**Ejercicios de Concepto y Medida del pH**

**NOTA: los ejercicios de opción múltiple deben ser justificados**

**Ionización del agua**

1. Calcule la [H+] y la [OH−] de una solución 0.25 M de NaOH.
2. Calcule la [H+] y la [OH−] en una solución que se preparó disolviendo 4.904 gramos de H2SO4 en suficiente agua para completar 250 mL de solución.
3. ¿Cuál es la concentración de iones H+ en una solución acuosa en el que [OH-] = 1.2 x 10-5 M?
4. ¿Cuál es la [] en una solución con [] = ?
5. ¿Cuál es la [] en una solución que tiene una [] = ?

**Escala de pH y de pOH**

1. Calcule el pH de: a) una solución con [H+] = 2.0 x 10−2 M y b) una solución con [OH−] = 1.0 x 10−6 M.
2. En una solución ácida, el pH es \_\_\_\_\_\_\_\_ y la [H3O+] es \_\_\_\_

A) pH = 7 y [H3O+]= 1 x 10-7 M B) pH > 7 y [H3O+] < 1 x 10-7 M

C) pH < 7 y [H3O+] > 1 x 10-7 M D) pH < 7 y [H3O+]= < 1 x 10-7 M

1. ¿Cuál es el pH de una solución que tiene una [H3O+] = 1.2 × 10-3 M?
2. ¿Cuál es la concentración de H3O+ de una solución que tiene un pH = 2.34?

A) 2.3 × 10-3 M B) 4.6 × 10-3 M

C) 2.2 × 10-12 M D) 1.2 × 101 M

1. ¿Cuál es la concentración de H+ de una solución que tiene un pH = 11.61?

A) 1.2 × 101 M B) 1.0 × 10-14 M

C) 2.5 × 10-12 M D) 4.1 × 1011 M

1. ¿Cuál es el pH de una solución que tiene una [H3O+] = 1.0 x 10-4 M?
2. El pH de una solución es 4.5. ¿Cuál es la concentración de iones H+(ac) en la solución?
3. Calcular la concentración de iones OH- en una solución con pH = 6.389.
4. Las soluciones acuosas pueden ser ácidas, básicas o neutras. Con base en el pOH de la solución, diga qué tipo de solución es:  a) pOH > 7; b) pOH = 7; c) pOH < 7:

( ) a = ácida; b = neutra; c = básica

( ) a = ácida; b = básica; c = neutra

( ) a = neutra; b = ácida; c = básica

( ) a =básica; b = neutra; c = ácida

1. Si el pH de una solución es 6.30, ¿cuáles son las concentraciones molares de H+(*ac*) y de OH-(*ac*) en la solución?

**Cálculo del pH de soluciones de ácidos y bases fuertes**

1. Explique qué son ácidos y bases fuertes y dé ejemplos de cada uno de ellos.
2. Calcule el pH de una solución 0.030 M de H2SO4(*ac*).
3. Calcule el pH de una solución 0.015 M de HNO3(*ac*).
4. Calcule el pH de una solución 0.020 M de Ca(OH)2(*ac*).
5. El antiácido Leche de Magnesia tiene un pH de 10.25. ¿Cuál es la [OH-] de esta solución?
6. El pH de una solución de Ba(OH)2 es 10.0. ¿Cuál es la concentración de iones H+ de dicha solución?
7. Calcule los gramos de soluto que se requieren para preparar las siguientes soluciones:
8. 1.0 litro de solución de HCl(*ac*) de pH = 1.30.
9. 1.5 litros de solución de H2SO4(*ac*)de pH = 2.40.
10. 0.50 litros de solución de Ca(OH)2(*ac*) de pH = 12.3.
11. 3.0 litros de solución de NaOH(*ac*) de pH 13.0.
12. En un balón aforado de 250 mL se coloca un poco de agua destilada y se le adicionan lentamente 5.2 mL de solución de HCl al 36% de pureza y densidad 1.18 g/mL. Posteriormente, se adiciona más agua hasta la marca. Calcule el pH de la solución resultante.
13. Calcule el volumen de solución de HNO3 al 70% de pureza y densidad 1.40 g/mL que debe disolverse en agua para preparar 0.500 L de solución de pH 1.39. *Resp*. 1.31 mL.
14. En un balón aforado de 0.500 L se coloca un poco de agua destilada y se le adicionan lentamente y con agitación 4.17 gramos de NaOH al 96.0% de pureza. Posteriormente, se agrega más agua hasta completar los 0.500 L de solución. Calcule el pH de la solución resultante. *Resp*. pH =13.3.

**Cálculo del pH de soluciones de ácidos y bases débiles**

1. Calcule el pH de una solución 0.15 M de HCOOH. *Ka* = 1.8 x 10–4.
2. Calcule el grado de ionización y el pH de una solución 0.450 M de ácido acético.
3. Calcule la concentración de una solución de NH3(*ac*) con un pH = 11.5.
4. Calcule el pH de una solución que contiene 7.80 gramos de CH3NH2 en 0.500 L de solución. *Kb* = 5.00 x 10−4.
5. Se dispone de las siguientes soluciones de igual concentración molar. Ordénelas de mayor a menor pH.
6. CH3COOH (*Ka* = 1.8 x 10-5)
7. HNO2 (*Ka* = 4.5 x 10-4)
8. HF (*Ka* = 7.2 x 10-4)
9. HCN (*Ka* = 4.0 x 10-10)
10. Se dispone de las siguientes soluciones de igual concentración molar. ¿Cuál de ellas tiene el mayor pH?

