

ÁCIDO – BASE

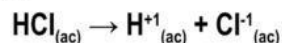
TEORÍAS, TIPOS DE SALES, PARES CONJUGADOS

TEORÍAS DE ACIDO - BASE

TEORÍA DE SVANTE ARRHENIUS

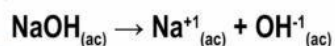
► **Ácido:** sustancia que en disolución acuosa produce iones H^{+1}

Ejemplo:



► **Base:** sustancia que en disolución acuosa produce iones OH^{-1}

Ejemplo:

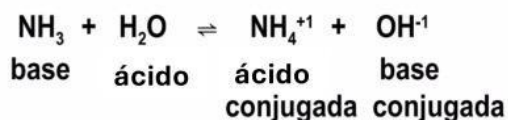
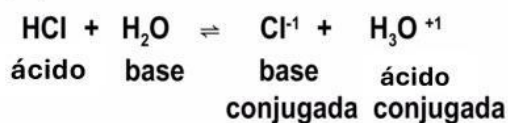


TEORÍA DE BRONSTED – LOWRY

► **Ácido:** especie química que dona un protón

► **Base:** especie química que acepta un protón

Ejemplo:



Johannes Bronsted



Thomas Lowry

TEORÍA DE GILBERT N. LEWIS

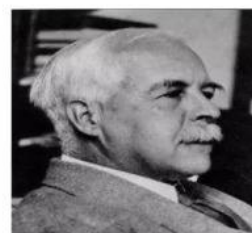
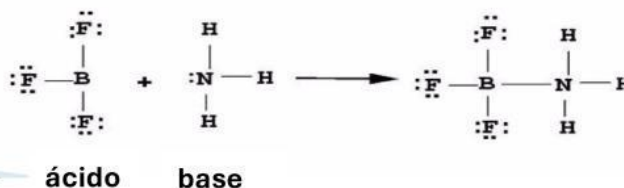
► **Ácido de Lewis:**

Una especie (átomo, ión o molécula) que es un aceptor de pares de electrones

► **Base de Lewis:**

Una especie que es un dador de electrones

Ejemplo:



Gilbert N. Lewis

Un **complejo de coordinación** es una estructura química formada por un átomo o ión metálico central (ácido de Lewis) rodeado por un conjunto de moléculas o iones llamados **ligandos** (bases de Lewis), los cuales se unen mediante enlaces covalentes coordinados o dativos.

RESUMEN:

Compuesto	Teoría de Arrhenius	Teoría de Bronsted-Lowry	Teoría de Lewis
ACIDOS	Desprende iones H^+	Sustancias que pueden donar un protón	Pueden aceptar electrones para formar nuevos enlaces
BASES	Desprende iones OH^-	Sustancias que pueden aceptar un protón	Tiene electrones disponibles para aceptar protones.

TALLER #3. ÁCIDO – BASE
(VALOR 50 PUNTOS)

Nombre : _____ Fecha : _____

1ERA PARTE. IDENTIFICAR LA TEORÍA AL QUE PERTENECEN LOS SIGUIENTES EJEMPLOS: (15 puntos)

Lee cuidadosamente cada situación o reacción química y escribe en la columna correspondiente la teoría ácido-base que mejor la explica.

N.º	EJEMPLO	Teoría
1	HCl(aq) se disuelve en agua y produce H^+ y Cl^- .	
2	NaOH(aq) se disuelve en agua y libera iones OH^- .	
3	NH_3 acepta un protón (H^+) y se convierte en NH_4^+ .	
4	HCl transfiere un protón al agua formando H_3O^+ .	
5	BF_3 acepta un par de electrones del NH_3 para formar un complejo.	
6	HNO_3 en solución acuosa aumenta la concentración de H^+ .	
7	El ion CO_3^{2-} acepta un protón y forma HCO_3^- .	
8	$Al(OH)_3$ aporta iones OH^- al disolverse en agua.	
9	Ag^+ acepta un par de e^- del NH_3 formando un complejo de coordinación.	
10	H_2SO_4 libera protones al reaccionar con el agua.	
11	El ion OH^- acepta un protón para formar H_2O .	
12	El ion H^+ acepta un par de electrones de una molécula de NH_3 .	
13	KOH en solución acuosa incrementa la concentración de OH^- .	
14	El ácido acético (CH_3COOH) dona un protón al agua.	
15	Fe^{3+} forma un enlace coordinado al aceptar pares de e^- de moléculas de H_2O .	

¿QUÉ ES EL PH?

