

Equilibrio Ácido-Base

Departamento de Física y Química
IES Fuerte de Cortadura



Equilibrio Ácido-Base

Introducción.

Los ácidos y las bases son sustancias conocidas desde muy antiguo. En 1663 Robert Boyle determinó que eran capaces de enrojecer pigmentos como el tornasol y precipitar azufre en soluciones alcalinas.

En el s. XVIII se descubrieron otras propiedades.

Las propiedades de las bases parecían opuestas a las de los ácidos pues al reaccionar con ellos neutralizaban sus acciones.

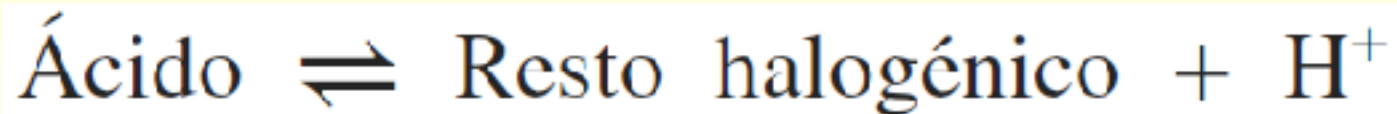
En 1834 se descubrió que las disoluciones acuosas de ácidos o bases eran conductoras de la corriente eléctrica.

Propiedades de estas sustancias

Ácidos	Bases
Tienen sabor agrio	Tienen sabor a cáustico
Enrojecen la tintura de tornasol	Azulean la tintura de tornasol
Decoloran la fenolftaleína enrojecida por las bases	Enrojecen la fenolftaleína
Producen efervescencia en el mármol	Producen una sensación untuosa al tacto
Reaccionan con metales desprendiendo hidrógeno	
Neutralizan la acción de las bases	Neutralizan los ácidos
En disolución acuosa conducen electricidad	En disolución acuosa conducen electricidad

Teoría de Arrhenius

En 1884 propuso que un ácido al disolverse en agua se disocia en dos iones de cargas iguales y contrarias.



Teoría de Arrhenius

Algunos ejemplos serían:



En resumen, ácido (según Arrhenius) es toda sustancia que en disolución acuosa origina iones hidrógeno.

Teoría de Arrhenius

Cuando las bases se disuelven en agua les sucede un proceso análogo al de los ácidos: se disocian dando iones metálicos e iones hidroxilos.



Teoría de Arrhenius

Por ejemplo:



Por tanto, base (según Arrhenius) es toda sustancia que, al disolverla en agua, libera iones hidroxilo.

En disolución acuosa tanto los cationes hidrógeno como los aniones hidroxilo se encuentran hidratados.



Ley de acción de masas y constante de equilibrio.

Desde la teoría de Arrhenius es posible aplicar la ley de acción de masas a los equilibrios de disociación de los ácidos y las bases en disolución acuosa.

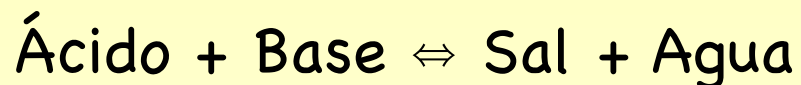


$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}^+]}{[\text{HA}]}$$

$$K_b = \frac{[\text{M}^+][\text{OH}^-]}{[\text{MOH}]}$$

La neutralización según Arrhenius

La neutralización consiste en la combinación de los iones H^+ y OH^- para formar moléculas de agua.



Todas las reacciones de neutralización son análogas, de hecho la entalpía de neutralización es de $-13,6$ Kcal/mol, independientemente de la naturaleza del ácido o de la base.

La reacción inversa a la neutralización se denomina hidrólisis.

La hidrólisis sólo es apreciable cuando se trata de sales provenientes de ácidos o bases débiles.

