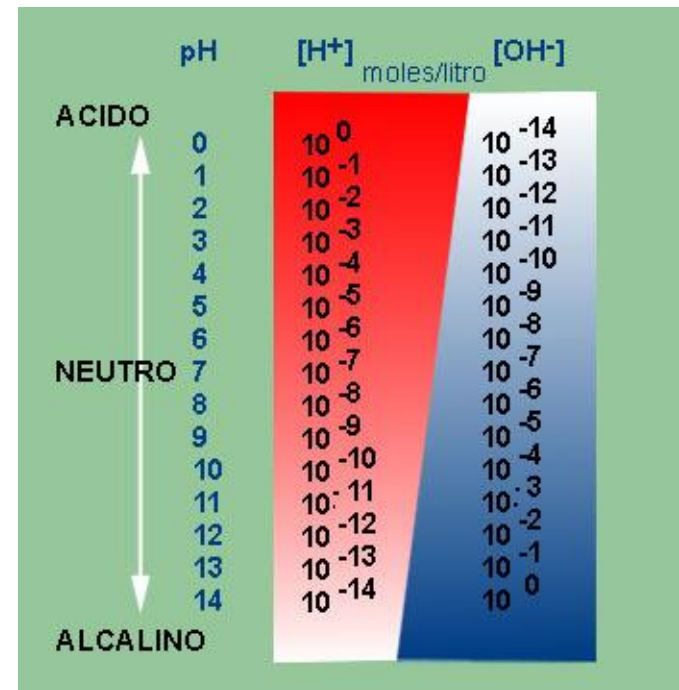


pH. Soluciones Amortiguadoras

¿ Qué es el pH?

Los valores de $[H^+]$ para la mayoría de las soluciones son demasiado pequeños y difíciles de comparar, de ahí que **Sören Sörensen** en 1909 ideó una forma más adecuada de compararlas.



pH: término (del francés pouvoir hydrogène, 'poder del hidrógeno') el pH también se expresa a menudo en términos de concentración de iones hidronio.

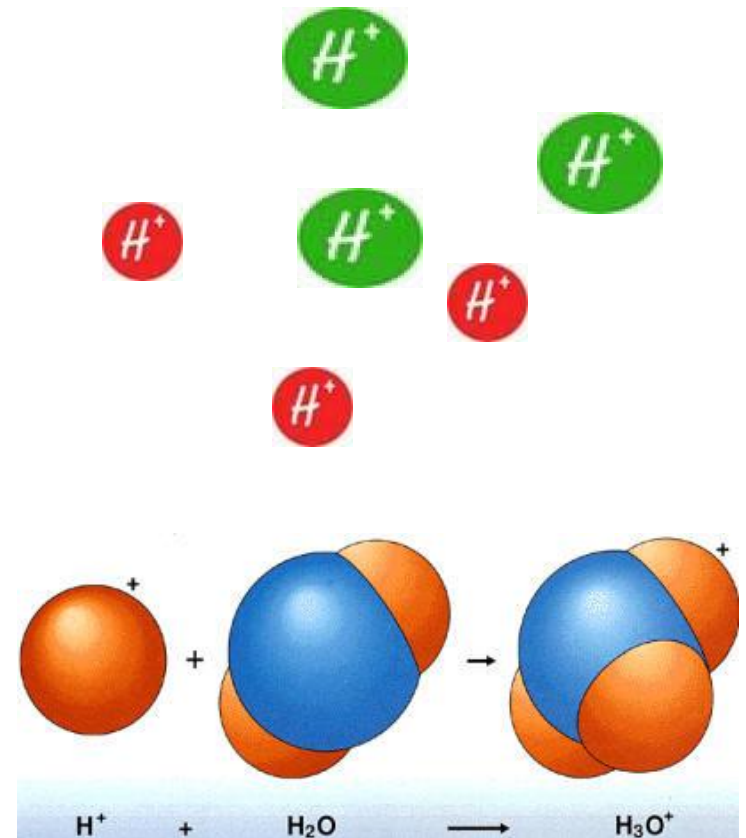
pH. Soluciones Amortiguadoras

¿ Qué es el pH?

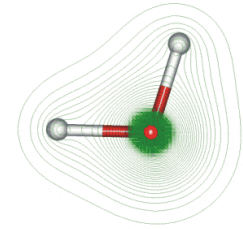
$$\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}^+]$$

La letra p denota “logaritmo negativo de”.

El pH es el **grado de acidez o de basicidad** de una sustancia, es decir la concentración de iones de H^+ en una solución acuosa.

