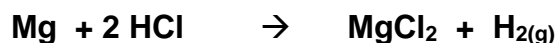




Ácido- Base - Guía Contenidos

CARACTERÍSTICAS GENERALES DE UN ÁCIDO

- presentan sabor agrio.
- se comportan como electrolito (conducen la corriente eléctrica en solución acuosa).
- enrojece al tornasol azul (colorante vegetal utilizado como indicador).
- en general, al reaccionar con metales desprende hidrógeno gaseoso, H₂.



CARACTERÍSTICAS GENERALES DE UNA BASE

- presentan sabor amargo.
- se comportan como electrolitos.
- dejan azul al indicador tornasol rojo.
- sus soluciones son generalmente resbaladizas al tacto.
- una base al reaccionar con un ácido se neutraliza.

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

Reacción de Neutralización:

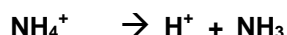


TEORÍAS ACIDO - BASE

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

1. TEORÍA CLÁSICA DE SVANTE ARRHENIUS

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



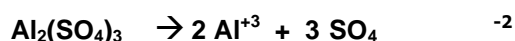
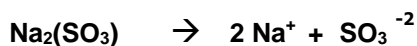
BASE

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



SALES

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



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

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

2. TEORÍA PROTÓNICA DE LOWRY - BRÖNSTED

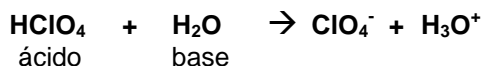
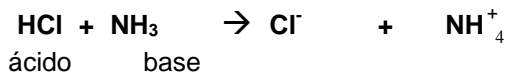
ÁCIDO

Toda especie química que en solución cede "protones" (iones H^+).

BASE

Toda especie química que en reacción recibe "protones".

Ejemplos:



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

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

Algunos iones como el Al^{+3} , o el trifluoruro de boro (BF_3) le confieren a algunas soluciones un carácter ácido, este hecho no tiene explicación por las teorías vistas, por lo tanto, es necesario mencionar una tercera teoría bastante más compleja y general.

3. TEORÍA ELECTRÓNICA DE LEWIS

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

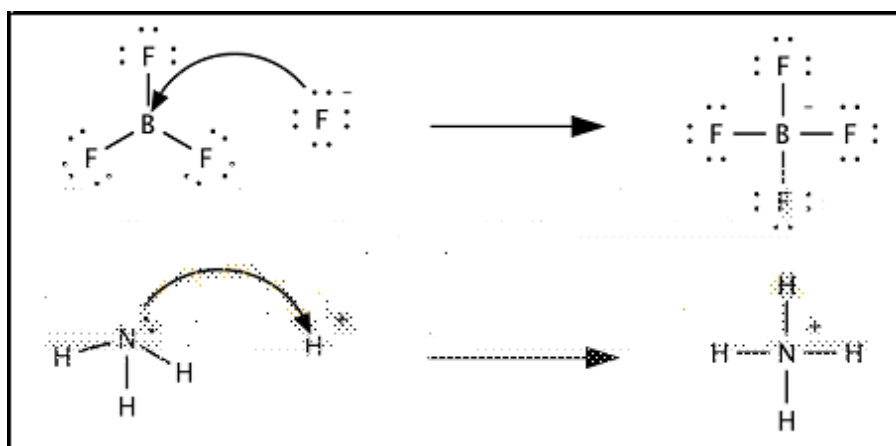
ÁCIDO

TODA ESPECIE DEFICIENTE EN ELECTRONES Y QUE RECIBE UN PAR (SUSTANCIA ELECTRÓFILA).

BASE

TODA ESPECIE QUE DONA UN PAR DE ELECTRONES LIBRES (SUSTANCIA NUCLEÓFILA).

Ejemplos:



La teoría de Lewis cumple la valiosa función de relacionar fenómenos químicos aparentemente diversos, demostrando que son fundamentalmente semejantes en causa y resultado. A menudo se aplica ésta como una teoría generalizada de reacciones, en las cuales las reacciones ácido-base de protones constituyen un caso especial. La mayoría de los químicos orgánicos encuentran que, tanto el concepto de Lowry-Brönsted como el de Lewis, son útiles separadamente. Debería comprenderse que una base de Lewis también es una base de Lowry-Brönsted. Sin embargo, las especies con déficit de electrones, como el trifluoruro de boro, BF_3 , cloruro de Aluminio, AlCl_3 y cloruro de cinc, ZnCl_2 , son llamadas ácidos de Lewis para distinguirlas de los ácidos donadores de protones de Lowry-Brönsted.

Resumen Teorías ácido – base

	Arrhenius	Lowry-Brönsted	Lewis
Ácido	Libera H^+ HCl ; HNO_3	Libera H^+ H_3PO_4	Acepta electrones ZnCl_2 ; AlCl_3
Base	Libera OH^- KOH ; $\text{Mg}(\text{OH})_2$	Acepta H^+ NH_3	Comparte electrones F^- ; PH_3

EQUILIBRIO IÓNICO DEL AGUA

Al revisar el equilibrio iónico del agua se pueden definir tres conceptos sumamente importantes en ácido-base, neutro, ácido y básico.

