

UNIDAD: ÁCIDO – BASE

1. INTRODUCCIÓN

El concepto ácido puede resultar bastante conocido para nosotros. Es más, probablemente lo empleas para referirte a ciertas características como el sabor del limón o de las naranjas. En cambio, el concepto base no suele emplearse con tanta cotidianidad; sin embargo, en el hogar se usan bases como el hidróxido de sodio, comúnmente conocido como soda cáustica, para destapar desagües.

De hecho, un gran número de sustancias químicas reciben la categorización de ácidos y bases producto de su comportamiento, y se catalogan según su pH, concepto también conocido por nosotros. No resulta extraño que en el comercio se busquen jabones, champús, cremas, e incluso, alimentos de pH neutro pero ¿sabes qué características tienen aquellas sustancias de pH neutro? ¿qué las hace tan especiales, que incluso en las propagandas de televisión los anunciantes incluyen el concepto?

Los ácidos y las bases tienen propiedades que nos permiten distinguirlos operacionalmente, como las que se describen en la siguiente tabla:

| ASPECTO | COMPORTAMIENTO ÁCIDO | COMPORTAMIENTO BASE |
|---|--|--|
| Reacción con metal | Reacciona con algunos metales, desprendiendo hidrógeno gaseoso | No reacciona con algunos metales. |
| Reacción con grasas y materia orgánica | No presenta | Si presenta |
| Fenolftaleína (Compuesto llamado indicador que cambia de color en presencia de un ácido o una base) | No cambia el color de la fenolftaleína (incoloro) | Cambia el color de la fenolftaleína a fucsia |

2. TEORÍAS ÁCIDO – BASE

A. TEORÍA DE ARRHENIUS

En 1887, el científico sueco Svante Arrhenius elaboró su teoría de disociación iónica, en la que establecía que hay sustancias (electrolitos) que en disolución se disocian. A partir de ella se establece, por primera vez, la siguiente definición para las sustancias ácidas y básicas:

| | |
|-------|---|
| ÁCIDO | Es una sustancia que en disolución acuosa libera iones hidrógeno (H^+) o protones. Según la ecuación general: $HA_{(ac)} \rightarrow H^+_{(ac)} + A^-_{(ac)}$ |
| BASE | Es la sustancia que en disolución acuosa se disocia, liberando iones hidroxilos (OH^-). Según la ecuación general: $BOH_{(ac)} \rightarrow B^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)}$ |

B. TEORÍA DE BRÖNSTED – LOWRY

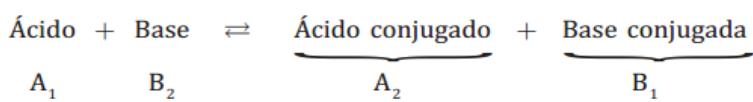
Otra de las teorías fundamentales en ácidos y bases es la que plantearon en 1923 los químicos Johannes Brönsted y Thomas Lowry en forma independiente. Proponen una definición más general para ácidos y bases, basándose en una idea revolucionaria “las reacciones ácido – base implican transferencia de iones hidrógeno de una sustancia a otra”.

| | |
|-------|---|
| ÁCIDO | Es una sustancia que en disolución puede donar uno o más protones (iones H^+). Observemos por ejemplo el comportamiento del ácido clorhídrico en la siguiente ecuación: $HCl_{(ac)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(ac)} + Cl^-_{(ac)}$ |
| BASE | Es una sustancia que en disolución capta protones (iones H^+). Mirando el mismo ejemplo anterior, observaremos el comportamiento del agua: $HCl_{(ac)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(ac)} + Cl^-_{(ac)}$ |

A diferencia de la teoría de Arrhenius, como ya se indicó, la de Brönsted Lowry señala que las sustancias ácidas y básicas son complementarias entre sí al establecer una relación entre la capacidad de ciertas especies de donar (ácido) y aceptar (base) protones, como muestra el siguiente mecanismo general:



Un ácido y una base, por ejemplo HX y X^- , que difieren solo en la presencia o ausencia de un protón, constituyen un par conjugado ácido-base. Todo ácido tiene una base conjugada, que se forma quitando un protón al ácido y toda base tiene un ácido conjugado asociado a ella, que se forma agregando un protón a la base. Así, en toda reacción ácido-base (de transferencia de protones) se identifican dos conjuntos de pares conjugados ácido-base, como se muestra a continuación.



