



ácidos Y Bases

Por: Zulmy de Prera

ÍNDICE

| | |
|-------------------------------------|-----------|
| Definición de ácidos y bases | 3 |
| ¿Cómo se lee? | 14 |
| Conclusión | 17 |
| Evaluación | 18 |
| Glosario | 20 |

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.

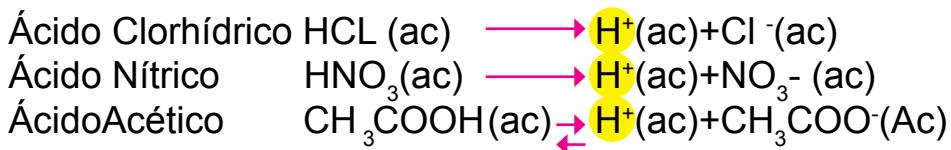
Entonces, un ácido es un donador de protones (H^+), es decir cualquier compuesto que produzca H^+ . Y una base el elemento que acepta los protones. Ejemplo:

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:



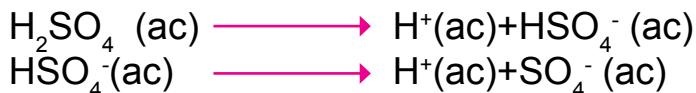
¿Qué observas con la disociación de estos tres ácidos?

¿Cuál es la característica común?

LOS TRES SE DISOCIAN FORMANDO UN SOLO PROTÓN H⁺

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: HClO_4 y HNO_3 .



Ahora Tú.

¿Podrías nombrar estos ácidos?

- ◆ HClO_4 Ácido perclórico. (Estado oxidación $\text{Cl} = +7$, Terminación per-ico). Revisa tu lección de nomenclatura.
- ◆ 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 (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 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 (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 H^+ . Únicamente una fracción de la molécula NH_3 reacciona con el H_2O



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



En este caso, el Cl^- es la base conjugada del HCl

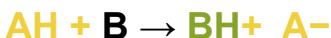
Cuando la base recibe el protón H^+ produce el ácido conjugado. Así:



En este caso, el H_2O es el ácido conjugado del 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 H^+ o bien recibirlos formando el ión hidronio H_3O^+

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



¿Podrías indicar de qué tipo de reacción hablamos?

| | |
|------------------------|----------------------|
| AH: | Ácido |
| B: | Base |
| BH⁺: | Ácido conjugado de B |
| A⁻: | 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) 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. CH_3COO^-
3. H_2PO_4^-
4. PO_4^{3-}

?? → **Ahora Tú.**



¿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 1.0×10^{-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 1.0×10^{-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.

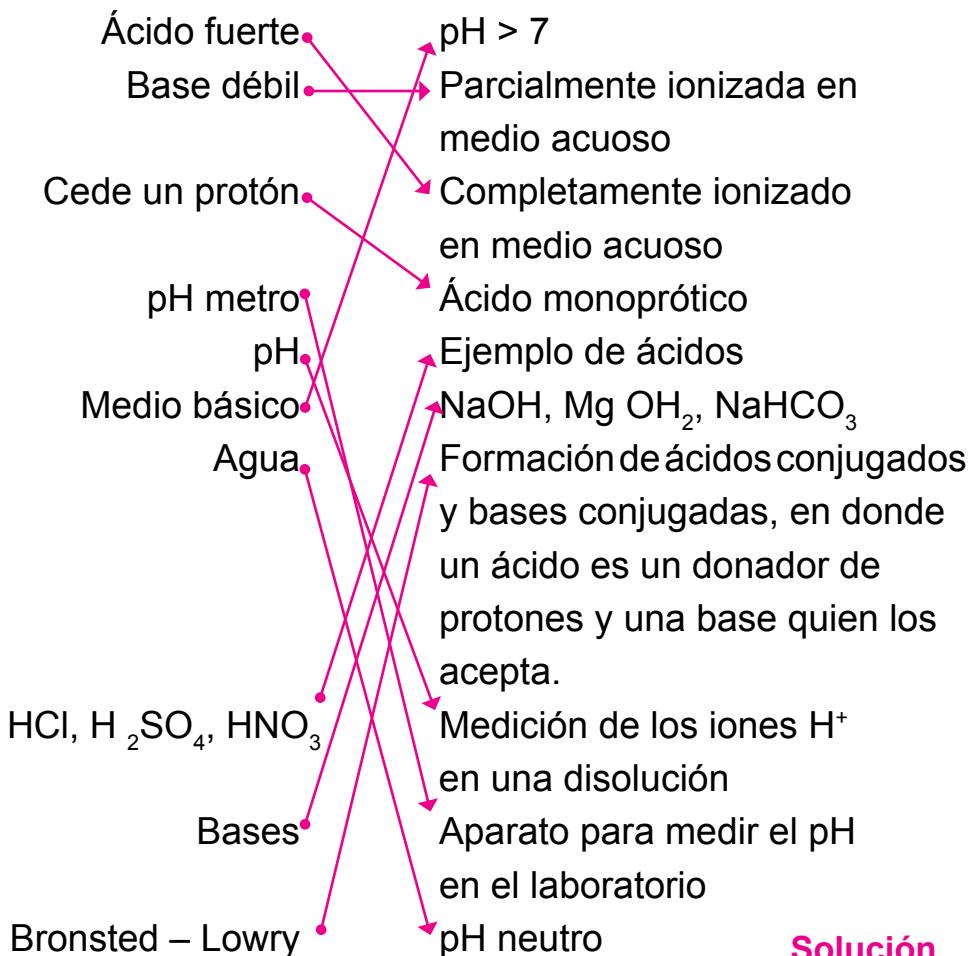
Las demás definiciones Bronsted – Lowry y Lewis utilizan este concepto pero con variantes.

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 ₂ , NaHCO ₃ |
| 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 ₂ SO ₄ , HNO ₃ | Medición de los iones H ⁺ en una disolución |
| Bases | Aparato para medir el pH en el laboratorio |
| Bronsted – Lowry | pH neutro |



Solución

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: 1,541
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

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

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