Para la disociación del agua sabemos que:



$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

Por lo tanto se cumple **siempre**:

Ambiente ácido	Ambiente neutro	Ambiente básico o alcalino
$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$	$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$	$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$

Ejemplos en la tabla siguiente:

$[\text{H}^+]$	$[\text{OH}^-]$	Ambiente
10^{-3}	10^{-11}	ácido
10^{-8}	10^{-6}	básico
10^{-7}	10^{-7}	neutro
1	10^{-14}	ácido
10^{-10}	10^{-4}	básico

Se comprueba que en cada caso se cumple que:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

CÁLCULO DEL GRADO DE ACIDEZ EN UNA SUSTANCIA (EL OPERADOR p)

La acidez de una sustancia puede ser analizada considerando la cantidad de iones H^+ libres en la solución. El operador p es un logaritmo negativo (función exponencial) que permite transformar las concentraciones de H^+ y de OH^- muy bajas (baja concentración de iones) en cantidades más manejables, Así:

$$p = -\log$$

Por lo tanto:

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

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

$$\text{p}K_w = -\log K_w$$

Considerando el valor entregado por este operador se construye la escala de acidez y basicidad para las sustancias:

Escala de Acidez o escala de pH

$[\text{H}^+]$	1	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}
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
		← ACIDEZ ←					↓							→	ALCALINIDAD →
							NEUTRO								

La escala de acidez considera soluciones ácidas, básicas y neutras. Para facilitar los cálculos se deben tener en cuenta las siguientes relaciones matemáticas,

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ y } \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Además cuando la concentración es una potencia de 10 exacta:

$$[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-\text{pH}} \text{ y } [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-\text{pOH}}$$

Ejemplos:

Si $[\text{H}^+] = 10^{-5}$, entonces:

- 1) $[\text{OH}^-] = 10^{-9}$
- 2) $\text{pH} = 5$
- 3) $\text{pOH} = 9$
- 4) ambiente ácido

Si $[\text{OH}^-] = 10^{-3}$, entonces:

- 1) $[\text{H}^+] = 10^{-11}$
- 2) $\text{pH} = 11$
- 3) $\text{pOH} = 3$
- 4) ambiente básico

Si $[\text{H}^+] = 10^{-7}$, entonces:

- 1) $[\text{OH}^-] = 10^{-7}$
- 2) $\text{pH} = 7$
- 3) $\text{pOH} = 7$
- 4) ambiente neutro

REACCIONES ÁCIDO-BASE

FUERZA DE ÁCIDOS Y BASES

Si un ácido tiene mayor tendencia a donar protones que otro, se dice que es un ácido más fuerte, y si una base tiene mayor tendencia a aceptar protones que otra, se dice que es una base más fuerte. La fuerza de un ácido o una base mide su capacidad para disociarse y formar iones, o sea, su capacidad como electrolitos. Recordemos que existen tanto electrolitos débiles como fuertes. *Electrolitos fuertes* son aquellos que están completamente o casi completamente disociados; *electrolitos débiles* son aquellos que están disociados sólo parcialmente.

Reconocimiento de ácidos y bases fuertes y débiles

En términos de ácidos y bases, es tanta la cantidad de compuestos que a veces se hace difícil reconocer cuando son fuertes y cuando son débiles, aquí hay una manera simple reconocer a unos y otros.

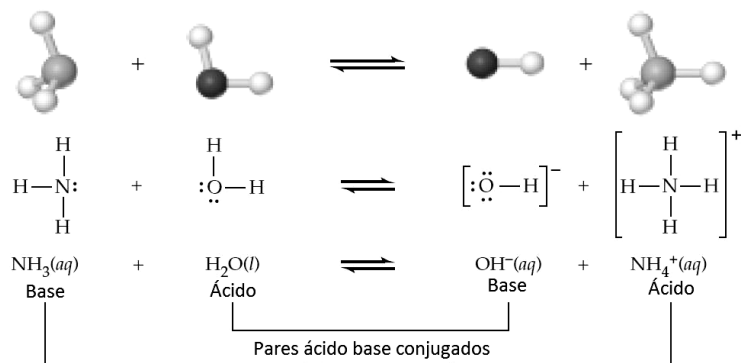
*El H_2SO_4 está completamente disociado en iones HSO_4^- y H^+ , y por esta razón llamado un electrolito fuerte (ácido fuerte). Sin embargo, debe notarse que el ion HSO_4^- es un electrolito débil (ácido débil), que sólo está parcialmente disociado.

<p>ÁCIDOS FUERTES (sólo moléculas neutras)</p> <p>Son fuertes HCl; HBr; HI. El resto de los ácidos fuertes cumple la siguiente fórmula: H_aXO_b, donde X es un no metal. Serán fuertes aquellos donde $b-a \geq 2$.</p> <p>H_2SO_4 $4-2 = 2$, fuerte HNO_3 $3-1 = 2$, fuerte</p>	<p>BASES FUERTES</p> <p>En general son fuertes los hidróxidos de metales del grupo I-A y II-A.</p> <p>I-A LiOH; KOH; NaOH II-A $\text{Mg}(\text{OH})_2$; $\text{Ca}(\text{OH})_2$</p>
<p>ÁCIDOS DÉBILES</p> <p>Serán débiles cuando $b-a \leq 2$. Y todos aquellos que no tengan la fórmula H_aXO_b.</p> <p>H_3PO_4 $4-3 = 1$, débil $\text{HCN} =$ débil H_3BO_3 $3-3 = 0$, débil $\text{H}_2\text{S} =$ débil</p>	<p>BASES DÉBILES</p> <p>Otros hidróxidos, y las bases de brönsted y Lewis.</p> <p>NH_3, HCO_3^-, bases orgánicas, aminas.</p>

