



ENSAYO "ACIDO- BASE" PARA 4°MEDIOS

1. Si el pH de una solución es 10, se puede afirmar que, es:

- A) Muy ácida
- B) Básica
- C) Muy básica
- D) Ácida
- E) Muy Neutra

2. Si una solución se prepara disolviendo 0,36 g de HCl en agua hasta completar un volumen de solución de 100 mL. La concentración $[H^+]$ y el pOH de dicha solución, son respectivamente:

(MM=35,5 g/mol)

- A) 1×10^{-1} M y 1
- B) 1×10^{-13} M y 13
- C) 1×10^{-1} M y 13
- D) 1×10^{-7} M y 7
- E) 1×10^{-1} M y 13

3. Si una solución de KOH tiene un pH de 12,5. La concentración de $[H^+]$, es:

- A) $3,16 \times 10^{-2}$
- B) $3,16 \times 10^2$
- C) $3,16 \times 10^{-13}$
- D) 1,5
- E) $3,16 \times 10^{13}$

4. Calcular el pH de una solución cáustica que contiene 4 g de $Mg(OH)_2$ por litro de solución ($M_{atómica}$: Mg: 24 g/mol; O: 16 g/mol; H: 1 g/mol)

- A) 0,69
- B) 13,31
- C) 1,16
- D) 12,84
- E) 2,84

5. Según Arrhenius un ácido es la sustancia capaz de liberar iones:

- A) Hidrógeno
- B) Hidroxilo
- C) Cloruro
- D) Hidróxidos
- E) Con carga positiva

6. El pH del jugo gástrico es 1, entonces se puede decir que:

- I. Es un líquido ácido
- II. La concentración de H^+ es 1×10^{-1} M
- III. El pOH es 10

- A) Sólo I
- B) Sólo II
- C) Sólo III
- D) I y II
- E) Todas son correctas

7. Si el pH del KOH es de 13. Su concentración de OH^- será:

- A) 0,01 M

- B) 1 M
- C) 0,1 M
- D) $1 \cdot 10^{-13}$ M
- E) $1 \cdot 10^{13}$ M

8. Se tiene HCl de pOH de 12 entonces su concentración de H será:

- A) 0,1 M
- B) $1 \cdot 10^{-12}$ M
- C) $1 \cdot 10^{12}$ M
- D) 0,02 M
- E) 0,01 M

9. A continuación se indican 5 ácidos y su pH respectivo a solución de 0,1 M cada uno de ellos. ¿Cuál es el ácido más débil?

- A) $[\text{NH}_4]^+$ pH = 6,1
- B) H_2S pH = 4
- C) H_2SO_4 pH = 3,7
- D) $\text{CH}_3\text{-COOH}$ pH = 5,5
- E) HCl pH = 2,7

10. ¿Cuál(es) de la(s) siguientes sustancias presenta carácter básico fuerte?

- I) pOH = 6
- II) pOH = 2
- III) pOH = 5,5

- A) Sólo I.
- B) Sólo II.
- C) Sólo III.
- D) Sólo I y II.
- E) I, II y III.

11. Si una solución de HCl tiene una concentración 1×10^{-9} M, es correcto afirmar que:

- I. Su pOH es 9
- II. Su $[\text{H}^+]$ es 1×10^{-9}
- III. Su $[\text{OH}^-]$ es 1×10^{-9}

- A) Solo I
- B) Solo II
- C) Solo III
- D) Solo I y II
- E) Solo I y III

12. La concentración molar del ión hidrógeno en una solución acuosa de pH = 3 es:

- A) 3×10^3 M
- B) 1×10^3 M
- C) 3 M
- D) 3×10^{-3} M
- E) 1×10^{-3} M

13. Indique la alternativa correcta:

- A) a menor pOH mayor acidez
- B) a mayor pH menor alcalinidad
- C) a mayor acidez mayor alcalinidad
- D) a menor pH mayor acidez
- E) a mayor pOH mayor alcalinidad

14. El pH de una solución, si la concentración de iones hidrógeno es 10^{-5} mol/l, es de:

- A) 5
- B) 1×10^{-9}
- C) 14
- D) 9
- E) 10^{-5}

15. A continuación se indican 5 ácidos y su pH respectivo a solución de 0,1 M cada uno de ellos. ¿Cuál es el ácido más débil?

