

ÁCIDOS Y BASES

Características de los ácidos y bases

Ácidos	Bases
<p>Tienen sabor agrio. Son corrosivos para la piel. Enrojecen ciertos colorantes vegetales. Disuelven sustancias Atacan a los metales desprendiendo H₂. Pierden sus propiedades al reaccionar con bases.</p>	<p>Tiene sabor amargo. Suaves al tacto pero corrosivos con la piel. Dan color azul a ciertos colorantes vegetales. Precipitan sustancias disueltas por ácidos. Disuelven grasas. Pierden sus propiedades al reaccionar con ácidos.</p>

Indicadores. Sustancias, normalmente orgánicas, que cambian de color, según se encuentren en medios ácido o básico.

Colores de algunos indicadores

Indicador	Medio ácido	Medio básico	Zona de viraje (pH)
Fenolftaleína	Incoloro	Rosa	8-10
Tornasol	Rojo	Azul	6-8
Rojo de metilo	Rojo	amarillo	4-6
Rojo Congo	Azul	Rojo	3-5
Anaranjado de metilo	Rojo vino	amarillo naranja	3,1-4,4
Violeta de metilo	Amarillo	Violeta	0-2

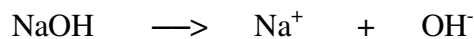
Teoría de Arrhenius sobre ácidos y bases

Publica en 1887 su teoría de **disociación iónica**, en la que afirma que hay sustancias (electrolitos), que en disolución, se disocian en cationes y aniones.

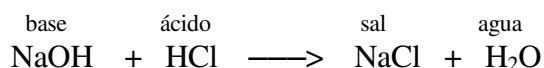
Ácidos. Sustancia eléctricamente neutra, que disueltos en agua cede protones (H⁺):



Bases. Sustancia eléctricamente neutra, que disueltos en agua cede iones oxidrilos (OH⁻):



Neutralización. Ocurre cuando reaccionan un ácido y una base, dando lugar a una sal y agua:



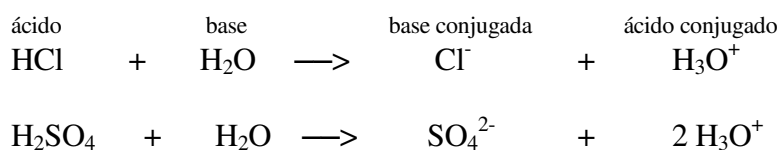
Esta teoría no explica:

- 1) El comportamiento básico de sustancias como el amoníaco (NH_3) o los carbonatos (CO_3^{2-}).
- 2) Limita el comportamiento ácido-base a sustancias neutras en disoluciones acuosas.

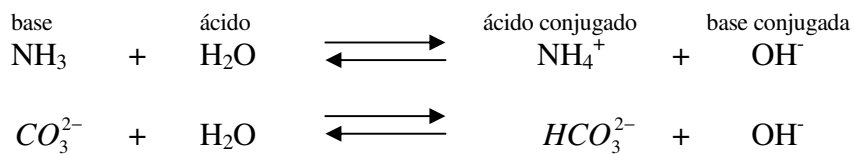
Teoría de Brösted-Lowry

El danés Nicolaus Brönsted y el inglés Thomas Martin Lowry, en 1923, establecieron una teoría sobre ácidos y bases.

Ácidos. Sustancia capaz de ceder protones (H^+):



Bases. Sustancia capaz de captar protones (H^+):



Anfóteras. Sustancias que pueden comportarse como ácidos y como bases, pues tiene la capacidad de ceder o captar protones. Es el caso del agua (H_2O), el ácido carbónico (H_2CO_3)...

Neutralización. Consiste en la transferencia de un protón desde un ácido a una base:



Teoría de Lewis

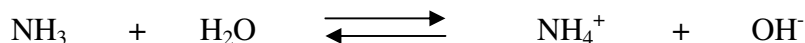
Químico norteamericano, que presentó su teoría también en 1923:

Ácido. Sustancia que puede aceptar un par de electrones:



El H^+ acepta un par de electrones del H_2O (del oxígeno).

Bases. Sustancia que puede donar un par de electrones:



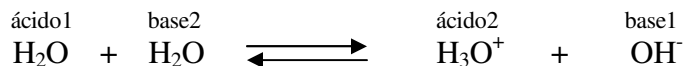
El NH_3 contiene un átomo de N que puede aportar electrones al H^+ del H_2O .