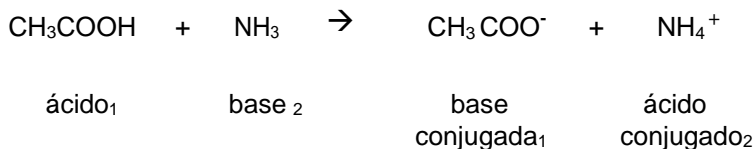
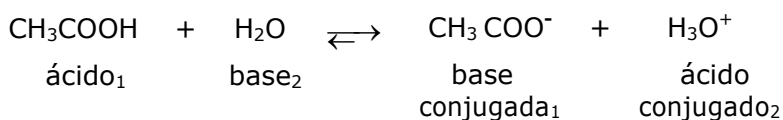
Reconocimiento de Ácidos y Bases en Reacciones

Según Lowry y Brønsted, un ácido es una sustancia que dona protones y una base es una sustancia que capta protones, al reaccionar entre ellos se transforman en su opuesto, por lo cual reciben el nombre de **conjugados**.

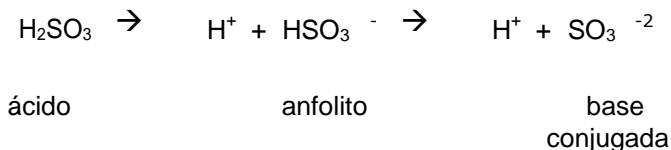
Ejemplos:



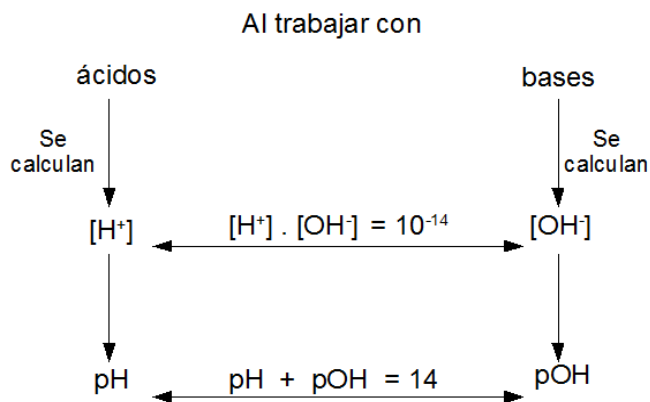
ácido₁
base₂
base conjugada₁
ácido conjugado₂



Algunas sustancias (como el agua por ejemplo) pueden actuar como ácido o bases, según las circunstancias, tales sustancias se denominan *ANFOLITOS*, lo mismo ocurre con los ácidos que poseen más de un protón (polipróticos), pues los pierden de a uno, la especie original es un ácido y la final una base conjugada, los intermedios son anfolitos.



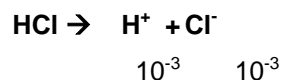
Cálculo de pH en Ácidos y Bases Fuertes



Ejemplos:

1. Calcular el pH de una solución acuosa de HCl 10^{-3} M.

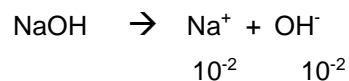
Como el HCl es un ácido fuerte se disocia 100% y entrega todos sus iones:



Como la $[\text{H}^+] = 10^{-3}$ M, entonces el pH = 3.

2. Calcular el pH de una solución acuosa de NaOH 10^{-2} M.

NaOH es una base fuerte, por lo tanto se disocia totalmente, entregando todos sus iones de la siguiente manera:



Si la $[\text{OH}^-] = 10^{-2}$, entonces la $[\text{H}^+] = 10^{-12}$ y por lo tanto, el pH = 12.

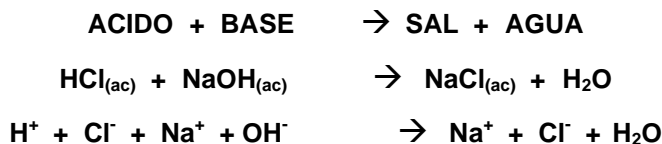
- Completa la siguiente tabla :

Especie	$[\text{H}^+]$	$[\text{OH}^-]$	pH	pOH
KOH 10^{-2} M				
HNO ₃ 10^{-3} M				
Ca(OH) ₂ $5 \cdot 10^{-4}$ M				
HI 10^{-1} M				
LiOH 10^{-4} M				
HClO ₄ 1 M				

REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN

Al mezclar un ácido fuerte (A.F.) con una base fuerte (B.F.), reaccionan entre sí anulando sus propiedades. La neutralización puede ser total o parcial dependiendo de las cantidades que reaccionan. Si el pH final de esta reacción es 7 de neutralización, entonces la neutralización ha sido total, en cambio si el pH es menor que 7, significa que ha quedado algo de ácido y por ende si el pH es mayor que 7, ha quedado algo de base sin reaccionar.