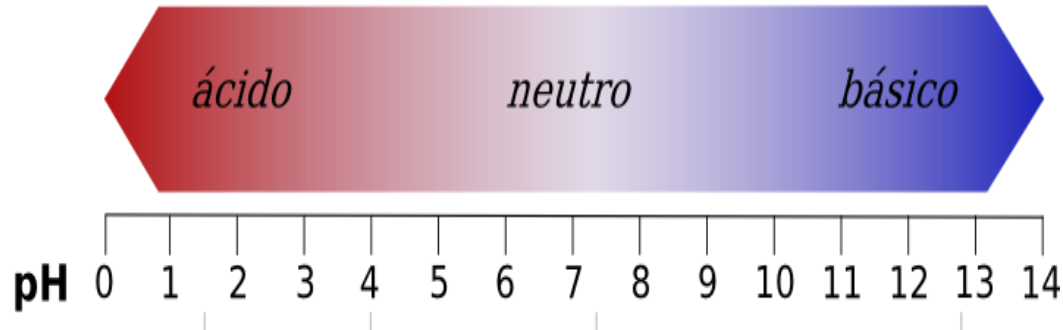


pH. Soluciones Amortiguadoras



Escala de pH:

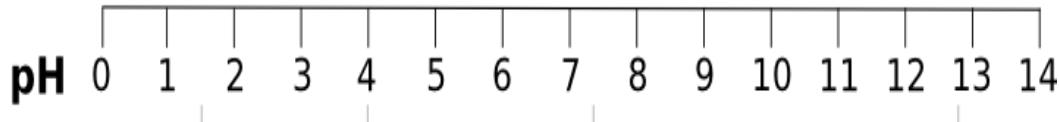
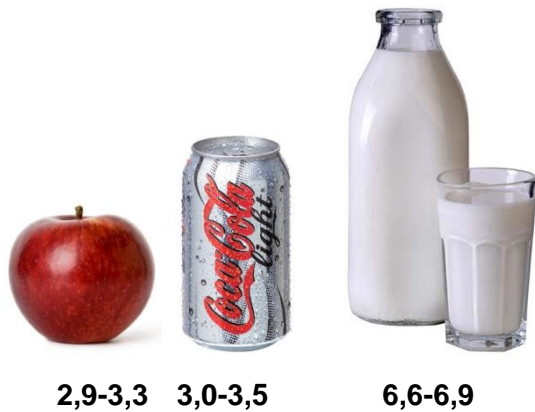
La **escala de pH** permite conocer el grado de acidez o de basicidad de una sustancia.



La escala de pH se establece en una recta numérica que va desde el 0 hasta el 14.

pH. Soluciones Amortiguadoras

Escala de pH:



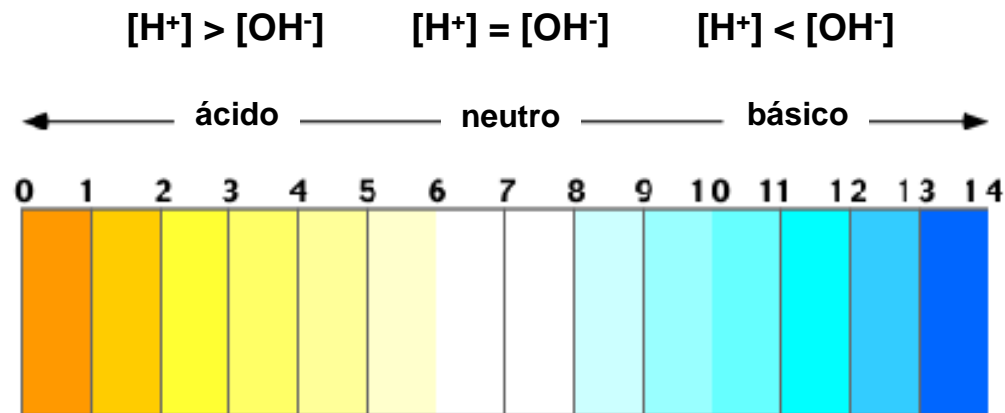
pH de sustancias seleccionadas

Jugo gástrico	1.2-3.0
Zumo de limón	2.2-2.4
Vinagre, vino	3.0
Bebida carbónica	3.0-3.5
Líquido vaginal	3.5-4.5
Zumo de naranja	3.5
Zumo de tomate	4.2
Café	5.0
Orina	4.6-8.0
Saliva	6.35-6.85
Leche	6.6-6.9
Agua destilada	7.0
Sangre	7.35-7.45
Semen	7.20-7.60
Líquido cefalorraquídeo	7.4
Líquido pancreático	7.1-8.2
Huevos	7.6-8.0
Bilis	7.6-8.6
Leche de magnesia	10.0-11.0
Lejía	14.0

Agua. pH. Soluciones Amortiguadoras

Escala del pH:

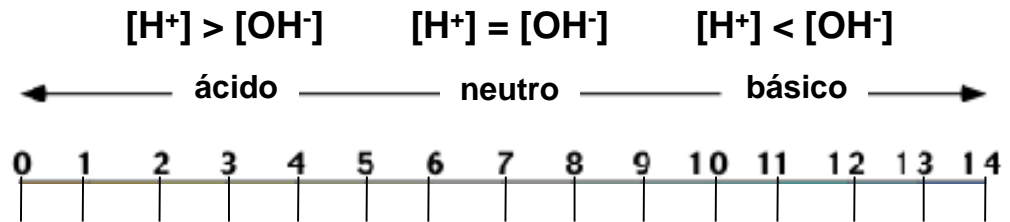
El número 7 corresponde a las soluciones **NEUTRAS**. El sector izquierdo de la recta numérica indica **ACIDEZ**, hacia la derecha del 7 las soluciones son **BÁSICAS** o alcalinas.



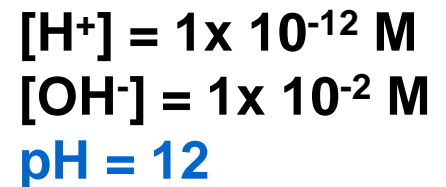
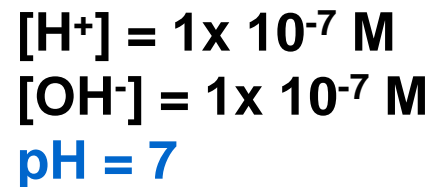
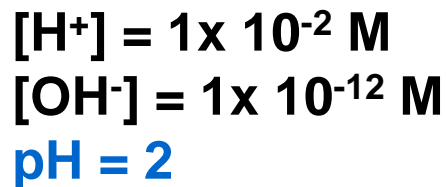
pH. Soluciones Amortiguadoras



Escala del pH:



Ejemplos:



También se pueden utilizar las siguientes fórmulas:

$$\text{pOH} = -\log_{10} [OH^-]$$

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

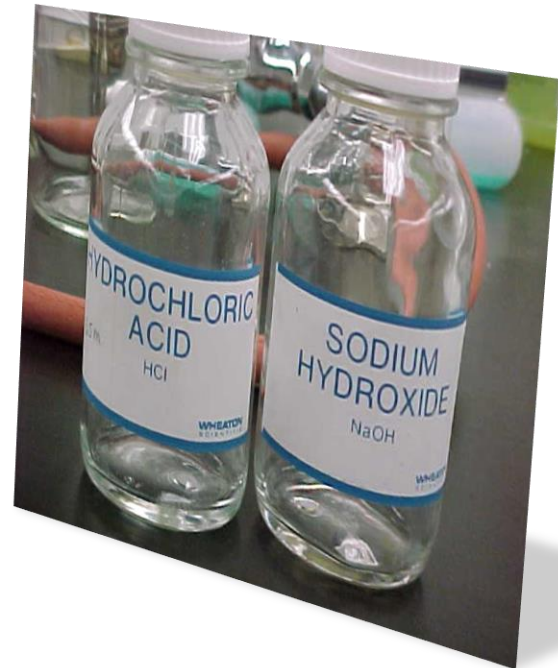
pH. Soluciones Amortiguadoras

Ácidos y Bases:

Según la Teoría de Brønsted y Lowry:

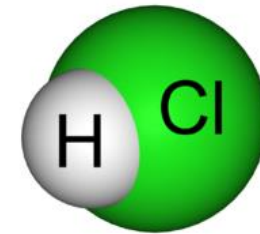
ÁCIDO: Es una sustancia capaz de ceder protones (H^+) y genera una base conjugada.

BASE: Es una sustancia capaz de aceptar protones (H^+) y genera un ácido conjugado.

