

9.- ¿QUE VOLUMEN DE VINAGRE DE MANZANA SE DEBEN MEDIR EN UNA PROBETA PARA PREPARAR UNA SOLUCION AL 40% EN VOLUMEN DE VINAGRE DE MANZANA?

10.- ¿CUAL ES LA MOLARIDAD DE UNA SOLUCION QUE SE PREPARA DISOLVIENDO 11.8 gr. de KOH en 1,500 ml. DE AGUA.

11.- UN LIQUIDO LIMPIADOR ES UNA SOLUCION 8.75 M. DE AMONIACO - (NH₃) ¿CUANTOS GRAMOS DE AMONIACO ESTAN CONTENIDOS EN 1 L. DE SOLUCION?

12.- ¿CUAL ES EL PORCIENTO EN VOLUMEN (% V/V) DE UNA SOLUCION PREPARADA CON 30 ml. DE ALCOHOL ETILICO DISUELTO EN AGUA PARA COMPLETAR UN VOLUMEN. DE 60 ml.

13. ¿CUAL ES LA MOLARIDAD DE UNA SOLUCION QUE SE PREPARA DISOLVIENDO 200 gr. DE KOH EN 4.5 LITROS DE AGUA.

K= 39 O= 16 H= 1

14. ¿QUE VOLUMEN DE SOLUCION 2.8 M. SE PUEDE PREPARAR CON 800 gr. DE HCl.

H= 1 Cl= 35.5

UNIDAD IX ACIDOS Y BASES

Unidad IX

ACIDOS Y BASES

Al término de la unidad, - el alumno: conocerá las diferentes teorías ACIDO-BASE

Calculará el potencial de hidrógeno de una disolución.

El alumno:

- Interpretará los conceptos de ácido y base de acuerdo a las diferentes teorías.

- Citará algunas propiedades -- que caracterizan a los ácidos y a las bases.

- Definirá reacción ácido-base.

- Distinguirá entre ácido y bases débiles y fuertes.

- Explicará la disociación del agua y su constante de ionización.

- Definirá potencial de hidrógeno.

- Distinguirá entre PH y POH.

- Calculará el potencial de hidrógeno de una disolución, dada su concentración de hidrógeno y/o hidróxido.

El alumno:

- Interpretará los conceptos de ácido y base de acuerdo a las diferentes teorías.
- Citará algunas propiedades que caracterizan a los ácidos y a las bases.
- Definirá reacción ácido-base.
- Distinguirá entre ácido y base débiles y fuertes.
- Explicará la disociación del agua y su constante de ionización.
- Definirá potencial de hidrógeno.
- Distinguirá entre PH y POH.
- Calculará el potencial de hidrógeno de una disolución de un ácido y/o hidróxido.

ÁCIDOS Y BASES

- El término de la unidad, el alumno: conocerá las diferentes teorías ACIDO-BASAS.
- Calculará el potencial de hidrógeno de una disolución.

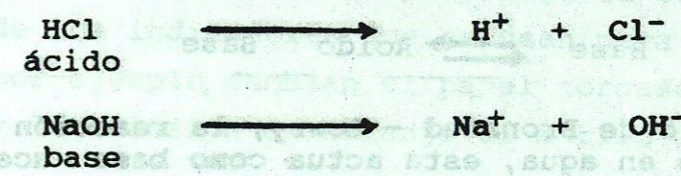
ACIDOS Y BASES

TEORIA DE ARRHENIUS

A fines del siglo XIX, Svante Agust Arrhenius (1859-1927), basado en su Teoría de Ionización, da las definiciones de ácidos y bases, las cuales con frecuencia hoy en día se siguen considerando.

Según Arrhenius, los ácidos son compuestos que en solución acuosa proporcionan iones hidrógeno y las bases son compuestos que en soluciones acuosas dan iones hidroxilo.

Actualmente las definiciones de Arrhenius sobre ácidos y bases resultan limitadas, ya que se aplican a sustancias en medio acuoso que dan iones hidrógeno e hidroxilo.



