**GUÍA 2**  : ACIDO – BASE : **QUÍMICA TERCERO MEDIO C – D**

OBJETIVO : Explicar el comportamiento de sistemas ácido base en contexto, empleando las teorías aceptadas por la comunidad científica

|  |  |
| --- | --- |
| **ÁCIDOS** | **BASES** |
| Existen ácidos fuertes y débiles dependiendo del pH. | Existen bases fuertes y débiles dependiendo del pH. |
| Disueltos en agua conducen la electricidad, es decir, son electrolitos. | Disueltos en agua conducen la electricidad, es decir, son electrolitos. |
| Tienen sabor agrio y producen sales con las bases. | Tienen sabor amargo, son jabonosas al tacto y producen sales con los ácidos. |
| En contacto con el papel tornasol (indicador de pH) varía de azul a rojo. | En contacto con el papel tornasol (indicador de pH) varía de rojo a azul. |
| Reacciona con metales como Zn, Mg y Fe, produciendo H2  ***2HCl (ac) + Mg (s) 🡺 MgCl2 (ac) + H2 (g)*** | Reaccionan con las grasas formando jabones. |

Tanto ácidos como bases se encuentran en gran cantidad en productos usados en la vida cotidiana, para la industria y la higiene, así como en frutas y otros alimentos, mientras que el exceso o defecto de sus cantidades relativas en nuestro organismo se traduce en problemas de salud.

**Teorías Acido – Base**

Muchos químicos intentaron responder una pregunta ¿qué es un ácido? La respuesta se obtuvo gracias a los químicos Svante Arrhenius, Johannes Nicolaus Brönsted, Thomas M. Lowry y S. Lewis, quienes contribuyeron enormemente en lo que es la teoría de los ácidos y bases, gracias a experimentos que hacían con la ayuda del papel tornasol, un papel impregnado de una disolución que cambia de color según distinga a una base o a un ácido.

. **Teoría de Arrhenius** En 1887, el científico sueco Svante Arrhenius elaboró su teoría de disociación iónica, en la que establecía que hay sustancias (electrolitos) que en disolución se disocian. A partir de ella se establece, por primera vez, la siguiente definición para las sustancias ácidas y básicas:

• Ácido: Es una sustancia que en disolución acuosa libera iones hidrógeno (H+) o protones. Según la ecuación general: HA(ac )   →  H + (ac )    +   A - (ac )

Donde: H+ corresponde al ión hidrógeno con carga positiva (+1).

A– corresponde a un no metal o un anión con carga negativa (–1).

EJEMPLO : HC l   (ac )   →  H+   +    Cl--

**Base**: Es la sustancia que en disolución acuosa se disocia, liberando iones hidroxilos (OH– ). Según la ecuación general: XOH(ac )   →   X+ (ac )    +   OH - (ac )

El término XOH, representa a la base que al disociarse libera iones X+ y OH− .

El ion X+ , corresponde a un metal de carga positiva ( + 1 ). El ion OH− representa al grupo hidroxilo, de carga negativa ( − 1 ).

EJEMPLO: NaOH(ac )  →  Na+(ac) + OH-(ac)

No obstante, los aportes de Arrhenius a la descripción de ácidos y bases se ve restringida, pues no todas aquellas sustancia que contienen hidrógeno son ácidos, como por ejemplo el amoniaco (NH3 ) cuyo comportamiento operativo es básico, es decir, reacciona con grasas, no con metales y en la fenolftaleína se torna fucsia en su presencia. Como podrás observar el ión hidrógeno (H+ (ac ) ) es un protón sin electrón de valencia (fue liberado para ser catión). Dicha partícula con carga positiva actúa fuertemente con los pares electrónicos desapareados de las moléculas del agua para formar iones hidrógeno hidratados o comúnmente conocido como ión hidronio (H3O+ (ac ) ) Se usan los símbolos H+ (ac ) y H3O+ (ac ) indistintamente, para representar lo mismo: el protón hidratado al que se deben las propiedades características de las disoluciones acuosas de ácidos. Suele emplearse el ión H+ (ac ) para simplificar y por conveniencia, aún cuando H3O+ (ac ) es más correcta y acorde a la realidad.

**Teoría de Brönsted – Lowry :**

Otra de las teorías fundamentales en ácidos y bases es la que plantearon en 1923 los químicos Johannes Brönsted y Thomas Lowry en forma independiente. Proponen una definición más general para ácidos y bases, basándose en una idea revolucionaría “las reacciones ácido – base implican transferencia de iones hidrógeno de una sustancia a otra.

• **Ácido**: Es una sustancia que en disolución puede donar uno o más protones (iones H+ ) , por ejemplo el comportamiento del ácido clorhídrico en la siguiente ecuación:

HCl(ac )    +   H2O(l )    →  H3O + (ac )    +   Cl  - (ac ) que también es correcto expresar como: HCl(ac )   →  H+ (ac )    +   Cl - (ac )

El HCl, presente en disolución acuosa se disocia para generar como productos iones cloruro (Cl - ) e iones hidronio (H3 O+ ) , para lo cual ha cedido o liberado un ión hidrógeno a la disolución.

• **Base**: Es una sustancia que en disolución capta protones (iones H+). Mirando el mismo ejemplo anterior, observaremos el comportamiento del agua:

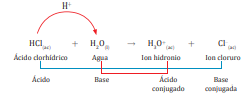
HCl(ac )    +   H2 O(l )    →  H3 O+ (ac )    +   Cl  - (ac ) . El H2O presente en los reactivos forma el ión hidronio (H3O+ ) para lo cual ha captado un ión H+

A diferencia de la teoría de Arrhenius, como ya se indicó, la de BrönstedLowry señala que las sustancias ácidas y básicas son complementarias entre sí al establecer una relación entre la capacidad de ciertas especies de donar (ácido) y aceptar (base) protones.

