

DOCENTE: Nancy Yamile Mateus González	AREA: CIENCIAS NATURALES J.T. ASIGNATURA: QUÍMICA	GRADO - CURSO: DÉCIMO 1001, 1002
CÓDIGO: III – 13 //30-09-2021	TEMA: pH y pOH	

## I. INTRODUCCIÓN:

Dentro de las Ciencias Naturales, la QUÍMICA es una ciencia experimental dedicada al estudio de la materia tomando en cuenta su estructura, estado y transformaciones, y busca lograr un aprendizaje significativo a través de la lectura comprensiva del contenido científico y mediante la realización de diversas prácticas en el laboratorio y en la vida cotidiana. Esta Guía Didáctica se ha elaborado con la finalidad de complementar el proceso de enseñanza-aprendizaje en los estudiantes del grado DÉCIMO.

## II. CONCEPTUALIZACIÓN:

### 1. DESEMPEÑO PARA EVALUAR:

- Identifica las clases de electrolitos.
- Determina el pH y el pOH de una sustancia..
- Participa y trabaja adecuadamente, cumpliendo las normas establecidas y el respeto por la opinión de sus compañeros.

### 2. CONCEPTOS GENERALES:

## pH y pOH

### pH

El sistema utilizado anteriormente para indicar si una solución es ácida o básica es útil pero poco práctico, pues el uso de notación científica para expresar cantidades tan pequeñas, del orden de  $10^{214}$  o  $10^{27}$  moles/L, puede resultar engorroso. Para evitar este inconveniente, el químico danés Sørensen, ideó una escala de grado de acidez, en la cual la concentración de iones  $H_1$  o  $H_3 O_1$  se expresa como el logaritmo decimal de la misma cambiado de signo, que equivale al exponente o potencia de dicha concentración. Esta forma de expresar la concentración de hidrogeniones ( $H_1$ ) de una solución recibe el nombre de potencial de hidrógeno o pH, y se expresa matemáticamente de la siguiente manera:

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

Pero, ¿qué significa esta expresión? Recordemos que toda potencia de diez es el logaritmo decimal de ese número. Por ejemplo, en la expresión  $10_3$ , tres es el logaritmo de la cantidad correspondiente que es 1.000, número que a su vez es el antilogaritmo de  $10_3$ . Así mismo  $10^{-3}$  equivale a  $1/10^3$ , es decir, su inverso, en el cual la potencia o exponente es positivo. Por lo tanto, el pH es el logaritmo decimal del inverso de la concentración de  $H^+$ :

$$pH = \text{Log} \frac{1}{[H^+]}$$

Una concentración de  $H^+$  de  $1,0 \cdot 10^{-4}$  M, equivale entonces a un pH de:

$$pH = \text{Log} \frac{1}{(1,0 \cdot 10^{-4})} = 4$$

Este valor se interpreta, diciendo que la solución tiene un grado de acidez igual a 4. Debido a que el logaritmo de 1 es igual a cero (fi gura 1).

DOCENTE: Nancy Yamile Mateus González	AREA: CIENCIAS NATURALES J.T. ASIGNATURA: QUÍMICA	GRADO - CURSO: DÉCIMO 1001, 1002
CÓDIGO: III – 13 //30-09-2021	TEMA: pH y pOH	



Figura 1. El pH se mide con un instrumento denominado pHmetro, que utiliza un electrodo muy sensible para medir el grado de acidez de una disolución.

## pOH

De la misma manera que expresamos el grado de acidez de las soluciones, utilizando la concentración de hidrogeniones (iones  $H^+$  o  $H_3O^+$ ), podemos expresar el grado de basicidad, a partir de la concentración de  $OH^-$  en una solución. Obtenemos así otra escala, denominada pOH. Matemáticamente el pOH se representa como sigue:

$$pOH = -\text{Log} [OH^-] \text{ o } pOH = \text{Log} \frac{1}{[OH^-]}$$

### EJEMPLOS

En el inicio de la unidad se expresó el producto iónico del agua

$K_w = [H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$ , si aplicamos a este los conceptos de pH y pOH podemos concluir que  $pH + pOH = 14$ .



