

# Teoria ácido base

Por: Zulmy de Prera



# ÍNDICE

Teoría ácido y base	4
Historia	7
Neutralización ácido-base	11
¿Cómo son los ácidos, los puedes definir?	17
Resumen comparativo	20
Definición de ácidos y bases	21
¿Cómo se lee?	32
Conclusión	35
Evaluación	35
Glosario	38

Hoy tocó día de limpieza. Si por el momento la cocina va a ser mi laboratorio, necesito que esté nítida....como que fuera nueva.

Me armé con una escoba, trapeador, recogedor de basura, varios trapos para limpiar y secar, pashtes colochos de plástico, pashtes verdes, negro y blancos y toda una colección de los mejores limpiadores que existen en el mercado: Mr Músculo, Clorox, Harpic, Lysol y otros cuyo nombre no tengo en mente.

Mi primera víctima fue el lavatrastos. ¡Qué cantidad de mugre, sarro o cómo quieras llamarlo! Utilicé toda mi colección de limpiadores y los resultados no fueron muy exitosos. Trajiné todo el día y al final pues....si se miraba mucho más limpio, pero no como yo quería y para colmo empecé a notar que el agua en el lavatrastos no se iba tan rápido como debería.

De inmediato llamé a un plomero, se les llama plomeros porque se encargan de trabajar con plomerías, para que viniera a resolver el asunto, antes que se convirtiera en un problema. Un señor muy simpático y sobre todo platicador, me explicó que

el agua dura está cargada de minerales, sobre todo cal y que aunque a simple vista pueda parecer que la cal del agua no está afectando a ningún aspecto de nuestro hogar, no es así. Y es que sus efectos son "invisibles" pero muy dañinos, tanto a nivel material como económico.

Algunos de los efectos adversos del agua dura son obstrucción y oxidación de las tuberías, marcas y rastros blancos en lavamanos, bañeras, chorros, modifica el agua y para colmo arruina electrodomésticos, como lavadoras y lavaplatos.

Solucionó lo del lavatrastos y lo mejor.....me dio una receta sensacional.....usar vinagre y jugo de limón para la limpieza y disolución de restos calcáreos.

Ahora, quiero que me acompañes y juntos averigüemos qué tipo de ciencia y explicación hay detrás de todo esto.

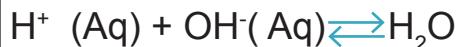
La mejor manera de comprender un tema es viendo hacia atrás, es decir, analizando un poco su historia y todos los pasos que se fueron dando hasta llegar a la época actual. Con respecto a la teoría de los ácidos y las bases, ocurre exactamente esta situación, así que, te invito a tomar las maletas y dar un viaje por el tiempo. Y espero que regresemos con tantos conocimientos que nos cueste cerrar la maleta!!!!



# Historia

<p>Su concepto de ácidos provenía de los “Oxiácidos” compuestos con Oxígeno capaces de formar ácidos. Ejemplo: <math>\text{HNO}_3</math>, <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math></p>	<p>Lavoisier, 1776</p>
<p>Demostó la ausencia de O en los ácidos <math>\text{H}_2\text{S}</math>, <math>\text{H}_2\text{Te}</math>, y los hidrácidos</p>	<p>Sir Humphry Davy, 1810</p>
<p>Un ácido es una sustancia que está formada por Hidrógeno y que puede ser substituido por un Metal</p>	<p>Justus von Liebig, 1838</p>

Su teoría propuso la formación de iones hidrógeno ( $H^+$ ) e hidróxilo ( $OH^-$ ) en presencia de agua o solución acuosa. Actualmente se sabe que, los iones  $H^+$  en realidad son iones Hidronio ( $H_3O^+$ ). La reacción se define como:



Formación de ácidos conjugados y bases conjugadas, en donde un ácido es un donador de protones y una base quien los acepta. A diferencia de las bases de Arrhenius, la definición de ácido-base no está limitada únicamente a las soluciones acuosas.