- A) $[\text{NH}_4]^+$ pH = 6,1
- B) H_2S pH = 4
- C) H_2SO_4 pH = 3,7
- D) $\text{CH}_3\text{-COOH}$ pH = 5,5
- E) HCl pH = 2,7

TEORÍA PROTÓNICA DE LOWRY - BRÖNSTED

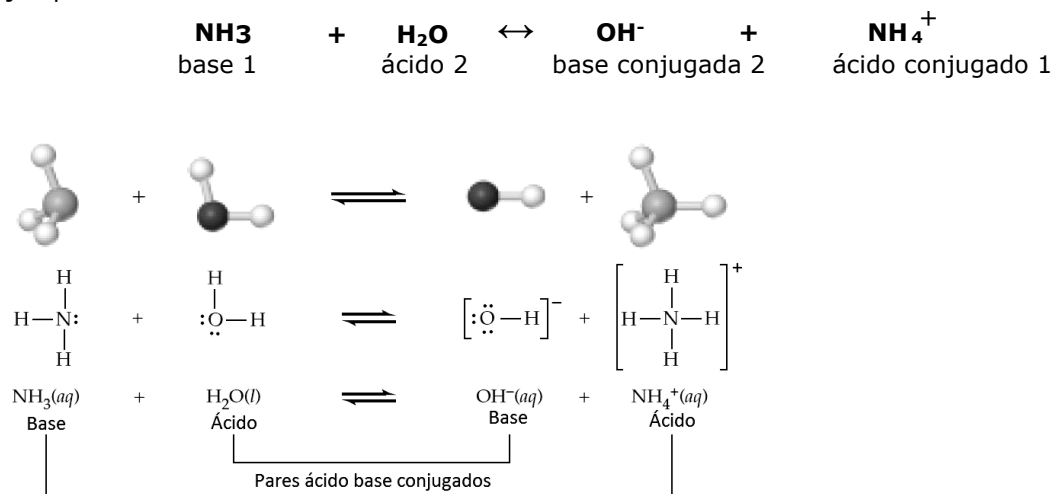
ÁCIDO:

Toda especie química que en solución cede "protones" (iones H^+).

BASE:

Toda especie química que en reacción recibe "protones".

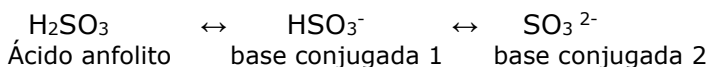
Ejemplo 1:



Ejemplo 2:



Si nos damos cuenta en este ejemplo a diferencia del anterior el agua actúa como base, siendo que en el ejemplo anterior actuaba como ácido, este se debe a que **algunas sustancias** (como el agua por ejemplo) pueden actuar como ácido o bases, según las circunstancias, tales sustancias se denominan **ANFOLITOS**, quiere decir, que pueden tener ese doble comportamiento (ácido o base), según la reacción y la sustancia con la que estén reaccionando. Lo mismo ocurre con los ácidos que poseen más de un protón (polipróticos), pues los pierden de a uno, la especie original es un ácido y la final una base conjugada, los intermedios son anfólitos.



El concepto ácido-base de Brönsted y Lowry es muy útil ya que amplía la teoría de Arrhenius para todas aquellas sustancias con características básicas que no poseen OH^- , es evidente en esta teoría que no todos los compuestos que aceptan protones lo hacen con la misma intensidad, es decir, aparecen los conceptos de ácidos y bases fuertes (teoría de Arrhenius) y los conceptos de ácidos y bases débiles (teoría de Lowry - Brönsted).

REFUERZA LO APRENDIDO

Taller 2: TEORIA DE BRÖNSTED - LOWRY

1.- Escriba los ácidos conjugados de las siguientes bases:

- a) OH^-
- b) HS^-
- c) NO_3^-
- d) HCO_3^-
- e) NH_3

2.- Escriba las bases conjugadas de los siguientes ácidos:

- a) HCl
- b) HSO_4^-
- c) H_2O
- d) H_3PO_4
- e) H_2AsO_3^-

3.-Complete (cuando corresponda) e identifique las especies acidas, básicas y sus respectivos conjugados de acuerdo con la teoría ácido- base de Bronsted y Lowry

- 1. HCl \Leftrightarrow
- 2. H_2S \Leftrightarrow
- 3. H_2SO_4 \Leftrightarrow
- 4. HSO_4^- \Leftrightarrow
- 5. NH_4^+ \Leftrightarrow

II.- Indique

La base conjugada de la especie HSO_4^-	
el ácido del cual proviene la base CO_3^{2-}	
El ácido conjugado del H_2SO_4	
La base de la cual proviene el ácido H_2O	

TEORÍA ELECTRÓNICA DE LEWIS

Gilbert N. Lewis, encontró una manera distinta de definir ácidos y bases, en esta teoría no importa si hay presencia de oxígenos o de hidrógenos, aquí lo importante es la presencia o ausencia de electrones y la capacidad de aceptarlos o compartirlos. Así, un ácido puede definirse como una sustancia que acepta pares de electrones; una base, como una sustancia que tiene pares de electrones disponibles para compartir.

