



**I.E SEMILLA DE LA ESPERANZA**  
*Resolución de aprobación No. 1796 de septiembre 4 de 2002*  
*Código DANE 276520005248 NIT. 815004247-7*

**PLAN DE CLASE**  
**Código: GAC-FO-022**  
**Versión: 02**  
**Fecha: 20-05-2015**

### PLAN DE AULA

SEDE: RODRIGO BASTIDAS/ VASCO NUÑEZ/SEMILLA CENTRAL	AREA/ASIGNATURA: CIENCIAS NATURALES/QUIMICA	
NOMBRE DEL DOCENTE: JOHANNA ANDREA MARIN RODRIGUEZ	PERIODO: I GRADO: NOVENO SEMANA 1 A 13	
TEMA: ACIDO-BASE	FECHA: 27/01/2020 - 30/04/2020	TIEMPO ESTIMADO: 13h

**CARACTERÍSTICAS DE LOS ESTUDIANTES:** Los estudiantes de la sede Rodrigo Bastidas son estudiantes con buen comportamiento, y atentos en la clase para aprender. Se Observa buen ambiente escolar dentro del salón de clase.

**ESTADO ACTUAL:** En general, los alumnos presentan falencias académicas derivadas de su falta de compromiso por cumplir con los objetivos propuestos para el área y en algunos casos no se evidencia el respectivo acompañamiento por parte de los acudientes o padres de familia. De igual manera se le notan falencias en algunos temas académicos, los cuales se le deben reforzar.

- El 43% no Identifico las características de algunos fenómenos de la naturaleza basado en el análisis de información y conceptos propios del conocimiento científico.
- El 53% no asocia fenómenos naturales con conceptos propios del conocimiento científico.
- El 58% no explica cómo ocurren algunos fenómenos de la naturaleza basado en observaciones, en patrones y en conceptos propios del conocimiento científico.
- El 26% no Observa y ni relaciona patrones en los datos para evaluar las predicciones.

**SITUACIÓN DESEADA:** Que el 100% del grupo logre los objetivos de aprendizaje propuestos para la asignatura, sean personas competentes, responsables y con conocimientos claros para que puedan razonar en caso de las situaciones que se les presente en su vida.

**ESTANDAR:** DBA.

**DERECHOS BASICOS DE APRENDIZAJE:**

- Comprende que la acidez y la basicidad son propiedades químicas de algunas sustancias y las relaciona con su importancia biológica y su uso cotidiano e industrial.

**MATRIZ DE REFERENCIA.**

**COMPETENCIA:** Experimental. **COMPONENTE:** Entorno Químico **APRENDIZAJE POR MEJORAR:** Utilizar las escalas de PH y POH para comparar diferentes sustancias.

**EVIDENCIAS:**

- Compara algunas teorías (Arrhenius, Brönsted – Lowry y Lewis) que explican el comportamiento químico de los ácidos y las bases para interpretar las propiedades ácidas o básicas de algunos compuestos.
- Determina la acidez y la basicidad de compuestos dados, de manera cualitativa (colorimetría) y cuantitativa (escala de pH - pOH).



## OBJETIVO DE LA CLASE:

- Utilizar las escalas de PH y POH para comparar diferentes sustancias.

TIEMPO ESTIMADO: 5min.

Exploración de saberes previos: Se solicita al alumno que, de su concepto a los siguientes cuestionamientos, ¿Que es un ácido ? ¿Qué es base? Tiempo Estimado: 15min.

Tiempo estimado: 30 minutos

## ESTRUCTURACION:

### 6. ÁCIDOS Y BASES

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

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

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

#### 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.

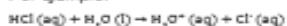
Los **no electrolitos** son las sustancias que no poseen esta propiedad. Por ejemplo, el etanol,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ .

A los electrolitos los podemos clasificar como:

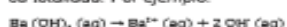
- Electrolitos iónicos:** Son aquellos que, en estado sólido, están constituidos por iones. Por ejemplo:



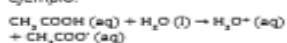
- Electrolitos moleculares:** Son los que, estando formados por moléculas, no disponen de iones, pero los forman en disolución acuosa; decimos de ellos que se ionizan. Por ejemplo:



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

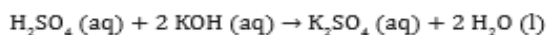
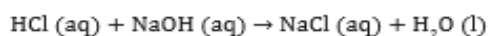


- Electrolitos débiles:** Son los que se ionizan solo parcialmente. Por ejemplo:

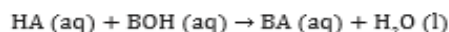


Ácidos	Bases
Esta definición incluye los hidrácidos y los oxoácidos: HBr, H <sub>2</sub> S, HNO <sub>3</sub> , H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> ,...	Esta definición incluye las sustancias denominadas hidróxidos: KOH, Mg(OH) <sub>2</sub> , Fe(OH) <sub>2</sub> ,...
HCl $\xrightarrow{H_2O}$ H <sup>+</sup> + Cl <sup>-</sup> H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> $\xrightarrow{H_2O}$ 2H <sup>+</sup> + SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	NaOH $\xrightarrow{H_2O}$ Na <sup>+</sup> + OH <sup>-</sup> Ca(OH) <sub>2</sub> $\xrightarrow{H_2O}$ Ca <sup>2+</sup> + 2 OH <sup>-</sup>
En general: $HA \xrightarrow{H_2O} H^+ + A^-$	En general: $BOH \xrightarrow{H_2O} B^+ + OH^-$

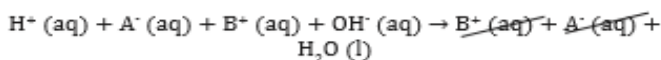
La reacción de neutralización tiene lugar cuando un ácido reacciona completamente con una base y se produce una sal y agua:



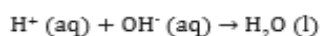
En general:



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<sup>+</sup>, procedente del ácido, con el ion OH<sup>-</sup>, procedente de la base, para producir H<sub>2</sub>O no disociada.



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

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. Completa y ajusta las siguientes reacciones de neutralización:

- HI + NaOH → ...
- HCl + Ca(OH)<sub>2</sub> → ...
- H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> + Sr(OH)<sub>2</sub> → ...
- H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> + Ba(OH)<sub>2</sub> → ...

3. 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)
- nitrate de cinc
- sulfato de aluminio



**I.E SEMILLA DE LA ESPERANZA**  
Resolución de aprobación No. 1796 de septiembre 4 de 2002  
Código DANE 276520005248 NIT. 815004247-7

**PLAN DE CLASE**  
Código: GAC-FO-022  
Versión: 02  
Fecha: 20-05-2015

### Teoría de Brønsted-Lowry

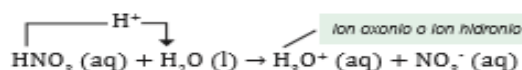
El danés J. N. Brønsted y el inglés T. M. Lowry propusieron, independientemente, una teoría acerca de los ácidos y las bases. Según esta teoría:

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

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

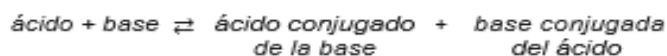
El ácido solo actúa como dador de protones en presencia de alguna sustancia capaz de aceptarlos, es decir, la base. A su vez, la base solo puede aceptar algún protón si reacciona con un ácido que se lo transfiera.