( ) HF (*Ka* = 7.2 x 10-4)

( ) HCOOH (*Ka* = 1.8 x 10-4)

( ) CH3COOH (*Ka* = 1.8 x 10-5)

( ) HNO2 (*Ka* = 4.5 x 10-4)

( ) HCN (*Ka* = 4.0 x 10-10)

1. Dados los valores de p*Ka* para los siguientes ácidos, ordénelos según su acidez creciente:

Ácido   p*Ka*

HOCl   7.45

HCN   9.40

HNO2  3.35

1. Calcule el pH de una solución de CH3COOH que está ionizado en 1.34 %.
2. La cocaína es una base débil (*Kb* = 2.46 x 10-6). La ionización en agua se puede representar como: C(ac) + H2O(l)  CH+(ac) + OH-(ac). Calcule el pH de una solución 5.0 x 10-3 M de cocaína.
3. La Trimetilamina se ioniza como sigue en agua:

(CH3)3N + H2O  (CH3)3NH++ OH-

Calcule el pH de una solución 9.0 x 10-2 M de (CH3)3N?

1. Calcule el pH de una solución de amoniaco, NH3, que está ionizada en un 1.34%. *Kb* (NH3) = 1.8 x 10-5.
2. Se dispone de las siguientes soluciones de igual concentración molar. ¿Cuál de ellas tiene el menor pH?

( ) NH3 (*Kb* = 1.8 x 10-5) ( ) CH3NH2 (*Kb* = 4.4 x 10-4)

( ) C6H5NH2 (*Kb* = 3.8 x 10-10) ( ) (CH3)3N (*Kb* = 6.11 x 10-5)

( ) C2H5NH2 (*Kb*= 5.6 x 10-4)

**Cálculo del pH de Soluciones de Sales**

1. Sin realizar ningún cálculo, prediga si las siguientes soluciones acuosas son ácidas, básicas o neutras:

a) Na2CO3, b) NH4NO3, c) NH4Cl,

d) NaCN, e) C3H7COONa, f) KCl .

1. Se disuelve cianuro de sodio, NaCN, en agua. ¿Qué se puede decir del pH de la solución resultante?

( ) la solución es ácida ( ) la solución es neutra

( ) la solución es básica ( ) no es posible saberlo, faltan datos

1. ¿Cuál de las siguientes sales formará una solución neutra cuando se disuelve en agua?

( ) NaCN ( ) HCOONa ( ) KNO2 ( ) Na2SO4 ( ) NH4Cl

1. ¿Cuál de las siguientes sales formará una solución ácida cuando se disuelve en agua?

( ) NaCN ( ) HCOONa ( ) KNO2 ( ) Na2SO4 ( ) NH4Cl

1. ¿Cuál de las siguientes sales formará una solución básica cuando se disuelve en agua?

( ) NaNO3 ( ) CH3NH3Cl ( ) KNO2 ( ) NH4Cl ( ) NaCl

1. ¿Cuál es el pH de una solución 1.00 M de acetato de sodio, CH3COONa(ac)? El valor de *Ka* para el ácido acético, CH3COOH, es 1.8 × 10-5.
2. Calcule el pH de una solución 0.25 M de una solución de nitrito de sodio, NaNO2. El valor de la constante de ionización del HNO2 es 4.5 x 10–4.

**Soluciones Amortiguadoras**

1. De la siguiente lista de soluciones, seleccione una que sea amortiguadora de carácter ácido:

( ) Solución de HCl y NaCl ( ) Solución de NH3 y NH4Cl

( ) Solución de HCOONa y HCOOH ( ) Solución de KOH y KCl

( ) Solución 1 M de HCOOH y 1 M de NaOH

1. De la siguiente lista de soluciones, seleccione una que sea amortiguadora de carácter básico:

( ) Solución de HCl y NaCl ( ) Solución de NH3 y NH4Cl

( ) Solución 1 M de HCOOH y 1 M de NaOH ( ) Solución de KOH y KCl

( ) Solución de HCOONa y HCOOH

1. Calcule el pH de una solución 0.100 M de ácido fórmico, HCOOH, y 0.200 M de formiato de sodio, HCOONa.
2. Calcule el pH de una solución 0.120 M de ácido benzoico, C6H5COOH, y 0.200 M de benzoato de sodio, C6H5COONa.
3. Determine el pH de una solución que contiene 6.005 gramos de ácido acético y 8.20 gramos de acetato de sodio en 0.500 L de solución.
4. Calcule el pH de una solución 0.100 M de NH3(*ac*) y 0.200 M de NH4Cl(*ac*). El valor de *Kb* para el NH3 es 1.8 x 10–5.
5. Calcule el pH de la solución que resulta de mezclar 0.200 L de solución 0.200 M de amoniaco, NH3 (*Kb* =1.8 x10−5), con 0.300 L de solución 0.250 M de cloruro de amonio, NH4Cl.
6. Se mezclan 0.100 L de solución 0.100 M de ácido fórmico, HCOOH, con 50.0 mL de solución 0.100 M de formiato de sodio, HCOONa. Determine el pH de la solución resultante.

**Titulación Ácido-Base**

1. En un experimento de valoración, un estudiante utiliza 24.13 mL de hidróxido de sodio 0.103 M para neutralizar 20.00 mL de una solución de ácido clorhídrico. ¿Cuál fue la molaridad de la solución del ácido utilizado?
2. Una solución de 25.0 mL de ácido acético (HC2H3O2) 3.00 M requiere 65.6 mL de NaOH para alcanzar el punto de equivalencia. ¿Cuál es la concentración de NaOH?