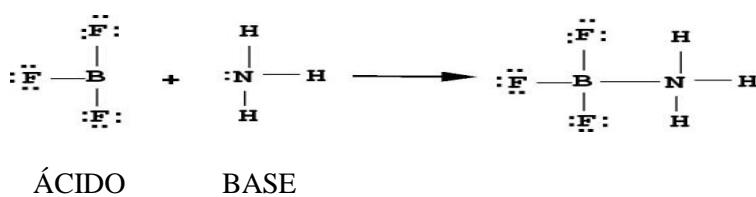
Aunque la teoría de Brönsted – Lowry mejora la comprensión de las sustancias ácido – base, permanece aún una limitación. No explica el comportamiento ácido – base de compuestos que no ceden ni captan iones de hidrógeno, como por ejemplo el trifluoroborano (BF_3)

C. TEORÍA DE LEWIS

Gilbert Newton Lewis químico estadounidense formuló en 1938 la teoría del enlace covalente donde propuso que no todas las reacciones ácido base implican transferencia de protones, pero forman siempre un enlace covalente dativo, ampliando el modelo ácido – base, lo que resulta de gran importancia en la química orgánica ya que el concepto de Lewis además identifica como ácidos ciertas sustancias que no contienen hidrógeno y que tienen la misma función que los ácidos comunes que contienen hidrógeno.

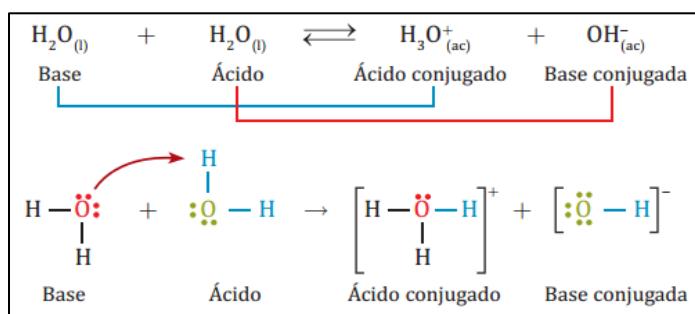
| | |
|--------------|---|
| ÁCIDO | Sustancia que puede aceptar un par de electrones de otros grupos de átomos, para formar un enlace covalente dativo, para lo cual debe tener su octeto de electrones incompleto, es decir, un orbital desocupado dispuesto a recibir un par de electrones provenientes de la base. |
| BASE | Sustancia que tiene pares de electrones libres (sin compartir), capaces de ser donados para formar enlaces covalentes dativos. Tiene octetos completos. |

EJEMPLO:



3. IONIZACIÓN DEL AGUA

El agua pura es un electrolito muy débil, es decir, presenta una conductividad eléctrica muy baja, que se puede medir con aparatos muy sensibles. La conductividad se define como la presencia de iones en disolución (positivos y negativos) que pueden transportar corriente eléctrica. El fenómeno anteriormente descrito indica que en el agua deben existir iones y, por lo tanto, puede ionizarse, aunque sea en pequeña proporción. En ese contexto y considerando que el agua es anfótera, se establece que el agua es capaz de auto ionizarse, actuando como ácido y base, así una molécula de agua puede donar un protón a otra molécula de agua, proceso conocido como auto ionización o auto disociación del agua, según la ecuación química:



Ninguna molécula individual permanece ionizada mucho tiempo, las reacciones son sumamente rápidas en ambos sentidos, razón por la cual, es un proceso de equilibrio y para él se puede escribir la expresión de constante de equilibrio, a partir de la siguiente ecuación:

$$K_{eq} = \frac{[\text{H}^+] [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_w = \frac{[\text{H}^+] [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Como la constante de equilibrio (K_{eq}) se refiere exclusivamente a la autoionización del agua, se emplea el símbolo K_w correspondiente a la constante del producto iónico del agua. Las concentraciones de los iones H^+ y OH^- se expresan en la unidad de molaridad M (mol/L) y cuyo valor a 25 °C es $1 \cdot 10^{-14}$, así se obtiene:

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

La expresión de la constante del producto iónico del agua (K_w), es útil si es aplicable no solo al agua pura, sino a cualquier disolución acuosa. Aunque al equilibrio entre iones (hidrógeno e hidroxilos) le afecta en algo, la presencia de iones adicionales en disolución, para estos casos se acuerda no considerarlos pues son menores, casi inexistentes, excepto que el trabajo requiera exactitud.