Los autores Johannes Nicolaus J. Bronsted, y Martin Lowry, trabajando independientemente en 1923

<p>Una base (conocida como base de Lewis) es el compuesto que puede donar un par electrónico y un ácido (un ácido de Lewis) como un compuesto que puede recibir dicho par electrónico.</p>	<p>Gilbert Lewis, 1923</p>
<p>Postula que un ácido es cualquier especie química que acepta especies negativas o dona especies positivas, y una base lo inverso.</p>	<p>Usanovich</p>
<p>Describe a un ácido como un aceptor de iones óxido, y una base como un donante de iones óxido.</p>	<p>Hermann Lux en 1939. Hakon Flood en 1947</p>

Teoría ácido-base duro-blando. Duro se refiere a especies pequeñas, con estados de oxidación elevados y débilmente polarizables, y Blando se aplica a especies grandes, con bajos estados de oxidación y fuertemente polarizables. Las interacciones más estables son duro-duro y blando-blando.

Pearson 1963 y Robert Parr en 1984



# Neutralización ácido-base

Primero quiero que sepas para qué sirve.....después nos ocuparemos de entrar en todos los detalles, ¿te parece?, acompáñame!!!

Cuando hablamos de neutralización, se entiende que es la reacción de un ácido con una base para producir una sal y agua.

Este tipo de reacciones, las utilizas a diario en tu vida, pero no lo habías visto así.

Cuando limpias vidrios con solución tipo Olimpo, Suli, Mr. Músculo realmente estás agregando una base para neutralizar la grasa adherida a los vidrios.



También utilizas químicos bajo el mismo principio ácido –base cuando tratas de quitar incrustaciones calcáreas (de carbonato por agua dura), con una solución ácida por ejemplo un compuesto disponible en el mercado Mr. Músculo, o gotas de limón. ¿Has visto el sarro que se forma en las duchas o en los lavamanos? Esas son incrustaciones calcáreas por agua dura.

Cuando te enfermas y debes tomar un antiácido, también estás agregando una base para neutralizar el ácido y como resultado de la reacción se forma una sal y  $\text{CO}_2$ .

Cuando debes conservar alimentos, por ejemplo una ensalada, o verduras por mucho tiempo y haces una conserva. Agregas Ácido acético en forma de vinagre. exacto...igual que en el curtido y el fiambre!!!

### **Identificación de reacciones de neutralización y sus aplicaciones en la vida diaria.**

Los ácidos y bases, están presentes en tu vida diaria, pero lo más probable es que no te hayas detenido a apreciarlos. Los tenemos presentes en la limpieza, medicamentos, alimentos, agricultura, en la misma lluvia.

Veamos algunos ejemplos:

### Ácido sulfúrico $\text{H}_2\text{SO}_4$

Se encuentra en fertilizantes, pinturas, detergentes, entre otros. Está presente en la lluvia ácida.

### Ácido nítrico $\text{HNO}_3$

Se encuentra también en fertilizantes, explosivos, colorantes y también en la lluvia ácida.

### Ácido Clorhídrico $\text{HCl}$

Como agente limpiador, pero a la vez lo tienes dentro en tu cuerpo, es parte del estómago y la forma cómo se procesan los alimentos hasta por absorción llegar a la sangre.

### Ácido carbónico $\text{H}_2\text{CO}_3$

Presente en las bebidas gaseosas, dulces, en la sangre.

Entre las bases, podríamos mencionar, una muy bien conocida, porque ayuda en los problemas de indigestión, la leche de magnesia ( $\text{MgOH}_2$ ) que por una reacción ácido-base neutraliza los iones  $\text{H}^+$  del estómago, provenientes del HCl (Ácido Clorhídrico).

El NaOH, conocido porque se utiliza para formar jabón, por un proceso de reacción con las grasas. El proceso se llama saponificación, y es la reacción del NaOH con una grasa animal por ejemplo, para formar el jabón de coche, tan utilizado en la limpieza.

