

# Equilibrio ácido-base

## Propiedades químicas

### Acido

- Poseen un sabor agrio
- Colorean de rojo el papel de tornasol
- Sus disoluciones conducen electricidad
- Producen efervescencia ante carbonatos
- Desprenden hidrogeno ante metales

### Base

- Sabor amargo caracteristico
- Sensación jabonosa al tacto
- Conduce electricidad
- Colorean azul el tornasol
- Reaccionan con los acidos
- Precipitan el azufre

## Teorias

### Teoria de Arrhenius

Arrhenius observó que cuando el HCl se disuelve en el agua (aq) sus moléculas se disocian en la forma:  $\text{HCl} = \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ . Afirio que un acido es un compuesto que en disolución acuosa se disocia dando aniones hidroxilo, ya que los hidróxidos eran las bases mejor conocidas.

### Teoria de Bronsted-Lowry

Según Bronsted y Lowry el acido es toda sustancia capaz de ceder uno o más protones a otra molécula. Ambos científicos buscaron una definición que se pudiera relacionar con la correspondiente de base, tal y como lo estaban las propiedades químicas de ambos tipos de sustancias. Mientras que las bases son capaces de aceptar uno o mas protones de otra molecula

### Teoria de Lewis

Lewis, en 1923, enunció una teoría más amplia sobre ácidos y bases, que engloba a los procesos de transferencia iónica ( $\text{H}^+$ ) como casos especiales y generaliza el concepto de ácidos y bases a compuestos no iónicos. Para Lewis:

- Acido: Cualquier sustancia portadora de un orbital atómico o molecular vacío que pueda aceptar un par electrónico
- Base: Cualquier sustancia portadora de un átomo capaz de ceder un par solitario de electrones
- Neutralización: formación de un enlace coordinado dativo

## Producto ionico del agua

El agua aunque no es un compuesto iónico, presenta una notable polaridad y por ello se disocia en iones, aunque en muy pequeña proporción. En agua pura, la presencia de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  y  $\text{OH}^-$  que proceden únicamente de su disociación iónica, que es el equilibrio ácido-base más sencillo. Por la estequiometría de la reacción de disociación, se tiene que  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ . Además, esta reacción pone de manifiesto que el agua puede actuar como una base ganando protones para convertirse en  $\text{H}_3\text{O}^+$  y, simultáneamente puede actuar como un ácido cediendo protones a otra molécula de agua para convertirse en  $\text{OH}^-$  es decir, el agua, como se ha comentado anteriormente es una sustancia anfótera. En disoluciones diluidas el producto iónico del agua  $K_w$  es constante, por lo que un aumento de  $[\text{H}^+]$  supondrá una disminución de  $[\text{OH}^-]$  y viceversa. Así, la presencia de un ácido en disolución dará lugar a un aumento de la concentración de iones  $\text{H}^+$ , mientras que la presencia de una base dará lugar a su disminución, lo que hará aumentar la concentración de iones  $\text{OH}^-$ . Siempre que tengamos el agua como disolvente, si la temperatura no varía, el producto iónico debe mantenerse constante. Si se quiere conocer de forma aproximada el pH de una disolución, se utiliza el indicador universal, que es una mezcla en volúmenes iguales de rojo de metilo, timolftaleína, fenolftaleína, a-naftolftaleína y azul de bromotol, que da un color rojo a  $\text{pH} = 4$  pasando a violeta para  $\text{pH} = 11$ .

## Fuerza de los acidos base

Los ácidos fuertes, al presentar una disociación completa, muestran una conductividad eléctrica elevada que, además, presenta un comportamiento proporcional con la concentración del ácido. Los ácidos débiles se encuentran poco disociados y por tanto, sus disoluciones presentan conductividades eléctricas bajas.