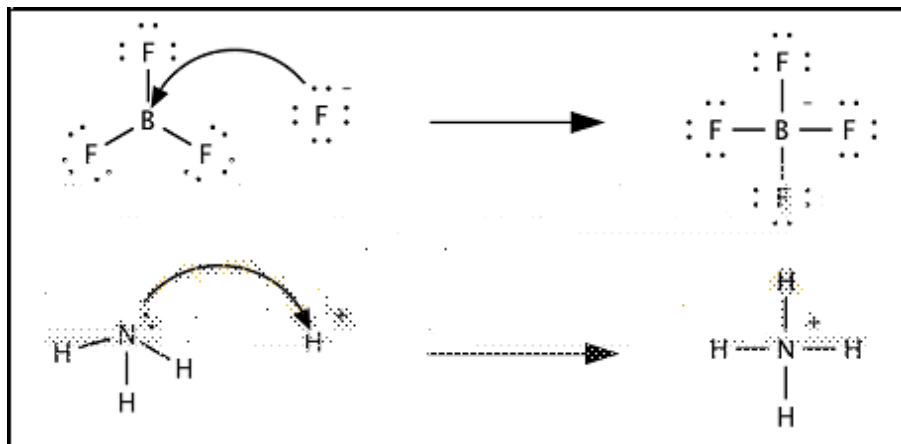
ÁCIDO

TODA ESPECIE DEFICIENTE EN ELECTRONES Y QUE RECIBE UN PAR (**SUSTANCIA ELECTRÓFILA**).

BASE

TODA ESPECIE QUE DONA UN PAR DE ELECTRONES LIBRES (**SUSTANCIA NUCLEÓFILA**).

Ejemplos:



La teoría de Lewis cumple la valiosa función de relacionar fenómenos químicos aparentemente diversos, demostrando que son fundamentalmente semejantes en causa y resultado. A menudo se aplica ésta como una teoría generalizada de reacciones, en las cuales las reacciones ácido-base de protones constituyen un caso especial. La mayoría de los químicos orgánicos encuentran que, tanto el concepto de Lowry-Brönsted como el de Lewis, son útiles separadamente. Debería comprenderse que una base de Lewis también es una base de Lowry-Brönsted. Sin embargo, las especies con déficit de electrones, como el trifluoruro de boro, BF₃, cloruro de Aluminio, AlCl₃ y cloruro de cinc, ZnCl₂, son llamadas ácidos de Lewis para distinguirlas de los ácidos donadores de protones de Lowry-Brönsted.

Resumen Teorías ácido – base

	Arrhenius	Lowry-Brönsted	Lewis
Ácido	Libera H ⁺ HCl; HNO ₃	Libera H ⁺ H ₃ PO ₄	Acepta electrones ZnCl ₂ ; AlCl ₃
Base	Libera OH ⁻ KOH; Mg(OH) ₂	Acepta H ⁺ NH ₃	Comparte electrones F ⁻ ; PH ₃

FUERZA DE ÁCIDOS Y BASES

Si un ácido tiene mayor tendencia a donar protones que otro, se dice que es un ácido más fuerte, y si una base tiene mayor tendencia a aceptar protones que otra, se dice que es una base más fuerte. La fuerza de un ácido o una base mide su capacidad para disociarse y formar iones, o sea, su capacidad como electrolitos. Recordemos que existen tanto electrolitos débiles como fuertes. *Electrolitos fuertes* son aquellos que están completamente o casi completamente disociados; *electrolitos débiles* son aquellos que están disociados sólo parcialmente.

Reconocimiento de ácidos y bases fuertes y débiles

En términos de ácidos y bases, es tanta la cantidad de compuestos que a veces se hace difícil reconocer cuando son fuertes y cuando son débiles, aquí hay una manera simple reconocer a unos y otros.

*El H₂SO₄ está completamente disociado en iones HSO₄⁻ y H⁺, y por esta razón llamado un electrolito fuerte (ácido fuerte). Sin embargo, debe notarse que el ion HSO₄⁻ es un electrolito débil (ácido débil), que sólo está parcialmente disociado.

