



I.E. COLEGIO ANDRÉS BELLO

GESTIÓN ACADÉMICA

GUÍA DIDÁCTICA

¡HACIA LA EXCELENCIA... COMPROMISO DE TODOS...!

CÓDIGO: PA-01-01

VERSIÓN: 2.0

FECHA: 19-06-2013

PÁGINA: 1 de 10

Nombres y Apellidos del Estudiante:	Grado: NOVENO
	Periodo: I
Docente: DELIA VELANDIA CAICEDO	Duración: 5 HORAS
Área: CIENCIAS NATURALES Y EDUCACION AMBIENTAL	Asignatura: QUIMICA

ESTÁNDAR:

Identifico aplicaciones comerciales e industriales del transporte de energía y de las interacciones de la materia

INDICADORES DE DESEMPEÑO:

Compara algunas teorías que explican el comportamiento de los ácidos y las bases.

EJE(S) TEMÁTICO(S):

Ácidos y bases: Teorías (Arrhenius, Brönsted – Lowry y Lewis)

REFLEXION

"Sólo una cosa convierte en imposible un sueño: el miedo a fracasar." -Paulo Coelho

ORIENTACIONES

Para el desarrollo de la guía debes tener en cuenta las siguientes indicaciones:

1. Copio en el cuaderno el estándar, los indicadores de desempeño y los ejes temáticos.
2. Leo la reflexión.
3. Leo y analizo la exploración, respondo las preguntas que allí se encuentran.
4. Desarrollo las actividades. Estas son por proceso, es decir se irán desarrollando en horas de clase; no podrá adelantar actividades en casa.
5. Al finalizar cada actividad se hará la respectiva explicación para aclarar dudas, se calificara y se evaluará.

EXPLORACIÓN

¿Cuál de estas sustancias creen que es ácida, cuál es básica y cuál es neutra?



¿Qué es un ácido? Escribe el nombre de tres ácidos?.

¿Qué es una base? Escribe el nombre de tres bases?



I.E. COLEGIO ANDRÉS BELLO

GESTIÓN ACADÉMICA

GUÍA DIDÁCTICA

¡HACIA LA EXCELENCIA... COMPROMISO DE TODOS...!

CÓDIGO: PA-01-01

VERSIÓN: 2.0

FECHA: 19-06-2013

PÁGINA: 2 de 10

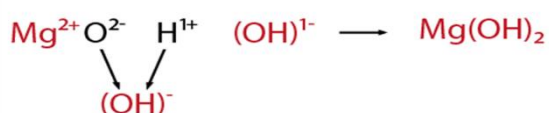
CONCEPTUALIZACIÓN

Se denominan como **bases y ácidos** a las sustancias químicas que se encuentran en la naturaleza, de las cuales el hombre ha aprendido a utilizarlas a lo largo de los siglos, llegando a utilizarla en su vida cotidiana, tanto para procesos diversos como para la preparación de los alimentos.

Bases.- Se considera como base química a las sustancias que pueden tanto proporcionar electrones así como captar electrones, estas sustancias cuentan con un Ph mayor a 7, y al mezclarse con algunos ácidos, producen sales, las cuales tienen una serie de sabores característicos.

Ácidos.- Los ácidos son sustancias que cuentan con una concentración elevada de iones de hidrógeno, esta clasificación se basa en que el ph normal en el agua es de 7 y todo compuesto con un ph inferior a esta medida es considerada ácido.

CARACTERÍSTICAS DE LOS ÁCIDOS Y LAS BÁSES:



1.- Clasificación.- La diferencia entre un ácido y una base es mediante una clasificación, la cual se obtiene por el número de iones que contenga, lo que hace que se determine a través de su nivel de pH, las diversas sustancias químicas que existen son medidas para determinar si

pertenece a los ácidos o a las sustancias alcalinas, mediante la escala de pH, (esta escala determina la acidez o alcalinidad de una sustancia química, midiendo la concentración de iones hidronio de la sustancia que se mide, teniendo como punto de partida de la escala al agua, cuya acidez o alcalinidad corresponde a 7, en esta escala, lo que se determina como neutro). En base a esta medida del agua (7 = a neutro), se toman como bases o álcalis a las sustancias que posean un número superior a 7 dentro de esta escala y como sustancias ácidas a las sustancias que posean un número inferior a 7 en esta misma escala.

