

RESPUESTAS AL CUESTIONARIO GUÍA N°2:
pH, ÁCIDO Y BASES, SISTEMAS AMORTIGUADORES

A) Ácidos, bases y sistemas amortiguadores

1. Calcular el pH de cada una de las siguientes soluciones:

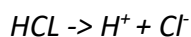
- a) HCl 0,10 M
- b) HCl 0,01 M
- c) Una solución conteniendo CH₃COOH (Ácido acético) 0,10 M y CH₃COONa (acetato de Na) 0,5 M. ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$)

R:

a) HCL 0,1 M

El HCL es un ácido fuerte por lo que se encuentra completamente ionizado en

Solución:



De esta manera, si tengo 0,1M de HCL luego de la ionización tengo la misma cantidad de H⁺ y Cl⁻ (0,1M)

Como conozco la concentración de protones en solución el pH se calcula como:

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

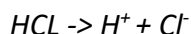
$$\text{pH} = -\text{Log } 0,1$$

Respuesta: pH = 1

b) HCL 0,01 M

El HCL es un ácido fuerte por lo que se encuentra completamente ionizado en

Solución:



De esta manera, si tengo 0,01M de HCL luego de la ionización tengo la misma cantidad de H⁺ y Cl⁻ (0,01M)

Como conozco la concentración de protones en solución el pH se calcula como:

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

$$\text{pH} = -\text{Log } 0,01$$

Respuesta: pH = 2

Nótese que la solución b) tiene una concentración 10 veces menor que la solución a) y eso se traduce en un cambio en una unidad de pH (esto se debe a que la escala de pH es logarítmica). El pH es mayor en la solución b) porque la concentración de H⁺ es menor.

**b) CH₃COOH (Ácido acético) 0,10 M + CH₃COONa (acetato de Na) 0,5 M
(K_a = 1,8 x10⁻⁵)**

En este caso, el ácido acético es un ácido débil (por ello tiene constante de acidez, K_a), lo que significa que solo una porción del ácido original se encontrará ionizado en solución.

El pH resultante de la solución depende de la K_a del ácido y de la proporción de ácido y base conjugada que hay en la solución. La ecuación que relaciona esos parámetros es la de Henderson y Hasselbach:

$$pH = pK_a + \log [base\ conjugada]/[ácido]$$

Debemos sustituir nuestros datos en la ecuación.

El valor de pK_a lo calculamos como pK_a = -log K_a.

$$pK_a = -\log 1,8 \times 10^{-5} = 4,74$$

$$pH = 4,74 + \log 0,5\ M/0,10\ M = \mathbf{5,43}$$

2. Calcular la concentración de H⁺ y OH⁻ presentes en una solución cuyo pH vale 3.

R:

Como vimos, el pH y la concentración de H⁺ se relacionan según:

$$pH = -\log [H^+]$$

Al conocer el pH podemos despejar la concentración de H⁺:

$$3 = -\log [H^+]$$

Para despejar [H⁺] debemos hacer la operación inversa al otro lado de la ecuación:

$$10^{-3} = [H^+]$$

$$\mathbf{0,001\ M = [H^+]}$$

De la misma manera, si conocemos el pOH podemos calcular la [OH⁻]. Primero determinamos el pOH:

$$pH + pOH = 14$$

$$14 - pH = pOH$$

Sustituimos el valor de pH:

$$14 - 3 = pOH = 11$$

Ahora calculamos la [OH⁻]:

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

$$11 = -\log [OH^-]$$

$$10^{-11} = [OH^-]$$

$$0,00000000001 M = [OH^-]$$

3. Indique cuál de los siguientes pares utilizaría para preparar un buffer que amortigüe alrededor de pH 7.0 justificando su respuesta:

- CH_3COOH/CH_3COONa ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$)
- NaH_2PO_4/Na_2HPO_4 ($K_a = 6.2 \times 10^{-8}$)
- $NaHCO_3/Na_2CO_3$ ($K_a = 5.6 \times 10^{-11}$)

Respuesta: Los sistemas amortiguadores tienen su máxima capacidad en el pKa (logrando amortiguar bien una unidad por arriba y por debajo de este valor).

$$pK_a = -\log K_a$$

Para saber que par será capaz de amortiguar a pH 7, debemos calcular el pKa de cada par siendo:

$$CH_3COOH/CH_3COONa (K_a = 1.8 \times 10^{-5}); pK_a = -\log 1.8 \times 10^{-5} = \mathbf{4,74}$$

$$NaH_2PO_4/Na_2HPO_4 (K_a = 6.2 \times 10^{-8}); pK_a = -\log 6.2 \times 10^{-8} = \mathbf{7,2}$$

$$NaHCO_3/Na_2CO_3 (K_a = 5.6 \times 10^{-11}); pK_a = -\log 5.6 \times 10^{-11} = \mathbf{10,2}$$

Respuesta: el mejor par para amortiguar a pH 7 es el par: NaH_2PO_4/Na_2HPO_4

4. a) ¿Cuál será el pH de una solución que se prepara mezclando cantidades iguales de ácido acético y acetato de sodio? ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$)

Una mezcla un ácido débil y su base conjugada forman una solución amortiguadora, capaz de evitar cambios de pH frente al agregado de ácido o de base. De hecho, cuando la concentración de ácido débil y base conjugada son iguales, el pH de la solución coincide con el pKa de del ácido débil, punto en el cual la capacidad amortiguadora de esta mezcla es máxima.

$$pK_a = -\log K_a$$

$$pK_a = -\log 1.8 \times 10^{-5} = \mathbf{4.74}$$

Para verlo de una forma matemática se podría utilizar la ecuación de Henderson Hasellbach.

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

Sustituimos la proporción $[A^-]/[HA]$ por 1, ya que sabemos que los valores de $[A^-]$ y de $[HA]$ son iguales.

$$pH = 4.74 + \log 1 = \mathbf{4.74}$$

Vemos que el pH de la solución cuando contiene la misma concentración de ácido débil y de base conjugada es igual al pKa del ácido.

b) ¿Esta solución amortigua mejor el agregado de base o de ácido?

Es una solución buffer o amortiguadora, ya que está formada por un ácido débil (ácido acético) y una base conjugada (acetato de sodio). Como está formada por iguales cantidades de ácido débil y de base conjugada sirve para amortiguar tanto ácido como base de igual manera, ya que el pH de la solución coincide con el pKa del buffer.