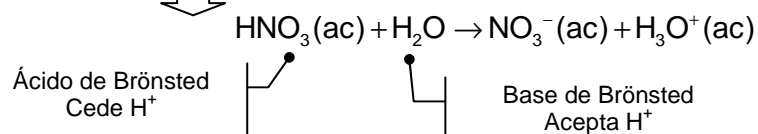




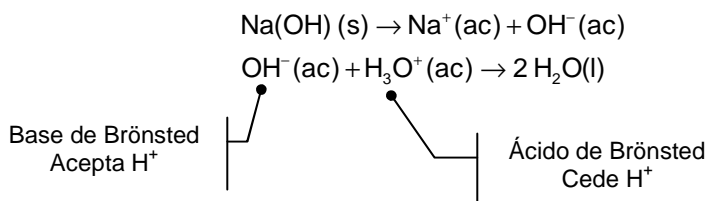
Brønsted y Lowry

Según la teoría de Brønsted y Lowry:
Ácido es toda sustancia capaz de ceder H⁺
Base es toda sustancia capaz de aceptar H⁺

La definición de Brønsted-Lowry lleva a la conclusión de que las reacciones ácido-base son en realidad **reacciones de transferencia de H⁺**, lo que implica una especie que done y otra que acepte.



En el caso de los hidróxidos **lo que es una base de Brønsted es el ión hidróxido (OH⁻)** que se forma cuando el compuesto se disuelve en agua, ya que puede aceptar un protón:



Según la teoría de Brønsted cuando un ácido cede un H⁺ se transforma en una especie que puede aceptar H⁺. Esto, es, en una base de Brønsted. De forma análoga cuando una base capta un H⁺ se transforma en una especie capaz de ceder H⁺. Esto es, en un ácido.

Se denomina **base conjugada** de un ácido de Brønsted a **la especie que resulta tras ceder un H⁺**.

Se denomina **ácido conjugado** de una base de Brønsted a **la especie que resulta tras captar un H⁺**.



Sørensen

Sørensen propuso (en 1909) **la escala pH** para medir la acidez de las disoluciones acuosas:

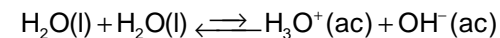
Se define el pH como el logaritmo negativo de la concentración molar de iones H₃O⁺:

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

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

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

El agua es capaz de actuar como ácido o como base estableciéndose un equilibrio conocido como **equilibrio de autoionización**, según el cual algunas moléculas de agua (muy pocas) están ionizadas:



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

Para el agua pura, y a 25 °C, el valor de Kw es 10⁻¹⁴:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2; [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Para el agua pura:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log [10^{-7}] = 7$$

Cualquier sustancia ácida dará lugar a una concentración de iones H₃O⁺ superior a 10⁻⁷ (10⁻⁶, 10⁻⁵, 10⁻⁴...) y **tendrá un pH inferior a 7**.

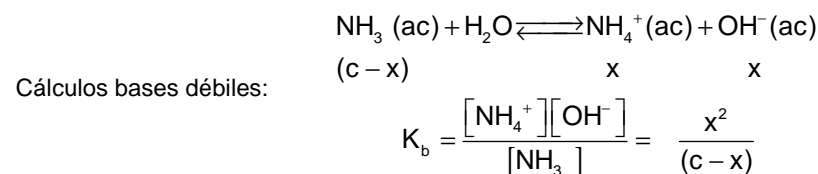
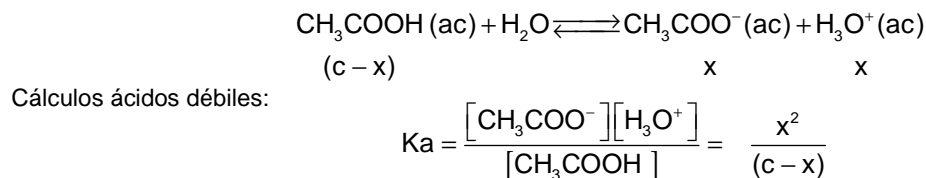
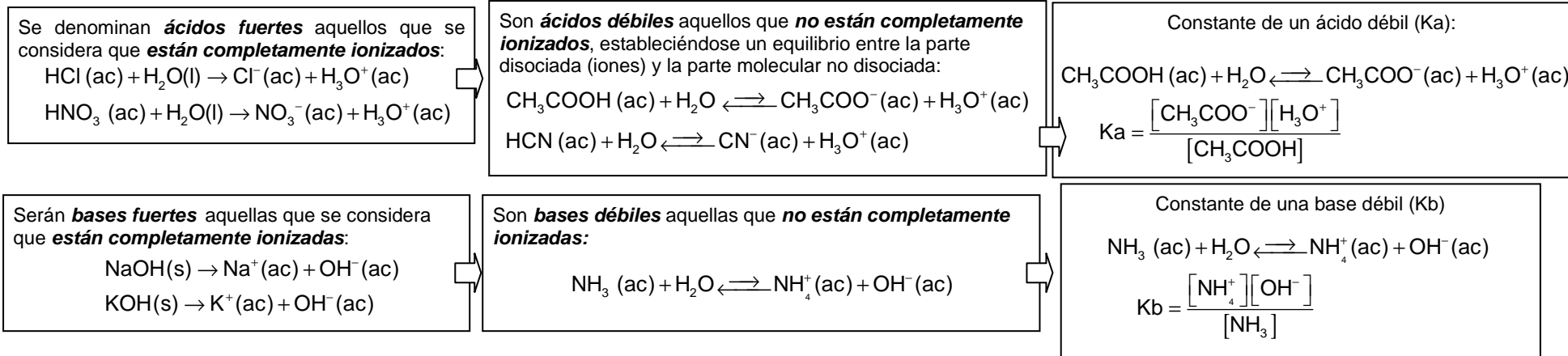
Cualquier sustancia básica dará lugar a una concentración de iones H₃O⁺ inferior a 10⁻⁷ (10⁻⁸, 10⁻⁹, 10⁻¹⁰...) y **tendrá un pH superior a 7**.

