

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.

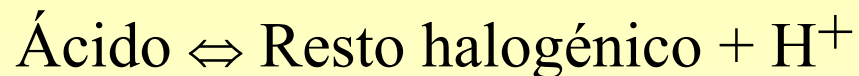
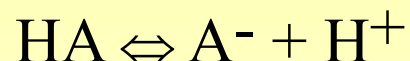
En 1834 se descubrió que las disoluciones acuosas de ácidos o bases eran conductoras de la corriente eléctrica.

Propiedades de estas sustancias

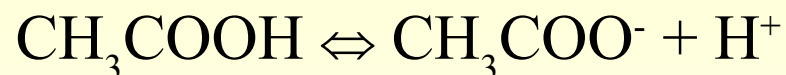
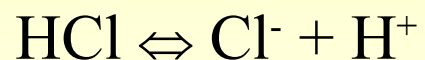
Ácidos	Bases
Tienen sabor agrio	Tienen sabor a cáustico
Enrojecen la tintura de tornasol	Azulean la tintura de tornasol
Decoloran la fenolftaleína enrojecida por las bases	Enrojecen la fenolftaleína
Producen efervescencia en el mármol	Producen una sensación untuosa al tacto
Reaccionan con metales desprendiendo 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.

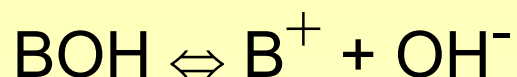
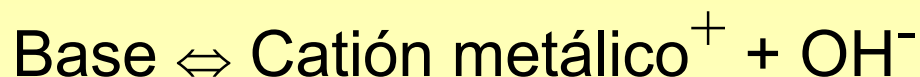


Algunos ejemplos serían:

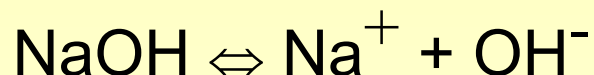


En resumen, ácido es toda sustancia que en disolución acuosa origina iones hidrógeno.

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

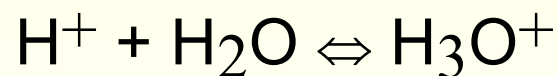


Por ejemplo:



Por tanto base 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.



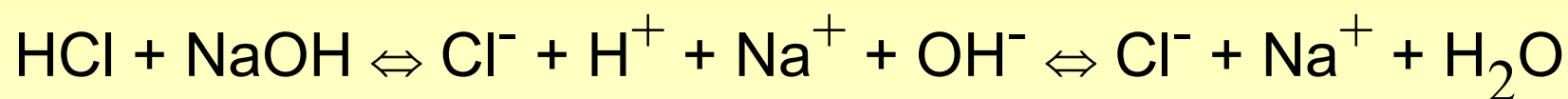
Ley de acción de masas y constante de equilibrio.

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.

	Ácido, HA	Base, BOH
Disociación	$HA \rightleftharpoons A^- + H^+$	$BOH \rightleftharpoons B^+ + OH^-$
Constante de equilibrio	$K_a = \frac{[A][H]}{[HA]}$	$K_b = \frac{[B][OH]}{[BOH]}$

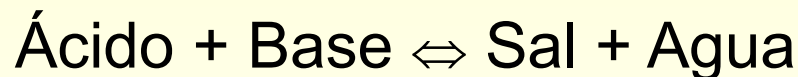
La neutralización según Arrhenius

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, salvo que se trate de sales de ácidos o bases débiles.

Limitaciones de la Teoría de Arrhenius

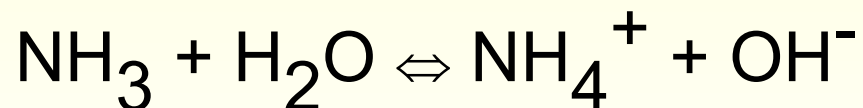
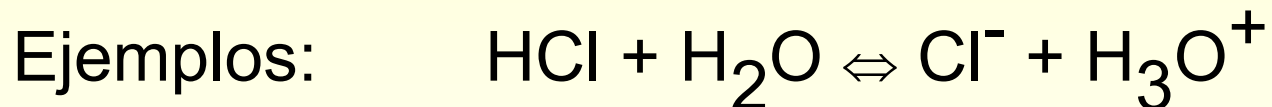
- Los cationes hidrógeno no pueden existir libres en disolución.
- Hay sustancias que no poseen grupos hidroxilo y que presentan un marcado carácter básico.
- Sólo se puede aplicar a las disoluciones acuosas, y sin embargo existen sustancias que disueltas en disolventes no acuosos presentan características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