Sustancias que no poseen átomos de hidrógeno también pueden actuar como ácidos, como el AlCl_3 :



Ionización del agua. Concepto de pH

El agua presenta una pequeña conductividad eléctrica, lo que indica que está parcialmente disociado en iones:



$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

Podemos considerar que la concentración de agua es constante, pues está poco disociada. De esta forma podemos obtener la siguiente constante:

$$K_w = K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

A esta constante, K_w , se le llama producto iónico del agua, y a 25°C vale 10^{-14} M^2 . En el agua pura las concentraciones de H_3O^+ y OH^- son iguales: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14} \text{ M}^2} = 10^{-7} \text{ M}$$

Se define el pH como: $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$

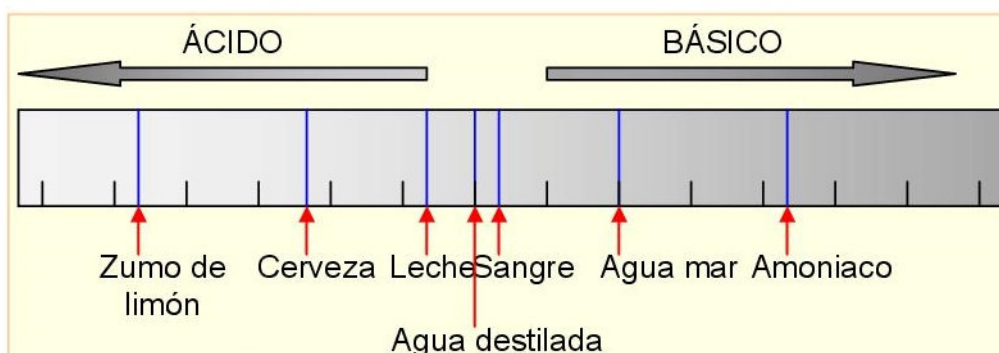
Que en el caso del agua pura, su valor será: $\text{pH} = -\log 10^{-7} = 7$

Y en otros casos:

Disoluciones ácidas: $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ M} \implies \text{pH} < 7$.

Disoluciones básicas: $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ M} \implies \text{pH} > 7$.

Disoluciones neutras: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ M} \implies \text{pH} = 7$.



Como $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$, al aumentar la concentración de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ (medio ácido) disminuye la concentración de $[\text{OH}^-]$. Así, el producto de ambas concentraciones siempre será 10^{-14} M^2 .

También se puede definir el llamado pOH, que es: $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$

Teniendo en cuenta ambos conceptos, se llega a la conclusión: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ (a 25°C).

Fuerza relativa de ácidos y bases

Los ácidos y bases se pueden clasificar en fuertes y débiles. Son ácidos y bases fuertes aquellos para los que, en concentraciones ordinarias, prácticamente todas sus moléculas están disociadas. Los ácidos y bases débiles tienen constantes de ionización pequeñas, de forma que cuando se disuelven con concentraciones ordinarias en agua, gran parte de sus moléculas se mantienen sin disociar.

Electrolitos fuertes (ácidos y bases fuertes). En estos casos, la reacción está desplazada totalmente hacia la derecha:

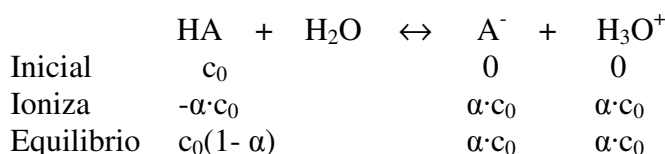


Se consideran ácidos fuertes a los ácidos hidrácidos (HCl, HBr, HI), cuya fuerza aumenta al bajar en el grupo de los halógenos, ya que disminuye la energía del enlace y más fácil es liberarlo (HF se considera débil).

En los oxoácidos la fuerza varía cuando aumenta la electronegatividad del elemento central. Cuanto más electronegativo sea el átomo central, con más fuerza atraerá al par electrónico que comparte con el O. El O poseerá menos densidad de carga negativa y por tanto atraerá más débilmente al protón. Si el átomo central es más electronegativo más fuerte es el ácido.

Electrolitos débiles (ácidos y bases débiles). Estos están disueltos parcialmente, por lo que existe equilibrio químico.

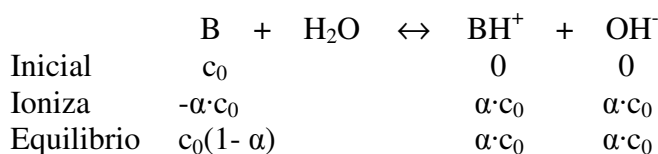
Ácidos débiles.



En este caso hablamos de constante de acidez (K_a):

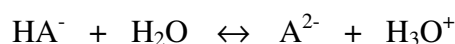
$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Bases débiles.



$$K_b = \frac{[\text{BH}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

Ácidos polipróticos. Son aquellos que pueden ceder más de un H^+ .