Tenemos otros ácidos y bases presentes, tal como sería el ácido acético que conoces como vinagre, el ácido cítrico, entre ellos el jugo de limón (se usa además del consumo humano como bebida, para tareas de limpieza como blanqueador).

Veamos algunos materiales de uso común y su relación con ácido - base.

Sustancia	pH
Desechos ácidos mineros	-3.6-1.0
Ácido de batería	-0.5
Ácido gástrico	1.5-2.0
Refrescos de cola	2.5
Vinagre	2.4-3.4
Zumo de naranja o de manzana	3-4
Cerveza	4.5
Lluvia ácida	<5.0
Café	5.0
Té	5.5
Piel sana	5.5
Lluvia Normal	5.6
Leche	6.5
Agua potable	6.5-8
Agua destilada	7
Saliva humana sana	7.4
Sangre	7.4
Agua de Mar	7.4-8.2
Jabón para las manos	9-10
Lejía	12.5
Lejía para limpieza doméstica	12.5

Una reacción ácido + base también conocida como “neutralización” es una reacción que ocurre entre un ácido (dador de protones  $H^+$ ) y una base ( $OH^-$ ), en una solución acuosa.

Este tipo de reacciones, generalmente son exotérmicas, es decir, se dan con producción de calor.

Las reacciones ácido – base son comunes e importantes en los sistemas químicos y biológicos.

### ¿Cómo son los ácidos, los puedes definir?

Pensemos en el jugo de los cítricos como limón, naranja, o en el sabor del vinagre, ácido muriático que se usa para limpiar residuos en las construcciones, por ejemplo:

- ◆ Un ácido tiene sabor agrio.
- ◆ Cuando un ácido se mezcla con un pigmento vegetal, cambia el color.
- ◆ Color tornasol + ácido produce cambio de color de azul a rojo

- ◆ Cuando se combina un ácido con Metales (Zn, Mg, Fe), se observa producción de un gas que es Hidrógeno (gas). Veamos una reacción típica:



Si combinamos ácido con Carbonatos o Bicarbonatos, también hay producción de gas en forma de Dióxido de Carbono (CO<sub>2</sub>).



- ◆ Otra característica de los ácidos es que en solución acuosa, CONDUCEN ELECTRICIDAD.

Ahora bien, si piensas en bases, ¿Piensas que debieran ser las características contrarias?

- ◆ Las bases tienen sabor amargo

- ◆ Las bases se sienten jabonosas al tacto
- ◆ Producen cambios de color en los pigmentos vegetales , el tornasol cambia de Rojo a Azul



- ◆ En solución acuosa, **CONDUCEN ELECTRICIDAD**

# Resumen comparativo

ÁCIDOS:	BASES:
<ul style="list-style-type: none"><li>• Tienen sabor agrio, como el vinagre.</li><li>• Son corrosivos para la piel.</li><li>• Enrojecen ciertos colorantes vegetales, como el tornasol.</li><li>• Las disoluciones concentradas destruyen la materia orgánica.</li><li>• Atacan a los metales, desprendiendo hidrógeno.</li><li>• Neutralizan los efectos de las bases.</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>• Tiene sabor amargo.</li><li>• Son suaves al tacto, pero corrosivos con la piel.</li><li>• Dan color azul a ciertos colorantes vegetales.</li><li>• Las disoluciones concentradas destruyen la materia orgánica.</li><li>• Con los metales, generan sólidos insolubles (hidróxidos).</li><li>• Neutralizan los efectos de los ácidos.</li></ul>

En disolución acuosa, conducen la corriente eléctrica.



# Definición de ácidos y bases

Revisaremos las teorías de Arrhenius, Bronsted-Lowry y Lewis

Un ácido Arrhenius es un compuesto que en solución acuosa produce iones  $H^+$  (Protones).

Una base Arrhenius es un compuesto que en solución acuosa produce iones  $OH^-$  (Hidroxilos).