“Es una medida que indica el grado de acidez o alcalinidad de una sustancia o disolución, basado en la concentración de iones de hidrógeno positivos”

Escala del 0 al 14

0-6: Ácidos → Muchos iones H_3O^+

7: Neutro → Igual cantidad de H_3O^+ y OH^-

8-14: Básicos (Alcalinos) → Muchos iones OH^-

TIPS PARA UN pH SALUDABLE

- Consumir frutas y verduras (efecto alcalinizante)
- Evitar exceso de productos procesados y refrescos
- Beber agua para ayudar a mantener la neutralidad

Lista de Ácidos Fuertes:	Lista de Bases Fuertes
• Ácido clorhídrico (HCl) • Ácido bromhídrico (HBr) • Ácido yodhídrico (HI) • Ácido nítrico (HNO_3) • Ácido sulfúrico (H_2SO_4) <i>(solo en su primer protón)</i> • Ácido perclórico (HClO_4) • Ácido clórico (HClO_3)	• Hidróxido de sodio (NaOH) • Hidróxido de potasio (KOH) • Hidróxido de litio (LiOH) • Hidróxido de cesio (CsOH) • Hidróxido de rubidio (RbOH) • Hidróxido de calcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) • Hidróxido de estroncio ($\text{Sr}(\text{OH})_2$) • Hidróxido de bario ($\text{Ba}(\text{OH})_2$)

Las características principales de los ácidos y las bases se definen por su comportamiento químico:

Características de los Ácidos

- Sabor agrio:** Tienen el gusto característico del limón o el vinagre.
- Liberan protones:** Suelen iones de hidrógeno (H^+) al disolverse en agua.
- Bajo pH:** Su escala de pH es menor a 7.
- Corrosivos:** Dañan tejidos orgánicos y corroen metales activos produciendo gas hidrógeno.
- Conductores eléctricos:** Sus soluciones acuosas conducen la electricidad (son electrolitos).
- Cambio de color:** Vuelven rojo el papel tornasol azul y mantienen incolora la fenolftaleína.

Características de las Bases (Alcalinos)

- **Sabor amargo:** Tienen un gusto astringente, similar al jabón o al bicarbonato.
- **Liberan hidróxidos:** Suelen iones hidróxido (OH^-) al disolverse en agua.
- **Alto pH:** Su escala de pH es mayor a 7 (hasta el 14).
- **Tacto jabonoso:** Se sienten resbaladizas al contacto con la piel.
- **Cáusticas:** Destruyen la materia orgánica y provocan quemaduras químicas severas.
- **Cambio de color:** Vuelven azul el papel tornasol rojo y tiñen de rosa intenso la fenolftaleína.

Propiedad Compartida: Neutralización

- **Reacción mutua:** Cuando un ácido y una base se juntan, anulan sus propiedades.
- **Productos:** Reaccionan siempre para formar agua (H_2O) y una sal neutra.

HIDRÓLISIS DE SALES

Las sales son compuestos iónicos formados por la reacción de neutralización entre un ácido y una base:



Cuando una sal se disuelve en agua, se disocia completamente en sus cationes (iones positivos) y aniones (iones negativos). Dependiendo de si estos iones reaccionan o no con las moléculas de agua (hidrólisis), la solución resultante puede ser neutra, ácida o básica.

Reglas de Clasificación

Para determinar la naturaleza del pH de una solución salina, analizamos la fuerza del ácido y de la base que le dieron origen:

A. **Sal Neutra** pH = 7:

Origen: **Ácido Fuerte** + **Base Fuerte** o Ácido Débil + Base Débil

Comportamiento: Ninguno de los iones sufre hidrólisis apreciable con el agua.

Ejemplo: NaCl. proviene de HCl (fuerte) y NaOH (fuerte).

B. **Sal Ácida** pH < 7:

Origen: **Ácido Fuerte** + Base Débil.

Comportamiento: El catión proviene de una base débil y actúa como un ácido conjugado que reacciona con el agua produciendo iones hidronio H_3O^+ (H^+)

Ejemplo: NH_4Cl proviene de HCl (**fuerte**) y NH_3 (débil).

C. **Sal Básica** pH > 7 :

Origen: Ácido Débil + **Base Fuerte**.

Comportamiento: El anión proviene de un ácido débil y actúa como una base conjugada que reacciona con el agua produciendo iones hidróxido OH^-

Ejemplo: CH_3COONa proviene de CH_3COOH (débil) y NaOH (**fuerte**).

