de transferencia de protones.

La teoría de Brønsted y Lowry establece que los ácidos ceden protones y las bases captan Protones. De acuerdo con esto:

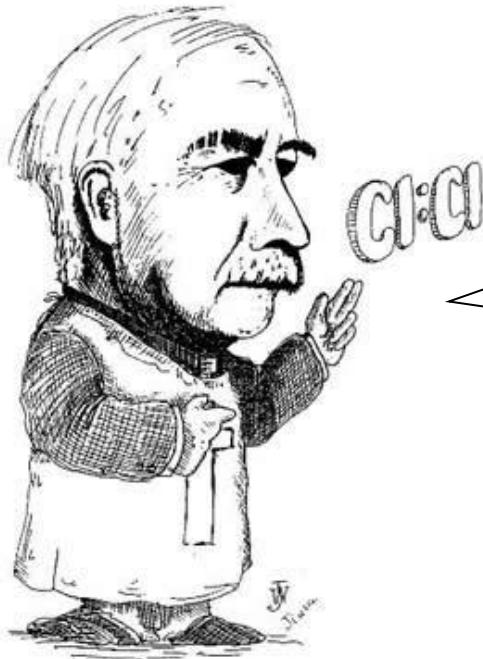
- ✓ los **ácidos**, al ceder el protón, originan una **base conjugada**, es decir, una especie capaz de aceptar el protón y volver a generar el ácido inicial.
- ✓ las **bases**, al aceptar un protón, forman un **ácido conjugado**, el cual puede donar el protón, volviendo a originar la base inicial.

"EL SÍ DE LA FAMILIA MARIANISTA"

Así, la ecuación general para el par conjugado ácido-base será:



PARA BRÖBSTED - LOWRY	
ÁCIDO	BASE
Ejemplo: disolución de ácido fluorhídrico en agua.  $HF + H_2O \rightarrow H_3O^+ + F^-$ Ácido base ácido conjugado base conjugada	Ejemplo: disolución del amoníaco en agua.  $NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$ Base ácido ácido conjugado base conjugada

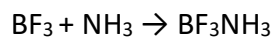


**Gilbert Lewis** (1875-1946) propuso una nueva teoría basada en la estructura electrónica. Esta teoría plantea que:

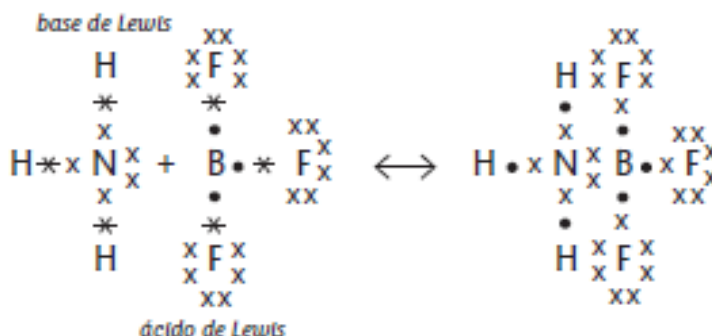
- ✓ un ácido es todo átomo, molécula o ion capaz de aceptar un par de electrones para formar una unión covalente.
- ✓ una base es todo átomo, molécula o ion capaz de ceder un par de electrones para formar una unión covalente.

De este modo, un  $H^+$  será un ácido de Lewis, ya que su estructura permite aceptar un par de electrones, mientras que el amoníaco será una base de Lewis, pues en la capa de valencia del nitrógeno existe un par de electrones sin compartir

Consideremos el siguiente ejemplo:



Haciendo la estructura de Lewis para cada componente, da:





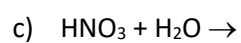
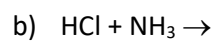
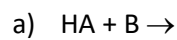
$\text{BF}_3$  será el ácido dado que puede aceptar un par electrónico y el  $\text{NH}_3$  será la base dado que da el par electrónico. Esta teoría, a diferencia de las anteriores, usa a los electrones para establecer un ácido o una base. Además, abarca a todos los compuestos y relaciona los tipos de enlaces que se establecen entre los compuestos. Aquí la regla del octeto y dueto debe ser considerada para establecer la diferencia entre ácido y base.