Entonces, de acuerdo a la definición de Arrhenius, una reacción ácido – base produce sal y agua, es decir, es una reacción de neutralización, en la que la ecuación esquemática es así:



La teoría propuesta por Johannes Bronsted (1932), es un poco más amplia y no sitúa a los ácidos y bases únicamente en solución acuosa.

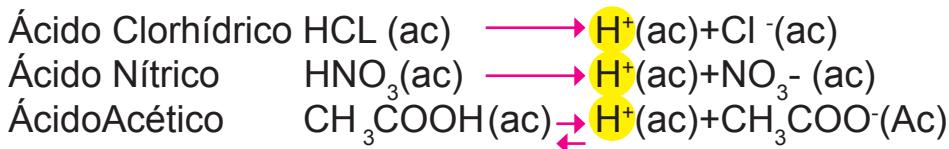
Entonces, un ácido es un donador de protones ( $H^+$ ), es decir cualquier compuesto que produzca  $H^+$ . Y una base el elemento que acepta los protones. Ejemplo:

Veamos la reacción del Ácido Nítrico



$H_3O^+$  Se llaman iones HIDRONIO. En realidad el Hidrógeno existe como tal y no como  $H^+$ , pero pueden representarse indistintamente  $H^+(ac)$  y  $H_3O^+$

Los ácidos de uso común en el laboratorio son:



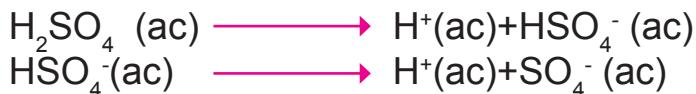
¿Qué observas con la disociación de estos tres ácidos?

¿Cuál es la característica común?

## LOS TRES SE DISOCIAN FORMANDO UN SOLO PROTÓN H<sup>+</sup>

Y se conocen entonces como ácidos **MONOPRÓTICOS**.  
(**Mono** = Uno; Próticos: Protón).

Otros ácidos de uso común y clasificado de acuerdo al número de protones que entregan en reacción:



El ácido sulfúrico se clasifica como ácido diprótico, porque entrega dos protones, pero lo hace en dos etapas como está indicado arriba, y la última reacción con sus flechas de lado a lado indican que ocurre en ambos sentidos.

Los ejemplos de ácidos tripróticos, no son muchos, pero un buen ejemplo sería el ácido fosfórico, que entrega sus protones en tres reacciones en ambos sentidos, es decir, la ionización no es completa. Es por esto que al ácido fosfórico se le considera como un ácido débil.



Entonces,

**Ácido fuerte:** Se llama al ácido que en solución acuosa está completamente ionizado, es decir que entrega en una sola reacción sus protones. Ejemplos de ácidos fuertes:  $\text{HClO}_4$  y  $\text{HNO}_3$ .



## Ahora Tú.

¿Podrías nombrar estos ácidos?

- ◆  $\text{HClO}_4$  Ácido perclórico. (Estado oxidación  $\text{Cl} = +7$ , Terminación per- ico). Revisa tu lección de nomenclatura.
- ◆  $\text{HNO}_3$  Ácido Nítrico Estado oxidación  $\text{N} = +5$ , Terminación ico. Revisa tu lección de nomenclatura

### Un ácido débil:

Es aquel que en solución acuosa se ioniza parcialmente.

Ejemplo:

Ácido acético ( $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ ) y ácido nitroso ( $\text{HNO}_2$ ). La disociación de un ácido débil, tal y como lo muestran las flechas en ambos sentidos, es reversible.

Por otro lado, una base como hemos visto se define como una sustancia que puede proporcionar iones  $\text{OH}^-$ .

Se denomina bases fuertes, a aquellas que en solución acuosa están completamente ionizadas, y es una base débil, cuando en solución acuosa se ioniza parcialmente.

Ejemplos:



El NaOH es un ejemplo de base fuerte.