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.

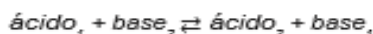
En general, expresando el equilibrio de la reacción ácido-base, tenemos:



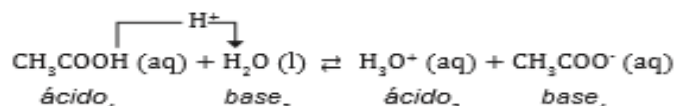
El ácido formado cuando la base recibe un  $H^+$ .

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:

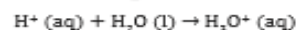


Por ejemplo, la reacción del ácido acético  $CH_3COOH$  con el agua:

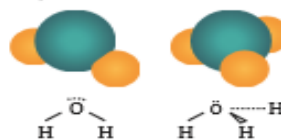


El ion oxonio o hidronio,  $H_3O^+$

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  $H_3O^+$  y  $H_5O_2^+$ , 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.

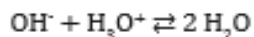


**I.E SEMILLA DE LA ESPERANZA**  
*Resolución de aprobación No. 1796 de septiembre 4 de 2002*  
*Código DANE 276520005248 NIT. 815004247-7*

**PLAN DE CLASE**  
**Código: GAC-FO-022**  
**Versión: 02**  
**Fecha: 20-05-2015**

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  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{CH}_3\text{NH}_2$ .
- 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 <sub>1</sub> + base <sub>2</sub>	ácido <sub>2</sub> + base <sub>1</sub>
$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
$\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3$	$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
$\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_3^{2-}$	$\text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$
$\text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}_4^-$
$\text{H}_2\text{O} + \text{HCO}_3^-$	$\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$
$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$



**Ejemplo 1**

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

- a.  $S^{2-} (aq) + H_3O^+ (aq) \rightleftharpoons \dots$
- b.  $HClO_2 (aq) + NH_3 (aq) \rightleftharpoons \dots$
- 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:
- $$H_3O^+ (aq) + S^{2-} (aq) \rightleftharpoons HS^- (aq) + H_2O (l)$$
- ácido, base, ácido, base,
- Los pares conjugados son  $H_3O^+ / H_2O$ , y  $S^{2-} / HS^-$ .
- b. El ácido clórico,  $HClO_2$ , es el dador del protón, mientras que el amoníaco es la base:
- $$HClO_2 (aq) + NH_3 (aq) \rightleftharpoons NH_4^+ (aq) + ClO_2^- (aq)$$
- ácido, base, ácido, base,
- Los pares conjugados son  $HClO_2 / ClO_2^-$ , y  $NH_3 / NH_4^+$ .

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:
- $$H_2O (l) + F^- (aq) \rightleftharpoons HF (aq) + OH^- (aq)$$
- ácido, base, ácido, base,
- b. El ion amonio,  $NH_4^+$ , solo puede ser dador de protones, o sea, ácido:
- $$NH_4^+ (aq) + H_2O (l) \rightleftharpoons H_3O^+ (aq) + NH_3 (aq)$$
- ácido, base, ácido, base,
- c. El ion dihidrogenofosfato puede comportarse como ácido o como base:
- $$H_2PO_4^- (aq) + H_2O (l) \rightleftharpoons H_3O^+ (aq) + HPO_4^{2-} (aq)$$
- ácido, base, ácido, base,
- $$H_2O (l) + H_2PO_4^- (aq) \rightleftharpoons H_2PO_3^- (aq) + OH^- (aq)$$
- ácido, base, ácido, base,

**Ejemplo 2**

4. Justifica, mediante su reacción con el agua:
- a. El carácter ácido de las especies químicas  $H_2O^+$  y  $H_2SeO_3$ .
- b. El carácter básico de las especies químicas  $SO_4^{2-}$  y  $HSO_4^-$ .
- Escribe las correspondientes reacciones.

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

- a.  $NH_4^+ + H_2O \dots$       d.  $H_2O + HS^- \dots$
- b.  $F^- + HCl \dots$       e.  $H_2O + HBr \dots$
- c.  $H_4^+ + OH^- \dots$       f.  $H_2O + H_2O \dots$
6. Identifica el carácter ácido o básico de cada una de las siguientes especies químicas en su reacción con el agua. Escribe las reacciones:
- a.  $CH_3COO^-$       c.  $Br^-$
- b.  $HCN$       d.  $H_2AsO_4^-$

**Actividades**

**Ácidos y bases de Lewis**

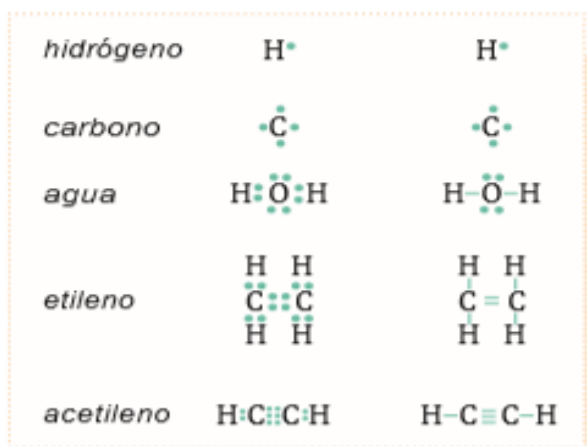
Un símbolo de los puntos de Lewis representa un punto por cada electrón de valencia de un elemento de la tabla periódica. Los representamos como:

1																	18
1A																	8A
•H	•Be•																He••
•Li	•C•																•Ne••
•Na	•Mg•	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12						•Ar••
		3B	4B	5B	6B	7B	8B	9B	10B	11B	12B						•Kr••
•K	•Ca•																•Xe••
•Rb	•Se•																•Rn••
•Cs	•Ba•																
•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: ¿?

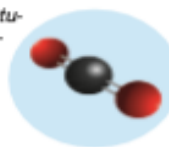
Estructura de Lewis del  $\text{CO}_2$

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:



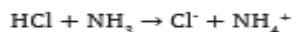
7. Realiza las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos.

- $\text{SO}_2$
- $\text{H}_3\text{PO}_4$
- $\text{CO}_2$
- $\text{H}_2\text{SO}_4$

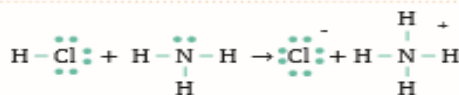


Ejemplo 3

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



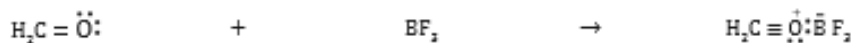
Para la resolución, realicemos las estructuras de Lewis de cada uno de los compuestos.



