



LICEO DE NIÑAS DE RANCAGUA

DEPARTAMENTO DE CIENCIAS
Maritza Guzmán Arenas

NIVEL: 4º Medio
QUÍMICA COMÚN

OBJ: "Reconocer y aplicar el operador matemático de pH, y su utilización para clasificar a las sustancias ácidas y básicas"

NOTA 1 : Al final de esta guía viene la retroalimentación de la guía anterior (2)

NOTA 2 :

- ✓ Con respecto a la guía 1: esta debe ser resuelta en tu cuaderno serán revisadas al regreso a clases.
- ✓ Desde la guía 2 y 3, serán revisadas de la siguiente manera: Se evaluará bajo tres niveles: Logrado (L), Medianamente Logrado (ML) y No Logrado (NL).
- ✓ Considerando la contingencia nacional la forma para obtener esta evidencia será mediante fotos que debes sacar al desarrollo de la guía, el archivo (que puede ser en .jpg, .png u otros archivos de imagen). El archivo debe tener como nombre, por ejemplo, soledad aviles_1A_guia 3.jpg
- ✓ En la foto debe apreciarse el título de la guía, nombre, curso y las actividades con pregunta y respuesta. De todas maneras, debes tomar apuntes y/o anotar lo más relevante en tu cuaderno del contenido de la guía.
- ✓ El correo para enviar las evidencias del desarrollo de la guía es: mguzman.csquim.ln@gmail.com .
- ✓ Se solicita que en el asunto del correo vaya escrito también el nombre de la estudiante junto con su curso y la asignatura a la que corresponde.

TEMA: CONCEPTO DE PH

Como hemos observado, las concentraciones molares de iones hidrógeno (H^+) e iones hidroxilo (OH^-) son valores muy pequeños. Con el fin de no trabajar con números en notación científica, se aplica a las concentraciones el concepto de logaritmo (\log). Esta es una función matemática que elimina la base de la potencia y permite su interpretación mediante números enteros o decimales sencillos. Como en este caso los exponentes son negativos, se aplicará el logaritmo negativo ($-\log$) para obtener números positivos. En química, el logaritmo negativo ($-\log$) se simboliza como p. De allí nace la equivalencia: $pH = -\log [H^+]$

Donde: $[H^+]$ representa la concentración molar de iones de hidrógeno o iones hidronio, sin unidades de molaridad o, en su defecto, divididas por 1 mol/L, operación que permite eliminar la unidad de la concentración de los iones de hidrógeno.

En consecuencia, se definirá pH como: "El logaritmo decimal negativo de la concentración de iones en moles/litro" o, en un lenguaje más simple, "como la medida de la concentración de H^+ presente en una disolución".

Si se aplica el logaritmo negativo ($-\log$) a la concentración del ión hidrógeno, se obtendrá la escala de pH. Observa atentamente el siguiente esquema.

[H ⁺]	pH
1	0
1 · 10 ⁻¹	1
1 · 10 ⁻²	2
1 · 10 ⁻³	3
1 · 10 ⁻⁴	4
1 · 10 ⁻⁵	5
1 · 10 ⁻⁶	6
1 · 10 ⁻⁷	7
1 · 10 ⁻⁸	8
1 · 10 ⁻⁹	9
1 · 10 ⁻¹⁰	10
1 · 10 ⁻¹¹	11
1 · 10 ⁻¹²	12
1 · 10 ⁻¹³	13
1 · 10 ⁻¹⁴	14

La escala de pH asigna valores específicos a los ácidos y bases, entendiendo que finalmente dichos valores hacen referencia a la concentración del ión hidrógeno (mol/L). Por ejemplo, al indicar que el jugo de tomate presenta un **pH igual a 4**, podríamos decir que:

1. Es una sustancia **ácida**.
2. La concentración de **[H⁺]** es **1 · 10⁻⁴ M**.
3. Como la Kw del agua es 1 · 10⁻¹⁴ y la [H⁺] es de 1 · 10⁻⁴ la concentración de **[OH⁻]** es **1 · 10⁻¹⁰**.

Como podrás darte cuenta, existe una relación entre [H⁺] y [OH⁻] que depende de la constante del agua (Kw). Esta misma relación se puede establecer en función del pH, obteniéndose:

$$pKw = pH + pOH = 14$$

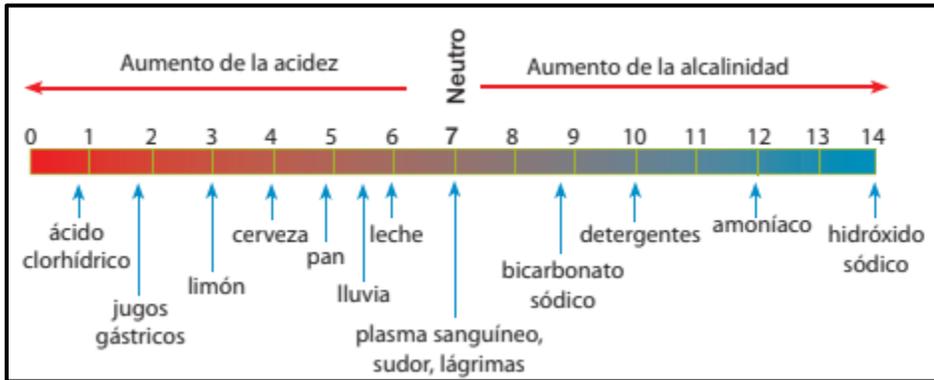
Por ejemplo: Si el pH de una disolución es 8, el valor de pOH es 6, pues:

$$\begin{aligned}
 pKw &= pH + pOH \\
 14 &= 8 + pOH \\
 6 &= pOH
 \end{aligned}$$