En este caso hablamos de 2 constantes de equilibrio:

$$K_{a1} = \frac{[HA^-] \cdot [H_3O^+]}{[H_2A]}$$

y

$$K_{a2} = \frac{[A^{2-}] \cdot [H_3O^+]}{[HA^-]}$$

Concepto de pK

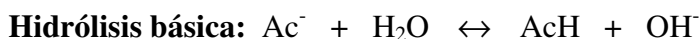
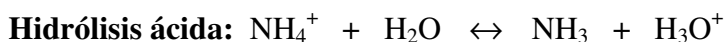
Este concepto tiene un significado parecido al pH. Es decir: $pK_a = -\log K_a$ y $pK_b = -\log K_b$.

Cuanto mayor es el valor de K_a o K_b , mayor es la fuerza del ácido o de la base.

De igual forma, cuanto mayor es el valor de pK_a o pK_b menor es la fuerza del ácido o de la base.

Hidrólisis

Es la reacción de los iones de una sal con el agua. Así, las sales pueden producir que una disolución de las mismas sea ácida, básica o neutra. Sólo se aprecia cuando estos proceden de un ácido o una base débil. Ejemplos de hidrólisis:

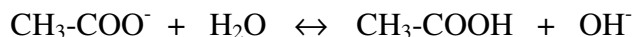


Tipos de hidrólisis:

Sales procedentes de ácido fuerte y base fuerte. No se produce hidrólisis, ya que tanto Na^+ (ácido muy débil) como el Cl^- (base muy débil), apenas reaccionan con el agua. Es decir, las reacciones dadas en electrolitos fuertes están totalmente desplazadas hacia la izquierda.

Sales procedentes de ácido débil y base fuerte (hidrólisis básica).

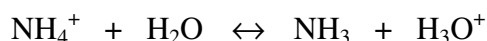
Es el caso del compuesto $Na^+OOC-CH_3$. Se produce **hidrólisis básica**, ya que el Na^+ es un ácido muy débil y apenas reacciona con el agua, pero el CH_3-COO^- es una base relativamente fuerte, reaccionando:



Siendo el $pH > 7$ (**disolución básica**).

Sales procedentes de ácido fuerte y base débil (hidrólisis ácida).

Tenemos aquí el caso del NH_4Cl . Se produce **hidrólisis ácida**, ya que NH_4^+ es un ácido relativamente fuerte y reacciona con el agua, mientras que el Cl^- es una base débil, no reaccionando de forma significativa con el agua.



Siendo el $pH < 7$ (**disolución ácida**)

Sales procedentes de ácido débil y base débil.

Como ocurre con el compuesto NH_4CN . Tanto el catión NH_4^+ como el anión CN^- se hidrolizan y la disolución será ácida o básica según que ión se hidrolice en mayor grado.

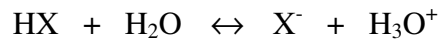
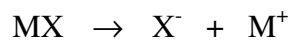
$$\left. \begin{array}{l} K_b(\text{CN}^-) = 2 \cdot 10^{-5} \\ K_a(\text{NH}_4^+) = 5,6 \cdot 10^{-10} \end{array} \right\} \text{ En este caso la disolución es básica, ya que } K_b \text{ es mayor que } K_a.$$

Disoluciones reguladoras

Estas también reciben el nombre de disoluciones tampón o amortiguadoras, y tienen la propiedad de mantener fijo el pH del medio aunque se añadan pequeñas cantidades de un ácido o una base fuerte.

Se pueden formar de dos maneras:

- 1) Un ácido débil más una sal de ese ácido, como AcH y NaAc.

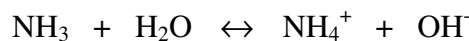


$$K_a = \frac{[\text{X}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HX}]} \implies \text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{X}^-]}{[\text{HX}]}$$

Si añadimos una pequeña cantidad de ácido fuerte a la disolución reguladora, este reaccionará con el anión de la sal. El resultado será un aumento de la concentración del ácido débil.

Si añadimos una pequeña cantidad de base fuerte a la disolución reguladora, esta reaccionará con el ácido, aumentando la concentración de la sal.

- 2) Una base débil más una sal de esa base, como NH_3 y NH_4Cl .



$$K_b = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} \implies \text{pOH} = \text{p}K_b + \log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

Si añadimos una pequeña cantidad de ácido fuerte a la disolución reguladora, este reaccionará con la base. El resultado será un aumento de la concentración del catión de la sal.

Si añadimos una pequeña cantidad de base fuerte a la disolución reguladora, esta reaccionará con el catión de la sal, aumentando la concentración de la base débil.

Disoluciones reguladoras en procesos biológicos

Tampón bicarbonato.

Tampón fosfato.

Tampón hemoglobina.

Aminoácidos y proteínas.