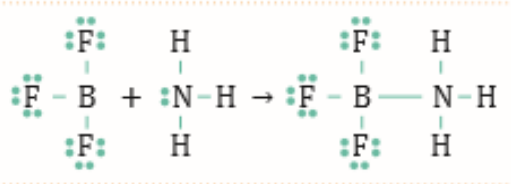
Como podemos ver en las estructuras, el ácido es el HCl, porque es la sustancia que se encuentra aceptando los electrones; mientras que la base es el NH<sub>3</sub>, porque es la sustancia que está donando los electrones.

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

Base de Lewis	+	Ácido de Lewis	→	Producto
4NH <sub>3</sub> :	+	Cu <sup>2+</sup>	→	Cu(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> <sup>2+</sup>
2:F:	+	SiF <sub>4</sub>	→	SiF <sub>6</sub> <sup>2-</sup>
H:O:	+	:O≡C≡O:	→	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}-\text{C}=\ddot{\text{O}}\text{:} \\   \\ \text{OH} \end{array}$
H <sub>2</sub> C=CH <sub>2</sub>	+	H <sup>+</sup> (de un ácido de Brønsted)	→	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2 \end{array}$





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

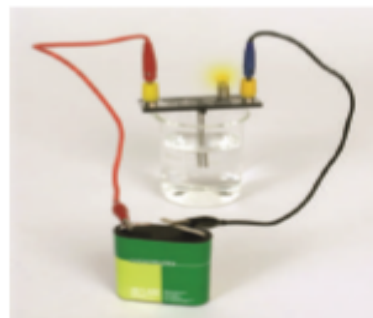


Actividades



## 6.2. 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 indicadores. 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 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 <b>disocian</b> en iones: uno positivo, el catión, que siempre es el <math>H^+</math>, 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 <b>oxoácidos</b> están formados por hidrógeno, un elemento no metálico y el oxígeno. Por ejemplo: el ácido sulfúrico, <math>H_2SO_4</math>.</p> <p>— Los <b>hidrácidos</b>, disoluciones acuosas de halógenos y calcogenos de hidrógeno. Por ejemplo: el ácido clorhídrico, <math>HCl</math>.</p> <p>— Los <b>ácidos orgánicos</b>. El más conocido de ellos es el ácido acético, <math>CH_3COOH</math>.</p>	<p>Un <b>ácido</b> es una sustancia que, al disolverse en agua, produce <b>iones hidrógeno, <math>H^+</math></b>.</p>
Bases	<p>Cuando un hidróxido se disuelve en agua, también se <b>disocia</b> en iones: el ion positivo o catión depende del metal que forma el compuesto, mientras que el ion negativo o anión es siempre el <math>OH^-</math>. 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 <b>hidróxidos</b>, compuestos formados por un metal y el ion hidróxido, <math>OH^-</math>. Por ejemplo: el hidróxido de sodio, <math>NaOH</math>, el hidróxido de calcio, <math>Ca(OH)_2</math>.</p> <p>Existen otras sustancias que se comportan como bases porque producen iones <math>OH^-</math> cuando se disuelven en agua.</p>	<p>Una <b>base</b> es una sustancia que, al disolverse en agua, produce <b>iones hidróxido, <math>OH^-</math></b>.</p>

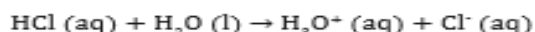


**I.E SEMILLA DE LA ESPERANZA**  
Resolución de aprobación No. 1796 de septiembre 4 de 2002  
Código DANE 276520005248 NIT. 815004247-7

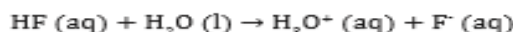
**PLAN DE CLASE**  
Código: GAC-FO-022  
Versión: 02  
Fecha: 20-05-2015

### 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  $\text{H}^+$  a las bases. Como, a su vez, los iones  $\text{F}^-$  formados por ionización tienden a reaccionar con los iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ , se establece el equilibrio:



- Los **ácidos fuertes** se ionizan completamente en las disoluciones acuosas diluidas, debido a su gran tendencia a ceder iones  $\text{H}^+$ . Son ácidos fuertes: HCl,  $\text{HClO}_4$ , HBr, HI,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  y  $\text{HNO}_3$ .
- Los **ácidos débiles** solo se ionizan parcialmente a causa de su débil tendencia a ceder iones  $\text{H}^+$ ; aparece un equilibrio entre las moléculas no ionizadas y los iones formados.

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

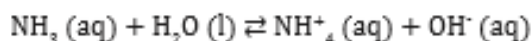
- Las **bases fuertes** muestran gran tendencia a recibir iones  $\text{H}^+$  de los ácidos. Son bases fuertes los hidróxidos de los metales alcalinos y alcalinotérreos.

Una disolución acuosa diluida de hidróxido de sodio, NaOH, electrolito fuerte, contiene casi exclusivamente iones  $\text{Na}^+$  y  $\text{OH}^-$ . Como consecuencia, es una base fuerte, ya que el ion hidróxido,  $\text{OH}^-$ , muestra una gran tendencia a reaccionar con el ion  $\text{H}_3\text{O}^+$ .



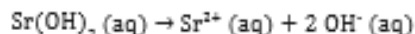
- Las **bases débiles** tienen poca tendencia a recibir iones  $\text{H}^+$ ; aparece un equilibrio entre las moléculas no ionizadas y los iones formados.

Hay muy pocas bases débiles solubles en agua; una de ellas es el amoníaco,  $\text{NH}_3$ . Una disolución acuosa de  $\text{NH}_3$  contiene en equilibrio las moléculas no ionizadas y los iones  $\text{NH}_4^+$  y  $\text{OH}^-$  formados en la reacción con el agua:



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

El  $\text{Sr(OH)}_2$  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  $\text{Sr(OH)}_2$  disuelto produce un mol de  $\text{Sr}^{2+}$  y dos moles de  $\text{OH}^-$ . Luego deducimos:

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

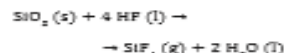
Ejemplo 4

#### Y TAMBIÉN:



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

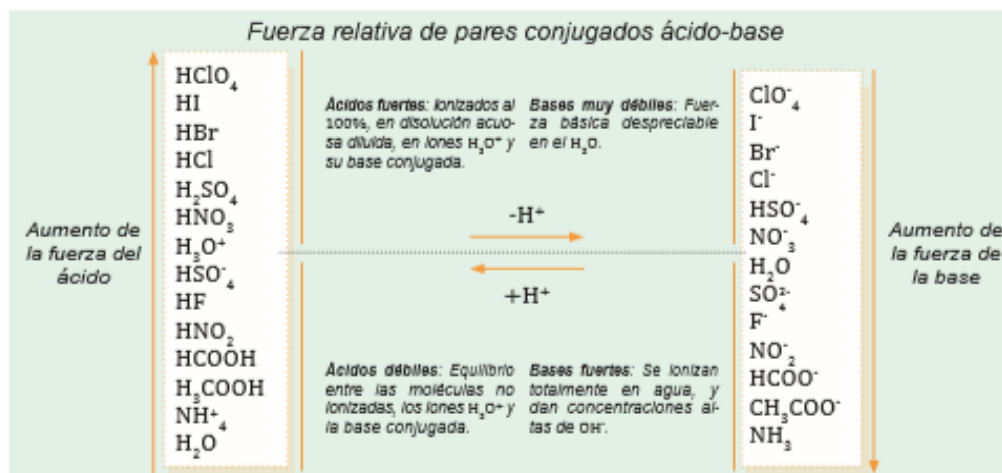
Por ejemplo, un ácido débil como el fluorhídrico, HF, disuelve la sílice y los silicatos. Los recipientes de vidrio son atacados por el HF.





**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<sup>+</sup> a una base común de referencia, el agua.

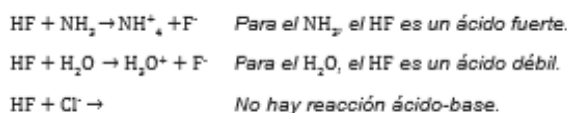


Esta tabla nos permite obtener la siguiente información:

- Cuanto más fuerte es un ácido, más débil es su base conjugada, y viceversa. Así, por ejemplo, el ácido perclórico, HClO<sub>4</sub>, muestra gran tendencia a ceder H<sup>+</sup>.  

$$\text{HClO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{ClO}_4^-(\text{aq})$$
- El ion H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> 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<sub>3</sub>O<sup>+</sup> a partir del H<sub>2</sub>O.
- El ion OH<sup>-</sup> es la base más fuerte que puede existir en el agua. Cualquier otra base más fuerte que él se limita a recibir iones H<sup>+</sup> del agua y producir iones OH<sup>-</sup>.
- Cada ácido tiene mucha tendencia a ceder iones H<sup>+</sup> 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<sup>+</sup> al NH<sub>3</sub>, poca tendencia a cederlo al H<sub>2</sub>O y nula a cederlo al Cl<sup>-</sup>:





**I.E SEMILLA DE LA ESPERANZA**  
 Resolución de aprobación No. 1796 de septiembre 4 de 2002  
 Código DANE 276520005248 NIT. 815004247-7

**PLAN DE CLASE**  
**Código: GAC-FO-022**  
**Versión: 02**  
**Fecha: 20-05-2015**

**Fuerza de los ácidos y estructura molecular**

Se ha comprobado experimentalmente que la fuerza de los ácidos tiene alguna relación con la propia estructura de su molécula.

A modo de ejemplo, consideremos esta relación en algunas series de ácidos,

- La **energía del enlace H-X** es determinante para justificar la fuerza de los ácidos. Cuanto menor es dicha energía, menos estable es el enlace y con mayor facilidad se cede el ion H<sup>+</sup> (tabla 1).
- Cuanto más **electronegativo** es el halógeno, más atrae al par electrónico que comparte con el oxígeno unido al H. Al polarizarse más el enlace O-H, se ioniza el H con más facilidad; en consecuencia, el ácido es más fuerte (tabla 2).
- Cuanto mayor es el **número de átomos de O** alrededor del Cl, mayor es la capacidad de este para polarizar el enlace O-H y con más facilidad se cede el ion H<sup>+</sup>; en consecuencia, el ácido es más fuerte (tabla 3).

Ácido	Energía de enlace (kJ x mol <sup>-1</sup> )
HF	568,2
HCl	431,9
HBr	366,1
HI	298,3

■ tabla 1

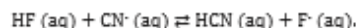
Ácido	Electronegatividad del halógeno
HClO <sub>4</sub>	3,0
HBrO <sub>4</sub>	2,8
HIO <sub>4</sub>	2,5

■ tabla 2

Ácido	Número de oxidación del cloro
HClO	+1
HClO <sub>2</sub>	+3
HClO <sub>3</sub>	+5
HClO <sub>4</sub>	+7

■ tabla 3

Dada la siguiente ecuación, determinemos en qué sentido tendrá lugar preferentemente la reacción:



El HF es un ácido más fuerte que el HCN, por lo que el ion CN<sup>-</sup> es una base más fuerte que el ion F<sup>-</sup>. Como consecuencia, el HF tiene más tendencia a ceder el H<sup>+</sup> al CN<sup>-</sup> que el HCN al ion F<sup>-</sup>.

Por tanto, el HF transferirá su protón al CN<sup>-</sup> y la reacción tendrá lugar preferentemente de izquierda a derecha, es decir, en el **sentido directo**.

Ejemplo 5

9. Una disolución acuosa tiene una concentración de iones H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> igual a 2,12 × 10<sup>-11</sup> M. Calcula la concentración de OH<sup>-</sup>.
10. La concentración de iones OH<sup>-</sup> de cierta disolución es 9,45 × 10<sup>-4</sup> M. Halla el valor de [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>].
11. Razona si el valor de la [OH<sup>-</sup>] en una disolución acuosa ácida o el de la [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] en una disolución acuosa básica puede llegar a ser cero.
12. Indica la diferencia que existe entre un ácido fuerte y un ácido concentrado.
13. Predice razonadamente qué sentido predominará en las siguientes reacciones:
  - a. F<sup>-</sup> (aq) + H<sub>2</sub>O (l) ⇌ HF (aq) + OH<sup>-</sup> (aq)
  - b. HSO<sub>4</sub><sup>-</sup> (aq) + NH<sub>3</sub> (aq) ⇌ SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> (aq) + NH<sub>4</sub><sup>+</sup> (aq)
14. Ordena de menor a mayor las siguientes series de ácidos según su fuerza relativa.
  - a. HNO, HNO<sub>2</sub>, HNO<sub>3</sub>
  - b. HClO<sub>2</sub>, HBrO<sub>2</sub>, HIO<sub>2</sub>
15. Calcula la concentración molar de los iones Mg<sup>2+</sup> y Br<sup>-</sup> en una disolución de MgBr<sub>2</sub> 0,015 M.