Los conceptos de ácido y de base están relacionados entre , ya que para que una molécula ceda un protón , es decir, se comporta como un ácido, debe haber necesariamente otra que lo acepte,o sea , se comporte como una base . Así ,cuando un ácido libera protones se forma una nueva especie llamada base conjugada del ácido. Del mismo modo , cuando una base capta protones se forma un ácido conjugado de la base :

Ácido + Base ⇄ Ácido  conjugado    +   Base conjugada

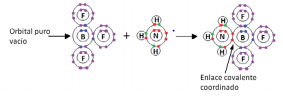
A 1 B2 A2 B1



Teoría de Lewis :

Gilbert Newton Lewis químico estadounidense formuló en 1938 la teoría del enlace covalente donde propuso que no todas las reacciones ácido - base implican transferencia de protones, pero forman siempre un enlace covalente dativo, ampliando el modelo ácido – base, lo que resulta de gran importancia en la química orgánica ya que el concepto de Lewis además identifica como ácidos ciertas sustancias que no contienen hidrógeno y que tienen la misma función que los ácidos comunes que contienen hidrógeno.

• Ácido: Sustancia que puede aceptar un par de electrones de otros grupos de átomos, para formar un enlace covalente dativo, para lo cual debe tener su octeto de electrones incompleto, es decir, un orbital desocupado dispuesto a recibir un par de electrones provenientes de la base. El protón (H+ ) por ejemplo, tiene vacío el orbital 1s y en él es posible alojar el par de electrones, se considera un ácido. Se entiende entonces que todos los ácidos de Brönsted son ácidos de Lewis, pero, no todos los ácidos de Lewis son de Brönsted. • Base: Sustancia que tiene pares de electrones libres (sin compartir), capaces de ser donados para formar enlaces covalentes dativos. Tiene octetos completos.



el trifluoroborano (BF3 ) actúa como un ácido según la teoría de Lewis, ya que es la especie que acepta el par de electrones del amoniaco y este último, actúa como la base de Lewis, formando así el enlace covalente coordinado.

La teorías ácido base, buscan relacionar las propiedades de los compuestos, con su composición y estructura. Los compuestos se estudian según el tipo de enlace que presentan, al encontrarse en disolución acuosa.

ACTIVIDADES :

1.- Completa la siguiente tabla resumen, analizando los aspectos más relevantes de las teorías ácidos – base anteriormente descritas

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Aspecto | Arrhenius | Bronsted y Lowry | Lewis |
| Características del ácido |  |  |  |
| Características de la base |  |  |  |
| Ecuación global del ácido |  |  |  |
| Ecuación global de la base |  |  |  |
| limitaciones |  |  |  |
| ejemplo |  |  |  |

2.- Compara las teorías de Arrhenius y Bronsted y Lowry y plantea las principales diferencias y similitudes que existen entre ellas .

3.- Demuestra que el contaminante atmosférico dióxido de azufre : SO2 ,  que se produce por la combustión de combustibles fósiles y produce la lluvia ácida , es un ácido de Lewis.

4.- ¿Por qué el hidróxido de aluminio Al(OH)3 y el hidróxido de magnesio Mg(OH)2 actuarían como antiácidos? Debes explicar el fenómeno desde la teoría de Arrhenius (usan la ecuación de disociación de ambas sustancias).

5.- El HCl es una especie conocida como ácido, explicar esta característica atribuida al HCl a partir de las teorías de Arrhenius, Brönsted- Lowry y Lewis, justificando los alcances y limitaciones en cada caso (apoyar la explicación a partir de la disociación del HCl)

**PH:**La palabra pH es la abreviatura de “pondus Hydrogenium”. Esto significa literalmente el peso del hidrógeno. El pH es un indicador del número de iones de hidrógeno (H+) en una sustancia o solución; dicho de otra manera, es un indicador de la acidez de una sustancia. El pH sirve como un indicador que compara algunos de los iones más solubles en agua.

El pH no tiene unidades; se expresa simplemente por un número. El resultado de una medición de pH viene determinado por una consideración entre el número de protones (iones H+)yel número de iones hidroxilo (OH-). Cuanto más se aleje el pH por encima o por debajo de 7, más básica o ácida será la solución.

Cuando una solución es neutra, el número de protones iguala al número de iones hidroxilo.

Cuando el número de iones hidroxilo es mayor, la solución es básica.

Cuando el número de protones es mayor, la solución es ácida.

El pH es un factor logarítmico; cuando una solución se vuelve diez veces más ácida, el pH disminuirá en una unidad. Cuando una solución se vuelve cien veces más ácida, el pH disminuirá en dos unidades. El término común para referirse al pH es la alcalinidad.

El valor de pH es igual al logaritmo negativo de la concentración de ion hidronio y el de pOH al de la concentración de ion hidroxilo en una disolución acuosa: **pH = -log [H3O+]** **pOH = -log [OH–].**

¿Qué utilidad podría tener en nutrición y salud saber el valor del pH?

¿tiene el pH de los alimentos impacto sobre la sangre? Justifica tus respuestas .

ESTIMADO ESTUDIANTE : EL DESARROLLO DE ESTA GUIA Y LA ANTERIOR , ASÍ COMO LAS DUDAS QUE TENGAS DEBES ENVIARLAS A MI CORREO : [rosasiro@yahoo.com](mailto:rosasiro@yahoo.com). ; CON GUSTO TE ATENDERÉ.

SALUDOS CORDIALES :

ROSA TURRA G.

PROFESORA