Por el contrario, veamos al Amoníaco ( $\text{NH}_3$ ).

El Amoníaco se considera como una base débil, en solución acuosa y es una base de Bronsted porque cumple con la definición: Una base es aquel elemento que acepta un ión  $\text{H}^+$ . Únicamente una fracción de la molécula  $\text{NH}_3$  reacciona con el  $\text{H}_2\text{O}$



Cuando el ácido pierde un protón ( $\text{H}^+$ ), el anión resultante se llama “base conjugada”. Por ejemplo:



En este caso, el  $\text{Cl}^-$  es la base conjugada del  $\text{HCl}$

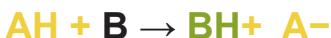
Cuando la base recibe el protón  $\text{H}^+$  produce el ácido conjugado. Así:



En este caso, el  $\text{H}_2\text{O}$  es el ácido conjugado del  $\text{H}^+$

El agua actúa como un elemento anfótero. ¿Recuerdas el término?, un anfótero es un elemento que actúa como ácido o como base, de acuerdo a la reacción. En este caso, puede entregar iones  $\text{H}^+$  o bien recibirlos formando el ión hidronio  $\text{H}_3\text{O}^+$

La representación esquemática de la reacción ácido-base según Bronsted – Lowry es la siguiente:



¿Podrías indicar de qué tipo de reacción hablamos?

<b>AH:</b>	Ácido
<b>B:</b>	Base
<b>BH<sup>+</sup>:</b>	Ácido conjugado de B
<b>A<sup>-</sup>:</b>	Base conjugada de AH

La propuesta de Bronsted–Lowry abarca el tema de reacciones ácido – base en las que no hay presencia de agua. Por ejemplo:



Reacción totalmente SIN agua:



Ácido acético + Amoníaco  $\longrightarrow$  Amonio + Acetato

Ejemplo: Clasifica cada uno de los siguientes compuestos como ácido o base de Bronsted.

a) HBr



b)  $\text{NO}_2^-$



El ión nitrito al aceptar un protón para formar ácido nitroso, por definición, se convierte en una base de Bronsted - Lowry.



Al entregar un H, el ácido carbónico, por definición se convierte en un ácido de Bronsted.

Pero, si lo vemos con otro tipo de reacción:



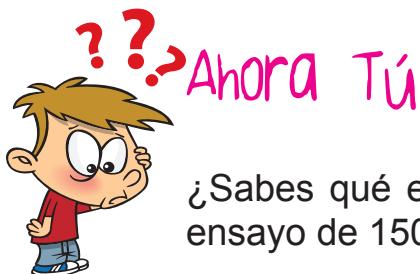
En esta reacción, el ácido carbónico recibe un protón, por lo tanto, se define como base de Bronsted - Lowry.



Ahora Tú.

Identifica los siguientes compuestos como ácido, base o ambos de Bronsted - Lowry.

1. HI
2.  $\text{CH}_3\text{COO}^-$
3.  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$
4.  $\text{PO}_4^{3-}$



¿Sabes qué es la lluvia ácida?, investiga y elabora un ensayo de 150 palabras.

### **Medición de ácido – base**

El pH, es una forma de expresar la concentración de  $H^+$  en una solución, con lo cual la solución podrá ser nombrada como ácida, neutra o básica.

En general esto puede expresarse como:

Disoluciones ácidas:  $[H^+] > 1.0 \times 10^{-7} M$ ,  $pH < 7.00$

Disoluciones básicas:  $[H^+] < 1.0 \times 10^{-7} M$ ,  $pH > 7.00$

Disoluciones neutras:  $[H^+] = 1.0 \times 10^{-7} M$ ,  $pH = 7.00$

El agua por definición es NEUTRA por excelencia.

