



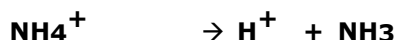
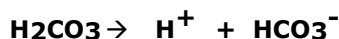
Ácido- Base - Guía Contenidos

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.

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^-).



CARACTERÍSTICAS GENERALES DE UN ÁCIDO

- presentan sabor agrio.
- se comportan como electrolito (conducen la corriente eléctrica en solución acuosa).
- enrojece al tornasol azul (colorante vegetal utilizado como indicador).
- en general, al reaccionar con metales desprende hidrógeno gaseoso, H_2 .



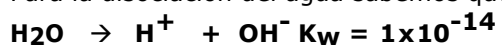
CARACTERÍSTICAS GENERALES DE UNA BASE

- 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.

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:



$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

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:



$$K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$\underset{x}{[H^+]} \underset{x}{*} \underset{x}{[OH^-]} = 1.0 \times 10^{-14} \quad (1)$$

$$x^2 = 1.0 \times 10^{-14} \text{ , si se aplica raíz cuadrada}$$

$$\sqrt{x^2} = \sqrt{1.0 \times 10^{-14}}$$

$$x = 1.0 \times 10^{-7} \text{ , por lo tanto:}$$

$$[H^+] = 1.0 \times 10^{-7}$$

$$[OH^-] = 1.0 \times 10^{-7}$$

$$(2) \text{ pH} = -\log [H^+] = -\log 1.0 \times 10^{-7} = 7$$

$$(3) \text{ pOH} = -\log [OH^-] = -\log 1.0 \times 10^{-7} = 7$$

$$(4) \text{ pH} + \text{pOH} = 14$$

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

$$(1) [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$(2) \text{ pH} = -\log [H^+]$$

$$(3) \text{ pOH} = -\log [OH^-]$$

$$(4) \text{ pH} + \text{pOH} = 14$$

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

[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															

Ejemplos de aplicación de las relaciones matemática de pH:

(1) $[H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$

(2) $pH = -\log [H^+]$

(3) $pOH = -\log [OH^-]$

(4) $pH + pOH = 14$

Ejemplo 1:

1) Si $[H^+] = 1 \times 10^{-5}$, entonces:

a)

(2) $pH = -\log [H^+]$

$pH = -\log [1 \times 10^{-5}] = 5$

$pH = 5$

b)

(4) $pH + pOH = 14$

$pOH = 14 - pH$

$pOH = 14 - pH$

$pOH = 14 - 5 = 9$

$pOH = 9$

c)

(1) $[H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$

$[OH^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[H^+]}$

$[OH^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[1 \times 10^{-5}]} = 1 \times 10^{-9} \text{ M}$

$[OH^-] = 1 \times 10^{-9} \text{ M}$

*** Por lo tanto la sustancia es ácida**

Ejemplo 2:

Si $[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-3}$, entonces:

a)

$$(2) \text{ pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

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

$$\text{pOH} = 3$$

b)

$$(4) \text{ pH} + \text{pOH} = 14$$

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

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

$$\text{pH} = 14 - 3 = 11$$

$$\text{pH} = 11$$

c)

$$(1) [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[\text{OH}^-]}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[1 \times 10^{-3}]} = 1 \times 10^{-11} \text{ M}$$

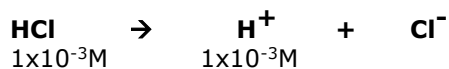
$$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-11} \text{ M}$$

* Por lo tanto la sustancia es básica

Cálculo de pH en Ácidos y Bases Fuertes aplicado a sustancia químicas**Ejemplo 1:**

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

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



Como la $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-3}$ M, entonces

$$(2) \text{ pH} = -\log [\text{H}^+]$$

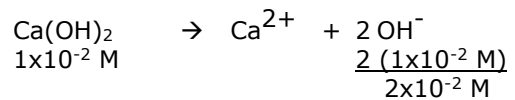
$$\text{pH} = -\log [1 \times 10^{-3}] = 3$$

$$\text{pH} = 3$$

Ejemplo 2:

- Calcular el pH de una solución acuosa de Ca(OH)_2 cuya concentración es 1×10^{-2} M.