- Se tiene una solución cuya concentración de  $OH^-$  es  $1,0 \times 10^{-9}$ , ¿cuál es el POH de dicha solución? Si la  $(OH^-) = 1,0 \times 10^{-9}$ , y sabemos que  $POH = -\text{Log} (OH^-)$ , remplazamos los términos conocidos y obtenemos:  
 $POH = -\text{Log} (1,0 \times 10^{-9})$   
 $POH = \text{Log} 1 = (\text{Log} 1,0 + (-9) \times \text{Log} 10)$   
 $POH = 0 - (0 - 9 \times 1) = 9$   
 El grado de basicidad de la solución es 9 en escala de POH.
- La concentración molar de una solución de KOH es de  $1,0 \times 10^{-5}$ . 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  $OH^-$ :  
 $(KOH) = 1,0 \times 10^{-5}$ , de donde,  
 $(OH^-) = 1,0 \times 10^{-5}$ , por lo tanto

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

- El pH de una solución es 12,41, ¿cuál es su POH? Recordemos la expresión para el producto iónico del agua:  $KW = (H^+) (OH^-)$  y remplacemos los valores correspondientes:  
 $1,0 \times 10^{-14} = (1,0 \times 10^{-7}) \times (1,0 \times 10^{-7})$ .

Aplicando el logaritmo decimal a ambos lados de la igualdad tendremos:  $\text{Log} 1,0 \times 10^{-14} = \text{Log} 1,0 \times 10^{-7} + \text{Log} 1,0 \times 10^{-7}$

Resolviendo, obtenemos que:  $14 = 7 + 7$ , 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.

 <b>COLEGIO INSTITUTO TÉCNICO INTERNACIONAL IED</b> <b>P.E.I. EDUCACIÓN EN TECNOLOGÍA Y SU INFLUENCIA EN LA CALIDAD DE VIDA</b> 		
<b>DOCENTE:</b> Nancy Yamile Mateus González	<b>AREA:</b> CIENCIAS NATURALES J.T. <b>ASIGNATURA:</b> QUÍMICA	<b>GRADO - CURSO:</b> DÉCIMO 1001, 1002
<b>CÓDIGO:</b> III – 13 //30-09-2021	<b>TEMA:</b> pH y pOH	

### Indicadores de pH

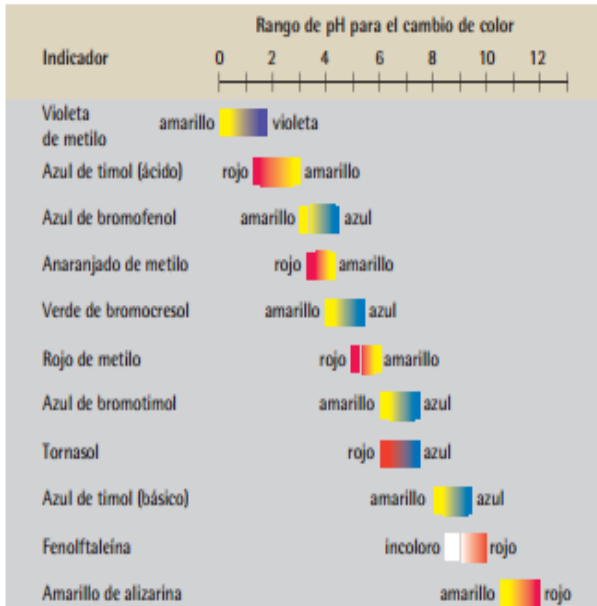
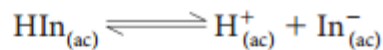


Figura 2 Rango de pH para el viraje de color de diferentes indicadores.

De la misma forma que podemos medir el rango de acidez o basicidad de una sustancia química mediante los valores de su pH o pOH, podemos hacerlo también mediante sustancias que cambian su color, según estén en medio ácido o básico (figura 2). Estas sustancias se denominan indicadores y pueden usarse en forma de solución o impregnadas en papeles especiales. Los indicadores son generalmente ácidos orgánicos débiles con estructuras complejas.