2.- Neutralización.- Una de las características de los ácidos y las bases, es que se neutralizan cuando se combinan químicamente, así se pueden neutralizar ácidos mediante el uso de bases.

Características de las bases:

1.- Las bases.- Estas sustancias tienen un pH superior a 7, lo que hace que las que se encuentran en un margen superior a 7 y que llegue a 14 son considerados bases.

Los metales alcalinos y los alcalinotérreos están formados de elementos como el magnesio, calcio, potasio o el sodio, y son altamente solubles en agua formando sustancias de consistencia jabonosa.

2.- Absorben protones.- Las sustancias básicas o alcalinas juntan o absorben los protones que se encuentren libres en una solución, a diferencia de los ácidos que tienen el efecto contrario, que es liberar protones.

3.- Metales y sustancias alcalinas.- Consistencia y Propiedades Cáusticas, al ser disueltos en agua tienden a tomar una consistencia jabonosa, misma que le da facilidad para deslizarse por la piel, es una de las razones por las que sustancias básicas han sido usadas desde la antigüedad para productos de limpieza junto con algunas otras propiedades, como la de disolver sustancias orgánicas como la mugre que es retirada al lavar la ropa o al bañarse o al destapar tuberías mediante el uso de sosa cáustica, los niveles de causticidad dependen de la sustancia en específico, por ejemplo la capsina contenida en plantas como el chile es una sustancia cáustica irritante, que provoca sensación de picor al comerla, pero generalmente no es peligrosa, en cambio muchas otras bases son peligrosas pues producen quemaduras químicas al entrar en contacto con la piel o en casos de presentarse sales en polvo al ser inhaladas.

4.- Sabor alcalino.- Gran variedad de las sustancias denominadas base, poseen un sabor alcalino similar al del jabón o tienden a ser amargos.



I.E. COLEGIO ANDRÉS BELLO

GESTIÓN ACADÉMICA

GUÍA DIDÁCTICA

¡HACIA LA EXCELENCIA... COMPROMISO DE TODOS...!

CÓDIGO: PA-01-01

VERSIÓN: 2.0

FECHA: 19-06-2013

PÁGINA: 3 de 10

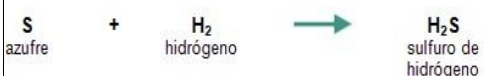
5. Cambian la coloración de papel tornasol.- Las sustancias alcalinas o bases, al entrar en contacto con el papel tornasolado cambian el color de este a tonos azules verdosos incrementándose la coloración azul conforme tengan un pH más elevado.

6.- Se presentan en tres de los estados de la materia.- Se encuentran en estado sólido, en soluciones líquidas y en forma de gases como el cloro gaseoso.

7.- Algunos ejemplos de bases: (consulta sus formulas)

Hidróxido de aluminio
Hidróxido de bario
Hidróxido de calcio
Hidróxido de cobre
Hidróxido de hierro
Hidróxido de magnesio
Hidróxido de potasio
Hidróxido de sodio

Características de los ácidos:



1.- Liberación de protones.- Los ácidos reaccionan liberando protones dentro de una solución en la cual el ácido se encuentre disuelto. En los ácidos minerales el hidrógeno tiende a combinarse con metales y metaloides, mientras que los hidrácidos son formados con la unión de hidrógeno con minerales no metálicos y con el azufre.

2.- Acritud o sabor ácido.- Al ser probados tienen un sabor picante o agrio (el llamado "sabor Ácido"), ejemplo de ello son el ácido cítrico de limones, naranjas, toronjas, chiles, mandarinas y guayabas, así como el ácido ascórbico (Vitamina C).

3.- Son corrosivos.- Los ácidos atacan electroquímicamente a distintas sustancias de manera que las corroen, por ejemplo el ácido sulfúrico que actúa corroyendo diversas sustancias entre las que se cuentan gran variedad de sustancias orgánicas e inorgánicas, como es el caso de la mayoría de los metales.

