

# T. 6 : REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES

## 1. Ácidos y bases

Los **ácidos** tienen sabor agrio. Disueltos en agua conducen la corriente eléctrica. Cambian de color con la adición de indicadores. Neutralizan a las bases formando sales. Reaccionan con algunos metales desprendiendo hidrógeno.

Las **bases** tienen sabor amargo. Disueltos en agua conducen la corriente eléctrica. Adquieren determinada coloración al añadir indicadores. Neutralizan a los ácidos formando sales.

## 2. Teoría de Arrhenius

Según Arrhenius, **ácido** es toda sustancia que en disolución acuosa produce iones hidrógeno ( $H^+$ ).  
 $HCl \rightleftharpoons Cl^-(aq.) + H^+(aq.)$        $HNO_3 \rightleftharpoons NO_3^-(aq.) + H^+(aq.)$

**Base** sería toda sustancia que en disolución acuosa produce iones hidróxido ( $OH^-$ ).

$NaOH \rightleftharpoons Na^+(aq.) + OH^-(aq.)$

**Neutralización** : reacción entre un ácido y una base para formar una sal y agua.

ÁCIDO + BASE  $\rightleftharpoons$  SAL + AGUA       $HCl + NaOH \rightleftharpoons NaCl + H_2O$

### • Inconvenientes de la teoría

- El carácter ácido o básico en esta teoría queda limitado a la presencia de agua. Sin embargo, se conocen reacciones ácido-base que tienen lugar en ausencia de agua :  $HCl + NH_3 \rightleftharpoons NH_4Cl$
- No puede explicar las propiedades básicas del amoníaco o de los carbonatos.

## 3. Teoría de Brönsted y Lowry

Según esta teoría, **ácido** es toda sustancia capaz de ceder protones y base es toda sustancia capaz de captar protones.

$HCl + H_2O \rightleftharpoons Cl^- + H_3O^+$

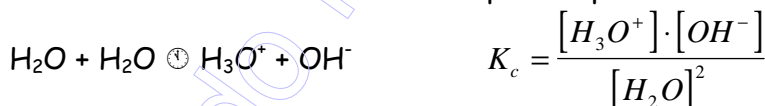
$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

A las especies que se diferencian en un protón se les llama par ácido/base conjugada.

Las reacciones ácido-base en esta teoría consisten en la transferencia de protones (del ácido a la base). A las sustancias que pueden actuar como ácidos o como bases se les llama anfóteros.

## 4. Ionización del agua. Concepto de pH.

El agua pura conduce la corriente eléctrica, aunque en pequeña medida. Esto significa que en ella existen iones. Estos iones sólo pueden proceder de la autoionización del agua :



$$[H_2O] = n/V = (1000/18)/1 = 55,5 \text{ M}$$

$$K_w = 1,0 \cdot 10^{-14} \text{ a } 25^\circ$$

$$K_c \cdot [H_2O]^2 = K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$$

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ M} \quad \text{Neutra}$$

$$[H_3O^+] > 1 \cdot 10^{-7} \text{ M} \quad \text{Ácida}$$

$$[H_3O^+] < 1 \cdot 10^{-7} \text{ M} \quad \text{Básica}$$

Para evitar trabajar con números tan pequeños, Sorensen introdujo el concepto de pH.

$$pH = - \log [H_3O^+]$$

$$pH = 7 \quad \text{Neutra}$$

$$pH < 7 \quad \text{Ácida}$$

pH > 7      Básica

## 5. Constante de disociación

Si un ácido es más fuerte que otro significa que tiene mayor tendencia a ceder protones. Análogamente sucede con las bases y su tendencia a captar protones. Para comparar la fuerza relativa de un ácido o de una base podemos aplicar la ley de acción de masas a la reacción de ese ácido o de esa base con agua, y comparar las constantes de equilibrio.

Consideremos un ácido AH :



$$K_c = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[AH] \cdot [H_2O]} \quad K_c \cdot [H_2O] = K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[AH]}$$

$K_a$  = constante de acidez, de disociación o de ionización

Cuanto mayor sea  $K_a$  más fuerte será el ácido. Ácidos muy fuertes son  $HClO_4$ , HI, HCl,  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ . En agua se disocian totalmente, por lo que  $\alpha = 1$  y  $K_a = \infty$ . En los ácidos débiles  $\alpha < 1$ .

