

Ejemplo 3.-

El pH de una solución es igual a 3.8; calcular la concentración del ión hidrógeno.

Solución:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 3.8$$

Por lo tanto:

$$\text{Resolviendo: } [\text{H}^+] = 10^{-3.8} \text{ M}$$

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &= 10^{-3.8} = 10^{+0.2} \times 10^{-4} \\ &= \text{antilog de } 0.2 \times 10^{-4} \\ &= \underline{1.584 \times 10^{-4}} \end{aligned}$$

Utilizando la calculadora:

como: $[\text{H}^+] = 10^{-3.8}$

entonces: $[\text{H}^+] = \text{antilog de } -3.8$

$$[\text{H}^+] = 1.58 \times 10^{-4}$$

Para determinar el antilogaritmo de -3.8, por ejemplo, se teclea el número (3.8) después se invierte el signo con la tecla (+/-), luego la tecla INV y enseguida se le pide log el resultado es la concentración de H⁺ y aparece en la pantalla 1.5848 -04 que nos expresa un número en notación científica donde el -04 es el exponente de la base 10, por lo que el número es 1.584 x 10⁻⁴

Ejemplo 4.-

Calcular el pH de una solución de ácido acético 0.04 M que está 1.8 % ionizado.

$$\begin{array}{r} \text{si } 0.04 \text{ es el } \text{---} \text{ } 100\% \\ \text{X} \quad \text{---} \quad \text{---} \quad 1.8 \end{array}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{0.04 \text{ moles g/lto} \times 1.8}{100} = 0.00072 \text{ iones g/lto} = 7.2 \times 10^{-4}$$

Entonces:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}^+] = -\log (7.2 \times 10^{-4}) \\ &= -\log 7.2 + (-\log 10^{-4}) \\ &= -0.8573 + (-(-4)) \\ \text{pH} &= \underline{3.1427} \end{aligned}$$

TITULACION

La titulación es el proceso que sirve para medir la concentración desconocida de una solución ácida o básica.

En la titulación se mide el volumen de un reactivo (de concentración conocida) que es necesario para neutralizar el volumen medido de una solución. Si la solución de concentración desconocida, es una base el reactivo deberá ser un ácido y si es un ácido el reactivo será una base.

Para poder saber cuando ocurre la neutralización, se agrega un indicador a la solución de concentración desconocida.

Por ejemplo: en la titulación de un ácido con una base. Se coloca en un matraz la solución ácida de concentración desconocida, se le agrega un indicador. Utilizando una bureta se agregara una solución básica de concentración conocida, lentamente hasta que el indicador cambie de color, lo que indica que se llegó a el punto final (neutralización) Enseguida se toma la lectura de el reactivo que fué consumido en la neutralización.

Se puede calcular la concentración desconocida de una solución o el volumen si se conoce la concentración y el volumen del reactivo, a partir de la ecuación:

$$V_a M_b = V_b M_a$$

En esta ecuación se utiliza la concentración molaridad por ser la que se maneja en este curso, pero se debe aclarar que solo sirve para calculos en reacciones de neutralización de ácidos y bases simples, o sea ácidos con un solo hidrógeno ionizable y bases con un grupo OH⁻.

Ejemplo:

1.- ¿Cuál será la molaridad de 50mL de una solución ácida (HCl) que se titula con 42 mL de solución de NaOH 0.15M?

$$V_a M_a = V_b M_b$$

$$50 \text{ mL} \cdot M_a = 42 \text{ mL} (0.15 \text{ M})$$

$$M_a = \frac{42 \text{ mL} (0.15 \text{ M})}{50 \text{ mL}}$$

$$M_a = 0.126$$

La molaridad de la solución ácida es igual a 0.126 M.

SOLUCIONES AMORTIGUADORAS O BUFFERS.

Tanto en los procesos industriales como en plantas y animales es necesario mantener el PH, casi constante para que se lleve a cabo alguna(s) reacción(es) adecuadamente. Por ejemplo en la sangre se mantiene un PH de 7.4 para que la hemoglobina pueda transportar el oxígeno adecuadamente.

El cuerpo en el caso del PH de la sangre, utiliza unos compuestos que se concen como sistema amortiguador, los cuales ayudan a mantener el PH dentro de un cierto rango.

El funcionamiento de la solución amortiguadora se basa en el efecto del ión común.

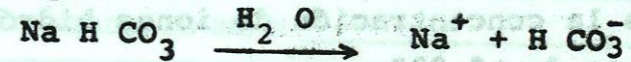
Las soluciones amortiguadoras más comunes están formadas por:

- 1.- Una solución de ácido débil con una sal iónica soluble del mismo ácido débil.
- 2.- Una solución de base débil con una sal iónica soluble de la misma base débil.

