



PREPARATORIA ABIERTA PUEBLA

ÀCIDOS Y BASES

pH

Preparatoria

abierta

ELABORÓ

LUZ MARÍA ORTIZ CORTÉS

Ácidos y bases

- En nuestra vida cotidiana utilizamos sustancias que tienen propiedades ácidas o básicas.
- Los ácidos y bases participan en diversos procesos químicos que ocurren en nuestro entorno, tanto industriales como biológicos.
- El ácido ascórbico o vitamina C previene el escorbuto.
- El ácido de batería o acumulador de autos es el ácido sulfúrico.
- El ácido clorhídrico del jugo gástrico facilita la digestión de los alimentos.

Ácidos

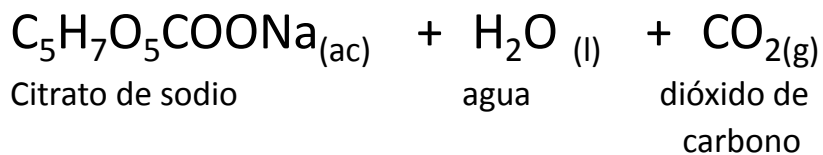
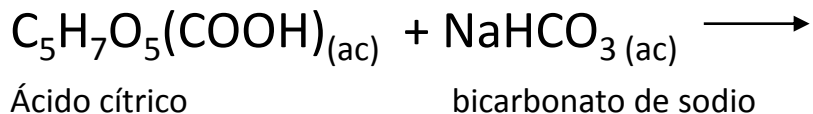
El ácido cítrico se encuentra en frutas como limón, naranja. Es un antioxidante natural.

La vitamina C o ácido ascórbico presente en estos frutos previene el escorbuto. El sabor agrio de estos frutos se debe a estos ácidos.



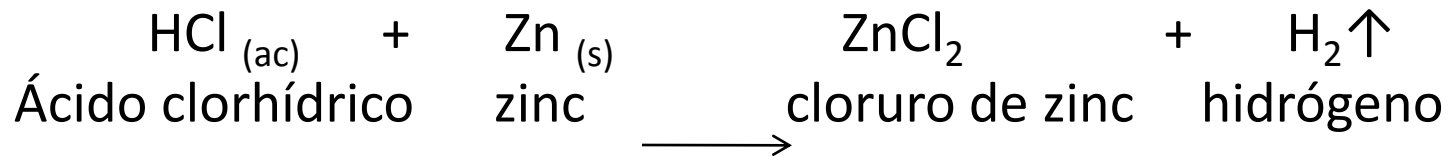
Ácidos y bases

- Cuando se disuelve una tableta de Alka-seltzer se produce efervescencia debida a dióxido de carbono gaseoso producido por la reacción entre el ácido cítrico y el bicarbonato de sodio:

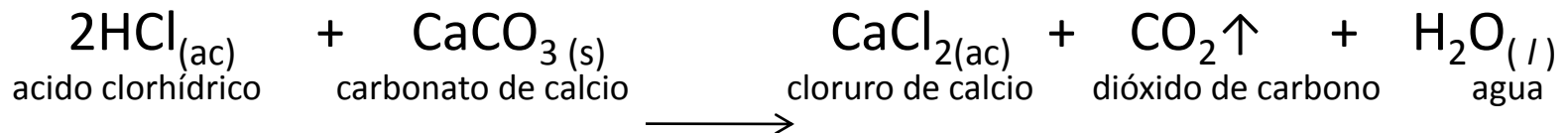


Ácidos y bases

- Los ácidos se consideran como soluciones que:
- Tienen sabor agrio como el limón.
- Hacen que el tornasol azul se vuelva rojo.
- Liberan hidrógeno gaseoso cuando reaccionan con ciertos metales como el zinc:



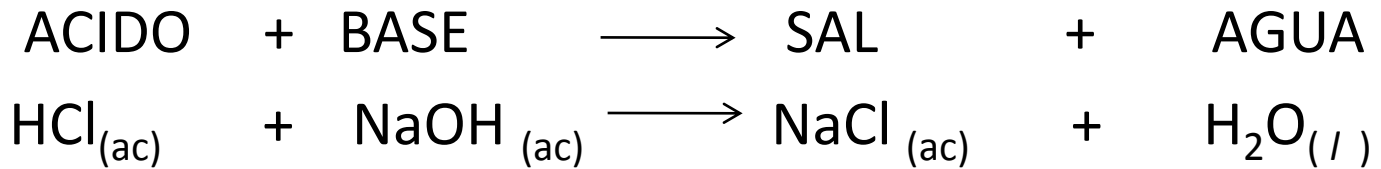
- Liberan CO_2 gaseoso al reaccionar con carbonatos:



Se recomienda ver el video: **Cambios de la materia**, del blog <http://quimicaconluzmaria.wordpress.com> para ver esta reacción.

Acidos

- Neutralizan las acciones de las soluciones básicas:



Ácidos

- Hacen que el tornasol azul se vuelva rojo.
- El papel tornasol es un indicador. El azul se utiliza para identificar ácidos.
- Si se coloca una tira de papel tornasol azul en una solución ácida, el papel tornasol se vuelve rojo. Si se coloca en una solución básica sigue azul.

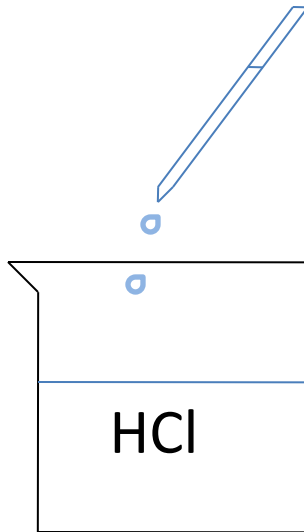


Indicadores

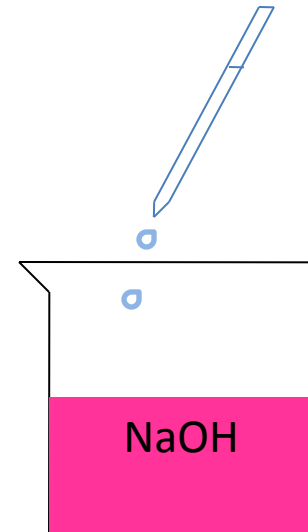
- Los indicadores son compuestos orgánicos que se utilizan para identificar ácidos y bases.
- Por ejemplo: si se agregan unas gotas de solución alcohólica de fenolftaleína a una solución ácida, por ejemplo, de ácido clorhídrico HCl, ésta sigue incolora, pero si se agregan unas gotas de fenolftaleína a una solución básica, por ejemplo, de hidróxido de sodio NaOH, ésta adquiere un color rojo-rosa fuerte.
- Se recomienda ver el video Indicadores del blog:
<http://quimicaconluzmaria.wordpress.com>

Indicadores

fenolftaleína

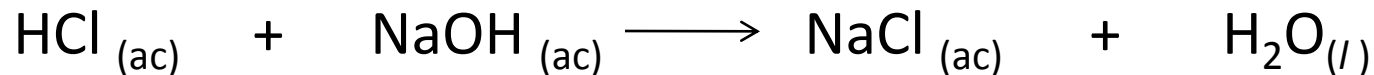


fenolftaleína



BASES

- Las bases se consideran como soluciones que:
- Tienen sabor amargo como el jabón.
- Se sienten untuosas al tacto.
- Hacen que el tornasol rojo se vuelva azul.
- Neutralizan las acciones de las soluciones ácidas.