Actividades



**I.E SEMILLA DE LA ESPERANZA**  
 Resolución de aprobación No. 1796 de septiembre 4 de 2002  
 Código DANE 276520005248 NIT. 815004247-7

**PLAN DE CLASE**  
**Código: GAC-FO-022**  
**Versión: 02**  
**Fecha: 20-05-2015**

Ácidos débiles	$K_a$
Ácido cloroso, $\text{HClO}_2$	$1,0 \times 10^{-2}$
Ácido fluorhídrico, HF	$7,1 \times 10^{-4}$
Ácido nítrico, $\text{HNO}_2$	$4,5 \times 10^{-4}$
Ácido metanoico, HCOOH	$1,7 \times 10^{-4}$
Ácido benzoico, $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	$6,5 \times 10^{-5}$
Ácido acético, $\text{CH}_3\text{COOH}$	$1,8 \times 10^{-5}$
Ácido hipocloroso, HClO	$3,2 \times 10^{-8}$
Ácido cianhídrico, HCN	$4,9 \times 10^{-10}$

■ Tabla 4

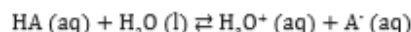
**Ácidos y bases débiles: constantes de ionización**

La mayoría de los ácidos de Brønsted-Lowry son débiles, es decir, en el agua solo se ioniza una pequeña proporción de sus moléculas.

Veamos el proceso de ionización de un ácido y una base débiles.

**Ionización de un ácido débil**

Si utilizamos la fórmula general HA para designar un ácido débil monoprótico, es decir, que solo puede ionizar un ion  $\text{H}^+$  por molécula, su ionización en el agua se expresa mediante el siguiente equilibrio:



Su constante de equilibrio es:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}][\text{H}_2\text{O}]}$$

Ácidos	
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Ácido tiosulfuroso
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$	Ácido tiosulfúrico
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$	Ácido ditionoso
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6$	Ácido ditiónico

■ Tabla 5

Tratándose de disoluciones acuosas diluidas, la concentración del agua es prácticamente constante, igual a  $55,5 \text{ mol} \times \text{L}^{-1}$ , por lo que la expresión anterior puede escribirse así:

$$K_c[\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Y, si llamamos  $K_a$  al producto  $K_c [\text{H}_2\text{O}]$ , obtenemos:

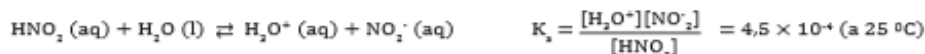
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

En la expresión anterior:

- $K_a$  es la constante de ionización del ácido débil, o **constante de acidez**.
- $[\text{H}_3\text{O}^+]$  y  $[\text{A}^-]$  son las concentraciones molares de los iones en el equilibrio.
- $[\text{HA}]$  es la concentración molar del ácido no ionizado.

La tabla 4 muestra los valores de la constante de acidez para algunos ácidos débiles.

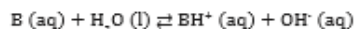
Por ejemplo, en el caso del ácido nítrico,  $\text{HNO}_2$ , se tiene:



Este valor tan pequeño de  $K_a$ , obtenido experimentalmente, revela que en el equilibrio las concentraciones de los iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  y  $\text{NO}_2^-$  son muy bajas. En consecuencia, la mayor parte de las moléculas  $\text{HNO}_2$  permanece sin ionizar.

**Ionización de una base débil**

De modo semejante, si consideramos una base débil, que designamos mediante la fórmula general B, su ionización en el agua se expresa de este modo:



Su constante de equilibrio es:

$$K_c = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B][H_2O]}$$

Y por un razonamiento análogo al del ácido, llamando  $K_b$  a  $K_c [H_2O]$ :

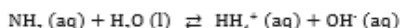
$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

En la expresión anterior:

- $K_b$  es la constante de ionización de la base débil, o **constante de basicidad**.
- $[BH^+]$  y  $[OH^-]$  son las concentraciones molares de los iones en el equilibrio.
- $[B]$  es la concentración molar de la base no ionizada.

La tabla 5 muestra los valores de la constante de basicidad para algunas bases débiles.

Para el amoníaco,  $NH_3$ , por ejemplo, tenemos:



$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = 1,8 \times 10^{-5} \text{ (a } 25^\circ\text{C)}$$

En términos generales, podemos afirmar que cuanto menor es la constante de ionización  $K_a$  o  $K_b$ , más débil es el ácido o la base,

Bases débiles	$K_b$
Etilamina, $C_2H_5NH_2$	$5,6 \times 10^{-4}$
Metilamina, $CH_3NH_2$	$4,4 \times 10^{-4}$
Amoníaco, $NH_3$	$1,8 \times 10^{-5}$
Anilina, $C_6H_5NH_2$	$3,8 \times 10^{-10}$

■ Tabla 6



■ Planta de amoníaco



■ Planta de ácido sulfúrico

**Actividades**

16. Escribe el proceso de ionización y la expresión de la constante de acidez de los siguientes ácidos:
  - a. Ácido acético
  - b. Ácido cianhídrico
  - c. Ácido benzoico
17. ¿Cuál de ellos es el más débil? Justifica la respuesta.
18. Escribe el proceso de ionización y la expresión de la constante de basicidad de las siguientes bases:
  - a. Metilamina
  - b. Anilina



■ Planta de ácido clorhídrico

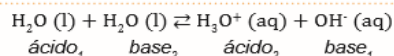


**I.E SEMILLA DE LA ESPERANZA**  
Resolución de aprobación No. 1796 de septiembre 4 de 2002  
Código DANE 276520005248 NIT. 815004247-7

**PLAN DE CLASE**  
**Código: GAC-FO-022**  
**Versión: 02**  
**Fecha: 20-05-2015**

### Autoionización del agua

Se ha comprobado que el agua pura presenta una ligera conductividad eléctrica, proceso de autoionización en el que unas moléculas de  $H_2O$  transfieren un  $H^+$  a otras, y se produce una reacción ácido-base:



Los pares conjugados son ácido<sub>1</sub>-base<sub>1</sub> y ácido<sub>2</sub>-base<sub>2</sub>.

De este modo, obtenemos:

$$K = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O][H_2O]} \quad K_w = [H_3O^+][OH^-]$$

Esta nueva constante  $K_w$  denominamos **producto iónico del agua**, ya que se reduce al producto de las concentraciones molares de los iones  $H_3O^+$  y  $OH^-$  en el equilibrio. Su valor, a 25 °C, es  $1 \times 10^{-14}$ , tanto en el agua pura como en las disoluciones acuosas diluidas.

A otras temperaturas, el producto iónico del agua varía entre  $10^{-13}$  y  $10^{-15}$ , como podemos comprobar en la tabla siguiente.

Valores de $K_w$ a distintas temperaturas					
Temperatura (°C)	0 °C	10 °C	25 °C	45 °C	60 °C
$K_w$	$1,13 \times 10^{-15}$	$2,92 \times 10^{-15}$	$1,00 \times 10^{-14}$	$4,02 \times 10^{-14}$	$9,61 \times 10^{-14}$

### Disoluciones acuosas neutras, ácidas y básicas

En la reacción de autoionización del agua, por cada ion  $H_3O^+$  formado, se produce también un ion  $OH^-$ . Por tanto, en el agua pura la concentración molar de los dos iones es la misma.

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14} \Rightarrow [H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$$

Las disoluciones acuosas que cumplen esta condición se denominan **disoluciones neutras**.