Ejemplo 1:



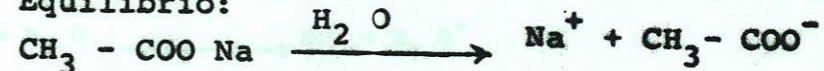
Equilibrio:



Ejemplo 2:



Equilibrio:



La solución amortiguadora funciona de la siguiente manera:



Si se añade un ácido fuerte se produce iones H_3O^+ adicionales lo que hace que el equilibrio se desplace hacia la izquierda disminuyendo parte de los iones H_3O^+ adicionales.

PROBLEMAS

DE: pH, pOH, $[H^+]$ y $[OH^-]$

1.- ¿Cuál es el pH de una solución cuya concentración en iones hidrógeno es de 2.6×10^{-3} M? Indicar si la solución es ácida o alcalina.

2.- ¿Cuál es la concentración en iones hidrógeno de una solución cuyo pOH es de 5.14? ¿La solución es ácida o alcalina?

3.- ¿Cuál es el pH de: a) HCl 0.002 M (100% de ionización) de: b) NaOH 0.40 M (90% de ionización) c) de una solución de HCl cuya concentración de iones hidrógeno es de 9.02×10^{-2} M?

4.- ¿Cuál es la concentración de iones hidrógeno de una solución cuyo pH es de 0.227?

5.- Si el pH de una solución es de 11.4 calcular: $[H^+]$, $[OH^-]$ y su pOH.

6.- Si la $[OH^-]$ de una solución es de $.46 \times 10^{-2}$, calcular $[H^+]$, pH y pOH.

1.- CONTESTA LO SIGUIENTE:

1.- ELABORA UN CUADRO SINOPTICO EN RELACION A LAS TEORIAS DE ACIDOS Y BASES (ARRHENIUS Y BRONSTED - LOWRY)

2.- ESCRIBE PROPIEDADES DE ACIDOS

3.- ESCRIBE PROPIEDADES DE BASES

4.- IDENTIFICA EL ACIDO, LA BASE, EL ACIDO CONJUGADO Y LA BASE CONJUGADA EN LAS SIGUIENTES REACCIONES.



5.- CLASIFICA LOS ACIDOS Y BASES DEL SIGUIENTE LISTADO EN DEBILES Y FUERTES, E IDENTIFICA A LOS ACIDOS POLIPROTICOS.

Hf, HBr, H₂S, HCl, H₃PO₄, HClO₄, HClO₃, HNO₃, HCN, H₂SO₄

NaOH, CuOH, Fe(OH)₃, LiOH, Ca(OH)₂, NH₄OH, Mg(OH)₂, Pb(OH)₄

Sr(OH)₂, AgOH.

ACIDOS DEBILES _____

ACIDOS FUERTES _____

BASES DEBILES _____

BASES FUERTES _____

ACIDOS POLIPROTICOS _____

- A QUE SE LLAMA REACCION DE NEUTRALIZACION Y DA UN EJEMPLO.

REPRESENTARA MEDIANTE UNA ECUACION QUIMICA LA IONIZACION DEL AGUA Y ESCRIBIRA EL VALOR DE SU CONSTANTE DE IONIZACION.

8.- ¿QUE ES UNA SOLUCION AMORTIGUADORA O BUFFER?
MENCIONA COMO ESTA CONSTITUIDA Y DA UN EJEMPLO.

9.- EXPLICA EN QUE CONSISTE EL PROCESO DE TITULACION ACIDO-BASE.

II.- RESUELVE LOS SIGUIENTES PROBLEMAS:

1.- UNA SOLUCION TIENE UNA CONCENTRACION DE IONES $[H^+] = 3 \times 10^{-6}$,
DETERMINA LA CONCENTRACION DE IONES $[OH^-]$.

2.- DETERMINA EL PH DE ACADA UNA DE LAS SOLUCIONES CON LAS SIGUIENTES CON-
CENTRACIONES.

a). $[H^+] = 1 \times 10^{-8} M$

b). $[H^+] = 2 \times 10^{-3} M$

c). $[OH^-] = 1 \times 10^{-6}$

UNA SOLUCION ES 2.7 CALCULA EL PH.

OBJETIVO GENERAL

El alumno

- Aplicará los principios que rigen el comportamiento de los gases y las disoluciones en la resolución de problemas.
- Comprenderá los fundamentos de la Química Orgánica.

OBJETIVOS PARTICULARES

Unidad X

OBJETIVOS ESPECIFICOS

El alumno:

UNIDAD X
GASES

- Diferenciará entre gas ideal y real.
- Enunciará los postulados de la teoría cinético-molecular.
- Explicará las propiedades de los gases.
- Interpretará el comportamiento de un gas ideal.
- Definirá las variables que afectan al comportamiento de un gas (presión, volumen, temperatura y número de moles).
- Citará los instrumentos que sirven para medir la temperatura y la presión de los gases.
- Mencionará las diferentes unidades de medición, volumen y temperatura.