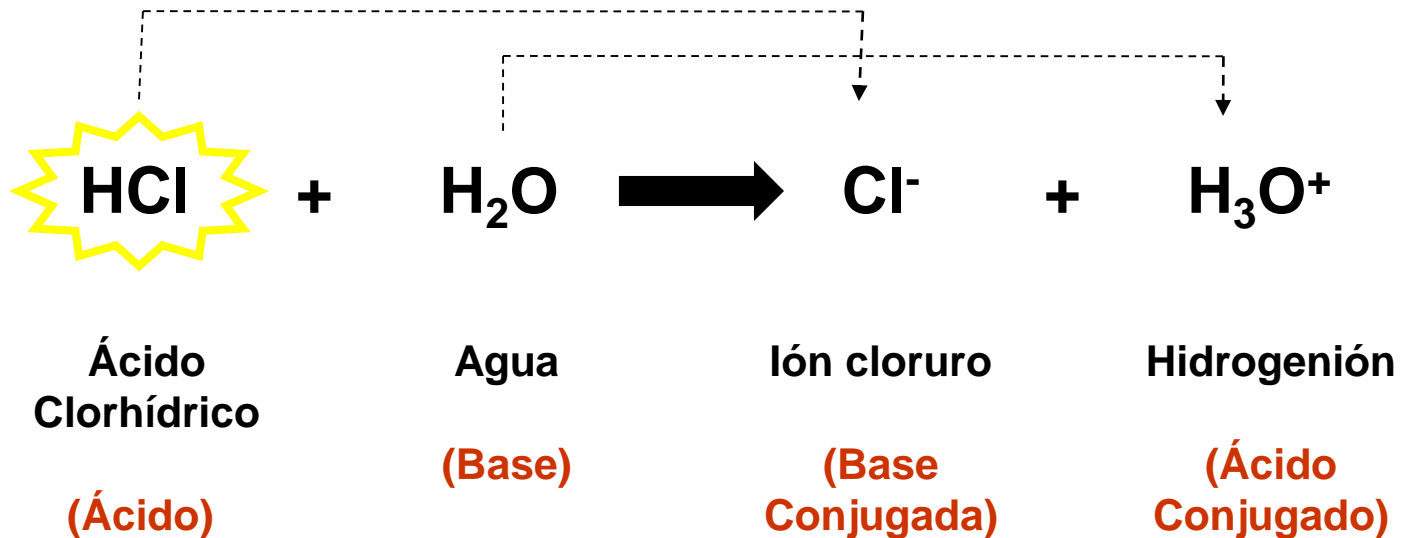


pH. Soluciones Amortiguadoras

Ácidos y Bases:

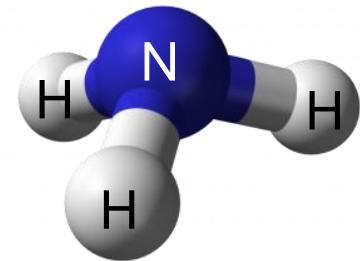


ÁCIDO:

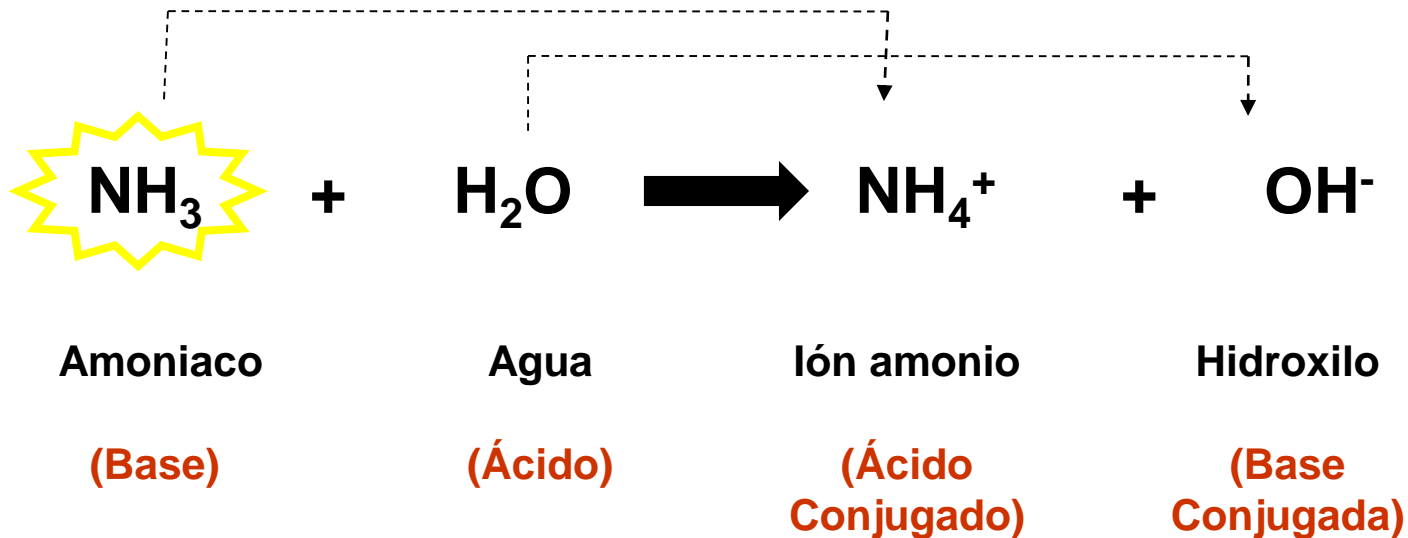


pH. Soluciones Amortiguadoras

Ácidos y Bases:



BASE:

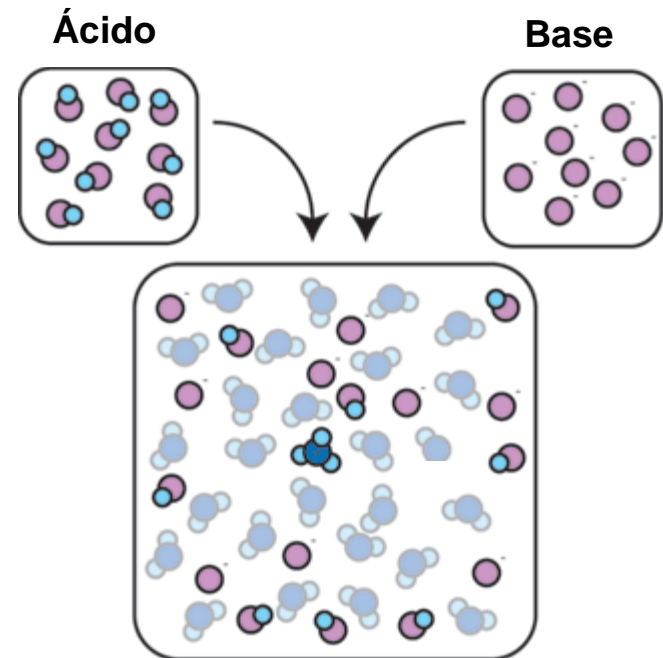


pH. Soluciones Amortiguadoras

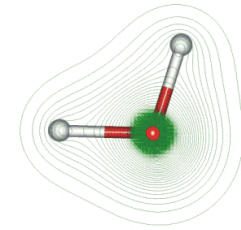
Ácidos y Bases:

En estas reacciones el agua puede actuar como **ÁCIDO** o como **BASE**, dependiendo con qué sustancia reaccione.

Por lo tanto, el agua es una molécula **ANFÓTERA**.



pH. Soluciones Amortiguadoras



Ácido Fuerte:

Es un ácido que al disolverse en agua se disocia o ioniza completamente.



Ácido Débil:

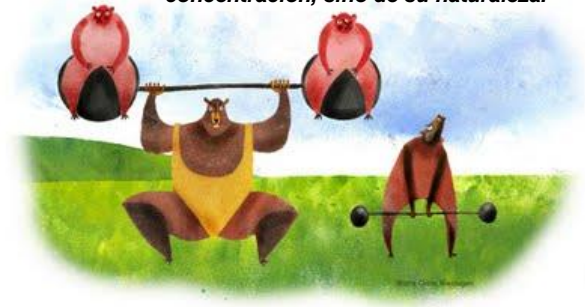
Es un ácido que cuando es disuelto en agua se disocia o ioniza parcialmente.



Ej.:

Ácido clorhídrico: HCl
Ácido nítrico: HNO₃
Ácido Sulfúrico: H₂SO₄

La fuerza de los ácidos NO depende de su concentración, sino de su naturaleza.



Ej.:

Ácido acético: CH₃COOH
Ácido carbónico: H₂CO₃
Ácido fosfórico: H₃PO₄

pH. Soluciones Amortiguadoras

Base Fuerte:

Es una base que cuando se disuelve en agua se disocia completamente.



Base Débil:

Es una base que al disolverse en agua se disocia o ioniza parcialmente.



Ej.:

Hidróxido de sodio: NaOH
Hidróxido de potasio: KOH



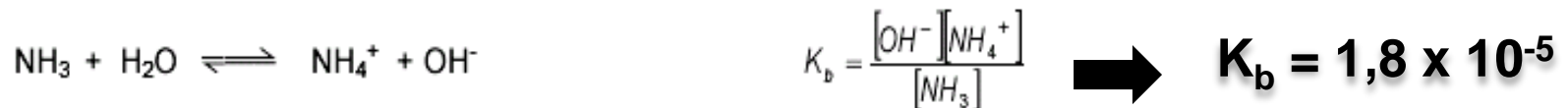
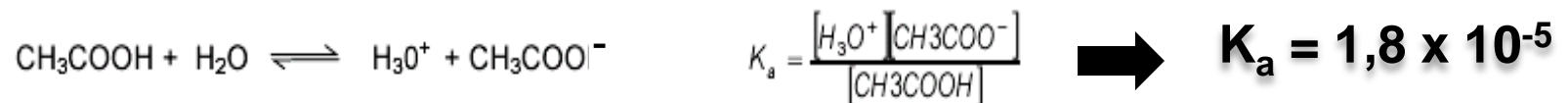
Ej.:

Amoníaco: NH_3
Metilamina: NH_2CH_3

pH. Soluciones Amortiguadoras

Constantes de disociación de ácidos y bases:

La constante de ionización o de disociación de un ácido (K_a) ó una base (K_b) se emplea como una medida cuantitativa de la fuerza del ácido ó la base en la solución acuosa.