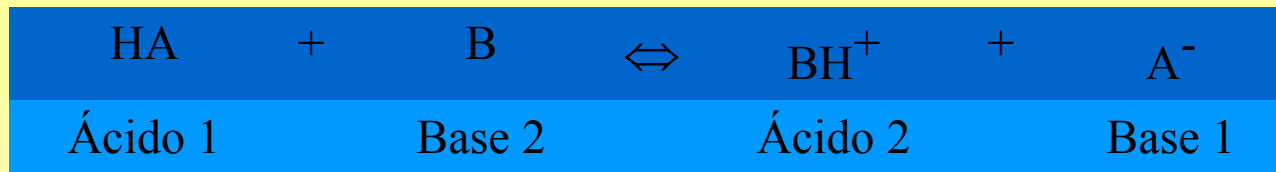
Teoría de Brönsted y Lowry

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, que si los cede al agua, dan lugar a la formación de iones hidronio.

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.





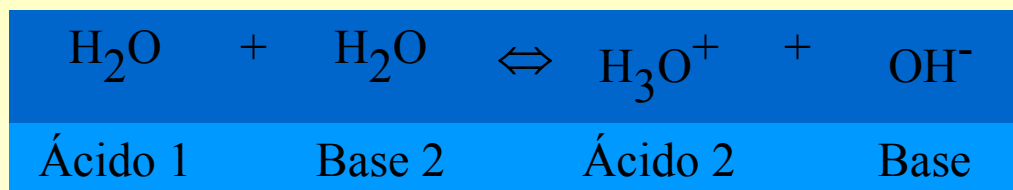
- Base 1 es la base conjugada del Ácido 1
- Base 2 es la base conjugada del Ácido 2
- Ácido 1 y Base 1 forman un par ácido-base conjugado.
- Ácido 2 y Base 2 forman un par ácido-base conjugado.

Determina que papel desempeña cada especie en la reacción: $\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{S}^{2-}$

Una misma sustancia puede 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



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:

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

a 25°C es de $1 \cdot 10^{-14}$

- 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.

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

Nota:

0,1 molar

(nota: sólo si $[\text{HCl}]$ fuese menor a 10^{-7} M habría que tener en cuenta los iones hidrónico 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: $\text{pH} > 7$

Efectos en el medio ambiente	Valores del PH	Ejemplos
Ácido ↑ Mueren todos los peces (4.2) Mueren los huevos de rana, renacuajos, cangrejos de río y efímeras (5.5)	pH = 0	Ácido de baterías
	pH = 1	Ácido sulfúrico
	pH = 2	Jugo de limón, vinagre
	pH = 3	Jugo de naranja, bebida gaseosa
	pH = 4	Lluvia ácida (4.2-4.4) Lago ácido (4.5)
Neutro ↓ Comienzan a morir las truchas arco iris	pH = 5	Bananas (5.0-5.3) Lluvia limpia (5.6)
	pH = 6	Lago saludable (6.5) Leche (6.5-6.8)
	pH = 7	Agua pura
	pH = 8	Agua de mar, huevos
	pH = 9	Bicarbonato de soda
	pH = 10	Leche de magnesio
	pH = 11	Amoníaco
	pH = 12	Agua jabonosa
	pH = 13	Blanqueador
	pH = 14	Limpiador líquido para desagües
Básico ↓		

- x El pOH
- x Relación con el pH
- x 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⁻ en una disolución de 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.

Cálculo del pH en disoluciones ácidas o básicas

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.

Disolución de un ácido fuerte

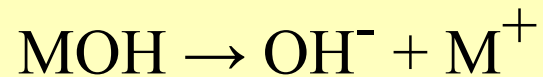
Si disuelve un ácido fuerte en agua la concentración inicial del ácido será C_a y el equilibrio vendrá dado por:



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

Disolución de una base fuerte

Se disuelve una base fuerte en agua. La concentración inicial de la base será C_b y el equilibrio vendrá dado por:



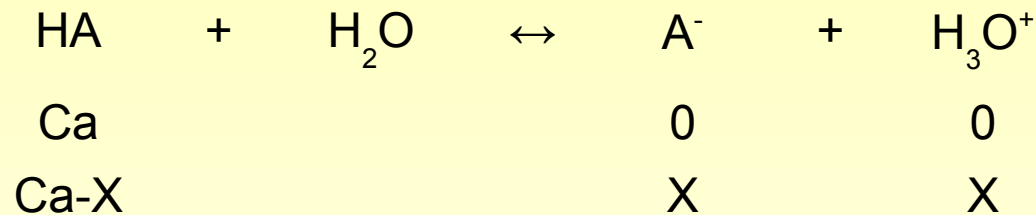
el pOH es por tanto el $-\log C_b$

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:

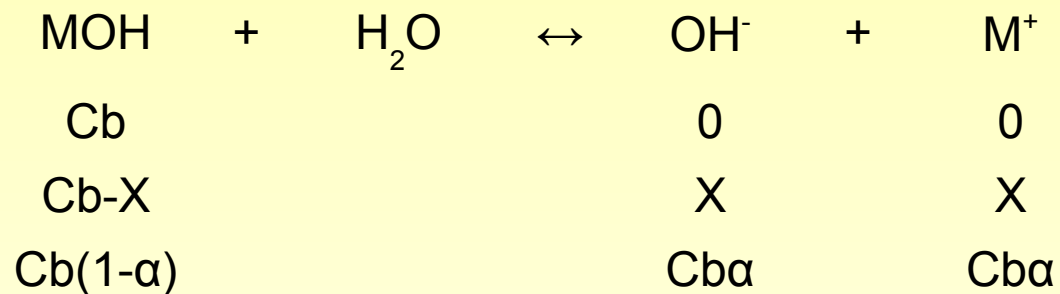
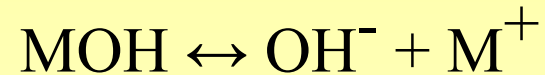
$$K_a = \frac{x \cdot x}{C_a} \quad \text{Por lo que...} \quad x = \sqrt{C_a \cdot K_a} \quad \text{y... } \text{pH} = -\log x$$

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

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.



Por lo que las ecuaciones son similares a las obtenidas para el caso de las bases.

$$Kb = \frac{x \cdot x}{Cb - x}$$

Unos cuantos problemas

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

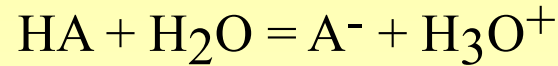
Determina cuál debe ser la concentración de una disolución de amoniaco ($K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$) para que su pH sea 11,48.

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 amoniaco es 10,63, calcula su K_b . [$1,9 \cdot 10^{-5}$]

Relación entre K_a y K_b de su base conjugada

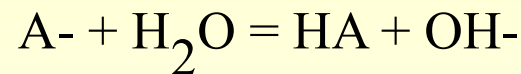
Para el equilibrio:



Tendremos:

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$

Para el equilibrio de la correspondiente base conjugada, tendremos:



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

De donde se deduce que $K_a \cdot K_b = K_w$

Hidrólisis

Las disoluciones acuosas de sales no tienen generalmente carácter neutro, sino que muchas de ellas presentan un comportamiento ácido o básico. El motivo es que los iones que proceden de la disociación de la sal reaccionan con el agua en un proceso conocido como hidrólisis.

El carácter ácido o básico de la disolución resultante dependerá del valor de la constante de equilibrio correspondiente a la hidrólisis.

Cuando un ión disuelto en agua reacciona con la misma, produce una lisis del agua generando iones hidroxilos o hidronios.

La constante de este proceso puede ser conocida aunque en general podremos afirmar que 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 ₄ Cl	NH ₄ OH HCl
Básica	Si la sal está formada por la base conjugada de un ácido débil y el ácido conjugado de una base fuerte	CH ₃ COONa	CH ₃ COOH 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)	CH ₃ COONH ₄	NH ₄ OH CH ₃ COOH

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.

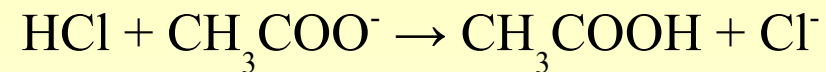
Las disoluciones reguladoras (amortiguadoras o tampón) tienen la propiedad de mantener fijo el pH del medio ante pequeñas adiciones de un ácido o una base fuerte.

Hay de dos tipos:

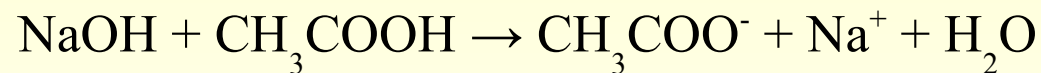
- ✓ Ácido débil más una sal de ese ácido débil. (Ác. Acético + Acetato de amonio)
- ✓ Base débil más una sal de esa base débil. (Amoníaco + Cloruro de amonio)

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.

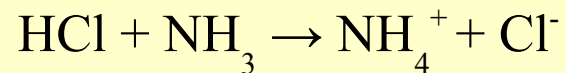


Si añadimos una pequeña cantidad de una base fuerte, reaccionará con la especie ácida y aumentará la concentración de la sal.