Una neutralización se puede representar de diferentes maneras:



En resumen:



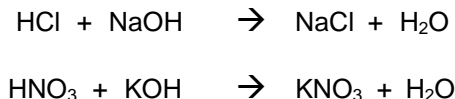
Para efectuar cálculos en reacciones de neutralización

La ecuación para neutralización es parecida a aquella usada anteriormente en dilución, sólo que ahora se igualan las cantidades de H^+ y de OH^- .

$$\begin{array}{c} [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] \\ \mathbf{M_{\text{ác}} \cdot V_{\text{ác}} \cdot N^{\circ}\text{H} = M_{\text{b}} \cdot V_{\text{b}} \cdot N^{\circ}\text{OH}} \end{array}$$

Neutralización 1:1

Para neutralizar un mol de ácido se requiere de un mol de base. Ejemplos:



Como los moles de H^+ deben ser iguales a los moles de OH^- en toda neutralización, la fórmula a utilizar en este caso es:

Donde:

$$\mathbf{M_{\text{ác}} \cdot V_{\text{ác}} \cdot 1 = M_{\text{b}} \cdot V_{\text{b}} \cdot 1}$$

$M_{\text{ác}}$ = molaridad del ácido M_{b} =

molaridad de la base $V_{\text{ác}} =$

volumen del ácido $V_{\text{b}} =$

volumen de la base

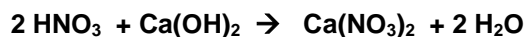
Neutralización 1:2

Cuando para neutralizar un mol, ya sea de ácido o de base, se necesitan dos moles del otro. Ejemplos:



Fórmula a utilizar:

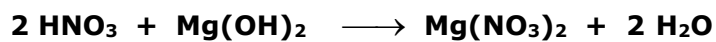
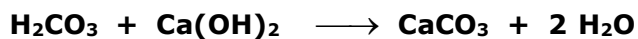
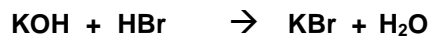
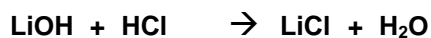
$$\mathbf{M_{\text{ác}} \cdot V_{\text{ác}} \cdot 2 = M_{\text{b}} \cdot V_{\text{b}}}$$



Fórmula a utilizar:

$$\mathbf{M_{\text{ác}} \cdot V_{\text{ác}} = 2 \cdot M_{\text{b}} \cdot V_{\text{b}}}$$