pH > 7 Básico

pH = 7 Neutro

pH < 7 Ácido





Las sales, que en disolución deberían ser sustancias neutras, pueden dar valores de pH por encima o por debajo de siete, debido a que en algunas ocasiones **los iones resultantes de la disociación de la sal pueden reaccionar con el agua (reacción de hidrólisis)**

- Sales procedentes de un ácido fuerte (HCl, HNO₃...) y una base fuerte** (hidróxidos de metales alcalinos o alcalino-térreos).
No hay hidrólisis. **La disolución resultante será neutra (pH=7,0).**
- Sales procedentes de un ácido débil (CH₃COOH, HCN...) y una base fuerte (hidróxidos de metales alcalinos o alcalino-térreos).**
El anión sufre hidrólisis, generando OH⁻, **la disolución resultante será básica (pH>7,0).**

$$\text{NaCH}_3\text{COOH (s)} \longrightarrow \text{Na}^+ \text{ (ac)} + \text{CH}_3\text{COO}^- \text{ (ac)} \quad \text{CH}_3\text{COO}^- \text{ (ac)} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH (ac)} + \text{OH}^- \text{ (ac)}$$
- Sales procedentes de un ácido fuerte (HCl, HNO₃, H₂SO₄...) y una base débil (NH₃).**
El catión sufre hidrólisis, generando H⁺, **la disolución resultante será ácida (pH<7,0).**

$$\text{NH}_4\text{Cl (s)} \longrightarrow \text{NH}_4^+ \text{ (ac)} + \text{Cl}^- \text{ (ac)} \quad \text{NH}_4^+ \text{ (ac)} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \text{ (ac)} + \text{H}_3\text{O}^+ \text{ (ac)}$$
- Sales procedentes de un ácido débil (CH₃COOH, HCN...) y una base débil (NH₃).**
Ambos iones sufren hidrólisis. El que la disolución sea ácida o básica dependerá del valor de las respectivas constantes de hidrólisis.

$$\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO (s)} \longrightarrow \text{NH}_4^+ \text{ (ac)} + \text{CH}_3\text{COO}^- \text{ (ac)}$$

Las llamadas **disoluciones reguladoras, amortiguadoras, tampones o buffer pueden mantener el pH prácticamente invariable aunque se adicionen cantidades moderadas de un ácido o una base.**

Disolución reguladora

Un ácido débil
Una sal procedente del ácido y de una base fuerte
 Ejemplo: NaCH₃COO/CH₃COOH

Disolución reguladora

Una base débil
Una sal procedente de la base y de un ácido fuerte
 Ejemplo: NH₄Cl/NH₃

Disolución reguladora NaCH₃COO/CH₃COOH

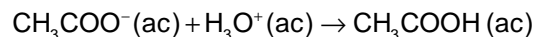
La sal estará totalmente disociada: NaCH₃COO (s) → CH₃COO⁻ (ac) + Na⁺ (ac)

El ácido (débil) estará disociado solo en parte:



Hay que tener en cuenta que **el ácido estará mucho menos disociado que en agua pura**, ya que la existencia de los iones acetato (CH₃COO⁻) procedentes de la disociación de la sal provocará que el equilibrio se desplace hacia la izquierda

Si ahora se añade un ácido (H₃O⁺) los abundantes iones acetato, procedentes de la sal, reaccionarán con ellos retirándolos de la disolución según:

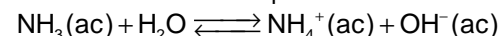


Si se añade una base los iones OH⁻ son neutralizados por los iones H₃O⁺, procedentes de la disociación del ácido débil: OH⁻ (ac) + H₃O⁺ (ac) → 2 H₂O

Disolución reguladora NH₄Cl/NH₃

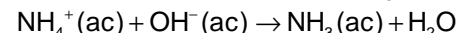
La sal estará totalmente disociada: NH₄Cl (s) → Cl⁻ (ac) + NH₄⁺ (ac)

La base (débil) estará disociada solo en parte:



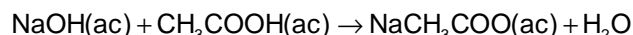
Hay que tener en cuenta que **la base estará mucho menos disociada que en agua pura**, ya que la existencia de los NH₄⁺ procedentes de la disociación de la sal provocará que el equilibrio se desplace hacia la izquierda (NH₃ sin disociar).

Si ahora se añade una base (OH⁻), los abundantes iones NH₄⁺, procedentes de la sal, reaccionarán con ellos retirándolos de la disolución según:



Si se añade un ácido los iones H₃O⁺ son neutralizados por los iones OH⁻ procedentes de la disociación de la base débil: OH⁻ (ac) + H₃O⁺ (ac) → 2 H₂O

La reacción entre un ácido y una base recibe el nombre de **reacción de neutralización**:



En la valoraciones se emplea una disolución de concentración conocida (disolución patrón), que se agrega lentamente, mediante una bureta, a un volumen conocido de la disolución de la cual se quiere saber su concentración (analito) hasta neutralización completa.

Para determinar el final de la valoración (punto final) se emplea un indicador ácido-base, que nos señalará con un brusco cambio de color el final del proceso.

El indicador debe elegirse de forma que su intervalo de viraje esté comprendido en la zona en la que se produce el salto de pH (zona vertical en la gráfica), aunque **cuanto más cercano esté el intervalo de viraje al punto de equivalencia mejor se apreciará el punto final de la valoración.**

