Prof. Noemí Porcile

Disociación iónica

Los compuestos iónicos, y en general los compuestos moleculares que poseen enlace covalente polar, en **solución acuosa** se encuentran total o parcialmente en forma de iones. Este proceso se puede llamar disociación iónica u ionización.
La **disociación iónica** puede ser total o parcial.
Es **total** en aquellas especies químicas que en solución acuosa se presentan prácticamente en un **100% en forma de iones** (cationes y aniones).
Es **parcial** en aquellas especies químicas que en solución acuosa existen **simultáneamente** en forma de **iones** y de **moléculas.**

Disociación iónica
- **total**
  - ácidos fuertes
  - bases fuertes
  - sales (salvo excepciones)
- **parcial**
  - ácidos débiles
  - bases débiles

Electrolitos: son sustancias que fundidas o en solución acuosa conducen la corriente eléctrica.
Esto se debe a que están ionizadas o que se ionizan al disolverse en agua.
No electrolitos: son sustancias que se disuelven en agua y forman una solución que no conduce la electricidad. Por ejemplo glucosa, etanol, urea.

Los electrolitos se pueden clasificar en electrolitos fuertes y electrolitos débiles.

Las soluciones de los **electrolitos fuertes** conducen bien la electricidad. Ejemplos: ácidos y bases fuertes, casi todas las sales.
Las soluciones de los **electrolitos débiles** conducen mal la electricidad. Ejemplos: ácidos y bases débiles.

El agua es un electrolito débil, se ioniza parcialmente, tiene una conductividad muy pequeña pero medible, por lo tanto existen iones; las especies H^+ y OH^-
(El ion H^+ se encuentra asociado a un número n de moléculas de agua, $H(H_2O)_n^+$ Para simplificar lo representaremos como H^+, pero en realidad el protón no existe libre en solución acuosa. También es común representarlo como catión hidronio H_3O^+) .

$$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

La doble flecha indica que se trata de un proceso reversible y simultáneo. Se llega a un equilibrio dinámico, donde a una cierta temperatura las concentraciones de las especies implicadas permanecen constantes. En el agua pura la concentración del catión hidrogenión es igual a la del anión hidróxido.

Acidez y alcalinidad

En nuestra vida diaria estamos en contacto con soluciones ácidas y básicas (o alcalinas)
Existen sustancias llamadas "reactivos indicadores", que cambian de color según si el medio es más ácido o más básico. Por ejemplo el papel de tornasol es rojo en medio ácido y vira al azul en medio básico, el color violeta indica un medio neutro. El te se vuelve más amarillo cuando se le agrega limón.
Los reactivos indicadores son ácidos o bases débiles cuya forma molecular tiene distinto color que la forma ionizada.
Se define el pH como el logaritmo negativo de la concentración molar hidrogeniónica: **$pH = - \log H^+$**
si la concentración de H^+ es igual a la de OH^-, el pH es neutro y vale 7, si la concentración de H^+ es mayor que la de OH^-, el pH es ácido y es menor que 7 y si la concentración de OH^- es mayor que la de H^+ , la solución es alcalina y el pH es mayor que 7.

25 ºC	**Medio**		
	ACIDO $[H^+] > [OH^-]$	**NEUTRO** $[H^+] = [OH^-]$	**BASICO** $[H^+] < [OH^-]$
pH	**Menor que 7**	**Igual a 7**	**Mayor que 7**

Medio:

ACIDO **0** — **NEUTRO** **7** — **BASICO** **14**

aumento de la acidez — **neutro** — **aumento de la basisidad**

Ejemplos: El pH del agua pura es 7. El pH de una solución 0,2 molar de HCl es 0,7, el de una solución 0,2 molar de NaOH es 13,3. El mantenimiento del pH sanguíneo (7,4) es fundamental para la salud, los valores límites son 7,35 y 7,45 si se