pH. Soluciones Amortiguadoras

Constantes de disociación de ácidos y bases:

TABLA D.1 Constantes de disociación de ácidos a 25°C

Nombre	Fórmula	K_{a1}	K_{a2}	K_{a3}
Acético	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	1.8×10^{-5}		
Arsénico	H_3AsO_4	5.6×10^{-3}	1.0×10^{-7}	3.0×10^{-12}
Arsenioso	H_3AsO_3	5.1×10^{-10}		
Ascórbico	$\text{HC}_6\text{H}_7\text{O}_6$	8.0×10^{-5}	1.6×10^{-12}	
Benzoico	$\text{HC}_7\text{H}_5\text{O}_2$	6.5×10^{-5}		
Bórico	H_3BO_3	5.8×10^{-10}		
Butanoico	$\text{HC}_4\text{H}_7\text{O}_2$	1.5×10^{-5}		
Carbónico	H_2CO_3	4.3×10^{-7}	5.6×10^{-11}	
Cianhídrico	HCN	4.9×10^{-10}		
Fórmico	HCHO_2	1.8×10^{-4}		
Fosfórico	H_3PO_4	7.5×10^{-3}	6.2×10^{-8}	4.2×10^{-13}
Láctico	$\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_3$	1.4×10^{-4}		
Malónico	$\text{H}_2\text{C}_3\text{H}_2\text{O}_4$	1.5×10^{-3}	2.0×10^{-6}	
Nitroso	HNO_2	4.5×10^{-4}		
Oxálico	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	5.9×10^{-2}	6.4×10^{-5}	

pH. Soluciones Amortiguadoras

Constantes de disociación de ácidos y bases:

TABLA D.2 Constantes de disociación de bases a 25°C

Nombre	Fórmula	K_b
Amoniac	NH_3	1.8×10^{-5}
Anilina	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	4.3×10^{-10}
Dimetilamina	$(\text{CH}_3)_2\text{NH}$	5.4×10^{-4}
Etilamina	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$	6.4×10^{-4}
Hidracina	H_2NNH_2	1.3×10^{-6}
Hidroxilamina	HONH_2	1.1×10^{-8}
Metilamina	CH_3NH_2	4.4×10^{-4}
Piridina	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	1.7×10^{-9}
Trimetilamina	$(\text{CH}_3)_3\text{N}$	6.4×10^{-5}

pH. Soluciones Amortiguadoras

Problemas de ÁCIDOS y BASES:

Para la resolución de los ejercicios con ácidos y bases se utilizarán además las siguientes formulas:

Para ácidos débiles:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{[\text{ácido}] \times K_a}$$

Para bases débiles:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{[\text{base}] \times K_b}$$

pH. Soluciones Amortiguadoras

Soluciones Amortiguadoras o Buffer:

Los amortiguadores son sistemas acuosos que **tienden a resistir los cambios en el pH** cuando se les agregan pequeñas cantidades de ácido (H^+) o base (OH^-).

Un sistema amortiguador consiste de un ácido débil (dador de protones) y su base conjugada (acceptor de protones).

Par buffer
(Ácido)



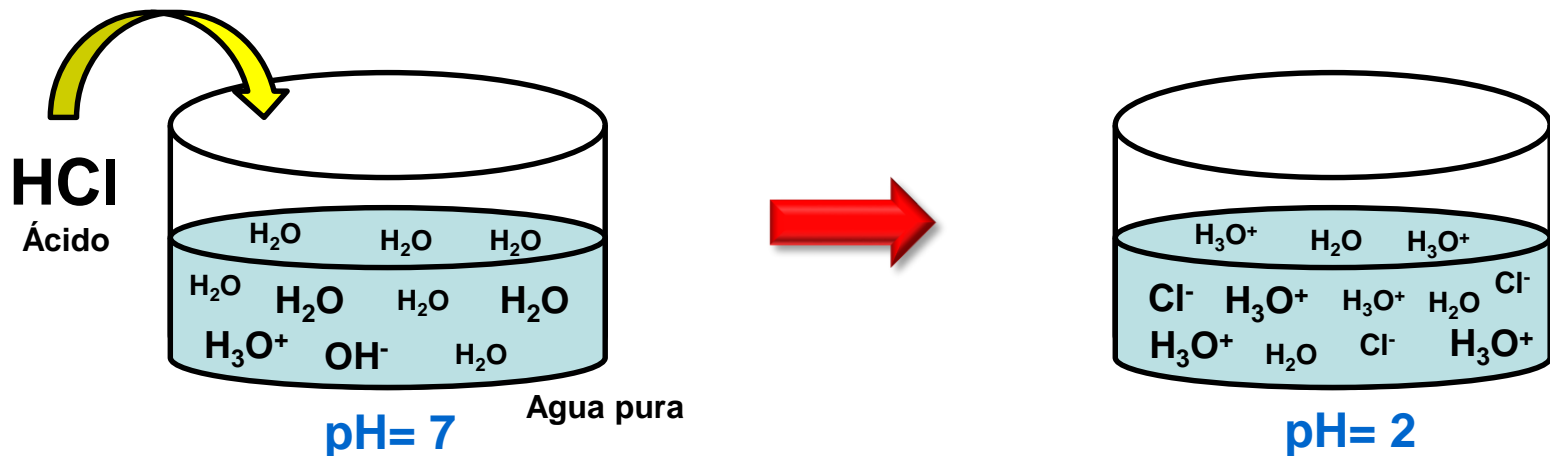
Par buffer
(Básico)



