



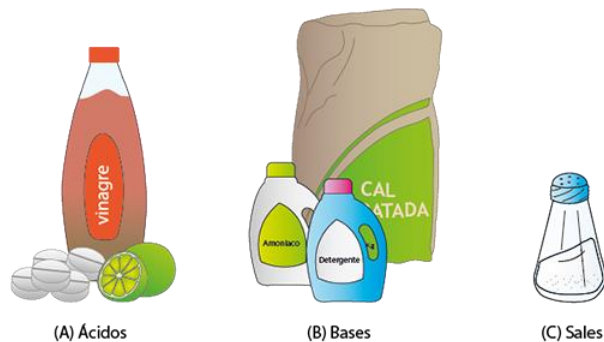
## LECTURA

### ÁCIDOS Y BASES

Desde hace miles de años se sabe que el vinagre, el jugo de limón y muchos otros alimentos tienen un sabor ácido. Sin embargo, fue hasta hace unos cuantos cientos de años que se descubrió por qué estos materiales tenían un sabor ácido. El término ácido, en realidad, proviene del término latino *acere*, que quiere decir ácido. Aunque hay muchas diferentes definiciones de los ácidos y las bases, en esta lectura introduciremos los fundamentos de la química de los ácidos y las bases.

En el siglo XVII, el escritor irlandés y químico amateur Robert Boyle primero denominó las sustancias como ácidos o bases, llamó a las bases álcalis de acuerdo a las siguientes características:

- **Los ácidos** tienen un sabor ácido, corroen el metal, cambian el *litmus tornasol* (una tinta extraída de los líquenes) a rojo, y se vuelven menos ácidos cuando se mezclan con las bases.
- **Las bases o álcalis** son resbaladizas, cambian el litmus a azul, y se vuelven menos básicas cuando se mezclan con ácidos.

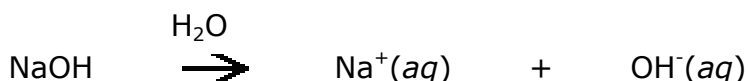


Aunque Boyle y otros trataron de explicar por qué los ácidos y las bases se comportan de tal manera, la primera definición razonable de los ácidos y las bases no sería propuesta hasta 200 años después.

A finales de 1800, el científico sueco Svante Arrhenius propuso que el agua puede disolver muchos compuestos separándolos en sus iones individuales. Arrhenius sugirió que los ácidos son compuestos que contienen hidrógeno y pueden disolverse en el agua para soltar iones de hidrógeno a la solución. Por ejemplo, el ácido clorhídrico (HCl) se disuelve en el agua de la siguiente manera:



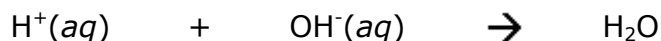
Arrhenius definió las bases como sustancias que se disuelven en el agua para soltar iones de hidróxido ( $\text{OH}^-$ ) a la solución. Por ejemplo, una base típica de acuerdo a la definición de Arrhenius es el hidróxido de sodio ( $\text{NaOH}$ ):



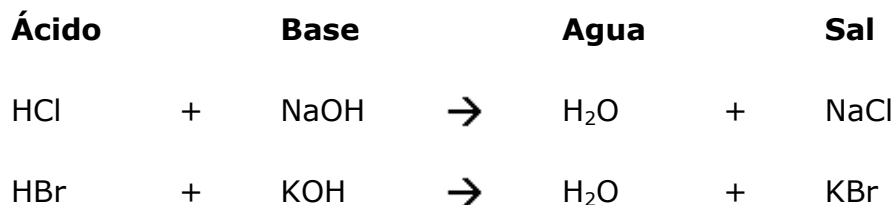
La definición de los ácidos y las bases de Arrhenius explica un sinnúmero de cosas. La teoría de Arrhenius explica el por qué todos los ácidos tienen propiedades similares y, de la misma manera, por qué todas las bases son similares; porque todos los ácidos sueltan iones  $\text{H}^+$  a la solución y todas las bases sueltan iones  $\text{OH}^-$ . La definición de Arrhenius también explica la observación de Boyle que los ácidos y las bases se neutralizan entre ellos. Esta idea, que una base puede debilitar un ácido, y viceversa, es llamada neutralización.

### **Neutralización**

Tal como puede verse arriba, los ácidos sueltan  $\text{H}^+$  en la solución y las bases sueltan  $\text{OH}^-$ . Si fuésemos a mezclar un ácido y una base, el ión  $\text{H}^+$  se combinaría con el ión  $\text{OH}^-$  para crear la molécula  $\text{H}_2\text{O}$ , o simplemente agua:



La reacción neutralizante de un ácido con una base siempre producirá agua y sal, tal como se muestra abajo:



Aunque Arrhenius ayudó a explicar los fundamentos de la química sobre ácidos y bases, lastimosamente sus teorías tenían límites. Por ejemplo, la definición de Arrhenius no explica por qué algunas sustancias como la levadura común, bicarbonato de sodio ( $\text{NaHCO}_3$ ), puede actuar como una base, a pesar de que no contenga iones de hidrógeno.