4.- Se presentan en tres de los estados de la materia.- Se encuentran principalmente en estado líquido y gaseoso aunque se pueden encontrar en estado sólido como es el caso del ácido benzoico.

5.- Cambian la coloración del papel tornasol.- Los ácidos reaccionan con el papel tornasol cambiando el color del mismo a un tono rojizo, anaranjado o magenta, dependiendo del pH del ácido que sea medido.

Algunos ejemplos de ácidos:

Ácido Bromhídrico HBr
Ácido Carbónico H₂CO₃
Ácido clórico HClO₃
Ácido Cloroso HClO₂
Ácido Nítrico HNO₃
Ácido Nitroso HNO₂
Ácido Perclórico HClO₄
Ácido Sulfúrico H₂SO₄
Ácido Sulfuroso H₂SO₃

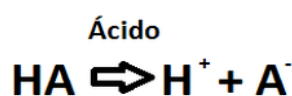


TEORIAS ACIDOS Y BASES

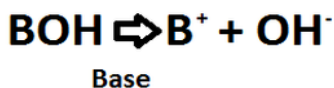
ACIDOS Y BASES SEGÚN LA TEORIA DE ARRHENIUS

Svante August Arrhenius (1859-1927) fue un químico suizo que estudiaba en la escuela para graduados. Nació cerca de Uppsala, estudió en la Universidad de Uppsala y se doctoró el año 1884. Mientras todavía era un estudiante, investigó las propiedades conductoras de las disoluciones electrolíticas (que conducen carga). En su tesis doctoral formuló la teoría de la disociación electrolítica. Él definió los ácidos como sustancias químicas que contenían hidrógeno, y que disueltas en agua producían una concentración de iones hidrógeno o protones, mayor que la existente en el agua pura. Del mismo modo, Arrhenius definió una base como una sustancia que disuelta en agua producía un exceso de iones hidroxilo, OH⁻.

La reacción de neutralización sería: $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$



La teoría de Arrhenius ha sido objeto de críticas. La primera es que el concepto de ácidos se limita a especies químicas que contienen hidrógeno y el de base a las especies que contienen iones hidroxilo. La segunda crítica es que la teoría sólo se refiere a disoluciones acuosas, cuando en realidad se conocen muchas reacciones ácido-base que tienen lugar en ausencia de agua.



En los tiempos de Arrhenius se reconocía a los ácidos en forma general como sustancias que, en solución acuosa,

Arrhenius propuso que las propiedades características de los ácidos con en realidad propiedades del ion hidrógeno, H⁺, y que los ácidos son compuestos que liberan iones hidrógeno en las soluciones acuosas.

Arrhenius y otros científicos reconocían en términos generales que las bases (también llamadas álcalis) son sustancias que, en solución acuosa,

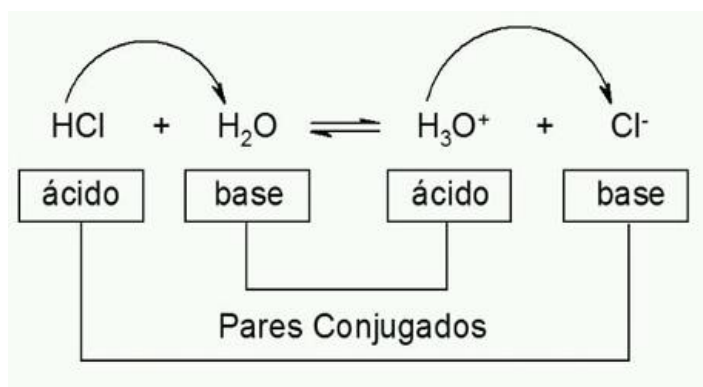
- Tienen un sabor amargo.
- Se sienten resbalosas o jabonosas al tacto.
- Hacen que el papel tornasol cambie de rojo a azul.
- Reaccionan con los ácidos formando agua y sales.
- Tienen un sabor agrio si se diluyen lo suficiente para poderse probar.