Limitaciones de la Teoría de Arrhenius

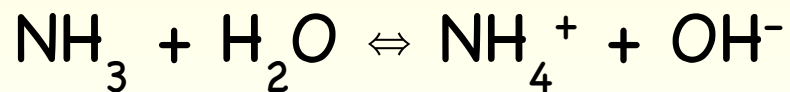
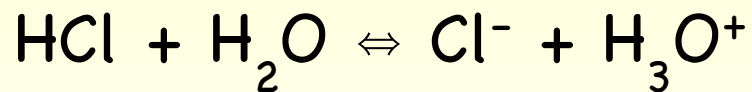
- Los cationes hidrógeno no pueden existir libres en disolución.
- Hay sustancias que no poseen grupos hidroxilo y que presentan un marcado carácter básico.
- Sólo se puede aplicar a las disoluciones acuosas, y sin embargo existen sustancias que disueltas en disolventes no acuosos presentan características ácidas y básicas.

Teoría de Brönsted y Lowry

En 1923 Brönsted y Lowry propusieron una definición más general de ácidos y bases.

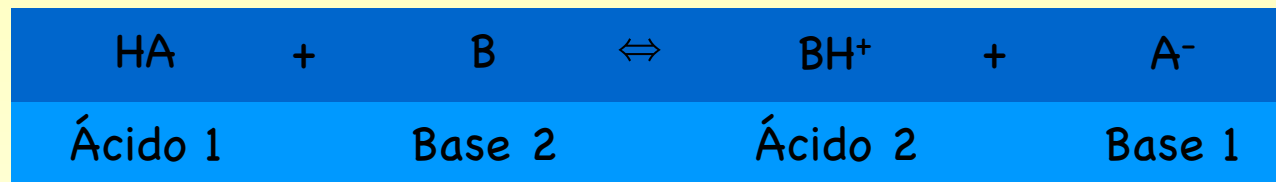
El carácter ácido se debe a su facilidad de ceder protones. Pero, ningún ácido es capaz de ceder protones si no están en presencia de otras sustancias capaces de aceptarlos, y que reciben el nombre de bases.

Ejemplos:



Teoría de Brønsted y Lowry

Ácidos y Bases Conjugadas



- Base 1 es la base conjugada del Ácido 1
- Base 2 es la base conjugada del Ácido 2
- Ácido 1 y Base 1 forman un par ácido-base conjugado.
- Ácido 2 y Base 2 forman un par ácido-base conjugado.

Teoría de Brønsted y Lowry

Ejercicio

Determina que papel desempeña cada especie en la reacción:



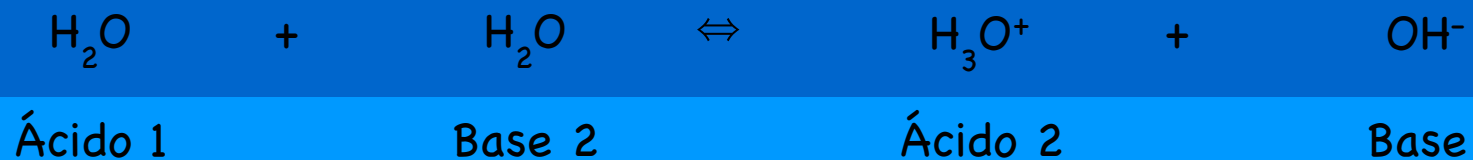
Algunas sustancias pueden actuar como ácido o como base, dependiendo de las otras sustancias a las que se enfrente.

Estas sustancias se denominan anfipróticas o anfóteras.

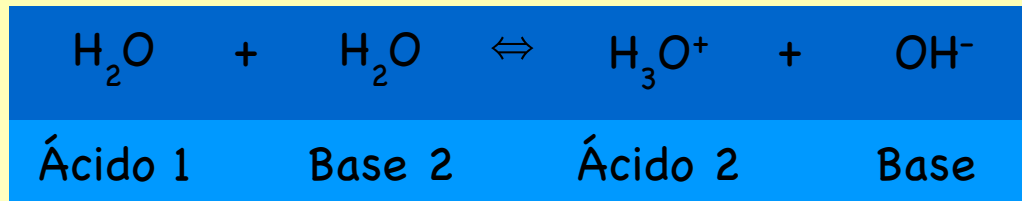
Ionización del agua



- Agua pura
- Conductividad
- Presencia de iones



Ionización del agua



Aplicando a este equilibrio la ley de acción de masas y sabiendo que la concentración del agua es prácticamente constante: 55,5 mol/lit, y por lo tanto se puede incluir en la constante nos queda:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \text{ que a } 25^\circ\text{C} \text{ es de } 1 \cdot 10^{-14}$$

Constante de ionización
Constante de disociación
Constante de autoionización
Producto iónico del agua

Ionización del agua

- Cuando el agua es pura $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$.
- Toda disolución acuosa que cumple esta condición se dice que es neutra.
- Cuando se disuelve ácido en agua, aumenta $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y por tanto disminuirá $[\text{OH}^-]$. Y algo análogo ocurre al disolver una base en agua.