### SINTETIZA Y COMPLETA

1. Completa el siguiente cuadro escribiendo, según corresponda la definición de ácido y base bajo la mirada de cada teoría

Teoría	Ácido	Base
Arrhenius		
Brönsted - Lowry		
Lewis		

2. Completa las siguientes reacciones ácido-base, indicando qué especies químicas son el ácido y la base, y cuales sus con jugados:





### EVALUACIÓN SUMATIVA 1

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

Curso: 4M \_\_\_\_\_ Puntaje ideal: 13 puntos Puntaje obtenido: \_\_\_\_\_ Nota: \_\_\_\_\_

#### INDICACIONES:

- Esta evaluación debe ser **enviada hasta el día 10 de abril a las 13:00 hrs** al correo electrónico por usted conocido (favor indicar nombre y curso en el asunto) copie la evaluación 1 en un archivo Word, complete lo solicitado y al momento de grabar lo debe hacer en formato pdf y ese es el que debe enviar.
- Su elaboración solo contempla los **contenidos trabajados en la sesión 1**, le solicito que la desarrolle antes de avanzar a la sesión 2 de trabajo para que éste mismo sea estructurado, dividido y fácil de completar.
- Calificación: esta evaluación será promediada con la evaluación sumativa de la sesión 2 y de esa forma obtendrá su nota de la asignatura.

1. ¿Cuál es la limitación que presenta la teoría ácido-base de Arrhenius? Explique **(4p)**


2. La teoría de disociación electrolítica, establecida por Arrhenius, plantea que los compuestos se disocian o separan en los iones que los forman al disolverse en agua. Escribe las ecuaciones de disociación respectiva de cada uno de los siguientes compuestos: **(3p)**

a) Cloruro de sodio NaCl.

b) Cloruro de bario BaCl<sub>2</sub>

c) Cloruro de amonio, NH<sub>4</sub>Cl.

3. Identifique en cada reacción el par ácido base conjugado: **(3p)**

a)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_4^-$

b)  $\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{F}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

c)  $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$



## SESIÓN 2

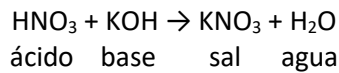
- ✓ Neutralización
- ✓ Fuerza relativa de ácido y bases
- ✓ Constante de disociación

Fecha en la que debes trabajar esta parte de la guía: desde 13 al 17 de abril

La reacción química que se produce entre un ácido y una base se denomina **neutralización** y todas ellas dan como producto una sal y agua.

La ecuación general que representa este tipo de reacción es: Ácido + Base  $\rightarrow$  Sal + Agua

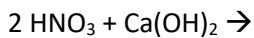
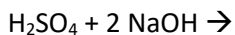
Por ejemplo, la reacción de neutralización que se produce entre el ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) y el hidróxido de potasio (KOH) es:



Si observas con detenimiento la reacción anterior, la sal se forma entre el anión ( $\text{NO}_3^-$ ) del ácido y el catión de la base ( $\text{K}^+$ ).

### DESARROLLA E IDENTIFICA

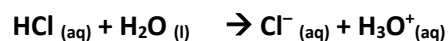
Completa las reacciones de neutralización e identifica: ácido – base – sal



Si recuerdas, en teoría de Brønsted y Lowry, los ácidos presentan notables diferencias en su capacidad de producir protones, y las bases en captarlos. Así, existen los ácidos y las bases fuertes y débiles.

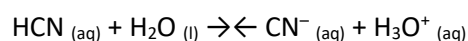
ÁCIDOS

**FUERTES**, son aquellos que se disocian completamente en disolución acuosa. La mayor parte de estos ácidos son inorgánicos. Por ejemplo, el ácido clorhídrico (HCl):

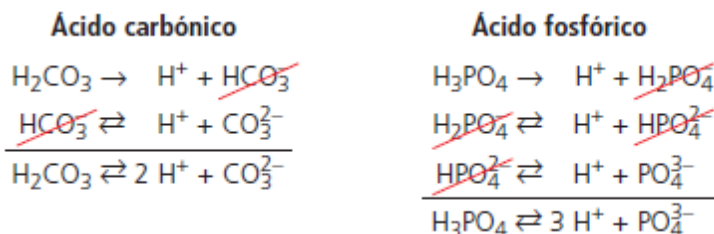


En el equilibrio, gran parte de la reacción se desplaza hacia la derecha, ya que el HCl al ser fuerte cede fácilmente su protón. La base conjugada,  $\text{Cl}^-$ , es una base débil por tener poca tendencia a retener el protón.