TEORIA DE BRONSTED-LOWRY

Al profundizar más sobre la naturaleza de las soluciones electrolíticas, se descubrió que disolventes no acuosos también producen soluciones electrolíticas, lo cual motivó la necesidad de buscar definiciones más generalizadas de ácidos y bases. Fue así como Tomás Martín Lowry (1874-1936) y J.N. Bronsted (1879-1947) propusieron en 1923, independientemente uno del otro, sus teorías sobre ácidos y bases.

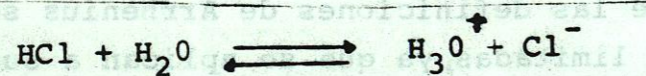
Según Bronsted y Lowry un ácido es una sustancia capaz de ceder protones.

De esta manera se amplía más el concepto de ácido y de base, ya que cualquier sustancia que pueda ceder un protón a otra será un ácido y una base será toda sustancia que pueda aceptar un protón, y además, el disolvente no necesariamente debe ser el agua.

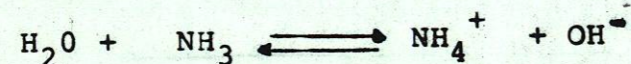
La mayor ventaja de estas definiciones es la extensión del término base a otras sustancias que no llevan el ion-hidróxido.

Una sustancia puede ser ácida, pero se comportará como ácido solo si existen bases que acepten protones; de igual manera, una sustancia puede ser intrínsecamente básica, pero actuará como base solo si hay ácidos que le cedan protones.

Estos comportamientos son muy comunes en soluciones que tienen como solvente el agua, pues el agua puede actuar ya sea como donador o aceptor de protones.

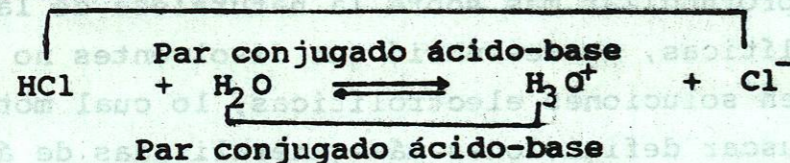


Acido base Acido Base

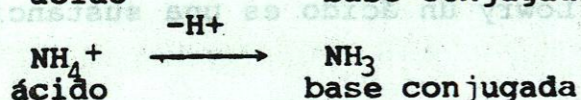
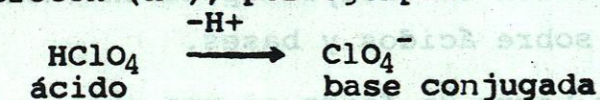


Acido Base Acido Base

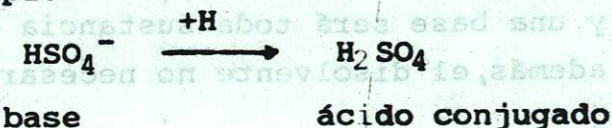
Según el modelo de Bronsted - Lowry, la reacción que ocurre al disolver un ácido en agua, esta actúa como base aceptando un protón quedando como producto un ácido al que se llama ácido conjugado y el ácido original pierde un protón quedando una base que es la base conjugada; por lo que a esta relación se le nombra: par conjugado ácido - base.



Para obtener la base conjugada de un ácido se necesita eliminar un protón (H), por ejemplo:



Se obtiene un ácido conjugado después de que una base acepta un protón, ejemplo:



TEORIA DE LEWIS

En 1923 el químico Norteamericano Gilbert Newton Lewis propuso una definición más amplia para ácidos y bases.

Lewis definió a un ácido como una sustancia capaz de aceptar un par de electrones.

A una base la definió como una sustancia capaz de donar un par de electrones.

Estas definiciones son más amplias que las propuestas por Bronsted-Lowry y se pueden aplicar a reacciones y soluciones donde no participa el hidrógeno o iones del mismo.