En 1923, el científico danés Johannes Bronsted y el inglés Thomas Lowry publicaron diferentes aunque similares trabajos que redefinieron la teoría de



Arrhenius. En las palabras de Bronsted los ácidos y las bases son sustancias que tiene la capacidad de dividirse o tomar iones de hidrógeno respectivamente. La definición de Brønsted-Lowry amplía el concepto de Arrhenius sobre los ácidos y las bases. La definición de Brønsted-Lowry sobre los ácidos es muy similar a la de Arrhenius, cualquier sustancia que pueda donar un ion de hidrógeno, es un ácido (en la definición de Bronsted, los ácidos son comúnmente referidos como donantes de **protones** porque un ión- hidrógeno  $H^+$  menos su electrón - es simplemente un protón). Sin embargo, la definición de Bronsted de las **bases** es bastante diferente de la definición de Arrhenius. La **base** de Bronsted es definida como cualquier sustancia que puede aceptar un ion de hidrógeno. Esencialmente, la base es el opuesto de un ácido. El hidróxido de sodio NaOH y el hidróxido de potasio KOH, tal como vimos arriba, seguirían siendo consideradas bases porque pueden aceptar un  $H^+$  de un ácido para formar agua. Sin embargo, la definición de Brønsted-Lowry también explica por qué las sustancias que no contienen  $OH^-$  pueden actuar como bases. La levadura ( $NaHCO_3$ ), por ejemplo, actúa como una base al aceptar un ión de hidrógeno de un ácido tal como se ilustra:



En este ejemplo, el ácido carbónico formado ( $H_2CO_3$ ) se descompone rápidamente en agua y gases de dióxido de carbono, por lo que la solución de burbujas en forma de gas se libera  $CO_2$ .

### **pH**

En la definición de Bronsted-Lowry, ambos los ácidos y las bases están relacionados con la concentración del ión de hidrógeno presente. Los ácidos aumentan la concentración de iones de hidrógeno, mientras que las bases disminuyen en la concentración de iones de hidrógeno (al aceptarlos). Por consiguiente, la acidez o la alcalinidad se puede medir por su concentración de iones de hidrógeno.

<b>pH= <math>-\log[H^+]</math></b>	Nota: la concentración es comúnmente abreviada usando logaritmo, por consiguiente: $[H^+]$ =concentración de ion hidrógeno Cuando se mide el <b>pH</b> = $[H^+]$ se expresa en unidad de moles $H^+$ por litro de solución
------------------------------------	--



En 1909, el bioquímico danés Sørensen inventó la escala pH para medir la acidez. La escala pH está descrita en la fórmula:

Por ejemplo, una solución con  $[H^+] = 1 \times 10^{-7}$  moles/litro tiene un  $pH = 7$  (una manera más simple de pensar en el pH es que es igual al exponente del  $H^+$  de la concentración, ignorando el signo de menos). La escala pH va de 0 a 14. Las sustancias con un pH entre 0 ó menor de 7 son ácidos (pH y  $[H^+]$  están inversamente relacionados (menor pH significa mayor  $[H^+]$ ). Las sustancias con un pH mayor a 7 y hasta 14 son bases (mayor pH significa menor  $[H^+]$ ). Exactamente en el valor medio, esto es, en  $pH = 7$ , están las sustancias neutras, por ejemplo, el agua pura. La relación entre  $[H^+]$  y pH está mostrada en la tabla de abajo, junto algunos ejemplos comunes de ácidos y base de la vida cotidiana.

	$[H^+]$	pH	Ejemplo
Ácidos	$1 \times 10^0$	0	HCl
	$1 \times 10^{-1}$	1	Ácido estomacal
	$1 \times 10^{-2}$	2	Jugo de limón
	$1 \times 10^{-3}$	3	Vinagre
	$1 \times 10^{-4}$	4	Soda
	$1 \times 10^{-5}$	5	Agua de lluvia
	$1 \times 10^{-6}$	6	Leche
Neutral	$1 \times 10^{-7}$	7	Agua pura
Bases	$1 \times 10^{-8}$	8	Claras de huevo
	$1 \times 10^{-9}$	9	Levadura
	$1 \times 10^{-10}$	10	Tums® antiácidos
	$1 \times 10^{-11}$	11	Amoníaco
	$1 \times 10^{-12}$	12	Caliza Mineral - $Ca(OH)_2$
	$1 \times 10^{-13}$	13	Drano®
	$1 \times 10^{-14}$	14	NaOH