Ejemplos de:  
Acidos Fuertes:  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ , etc.  
Acidos débiles:  $\text{HCN}$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ , etc  
Bases fuertes:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , etc  
Bases débiles:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{N-NH}_2$

## Concepto pK, pKa, pKb

### pK

La descripción del grado de acidez en términos de pH tiene la enorme ventaja de evitar operaciones con potencias decimales de exponentes negativos. Dado que las constantes de equilibrio vienen dadas, por lo general, como potencias de diez, es posible extender la idea recogida en la definición de pH al caso de los valores de K. Así, se define el pK, para una reacción en equilibrio, en la forma:  $\text{pK} = -\log K$

### pKa

Cuanto mayor es la fuerza de un ácido menor es su pKa. Los ácidos fuertes, como el clorhídrico ( $\text{HCl}$ ) o el sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), tienen pKa negativos y los débiles, como el acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) o el carbónico ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ), pKa positivos.

### pKb

De la misma manera puede definirse el pKb de una base, cuyo significado es análogo. En el caso de ácidos débiles monopróticos, el pKa es el valor de pH al cual el ácido se encuentra la mitad disociado

## Grado de disociación de acidos y bases debiles

El grado de disociación,  $\alpha$ , de un ácido o una base débil se define como la fracción de mol que se encuentra disociado el ácido o la base débil. Los ácidos débiles presentan un porcentaje de disociación o grado de disociación,  $\alpha$ , tanto mayor cuanto menor es su concentración. Disoluciones diluidas de ácidos débiles, presentan mayores porcentajes de disociación, tal y como se observa en la figura siguiente para la disociación del ácido benzoico.

## Calculo de concentración en el equilibrio de sistemas acido-base

Para poder calcular las concentraciones de equilibrio en disolución es necesario disponer de tantas ecuaciones como incógnitas. Las ecuaciones a plantear son:

- (1) Condiciones de Equilibrio (constantes de equilibrio).
- (2) Balance de masa de todas las especies (conservación de la masa).
- (3) Balance de cargas (electroneutralidad de las disoluciones)

Los sistemas de ecuaciones obtenidos resultan, a veces, complejos de resolver, si bien, en algunos casos, son posibles modificaciones basándose en el conocimiento químico de los sistemas involucrados. Dichas simplificaciones se han de comprobar una vez finalizado el cálculo. Igualmente, éstas vendrán afectadas por la precisión con la que se quiera calcular las concentraciones.

## Propiedades acido-base de las sales. Hidrolisis

Una sal en agua está completamente disociada en sus iones lo que puede originar un carácter ácido, básico o neutro dependiendo de las propiedades ácido-base de los cationes y aniones constituyentes. Estos aspectos se abordan haciendo uso del concepto de hidrólisis, que es el proceso opuesto a la neutralización, es decir, la formación de un ácido o de una base por reacción de una sal con agua y que tiene lugar al disolver dicha sal.

Según la teoría de Brønsted (un ácido débil origina una base conjugada fuerte y una base débil un ácido conjugado fuerte) se trata de una reacción ácido-base mas. Sin embargo, el concepto clásico de hidrólisis como reacción de iones poco estables en medio acuoso con el agua para originar variaciones de pH, formación de precipitados o evolución de gases, esta tan arraigado en la Química Analítica que se hace uso de él frecuentemente, por lo que conviene considerar la hidrólisis como un caso particular que puede acontecer en la disolución acuosa de sales.

## Disoluciones reguladoras, amortiguadoras, buffer o de tampón

Son aquellas disoluciones que presentan la propiedad de no sufrir variaciones apreciables en su pH al añadir cantidades moderadas de ácido, base o al diluir.

Existen dos tipos de disoluciones reguladoras:

- ácidos y bases fuertes moderadamente concentrados
- ácido débil y su base conjugada o base débil y su ácido conjugado en concentraciones semejantes.

La capacidad de amortiguación de esta disolución depende de la concentración inicial de ácido o base fuerte que constituya la disolución amortiguadora: a mayor concentración menor variación final de pH y por lo tanto mayor capacidad de amortiguación.