Así la expresión de K_w , se considera válida para cualquier disolución acuosa diluida, y se emplea comúnmente para calcular $[H^+]$ (si se conoce $[OH^-]$) o $[OH^-]$ (si se conoce $[H^+]$)

Por ejemplo, cuando $[H^+]$ es igual a $1 \cdot 10^{-3} M$, la $[OH^-]$ será $1 \cdot 10^{-11} M$, para que se cumpla la siguiente igualdad:

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

$$1 \cdot 10^{-14} = 1 \cdot 10^{-3} \cdot 1 \cdot 10^{-11}$$

4. EL pH

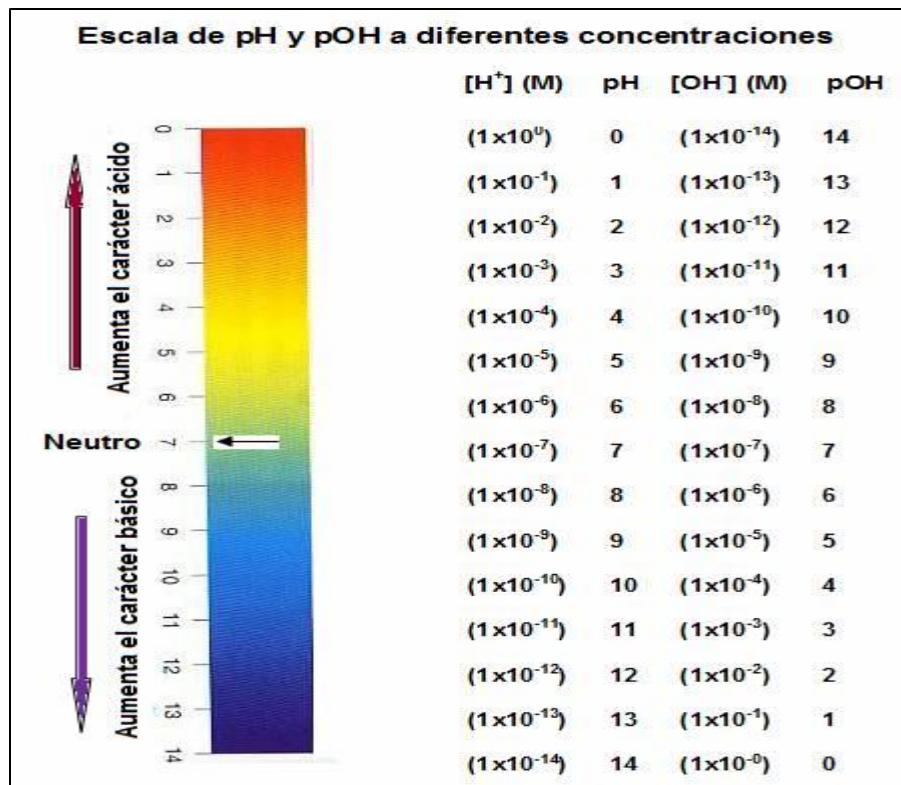
Como hemos observado, las concentraciones molares de iones hidrógeno (H^+) e iones hidroxilo (OH^-) son valores muy pequeños. Con el fin de no trabajar con números en notación científica, se aplica a las concentraciones el concepto de logaritmo (log). Esta es una función matemática que elimina la base de la potencia y permite su interpretación mediante números enteros o decimales sencillos. Como en este caso los exponentes son negativos, se aplicará el logaritmo negativo (-log) para obtener números positivos.

En química, el logaritmo negativo (-log) se simboliza como p. De allí nace la equivalencia:

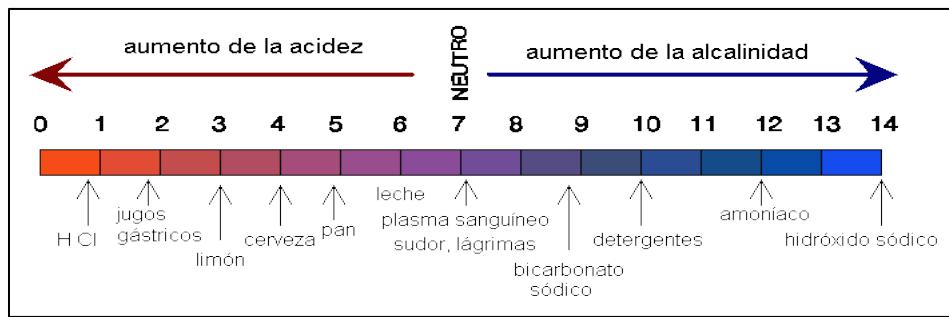
$$pH = -\log [H^+]$$

$$pOH = -\log [OH^-]$$

A. ESCALA DE pH



Un gran número de las sustancias que empleamos comúnmente, así como los fluidos corporales más importantes, tienen un pH específico en directa relación con su función o efecto sobre otras sustancias.



