

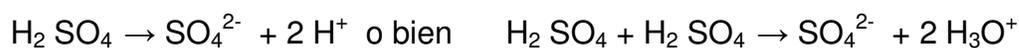
Tema 6 Reacciones de transferencia de protones. Ácidos y bases.

- Teoría de Arrhenius sobre ácidos y bases.
- Teoría de Brønsted-Lowry sobre ácidos y bases.
- Fuerza relativa de ácidos y bases.
- Constante de disociación de ácidos y bases débiles.
- Producto iónico del agua.
- Concepto de pH.
- Hidrólisis. Estudio cualitativo de los distintos casos.
- Neutralización.
- Volumetrías de neutralización. Indicadores.

Teoría de Arrhenius sobre ácidos y bases.

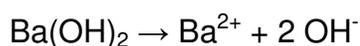
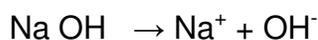
Ácido es aquella sustancia que en disolución acuosa produce iones hidrógeno H^+ , o bien iones hidronio H_3O^+ .

Ejemplos:



Base es aquella sustancia que en disolución acuosa produce iones hidróxido OH^- al disociarse.

Ejemplos:

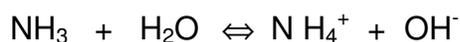
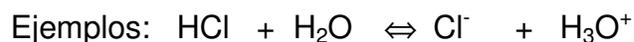
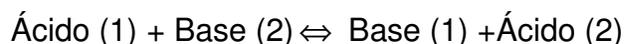


Teoría de Brønsted-Lowry sobre ácidos y bases.

Ácido es toda sustancia capaz de ceder protones H^+ .

Base es toda sustancia capaz de aceptar protones.

Por tanto cada ácido o cada base tendrán, respectivamente, una base o un ácido conjugado existiendo un equilibrio entre ambos.



Fíjate en estos ejemplos como el agua puede actuar como ácido o como base, a estas sustancias se le denominan **anfóteras**.

Fuerza relativa de ácidos y bases.

Se entiende por ácidos o bases fuertes, aquellos que en disolución acuosa se encuentran totalmente disociados, el equilibrio está totalmente desplazado hacia la derecha.



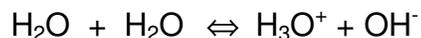
Si teníamos una concentración inicial de ácido, por ejemplo C mol/L, al final del mismo tendremos una concentración de $[Cl^-] = [H_3O^+] = C$ mol/L.

Son ejemplos de **ácidos fuertes**, HNO_3 , $HClO_4$, H_2SO_4 etc.

Para una **base fuerte** ocurrirá lo mismo que con los ácidos fuertes, ejemplo para el hidróxido sódico 0,1 M:

Producto iónico del agua.

Como hemos visto antes, el agua puede comportarse como un ácido o una base (anfótera).



Su constante de equilibrio se expresará como:

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \quad ; \quad K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w$$

A K_w se le denomina **producto iónico** del agua y su valor, a 25°C, es de $1 \cdot 10^{-14}$.

- En el agua pura $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ y por tanto $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$
- En medio ácido $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7}$
- En medio básico $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7}$

Como estas concentraciones son muy pequeñas se pueden expresar en términos de pH.

Concepto de pH.

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

Análogamente $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$

Como $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$ tomando logaritmos resultará:

$$\log[\text{H}_3\text{O}^+] = \log[\text{OH}^-] = -14 \quad \Rightarrow \quad \mathbf{\text{pH} + \text{pOH} = 14}$$

- En medio neutro $\Rightarrow \text{pH} = 7$
- En medio ácido $\Rightarrow \text{pH} < 7$
- En medio básico $\Rightarrow \text{pH} > 7$

De las definiciones de pH y pOH se pueden obtener las concentraciones de iones H_3O^+ y OH^- , útiles para algunos problemas:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \quad \text{análogamente} \quad [OH^-] = 10^{-pOH}$$

Hidrólisis. Estudio cualitativo de los distintos casos.

Hemos visto que el agua pura presenta un pH=7 (neutro). Sin embargo la existencia de ciertas sales disueltas en ella hace que el pH deje de ser 7. Veamos los diferentes casos que se pueden presentar.

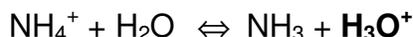
A. Disoluciones de sales de ácido fuerte y base fuerte: ejemplo, el cloruro sódico NaCl, si éste se disuelve en agua se produce su disociación completa en sus iones Na^+ y Cl^- , los cuales no reaccionan con el agua (formarían ácidos y bases fuertes que estarían totalmente disociados), por tanto su **pH se mantiene neutro, pH=7**. El proceso se puede explicar de la forma:



B. Disoluciones de sales de ácido fuerte y base débil: ejemplo, el cloruro amónico, NH_4Cl , en este caso:



Pero el ion amonio NH_4^+ si experimenta hidrólisis, ya que forma amoníaco NH_3 , que es una base débil.

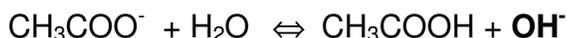


Vemos que la concentración de H_3O^+ aumenta por lo que el **pH será ácido, pH<7**.

C. Disoluciones de sales de ácido débil y base fuerte: ejemplo, acetato sódico CH_3COONa , en este caso:



En cambio el ion acetato CH_3COO^- si experimentará hidrólisis, se forma ácido acético, que es un ácido débil,



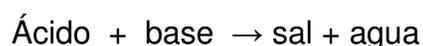
Ahora la concentración de iones OH^- ha aumentado por lo que su **pH será básico (pH>7)**

D. Disoluciones de sales de ácido débil y base débil: ejemplo, acetato amónico $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, en este caso los dos iones experimentarán hidrólisis, y el pH de la disolución vendrá determinado por los valores de las constantes K_a y K_b .

- Si $K_a > K_b$ la disolución será **ácida**, $\text{pH} < 7$.
- Si $K_a < K_b$ será **básica**, $\text{pH} > 7$.
- Si $K_a \approx K_b$ la disolución será prácticamente **neutra** y el $\text{pH} \approx 7$.

Neutralización.

Es la reacción entre un ácido y una base, originando sal y agua.



Se puede poner de forma abreviada: $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

Si la base no presenta OH^- : $\text{Ácido} + \text{base} \rightarrow \text{sal}$.

Volumetrías de neutralización.

Una **valoración ácido-base** es una técnica utilizada para determinar la concentración de una disolución de ácido o de base mediante la reacción completa con otra disolución de concentración conocida.

En esta valoración se mezclan gradualmente el ácido y la base en presencia de un indicador que cuando finaliza el proceso cambia de color. Este punto se llama **punto de equivalencia**.

El pH del punto de equivalencia depende del tipo de valoración:

- Valoración ácido fuerte base fuerte $\text{pH} = 7$.
- Valoración ácido débil base fuerte $\text{pH} > 7$
- Valoración ácido fuerte base débil $\text{pH} < 7$