Ca(OH)_2 es una base fuerte, por lo tanto se disocia totalmente, entregando todos sus iones de la siguiente manera:



Si la concentración total de $[\text{OH}^-]$ es de $= 2 \times 10^{-2}$ M

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

$$\text{pOH} = -\log [2 \times 10^{-2}] = 1,69$$

$\text{pOH} = 1,69$

Luego,

(4) $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

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

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

$$\text{pH} = 14 - 1,69 = 12,31$$

$\text{pH} = 12,31$

REFUERZA LO APRENDIDO

Taller 1: TEORIA DE ARRHENIUS

1. Haga la disociación de las siguientes especies

- a) $\text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- b) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- c) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- d) $\text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- e) $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- f) $\text{HClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

2. Calcular pH si $[\text{H}^+]$ es :

- a) 1×10^{-2}
- b) 3.5×10^{-5}
- c) 1×10^{-8}
- d) 0.5×10^{-3}

3. Calcular pH si $[\text{OH}^-]$ es :

- a) $1,25 \times 10^{-1} \text{M}$
- b) $13,8 \times 10^{-2} \text{M}$
- c) $2,7 \times 10^{-7} \text{M}$
- d) $6,3 \times 10^{-8} \text{M}$

4. Completa la siguiente tabla:

H^+	OH^-	pH	pOH
$1,2 \times 10^{-8}$			
	$1,3 \times 10^{-3}$		
$3,7 \times 10^{-2}$			
	$8,0 \times 10^{-4}$		
			4
		5	

5. ¿Cuál es la $[\text{H}^+]$ y el pH en cada una de las siguientes soluciones?

- a) 0,001 M de NaOH
- b) 20 gramos de NaOH en 500 ml de agua
- c) 0,02 moles de KOH en 2 litros de solución

TEORÍA PROTÓNICA DE LOWRY - BRÖNSTED

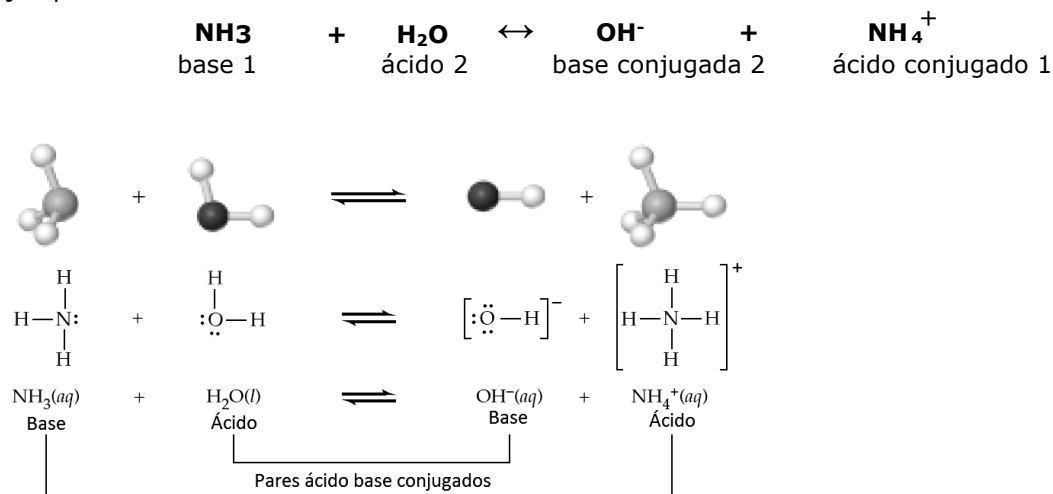
ÁCIDO:

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

BASE:

Toda especie química que en reacción recibe "protones".

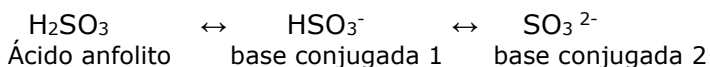
Ejemplo 1:



Ejemplo 2:



Si nos damos cuenta en este ejemplo a diferencia del anterior el agua actúa como base, siendo que en el ejemplo anterior actuaba como ácido, este se debe a que **algunas sustancias** (como el agua por ejemplo) pueden actuar como ácido o bases, según las circunstancias, tales sustancias se denominan **ANFOLITOS**, quiere decir, que pueden tener ese doble comportamiento (ácido o base), según la reacción y la sustancia con la que estén reaccionando. 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 anfólitos.



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 ácidos y bases fuertes (teoría de Arrhenius) y los conceptos de ácidos y bases débiles (teoría de Lowry - Brönsted).

REFUERZA LO APRENDIDO

Taller 2: TEORIA DE BRÖNSTED - LOWRY

1.- Escriba los ácidos conjugados de las siguientes bases:

- a) OH^-
- b) HS^-
- c) NO_3^-
- d) HCO_3^-
- e) NH_3

2.- Escriba las bases conjugadas de los siguientes ácidos:

- a) HCl
- b) HSO_4^-
- c) H_2O
- d) H_3PO_4
- e) H_2AsO_3^-

3.-Complete (cuando corresponda) e identifique las especies acidas, básicas y sus respectivos conjugados de acuerdo con la teoría ácido- base de Bronsted y Lowry

- 1. HCl \Leftrightarrow
- 2. H_2S \Leftrightarrow
- 3. H_2SO_4 \Leftrightarrow
- 4. HSO_4^- \Leftrightarrow
- 5. NH_4^+ \Leftrightarrow

II.- Indique

La base conjugada de la especie HSO_4^-	
el ácido del cual proviene la base CO_3^{2-}	
El ácido conjugado del H_2SO_4	
La base de la cual proviene el ácido H_2O	

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.