Acidos y bases de Arrhenius:

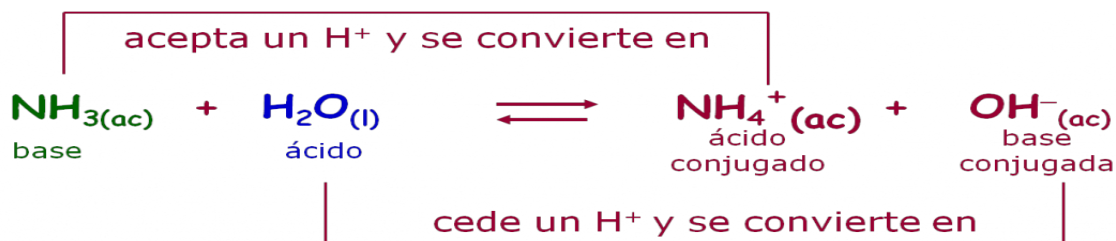
Los ácidos liberan iones hidrógeno en agua.

Las bases liberan iones hidróxido en agua.

TEORÍA DE ÁCIDOS Y BASES DE BRONSTED – LOWRY



Johannes Ni Claus Bronsted (1879-1947), químico danés, nacido en Varde. En 1908 recibió el título de doctor en Filosofía y un cargo de profesor de química en la Universidad de Copenhague. Sus trabajos más importantes fueron en el campo de la termodinámica. Thomas M. Lowry (1847-1936) fue un químico británico que, junto a Johannes Bronsted, anunció una teoría revolucionaria como resultado de los experimentos con ácidos y bases en solución, que desafiaba la definición clásica de ácidos y bases no relacionados al crear un nuevo concepto el de pares ácido-base conjugados.

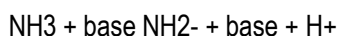


Las definiciones de Arrhenius de los ácidos y bases son muy útiles en el caso de las soluciones acuosas, pero ya para la década de 1920 los químicos estaban trabajando con disolventes distintos del agua. Se encontraron compuestos que actuaban como bases pero no había OH en sus fórmulas. Se necesitaba una nueva teoría.

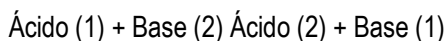
Las definiciones de Bronsted - Lowry son,

- Un ácido de Bronsted - Lowry es un donador de protones, pues dona un ion hidrógeno, H⁺
- Una base Bronsted - Lowry es un receptor de protones, pues acepta un ion hidrógeno, H⁻

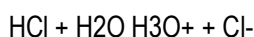
Aún se contempla la presencia de hidrógeno en el ácido, pero ya no se necesita un medio acuoso: el amoníaco líquido, que actúa como una base en una disolución acuosa, se comporta como un ácido en ausencia de agua cediendo un protón a una base y dando lugar al anión (ion negativo) amida:



El concepto de ácido y base de Brønsted y Lowry ayuda a entender por qué un ácido fuerte desplaza a otro débil de sus compuestos (al igual que sucede entre una base fuerte y otra débil). Las reacciones ácido-base se contemplan como una competición por los protones. En forma de ecuación química, la siguiente reacción de Ácido (1) con Base (2)

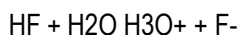


se produce al transferir un protón el Ácido (1) a la Base (2). Al perder el protón, el Ácido (1) se convierte en su base conjugada, Base (1). Al ganar el protón, la Base (2) se convierte en su ácido conjugado, Ácido (2). La ecuación descrita constituye un equilibrio que puede desplazarse a derecha o izquierda. La reacción efectiva tendrá lugar en la dirección en la que se produzca el par ácido-base más débil. Por ejemplo, HCl es un ácido fuerte en agua porque transfiere fácilmente un protón al agua formando un ion hidronio:

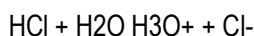


En este caso el equilibrio se desplaza hacia la derecha al ser la base conjugada de HCl, Cl⁻, una base débil, y H₃O⁺, el ácido conjugado de H₂O, un ácido débil.

Al contrario, el fluoruro de hidrógeno, HF, es un ácido débil en agua y no transfiere con facilidad un protón al agua:



Este equilibrio tiende a desplazarse a la izquierda pues H₂O es una base más débil que F⁻ y HF es un ácido más débil (en agua) que H₃O⁺. La teoría de Brønsted y Lowry también explica que el agua pueda mostrar propiedades anfóteras, esto es, que puede reaccionar tanto con ácidos como con bases. De este modo, el agua actúa como base en presencia de un ácido más fuerte que ella (como HCl) o, lo que es lo mismo, de un ácido con mayor tendencia a disociarse que el agua:



El agua también actúa como ácido en presencia de una base más fuerte que ella (como el amoníaco):

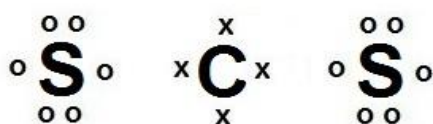




TEORÍA DE ÁCIDOS Y BASES DE GILBERT NEWTON LEWIS

Gilbert Newton Lewis (1875- 1946) fue un químico estadounidense que inventó la teoría del enlace covalente. Nació en Weymouth, Massachusetts, y estudió en las universidades de Nebraska, Harvard, Leipzig y Gotinga. Enseñó química en Harvard desde 1899 hasta 1900 y desde 1901 hasta 1906, y en el Instituto de Tecnología de Massachusetts desde 1907 a 1912. A partir de ese año y hasta su muerte fue profesor de química física en la Universidad de California en Berkeley, y también fue decano de la Escuela de Química.

Símbolos de Lewis



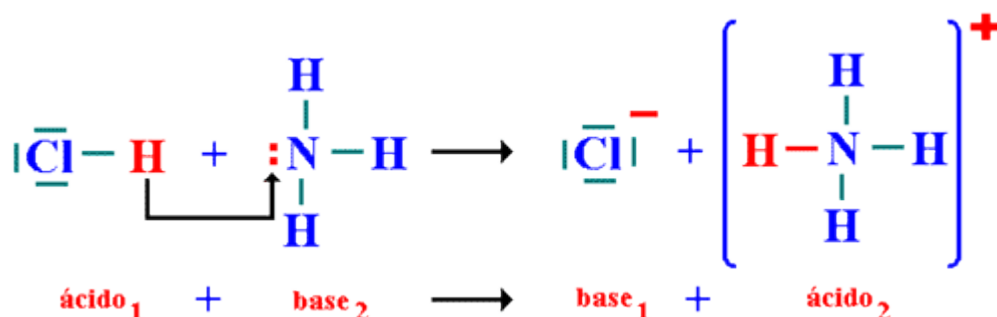
Átomos por separado no cumplen la regla del octeto

Estructura de Lewis



Molécula de disulfuro de carbono

Átomos enlazados sí cumplen la regla del octeto



La historia del desarrollo de la teoría de los ácidos y bases no estaría completa sin al menos un breve vistazo al modelo de Lewis de los ácidos y bases. En el año de 1923 Lewis propuso el concepto más general de ácidos y bases y también introdujo el uso de las fórmulas del electrón - punto. De hecho, el empleo de pares electrónicos en la escritura de fórmulas químicas es también la base del modelo ácido - base de Lewis. Según Lewis, las definiciones para ácidos y bases son:

- Un ácido de Lewis es una sustancia capaz de aceptar (y compartir) un par electrónico.
- Un ácido de Lewis es una sustancia capaz de donar (y compartir) un par electrónico.

Todas las sustancias químicas que son ácidos según las teorías de Arrhenius y de Bronsted Lowry también lo son de acuerdo con la teoría de Lewis. Todas las sustancias que son bases según las teorías de Arrhenius y de Bronsted - Lowry lo son también de acuerdo con la teoría de Lewis. Según esta teoría, un ión hidrógeno, H⁺, no deja de ser un ácido, y un ión hidróxido, OH⁻, es todavía una base, pero las definiciones de Lewis expanden el modelo ácido - base más allá de los modelos de Bronsted y Arrhenius.

Las definiciones de Lewis de los ácidos y bases tienen una importancia especial en la química orgánica, pero las definiciones de Arrhenius o de Bronsted - Lowry son por lo general adecuadas para explicar las reacciones en solución acuosa.



I.E. COLEGIO ANDRÉS BELLO

GESTIÓN ACADÉMICA

GUÍA DIDÁCTICA

¡HACIA LA EXCELENCIA... COMPROMISO DE TODOS...!