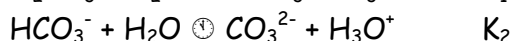
El agua es un disolvente nivelador para los ácidos fuertes, porque en disolución acuosa la especie ácida más fuerte que puede haber presente es el ion hidronio.

Para las bases también hay una constante de basicidad :



$K_a \cdot K_b = K_w$  para ácidos y bases conjugados.

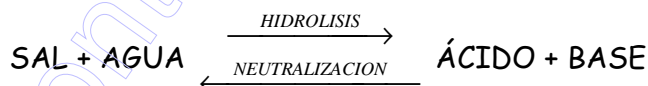
### • Ácidos polipróticos



$K_1 > K_2$

## 6. Hidrólisis

Al disolver algunas sales neutras en agua las disoluciones resultan ácidas o básicas. Esto se debe a que alguno de los iones de la sal reacciona con agua y se forman iones hidronio o iones hidróxido, con lo que la disolución deja de ser neutra. A la reacción de una sal con agua se le llama **hidrólisis** :



### 1. Sal de ácido fuerte y base fuerte

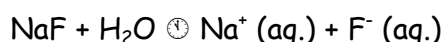


$Na^+ + H_2O \rightarrow$  no reacciona pues es un ion débil ya que su base es fuerte.

$Cl^- + H_2O \rightarrow$  no reacciona pues es un ion débil ya que su ácido es fuerte.

No hay hidrólisis y la disolución es **neutra**

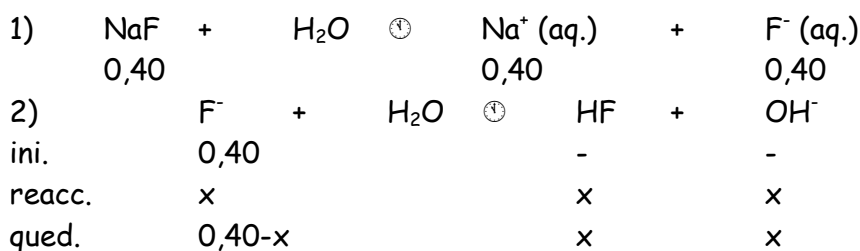
### 2. Sal de ácido débil y base fuerte



$Na^+ + H_2O \rightarrow$  no reacciona pues es un ion débil ya que su base es fuerte.

$F^- + H_2O \rightleftharpoons HF + OH^- \rightarrow$  En la disolución se producen iones hidróxido con lo que será **básica** y el pH > 7.

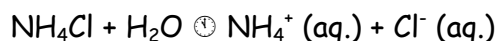
Ejemplo :



$$K_h = \frac{[HF] \cdot [OH^-]}{[F^-]} = \frac{x^2}{0,40 - x}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

### 3. Sal de ácido fuerte y base débil



Cl<sup>-</sup> + H<sub>2</sub>O → no reacciona pues es un ion débil ya que su ácido es fuerte.

NH<sub>4</sub><sup>+</sup> + H<sub>2</sub>O ⊕ NH<sub>3</sub> + H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> → En la disolución se producen iones hidronio con lo que será **ácida** y el pH < 7.

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

### 4. Sal de ácido débil y base débil

Según la fuerza relativa del ácido y de la base tendremos uno de los casos anteriores.

### 7. Indicadores ácido-base

Los indicadores ácido base son sustancias que tienen la propiedad de cambiar de color según sea el pH de la disolución. Se utilizan en valoraciones ácido-base y para conocer de forma cualitativa el pH de una disolución. Los indicadores son ácidos o bases orgánicos débiles.

Sea un indicador InH (débil)

In → parte orgánica



InH → color 1

In<sup>-</sup> → color 2

a) Supongamos que **añadimos un ácido** a la disolución: el equilibrio que se desplaza hacia la izquierda (pues añadimos protones o iones hidronio), entonces predomina el **color 1**.

b) Supongamos que **añadimos una base** a la disolución: H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> + OH<sup>-</sup> ⊕ 2H<sub>2</sub>O → el equilibrio se desplaza hacia la derecha. Predomina el **color 2**.

