

# Disoluciones Reguladoras, Amortiguadoras, Buffer o 1\* Tampón.

Son aquellas disoluciones que presentan la propiedad de NO SUFRIR VARIACIONES APRECIABLES a su pH. al añadir cantidades de ácido, base o al diluir.

Existen 2 tipos de disoluciones reguladoras.

## 1) Ácidos y bases fuertes moderadamente concentradas.

Actúa en zonas extremas de pH, El ácido fuerte o base fuerte actúa como regulador de pH debido a su concentración, de forma que la introducción de una pequeña cantidad de ácido o base modifica muy poco la concentración de la base presente.

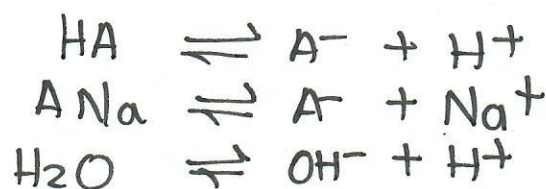
Su capacidad de amortiguación depende de la concentración inicial de ácido o base fuerte que constituye la disolución amortiguada.

A mayor concentración menor variación final de pH y  
∴ Mayor capacidad de amortiguación.

## 2) Ácido débil y su base conjugada o base débil y su ácido conjugado, en concentraciones semejantes.

Su mecanismo se basa en la adición de una pequeña cantidad de ácido o de base modificando muy poco la relación ácido/base del sistema regulador. esta es la relación de la que depende el pH del sistema.

### Calculo de pH



Se puede despreciar este equilibrio.

## Condiciones de Equilibrio

2\*

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

## Ecuación de Henderson-Hasselbach

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

Si  
 $[HA]$  y  $[A^-] > 10^{-3}$   
 $K_a$  y  $K_b < 10^{-3}$

Si no es así  
se utiliza la ecuación completa que incluye la disociación del agua

$$pH = pK_a + \log \frac{C_s - [H^+] + [OH^-]}{C_a + [H^+] - [OH^-]}$$

→ La capacidad amortiguadora de una disolución tampón es una medida de la eficacia para mantener el pH cuando se adiciona un ácido o una base.

Esta propiedad depende de:

La concentración total del tampón ( $C_{sal} + C_{ácido}$ )  
Cuanto mayor sea, mayor será su capacidad de regulación

La MAXIMA CAPACIDAD SE DA PARA UN VALOR DE  
pH IGUAL AL pK.

SE CONSIDERA QUE UN TAMPÓN AMORTIGUA EN LA  
ZONA:

$$pH = pK_a \pm 1$$

# Viraje del Indicador

Se produce en un intervalo de pH definido y relativamente estrecho. El ojo humano no es capaz de distinguir el predominio de un color sobre otro más, que cuando la concentración de una de las formas del indicador es diez veces mayor que otra.

Color 1.

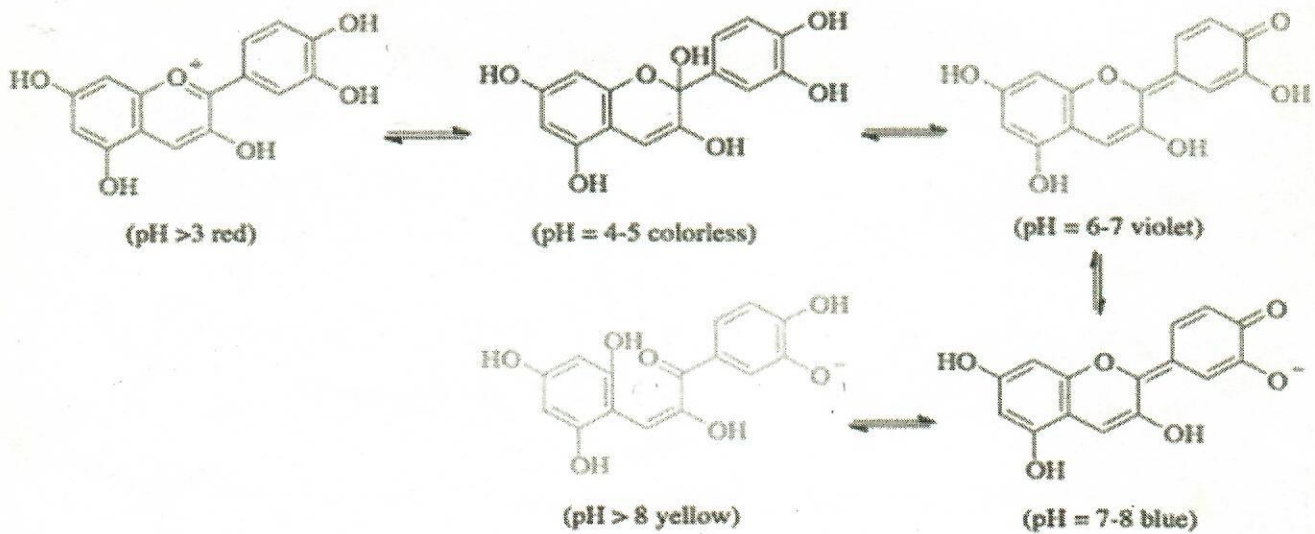
$$[HIn] \leq 10 [In^-] \longrightarrow pH = pK_{In} + \log \left(\frac{1}{10}\right) = pK_{In} - 1$$