5. INDICADORES DE pH

Un indicador ácido-base, como el que está presente en el jugo de repollo, es una sustancia colorida capaz de existir en forma de ácido o en forma de base, con diferente color. Muchas sustancias presentan diferentes colores, según sea el pH de la disolución en la que se encuentren. Un indicador clásico utilizado en la química de las disoluciones, es la fenolftaleína, que en medios ácidos es incolora y en medios básicos fucsia.

En su mayoría, los indicadores son sustancias ácidas o bases orgánicas débiles. En esto indicadores, su molécula y el ión correspondiente presentan coloraciones diferentes, o sea, el color del compuesto disociado es diferente al no disociado.

Indicadores de pH utilizados en química:

| Indicador | Color de la forma ácida (HA) | Color de la forma básica (A-) | Intervalo de viraje (pH inferior y superior) |
|-----------------------|------------------------------|-------------------------------|--|
| Rojo congo | Azul | Rojo | 3,0 - 5,0 |
| Azul de bromofenol | Amarillo | Azul violeta | 3,0 - 4,6 |
| Naranja de metilo | Rojo | Amarillo | 3,2 - 4,4 |
| Verde de bromocresol | Amarillo | Azul | 3,8 - 5,4 |
| Rojo de metilo | Rojo | Amarillo | 4,8 - 6,0 |
| Azul de bromotimol | Amarillo | Azul | 6,0 - 7,6 |
| Rojo fenol | Amarillo | Rojo | 6,6 - 8,0 |
| Rojo cresol | Amarillo | Rojo | 7,0 - 8,8 |
| Azul de timol | Amarillo | Azul | 8,0 - 9,6 |
| Fenolftaleína | Incoloro | Rosa fucsia | 8,2 - 10,0 |
| Amarillo de alizarina | Amarillo | Rojo | 10,1 - 12,0 |

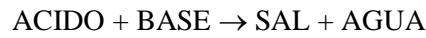
6. FUERZA RELATIVA DE LOS ÁCIDO Y BASES

Existen ácidos que son mejores donadores de protones que otros (el HCl es mejor donador que el ácido cítrico). De la misma manera, algunas bases son mejores receptores de protones que otras, lo que describe la “fuerza relativa de ácidos y bases” y permite la siguiente clasificación:

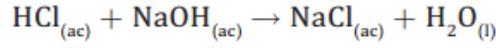
| | |
|----------------|--|
| ÁCIDOS FUERTES | Son aquellos que transfieren totalmente sus protones al agua y no quedan moléculas sin disociar en disolución. Entre los más comunes se encuentran los ácidos monopróticos HCl (clorhídrico), HBr (Bromhídrico), HI (Yorhídrico), HNO ₃ (Nítrico), HClO ₄ (Perclórico) y diprótico H ₂ SO ₄ (Sulfúrico). |
| ÁCIDOS DÉBILES | Se disocian solo parcialmente en disolución acuosa y, por tanto, existen como una mezcla del ácido en la que una parte se encuentra como especie molecular y la otra como especie disociada. Entre los más comunes está el ácido acético(CH ₃ COOH) |
| BASES FUERTES | Se disocian completamente liberando sus iones OH ⁻ . Considerando la Teoría de Lewis, estas especies son aquellas que tienen un átomo que cede, cuya densidad electrónica se deforma difícilmente (polariza), debido a esto, por lo general, el átomo dador es de pequeño tamaño y bastante electronegativo. Por ejemplo: F ⁻ , OH ⁻ , O ²⁻ |
| BASES DÉBILES | Especies que aceptan parcialmente los protones disponibles en disolución o los extraen desde el H ₂ O, con lo cual se forma el ácido conjugado y los iones OH ⁻ . Considerando la Teoría de Lewis, las bases débiles en cambio, son aquellas sustancias que poseen un átomo dador cuya densidad electrónica se deforma fácilmente. Dichos átomos suele ser menos electronegativos, y de mayor tamaño que en las bases fuertes. Por ejemplo: Br ⁻ , I ⁻ , CN ⁻ , CO ⁻ |

7. NEUTRALIZACIÓN

Al reaccionar un ácido y una base se produce una neutralización, en la que es posible constatar la formación de una sal y de agua según el mecanismo general:



Al obtenerse una sal neutra, el pH de los productos es cercano a 7,0, lo que ciertamente depende de la fuerza de las especies que reaccionan. Lo anterior se explica al recordar que los ácidos liberan iones hidrógeno y las bases iones hidroxilos, los que al combinarse forman como producto una molécula de agua. Por ejemplo, la reacción estudiada en el anterior trabajo de exploración:



En la práctica, la obtención del punto de neutralización de una sustancia tiene diversas aplicaciones, siendo la más primordial la de establecer mecanismos que permitan restringir la acción de una base o de un ácido; por ejemplo, en quemaduras o cuando nos “arde el estómago” o en la picadura de un insecto para neutralizar el dolor.