Ionización del agua

¿Cuál es la concentración del catión hidrónio en una disolución acuosa 0,1 molar de HCl, supuesto totalmente disociado?

Nota:

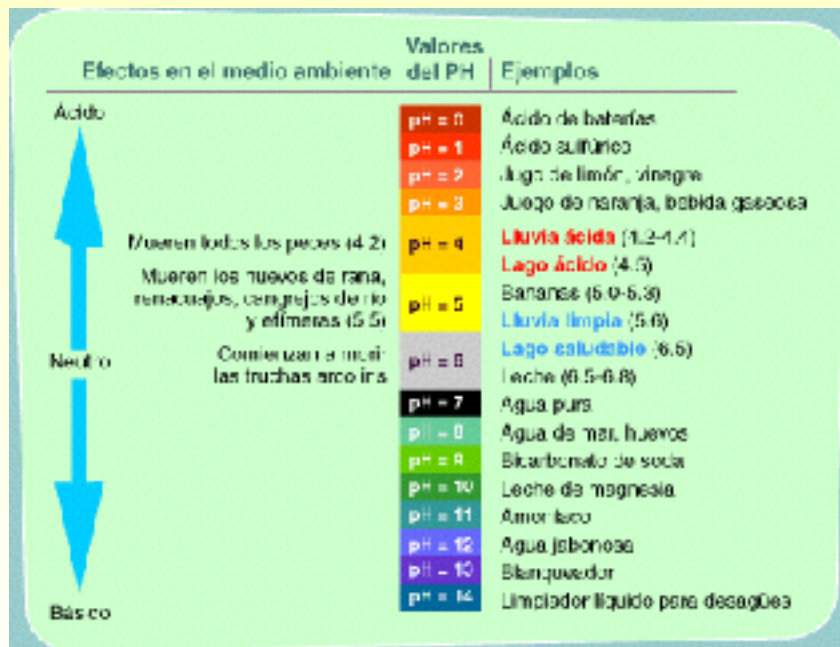
0,1 molar

(nota: sólo si [HCl] fuese menor a 10^{-7} M habría que tener en cuenta los iones hidrónio producidos por la ionización del agua)

Notación pH y pOH

El pH es el logaritmo decimal, cambiado de signo, de la concentración de cationes hidronio de la disolución.

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



- Disolución ácida: $\text{pH} < 7$
- Disolución neutra: $\text{pH} = 7$
- Disolución básica: $\text{pH} > 7$

- El pOH
- Relación con el pH
- pKa y pKb

Dos ejercicios sencillos

¿Cuál es el pH de una disolución acuosa 0,05 M de ácido clorhídrico?

1,30

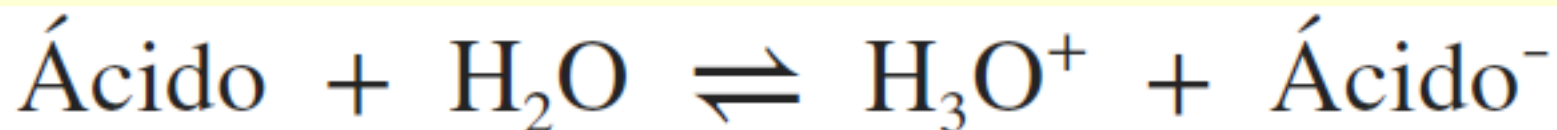
¿Cuál es la concentración de iones OH^- es una disolución de $\text{pH} = 10,40$?

$2,5 \cdot 10^{-4}$ molar

Fuerza de un ácido/base

Cuanto más fuerte sea un ácido, tanto más débil será su base conjugada, y viceversa.

La fuerza de un ácido o una base puede medirse por el valor de las correspondientes constantes de disociación.

