



COLEGIO DEL PRADO

EDUCACIÓN SECUNDARIA

Espacio Curricular: Química Aplicada

Curso: 5° "A"

Docente: Espejo Paula

Tema: Cálculo del pH y pOH

Para complementar lo visto en clase, a continuación, verán unos ejemplos de cálculo de pH y pOH. Luego ejercitación para que realicen en clase

* EJEMPLOS

1. Se tiene una solución cuya concentración de OH⁻ es 1,0 · 10⁻⁹, ¿cuál es el pOH de dicha solución?

Si la [OH⁻] = 1,0 · 10⁻⁹, y sabemos que

pOH = -Log [OH⁻], reemplazamos los términos conocidos y obtenemos:

$$pOH = -\text{Log}(1,0 \cdot 10^{-9})$$

$$pOH = \text{Log } 1 - (\text{Log } 1,0 + (-9) \cdot \text{Log } 10)$$

$$pOH = 0 - (0 - 9 \cdot 1) = 9$$

El grado de basicidad de la solución es 9 en escala de pOH.

2. La concentración molar de una solución de KOH es de 1,0 · 10⁻⁵. Calcula el pOH de la solución.

El KOH es una base fuerte, luego estará disociada en un 100%, de tal manera que la concentración molar de la solución corresponde a la concentración de iones OH⁻:

$$[\text{KOH}] = 1,0 \cdot 10^{-5}, \text{ de donde,}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-5}, \text{ por lo tanto,}$$

$$pOH = \text{Log} \frac{1}{[\text{OH}^-]}, pOH = \text{Log} \frac{1}{(1,0 \times 10^{-5})} = 5$$

3. El pH de una solución es 12,41, ¿cuál es su pOH?

Recordemos la expresión para el producto iónico del agua: $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$ y reemplacemos los valores correspondientes:

$$1,0 \cdot 10^{-14} = (1,0 \cdot 10^{-7}) \cdot (1,0 \cdot 10^{-7}).$$

Aplicando el logaritmo decimal a ambos lados de la igualdad tendremos:

$$\text{Log } 1,0 \cdot 10^{-14} = \text{Log } 1,0 \cdot 10^{-7} + \text{Log } 1,0 \cdot 10^{-7}$$

Resolviendo, obtenemos que:

$$14 = 7 + 7, \text{ es decir, que } pH + pOH = 14.$$

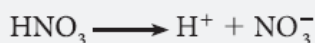
Esta expresión nos permite calcular directamente el pH o el pOH cuando conocemos alguno de los dos.

Volviendo a nuestro ejemplo, para un pH = 12,41, tendremos un pOH de 1,59.

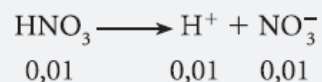
* EJEMPLOS

1. Hallar el pH de una disolución 0,01 M de ácido nítrico (HNO₃).

Como la constante de disociación del ácido nítrico es muy alta, suponemos que, en disolución acuosa, está totalmente disociado, según la reacción:



Esto significa que si [HNO₃] = 0,01 M, la concentración de los iones H⁺ y NO₃⁻, es también 0,01 M.



Por lo tanto, para calcular el pH, basta reemplazar en la ecuación correspondiente la [H⁺], de acuerdo con:

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

$$pH = -\text{Log } 10^{-2} = 2$$

Ejercitación:

1. Utiliza el concepto de pH y pOH, y determina cuáles de las siguientes soluciones son ácidas y cuáles son básicas:
 - a) $[H^+] = 1 \times 10^{-5}$
 - b) $[H^+] = 1$
 - c) $[H^+] = 1 \times 10^{-12}$
 - d) $[H^+] = 1 \times 10^{-14}$
2. Calcular el pH de una disolución 0,5 N de hidróxido de sodio **NaOH**. Sabiendo que es una base fuerte.
3. calcular el pH de una disolución 0,5 N de amoníaco NH_3 con $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$.
4. Sabiendo que es una base débil.
5. Calcular el pH de una disolución de ácido nítrico HNO_3 $3,8 \times 10^{-4}$ M. Sabiendo que se disocia por completo.
6. Calcular el pH y el pOH de cada una de una solución de HNO_3 a 0,035 M