PROPIEDADES QUE CARACTERIZAN A LOS ACIDOS

- 1.- Los ácidos tienen la propiedad de cambiar el color de los indicadores que se usan para reconocerlos; por ejemplo, cambian el papel tornasol azul en rojo y la solución de naranja de metilo a rojo.
- 2.- Los ácidos tienen sabor agrio, esta propiedad se manifiesta al probar jugo de limón o naranja o una solución muy diluida de ácido clorhídrico o sulfúrico (no es recomendable hacer la prueba de estos últimos si no están suficientemente diluidos).
- 3.- Los ácidos, al reaccionar con los metales activos, desprenden hidrógeno y forman una sal.



- 4.- Los ácidos, al reaccionar con los hidróxidos, se neutralizan y forman una sal y agua.



Según el número de hidrógenos Ionizables en la fórmula los ácidos pueden ser: monopróticos, dipróticos, tripróticos, si tienen uno, dos o tres hidrógenos respectivamente; a los que tienen más de un hidrógeno se les llama polipróticos en general. Por ejemplo el HCl es monoprótico igual que el ácido acético (CH₃ - COOH) que aunque tiene más hidrógenos solo uno es Ionizable:

PROPIEDADES DE LAS BASES

- 1.- Las bases o hidróxidos cambian el papel tornasol rojo en azul y la solución de fenolftaleína a rojo violeta.
- 2.- Las bases manifiestan al probarlas un sabor amargo.
- 3.- Los hidróxidos neutralizan a los ácidos.
- 4.- Las bases se caracterizan por contener el ión hidroxilo (OH⁻) generalmente.

Una reacción ácido-base es una reacción de neutralización en la cual el producto es una sal más agua.

LAS TEORIAS ACIDO-BASE

TEORIA	DEFINICION DE ACIDO	DEFINICION DE BASE
Teoría de ARRHENIUS	Cualquier sustancia que en solución acuosa libera iones hidrógeno H ⁺ .	Cualquier sustancia que en solución acuosa libera iones hidroxilo, OH ⁻
Teoría de BRONSTED-LOWRY	Sustancia capaz de ceder un protón.	Sustancia capaz de aceptar un protón.
Teoría de LEWIS	Sustancia capaz de aceptar un par de electrones.	Sustancia capaz de ceder un par de electrones.

CLASIFICACION DE LOS ACIDOS Y BASES, SEGUN SU GRADO DE IONIZACION.

Los ácidos presentan grandes diferencias en sus grados de ionización; es decir, sus disoluciones equivalentes contienen concentraciones muy distintas de iones hidrógeno, el cual es el responsable de su actividad química como ácido

De acuerdo al grado de ionización los ácidos y las bases se clasifican en: débiles y fuertes.

Ácidos fuertes: son aquellos que se ionizan más de un 40% en soluciones de 0.1 M a 25° C. Sus disoluciones conducen perfectamente la corriente eléctrica y químicamente los más activos, entre ellos tenemos: HCl, HNO₃, H₂SO₄, HClO₄,

Un ácido fuerte suele tener una base conjugada débil.

Ácidos débiles: son los que se ionizan menos del 5% en soluciones 0.1 M a 25° C y sus disoluciones conducen poco la corriente eléctrica. Los ácidos débiles tiene una base conjugada fuerte generalmente.

Bases fuertes: Aquéllas que en disolución al 0.1 M y a 25°C están ionizadas por arriba de un 40% y, al igual que los ácidos fuertes, conducen perfectamente la corriente eléctrica y son muy activos, por ejemplo: KOH, NaOH, Ba(OH)₂

Bases débiles: Son aquéllas que en disolución al 0.1 M y a 25°C están ionizadas por abajo de un 5%, conducen muy poca corriente eléctrica y son poco activas; ejemplo, el NH₄OH

DISOCIACION DEL AGUA Y SU CONSTANTE DE IONIZACION

El agua es una sustancia anfótera o sea que se comporta como ácido y como base como se muestra en la ecuación (**)

Por lo común al agua se le considera como una sustancia no conductora de la corriente eléctrica y por lo tanto no ionizable, pero esto no es cierto, ya que el agua más pura muestra una pequeña conductividad eléctrica lo que indica que hay ionización.