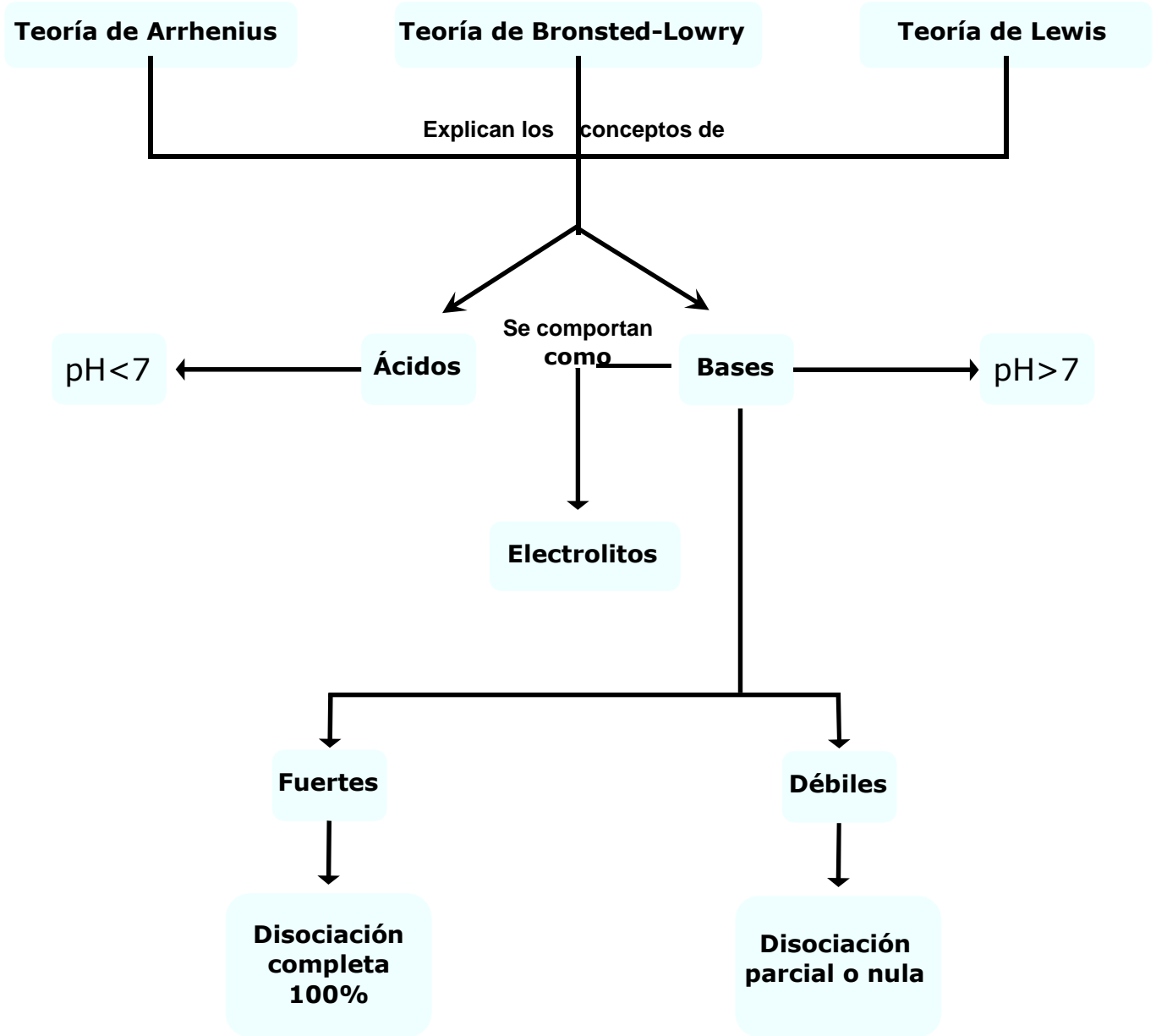
Otras reacciones de neutralización



GLOSARIO

Alcalinidad:	Grado de <i>basicidad</i> que experimenta una sustancia en solución acuosa. En la escala de pH la zona alcalina se sitúa a valores superiores a 7. Se suele definir también como la capacidad que presenta el agua para aceptar protones de un ácido o neutralizarlos.
Anfolito:	Sustancia química que puede comportarse como ácido o base dependiendo con que sustancia reaccione. El agua, y las especies aniónicas ácidas, son ejemplos de anfóteros o anfolitos.
Electrófilo:	Sustancia química que atrae electrones o es atraída por ellos. Las especies con carga positiva y algunos compuestos químicos que no cumplen la regla del octeto en el átomo central son electrófilos (BH_3 , AlF_3 , Ca^{+2} , Na^+)
Hidrólisis:	Reacción química del agua con algún compuesto (orgánico o inorgánico), que permite descomponerlo en sus iones o sustancias constituyentes.
Hidroxilo:	Especie química con carga negativa que proviene de la disociación del agua. Presenta la estructura $[\text{OH}^-]$. Químicamente se comporta como una base muy fuerte capaz de aceptar protones de un ácido.
Tornasol:	Sustancia indicadora del grado de acidez de una sustancia. De color violeta vira al naranja-rojo cuando hay un exceso de iones H^+ .

Cuadro Resumen

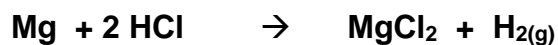




Ácido- Base - Guía Contenidos

CARACTERÍSTICAS GENERALES DE UN ÁCIDO

- presentan sabor agrio.
- se comportan como electrolito (conducen la corriente eléctrica en solución acuosa).
- enrojece al tornasol azul (colorante vegetal utilizado como indicador).
- en general, al reaccionar con metales desprende hidrógeno gaseoso, H₂.



CARACTERÍSTICAS GENERALES DE UNA BASE

- presentan sabor amargo.
- se comportan como electrolitos.
- dejan azul al indicador tornasol rojo.
- sus soluciones son generalmente resbaladizas al tacto.
- una base al reaccionar con un ácido se neutraliza.

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

Reacción de Neutralización:

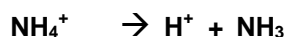


TEORÍAS ACIDO - BASE

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

1. TEORÍA CLÁSICA DE SVANTE ARRHENIUS

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



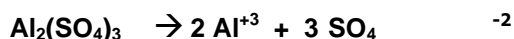
BASE

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



SALES

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



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

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

2. TEORÍA PROTÓNICA DE LOWRY - BRÖNSTED

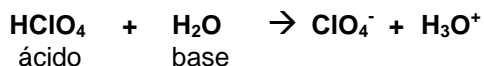
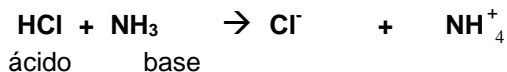
ÁCIDO

Toda especie química que en solución cede "protones" (iones H^+).

BASE

Toda especie química que en reacción recibe "protones".

Ejemplos:



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

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

Algunos iones como el Al^{+3} , o el trifluoruro de boro (BF_3) le confieren a algunas soluciones un carácter ácido, este hecho no tiene explicación por las teorías vistas, por lo tanto, es necesario mencionar una tercera teoría bastante más compleja y general.

3. TEORÍA ELECTRÓNICA DE LEWIS

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

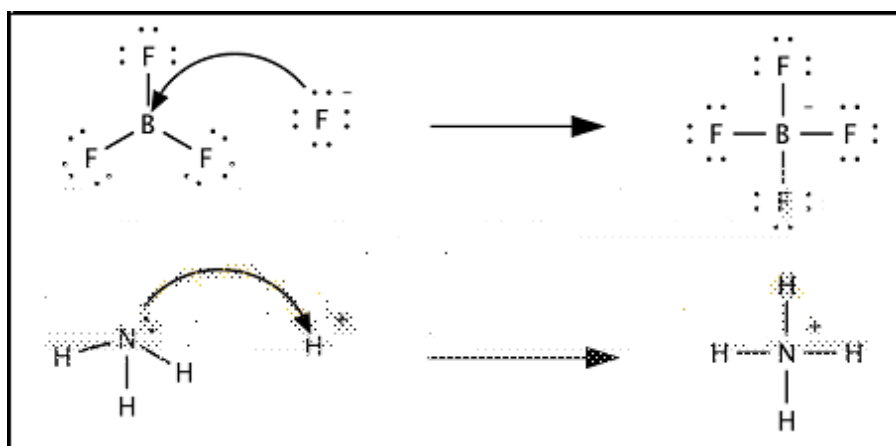
ÁCIDO

TODA ESPECIE DEFICIENTE EN ELECTRONES Y QUE RECIBE UN PAR (SUSTANCIA ELECTRÓFILA).