La característica más importante de esta clase de sustancias es que cambian de color al variar la concentración de iones H<sup>+</sup>, lo que

Obedece a ciertas modificaciones en sus estructuras moleculares. Se representan con la fórmula general HIn. Dado que los indicadores son ácidos débiles, al disociarse se alcanza un estado de equilibrio, con las formas iónicas H<sup>+</sup> e In<sup>-</sup>, según se muestra en la ecuación general:



La constante de equilibrio para esta reacción será:

$$K_e = \frac{[\text{H}^+][\text{In}^-]}{[\text{HIn}]}, \text{ luego: } \frac{K_e}{[\text{H}^+]} = \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]}$$

A partir de la cual resulta evidente que la razón (In<sup>-</sup>)/(HIn) es inversamente proporcional a la concentración de (H<sup>+</sup>) de la solución. Si las especies químicas In<sup>-</sup> y HIn tienen colores diferentes, el color de la solución dependerá de cuál de las dos especies predomine en un momento dado.

Por ejemplo, la fenolftaleína en su forma no disociada, HIn, es incolora mientras que el ion In<sup>-</sup> en solución es rojo. Por tanto, en una solución con elevada concentración de iones H<sup>+</sup>, la razón (In<sup>-</sup>)/(HIn) será pequeña y dominará la especie incolora HIn. Por el contrario, cuando el valor de 3H14 sea pequeño, dominará la especie 3In24 de color rojo. Experimentalmente se ha encontrado que la fenolftaleína es incolora a un pH menor de 8,0 y roja a un pH mayor de 10. A un pH intermedio coexisten ambas formas por lo cual la coloración es levemente rosada.

El tornasol, sustancia de origen vegetal, es otro indicador ampliamente utilizado, que presenta coloración rosada en medio ácido (pH entre 0 y 7), morado a pH neutro (7) y azul en medio básico (pH entre 7 y 14).

DOCENTE: Nancy Yamile Mateus González	AREA: CIENCIAS NATURALES J.T. ASIGNATURA: QUÍMICA	GRADO - CURSO: DÉCIMO 1001, 1002
CÓDIGO: III – 13 //30-09-2021	TEMA: pH y pOH	

Un tercer indicador de uso frecuente es el rojo congo, que muestra coloración azul frente a soluciones cuyo pH está comprendido entre 0 y 3. Por encima de este punto vira hacia el violeta, para pasar a rojo cuando el pH se aproxima a 5. Finalmente, conserva esta coloración hasta pH 14.

En las últimas décadas se desarrolló un tipo especial de indicador conocido como indicador universal. Consta de una solución compuesta por varios indicadores, de tal forma que se observa un cambio de color, cada vez que el pH aumenta en una o media unidad (figura 3). El indicador universal puede usarse en forma de solución o como papel impregnado. El color que toma la mezcla indicadora se compara con una escala de color patrón para determinar a qué pH corresponde la solución que se esté probando. Una vez se ha determinado el pH, se puede calcular el valor del pOH.

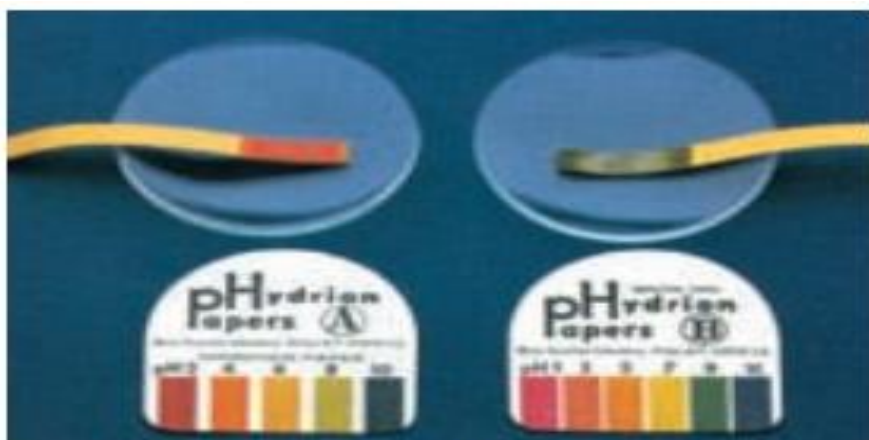


Figura 3. El indicador universal se consigue en pequeñas tiras de papel que luego se comparan con una escala patrón.

