



RECURSOS DIDÁCTICOS

QUINTO DE SECUNDARIA

QUÍMICA

ACIDOS Y BASES

La primera vez que se dijo algo sobre ácidos y bases, fue a finales del siglo XXVII, y se definió a los ácidos como sustancias que cambian de olor los colorantes naturales y con las bases se anulan sus propiedades. Lavoisier definió a los ácidos como compuestos binarios con el oxígeno, consideraba que este era el causante de las propiedades ácidas (esto es falso).

En la primera década del siglo XIX Humphry Davy demostró que el $\text{HCl}_{(g)}$ es ácido, con lo cual, descartó la teoría de Lavoisier sobre la presencia obligatoria de oxígeno en los ácidos. En 1816 demostró finalmente que el hidrógeno es el causante de las propiedades ácidas.

En la vida cotidiana nos encontramos con ácidos y bases tales como :

- Ácidos : limón, naranja, vinagre, refrescos, cerveza, gaseosa, leche, ...
- Bases : la sangre, la clara de un huevo, leche de magnesia, ...

CARACTERÍSTICAS DE LOS ÁCIDOS Y BASES

ÁCIDOS	BASES
<ul style="list-style-type: none"> • Sabor agrio. • Sus soluciones acuosas. • Son conductoras de la electricidad. • Neutralizan las bases. • Reaccionan con los metales para formar sal + H_2. • Cambian a rojo el indicador papel de tornasol. 	<ul style="list-style-type: none"> • Sabor amargo (cáustico). • Son untuosas al tacto (como el jabón). • Neutralizan a los ácidos para formar sales y agua. • Cambian de color a azul el indicador papel de tornasol. • Son sustancias iónicas.

TEORÍAS ÁCIDO - BASE

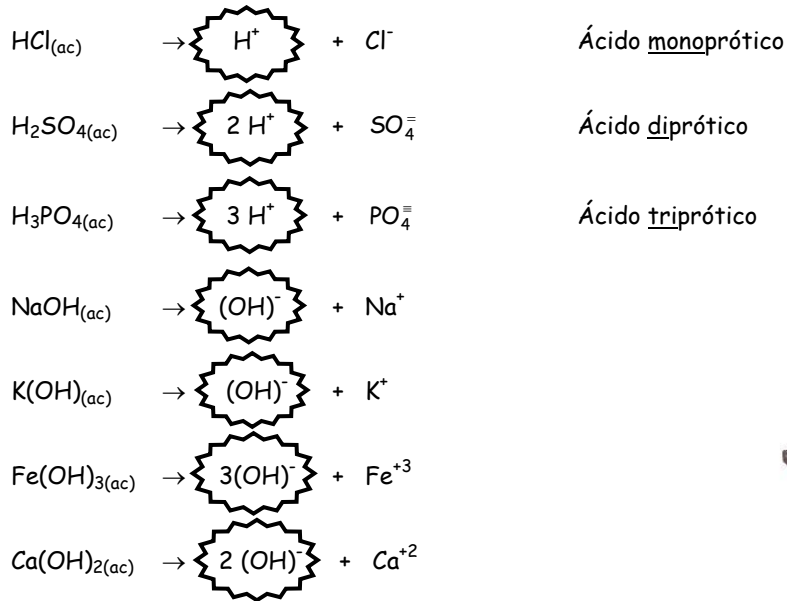
1. Teoría de Svante Arrhenius (1884)

Ácidos : Son aquellas sustancias que en solución acuosa liberan iones H^+

Bases : En solución acuosa liberan $(\text{OH})^-$



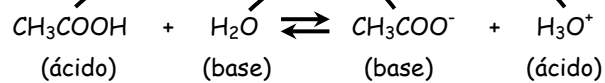
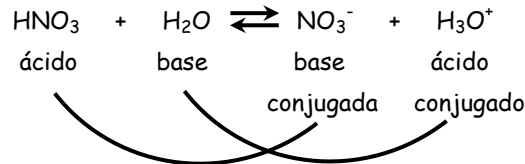
Ejm. :



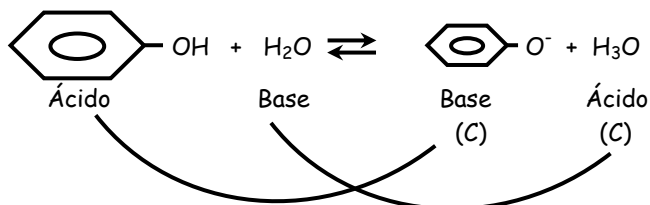
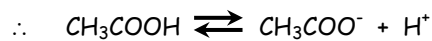
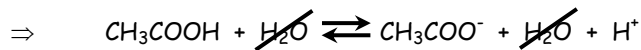
2. Teoría de Johannes Brønsted y Thomas Lowry

Ácidos : Ceden protones

Bases : Aceptan protones



pero $\text{H}_3\text{O}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$



* Son conjugador si la diferencia entre ellos es la de un protón.