# ¿Cómo se lee?

**Disoluciones ácidas:** Concentración [ ] de iones H es mayor a  $1.0 \times 10^{-7}$  M (moles), entonces el pH es menor a 7. En otras palabras, a pH menor a 7, estamos frente a una solución ácida: Vinagre, jugo de limón, ácido Clorhídrico.

**Disoluciones básicas:** Concentración [ ] de iones H es menor a  $1.0 \times 10^{-7}$  M (moles), entonces el pH es mayor a 7. En otras palabras, a pH mayor a 7, tenemos una solución básica: Hidróxido de Sodio, Hidróxido de Aluminio.

En el laboratorio, el pH se mide con un aparato llamado pH-metro, (se dice peachímetro) y que lo que hace es medir la concentración de iones  $H^+$  en una solución.

Se coloca dos electrodos en la solución a determinar, se conecta a la electricidad y en la pantalla nos va indicando la lectura del pH de la solución.

Claro, esto es la forma sencilla de expresarlo, en realidad es un poco más complejo pero por el momento, es suficiente para saber del concepto.

A esto le llamamos una determinación CUANTITATIVA, ya que mide la  $[H^+]$  concentración de iones  $H^+$  en la solución.



También se puede hacer una determinación CUALITATIVA en base a la observación del color de una solución acuosa, frente a determinados indicadores o reactivos, que también actúan midiendo la presencia de iones  $H^+$  en la solución.

Ejemplo:

INDICADOR	COLOR ÁCIDO	COLOR BÁSICO	INTERVALO DE pH DE CAMBIO DE COLOR
Azul de timol	ROJO	AMARILLO	1,2 - 2,8
Naranja de metilo	ROJO	AMARILLO	3,2 - 4,4
Azul de bromofenol	AMARILLO	VIOLETA	3,0 - 4,0
Rojo congo	AZUL	ROJO	3,0 - 5,0
Rojo de metilo	ROJO	AMARILLO	4,2 - 6,3
Azul de bromofenol	AMARILLO	AZUL	6,0 - 7,6
Tornasol	ROJO	AZUL	6,0 - 8,0
Azul de timol	AMARILLO	AZUL	8,0 - 9,6
Fenolftaleína	INCOLORO	ROSA	8,2 - 9,8
Amarillo de alizaria	AMARILLO	VIOLETA	10,0 - 12,1

# CONCLUSIÓN:

La definición más común para ácido-base y que origina las demás es la de Arrhenius que dice que un ácido es un elemento que entrega  $H^+$  en solución acuosa y una base la que entrega iones  $OH^-$  en solución acuosa.