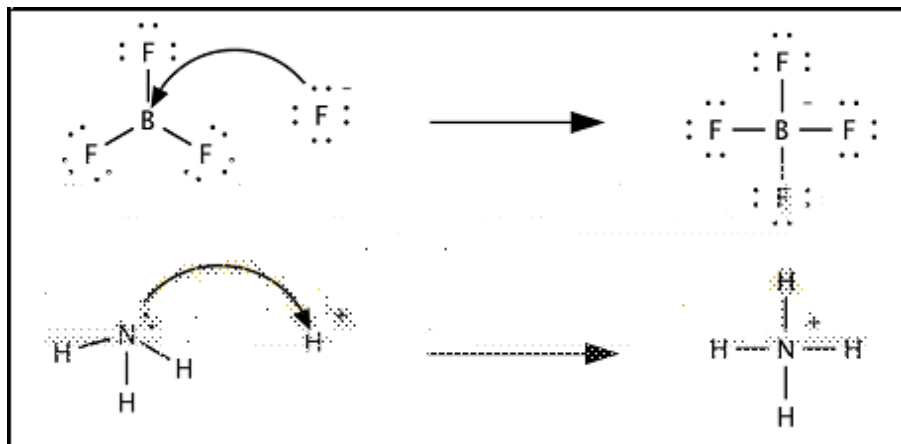
ÁCIDO

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

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 H₂SO₄ está completamente disociado en iones HSO₄⁻ y H⁺, y por esta razón llamado un electrolito fuerte (ácido fuerte). Sin embargo, debe notarse que el ion HSO₄⁻ 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 ≥ 2.</p> <p>H₂SO₄ 4-2 = 2, fuerte HNO₃ 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 Mg(OH)₂; Ca(OH)₂</p>
<p>ÁCIDOS DÉBILES</p> <p>Serán débiles cuando b-a ≤ 2. Y todos aquellos que no tengan la fórmula H_aXO_b.</p> <p>H₃PO₄ 4-3 = 1, débil HCN = débil H₃BO₃ 3-3 = 0, débil H₂S = débil</p>	<p>BASES DÉBILES</p> <p>Otros hidróxidos, y las bases de brönsted y Lewis. NH₃, HCO₃⁻, bases orgánicas, aminas.</p>

REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN

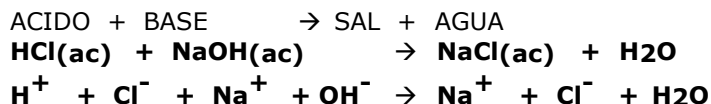
Cuando un ácido reacciona con una base, sus propiedades se anulan (neutralización).

Reacción 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:

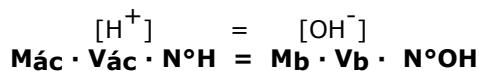


En resumen:



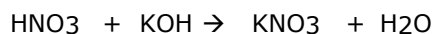
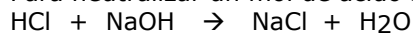
Para efectuar cálculos en reacciones de neutralización

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



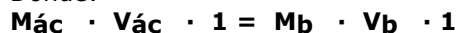
Neutralización 1:1

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:

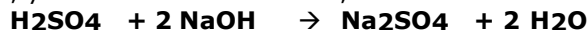
Donde:



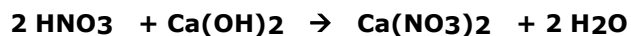
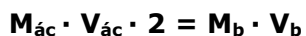
$\mathbf{M_{ác}}$ = molaridad del ácido $\mathbf{M_b}$ = molaridad de la base $\mathbf{V_{ác}}$ = volumen del ácido $\mathbf{V_b}$ = volumen de la base

Neutralización 1:2

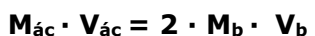
Cuando para neutralizar un mol, ya sea de ácido o de base, se necesitan dos moles del otro. Ejemplos:



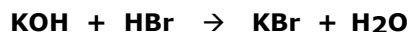
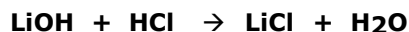
Fórmula a utilizar:



Fórmula a utilizar:



Otras reacciones de neutralización



GLOSARIO

Alcalinidad: Grado de *basicidad* 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 (BH₃, AlF₃, 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 [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