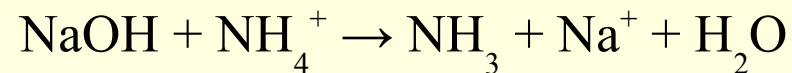


Mecanismo de regulación de la solución (base débil)/(sal de la base)

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

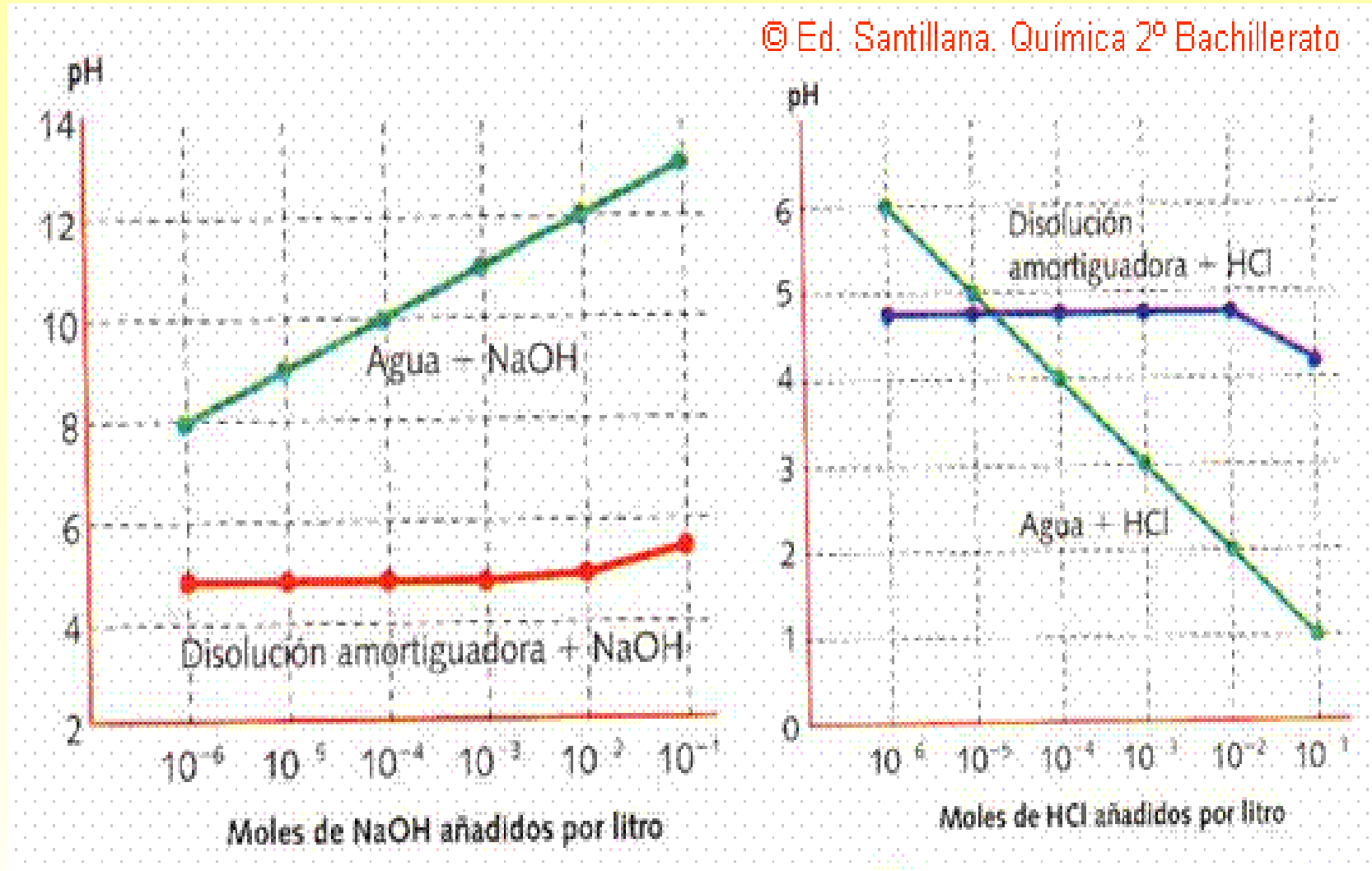


Si añadimos una pequeña cantidad de una base fuerte, reaccionará con la especie ácida que es el catión de la sal y aumentará la concentración de la base débil.



Eficacia de las Disoluciones Amortiguadoras

© Ed. Santillana. Química 2º Bachillerato



Aquí finaliza la parte teórica