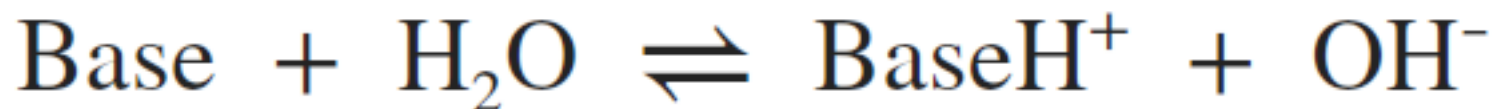


$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Acido}^-]}{[\text{Ácido}]}$$

Fuerza de un ácido/base

Cuanto más fuerte sea una base, tanto más débil será su ácido conjugado, y viceversa.

La fuerza de un ácido o una base puede medirse por el valor de las correspondientes constantes de disociación.



$$K_b = \frac{[\text{BaseH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{Base}]}$$

Cálculo del pH

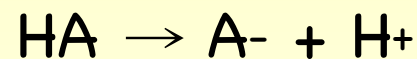
Nos interesará conocer el pH de la disolución. Si la disociación es parcial, se podrá calcular también el grado de disociación.

Para facilitar el cálculo distinguiremos entre ácidos y bases fuertes y débiles.

Cálculo del pH

Disolución de un ácido fuerte

La concentración inicial del ácido será C_a y el proceso vendrá descrito por la ecuación:



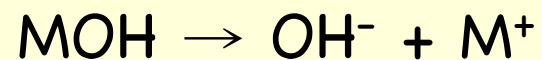
Al ser un ácido fuerte, se encontrará totalmente disociado y $[H^+] = C_a$

el pH es por tanto el $-\log(C_a)$

Cálculo del pH

Disolución de una base fuerte

La concentración inicial de la base será C_b y el proceso se puede describir por:

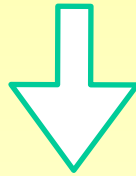


el pOH es por tanto el $-\log(C_b)$

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

Cálculo del pH

Ejercicios

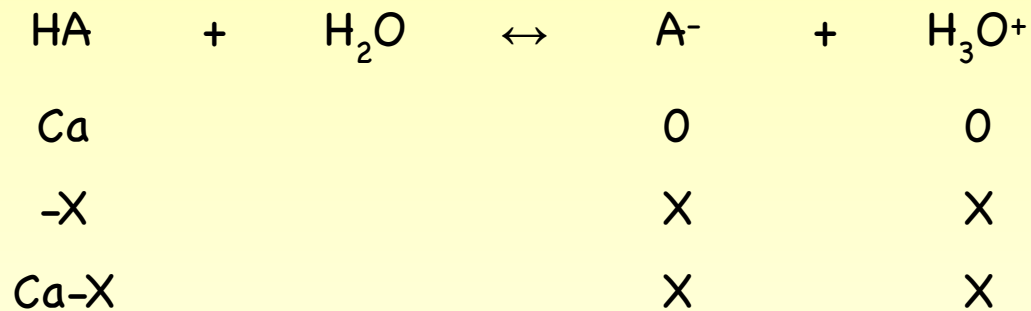
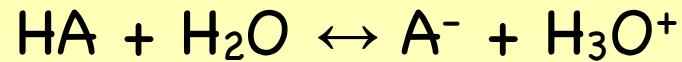


- Calcular el pH de una disolución 10^{-4} M de ácido clorhídrico.
- Calcular el pH de una disolución 10^{-4} M de sosa.



Disolución de un ácido débil

Un ácido débil en disolución acuosa estará parcialmente disociado.



Para constantes de disociación mayores de 10^{-7} no es necesario tener en cuenta la autoprotólisis del agua ya que es pequeño el aporte de esta de iones hidrónio.

$$K_a = \frac{x \cdot x}{Ca - x}$$

Si, C_a es mucho mayor que K_a (tres órdenes de magnitud), la expresión anterior puede simplificarse quedando de la siguiente forma:

$$K_a = \frac{X \cdot X}{C_a - X}$$

$$X = \sqrt{K_a C_a}$$

$$pH = -\log x$$

$$K_a = \frac{X \cdot X}{C_a}$$

$$K_a = \frac{X \cdot X}{C_a - X}$$

A partir de aquí, es posible calcular las concentraciones de las especies en el equilibrio y el grado de disociación.