**DÉBILES**, son aquellos que en disolución acuosa se disocia solo una pequeña fracción. Por ejemplo, el ácido cianhídrico (HCN):

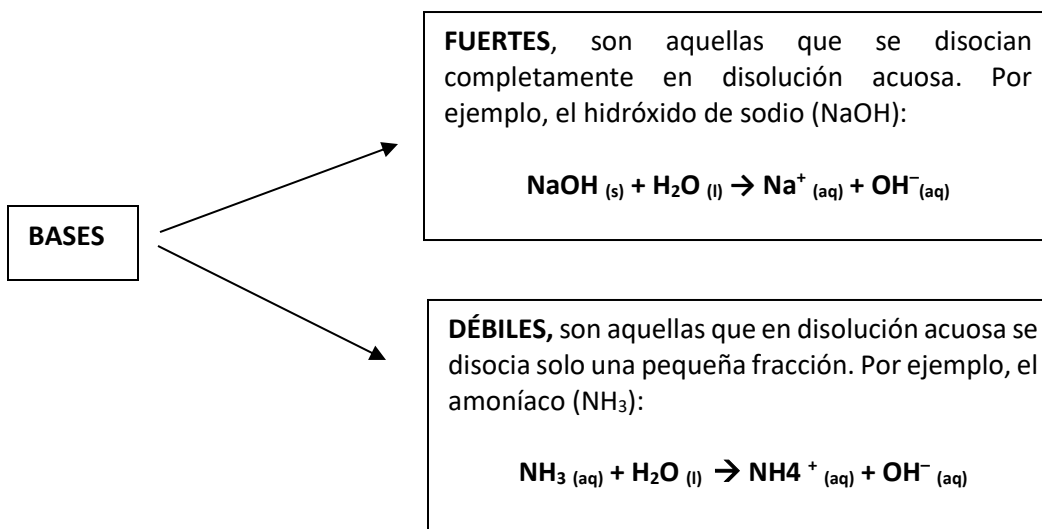


En el caso de los ácidos polipróticos, es decir, que pueden ceder más de 1 electrón tenemos que:



**APLICA**

Cómo sería la disociación del siguiente ácido poliprótico:

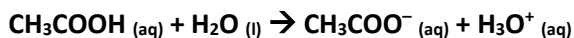


**CONSTANTE DE DISOCIACIÓN**

A la constante de equilibrio de los ácidos y las bases la conocemos como **constante de disociación**. Esta se establece ya que las disoluciones ácidas y básicas se consideran **sistemas en equilibrio**. La constante de disociación para las disoluciones ácidas se expresa como  $K_a$  y las de las disoluciones básicas,  $K_b$ .

Si los valores de  $K_a$  y  $K_b$  son mayores a 1, significa que las disoluciones presentan un alto grado de disociación. En las disoluciones de ácidos y bases fuertes,  $K_a$  y  $K_b$  son  $> 1$ , por lo que el equilibrio se desplazará hacia la derecha. En cambio, para ácidos y bases débiles,  $K_a$  y  $K_b$  son bajas.

Ejemplo: consideremos la reacción del ácido acético



$$K_a = \frac{[CH_3COO^-]_{eq} [H_3O^+]_{eq}}{[CH_3COOH]_{eq}}$$





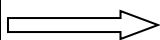
Ka y Kb no son aplicables a ácidos fuertes y bases fuertes, ya que la constante tiende al infinito

Para el ácido $\text{H}_2\text{S} \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$	Para la base $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
$K_a = \frac{[\text{H}^+]^2 [\text{S}^{2-}]}{[\text{H}_2\text{S}]}$	$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3][\text{H}_2\text{O}]}$

Cada ácido y base tendrá su propio valor de constante. Si un ácido tiene una gran disociación, se llamará **ácido fuerte** y su constante será alta. Si presenta una mínima disociación, se llamará **ácido débil** y su constante será pequeña en comparación a un ácido fuerte. Para las bases ocurre el mismo esquema: **base fuerte** y **base débil**.

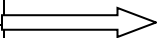
Analicemos las siguientes tablas:

Ácido	$K_a$
$\text{HClO}_4$	Grande
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$	$1,4 \times 10^{-5} \text{ M}$
$\text{H}_3\text{BO}_3$	$6,0 \times 10^{-10} \text{ M}$



- $\text{HClO}_4$  es un ácido fuerte
- $\text{H}_3\text{BO}_3$  corresponde a un ácido débil
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$  es un ácido intermedio

Base	$K_b$
$\text{NaOH}$	Grande
$\text{NH}_3$	$1,8 \times 10^{-5} \text{ M}$
$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	$3,8 \times 10^{-10} \text{ M}$



- $\text{NaOH}$  es un base fuerte
- $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$  corresponde a una base débil
- $\text{NH}_3$  es una base intermedio