El cambio de color no se aprecia hasta que la concentración de la especie disociada o no disociada es diez veces superior a la de la otra especie. Por esta razón el cambio de color no se produce a un pH fijo sino en un intervalo de pH llamado intervalo de viraje. Cada indicador tiene un intervalo de viraje determinado:

Fenolftaleína      pH 8-10

Naranja de metilo      pH 3-5

El cambio de color del indicador en una valoración se produce en el punto final.

### 8. Valoraciones ácido-base

Para conocer la concentración de una disolución ácida o básica se emplea una teoría llamada **valoración ácido-base**. En este proceso se miden experimentalmente volúmenes de sendas disoluciones de ácido y de base, por eso también se les llama volumetrías de neutralización.

Sus cálculos se basan en lo siguiente:



Número de equivalentes de ácido = número de equivalentes de base

$$N_a \cdot V_a = N_b \cdot V_b$$

Cuando se añade el mismo número de equivalentes de ácido que de base había se llega al **punto de equivalencia**. Empleando un indicador adecuado en ese instante se producirá también el **cambio de color** del indicador (punto final de la valoración). Para valorar ácidos fuertes con bases fuertes se puede utilizar cualquier indicador cuyo intervalo de viraje esté comprendido entre  $\text{pH} = 4$  y  $\text{pH} = 10$ . En estos casos el punto de equivalencia corresponde a  $\text{pH} = 7$ . Si se valora un ácido o una base débiles, al llegar al punto de equivalencia se produce hidrólisis, con lo que el  $\text{pH}$  será distinto de 7. En este caso hay que utilizar un indicador cuyo intervalo de viraje sea próximo al  $\text{pH}$  de la disolución.

Si  $\text{pH} > 7$  Fenolftaleína

Si  $\text{pH} < 7$  Naranja de metilo

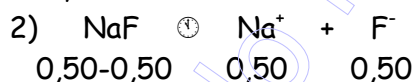
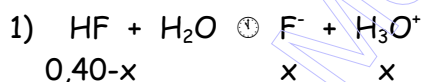
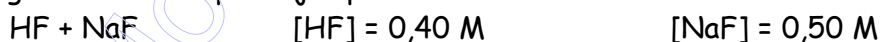
### • Método experimental

1. Se mide con la pipeta un determinado volumen de la disolución a valorar y se transfiere a un erlenmeyer.
2. Se diluye en agua el contenido del erlenmeyer.
3. Se añaden unas gotas de indicador.
4. Se llena la bureta con agente valorante de concentración conocida.
5. Se vierte el contenido de la bureta gota a gota en el erlenmeyer a la vez que se agita éste. Se deja de añadir cuando la disolución cambia de color y se mide el volumen de agente valorante que se ha añadido.
6. Se utiliza la fórmula  $N_a \cdot V_a = N_b \cdot V_b$  para calcular lo necesario.

## 9. Disoluciones reguladoras

Se llaman así a un tipo de disoluciones que tienen la propiedad de **mantener un pH casi constante** aunque se añadan pequeñas cantidades de ácido o de base. Este tipo de disoluciones tiene gran importancia biológica puesto que las reacciones químicas en los organismos de los seres vivos son muy sensibles a los cambios de  $\text{pH}$ . La sangre, por ejemplo, mantiene un  $\text{pH}$  de 7,4.

Las disoluciones reguladoras están formadas o bien por una **base débil** y una **sal de su ácido conjugado**, o bien por un **ácido débil** y una **sal de su base conjugada**. También se llaman disoluciones amortiguadoras o tampón. Ejemplo :



$$K_a = \frac{[\text{F}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HF}]} = \frac{(0,50 + x) \cdot x}{0,40}$$

#### a) Añadimos un ácido (añadimos $\text{H}_3\text{O}^+$ )

Según el principio de Le Chatelier el equilibrio 1 se desplazará hacia la izquierda, es decir, los iones hidronio que se añadan reaccionarán con los  $\text{F}^-$ , formándose HF, de modo que la concentración de  $\text{H}_3\text{O}^+$  en el equilibrio prácticamente no variará.

#### b) Añadimos una base (añadimos $\text{OH}^-$ )

Los iones hidroxilo reaccionarán con los iones hidronio y formarán agua :  $\text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$

Según el principio de Le Chatelier el equilibrio se opondrá al gasto de  $\text{H}_3\text{O}^+$  desplazándose hacia la derecha, con lo que las concentraciones no variarán.

Eduardo Montoya Marín [cc-by-nc-sa]