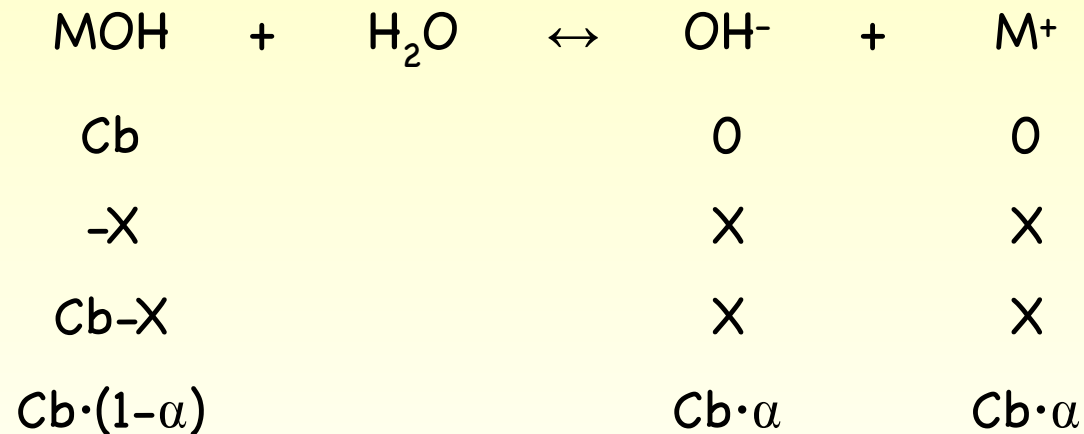
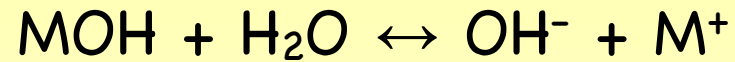
$$\alpha = \frac{\text{Reactivo disociado}}{\text{Reactivo inicial}}$$

Ejercicio

Calcula el pH y el grado de disociación de una disolución de ácido acético que sea 0,1 M, sabiendo que $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Disolución de una base débil

Una base débil en disolución acuosa estará parcialmente disociada.



Disolución de una base débil

Las ecuaciones son similares a las obtenidas para el caso de las bases.

$$K_b = \frac{X \cdot X}{C_b - X}$$



$$X^2 + K_b \cdot X - K_b \cdot C_b = 0$$



Unos cuantos problemas

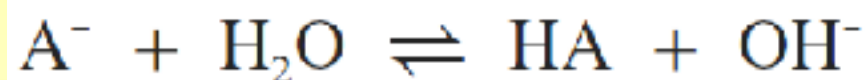
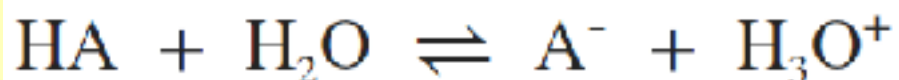
Determinar cuál debe ser la concentración de una disolución de NaOH para que su pH sea 11,48.

Determina cuál debe ser la concentración de una disolución de amoníaco ($K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$) para que su pH sea 11,48.

Calcula el pH y el grado de disociación de una disolución 0,1 M de ácido butanóico cuya $K_a = 1,5 \cdot 10^{-5}$ [2,91; 0,0122]

Sabiendo que el pH de una disolución 0,01 M de amoníaco es 10,63, calcula su K_b . [$1,9 \cdot 10^{-5}$]

Relación entre K_a y K_b de su base conjugada



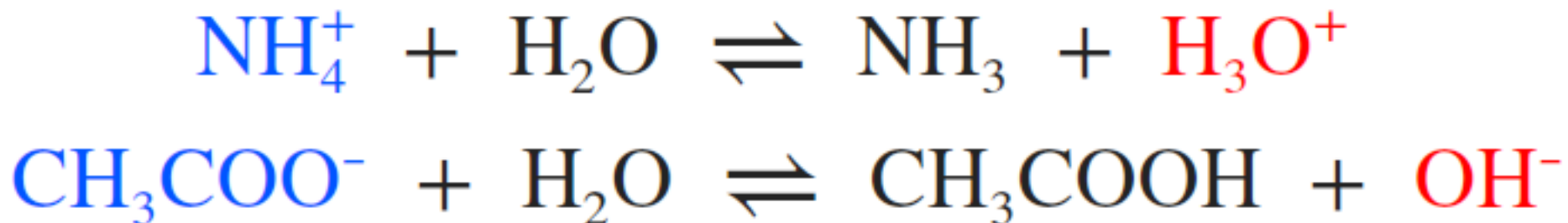
$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