### III. ACTIVIDADES

Realiza las siguientes actividades en el cuaderno:

- I. Realice un ejemplo para hallar pH.
- II. Realice un ejemplo para hallar pOH.
- III. Desarrolle los siguientes ejercicios:
  1. Calcular el pH del H<sub>2</sub> del agua, si su concentración de iones H<sup>+</sup> es igual a 1X10<sup>-7</sup> mol/L.
  2. Calcular el pH de una solución de HCl, si su concentración de iones H<sup>+</sup> es igual a 0.0045 M.
  3. Calcular el pOH y pH del NaOH, si su concentración de iones OH<sup>-</sup> es igual a 0.002 M.
  4. Calcúlese el pH de cada una de las siguientes soluciones:
    - a) Ácido clorhídrico, HCl = 0.0045 M.
    - b) Acido Fluorhídrico, HF = 0.050 M.
    - c) Ácido sulfúrico, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = 0.00012 M.

DOCENTE: Nancy Yamile Mateus González	AREA: CIENCIAS NATURALES J.T. ASIGNATURA: QUÍMICA	GRADO - CURSO: DÉCIMO 1001, 1002
CÓDIGO: III – 13 //30-09-2021	TEMA: pH y pOH	

- d) Acido Hipocloroso, HClO = 0.0069 M.
5. Calcúlese el pOH y pH de las siguientes soluciones:
- KOH = 0.0010 M.
  - NaOH = 0.0010 M.
  - LiOH = 0.0050 M.
  - Ba(OH)<sub>2</sub> = 0.0050 M.
6. Calcular el pOH y el pH de una solución 0.0018 M de Al(OH)<sub>3</sub>.
7. Calcular el pH y el pOH de una solución de CH<sub>3</sub>COOH 4.9X10<sup>-4</sup> M.
8. Calcula el pH y el pOH de una solución cuya concentración de iones hidronio es 2.3X10<sup>-4</sup> mol/L de HNO<sub>3</sub>.
9. Calcular el pH y el pOH de una solución de H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> 3.6X10<sup>-3</sup> M.
10. Calcular el pOH y pH del Ca(OH)<sub>2</sub>, si su concentración de iones OH<sup>-</sup> es igual a 0.0003 M
11. El "gatorade", tiene una concentración de ión hidrógeno de 8X10<sup>-4</sup> mol/L. Calcula su pH y pOH.
12. Si una solución acuosa de HNO<sub>3</sub> tiene una concentración de 0.04 M. ¿Cuál será su pH?
13. Una solución acuosa tiene una concentración de 0.003 M de H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. Determina el pH y el pOH.
14. Se prepara una solución de HCl obteniendo una concentración 0.05 mol/L. Calcular el pH y el pOH de la solución.
15. Determine el pH, el pOH y la concentración de especies presentes en una solución 0,012 M de HCl ácido clorhídrico.

#### IV. AUTOEVALUACIÓN:

**Cualitativa:** Por favor describan:

- ¿qué aprendieron?
- ¿qué se les facilitó?
- ¿qué se les dificultó?
- ¿necesitan refuerzo?

- **NOTA:** Realizar el trabajo en el cuaderno, tomar las fotos como evidencia y enviarlas al correo: [nancy.mateus@iedtecnicointernacional.edu.co](mailto:nancy.mateus@iedtecnicointernacional.edu.co).
- Las clases en MEET se iniciarán de acuerdo al horario establecido y para ingresar a ellas será posible únicamente con el correo institucional asignado a cada estudiante. Se publicará dicha información con anticipación y se enviará el enlace para que se puedan conectar a la clase. Si por alguna razón no le ha llegado la invitación me escriben al correo para poder iniciar. Muchas gracias.