
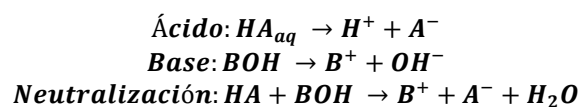


I.E.D. MONSEÑOR AGUSTIN GUTIERREZ - FÓMEQUE			
	Asignatura: Química	Grado: UNDÉCIMO	Periodo: 1
	ÁCIDOS Y BASES		
			ESTUDIANTE: _____ Curso: _____
ESTANDAR: Relaciono la estructura de las moléculas orgánicas e inorgánicas con sus propiedades físicas y químicas y su capacidad de cambio químico.		DBA: Comprende que los diferentes mecanismos de reacción química (oxido-reducción, descomposición, neutralización y precipitación) posibilitan la formación de compuestos inorgánicos.	
DESEMPEÑOS: PARA APRENDER: explica las características que determinan los ácidos y las bases PARA HACER: determina el valor del pH de una solución y su aplicación en diferentes ramas. PARA SER: utiliza con discernimiento los conocimientos para tomar decisiones acertadas. PARA CONVIVIR: Tratar a todas las personas como iguales en consonancia con las nociones de equidad y justicia.		EVALUACIÓN. <ul style="list-style-type: none"> ➤ Trabajo y participación en clase ➤ Desarrollo de las actividades propuestas ➤ Puntualidad y calidad del trabajo en la entrega ➤ Trato respetuoso con compañeros y docentes 	
		Fuentes de consulta o material de apoyo https://www.youtube.com/watch?v=E_xcacKMzyQ características de los ácidos y las bases https://www.youtube.com/watch?v=tPK-uEswVL4 indicador de pH casero con remolacha https://www.youtube.com/watch?v=75IJnqngwA4 indicador de pH casero, con col morada https://www.youtube.com/watch?v=BJFy2KusTPc indicador de pH con cúrcuma	

ÁCIDOS Y BASES.

Los ácidos y las bases tienen propiedades características, Arrhenius llegó a la conclusión de que éstas se deben a que en soluciones acuosas los ácidos disocian originando iones hidrógeno, H^+ , mientras que las propiedades típicas de las bases se debían a los iones OH^- . De acuerdo con esta teoría cuando un ácido y una base reaccionan entre sí se neutralizan formando agua y una sal.

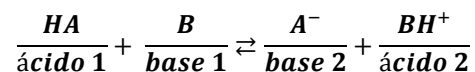


En 1923 siguiendo líneas de trabajo diferentes el danés Bronsted y el inglés Lowry propusieron una definición más amplia de ácido y base.

Ácido es toda sustancia capaz de ceder un protón H^+ a otra sustancia

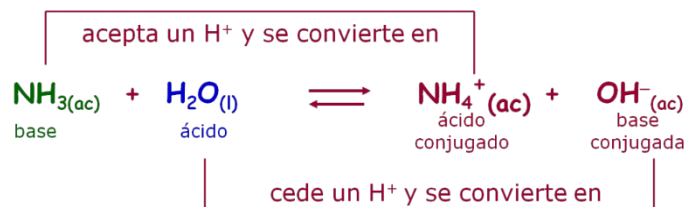
Base es toda sustancia capaz de aceptar un protón H^+ de otra sustancia.

Las reacciones según Bronsted y Lowry son reacciones de transferencia de protones. Esta teoría da la reversibilidad de transferencia de protones.



Las especies HA , ácido, y A^- son interconvertibles mediante la ganancia o pérdida de protones, forman un par ácido-base conjugado, de la misma forma B y BH^+ forman el segundo par ácido-base conjugado.

La tercera teoría sobre ácidos y bases fue propuesta por Gilbert Lewis. El refirió su teoría a la donación o aceptación de un par de electrones durante una reacción química. Un ácido según Lewis, es una sustancia capaz de aceptar un par de electrones para formar un enlace covalente, y una base es toda sustancia capaz de donar un par de electrones para formar un enlace covalente.



el nitrógeno del amoníaco dona el par de electrones y es una base de Lewis, un átomo de hidrógeno del agua acepta el par de electrones, dando lugar a que el agua actúe como un ácido de Lewis.

ACTIVIDAD 1

1. Teniendo en cuenta la definición de Arrhenius, identificar el ácido y la base en cada una de las siguientes reacciones en agua.

- $HBr + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Br^-$
- $NaOH + HCl \rightarrow H_2O + NaCl$
- $HC_2H_3O_2 + NaOH \rightarrow C_2H_3O_2Na + H_2O$

2. teniendo en cuenta la teoría de Bronsted y Lowry, establecer en las siguientes reacciones, el par ácido- base conjugado.

- $HF + H_2O \rightarrow H_3O^+ + F^-$
- $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$
- $HCl + NH_3 \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$

ACTIVIDAD 2: consultar las propiedades de los ácidos y las bases y organizarlos en un cuadro comparativo

EL pH DE UNA SOLUCIÓN

El potencial de hidrógeno o pH es una medida de la acidez o la basicidad de una solución, indica la concentración de hidrogeniones $[H^+]$.

El pH se define como: $pH = -\log [H^+]$

Análogamente, el pOH se define como: $pOH = -\log [OH^+]$

La escala de pH: a partir del producto iónico del agua a 25 °C se ha establecido el rango de variación del pH en las soluciones acuosas, así: $K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$. Si aplicamos a este los conceptos de pH y pOH podemos concluir que: **$pH + pOH = 14$**

	ÁCIDO					NEUTRO					BÁSICO				
$[H^+]$ n/L	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14

Un **pH < 7** es ácido: cuanto más cerca de 0, más **ácido**.

Un **pH > 7** es básico: cuanto más cerca de 14, más **básico**.

Un **pH = 7** es **neutro**.

Ejemplo: se tiene una solución cuya $[H^+] = 3.5 \times 10^{-2}$. Calcular el pH y el pOH.

pH = - log $[H^+]$ de donde: $pH = -\log [3.5 \times 10^{-2}] = 1.45$

El pOH se calcula restando de 14 el valor de pH obtenido: $pOH = 14 - 1.45 = 12.55$

ACTIVIDAD 3

- Para cada una de las siguientes concentraciones, calcule el pH y el pOH, clasifíquelas como ácidas, básicas o neutras.
 - $[H^+] = 10^{-3}$
 - $[H^+] = 0.39$
 - $[OH^+] = 3 \times 10^{-7}$
 - $[H^+] = [OH^+] = 10^{-7}$
 - $[OH^+] = 1.2 \times 10^{-2}$
- A continuación, se dan los rangos de pH para algunas sustancias comunes. Clasifique las sustancias como ácidas o básicas.
 - Refresco: 2.0 – 3.0
 - Jugo de limón: 2.0 – 2.5
 - Vinagre: 2.5 – 3.1
 - Agua para consumo doméstico: 5.0 – 8.0
 - Cerveza: 4.0 – 5.0
- ¿Qué importancia tiene para los sistemas biológicos el pH?