Color 2.

$$[In^-] \leq 10 [HIn] \longrightarrow pH = pK_{In} + \log 10 = pK_{In} + 1$$

$$pH_{viraje} = pK_a + \log \frac{[In^-]}{[HIn]} = pK_a \pm 1$$

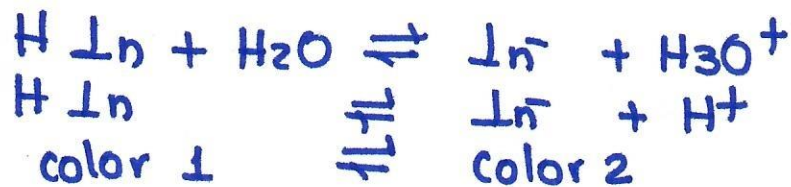
## Indicador de Cianidina.



# Indicadores Acido-Base Coloreados

Son sustancias orgánicas complejas con carácter ácido o base débil; cuyas moléculas poseen una red plana de orbitales  $\pi$  deslocali-

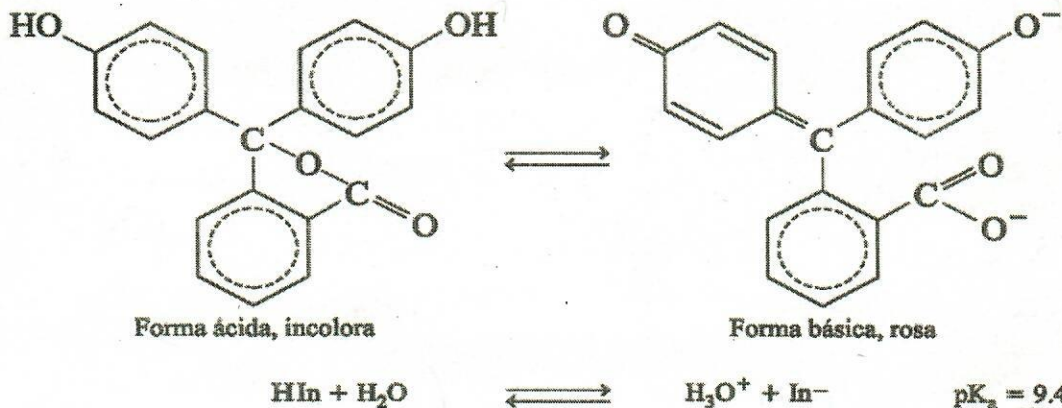
La forma ácida ( $HIn$ ) y la conjugada ( $In^-$ ) del indicador se encuentra en un equilibrio acido-base regido por la constante de acidez del indicador  $K_{In}$ .