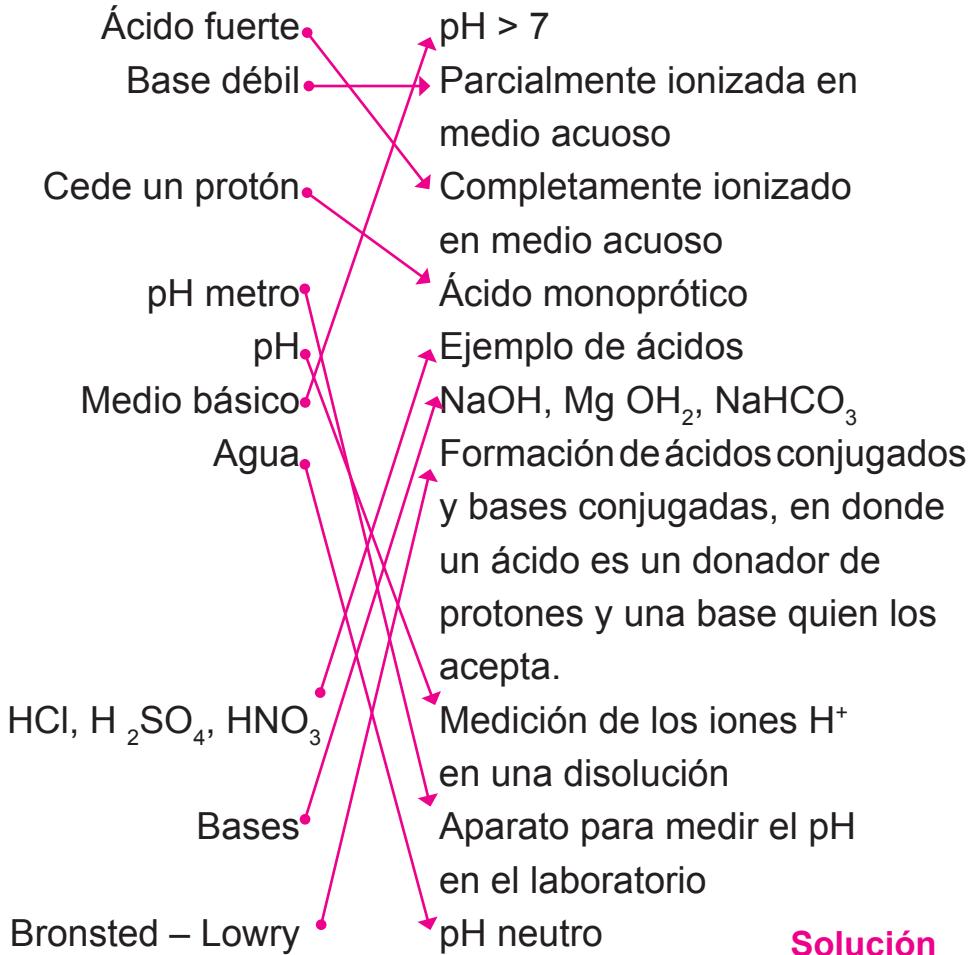
Las demás definiciones Bronsted – Lowry y Lewis utilizan este concepto pero con variantes.

Los ácidos y bases y la neutralización ácido – base son temas de tu vida diaria, ya que intervienen en procesos alimenticios, de medicamentos, agricultura, agua, aire, etc. y aún dentro de tu cuerpo, por lo que es importante conocerlos, manejarlos y utilizarlos de la manera más eficiente.

# Evaluación:

Relaciona con líneas, las opciones de la izquierda con la definición correcta de la derecha.

Ácido fuerte	pH > 7
Base débil	Parcialmente ionizada en medio acuoso
Cede un protón	Completamente ionizado en medio acuoso
pH metro	Ácido monoprótico
pH	Ejemplo de ácidos
Medio básico	NaOH, Mg OH <sub>2</sub> , NaHCO <sub>3</sub>
Agua	Formación de ácidos conjugados y bases conjugadas, en donde un ácido es un donador de protones y una base quien los acepta.
HCl, H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , HNO <sub>3</sub>	Medición de los iones H <sup>+</sup> en una disolución
Bases	Aparato para medir el pH en el laboratorio
Bronsted – Lowry	pH neutro



# Glosario:

**Ácido:** Es un compuesto que en solución acuosa produce iones  $H^+$

**Ácido diprótico:** Acido que cede dos de sus  $H^+$

**Base:** Es un compuesto que en solución acuosa produce iones  $OH^-$

**Iones Hidronio:** Estado más probable de hidratación de los iones  $H^+$

**Neutralización:** Reacción de un ácido y una base para producir una sal y agua

**Triprótico:** Acido que cede tres  $H^+$

Por: Zulmy de Prera  
Palabras:  
Imágenes: Shutterstock  
Fuentes:

<http://dgsdennistsq.blogspot.com/2012/02/cuadro-comparativo-de-acidos-y-bases.html>

[http://recursostic.educacion.es/newton/web/materiales\\_didacticos/acidosbases/bronsted.html](http://recursostic.educacion.es/newton/web/materiales_didacticos/acidosbases/bronsted.html)

QUÍMICA GENERAL. Schaum. 7ª. Ed. McGraw Hill Interamericana de México. S.A1994

QUÍMICA. Raymond Chang. 4ª. Ed. McGraw-Hill. Julio 1992