En las **disoluciones ácidas** hay un exceso de iones  $H_3O^+$  respecto de los iones  $OH^-$  y, el valor constante de  $K_w$  exige que la  $[OH^-]$  disminuya en la misma cantidad en que aumenta la  $[H_3O^+]$ . Es decir:

$$[H_3O^+] > 1 \times 10^{-7} \text{ M} \quad [OH^-] < 1 \times 10^{-7} \text{ M (a 25 °C)}$$

Por el contrario, en las **disoluciones básicas** hay un exceso de iones  $OH^-$  respecto de los iones  $H_3O^+$ , y se mantiene constante el valor de  $K_w$ :

$$[OH^-] > 1 \times 10^{-7} \text{ M} \quad [H_3O^+] < 1 \times 10^{-7} \text{ M (a 25 °C)}$$

#### Y TAMBIÉN: ?

Al incrementar la temperatura del agua, aumenta el valor de  $K_w$ , que es directamente proporcional a las concentraciones de los iones  $H_3O^+$  y  $OH^-$ . Y, al aumentar el grado de ionización, se incrementa la conductividad eléctrica del agua.

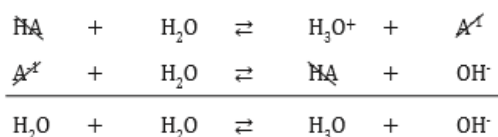
La concentración de iones  $H_3O^+$  en agua pura vale  $1,0 \times 10^{-7} \text{ mol} \times \text{L}^{-1}$ .

En un litro de agua pura hay 55,5 moles de  $H_2O$ . En consecuencia, sólo una molécula de cada 550 millones, aproximadamente, está ionizada.



### Relación entre las constantes $K_a$ , $K_b$ y $K_w$

Si formulamos la ionización de un ácido débil HA y la de su base conjugada  $A^-$ , comprobamos fácilmente que la suma de las dos reacciones es igual a la reacción de autoionización del agua:

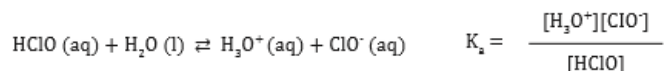


En consecuencia, se cumple:

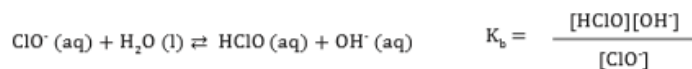
$$K_a \times K_b = \frac{[A^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} \times \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[A^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w$$

La constante de ionización  $K_a$  del ácido hipocloroso, HClO, vale  $3,2 \times 10^{-8}$ . Calculemos el valor de la  $K_b$  de su base conjugada. Formulemos las reacciones de ionización de esta y del ácido HClO y escribamos las expresiones de sus constantes de ionización.

- Ionización del ácido hipocloroso, HClO:



- Reacción del ion hipoclorito,  $\text{ClO}^-$ , con el agua:



- De la expresión  $K_w = K_a \times K_b$  deducimos:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10 \times 10^{-14}}{3,2 \times 10^{-8}} = 3,13 \times 10^{-7}$$

La constante de basicidad del ion  $\text{ClO}^-$  vale  $3,13 \times 10^{-7}$ .

Ejemplo 6

19. La constante de ionización del ácido nitroso vale  $K_a = 4,5 \times 10^{-4}$ . **Calcula** el valor de la constante de ionización  $K_b$  de su base conjugada. **Formula** las reacciones de ionización.
20. Sabiendo que la constante de ionización del ion amonio,  $\text{NH}_4^+$ , es  $K_a = 5,6 \times 10^{-10}$ , **calcula** la constante  $K_b$  de su base conjugada, el  $\text{NH}_3$ . **Formula** las reacciones de ionización.
21. **Determina** la constante de basicidad y la  $[\text{OH}^-]$  de una disolución 0,05 M de ion acetato, sabiendo que la constante de acidez del ácido acético, su conjugado, es  $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ .

Actividades





**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:

$$pH = \log \frac{1}{[H_3O^+]} = -\log [H_3O^+]$$

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.

$[H_3O^+]$	$10^0$	$10^{-1}$	$10^{-2}$	$10^{-3}$	$10^{-4}$	$10^{-5}$	$10^{-6}$	$10^{-7}$	$10^{-8}$	$10^{-9}$	$10^{-10}$	$10^{-11}$	$10^{-12}$	$10^{-13}$	$10^{-14}$
$[OH^-]$	$10^{-14}$	$10^{-13}$	$10^{-12}$	$10^{-11}$	$10^{-10}$	$10^{-9}$	$10^{-8}$	$10^{-7}$	$10^{-6}$	$10^{-5}$	$10^{-4}$	$10^{-3}$	$10^{-2}$	$10^{-1}$	$10^0$
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14

$[H_3O^+] > [OH^-]$                        $[H_3O^+] = [OH^-]$                        $[H_3O^+] < [OH^-]$

$pH < 7$  Disoluciones ácidas                       $pH = 7$  Disoluciones neutras                       $pH > 7$  Disoluciones básicas

← Aumento de la acidez                      Aumento de la basicidad →

**Concepto de pOH**

De forma análoga al pH, definimos el pOH:

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

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:

$$[H_3O^+] [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

Tomando logaritmos decimales en los dos miembros, obtenemos:

$$\log ([H_3O^+] [OH^-]) = \log 10^{-14}$$

$$\log [H_3O^+] + \log [OH^-] = -14$$

Si multiplicamos esta expresión por  $-1$ , tenemos:

$$-\log [H_3O^+] - \log [OH^-] = 14$$

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

$$pH + pOH = 14$$



### 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  $[H_3O^+] = 2,95 \times 10^{-4} M$ ;
- el pH de una disolución cuya concentración de  $OH^-$  vale  $2,73 \times 10^{-3} M$ ;
- la  $[H_3O^+]$  y la  $[OH^-]$  de una disolución cuyo pH es 3,2.