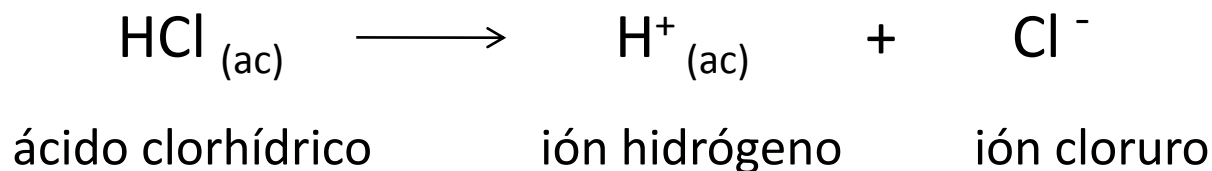
Indicadores

Se presentan algunos indicadores y la escala de pH por encima de la cual ocurre el cambio de color.

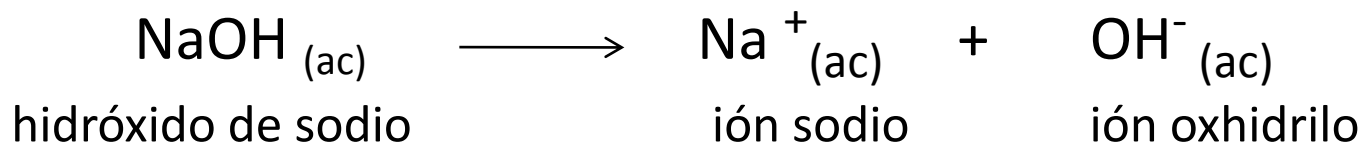
Indicador	Cambio de color al aumentar el pH	Intervalo de pH
Anaranjado de metilo	rojo a amarillo	3.1-4.4
Rojo de metilo	rojo a amarillo	4.2-6.2
Tornasol	rojo a azul	4.5-8.3
Rojo de fenol	amarillo a rojo	6.8-8.4
Fenolftaleína	incoloro a rojo	8.3-10.0
Azul de bromofenol	amarillo a azul	3.0-4.6
Azul de bromotimol	amarillo a azul	6.0-7.6

Teorías de Ácidos y Bases

- En 1884 el químico sueco Svante Arrhenius definió a los ácidos como sustancias que al estar en solución acuosa liberan iones hidrógeno H^+ :



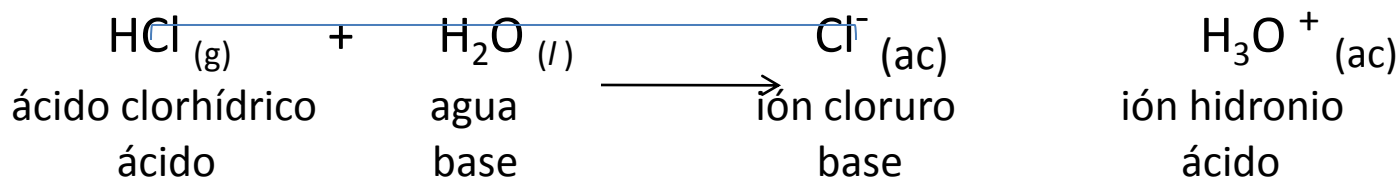
- Arrhenius definió a las bases como sustancias que al estar en solución acuosa liberan iones oxhidrilo OH^- .



Teorías de Ácidos y Bases

- En 1923 el químico danés J.N. Bronsted y el químico inglés T.M. Lowry definieron a los ácidos como donadores de protones y a las bases comoceptoras de protones. Cuando se burbujea cloruro de hidrógeno gaseoso en agua ocurre lo siguiente:

Par conjugado ácido-base



Par conjugado ácido-base

Como puede observarse, el ión hidronio se forma al reaccionar un ácido con agua, ya que ésta acepta un protón H^{+} del ácido.

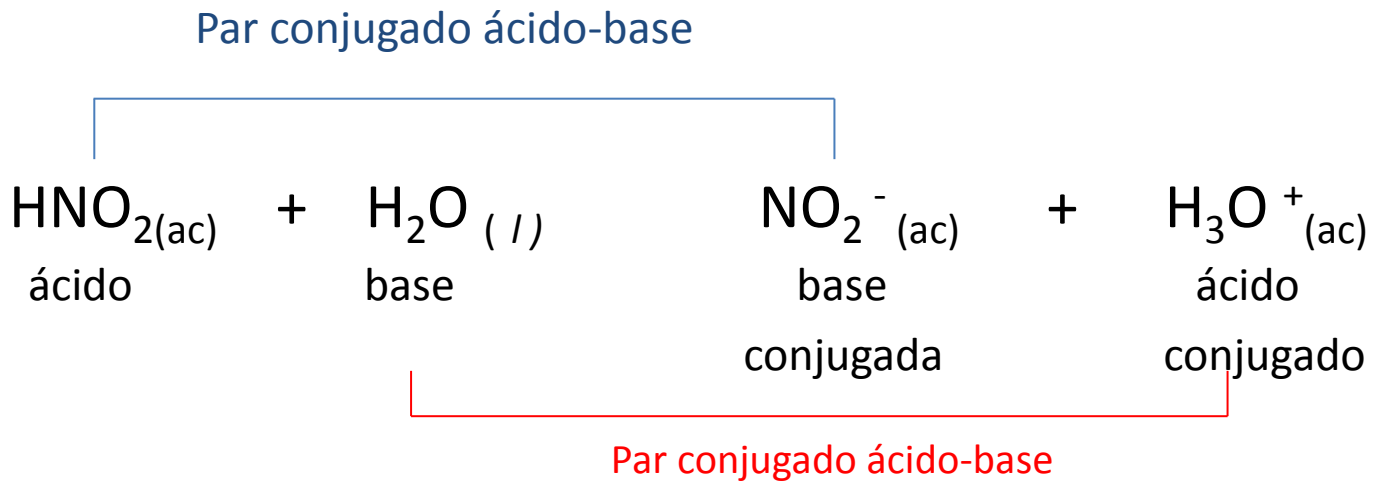
En un estudio de ácidos y bases al ión hidrógeno H^{+} se le llama protón, debido a que cuando el átomo de hidrógeno pierde su único electrón sólo le queda un protón en el núcleo.