$$K_b = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]}$$

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

Hidrólisis

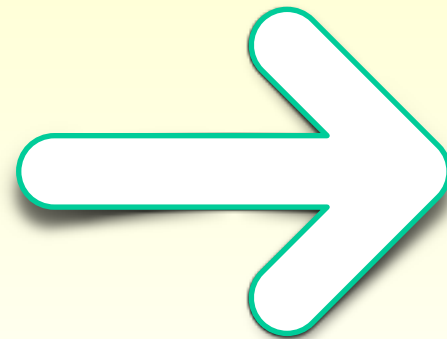
- Hay muchas sales que presentan un comportamiento ácido o básico.
- Los iones procedentes de la disociación de la sal reaccionan con el agua en un proceso conocido como **hidrólisis**.



Hidrólisis

- El proceso está gobernado por la correspondiente constante de equilibrio.

La disolución de una sal será:



Neutra	Si la sal está compuesta por la base conjugada de un ácido fuerte y el ácido conjugado de una base fuerte	NaCl	NaOH HCl
Ácida	Si la sal está formada por la base conjugada de un ácido fuerte y el ácido conjugado de una base débil	NH_4Cl	NH_4OH HCl
Básica	Si la sal está formada por la base conjugada de un ácido débil y el ácido conjugado de una base fuerte	CH_3COONa	CH_3COOH NaOH
Moderadamente ácida o básica	Si la sal está formada por la base conjugada de un ácido débil y el ácido conjugado de una base débil. (Depende del valor de las constantes)	$\text{CH}_3\text{COONH}_4$	NH_4OH CH_3COOH

Soluciones Reguladoras

(Oxford Educación)

En ocasiones es importante controlar el pH de las disoluciones, como es el caso de los procesos biológicos. Un cambio del pH puede tener efectos muy negativos. En el caso de la sangre una variación de 0,6 unidades de pH puede ser mortal.

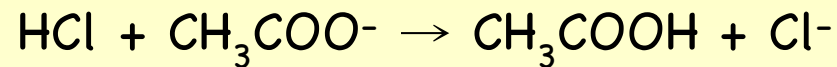
Las disoluciones reguladoras (amortiguadoras o tampón) tienen la propiedad de mantener fijo el pH del medio ante pequeñas adiciones de un ácido o una base fuerte.

Hay de dos tipos:

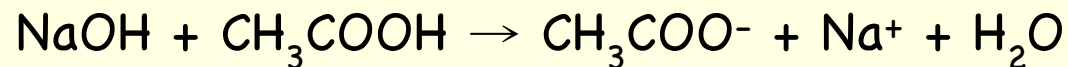
- ✓ Ácido débil más una sal de ese ácido débil. (Ác. Acético + Acetato de amonio)
- ✓ Base débil más una sal de esa base débil. (Amoniaco + Cloruro de amonio)

Mecanismo de regulación de la solución (ácido débil)/(sal del ácido)

Si añadimos un poco de ácido fuerte, reaccionará con la forma aniónica de la sal del ácido aumentando la concentración del ácido débil.

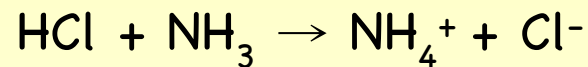


Si añadimos una pequeña cantidad de una base fuerte, reaccionará con la especie ácida y aumentará la concentración de la sal.