BASE

TODA ESPECIE QUE DONA UN PAR DE ELECTRONES LIBRES (SUSTANCIA NUCLEÓFILA).

Ejemplos:



La teoría de Lewis cumple la valiosa función de relacionar fenómenos químicos aparentemente diversos, demostrando que son fundamentalmente semejantes en causa y resultado. A menudo se aplica ésta como una teoría generalizada de reacciones, en las cuales las reacciones ácido-base de protones constituyen un caso especial. La mayoría de los químicos orgánicos encuentran que, tanto el concepto de Lowry-Brönsted como el de Lewis, son útiles separadamente. Debería comprenderse que una base de Lewis también es una base de Lowry-Brönsted. Sin embargo, las especies con déficit de electrones, como el trifluoruro de boro, BF_3 , cloruro de Aluminio, AlCl_3 y cloruro de cinc, ZnCl_2 , son llamadas ácidos de Lewis para distinguirlas de los ácidos donadores de protones de Lowry-Brönsted.

Resumen Teorías ácido – base

	Arrhenius	Lowry-Brönsted	Lewis
Ácido	Libera H^+ HCl ; HNO_3	Libera H^+ H_3PO_4	Acepta electrones ZnCl_2 ; AlCl_3
Base	Libera OH^- KOH ; $\text{Mg}(\text{OH})_2$	Acepta H^+ NH_3	Comparte electrones F^- ; PH_3

EQUILIBRIO IÓNICO DEL AGUA

Al revisar el equilibrio iónico del agua se pueden definir tres conceptos sumamente importantes en ácido-base, neutro, ácido y básico.

Para la disociación del agua sabemos que:



$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

Por lo tanto se cumple **siempre**:

Ambiente ácido	Ambiente neutro	Ambiente básico o alcalino
$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$	$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$	$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$

Ejemplos en la tabla siguiente:

$[\text{H}^+]$	$[\text{OH}^-]$	Ambiente
10^{-3}	10^{-11}	ácido
10^{-8}	10^{-6}	básico
10^{-7}	10^{-7}	neutro
1	10^{-14}	ácido
10^{-10}	10^{-4}	básico

Se comprueba que en cada caso se cumple que:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

CÁLCULO DEL GRADO DE ACIDEZ EN UNA SUSTANCIA (EL OPERADOR p)

La acidez de una sustancia puede ser analizada considerando la cantidad de iones H^+ libres en la solución. El operador p es un logaritmo negativo (función exponencial) que permite transformar las concentraciones de H^+ y de OH^- muy bajas (baja concentración de iones) en cantidades más manejables, Así:

$$p = -\log$$

Por lo tanto:

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

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

$$\text{p}K_w = -\log K_w$$

Considerando el valor entregado por este operador se construye la escala de acidez y basicidad para las sustancias:

Escala de Acidez o escala de pH

$[\text{H}^+]$	1	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}
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
		← ACIDEZ ←					↓					→ ALCALINIDAD →			
		NEUTRO													

La escala de acidez considera soluciones ácidas, básicas y neutras. Para facilitar los cálculos se deben tener en cuenta las siguientes relaciones matemáticas,

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ y } \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Además cuando la concentración es una potencia de 10 exacta:

$$[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-\text{pH}} \text{ y } [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-\text{pOH}}$$

Ejemplos:

Si $[\text{H}^+] = 10^{-5}$, entonces:

- 1) $[\text{OH}^-] = 10^{-9}$
- 2) $\text{pH} = 5$
- 3) $\text{pOH} = 9$
- 4) ambiente ácido

Si $[\text{OH}^-] = 10^{-3}$, entonces:

- 1) $[\text{H}^+] = 10^{-11}$
- 2) $\text{pH} = 11$
- 3) $\text{pOH} = 3$
- 4) ambiente básico

Si $[\text{H}^+] = 10^{-7}$, entonces:

- 1) $[\text{OH}^-] = 10^{-7}$
- 2) $\text{pH} = 7$
- 3) $\text{pOH} = 7$
- 4) ambiente neutro

REACCIONES ÁCIDO-BASE

FUERZA DE ÁCIDOS Y BASES

Si un ácido tiene mayor tendencia a donar protones que otro, se dice que es un ácido más fuerte, y si una base tiene mayor tendencia a aceptar protones que otra, se dice que es una base más fuerte. La fuerza de un ácido o una base mide su capacidad para disociarse y formar iones, o sea, su capacidad como electrolitos. Recordemos que existen tanto electrolitos débiles como fuertes. *Electrolitos fuertes* son aquellos que están completamente o casi completamente disociados; *electrolitos débiles* son aquellos que están disociados sólo parcialmente.

Reconocimiento de ácidos y bases fuertes y débiles

En términos de ácidos y bases, es tanta la cantidad de compuestos que a veces se hace difícil reconocer cuando son fuertes y cuando son débiles, aquí hay una manera simple reconocer a unos y otros.