* Existen sustancias que para una reacción se comportan como ácidos y para otras como bases y se les conoce como anfóteros.

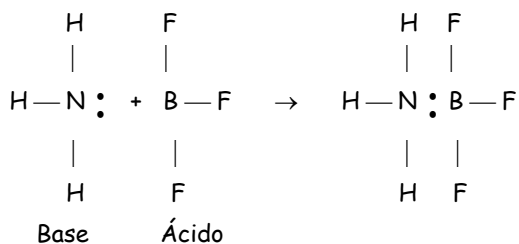
3. Teoría de Gilbert Newton Lewis

Ácidos : Aceptan un par electrónico

Bases : Dona un par electrónico

Ejm. : $\text{NH}_3 + \text{BF}_3 \rightarrow \text{NH}_3\text{BF}_3$ ¿Quién es ácido y quién base?

Sol. :



- * Generalmente las sustancias con el átomo central que presenta octeto incompleto son ácidos. Asimismo son ácidos las sustancias con dobles enlaces.
- * Los cationes son ácidos. Los aniones son bases.

Nota : La constante de equilibrio en Rxns ácidos - básicos lo denominaremos : K_a (constante de acidez) K_b (constante basicidad).

ÍNDICE DE HIDRÓGENO (pH) (1909)

Fue planteada por Sørensen con la finalidad de evitar exponentes negativos para expresar la concentración del ion de hidrógeno.

Se aplica sólo a soluciones diluidas $[\text{H}^+] < 1 \text{ M}$

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

También podemos definir el índice de (OH)- de manera similar :

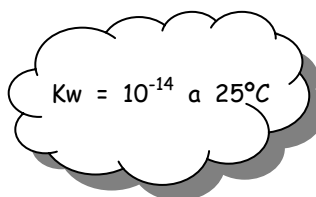
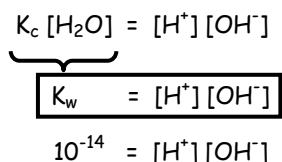
$$\text{poH} = -\log [\text{OH}^-]$$

Trabajaremos nosotros a 25°C donde se cumple :

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

Demostración : para el agua se cumple





Cuando el agua es "pura" $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$

$$10^{-14} = [\text{H}^+][\text{H}^+] = [\text{H}^+]^2$$

$$\therefore [\text{H}^+] = 10^{-7}$$

Debido a los valores pequeños de $[\text{H}^+]$ en ácidos y bases de baja concentración.

Para el agua "pura" : $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log (10^{-7})$

$$\boxed{\text{pH} = 7}$$

$$\text{poH} = -\log [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{poH} = -\log (10^{-7}) \Rightarrow \boxed{\text{poH} = 7}$$

$$\text{pH} + \text{poH} = 14 \downarrow$$

EJERCICIOS DE APLICACIÓN

1. ¿Cuál de las especies químicas no es un ácido según Brönsted y Lowry?

- a) H_2 b) $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ c) $\text{C}_2\text{H}_2\text{OH}$
 d) SO_3 e) CH_3COOH

2. ¿En cuál o cuáles de las siguientes reacciones el agua actúa como una base?

- I. $\text{H}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{COO}^- \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$
 II. $\text{H}_2\text{O} + \text{CN}^- \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$
 III. $\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
 IV. $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$
 V. $\text{H}_2\text{O} + \text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

- a) I, II y III b) II y V c) IV y V
 d) Sólo V e) I y II

3. En la siguiente reacción indicar ¿cuáles son las especies químicas ácidas según Brönsted y Lowry : $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$?

- a) CO_3^{2-} y HCO_3^- d) H_2O y HCO_3^-
 b) CO_3^{2-} y H_2O e) CO_3^{2-} y OH^-
 c) H_2O y OH^-

4. Identifique los conjugados ácido - base de la siguiente reacción por definición de Brönsted - Lowry : $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

- a) Ácido + base \rightleftharpoons ácido conjugada + ácido conjugado
 b) Ácido + base \rightleftharpoons ácido conjugado + base conjugada
 c) Base + ácido \rightleftharpoons ácido conjugado + base conjugada
 d) Base + ácido \rightleftharpoons base conjugado ácido conjugada
 e) Ácido + base \rightleftharpoons base + ácido conjugado