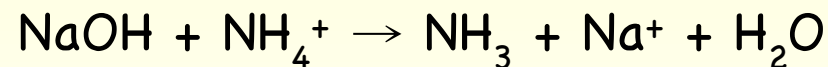


Mecanismo de regulación de la solución (base débil)/(sal de la base)

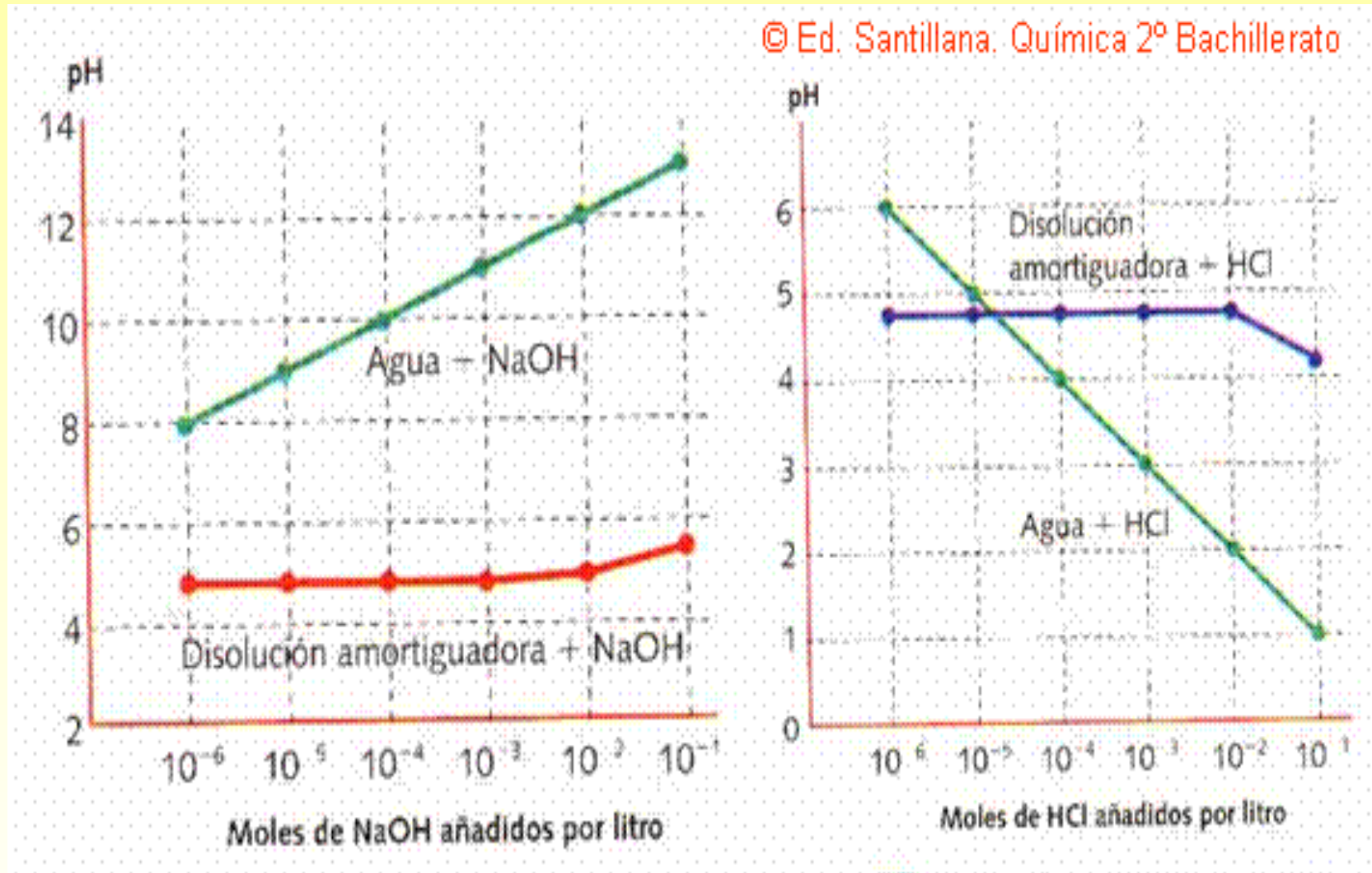
Si añadimos un poco de ácido fuerte, reaccionará con la base aumentando la concentración del catión de la sal.



Si añadimos una pequeña cantidad de una base fuerte, reaccionará con la especie ácida que es el catión de la sal y aumentará la concentración de la base débil.



Eficacia de las Disoluciones Amortiguadoras



Aquí finaliza la parte teórica

