



ÁCIDOS Y BASES

Historia

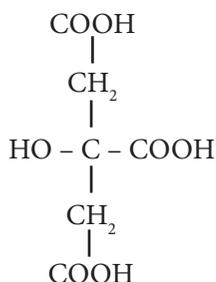
Desde hace miles de años, se sabe que el vinagre, el jugo de limón y muchos otros alimentos tienen un sabor agrio. Sin embargo, no fue sino, hasta hace unos cientos de años, que se descubrió por qué estas sustancias tenían ese sabor.

La palabra *ácido* se deriva de la voz latina *acidus*, y la palabra *álcali* con que se designa a las bases, proviene de la palabra *al - gili*, que significa cenizas de una planta, y que muy pronto se demostró que tenía propiedades opuestas a la de los ácidos.

Definición

1. Ácidos

- ❖ Poseen sabor agrio
- ❖ El vinagre debe su sabor al ácido acético (CH₃ - COOH)
- ❖ Los limones y otros frutos cítricos contienen ácido cítrico.

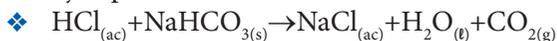


- ❖ Los ácidos producen cambio de color en los pigmentos vegetales.
- ❖ Cambian de color al tornasol, del azul al rojo.
- ❖ Las soluciones acuosas de los ácidos conducen la electricidad.
- ❖ Los ácidos reaccionan con ciertos metales como el Zn, Mg, Fe, para producir hidrógeno gaseoso (H₂).

Ejemplo:

- ❖ $\text{HCl}_{(ac)} + \text{Mg}_{(s)} \rightarrow \text{MgCl}_{2(ac)} + \text{H}_2$
- ❖ Los ácidos reaccionan con los carbonatos y bicarbonatos (Na₂CO₃, CaCO₃, NaHCO₃) para producir CO₂
- ❖ $\text{HCl}_{(ac)} + \text{CaCO}_{3(s)} \rightarrow \text{CaCl}_{2(ac)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{CO}_{2(g)}$

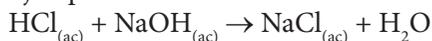
Ejemplo:



2. Bases

- ❖ Poseen sabor amargo.
- ❖ Se sienten jabonosas al tacto.
- ❖ Las bases producen cambios de color en los pigmentos vegetales.
- ❖ Cambian de color al tornasol, de rojo a azul.
- ❖ Las soluciones acuosas de las bases conducen la electricidad.
- ❖ Neutralizan a los ácidos.

Ejemplo:



Teoría de ácido-base

1. Arrhenius (medio acuoso) - 1884

→ Ácido: libera iones H⁺ en el agua.

→ Base: libera iones OH⁻ en el agua.

Ejemplo:



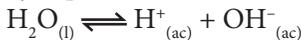
Ejemplo:



Ejemplo:



Ejemplo:



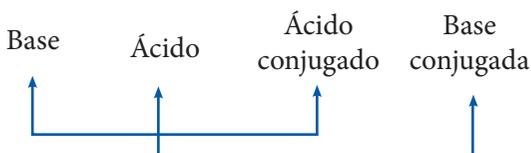
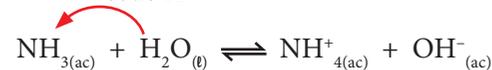
2. J. N Brønsted - T.M. Lowry (reacción química) - 1923

→ Ácido: dona un protón → se convierte en base conjugada

→ Base: acepta un protón → se convierte en ácido conjugado

Ejemplo

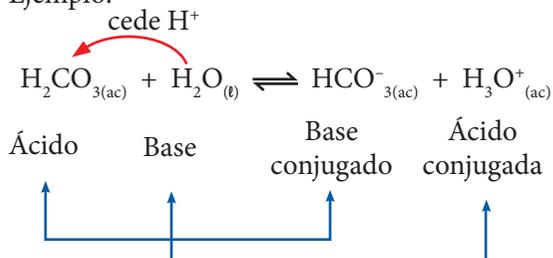
cede H⁺



Pares conjugados:



Ejemplo:



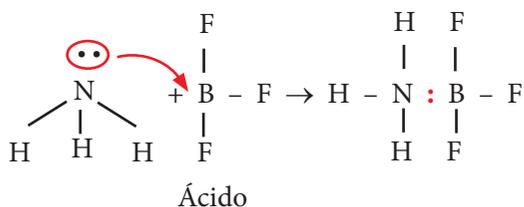
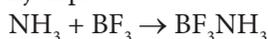
Pares conjugados:



3. G. N. Lewis (1923)

Un ácido es la especie que puede aceptar un par de electrones, y una base es la especie que puede donar un par de electrones.

Ejemplo:



Electrolito

Son sustancias que se descomponen en el agua en iones, haciendo a la solución buena conductora del calor y la electricidad.