5. Si una solución tiene un $\text{pH} = 8,5$ se dice que esta es :

- a) Oxidante b) Reductora c) Ácida
 d) Básica e) Neutra

6. De la siguiente lista escoja un ácido triprótico
- a) H_2SO_4 b) H_2CO_3 c) HCl
d) H_3PO_4 e) $H_2C_2O_4$
7. Si una solución desconocida tiene pH = 8 luego se podrá decir que la solución química es :
- a) Base fuerte d) Ácido fuerte
b) Base débil e) Neutra
c) Ácido fuerte
8. Determinar el pH de una solución acuosa de ácido clorhídrico HCl al 0,01 M
- a) 3 b) 1 c) 4
d) 2 e) 7
9. Calcular el pH aproximado de una solución 0,02 N de HCl. Dato disponible : $\log 20 = 1,301$
- a) 0,3 b) 1,7 c) 2,0
d) 12,0 e) 12,3
10. El pH de una disolución es 4,5. ¿Cuál debe ser el pH de otra disolución en la cual $[H^+]$ sea 10 veces mayor?
- a) 0,90 b) 1,58 c) 2,16
d) 3,16 e) 3,50
11. Determine el pH de una solución de NaOH al 0,4 M.
- a) 10,2 b) 11,4 c) 13,9
d) 13,6 e) 14
12. El pH de una disolución es 4,5. ¿Cuál es la concentración del ion hidrógeno en la solución?
- a) $3,06 \times 10^{-5}$ d) $3,06 \times 10^{-4}$
b) $3,16 \times 10^{-5}$ e) $3,16 \times 10^{-4}$
c) $3,26 \times 10^{-5}$
13. Calcule el pH de una solución 0,02 M de hidróxido de sodio.
- a) 0,7 b) 1,7 c) 7,8
d) 10,9 e) 12,3
14. 200 g de HCl reacciona con 50 g de una base neutralizándose. ¿Cuál es la masa equivalente de la base?
- a) 8,18 b) 9,13 c) 7,94
d) 10,82 e) 0,31
15. Una solución 20,0 ml de HCl al 0,5 N se diluye con agua hasta 100 ml. Calcule el valor del pH después de la dilución.
- a) 1,0 b) 2,5 c) 3,0
d) 3,5 e) 4,0

TAREA DOMICILIARIA N° 6

1. Según la teoría de Lewis una especie molecular o iónica se comporta como base si :
- a) Es deficiente en electrones para donar
b) Dispone de un par de electrones para donar
c) Acepta un par electrónico
d) Acepta un protón
e) Son correctas b y c
2. En la reacción :
- $$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$$
- Indicar la proposición incorrecta :
- a) El CH_3COO^- es una base
b) El H_2O es una base
c) El H_3O^+ es un ácido conjugado de H_2O
d) El CH_3COO^- es una base conjugada débil de CH_3COOH
e) El CH_3COOH es un ácido

3. La base conjugada del HCl es el ion Cl^- así como el ácido conjugado del bicarbonato HCO_3^- . ¿Cuál será?

- a) CO_3^{2-} b) H_2CO_3 c) HCO_3^-
d) Cl^- e) HCl

4. Hallar el pH de una solución donde $[\text{OH}^-] = 0,016$; $\log 2 = 0,3$

- a) 1 b) 12 c) 3
d) 0,1 e) N.A.

5. Hallar la $[\text{H}^+]$ en una solución de pH igual a 6,5

- a) $3,16 \times 10^{-6}$ d) $3,3 \times 10^{-7}$
b) $3,13 \times 10^{-7}$ e) $3,43 \times 10^{-7}$
c) $3,16 \times 10^{-7}$

6. Determine la proposición incorrecta para una solución de $\text{pH} = 4$

- a) $[\text{H}^+] = 10^{-4}$ d) Solución ácida
b) $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ e) Solución alcalina
c) $[\text{OH}^-] = 10^{-10}$

7. Hallar el pOH de una solución donde la $[\text{OH}^-] = 0,016$; $\log 2 = 0,3$

- a) 1,6 b) 1,8 c) 2
d) 3 e) N.A.

8. Hallar el pH de una solución acuosa 0,05 M de KOH

- a) 2,3 b) 0,7 c) 11,7
d) 2,7 e) N.A.

9. Hallar pOH de una solución acuosa 0,08 M de ácido sulfúrico

- a) 1,5 b) 3,7 c) 10,7
d) 12,2 e) N.A.

10. Hallar pH de un medio neutro a -2°C , si la K_w a esa temperatura es aproximadamente 10^{-22} .

- a) 22 b) 20 c) 14
d) 11 e) 7

11. Calcular el pOH de una solución acuosa 0,01 de HCl.

- a) 10 b) 9 c) 11
d) 13 e) 12

12. Calcular el pOH si : $[\text{H}^+] = 0,003$

- a) 4,5 b) 3,3 c) 8,89
d) 11,47 e) 14,7

13. Hallar el pH de solución de 100 ml con una concentración 0,1 N de NaOH, asumir que la base esta completamente disociada. P.A.(Na = 23, O = 16, H = 1)

- a) 1 b) 12 c) 3
d) 4,8 e) N.A.

14. ¿Cuántos gramos de NaOH se requieren para neutralizar 120 ml de una solución 0,4 M de H_2SO_4 ?

- a) 3,84 b) 3,94 c) 4,12
d) 4,32 e) N.A.

15. Se mezclan 400 ml de una solución 4 N de HCl con 600 ml de una solución 3 M de NaOH. Determinar el pOH de la solución resultante.

- a) 0,7 b) 8,3 c) 12,7
d) 13,7 e) N.A.