En síntesis, existen tres tipos de sustancias según la concentración de [H⁺] y, por ende, del valor del pH; éstas son:

Ácidas	[H ⁺] > 10 ⁻⁷ M	pH < 7
Básicas	[H ⁺] < 10 ⁻⁷ M	pH > 7
Neutras	[H ⁺] = 10 ⁻⁷ M	pH = 7

Un gran número de las sustancias que empleamos comúnmente, así como los fluidos corporales más importantes, tienen un pH específico en directa relación con su función o efecto sobre otras sustancias.



Si $[\text{OH}^-] = 10^{-3}$, entonces:

- $[\text{H}^+] = 10^{-11}$
- **pH = 11**
- **pOH = 3**
- **ambiente básico**

Si $[\text{H}^+] = 10^{-7}$, entonces:

- $[\text{OH}^-] = 10^{-7}$
- **pH = 7**
- **pOH = 7**
- **ambiente neutro**

Si $[\text{H}^+] = 10^{-5}$, entonces:

- $[\text{OH}^-] = 10^{-9}$
- **pH = 5**
- **pOH = 9**
- **ambiente ácido**

ACTIVIDAD: Completa la siguiente tabla. Observa la especie y veras en cuáles te dan las concentraciones de H^+ y en cuales las de OH^-

Especie	$[\text{H}^+]$	$[\text{OH}^-]$	pH	pOH
KOH 10^{-2} M				
HNO ₃ 10^{-3} M				
Ca(OH) ₂ $5 \cdot 10^{-4}$ M				
HI 10^{-1} M				
LiOH 10^{-4} M				
HClO ₄ 1M				

Nota: Aquí te envío parte de la resolución de la actividad de la guía anterior. Debes completar la tabla haciendo el procedimiento señalado en la imagen.

Con respecto a la pregunta tres, debes de acuerdo al valor de pH, señalar si la sustancia es ácida o básica, fíjate en el exponente en base 10. Pero debes resolver el ejercicio aplicando el operador matemático de pH

Considerando que $K_w = 1 \cdot 10^{-14} M = [H^+] \cdot [OH^-]$, completa la siguiente tabla en tu cuaderno:

[H ⁺] M	[OH ⁻] M
1 · 10 ⁻⁸	1 · 10 ⁻⁶
1 · 10 ⁻⁹	1 · 10 ⁻⁵
1 · 10 ⁻¹¹	1 · 10 ⁻³
1 · 10 ⁻¹⁴	1 · 10 ⁰

Observa los valores de [H⁺] y [OH⁻]. ¿Cómo se comportan los valores matemáticamente? ¿Qué se puede concluir?

Si aquellas disoluciones que presentan mayores concentraciones de [H⁺] que de [OH⁻] se denominan ácidas, mientras que las que tienen mayores concentraciones de [OH⁻] que de [H⁺] son básicas y las que igualan las concentraciones de ambas especies tienen comportamiento neutro, ([H⁺] = [OH⁻] = 1 · 10⁻⁷ M) entonces, identifica las siguientes disoluciones como ácidas, básicas o neutras cuando muestren las siguientes concentraciones:

- El café tiene una concentración de iones [H⁺] = 1 · 10⁻⁵ M
- Un vaso de leche tiene una concentración de [OH⁻] = 1 · 10⁻⁸ M
- La pasta dental tiene una concentración de iones [H⁺] = 1 · 10⁻¹⁰ M
- La leche de magnesia (usada como antiácido) tiene una concentración de [OH⁻] = 1 · 10⁻³ M

Ordena las sustancias del punto 3 desde lo más básico hasta lo más ácido.

Como resolver

1) $K_w = [H^+] [OH^-]$
 $1 \cdot 10^{-14} M = 1 \cdot 10^{-8} \cdot [OH^-]$
 $\frac{1 \cdot 10^{-14} M}{1 \cdot 10^{-8} M} = [OH^-]$
 $1 \cdot 10^{-6} M = [OH^-]$

2) $K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$
 $\frac{1 \cdot 10^{-14} M}{1 \cdot 10^{-5} M} = [H^+]$
 $1 \cdot 10^{-9} M = [H^+]$

Realiza los demás ejercicios, ¡ánimo!

En la siguiente guía revisaremos el concepto de pH, para ello puedes usar calculadora.
 En el ejercicio 3) fíjate en el exponente de la base 10 y sabrás el pH de la sustancia.
 Aquí te resuelvo un ejercicio aplicando la función logaritmo.
 $pH = -\log [H^+]$ si [H⁺] es 1 x 10⁻³ M entonces se resuelve así:
 $pH = -\log(1 \times 10^{-3})$
 $pH = -(\log 1 + \log 10^{-3})$
 $pH = -(0 + -3)$
 $pH = -(-3)$
 $pH = 3$ Te fijas que el pH es el exponente de la base 10 pero positivo.