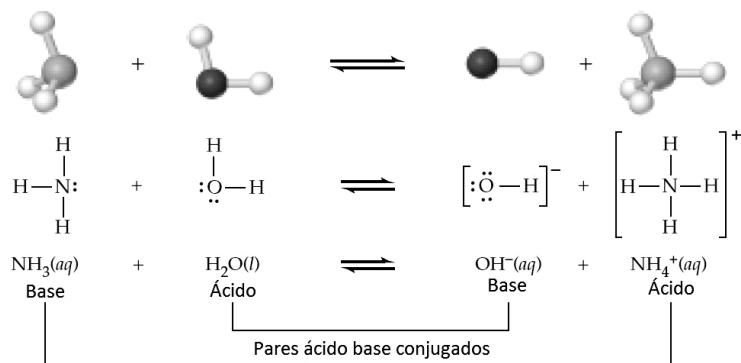
*El H_2SO_4 está completamente disociado en iones HSO_4^- y H^+ , y por esta razón llamado un electrolito fuerte (ácido fuerte). Sin embargo, debe notarse que el ion HSO_4^- es un electrolito débil (ácido débil), que sólo está parcialmente disociado.

<p>ÁCIDOS FUERTES (sólo moléculas neutras)</p> <p>Son fuertes HCl; HBr; HI. El resto de los ácidos fuertes cumple la siguiente fórmula: H_aXO_b, donde X es un no metal. Serán fuertes aquellos donde $b-a \geq 2$.</p> <p>H_2SO_4 $4-2 = 2$, fuerte HNO_3 $3-1 = 2$, fuerte</p>	<p>BASES FUERTES</p> <p>En general son fuertes los hidróxidos de metales del grupo I-A y II-A.</p> <p>I-A LiOH; KOH; NaOH II-A $\text{Mg}(\text{OH})_2$; $\text{Ca}(\text{OH})_2$</p>
<p>ÁCIDOS DÉBILES</p> <p>Serán débiles cuando $b-a \leq 2$. Y todos aquellos que no tengan la fórmula H_aXO_b.</p> <p>H_3PO_4 $4-3 = 1$, débil HCN = débil H_3BO_3 $3-3 = 0$, débil H_2S = débil</p>	<p>BASES DÉBILES</p> <p>Otros hidróxidos, y las bases de brönsted y Lewis.</p> <p>NH_3, HCO_3^-, bases orgánicas, aminas.</p>

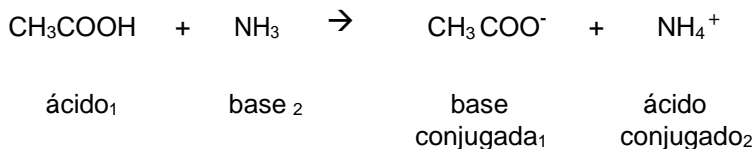
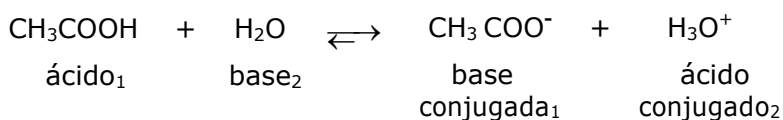
Reconocimiento de Ácidos y Bases en Reacciones

Según Lowry y Brønsted, un ácido es una sustancia que dona protones y una base es una sustancia que capta protones, al reaccionar entre ellos se transforman en su opuesto, por lo cual reciben el nombre de **conjugados**.

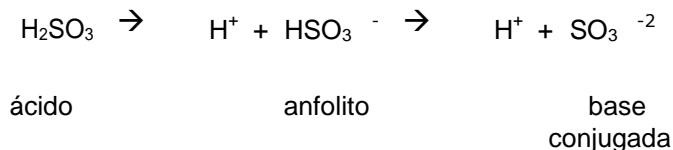
Ejemplos:



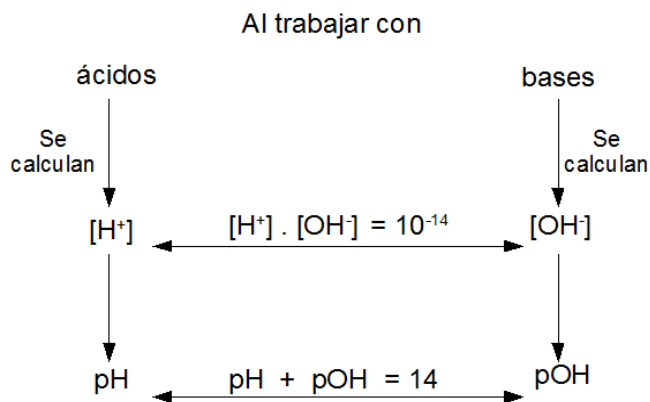
ácido₁
base₂
base conjugada₁
ácido conjugado₂



Algunas sustancias (como el agua por ejemplo) pueden actuar como ácido o bases, según las circunstancias, tales sustancias se denominan *ANFOLITOS*, lo mismo ocurre con los ácidos que poseen más de un protón (polipróticos), pues los pierden de a uno, la especie original es un ácido y la final una base conjugada, los intermedios son anfolitos.