- ▶ Electrolito fuerte
- ▶ Electrolito débil

A. Potencial de iones hidrógeno (pH)

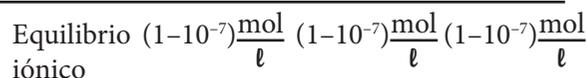
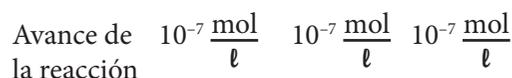
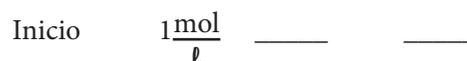
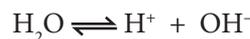
Es aquel factor numérico que indica el grado de concentración de iones H^+ de una solución.

$$\text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}^+]} = -\log[\text{H}^+] \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

concentración de iones $(\text{OH})^-$ que posee una solución.

$$\text{pOH} = \log \frac{1}{[\text{OH}^-]} = -\log[\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

C. Producto iónico del agua (K_w) a 25 °C, 1 atm



$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_{\text{eq}} = [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

$$K_w = 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Advertencia pre

En este capítulo se requiere de conocimiento de logaritmos comunes en base decimal.

La aplicación de ésta permitirá encontrar la concentración de las soluciones.

Trabajando en clase

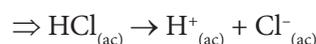
Integral

1. Es un ácido según Arrhenius:

- a) CH_3OH
- b) H_2O_2
- c) NH_3
- d) HCl
- e) KOH

Resolución:

Un ácido es aquella sustancia que disuelta en el agua libera iones H^+ .



2. Es una base según Arrhenius
 a) HCl c) HNO₃ e) NaOH
 b) H₂SO₄ d) KCl

3. Indica la base conjugada de la siguiente reacción:



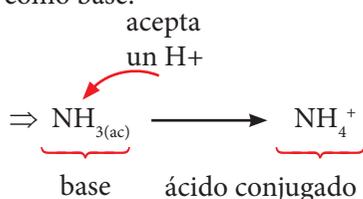
- a) CH₃COOH d) H₃O⁺
 b) H₂O e) Cl⁻
 c) CH₃COO⁻
4. Para la siguiente reacción, indica el par conjugado ácido-base conjugado
- $$\text{NH}_2^-_{(\text{ac})} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}_{(\text{ac})} \rightleftharpoons \text{NH}_3_{(\text{ac})} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{O}^-_{(\text{ac})}$$
- a) NH₂⁻/NH₃
 b) CH₃CH₂OH/CH₃CH₂O⁻
 c) NH₂⁻/CH₃CH₂O⁻
 d) NH₃/CH₃CH₂OH
 e) NH₂⁻/CH₃CH₂OH

UNMSM

5. Halla el ácido conjugado del amoníaco (NH₃)
 a) NH₂⁻ c) NH₄⁺ e) N₂H₄
 b) NH₂²⁻ d) NH

Resolución:

Para calcular el ácido conjugado, consideramos el NH₃ como base:



6. Halla el ácido conjugado del bicarbonato (HCO₃⁻)
 a) HCO₃²⁻ d) CO₂²⁻
 b) H₂CO₃ e) CO₂²⁻
 c) CO₃²⁻
7. Halla la base conjugada del agua (H₂O).
 a) H₂O⁻ c) OH⁻ e) H⁺
 b) H₃O⁺ d) O²⁻
8. Calcula el pH de una solución 0,01 M de HCl.
 a) 3 c) 0,1 e) 2
 b) 4 d) 1

Resolución:

Calculamos el pH de la siguiente fórmula:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(10^{-2})$$

$$= -(-2)\log 10$$

$$\therefore \text{pH} = 2$$

9. Calcula el pH de una solución 0,001 M de HNO₃.
 a) 1 c) 3 e) 5
 b) 2 d) 4
10. Calcula el pOH de una solución 0,01 M de HNO₂.
 a) 6 c) 8 e) 2
 b) 4 d) 12
11. ¿Qué solución es más básica?
 a) pOH = 2,6 d) [OH⁻] = 10⁻¹⁰
 b) [H⁺] = 10⁻³ e) pOH = 3,6
 c) pH = 6

UNI

12. Determina el pH de una solución HCl 0,04 M.
 (Considera log2 = 0,3)
 a) 2,5 c) 3,1 e) 1,35
 b) 2,7 d) 1,4

Resolución:

$$\Rightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(4 \times 10^{-2})$$

$$= -\log(2^2 \times 10^{-2})$$

$$= -\log(2^2) - \log(10^{-2})$$

$$= -2\log 2 - (-2)\log 10$$

$$= -2(0,3) + 2(1)$$

$$= -0,6 + 2 = 1,4$$

$$\therefore \text{pH} = 1,4$$

13. Determina el pH de una solución HNO₃ 0,08 M.
 (Considera: log2 = 0,3)
 a) 1,1 c) 2,3 e) 4,7
 b) 15 d) 2,6
14. ¿Cuál es el pH de una solución de HCl cuya concentración es 3,65 g/l?
 (Dato: PF: HCl = 36,5 g/ml)
 a) 2 c) 1 e) 10
 b) 0,1 d) 0,2
15. Se diluyen 20 ml de HNO₃ 0,2 M hasta un volumen de 400 ml. Determina el pH de la solución diluida.
 a) 3,3 c) 2 e) 4,64
 b) 1 d) 1,3