pH. Soluciones Amortiguadoras

Soluciones Amortiguadoras o Buffer:

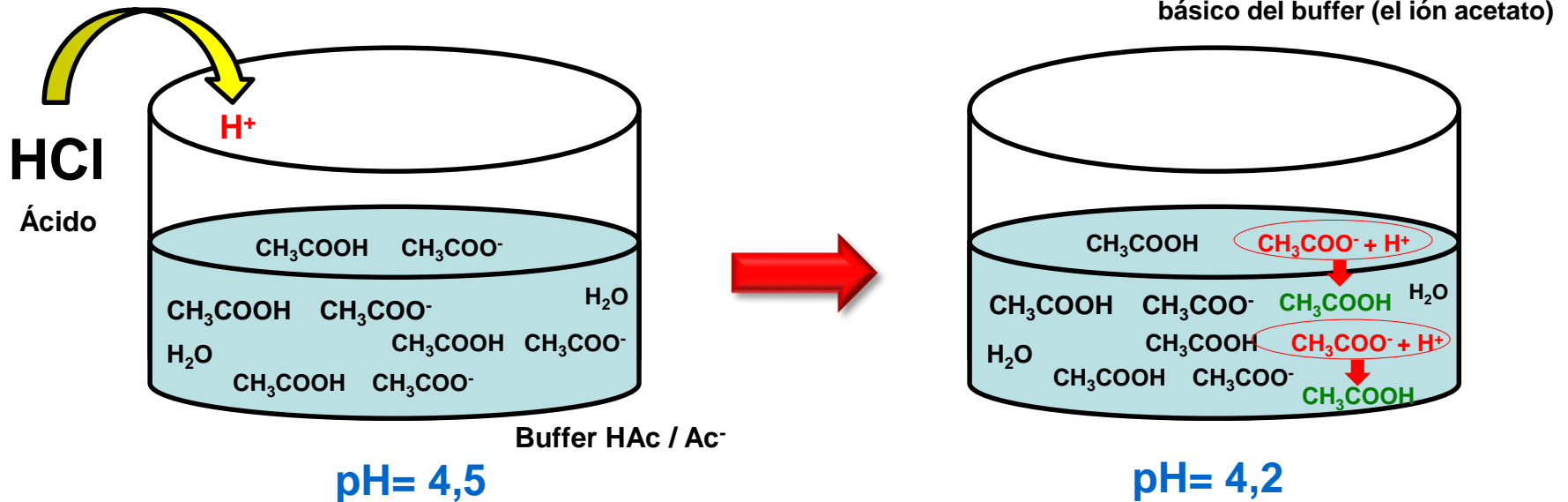
El agua NO es un Buffer. La concentración de iones hidronio (H_3O^+) y de los iones hidroxilo (OH^-) es muy baja en el agua pura. Dado los bajos niveles de H_3O^+ y de OH^- , si al agua se le añade un ácido o una base, aunque sea en poca cantidad, estos niveles varían bruscamente.



pH. Soluciones Amortiguadoras

Soluciones Amortiguadoras o Buffer:

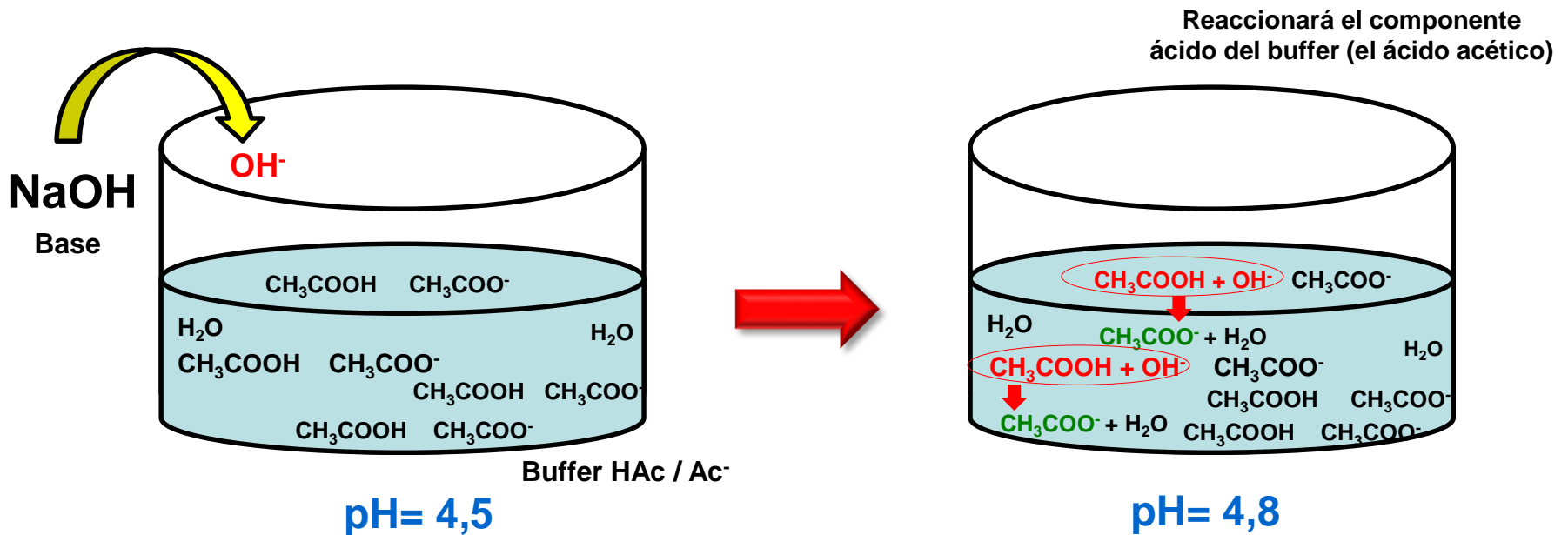
En el caso de un Buffer Ácido, como el par **ÁCIDO ACÉTICO / ACETATO**, al añadir un ácido (H^+) ocurre lo siguiente:



pH. Soluciones Amortiguadoras

Soluciones Amortiguadoras o Buffer:

En el caso de un Buffer Ácido, como el par **ÁCIDO ACÉTICO / ACETATO**, al añadir una base (OH^-) ocurre lo siguiente:

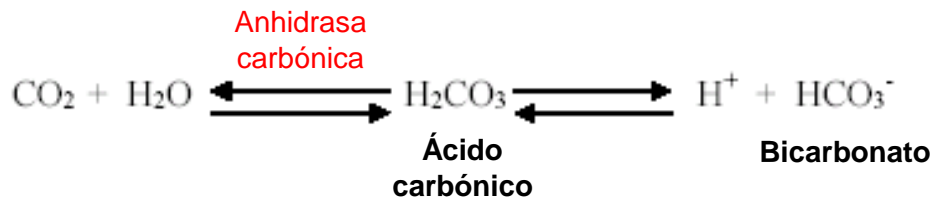


pH. Soluciones Amortiguadoras

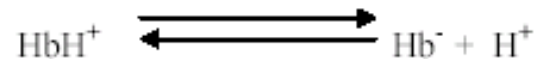


Soluciones Amortiguadoras o Buffer:

En nuestro organismo trabajan diferentes buffer. Uno de los más importantes es el par **ÁCIDO CARBÓNICO / BICARBONATO**, que mantiene el pH de la sangre en el rango de 7,35 – 7,45.



La **HEMOGLOBINA** también tiene la capacidad de actuar como buffer.



pH. Soluciones Amortiguadoras



Soluciones Amortiguadoras o Buffer:

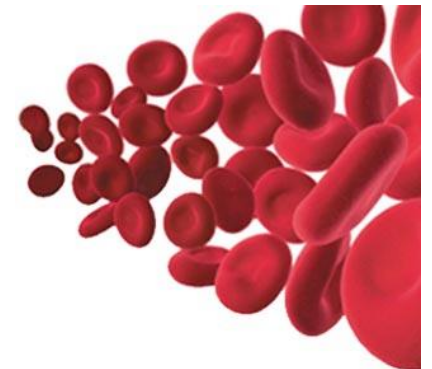
El pH de una solución amortiguadora se puede conocer mediante la Ecuación de **HENDERSON-HASSELBALCH**.

$$pH = pK_a + \log \left(\frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]} \right)$$

En el caso del buffer fisiológico **bicarbonato/ácido carbónico**, se cumple lo siguiente:

$$pH = pK_a + \log_{10} \frac{[HCO_3^-]}{\alpha pCO_2}$$

pH sangre: 7,4 (rango: 7,35 – 7,45)



pH. Soluciones Amortiguadoras

Efecto Bohr:

