

18. Calcular el número de equivalentes contenidos en 120gr de  $H_3PO_4$ .

ACIDOS Y BASES

UNIDAD III

PROGRAMA:

OBJETIVO PARTICULAR:

Al término de la unidad, el alumno:  
Conocerá las diferentes teorías Acido - Base.  
Calculará el potencial de Hidrógeno de una disolución.

OBJETIVOS ESPECIFICOS:

- 3.1. Interpretará los conceptos de ácido y base de acuerdo a las diferentes Teorías.
- 3.2 Citará algunas propiedades que caracterizan a los ácidos y a las bases.
- 3.3 Definirá reacción ácido - base.
- 3.4 Distinguirá entre ácidos y bases débiles y fuertes.
- 3.5 Explicará la disociación del agua y su constante de ionización.
- 3.6 Definirá potencial de Hidrógeno.
- 3.7 Distinguirá entre PH y POH.
- 3.8 Calculará el potencial de hidrógeno de una disolución, dada su concentración de hidrógeno y/o hidróxido.

CAPILLA ALFONSO

BIBLIOTECA UNIVERSITARIA

## ACIDOS Y BASES

## UNIDAD III

## TEORIAS PARA INTERPRETAR LOS CONCEPTOS ACIDO-BASE

Antiguamente se clasificaban las sustancias, de acuerdo a sus diferentes sabores; amargo, agrio, salado.

Las que tenían un sabor agrio se llamaron ácidos (del latín acidus, agrio). Cuando los químicos estudiaron los ácidos y sus soluciones, encontraron otras propiedades en común; disolvían ciertos metales, cambiaban el color del colorante vegetal llamado tornasol de azul-rojo, y producían quemaduras en la piel.

Otro grupo de sustancias, que también se encontró que tienen propiedades en común, un sabor amargo se les llamó bases; sus soluciones se sentían resbalosas al tacto, cambian el colorante vegetal tornasol de rojo-azul, y producen quemaduras en la piel, y reaccionan químicamente con los ácidos.

Una vez que se comprendió mejor la naturaleza de las sustancias químicas se hizo plausible que habían muchas sustancias que podían clasificarse como ácidos ó como base. Actualmente es posible dar una definición química precisa para estos compuestos.

Existen varias teorías para interpretar el concepto de ácido y base solamente mencionaremos tres: 1) Arrhenius, 2) Bronsted-Lowry y 3) Lewis.

## 1) Teoría de Arrhenius:

Arrhenius propuso de que un ácido era una sustancia que cuando se coloca en agua (Soluciones acuosas) pura, se incrementa la concentración de iones hidrógeno ( $H^+$ ).

Mientras que una base, es una sustancia que incrementa la concentración de iones hidróxido ( $OH^-$ ) en solución acuosa.

Los ácidos reaccionan con las bases para formar una sal y agua.

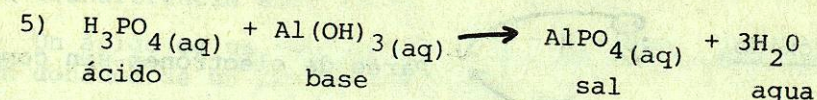
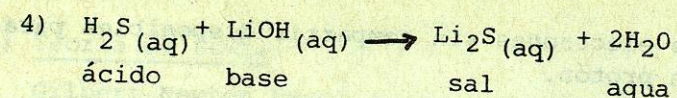
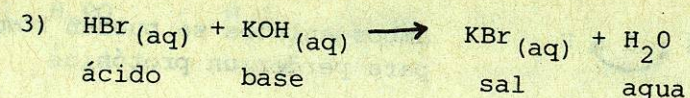
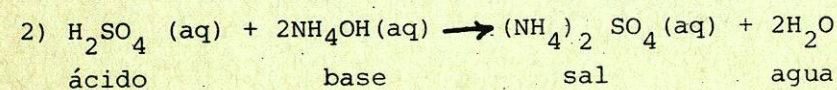
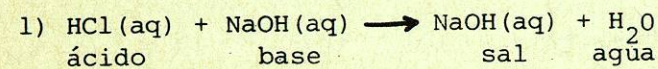
Una sal se define como "un compuesto formado cuando un ión metálico o el ión amonio  $NH_4^+$ , reemplazan al hidrógeno en un ácido".

El agua se forma por combinación del ión hidrógeno del ácido y del ión hidróxido de la base.

Entonces podemos definir que una reacción ácido-base según Arrhenius es aquella que ocurre específicamente entre iones hidrógeno ( $H^+$ ) e iones hidróxido ( $OH^-$ ) para formar agua, y coincidiendo con la formación de una sal.

La reacción entre un ácido y una base se llama reacción de neutralización, las soluciones acuosas de las sales no necesariamente tienen que ser neutras, también pueden obtenerse sales ácidos y básicos.

Mencionaremos algunos ejemplos para entender el concepto propuesto por Arrhenius.



La teoría de Arrhenius fue muy útil para las soluciones acuosas, pero no basto para incluir a todos los compuestos que parecían tener propiedades ácidas y básicas en medios no-acuosos.

A nivel del laboratorio existen unos compuestos orgánicos que se utilizan para detectar la presencia de ácidos o bases se llaman "indicadores".

Los más utilizados son el indicador tornasol es rojo en presencia de ácidos y azul en presencia de bases; fenolftaleína es incolora en medio ácido y roja en presencia de bases diluidas.

## 2) Teoría de Bronsted-Lowry:

El modelo de Bronsted-Lowry considera que el protón es el ingrediente esencial en la definición de los ácidos como de las bases; El término "protón" se refiere a un ión hidrógeno positivo (un átomo de hidrógeno sin electrón).

El protón proviene de la ruptura del enlace covalente entre el hidrógeno con algún otro elemento.

Un Acido es una sustancia que cede (o transfiere) un protón a otra sustancia, en una reacción química. Donador de protones.

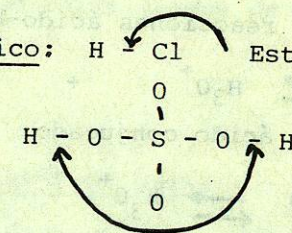
La Base es la sustancia que acepta el protón en una reacción química. Aceptor de protones.

El ácido es el que contiene el hidrógeno unido por un enlace covalente con otro elemento, al romperse el enlace, cede el hidrógeno positivo (protón) hacia una base capaz de formar un enlace, donde el nuevo enlace covalente se forma con el protón donado por el ácido.

## Ejemplos de ácidos:

Cloruro de Hidrógeno ó Acido Clorhídrico:  $\text{H} - \text{Cl}$  Este enlace se rompe.

Acido Sulfúrico:



Ambos enlaces se pueden romper para perder un protón.

Ácido Sulfhídrico:

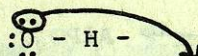


ambos enlaces se pueden romper para perder un protón.

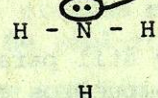
Las Bases tendrán un par de electrones sin compartir disponibles para formar un enlace covalente con un protón.

Ejemplos:

ión hidróxido

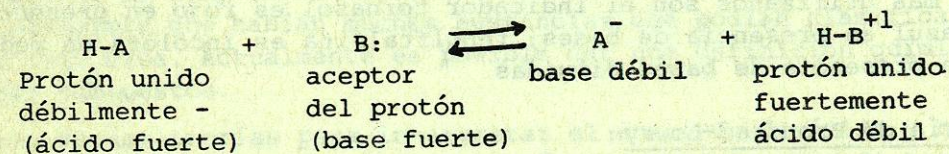


ión amoniacaco



Pares de electrones sin compartir

Una reacción ácido-base generalizada de la transferencia de un protón se puede representar como:



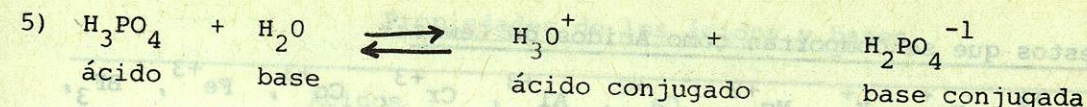
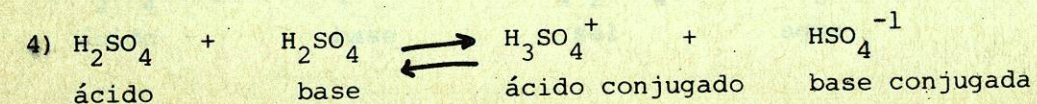
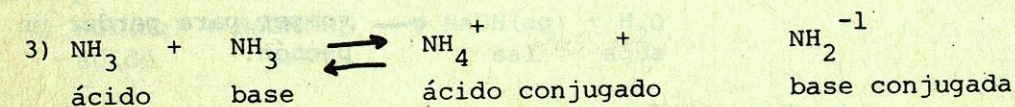
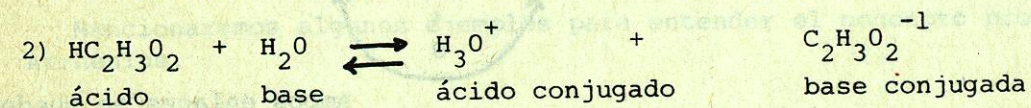
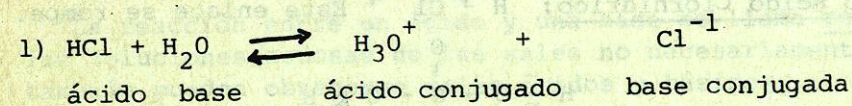
Se dice que el ácido H-A es más fuerte que el ácido H-B<sup>+1</sup>. El ácido más fuerte tiene mayor facilidad de perder un protón. La Base B: es una base más fuerte que la Base A<sup>-1</sup>. La base más fuerte tiene mayor facilidad de ganar un protón.

Un ácido (débil) y la base (débil) que se forman por transferencia de un protón se llaman "par ácido-base conjugados". Es decir; el ácido al donar un protón hacia la base, donde el resto del ácido actúa, como la base conjugada del ácido original, la base que acepta el protón se le llama ácido conjugado de la base.

Se denomina reacción ácido-base, según Bronsted-Lowry, "a la reacción en que se transfiere un protón de un ácido a una base y se forman los correspondientes ácidos y bases conjugados".

Generalmente las reacciones ácido-base son reacciones en equilibrio, por lo que se utiliza la doble flecha.

Ejemplos de las reacciones ácido-base de la teoría Bronsted-Lowry.



### 3) Teoría de Lewis.

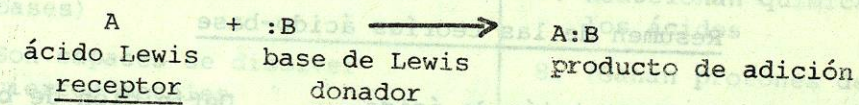
Gilbert Newton Lewis propuso una definición de ácidos y bases orientada a la transferencia electrónica.

Un ácido es un receptor de un par de electrones, mientras que una base como un donador de un par de electrones.

La definición de Lewis es más general que la Bronsted-Lowry ya que se aplica a soluciones y reacciones donde no intervienen hidrógeno o iones de hidrógeno.

El "ácido" se llama "electrófilo" y la "base" nucléofilo

La reacción ácido-base típica de Lewis puede generalizarse como:



La definición reacción ácido-base, según la teoría de Lewis, "es que la base cede un par de electrones en el enlace covalente, a un ácido que acepta dicho par para formar un producto de adición".

Compuestos que se comportan como ácidos de Lewis:

a) Moléculas que poseen un átomo con menos de una octava de electrones.

Ejemplo:  $-\text{BF}_3, \text{AlCl}_3$

b) Cationes con excepción de los gases nobles.

Ejemplo:  $\text{Ag}^{+1}, \text{Cd}^{+2}, \text{Fe}^{+2}$

c) Moléculas en las cuales el átomo central tiene orbitales "d" disponibles y puede adquirir más de una octava de electrones.

Ejemplo:  $\text{SiF}_4, \text{SnCl}_4$

d) Moléculas con un enlace múltiple entre átomos de electronegatividades diferentes.

Ejemplos:  $\text{CO}_2, \text{SO}_2$

Compuestos que se comportan como bases de Lewis:

Ejemplo:  $\text{H}_2\text{O}, \text{OH}^{-1}, \text{F}^{-1}, \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^{-1}, \text{PO}_4^{-3}, \text{Cl}^{-1}, \text{CO}_3^{-2}, \text{ClO}_4^{-1}$

$\text{NO}_3^{-1}, \text{NH}_3, \text{Bi}^{-1}, \text{NO}_2^{-1}, \text{SO}_3^{-2}, \text{H}^{-1}, \text{CN}^{-1}, \text{CO}, \text{SH}, \text{I}$

$\text{S}_2\text{O}_3^{-2}, \text{S}^{-2}$

Compuestos que se comportan como Acidos de Lewis:

$H^{+1}$ ,  $Li^{+1}$ ,  $Na^{+}$ ,  $K^{+}$ ,  $Mg^{+2}$ ,  $Ca^{+2}$ ,  $Al^{+3}$ ,  $Cr^{+3}$ ,  $Co^{+3}$ ,  $Fe^{+3}$ ,  $BF_3$ ,  
 $AlH_3$ ,  $SO_3$ ,  $CO_2$ ,  $Fe^{+2}$ ,  $Co^{+2}$ ,  $Ni^{+2}$ ,  $Cu^{+2}$ ,  $Zn^{+2}$ ,  $Pb^{+2}$ ,  $Sn^{+2}$ ,  $Sb^{+3}$   
 $Bi^{+3}$ ,  $Cu^{+1}$ ,  $Ag^{+1}$ ,  $Cd^{+2}$ ,  $Pt^{+2}$ ,  $Hg^{+2}$ ,  $I^{+1}$ ,  $Br^{+1}$ ,  $I_2Br$ , Algunos á-  
 tomos metálicos tales de Fe, Ni.

En la teoría de Lewis, no mencionamos ejemplos, ya que lo importante son los conceptos de ácido-base. Nuestro interés y aplicación son en las soluciones y reacciones que contengan hidrógeno, ya, que mas adelante según la teoría de Bronsted-Lowry podremos clasificar la fuerza de los ácidos y bases.

Una sustancia ácida en la Teoría de Arrhenius lo es también en las teorías de Lewis o de Bronsted-Lewry.

Resumen de las teorías ácido-base

Teoría	Definición de ácido	Definición de base
Teoría de Arrhenius	Cualquier sustancia que libera iones $H^+$ en solución acuosa.	Cualquier sustancia que libera iones $OH^-$ en solución acuosa.
Teoría de Bronsted-Lowry	Cualquier sustancia que cede un protón.	Cualquier sustancia que acepta un protón.
Teoría de Lewis	Cualquier sustancia que puede aceptar un par de electrones.	Cualquier sustancia que puede ceder un par de electrones.

Propiedades que caracterizan a los Acidos y a las Bases.

Las soluciones acuosas de todos los ácidos tienen ciertas propiedades en común. Estas propiedades "ácidas" comunes de los que se da una lista a continuación, se pueden atribuir primordialmente a los iones Hidronio. ( $H^{+1}$ )

Las bases, al igual que los ácidos tienen propiedades comunes, donde se puede atribuir que se deben al ión particular que es el ión hidróxido ( $OH^{-1}$ ).

Propiedades de los ácidos y bases

Acidos	Bases
1. Sabor agrio	1. Sabor amargo
2. Cambian el tornasol azul a rojo	2. Se sienten resbaladizas
3. Vuelven ácidas las soluciones acuosas (bajo pH)	3. Cambian el tornasol rojo a azul
4. Hidrólisis ácida	4. Vuelven básicas las soluciones acuosas (alto pH)
5. Descomponen las proteínas y otras sustancias biológicas	5. Hidrólisis básica
6. Reaccionan químicamente con las bases	6. Descomponen las proteínas y otras sustancias biológicas
7. (Pierden protones hacia la bases)	7. Reaccionan químicamente con los ácidos
8. Son capaces de disolver - ciertos metales	8. (Ganan protones de los ácidos)
9. Acepta una pareja de electrones	9. Cede una pareja de electrones

ACIDOS Y BASES DEBILES Y FUERTES

En una reacción ácido-base, el ácido dona un protón hacia la base formando ácido-base conjugado. Qué tan fuerte sea un ácido radica en qué tan grande sea su habilidad para perder un protón. Qué tan fuerte sea una base se implica de qué tan grande sea su habilidad de ganar el protón.

En los ácidos y bases, débiles y fuertes, se utilizan estos términos cuando se mezclan con el agua (Soluciones acuosas) reaccionando, completamente con ella en una reacción ácido-base para formar ión hidronio y el anión correspondiente.

Acido Fuerte ó Base Fuerte "es aquella sustancia que forma soluciones acuosas, se ioniza ó disocia completamente en los iones positivos y negativos".  
 Ejemplo:  $H_2SO_4$ ,  $KOH$  etc.

Acido Débil o Base Débil "es aquella sustancia que forma soluciones acuosas, se ioniza ó disocia parcialmente en iones positivos y negativos".  
 Ejemplo: ácido acético, amoníaco, etc.

Por lo que podemos decir, que un ácido fuerte formará una base conjugada débil, en una base fuerte su ácido conjugado será débil, mientras que un ácido débil su base conjugada es fuerte y en una base débil el ácido conjugada que formará es fuerte.

La tabla siguiente nos muestra la fuerza relativa de los ácidos y bases al reaccionar con el agua formando los iones hidronio y el anión correspondiente.