Valoraciones ácido-base

Se utiliza en análisis y permite determinar la concentración de una disolución a partir de su reacción ácido-base con otra disolución de concentración conocida.

La ecuación general de la neutralización es: $\text{Ácido} + \text{Base} \rightarrow \text{Sal} + \text{Agua}$



El proceso a seguir es:

- 1) Colocamos en un matraz erlenmeyer un volumen (V) de la **disolución a valorar**, por ejemplo un ácido ($V = V_{\text{ácido}}$).
- 2) Añadimos unas gotas de un indicador ácido-base que sea adecuado para nuestro caso. Este nos va a permitir conocer cuando hemos llegado al **punto de equivalencia** (momento en que se ha consumido todo el ácido).
- 3) En una bureta ponemos la **disolución valorante**, de concentración conocida (M_{base}). La cebamos (eliminar el aire de la parte final, bajo la llave de la bureta) y enrasamos a cero.
- 4) Comenzamos la valoración dejando caer gota a gota la **disolución valorante** sobre la **disolución a valorar** que hay en el matraz. Agitamos el matraz, y cuando la primera gota de **disolución valorante** produzca un cambio de color que no desaparece con la agitación, dejamos de añadir esta.

Anotamos el volumen gastado, V_{base} .

En el momento de la neutralización se cumple:

$$M_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}} \cdot (n^{\circ} p^+ \text{ del ácido}) = M_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}} \cdot (n^{\circ} \text{OH}^- \text{ de la base})$$

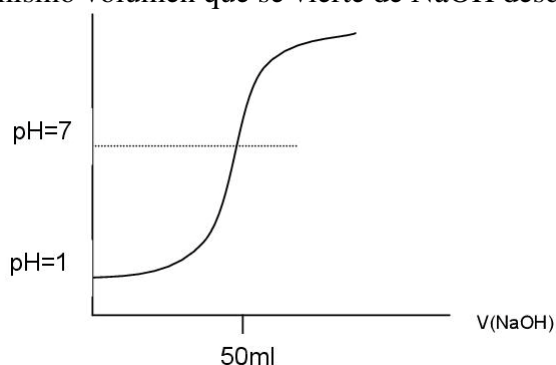
$$n_{\text{ácido}} \cdot (n^{\circ} \text{ protones del ácido}) = n_{\text{base}} \cdot (n^{\circ} \text{OH}^- \text{ de la base})$$

El número de OH^- de la base se puede sustituir por el número de protones captados por la base.

Resumen: la reacción se completa cuando todo el H_3O^+ reacciona con todo el OH^- , produciéndose la neutralización. Denominamos a este **punto de equivalencia** de la valoración. Aunque la neutralización sea total, el pH no tiene que ser siempre 7, pues dependerá del ácido y base que intervengan. Si alguno de los dos es débil, el anión o el catión correspondiente de la sal formada experimenta hidrólisis y modificará el pH del punto de equivalencia.

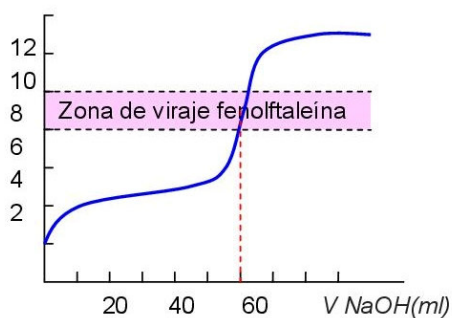
Curva de valoración

Si consideramos la valoración de un volumen (50 mL) de HCl 0,1 M frente a NaOH, de la misma concentración, observamos que el volumen de ácido neutralizado corresponde con el mismo volumen que se vierte de NaOH desde la bureta.

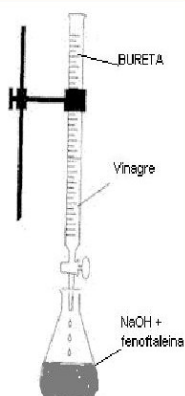


Al ir añadiendo NaOH el pH de la disolución sube muy lentamente. En el punto de equivalencia el pH será de 7, ya que la sal formada (NaCl) no experimenta hidrólisis.

Sin embargo, si valoramos ácido acético con NaOH, ocurre que al tratarse de un ácido débil, el pH inicial es mayor, por lo que el salto brusco es menos acentuado.



Gráfica de valoración de vinagre con NaOH



El punto de equivalencia de la valoración no será de 7, ya que la sal que se forma experimenta hidrólisis básica. En este caso el pH será mayor de 7, y será necesario escoger un indicador adecuado (fenolftaleína), que vire en el intervalo donde se produce el salto brusco en el valor del pH.

Aplicaciones

Industria agrícola.

Industria alimentaria.

Industria farmacéutica.

Lluvia ácida.