**GUÍA DISOLUCIONES BUFFER**

**SOLUCIONES AMOTIGUADORAS DEL pH O BUFFER**

* Mantiene el pH constante (o con pequeños cambios) frente a la adición de pequeñas cantidades de ácidos o bases fuertes, o dilución.
* Resisten cambios de pH debido a que contienen una **especie ácida** que neutraliza los iones OH- y una **especie básica** que neutraliza los iones H+.
* Las especies ácidas y básicas no deben consumirse una con la otra en una reacción de neutralización. Estos requisitos se satisfacen con un **par conjugado ácido base** [un **ácido débil** y su **base conjugada (sal)** o una **base débil** y su **ácido conjugado (sal)**]

****

**Buffer tampones o soluciones amortiguadoras**

****

* Soluciones de pares ácido base conjugados
* Resisten cambios de pH incluso frente a la adición de ácidos y bases fuertes

Para formar un buffer, una solución debe contener:

**a) Un ácido débil (HA) + su base conjugada (A-)**

Ejemplo: CH3COOH/ CH3COONa

**b) Una base débil (B) + su ácido conjugado (BH+)**

Ejemplo: NH3/ NH4Cl

El **pH del amortiguador** depende del Ka del ácido y de las concentraciones relativas de ácido y base que lo componen

****

****

**Ejemplo 1:** Una solución amortiguadora contiene 0,35 moles de ácido acético (CH3COOH) y 0,33 moles de acetato de sodio (CH3COONa) en un volumen total de 0,5 L. Ka=1,8x10-5. Determine el pH de la solución amortiguadora.

**Cálculo concentraciones**

**[CH3COOH]**

$$\frac{0,35 mol ácido}{500 mL de solución}= \frac{X}{1000 mL solución} $$

$$x=0,7 M$$

**[CH3COONa]**

$$\frac{0,33 mol sal}{500 mL de solución}= \frac{X}{1000 mL solución} $$

$$x=0,66 M$$

**Equilibrio** CH3COOH ↔ H+ + CH3COO-

0,66 M

0,7 M

$$Ka= \frac{\left[sal\right]x \left[H^{+}\right]}{ácido}$$

$$\left[H^{+}\right]=Ka\frac{\left[ácido\right]}{\left[sal\right]}$$

$$\left[H^{+}\right]=1,91 x 10^{-5}M$$

$$pH=4,72$$

**Usando la ecuación de Henderson**

$$pH=pKa+log\frac{\left[sal\right]}{\left[ácido\right]}$$

$$pH= -log\left(1,8 x10^{-5}\right)+ log \frac{0,66}{0,7}$$

$$pH=4,72$$

**Ejemplo 2:** Un litro de solución buffer contiene 0,1 moles de CH3COOH y 0,13 moles de CH3COONa. Si la Ka(CH3COOH)= 1,75 x 10-5. Calcular el pH de esta solución

**Solución**

**a) pH de la solución**

$$pH=pKa+log\frac{\left[sal\right]}{\left[ácido\right]}$$

$$pH= -log\left(1,8 x10^{-5}\right)+ log \frac{0,13}{0,1}$$

$$pH=4,86$$

**Ejercicios**

**1.-**Determine el pH de una solución constituida por ácido fórmico 0,1M ( Ka = 1,8 ⋅ 10-4 ) y formiato de potasio 0,012 M.

**2.-**Determine el pH de una solución constituida por ácido acético 0.5 M ( Ka = 1,8 ⋅ 10-5 ) y acetato de sodio 0,1 M.

**3.-**Se preparó una solución amortiguadora del pH disolviendo 0,005 moles de ácido fórmico (Ka = 1,8 ⋅ 10-4) y 0,003 moles de formiato calcio en suficiente agua para completar 100 mL de solución Calcular el pH de la solución tampón.

**4.-** ¿Cuál es la proporción de [HCO3-] / [H2CO3] en la sangre a un pH de 7.40 (*Ka* = 4.3 x 10-7)?

**5.-** Calcular el pH de una solución 0.2 M de NH3 (Kb= 1,78 x10-5) y 0.3M de NH4Cl.

**6.-** Calcular el pH de una disolución formada por 100 mL de NH3 0.10 M y 5,35 g de NH4Cl (53,49 g/mol). Datos: *Kb* (NH3) = 1,8 x 10−5

**7-** ¿Cuál es el pH de una disolución 0,020 M en benzoato sódico y 0,010 M en ácido benzoico? Datos: *Ka* (HC6H5COO) = 6,3 x 10-5

**8.-** Se prepara una disolución reguladora disolviendo en agua 2 moles de acetato de sodio y 2 moles de ácido acético, enrasando a un litro. Calcular el pH de la disolución resultante Datos: *Ka* = 1,8 x 10-5

**9.-** Calcular la relación de concentraciones “acético/acetato” que debe existir en una disolución reguladora de pH = 5,00.

Datos: *Ka* (HCH3COO) = 1,8 x 10-5

**10.-** ¿Cuál es el pH de una solución que se preparó al disolver 9,20 g de ácido láctico (90,08 g/mol) (*Ka* = 1,38 x 10−4) y 11,15 g de lactato de sodio (112,06 g/mol) en agua y se diluyó hasta 1 L?

**RESPUESTAS**

1. 1.- pH = 2,82
2. 2.-pH = 4,05
3. 3.-pH = 3,52
4. 4.- 10,8
5. 5.- pH = 9.07
6. 6.- pH = 8.25
7. 7.- pH = 4.50

8.- pH=4,74

9.- Relación= 0,55

10.- pH=3,86