<p>ÁCIDOS FUERTES (sólo moléculas neutras)</p> <p>Son fuertes HCl; HBr; HI. El resto de los ácidos fuertes cumple la siguiente fórmula: H_aXO_b, donde X es un no metal. Serán fuertes aquellos donde b-a ≥ 2.</p> <p>H₂SO₄ 4-2 = 2, fuerte HNO₃ 3-1 = 2, fuerte</p>	<p>BASES FUERTES</p> <p>En general son fuertes los hidróxidos de metales del grupo I-A y II-A.</p> <p>I-A LiOH; KOH; NaOH II-A Mg(OH)₂; Ca(OH)₂</p>
<p>ÁCIDOS DÉBILES</p> <p>Serán débiles cuando b-a ≤ 2. Y todos aquellos que no tengan la fórmula H_aXO_b.</p> <p>H₃PO₄ 4-3 = 1, débil HCN = débil H₃BO₃ 3-3 = 0, débil H₂S = débil</p>	<p>BASES DÉBILES</p> <p>Otros hidróxidos, y las bases de brönsted y Lewis. NH₃, HCO₃⁻, bases orgánicas, aminas.</p>

REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN

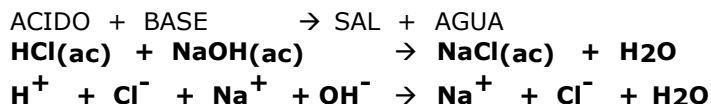
Cuando un ácido reacciona con una base, sus propiedades se anulan (neutralización).

Reacción de Neutralización:



Al mezclar un ácido fuerte (A.F.) con una base fuerte (B.F.), reaccionan entre sí anulando sus propiedades. La neutralización puede ser total o parcial dependiendo de las cantidades que reaccionan. Si el pH final de esta reacción es 7 de neutralización, entonces la neutralización ha sido total, en cambio si el pH es menor que 7, significa que ha quedado algo de ácido y por ende si el pH es mayor que 7, ha quedado algo de base sin reaccionar.

Una neutralización se puede representar de diferentes maneras:

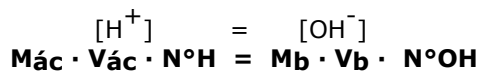


En resumen:



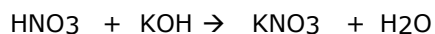
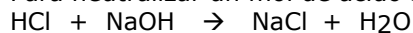
Para efectuar cálculos en reacciones de neutralización

La ecuación para neutralización es parecida a aquella usada anteriormente en dilución, sólo que ahora se igualan las cantidades de H^+ y de OH^- .



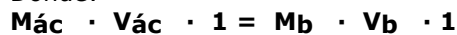
Neutralización 1:1

Para neutralizar un mol de ácido se requiere de un mol de base. Ejemplos:



Como los moles de H^+ deben ser iguales a los moles de OH^- en toda neutralización, la fórmula a utilizar en este caso es:

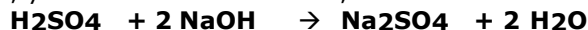
Donde:



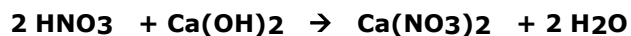
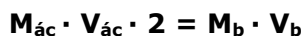
$\mathbf{M_{ác}}$ = molaridad del ácido $\mathbf{M_b}$ = molaridad de la base $\mathbf{V_{ác}}$ = volumen del ácido $\mathbf{V_b}$ = volumen de la base

Neutralización 1:2

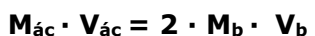
Cuando para neutralizar un mol, ya sea de ácido o de base, se necesitan dos moles del otro. Ejemplos:



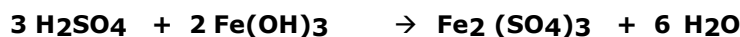
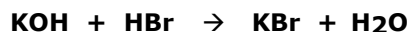
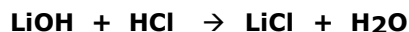
Fórmula a utilizar:



Fórmula a utilizar:



Otras reacciones de neutralización



GLOSARIO

Alcalinidad: Grado de *basicidad* que experimenta una sustancia en solución acuosa. En la escala de pH la zona alcalina se sitúa a valores superiores a 7. Se suele definir también como la capacidad que presenta el agua para aceptar protones de un ácido o neutralizarlos.

Anfolito: Sustancia química que puede comportarse como ácido o base dependiendo con que sustancia reaccione. El agua, y las especies aniónicas ácidas, son ejemplos de anfóteros o anfolitos.

Electrófilo: Sustancia química que atrae electrones o es atraída por ellos. Las especies con carga positiva y algunos compuestos químicos que no cumplen la regla del octeto en el átomo central son electrófilos (BH₃, AlF₃, Ca⁺², Na⁺)

Hidrólisis: Reacción química del agua con algún compuesto (orgánico o inorgánico), que permite descomponerlo en sus iones o sustancias constituyentes.

Hidroxilo: Especie química con carga negativa que proviene de la disociación del agua. Presenta la estructura [OH⁻]. Químicamente se comporta como una base muy fuerte capaz de aceptar protones de un ácido.

Tornasol: Sustancia indicadora del grado de acidez de una sustancia. De color violeta vira al naranja-rojo cuando hay un exceso de iones H⁺.

Cuadro Resumen