TALLER #3. ÁCIDO – BASE (VALOR 50 PUNTOS)

Nombre : _____ Fecha : _____

2DA. PARTE. Actividad donde debes responder en cada una de las siguientes enunciados, identificando si la sal en solución acuosa es ácida, básica o neutra. (15 puntos)

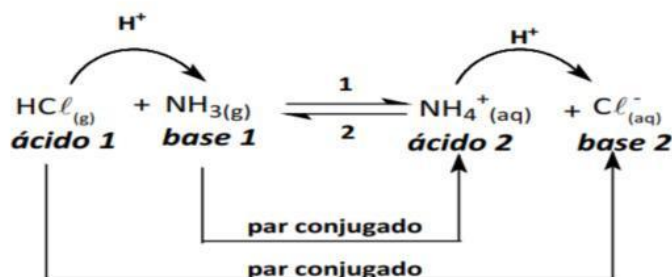
SOLUCIÓN ACUOSA DE	ORIGEN O PROVIENE DE	TIPO DE SAL
Cloruro de Sodio (NaCl)		
Nitrato de Amonio (NH_4NO_3)		
Acetato de Sodio (CH_3COONa)		
Fluoruro de Potasio (KF)		
Bromuro de Potasio (KBr)		
Cloruro de Amonio (NH_4Cl)		
Carbonato de Sodio (Na_2CO_3)		
Sulfato de Sodio (Na_2SO_4)		
Cloruro de Aluminio (AlCl_3)		
Cianuro de Potasio (KCN)		
Nitrato de Calcio ($\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$)		
Formiato de Sodio (HCOONa)		
Sulfato de Amonio ($(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$)		
Perclorato de Litio (LiClO_4)		
Nitrito de Sodio (NaNO_2)		

LOS PARES CONJUGADOS

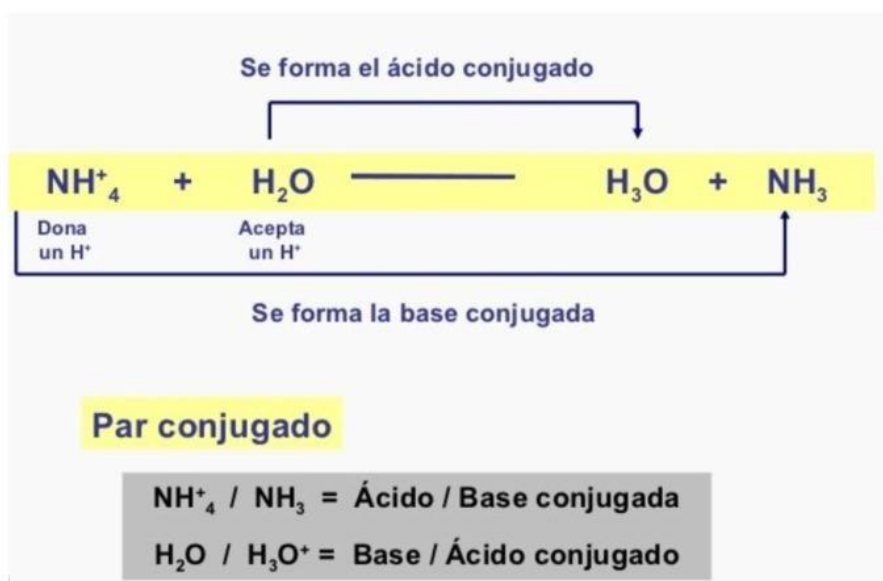
Según la teoría de Brønsted-Lowry:

- Ácido:** Sustancia que **dona** un protón H^+ . Al perderlo, se transforma en su base conjugada.
- Base:** Sustancia que **acepta** un protón H^+ . Al aceptarlo, se transforma en su ácido conjugado.

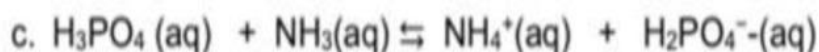
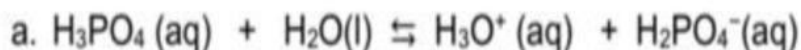
Ejemplo #1 :



EJEMPLO #2:



Práctica en clases: Identificar los pares conjugados ácido-base de Bronsted – Lowry en las ecuaciones siguientes:



TALLER #3. ÁCIDO – BASE
(VALOR 50 PUNTOS)

Nombre : _____ Fecha : _____

3ERA PARTE. IDENTIFICAR LOS PARES CONJUGADOS ÁCIDO-BASE DE BRONSTED – LOWRY EN LAS ECUACIONES SIGUIENTES. (VALOR 20 PUNTOS)