Teoría de Bronsted-Lowry

- A un ácido y una base, como en el ejemplo anterior, que sólo difieren en la presencia o ausencia de un protón, se les conoce como par **conjugado ácido base**. Todo ácido tiene una **base conjugada**, que se forma al quitar un protón al ácido.
- De manera similar, toda base tiene su **ácido conjugado**, formado por adición de un protón a la base.
- En cualquier reacción de ácido-base (transferencia de protones), se pueden relacionar los pares conjugados ácido-base.

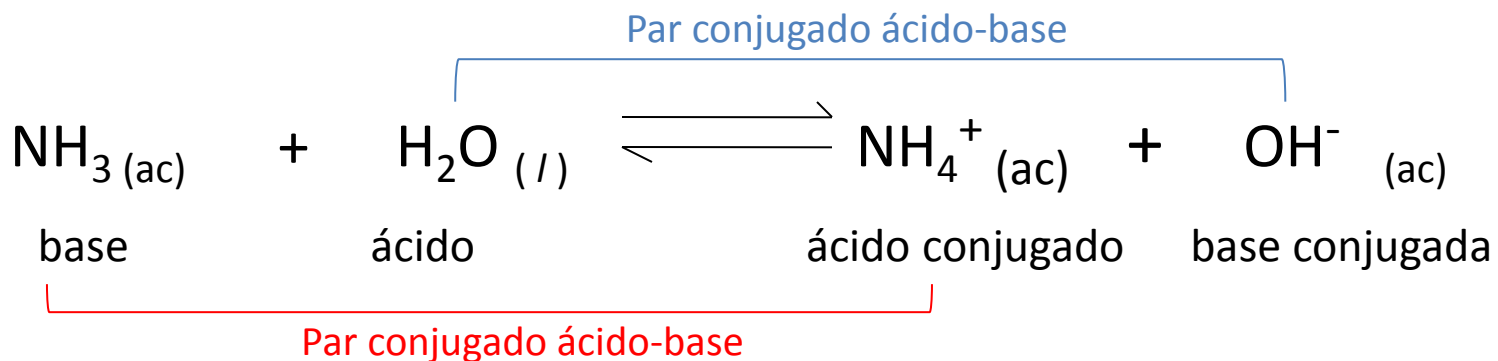
Pares conjugados ácido-base

- Por ejemplo, la reacción entre el ácido nitroso y el agua.



Teoría de Bronsted-Lowry

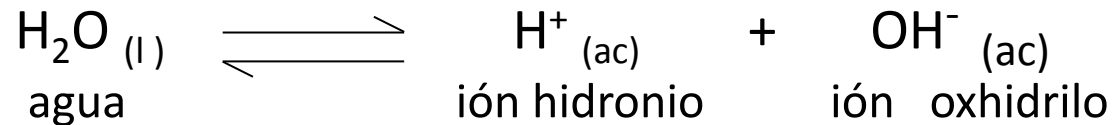
Otro ejemplo, es la reacción entre el amoniacaco y agua, se forma el hidróxido de amonio acuoso:



Ionización del agua

El agua pura es un mal conductor de la electricidad porque contiene pocos iones que permiten conducir la corriente eléctrica. El agua pura se compone casi exclusivamente de moléculas de H₂O.

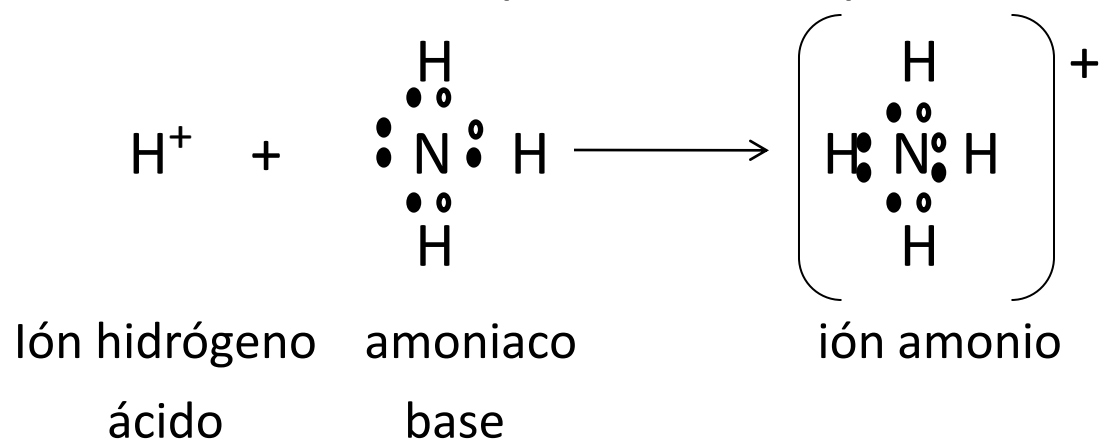
El agua se ioniza débilmente en:



Este proceso se conoce como autoionización del agua. A temperatura ambiente, aproximadamente una de cada 10⁹ moléculas está ionizada en un momento determinado. Ninguna molécula individual permanece ionizada mucho tiempo.