El punto de neutralización supone que la cantidad de moles de iones H⁺ y OH⁻ se igualan, alcanzando el pH neutro. Así:

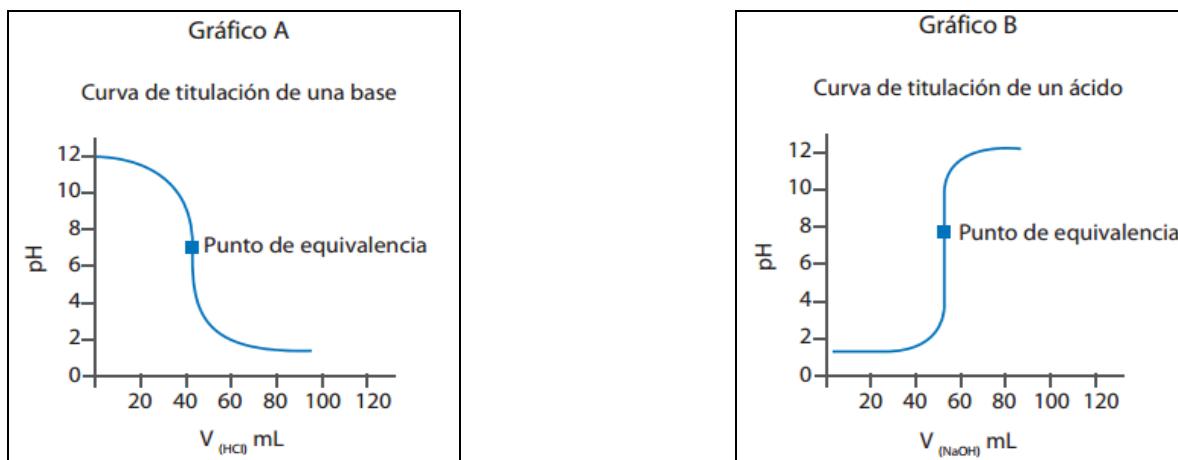
$$\begin{gathered} n_{\text{ácido}} = n_{\text{base}} \\ V_{\text{ácido}} \cdot C_{\text{ácido}} = V_{\text{base}} \cdot C_{\text{base}} \end{gathered}$$

Donde V es volumen en litros y C es concentración molar.

La neutralización se aplica en las valoraciones o titulaciones ácido – base, que consiste en agregar gradualmente una disolución de concentración conocida, a otra disolución de concentración desconocida, hasta que la neutralización se complete.

El punto en que ha reaccionado completamente el ácido con la base se llama punto de equivalencia de la titulación. Para determinar este punto, se utiliza un indicador que se caracteriza porque tiene colores diferentes en medio ácido y en medio básico. El punto en que cambia el color de un indicador se llama punto final de la titulación. Por lo tanto, hay que elegir un indicador cuyo punto final corresponda o se acerque lo más posible al punto de equivalencia.

Las curvas de titulación serán características de cada proceso, como las que se representan a continuación. En ellas se observa la titulación de una base fuerte (titulada) con un ácido fuerte (HCl , titulante) y de un ácido fuerte (titulado) con una base fuerte (NaOH , titulante).



8. DISOLUCIONES BUFFER, TAMPÓN O AMORTIGUADORAS

Las disoluciones buffer o amortiguadoras tienen la capacidad de resistir las variaciones de pH, cuando se le agregan pequeñas cantidades de ácidos o bases a una disolución. En general, las disoluciones buffer están constituidas por un ácido o base débil más una sal.

Su importancia radica principalmente a nivel biológico e industrial. A nivel biológico actúan evitando cambios bruscos de pH en las células y tejidos del cuerpo, que podrían provocar la muerte o un serio malfuncionamiento de sistemas enzimáticos y de órganos vitales. En cuanto a su importancia a nivel industrial, permiten controlar el pH de los procesos productivos, que necesitan estabilidad de condiciones para que sucedan, especialmente en la industria del vino (fermentaciones) y de alimentos.