CÓDIGO: PA-01-01

VERSIÓN: 2.0

FECHA: 19-06-2013

PÁGINA: 7 de 10

Comparación de teorías

En esta tabla tienes un resumen de las distintas teorías ácido-base:

	Arrhenius	Brønsted - Lowry	Lewis
Teoría	Teoría de la disociación o ionización en agua	Teoría protónica	Teoría electrónica
Definición de ácido	Dar iones H^+ en agua	Dador de protones	Aceptor par de electrones
Definición de base	Dar iones OH^- en agua	Aceptor de protones	Dador par de electrones
Reacción ácido base	Formación de agua	Transferencia protónica	Formación de un enlace covalente coordinado
Ecuación	$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$	$AH + B \rightarrow A^- + BH^+$	$A + :B \rightarrow A:B$
Limitaciones	Aplicable únicamente a disoluciones acuosas. Los ácidos deben tener H y las bases OH	Aplicable únicamente a reacciones de transferencia de protones. Los ácidos deben tener H	Teoría general

Ácidos fuertes: Se disocian completamente cuando se disuelven en agua, por tanto, ceden a la solución una cantidad de iones H^+ .

Ácido	Fórmula
perclórico	$HClO_4$
Sulfúrico	H_2SO_4
Yodhídrico	HI
Bromhídrico	HBr
Clorhídrico	HCl
Nítrico	HNO_3

Bases fuertes : se disocia completamente, da todos sus iones OH^- . Son las bases de los metales alcalinos y los alcalinotérreos. Ejemplos hidróxido de sodio, de potasio. Pueden llegar a ser muy corrosivas en bajas concentraciones.

Bases Fuertes	Formulas
Hidróxido de Litio	LiOH
Hidróxido de sodio	NaOH
Hidróxido de potasio	KOH
Hidróxido de calcio	$Ca(OH)_2$
Hidróxido de estroncio	$Sr(OH)_2$
Hidróxido de bario	$Ba(OH)_2$

Ácidos débiles: no se disocian completamente con el agua, es decir, liberan una parte pequeña de sus iones H^+ . Los ácidos débiles no suelen causar daños en bajas concentraciones, pero por ejemplo el vinagre concentrado puede causar quemaduras. Ejemplo el ácido fosfórico, ácido sulfhídrico.

Bases débiles: no se disocian completamente con el agua. Ejemplos hidróxido de amonio, el amoníaco. Precisamente el amoníaco es una base débil porque al disolverse en agua da iones amonio, es muy soluble en agua, pero no se disocia del todo en el agua.

Según Arrhenius, cualitativamente, un ácido o base es fuerte cuando, este se encuentra totalmente disociado en una disolución acuosa. De igual manera, la teoría de Bronsted y Lowry, nos dice, que un ácido es fuerte cuando tenga la capacidad de ceder un protón, a la vez que una base, será fuerte cuando tenga gran capacidad para aceptar un protón. Dicha tendencia a captar, o ceder depende de la sustancia que sea, y a la sustancia a la cual se enfrente. Debido a esto, se suele tomar una sustancia como referencia, siendo ésta, generalmente el agua.



I.E. COLEGIO ANDRÉS BELLO

GESTIÓN ACADÉMICA

GUÍA DIDÁCTICA

¡HACIA LA EXCELENCIA... COMPROMISO DE TODOS...!

CÓDIGO: PA-01-01

VERSIÓN: 2.0

FECHA: 19-06-2013

PÁGINA: 8 de 10

ACTIVIDADES DE APROPIACION

ACTIVIDAD 1.

1. Escribo la diferencia entre ácidos y bases.
2. Describe cómo explica la Teoría de Arrhenius la acidez y la basicidad de una sustancia
3. ¿Qué es un ácido o una base según la Teoría de Brønsted-Lowry?
4. Realizo un resumen de las teorías ácido-base
5. Escribo la diferencia entre ácidos fuertes y débiles con ejemplos.
6. Escribo la diferencia entre bases fuertes y débiles con ejemplos.
7. Consulto las fórmulas químicas de:

Ácido sulfúrico

> Hidróxido sódico

> Ácido nítrico

> Hidróxido potásico

> Ácido acético

> Cal apagada o hidróxido cálcico

ACTIVIDAD 2. PREPARATE PARA LA PRUEBA DE LA GUÍA

1. Según Lewis un ácido es:
 - a. Una sustancia que acepta protones.
 - b. Una sustancia que dona electrones.
 - c. Una sustancia que produce iones hidroxilo.
 - d. Una especie química capaz de aceptar un par de electrones.
2. Una base es una sustancia que hace virar el papel tornasol rojo a color:
 - a. Naranja
 - b. Violeta
 - c. Rojo
 - d. Azul
3. Una sustancia que al ionizarse en agua produce iones hidrógeno (H^+), corresponde al concepto de :
 - a. Una base según Lewis
 - b. Un ácido según Lewis
 - c. Un ácido según Arrhenius
 - d. Un ácido según Brønsted-Lowry
4. El concepto de ácido y base conjugados se deduce de la teoría ácido base de:
 - a. Arrhenius.
 - b. Brønsted y Lowry.
 - c. De ambas.
 - d. De ninguna de las dos.
5. Si definimos un ácido como "Aquella sustancia que es capaz de ceder protones al disolvente", lo estamos haciendo según la teoría ácido-base de:
 - a. Arrhenius.
 - b. Brønsted y Lowry.
 - c. De ambas.



I.E. COLEGIO ANDRÉS BELLO

GESTIÓN ACADÉMICA

GUÍA DIDÁCTICA

¡HACIA LA EXCELENCIA... COMPROMISO DE TODOS...!

CÓDIGO: PA-01-01

VERSIÓN: 2.0

FECHA: 19-06-2013

PÁGINA: 9 de 10

6. La principal limitación de la teoría ácido-base de Arrhenius estriba en que los define solamente:

- Para sustancias que sean electrólito.
- para sustancias que puedan encontrarse en disolución.
- Para disoluciones acuosas.
- Para electrolitos

7. Indique cual de las siguientes afirmaciones es correcta:

- El ion Cl^- es la base conjugada del HCl pues se convierte en él al ganar un protón.
- El ion HS^- es el ácido conjugado del H_2S .
- El HCl puede actuar como ácido o como base, según que ceda un protón o gane un ion OH^- para formar agua.
- El ion Cl^- es el ácido conjugado del HCl, pues se convierte en él al ganar un protón

8. Un ácido fuerte puede definirse como:

- Aquel cuyas disoluciones tienen un pH fuerte.
- Aquel cuyas disoluciones tienen un pH muy bajo.
- Aquel que está completamente disociado.
- Aquel que es muy duro.

9. Un ácido débil es aquel que:

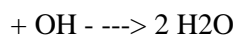
- No está completamente disociado.
- Aquel cuyas disoluciones tienen un pH alto.
- Aquel que es blando.
- Aquel cuyas disoluciones tienen un pH débil.

10. El ion H_3O^+ es un ácido según la teoría de Lewis ya que:

- Puede ceder un ion H^+ pues: H_3O^+



- Puede captar un par de electrones: $\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}^-$
- Puede captar un ion OH^- : H_3O^+



- No es un ácido de Lewis

SOCIALIZACIÓN

Después de haber desarrollado responsablemente cada una de las actividades, se explicará minuciosamente para aclarar dudas.

COMPROMISO

Desarrollar responsablemente las actividades de la guía.
Consultar sobre la composición química de las bebidas gaseosas.
Realizar un laboratorio de ácidos y bases: Prepara un brebaje indicador y prueba varias sustancias.



I.E. COLEGIO ANDRÉS BELLO

GESTIÓN ACADÉMICA

GUÍA DIDÁCTICA

¡HACIA LA EXCELENCIA... COMPROMISO DE TODOS...!

CÓDIGO: PA-01-01

VERSIÓN: 2.0

FECHA: 19-06-2013

PÁGINA: 10 de 10

	ELABORÓ			REVISÓ			APROBÓ		
NOMBRES	DELIA VELANDIA CAICEDO			DELIA VELANDIA C.					
CARGO	Docentes de Área			Jefe de Área			Coordinador Académico		
	DD 18	MM 02	AAAA 2017	DD 18	MM 02	AAAA 2017	DD 18	MM 02	AAAA 2017