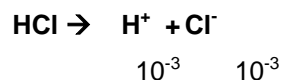
Cálculo de pH en Ácidos y Bases Fuertes



Ejemplos:

1. Calcular el pH de una solución acuosa de HCl 10^{-3} M.

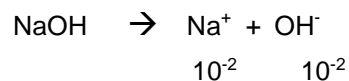
Como el HCl es un ácido fuerte se disocia 100% y entrega todos sus iones:



Como la $[\text{H}^+] = 10^{-3}$ M, entonces el pH = 3.

2. Calcular el pH de una solución acuosa de NaOH 10^{-2} M.

NaOH es una base fuerte, por lo tanto se disocia totalmente, entregando todos sus iones de la siguiente manera:



Si la $[\text{OH}^-] = 10^{-2}$, entonces la $[\text{H}^+] = 10^{-12}$ y por lo tanto, el pH = 12.

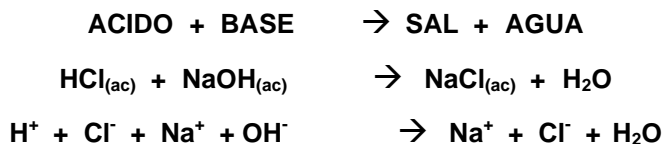
- Completa la siguiente tabla :

Especie	$[\text{H}^+]$	$[\text{OH}^-]$	pH	pOH
KOH 10^{-2} M				
HNO ₃ 10^{-3} M				
Ca(OH) ₂ $5 \cdot 10^{-4}$ M				
HI 10^{-1} M				
LiOH 10^{-4} M				
HClO ₄ 1 M				

REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN

Al mezclar un ácido fuerte (A.F.) con una base fuerte (B.F.), reaccionan entre sí anulando sus propiedades. La neutralización puede ser total o parcial dependiendo de las cantidades que reaccionan. Si el pH final de esta reacción es 7 de neutralización, entonces la neutralización ha sido total, en cambio si el pH es menor que 7, significa que ha quedado algo de ácido y por ende si el pH es mayor que 7, ha quedado algo de base sin reaccionar.

Una neutralización se puede representar de diferentes maneras:



En resumen:



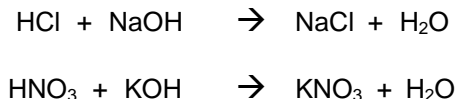
Para efectuar cálculos en reacciones de neutralización

La ecuación para neutralización es parecida a aquella usada anteriormente en dilución, sólo que ahora se igualan las cantidades de H^+ y de OH^- .

$$\begin{array}{c} [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] \\ \mathbf{M_{\text{ác}} \cdot V_{\text{ác}} \cdot N^{\circ}\text{H} = M_{\text{b}} \cdot V_{\text{b}} \cdot N^{\circ}\text{OH}} \end{array}$$

Neutralización 1:1

Para neutralizar un mol de ácido se requiere de un mol de base. Ejemplos:



Como los moles de H^+ deben ser iguales a los moles de OH^- en toda neutralización, la fórmula a utilizar en este caso es:

Donde:

$$\mathbf{M_{\text{ác}} \cdot V_{\text{ác}} \cdot 1 = M_{\text{b}} \cdot V_{\text{b}} \cdot 1}$$

$M_{\text{ác}}$ = molaridad del ácido M_{b} =

molaridad de la base $V_{\text{ác}}$ =

volumen del ácido V_{b} =

volumen de la base

Neutralización 1:2

Cuando para neutralizar un mol, ya sea de ácido o de base, se necesitan dos moles del otro. Ejemplos:



Fórmula a utilizar:

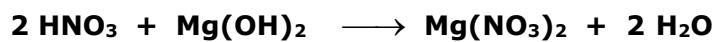
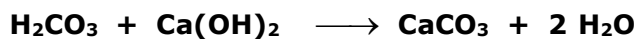
$$\mathbf{M_{\text{ác}} \cdot V_{\text{ác}} \cdot 2 = M_{\text{b}} \cdot V_{\text{b}}}$$



Fórmula a utilizar:

$$\mathbf{M_{\text{ác}} \cdot V_{\text{ác}} = 2 \cdot M_{\text{b}} \cdot V_{\text{b}}}$$

Otras reacciones de neutralización



GLOSARIO

Alcalinidad:	Grado de <i>basicidad</i> que experimenta una sustancia en solución acuosa. En la escala de pH la zona alcalina se sitúa a valores superiores a 7. Se suele definir también como la capacidad que presenta el agua para aceptar protones de un ácido o neutralizarlos.
Anfolito:	Sustancia química que puede comportarse como ácido o base dependiendo con que sustancia reaccione. El agua, y las especies aniónicas ácidas, son ejemplos de anfóteros o anfolitos.
Electrófilo:	Sustancia química que atrae electrones o es atraída por ellos. Las especies con carga positiva y algunos compuestos químicos que no cumplen la regla del octeto en el átomo central son electrófilos (BH_3 , AlF_3 , Ca^{+2} , Na^+)
Hidrólisis:	Reacción química del agua con algún compuesto (orgánico o inorgánico), que permite descomponerlo en sus iones o sustancias constituyentes.
Hidroxilo:	Especie química con carga negativa que proviene de la disociación del agua. Presenta la estructura $[\text{OH}^-]$. Químicamente se comporta como una base muy fuerte capaz de aceptar protones de un ácido.
Tornasol:	Sustancia indicadora del grado de acidez de una sustancia. De color violeta vira al naranja-rojo cuando hay un exceso de iones H^+ .

Cuadro Resumen