Cuando  $HIn$  se ioniza; la estructura del indicador cambia alterandose la estructura del sistema  $\pi$  deslocalizado, y cuando esto sucede cambia su color.

$$K_{In} = \frac{|In^-| |H^+|}{|HIn|} \quad pH = pK_{In} + \log \frac{|In^-|}{|HIn|}$$

## Indicador de Fenolftaleína

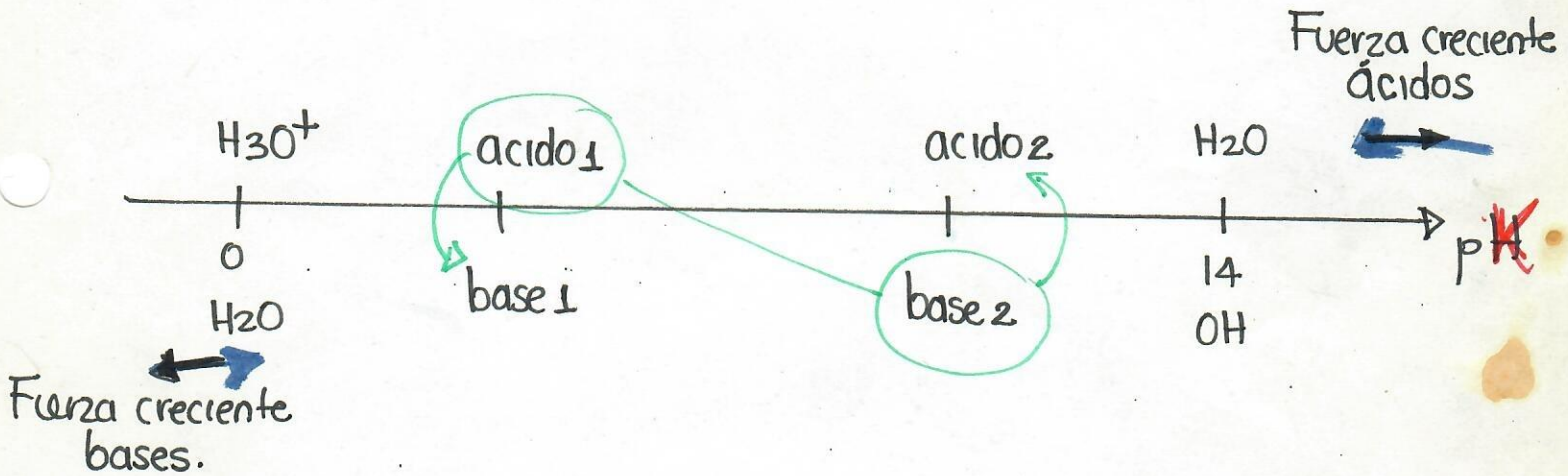
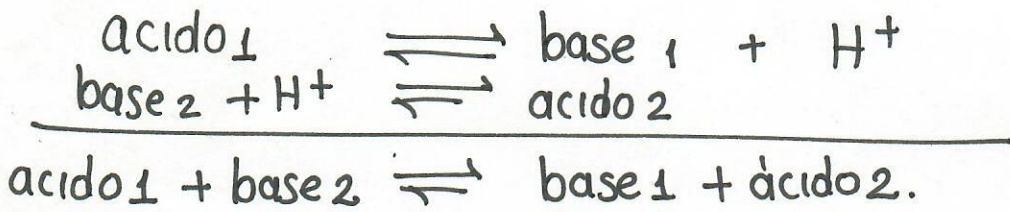


# - Escalas de prediccion de pH

## Reacciones entre los ácidos y las bases.

Los protones NO EXISTEN EN ESTADO LIBRE; para que un ácido pueda ceder protones, se necesita que una base este presente para fijarlos.

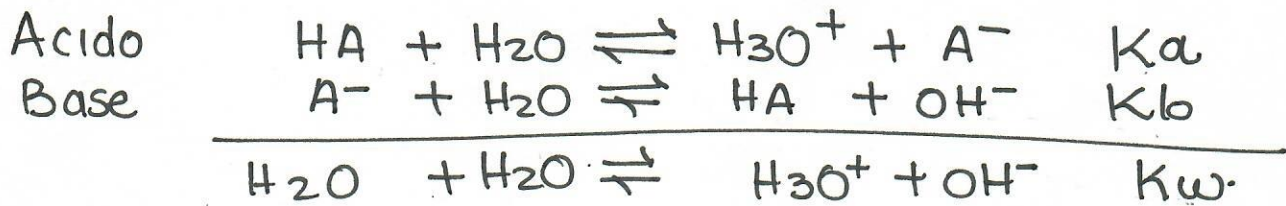
**Neutralización:** Es el intercambio de protones entre el ácido de un par y la base de otro.