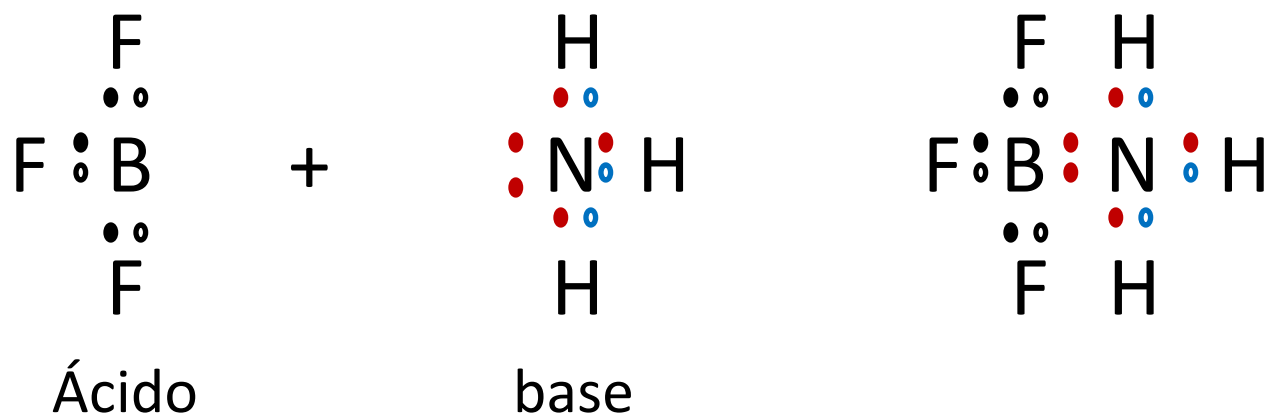
Teorías de ácidos y bases

- En 1932 el químico norteamericano Gilbert N. Lewis definió a las bases como donadoras de un par de electrones y a los ácidos como aceptores de un par de electrones.



- electrón de N • electrón del H

Teoría de Lewis



- electrón del B
- electrón de F
- electrón del N
- electrón del H

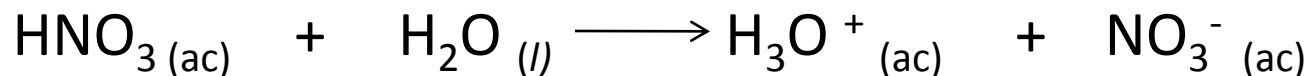
Fuerza relativa de ácidos y bases

- Algunos ácidos son mejores donadores de protones que otros, de forma similar, algunas bases son mejoresceptoras de protones que otras. Cuanto más fácilmente un ácido cede un protón, más difícilmente su base conjugada acepta un protón. De igual manera, cuanto más fácilmente una base acepta un protón, con más dificultad su ácido conjugado cede un protón. Cuanto más fuerte es un ácido, más débil es su base conjugada; cuanto más fuerte es una base, más débil es su ácido conjugado.
- Los ácidos fuertes son aquellos que transfieren totalmente sus protones al agua y no dejan moléculas sin disociar en solución.
- Los ácidos débiles son aquellos que se disocian parcialmente en solución acuosa, por lo que existen en solución como iones componentes y moléculas.

FUERZA DE ÁCIDOS Y BASES

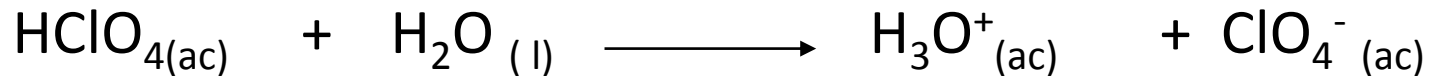
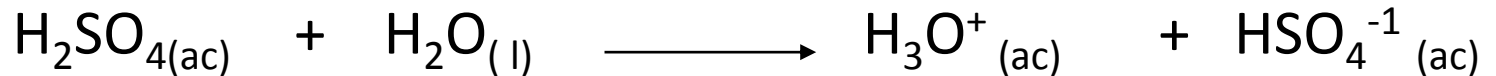
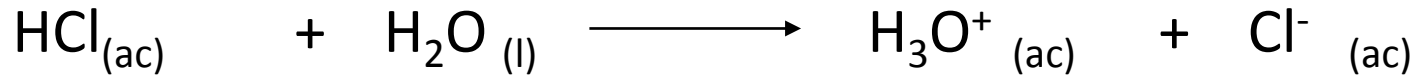
- Son ácidos fuertes los ácidos monopróticos: HCl, HBr, HI, HNO₃, HClO₃, HClO₄ y un ácido diprótico, el sulfúrico H₂SO₄.

Ejemplo de la ionización de un ácido fuerte:



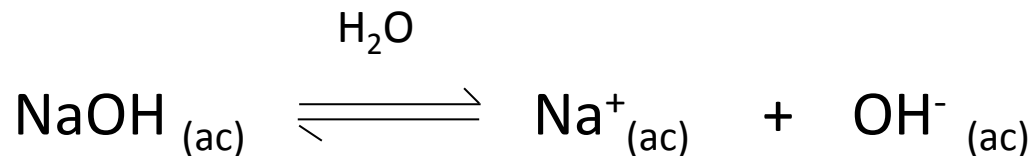
Los ácidos monopróticos son aquellos que tienen un solo protón H⁺ que pueden liberar. Los ácidos dipróticos son aquellos que tienen dos protones para liberar, como el sulfúrico H₂SO₄.

Ácidos fuertes

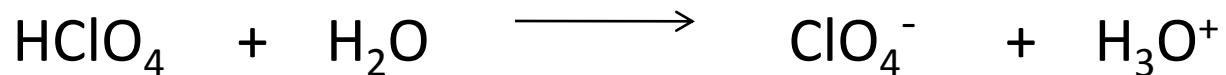
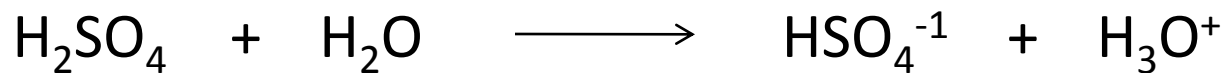
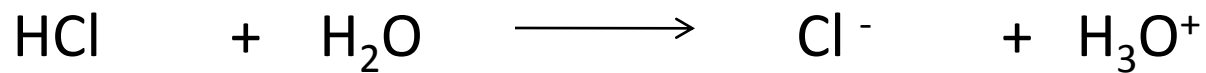


Fuerza de ácidos y bases

- Los ácidos fuertes son electrolitos fuertes que se ionizan completamente en agua. Son ácidos inorgánicos.
- Los ácidos débiles son electrolitos débiles que se ionizan débilmente en solución, como el ácido fluorhídrico HF y el ácido acético CH₃COOH.
- Las bases fuertes son electrolitos fuertes que se ionizan completamente en agua, como los hidróxidos de metales alcalinos:



- Ácidos fuertes:



BASES DÉBILES

- Las bases débiles son electrolitos débiles. El amoniaco es una base débil. En agua se ioniza en forma limitada:



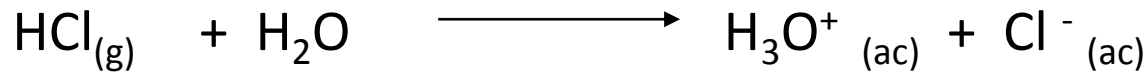
Ionización y Disociación

- En 1903 Svante Arrhenius recibió el premio Nobel de Química por su aportación acerca de los electrolitos. Descubrió que una solución conduce la electricidad debido a que el soluto, al disolverlo, se disocia en partículas cargadas eléctricamente (iones). El movimiento de estos iones hacia los electrodos de carga opuesta es la causa de que la solución sea conductora.
- Un cristal de NaCl cloruro de sodio está formado por iones sodio y cloruro unidos mediante enlace iónico.
- La disociación es el proceso por el cual los iones de una sal se separan al disolverse en agua. La sal se disuelve formando iones sodio y cloruro:



Ionización

- La ionización es la formación de iones, sucede como resultado de una reacción química de ciertas sustancias con agua.
- El cloruro de hidrógeno tiene enlaces covalentes, pero cuando se disuelve en agua, reacciona para formar los iones hidronio y cloruro:



Los términos ionización y disociación en ocasiones se utilizan como sinónimos pero son diferentes. En el caso de la disociación de una sal, ésta ya existe en forma de iones, cuando se disuelve en agua, los iones se separan o disocian. En el proceso de ionización se forman iones por la reacción entre un compuesto y el agua.

TITULACIÓN ÁCIDO-BASE

Una titulación es la determinación de la cantidad de una solución de concentración conocida, llamada solución estándar, necesaria para que reaccione completamente con una cantidad dada de una solución de concentración desconocida.

Es un ejemplo de titulación la reacción de una solución de HCl de concentración desconocida con una solución estándar de hidróxido de sodio 0.2000 M preparada previamente. El objetivo del experimento es encontrar la concentración desconocida de la solución de ácido. Cada solución se coloca en una bureta limpia y seca. La bureta es un tubo largo calibrado, con una llave en la parte inferior que permite obtener porciones de la solución medidas exactamente.

Titulación ácido-base

- Una cantidad arbitraria medida exactamente de la solución ácida se coloca primero en un matraz, por ejemplo, un volumen de 48.20 ml. A la solución ácida se le agrega una pequeña cantidad del indicador fenolftaleína, el cual es incoloro en presencia de ácidos y rojo en presencia de bases. Durante la titulación, la solución básica estándar 0.2000 M se deja gotear lenta y cuidadosamente de la bureta a la solución ácida mientras ésta se agita constantemente. Al reaccionar la base con el ácido, la concentración del ión hidronio disminuye. Cuando todo el ácido ha reaccionado, se ha logrado el punto de neutralización. La solución contiene iones cloruro, iones sodio y agua únicamente (productos de la neutralización). La adición de una cantidad minúscula de base en este punto enrojece la solución. Se registra el volumen de solución estándar de NaOH necesario para producir el cambio de color, en este caso 23.60 ml.

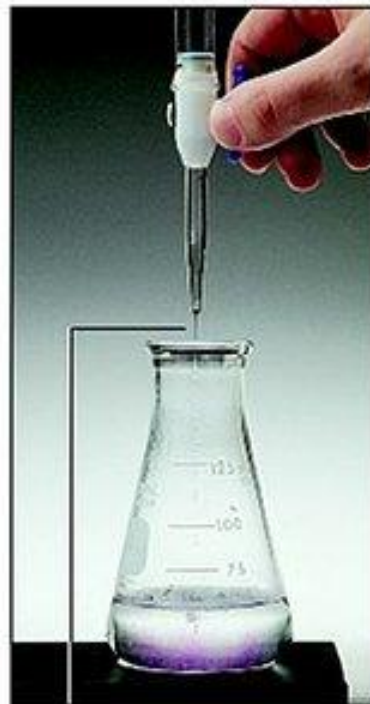
Titulación ácido-base

Pasos para titular un ácido con una base

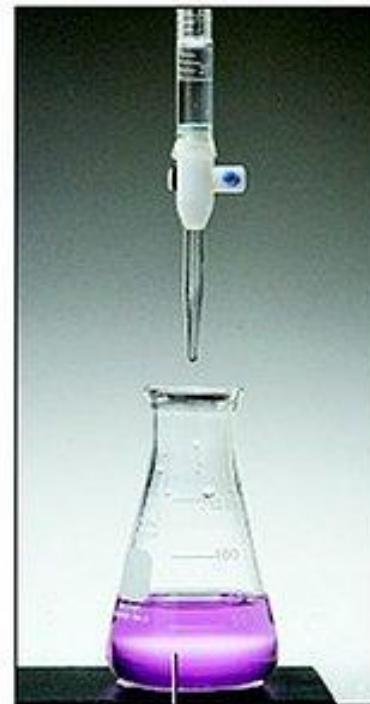
Matraz conteniendo la solución acuosa ácida a ser analizada. (se agrega un reactivo indicador)



(a) Bureta de 50 mL con NaOH de concentración conocida.



(b) Lentamente se agrega NaOH a la solución problema.



(c) Cuando la cantidad de OH^- proveniente del NaOH de la bureta iguala al H^+ del problema, el indicador cambia de color.



Titulación ácido-base

Determinaremos la molaridad de la solución de ácido clorhídrico si se emplearon 23.60 ml de solución de NaOH 0.2000 M para neutralizar 48.20 ml de solución de HCl.

Datos

Fórmula

$$M_A = ?$$

$$V_A \times M_A = V_B \times M_B$$

$$V_A = 48.20 \text{ ml}$$

$$M_B = 0.2000 \text{ M}$$

$$V_B = 23.60 \text{ ml}$$

$$M_A = \frac{V_B \times M_B}{V_A}$$

Sustitución:

$$M_A = \frac{23.60 \text{ ml} \times 0.2000 \text{ M}}{48.20 \text{ ml}}$$

Resultado:

$$M_A = 0.0979 \text{ M}$$

Problemas resueltos

- La titulación de una muestra de 50 ml de vinagre requiere de 42.6 ml de NaOH 0.974 M. Calcular la molaridad del vinagre.

Datos:

$$V_A = 50 \text{ ml}$$

$$M_A = ?$$

$$V_B = 42.6 \text{ ml}$$

$$M_B = 0.974 \text{ M}$$

Fórmula

$$V_A \times M_A = V_B \times M_B$$

Despeje

$$M_A = \frac{V_B \times M_B}{V_A}$$

Sustitución:

$$M_A = \frac{42.6 \text{ ml} \times 0.974 \text{ M}}{50 \text{ ml}}$$

Resultado:

$$M_A = 0.83 \text{ M de ácido acético}$$

TITULACIÓN

Se titulan 38 ml de solución de HCl 0.120 M con 46.2 ml de solución de NaOH. Calcular la molaridad de la solución de NaOH.

• Datos:

$$V_A = 38 \text{ ml}$$

$$M_A = 0.120 \text{ M}$$

$$V_B = 46.2 \text{ ml}$$

$$M_B = ?$$

Fórmula

$$V_A \times M_A = V_B \times M_B$$

Despeje

$$M_B = \frac{V_A \times M_A}{V_B}$$

Sustitución

$$M_B = \frac{38 \text{ ml} \times 0.120 \text{ M}}{46.2 \text{ ml}}$$

Resultado

$$M_B = 0.0987 \text{ M}$$

Titulación

- Se emplearon 42 ml de solución 0.15 M de NaOH para neutralizar 50 ml de solución de HCl. Calcular la molaridad de ácido.

- Datos

$$V_B = 42 \text{ ml}$$

$$M_B = 0.15 \text{ M}$$

$$V_A = 50 \text{ ml}$$

$$M_A = ?$$

Fórmula

$$V_A \times M_A = V_B \times M_B$$

Despeje

$$M_A = \frac{V_B \times M_B}{V_A}$$

Sustitución:

$$M_A = \frac{42 \cancel{\text{ ml}} \times 0.15 \text{ M}}{50 \cancel{\text{ ml}}}$$

Resultado:

$$M = 0.126 \text{ M}$$

Problemas propuestos

- Determinar la molaridad de una solución de NaOH si para titular una muestra de 31.91 ml de esta solución requirieron 37.19 ml de solución de HCl 0.126 M.
- R= 0.1467 M de NaOH

PROBLEMAS PROPUESTOS

- Si se titulan 48.04 ml de solución HCl 0.482 M con 24.02 ml de solución de NaOH, calcular la molaridad de la solución de NaOH.
- R= 0.96 M de NaOH

Teoría de la ionización

- Svante Arrhenius químico sueco propuso en 1884 su teoría de la ionización que se resume así:
- Las soluciones de electrolitos contienen iones.
- Los electrolitos se rompen o disocian en iones al colocarse en solventes.
- Los iones son los responsables de la conducción de la corriente eléctrica a través de la solución electrolítica.
- La conductividad de una solución electrolítica depende del grado de disociación del electrolito en solución.

En 1903 Arrhenius recibió el Premio Nobel de Química.

Electrolitos



pH

- El químico danés S. P. Sørensen en 1909 estableció una escala de pH para indicar si una solución es ácida, básica o neutra.
- De la palabra danesa potenz: poder.
- pH literalmente significa potencial de iones hidrógeno.
- El pH de una solución se puede determinar de tres maneras:
- Con un potenciómetro o medido electrónico.
- Por medio de tiras de papel pH.
- Si se conoce la concentración de una solución en moles/litro se puede aplicar la fórmula:

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

significa que el pH es igual al logaritmo decimal de la inversa de la concentración de iones H^+ en moles/litro.

[] Significa concentración.

Se recomienda ver el video pH del blog: <http://quimicaconluzmaria.wordpress.com>

Medidores de pH



El pH se puede determinar con un potenciómetro



Medición de pH de una solución con tiras de papel pH

pH

$$\text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}^+]} = -\log [\text{H}^+] \quad \text{o} \quad [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

- El logaritmo decimal de un número es igual al exponente al cual se debe elevar la base 10 para obtener ese número.
- Por ejemplo: obtendremos el pH de una solución 0.01 M de HNO_3 .

$$\text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}^+]} \quad [\text{H}^+] = 0.01 \text{ M} = 1 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{pH} = \log \frac{1}{[1 \times 10^{-2}]} \quad \text{pH} = \log 10^2 \quad \text{pH} = 2$$

PROBLEMAS RESUELTOS

- Calcular el pH de una solución 0.001 M de HCl.

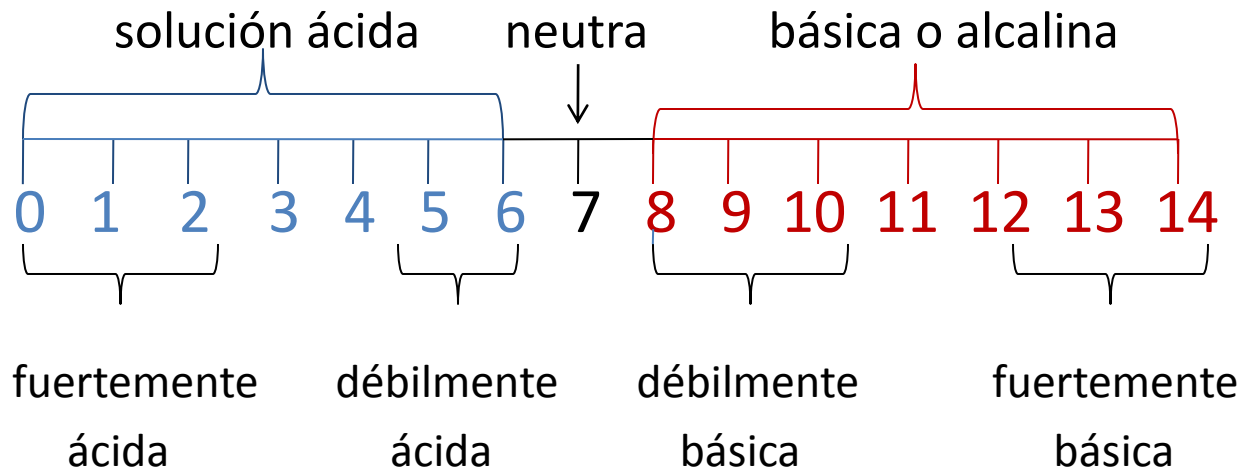
$$\text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}^+]} \quad [\text{H}^+] = 0.001 \text{ M} = 1 \times 10^{-3}$$

Sustituyendo:

$$\text{pH} = \log \frac{1}{[1 \times 10^{-3}]} \quad \text{pH} = \log 10^3 \quad \text{pH} = 3$$

pH

- Escala de pH:



A menor pH mayor acidez

pH de soluciones comunes

pH de algunas soluciones:

Solución	pH	
Solución 1 M de HCl	0	Fuertemente ácido
Jugo de limón	2.5	
vinagre	3	
Coca-cola	5	
Café	5	
leche	6.5	
saliva	6.4-6.9	
agua destilada	7	neutra
bicarbonato de sodio	9	
jabón	8	
limpiador de amonio	11.5	
solución 1 M de NaOH	14	fuertemente básica

pH

- Una solución 1 M de ácido clorhídrico tiene un pH= 0
- Comprobación, aplicando la fórmula:

$$\text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}^+]} \quad [\text{H}^+] = 1 \times 10^0 \text{ M}$$

$$\text{pH} = \log \frac{1}{[1 \times 10^0]} \quad \text{pH} = \log 10^0$$

pH= 0 La solución es fuertemente ácida

Escala de pH

[H ⁺] en moles/litro: M	pH
$10^0 = 1$	0
$10^{-1} = 0.1$	1
$10^{-2} = 0.01$	2
$10^{-3} = 0.001$	3
$10^{-4} = 0.0001$	4
$10^{-5} = 0.00001$	5
$10^{-6} = 0.000001$	6
$10^{-7} = 0.0000001$	7
$10^{-8} = 0.00000001$	8
$10^{-10} = 0.0000000001$	10
$10^{-12} = 0.000000000001$	12
$10^{-14} = 0.00000000000001$	14

pH

- Determinar el pH de una solución 0.005 M de HCl.

$$\text{pH} = \log \frac{1}{\text{H}^+}$$

$$[\text{H}^+] = 0.005 \text{ M} = 5 \times 10^{-3}$$

$$\text{pH} = \log \frac{1}{5 \times 10^{-3}}$$

$$\text{pH} = \log \frac{10^3}{5}$$

$$\text{pH} = \log 10^3 - \log 5$$

$$\text{pH} = 3 - 0.7 \quad \text{pH} = 2.3$$

pH

- Una solución de HNO_3 ácido nítrico tiene una concentración de 0.002 M. Determinar el pH de la solución.

$$\text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}^+]}$$
$$[\text{H}^+] = 0.002 \text{ M}$$

Sustitución:

$$\text{pH} = \log \frac{1}{2 \times 10^{-3} \text{ M}}$$
$$\text{pH} = \log 10^3 - \log 2$$

$$\text{pH} = 3 - 0.3 \quad \text{pH} = 2.7$$

pH

- El agua de lluvia recolectada tiene un pH de 4.82. Calcular la concentración de iones H^+ .

$$pH = \log \frac{1}{[H^+]} \quad [H^+] = 10^{-pH}$$

$$[H^+] = 10^{-4.82}$$

la parte decimal de este número se debe cambiar a un número positivo para obtener el antilog, por lo que se puede escribir como $10^{0.18} \times 10^{-5}$

o bien: $\log [H^+] = -pH = -4.82 = +0.18 - 5$

$$[H^+] = \text{antilog } 0.18 \times \text{antilog}(-5)$$

$$[H^+] = 1.5 \times 10^{-5} \text{ M}$$

PROBLEMAS RESUELTOS

- El jugo de manzana recién extraído tiene un pH=3.76

Pasar este valor a $[H^+]$:

$$\log [H^+] = -\text{pH}$$

$$\log [H^+] = -3.76 = +0.24 - 4$$

$$\begin{aligned} [H^+] &= \text{antilog } 0.24 \times \text{antilog } -4 \\ &= 1.737 \times 10^{-4} \text{ M} \end{aligned}$$

PROBLEMA RESUELTO

- Una solución formada al disolver una tableta antiácida tiene un pH de 9.18 .Pasar este valor a $[H^+]$.

$$\log [H^+] = -\text{pH} = -9.18$$

$$[H^+] = \text{antilog } +0.82 \times \text{antilog } (-10)$$

$$[H^+] = 6.6 \times 10^{-10} \text{ M}$$

pH

- El pH de la sangre es 7.4 Pasar este valor a $[H^+]$

$$\log [H^+] = -\text{pH} = -7.4$$

$$[H^+] = \text{antilog } +0.6 \times \text{antilog } (-8)$$

$$[H^+] = 3.98 \times 10^{-8} \text{ M} = 4 \times 10^{-8} \text{ M}$$

PROBLEMA RESUELTO

- El pH de una muestra de jugo de limón es 3.42. Determinar la concentración de $[H^+]$.

$$\log [H^+] = -\text{pH} = -3.42 = 0.58 - 4$$

$$[H^+] = \text{antilog } 0.58 \times \text{antilog } (-4)$$

$$[H^+] = 3.8 \times 10^{-4} \text{ M}$$

pOH

El pOH es la expresión correspondiente para la concentración de iones OH^- :

$$\text{pOH} = \log \frac{1}{[\text{OH}^-]} = -\log [\text{OH}^-] \quad \text{o} \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

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

Por ejemplo, si el pH de una solución es 3, su pOH es 11
Cuanto más pequeño es el pOH mayor es la alcalinidad.

pOH

- Determinar el pOH y pH de una solución 0.1 M de hidróxido de sodio NaOH

$$\text{pOH} = \log \frac{1}{[\text{OH}^-]} \quad [\text{OH}^-] = 0.1 \text{ M} = 1 \times 10^{-1} \text{ M}$$

Sustitución:

$$\text{pOH} = \log \frac{1}{1 \times 10^{-1}} \quad \text{pOH} = \log 10^1 = 1$$

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

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} \quad \text{pH} = 14 - 1$$

pH = 13 la solución es fuertemente básica o alcalina

Escala de pOH

[OH ⁻]	pOH	
10 ⁰	0	fuertemente básica
10 ⁻¹	1	
10 ⁻³	3	
10 ⁻⁵	5	débilmente básica
10 ⁻⁷	7	
10 ⁻⁹	9	débilmente básica
10 ⁻¹⁰	10	
10 ⁻¹³	13	
10 ⁻¹⁴	14	fuertemente ácida

pOH

- Determinar el pOH de una solución 0.001 M de KOH.

$$\text{pOH} = \log \frac{1}{[\text{OH}^{-1}]} \quad [\text{OH}^{-1}] = 1 \times 10^{-3}$$

Sustitución:

$$\text{pOH} = \log \frac{1}{[1 \times 10^{-3}]} \quad \text{pOH} = \log 10^3$$

$$\text{pOH} = 3$$

pH y pOH

- Calcular el pOH de una solución 0.003 M de NaOH:

$$\text{pOH} = \log \frac{1}{[\text{OH}^-]} \quad [\text{OH}^-] = 0.003 \text{ M} = 3 \times 10^{-3}$$

$$\text{pOH} = \log \frac{1}{3 \times 10^{-3}} \quad \text{pOH} = \log \frac{10^3}{3}$$

$$\text{pOH} = \log 10^3 - \log 3$$

$$\text{pOH} = 3 - 0.477 \quad \text{pOH} = 2.52$$

pOH

- Determinar el pOH y pH de una solución cuya concentración de iones OH^- es 0.0006 M.

$$\text{pOH} = \log \frac{1}{[\text{OH}^-]} \quad [\text{OH}^-] = 0.0006 \text{ M} = 6 \times 10^{-4} \text{ M}$$

Sustitución: _____

$$\text{pOH} = \log \frac{1}{6 \times 10^{-4}} \quad \text{pOH} = \log 10^4 - \log 6$$

$$\text{pOH} = 4 - 0.778 \quad \text{pOH} = 3.2$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} \quad \text{pH} = 10.78$$

PROBLEMAS RESUELTOS

- En una muestra de jugo de limón la concentración de H^+ es 3.8×10^{-4} M. Determinar el pH del jugo.

Fórmula

$$pH = \log \frac{1}{[H^+]} \quad [H^+] = 3.8 \times 10^{-4} \text{ M}$$

Sustitución:

$$pH = \log \frac{1}{3.8 \times 10^{-4}} \quad pH = \log 10^4 - \log 3.8$$
$$pH = 4 - 0.58 \quad pH = 3.42$$

PROBLEMAS RESUELTOS

- Una solución para limpiar vidrios tiene una concentración de iones H^+ de 5.3×10^{-9} M. Determinar el pH de la solución.

Fórmula

$$pH = \log \frac{1}{[H^+]} \quad [H^+] = 5.3 \times 10^{-9} \text{ M}$$

Sustitución:

$$pH = \log \frac{1}{5.3 \times 10^{-9}}$$
$$pH = 9 - 0.724275$$

$$pH = \log 10^9 - \log 5.3$$

$$pH = 8.2757$$

$$pH = 8.28$$

PROBLEMA RESUELTO

Calcular la concentración de iones H^+ de una solución de $pH=3$

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-3} \text{ moles/litro}$$

PROBLEMA RESUELTO

- Cuál es la concentración de iones hidróxido[OH⁻] de una solución de pH= 8.40

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

$$\text{pOH} = 14 - 8.40 \quad \text{pOH} = 5.6$$

$$\log [\text{OH}^-] = -\text{pOH} = -5.6 = +0.4 - 6$$

$$[\text{OH}^-] = \text{antilog } 0.4 \times \text{antilog}(-6)$$

$$[\text{OH}^-] = 2.5 \times 10^{-6} \text{ moles/litro}$$

pH

- El pH es muy importante en diversos aspectos de la actividad humana, así como en procesos biológicos.
- El pH del jugo gástrico es 0.8, mezclado con los alimentos llega a 2. Es muy ácido. Esta acidez facilita la digestión de los alimentos y puede matar bacterias que lleguen con ellos al estómago.
- Para el cultivo de ciertas plantas es importante determinar el pH de los suelos. Por ejemplo para el cultivo de café el pH óptimo del suelo está entre 5 y 5.5, por debajo o arriba de estos valores se dificulta la nutrición del cultivo.
- El pH de la sangre es 7.4 el cual es óptimo para el transporte de oxígeno por la sangre.
- En la industria de los alimentos el control de pH es muy importante ya que es un indicador de sus condiciones higiénicas.

Importancia del pH

- Para el cultivo de café el pH óptimo del suelo está entre 5 y 5.5. por encima o debajo de este valor se dificulta la nutrición del cultivo.



Importancia del pH

- El pH óptimo de la sangre humana para el transporte de oxígeno es de 7.4
- Un cambio tan pequeño como de 0.4 de unidad de pH de la sangre ocasiona la muerte.



pH

- La leche de magnesia contiene $\text{Mg}(\text{OH})_2$ hidróxido de magnesio que neutraliza la acidez estomacal.



Soluciones amortiguadoras

- Una solución que tiene la propiedad de mantener constante el pH se llama solución amortiguadora (en inglés, buffer solution).
- Las soluciones amortiguadoras típicas tienen un ácido débil y una sal de ese ácido, o una base débil y una sal de esa base. Por ejemplo, hidróxido de amonio NH_4OH y cloruro de amonio NH_4Cl en la misma solución acuosa.

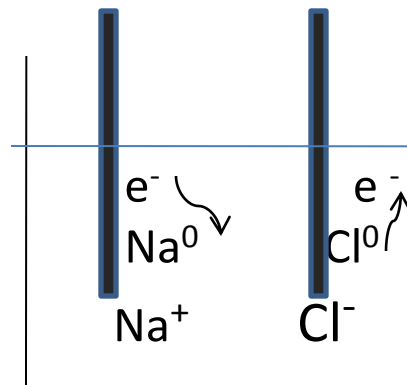
ELECTROLITOS

- Los **electrolitos** son sustancias que al estar en solución acuosa conducen la corriente eléctrica.
- Son electrolitos fuertes los ácidos inorgánicos, las bases y las sales, ya que estos compuestos se ionizan al estar en solución.
- Son no electrolitos los compuestos que no conducen la corriente eléctrica, ya que no se ionizan. Generalmente son compuestos orgánicos con enlace covalente, como el azúcar, la glicerina, el etanol.
- Los electrolitos débiles están menos ionizados, entre ellos se encuentran el ácido nitroso, ácidos orgánicos como el acético y bases como el amoníaco.
- La **electrólisis** es la descomposición de una sustancia por la acción de la corriente eléctrica.

Electrólisis de NaCl

Cátodo (-)

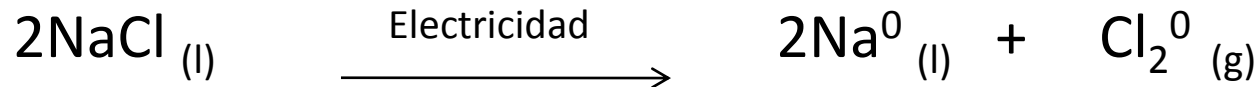
Ánodo (+)



En la electrólisis del cloruro de sodio, éste se disocia y los Na^+ iones positivos (cationes) se dirigen hacia el electrodo negativo (cátodo), ahí adquieren un electrón para convertirse en átomos neutros de sodio. Los Cl^- iones negativos (aniones) se dirigen hacia el electrodo positivo (ánodo) y ahí dejan su electrón extra convirtiéndose en átomos neutros de cloro.

ELECTRÓLISIS

Electrólisis del NaCl



Reacción en el cátodo:



Reacción en el ánodo:



Este proceso es la principal fuente de sodio metálico y cloro gaseoso.

BIBLIOGRAFÍA

- Química
- Chang, Raymond.
- Editorial: McGraw-Hill
- 2002

- Fundamentos de Química
- Hein, Morris. Arena, Susan.
- Editorial: Thomson Learning
- 2003

- Química: la Ciencia Central
- Brown L., Theodore. Le May, H. Eugene
- Editorial: Pearson Educación.
- 1999