#### Solucionemos:

- $[H_3O^+] = 2,95 \times 10^{-4} M \Rightarrow$   
 $\Rightarrow pH = -\log [H_3O^+] = -\log (2,95 \times 10^{-4}) = 3,5$
- $[OH^-] = 2,73 \times 10^{-3} M \Rightarrow$   
 $\Rightarrow pOH = -\log [OH^-] = -\log (2,73 \times 10^{-3}) = 2,5$

Sabemos que  $pH + pOH = 14$ , y por tanto:

$$pH = 14 - pOH = 14 - 2,5 = 11,5$$

- $pH = 3,2 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-3,2} = 6,31 \times 10^{-4} mol \times L^{-1}$

De la igualdad  $K_w = [H_3O^+] [OH^-]$ , ¿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	Sustancias básicas
<p>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.</p> 	<p>En la limpieza doméstica algunos productos contienen amoníaco, <math>NH_3</math>. La leche de magnesia es una solución de hidróxido de magnesio, <math>Mg(OH)_2</math>, que se empleaba como laxante y antiácido.</p> 

#### 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  $[H_3O^+]$  vale: a. 0,325 M; b.  $4,56 \times 10^{-10} M$ .

**Determinen** las concentraciones de  $H_3O^+$  y de  $OH^-$  de una disolución de  $pH = 4,7$ .

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:

$$\text{pH} = 2$$

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

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

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

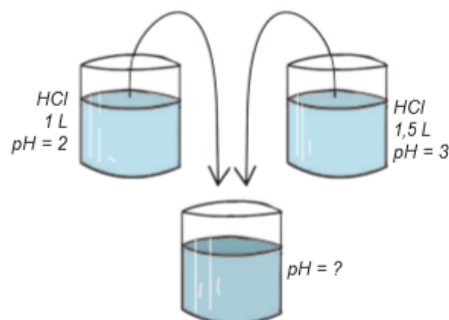
Para el segundo vaso de precipitación tendríamos:

$$\text{pH} = 3$$

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

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

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



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

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

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

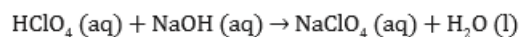
Para obtener el pH total de la mezcla debemos obtener la concentración de iones hidronio ( $\text{H}^+$ ) totales.

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

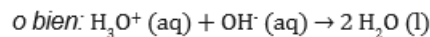
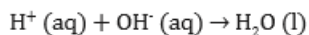
Para saber el pH final a partir de dos soluciones con distintos valores de pH, debemos utilizar la relación entre el número de moles hidronio totales respecto al volumen total.

### 6.3. 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:





**I.E SEMILLA DE LA ESPERANZA**  
Resolución de aprobación No. 1796 de septiembre 4 de 2002  
Código DANE 276520005248 NIT. 815004247-7

**PLAN DE CLASE**  
Código: GAC-FO-022  
Versión: 02  
Fecha: 20-05-2015

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.

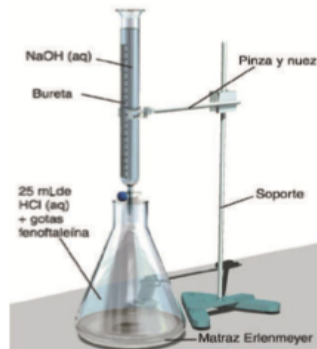
La valoración de un ácido se denomina **acidimetría** y la valoración de una base, **alcalimetría**.

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:**

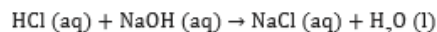
Las valoraciones ácido-base se denominan también **volumetrías de neutralización**, ya que se reducen a medir el volumen de base necesario para la neutralización del ácido, o viceversa.



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.

Ejemplo 9



### Curvas de valoración

Durante el proceso de la valoración ácido-base, el pH de la disolución resultante varía continuamente. La forma concreta de esta variación depende del carácter fuerte o débil del ácido o de la base.

En cualquier caso, el pH varía lentamente salvo en las inmediaciones del punto de equivalencia. Precisamente este hecho permite determinar el final de la variación.

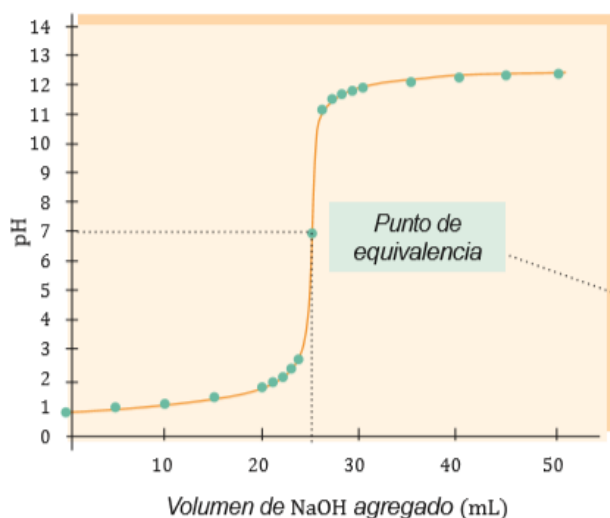
En todas las valoraciones que realizamos siempre debemos agregar la base sobre el ácido. A medida que se vaya agregando la base se debe ir midiendo el pH hasta llegar al punto de equivalencia. Pueden darse cuatro casos concretos de interacción entre ácido y bases:



■ Titulación ácido base en laboratorio

### Caso 1. Valoración de ácido fuerte con base fuerte

En una reacción entre un ácido fuerte y una base fuerte esperamos que el punto de equivalencia se encuentre alrededor de un pH de 7.

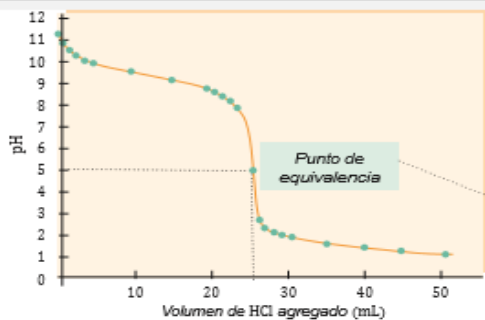


Volumen de NaOH (mL)	pH
0,0	1,00
5,0	1,18
10,0	1,37
15,0	1,60
20,0	1,95
22,0	2,20
24,0	2,69
25,0	7,00
26,0	11,29
28,0	11,75
30,0	11,96
35,0	12,22
40,0	12,36
45,0	12,46
50,0	12,52



**Caso 2. Valoración de ácido fuerte con base débil**

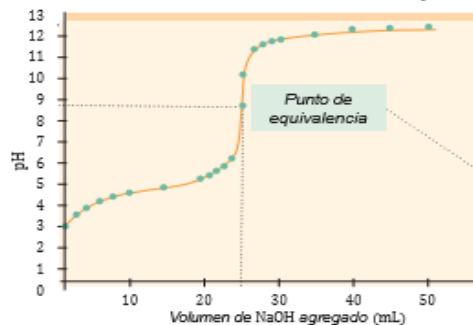
En la valoración entre un ácido fuerte con una base débil esperamos que el punto de equivalencia tenga un pH menor a 7.



Volumen de HCl (mL)	pH
0,0	11,13
5,0	9,86
10,0	9,44
15,0	9,08
20,0	8,66
22,0	8,39
24,0	7,88
25,0	5,28
26,0	2,70
28,0	2,22
30,0	2,00
35,0	1,70
40,0	1,52
45,0	1,40
50,0	1,30

**Caso 3. Valoración de ácido débil con base fuerte**

Al tener, en una reacción, una base fuerte con un ácido débil, se espera que el punto de equivalencia tenga un pH mayor a 7.



Volumen de NaOH (mL)	pH
0,0	2,87
5,0	4,14
10,0	4,57
15,0	4,92
20,0	5,35
22,0	5,61
24,0	6,12
25,0	8,72
26,0	10,29
28,0	11,75
30,0	11,96
35,0	12,22
40,0	12,36
45,0	12,46
50,0	12,52

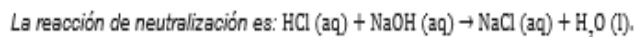
**Caso 4. Valoración de ácido débil con base débil**

En este caso, tanto el ácido como la base se disocian por lo que se trata de una reacción muy compleja. Por esta razón, este tipo de valoración no se la va a analizar.

Calculemos el pH de la disolución obtenida al mezclar 25 mL de HCl 0,1 M con 25 mL de NaOH 0,1 M.

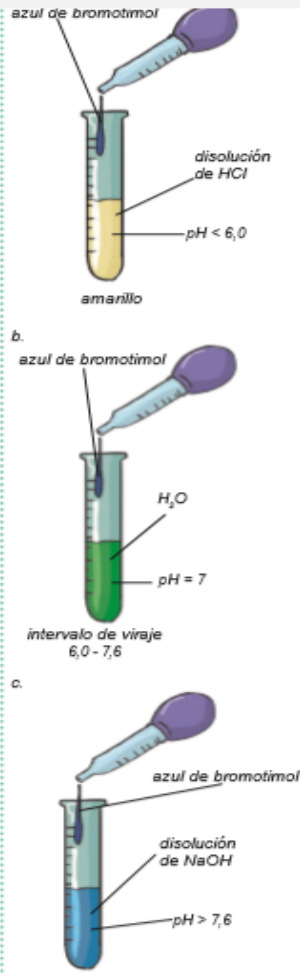
•  $n_{\text{HCl}} = V \times M = 0,025 \text{ L} \times 0,1 \text{ mol} \times \text{L}^{-1} = 0,0025 \text{ mol}$

$n_{\text{NaOH}} = V \times M = 0,025 \text{ L} \times 0,1 \text{ mol} \times \text{L}^{-1} = 0,0025 \text{ mol}$



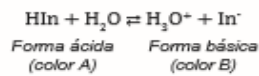
Dado que un mol de HCl reacciona con un mol de NaOH, reaccionarán 0,0025 mol de HCl con 0,0025 mol de NaOH. Y, como ninguno de los iones de la sal formada produce hidrólisis, todos los iones de la disolución proceden de la autoionización del agua:

$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \Rightarrow \text{pH} = \text{pOH} = 7$



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  $In^-$ .



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



## PRACTICA DE LABORATORIO

### Experimento

#### TEMA:

Desarrollo de indicador

#### INVESTIGAMOS:

Muchos ácidos y bases están a nuestro alrededor y son utilizados en nuestros hogares.

#### OBJETIVO:

Demostrar que los ácidos y las bases están presentes en nuestros hogares.

#### MATERIALES:

- 1 col morada
- 1 cuchillo
- 1 tabla para picar
- 1 olla pequeña
- 0,1 L de alcohol potable
- 1 coladera o cedidor
- 1 mortero
- 1 naranja
- polvo para hornear (bicarbonato de sodio)
- 1 limón
- 4 vasos plásticos
- 1 gotero o jeringa
- 3 cucharas plásticas desechables.

#### PROCESOS:

1. Toma una hoja de col morada y pícala finamente empleando el cuchillo y la tabla para picar.
2. Coloca la col morada dentro de la olla pequeña y junto a ella 0,1 L de alcohol potable.
3. Emplea el mortero, tritura la mezcla de col

morada y alcohol. Libera la mayor cantidad de jugo de col morada posible. Haz esto hasta que no se note ningún cambio de color en la mezcla.

4. Con una coladera, separa la parte líquida y almacénala en uno de los vasos desechables.
5. Usa el marcador permanente, pon los siguientes nombres en los diferentes vasos: «limón», «naranja» y «bicarbonato».
6. En cada uno de los vasos marcados, coloca agua hasta la mitad.
7. Corta la naranja y el limón por la mitad. En el vaso con nombre «naranja», coloca el jugo de la mitad de la naranja. En el vaso con nombre «limón», coloca el jugo de medio limón. Mezcla el contenido de cada vaso con cucharadas diferentes.
8. En el vaso con nombre «bicarbonato», coloca media cucharada de bicarbonato de sodio y agita.
9. Emplea el gotero o jeringa para añadir aproximadamente 1 mL del indicador de col morada en el vaso con nombre «limón».
10. Mientras se agrega el indicador, agita constantemente la solución.
11. Observa si existe un cambio de color, de ser necesario, se puede agregar una mayor cantidad de indicador. Anota el color final obtenido.
12. Repite de los pasos 9 al 11 con los otros dos vasos de «naranja» y «bicarbonato».
13. Responde las preguntas de laboratorio.

#### CUESTIONES:

14. ¿Cuál es el color del indicador para las sustancias ácidas y las sustancias básicas?
15. ¿Cómo funciona un indicador?

Transferencia y valoración:

- Evaluaciones cortas de verificación durante clase.
  - ✓ Talleres de clase (5%)





**I.E SEMILLA DE LA ESPERANZA**  
*Resolución de aprobación No. 1796 de septiembre 4 de 2002*  
*Código DANE 276520005248 NIT. 815004247-7*

**PLAN DE CLASE**  
**Código: GAC-FO-022**  
**Versión: 02**  
**Fecha: 20-05-2015**

- ✓ Taller sobre las teorías (10%)
- ✓ Quiz sobre Teorías (15%)
- ✓ Taller sobre fuerza de los ácidos(10%)
- ✓ Taller sobre constante de acidez y basicidad (10%)
- ✓ Quiz sobre fuerza de Ácidos y constante de acidez(15%)
- ✓ Taller PH o POH(10%)
- ✓ Quiz sobre PH o POH(15%)
- ✓ Laboratorio de indicadores, PH (10%)
- Prueba escrita tipo ICFES preguntas tipo I. (35%)

La heteroevaluación: Se realizará en todo el momento de la clase mediante la observación, la asistencia injustificada, el comportamiento y las preguntas en clase.

La coevaluación: se realizara en cada intervención de los estudiantes.

La autoevaluación: se realizara mediante la prueba tipo prueba saber.

TIEMPO ESTIMADO: 150min.

OBSERVACIONES: DBA.

RECURSOS:

-Internet. – Talleres. –Plataforma – BGU  
Biología -laboratorio

### RUBRICA DE EVALUACION

Desempeño básico.	Identifica el concepto de reactivo limite, grado de pureza y rendimiento de la reacción
Desempeño alto.	✓ Realiza e identifica algunas de los siguientes reactivos limite, grado de pureza y rendimiento de reacción.
Desempeño superior.	✓ Realiza, identifica y resuelve operaciones de reactivo limite ✓ Realiza, identifica y resuelve operaciones de rendimiento de pureza