Valor de K	$0 < x < 1$	$K = 1$	$K > 1$
pK	positivo	nulo	Negativo.
Valores Relativos de Fuerza.	$pK_{a1} > pK_{a2}$	$pK_{a1} = pK_{a2}$	$pK_{a1} < pK_{a2}$
Desplazamiento del Equilibrio. $a_1 + b_2 \rightleftharpoons b_1 + a_2$	Izquierda	0	Derecha
Cuantitatividad de la Reacción $a_1 + b_2$	Menor del 50%	~ 50%	Mayor del 50%

# Producto Iónico de Agua.

Se Tiene la siguiente reacción:



$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$$

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

$$K_a \cdot K_b = [H_3O^+][OH^-] = K_w = 1 \times 10^{-14} \text{ a } 25^\circ\text{C.}$$

$$K_a \cdot K_b = K_w.$$

$$OH^- = 10^{-5}, pOH=5 \quad pH = -\log [H^+]$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pH = 9$$

$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$pCaesar = -\log [Caesar]$$

La concentración de agua en disoluciones diluidas es prácticamente constante e igual a la del agua pura.

$$[H_2O] = \frac{1000 \text{ g}}{18 \text{ g/L}} = 55 \text{ M}$$

Si  $K_a \gg \gg$  mayor; Mayor será la fuerza del acido y menor la de la base conjugada.

Valores de  $K_a$  . . . . . Fuerza del ácido.

$K_a > 55$  . . . . . Fuerte

$55 > K_a > 10^4$  . . . . . Fuerza media

$10^4 > K_a > 10^{14}$  . . . . . Débil

$K_a < 10^{14}$  . . . . . Muy débil.

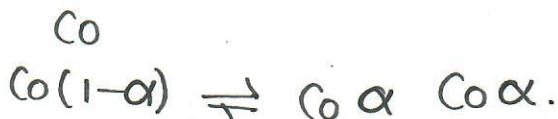
# Grado de disociación de Ácidos y Bases.

$\alpha =$  Se define como la fracción mol en la que se encuentra disociado el ácido o la base débil.

$0 \leq \alpha \leq 1$



Inicio  
equilibrio



Si  $K_a \leq 10^{-5} \quad \alpha \ll 1 \quad 1-\alpha \approx 1.$

$$K_a = \frac{Co\alpha \cdot Co\alpha}{Co(1-\alpha)} = Co\alpha^2$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{Co}}$$

ÁCIDOS pH = -log [H <sup>+</sup> ] [H <sup>+</sup> ] = antilog(-pH)	NEUTRO pH + pOH = 14	BASES pOH = -log [OH] pH = 14 + log [OH] [OH] = antilog(pH - 14)
<b>Ácidos Fuertes</b> Disocia al 100% No K <sub>a</sub> ni pK <sub>a</sub> HCl, HNO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , HClO <sub>4</sub> pH = -log [ácido]	<b>Anfóteros</b> Funcionan como ácido o base HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup> , H <sub>2</sub> O, HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> , H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup> , HPO <sub>4</sub> <sup>-</sup> pH = $\frac{pK_{a1} + pK_{a2}}{2}$	<b>Bases Fuertes</b> Disocia al 100% No K <sub>b</sub> ni pK <sub>b</sub> Hidróxido de metales alcalinos y alcalinotérreos. (NaOH, KOH, Ca(OH) <sub>2</sub> ) pH = 14 + log [base]
<b>Ácidos Débiles</b> K <sub>a</sub> < 10 <sup>-3</sup> HF, HAc, NH <sub>4</sub> pH = $\frac{pK_a - \log [\text{ácido}]}{2}$	<b>Sales con iones ácido/base</b> NH <sub>4</sub> NO <sub>2</sub> pH = $\frac{pK_{a1} + pK_{a2}}{2}$	
<b>Ácidos Fuerza Media</b> Son muy pocos K <sub>a</sub> > 10 <sup>-3</sup> H <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> Se tiene que resolver la teoría de EQ (calcular x) pH = -log x	<b>Sales</b> NaCl, KCl pH = 7 <b>Reguladora ó Buffer</b> pH = pK <sub>a</sub> + log [base] / [ácido]	<b>Bases Débiles</b> Las no fuertes. (NH <sub>3</sub> , NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> , CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup> ) pH = $7 + \frac{pK_b + \log [\text{base}]}{2}$