



Departamento de Ciencias
Marcia Muñoz Poblete

GUÍA N° 1 ACIDO – BASE IV° MEDIO

Nombre: _____ Curso: IV° _____ Fecha: _____

Objetivo: Comprender conceptos básicos de ácido – base, sus teorías y aplicaciones de pH

Las reacciones entre los ácidos y las bases se encuentran dentro de las más importantes en química. A pesar del gran interés de las reacciones en medio acuoso (soluciones) por la vital importancia en biología, es importante mencionar que este tipo de reacciones se produce en muchos otros solventes de polaridad semejante o distinta a la del agua.

Desde hace mucho tiempo se conoce a un conjunto de compuestos que presentan propiedades comunes y que es posible agruparlos bajo el nombre de *ácidos* o *bases*.

ÁCIDOS

- Poseen un sabor agrio
- Colorean de rojo el papel tornasol. El tornasol es un colorante de color violeta en disolución acuosa que puede cambiar de color según el grado de acidez de la disolución, se llama indicador
- Sus disoluciones conducen la electricidad. La calidad de conductor depende de la concentración de ácido y, de la naturaleza de éste.
- Desprenden gas hidrógeno cuando reaccionan con disoluciones con zinc o con algunos otros metales
- Se neutralizan cuando se mezclan con las bases, dando sal y agua
- Fórmula General HX por ejemplo HNO_3 , HBr , H_2SO_4

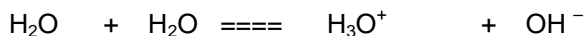
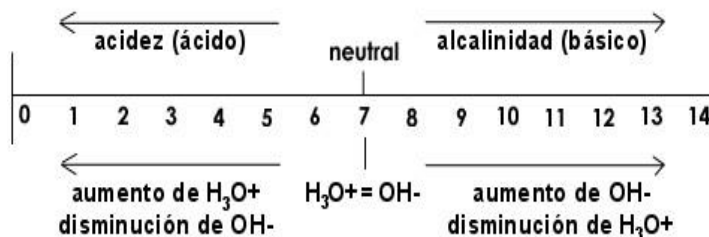
BASES

Las bases, también llamadas álcalis, presentan las siguientes características:

- Tienen un sabor amargo característico
- En disolución acuosa conducen la electricidad.
- Colorean de azul el papel de tornasol.
- Fórmula General MOH, por ejemplo, NaOH , Ca(OH)_2 ,

pH

Una escala que permite clasificar las sustancias según su tenor ácido (valores inferiores a 7) o alcalino (valores superiores a 7, hasta 14 que es muy alcalino; neutro (7).



$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

$$1 \times 10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ M} = [\text{OH}^-]$$

Por lo tanto se tiene:

$[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}$	Solución neutra
$[H_3O^+] > 1 \times 10^{-7}$	Solución ácida
$[H_3O^+] > [OH^-]$	Solución ácida
$[OH^-] < 1 \times 10^{-7}$	Solución ácida
$[H_3O^+] < [OH^-]$	Solución básica
$[OH^-] > 1 \times 10^{-7}$	Solución básica
$[H_3O^+] < 1 \times 10^{-7}$	Solución básica

LA TEORÍA DE ARRHENIUS

Svante Arrhenius, define a un ácido como una sustancia que proporciona iones hidrógeno (protones) H^+ y una base como una sustancia que proporciona iones hidroxilo, OH^- . Para ambos casos es imprescindible que se encuentren en solución acuosa.

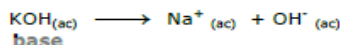
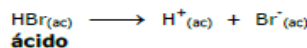
Según Arrhenius:

“cuando un ácido se disuelve en agua es capaz de disociarse generando iones hidrógeno H^+ y el respectivo anión que lo acompaña. Una base en cambio, éstas cuando disocian generan iones negativos de estructura OH^- además del catión”.

De esta modo:

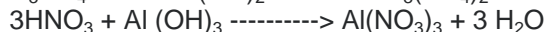
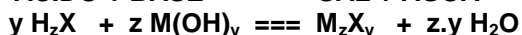


Ejemplos:



Considerando lo anterior, se infiere que cuando un ácido se mezcla con una base, los iones H^+ del ácido reaccionan con los iones OH^- de la base, produciéndose una *reacción de neutralización* (de cargas eléctricas), que genera H_2O y una sal.

Por lo tanto: **ÁCIDO + BASE === SAL + AGUA**



REPAROS A LA TEORÍA DE ARRHENIUS

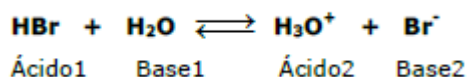
- No contempla los equilibrios químicos en solución.
- Sólo se limita a las soluciones acuosas, sin considerar a otros solventes, menos aún, la ausencia de ellos.
- Según Arrhenius sólo son bases aquellas sustancias que presentan en su estructura al grupo OH^- y que al grupo hidroxilo.

LA TEORÍA DE LOWRY-BRÖNSTED

De manera independiente Nicolaus Brønsted y Thomas Martín Lowry plantean en 1923 la siguiente teoría ácido-base “SON ÁCIDOS AQUELLAS ESPECIES QUÍMICAS QUE SON CAPACES DE DONAR IONES H^+ . MIENTRAS QUE LAS BASES SON ESPECIES ACEPTORAS DE ESTOS IONES”

De acuerdo a lo anterior las reacciones ácido-base son reacciones de transferencia e intercambio protónico.

Ejemplo:



Como la reacción puede considerarse en equilibrio se encuentran reaccionando 2 ácidos y 2 bases, se habla técnicamente de **par ácido-base conjugado**.

Para el ejemplo anterior debemos decir que:

- El ión bromuro, Br^- , producido en la reacción, es la base conjugada del ácido bromhídrico, HBr .
- El ión hidrónio, H_3O^+ es el ácido conjugado de la molécula de agua.

Si un ácido tiene gran tendencia a ceder un protón, el proceso inverso se dará en menor proporción, vale decir, la base conjugada respectiva será un mal aceptor de iones H^+ . En general:

“cuanto más fuerte sea un ácido (o base), más débil tendrá que ser su base (o ácido) conjugada”

El equilibrio de la reacción ácido-base se desplazará siempre en el sentido de la formación del ácido o base más débil.

IMPORTANCIA DE LA TEORÍA DE ÁCIDO-BASE CONJUGADA

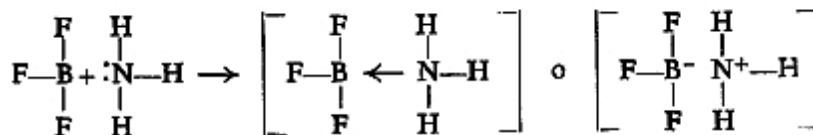
- Sólo establece a una especie como la responsable de las propiedades ácido-base: H^+
- Se establece para aquellas sustancias que no necesariamente deben estar en solución acuosa.
- Considerando el estado de equilibrio es posible establecer cálculos estequiométricos válidos.

El concepto de Lowry-Brønsted es funcional pues de acuerdo con él, las sustancias son ácidos o bases, según donen o acepten protones en una determinada reacción. Sin embargo, es evidente que algunas sustancias tienen más tendencia a donar protones que otras, es decir, son ácidos más fuertes, y algunas sustancias tienen más tendencia a aceptar protones que otras, es decir, son bases más fuertes.

LA TEORÍA DE LEWIS

Gilbert N. Lewis, uno de los físico-químicos más prominentes de los comienzos del siglo XX, fue el primero en definir ácidos y bases dirigiendo la atención sobre la idea de que las bases donan pares de electrones que comparten con los protones donados por los ácidos. Así, un ácido puede definirse como una sustancia que acepta pares de electrones y una base, como una sustancia que tiene pares de electrones disponibles.

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-Brønsted como el de Lewis, son útiles separadamente. Debería comprenderse que una base de Lewis también es una base de Lowry-Brønsted. Sin embargo, las especies con déficit de electrones, como el trifloruro de boro, BF_3 , cloruro de Aluminio, AlCl_3 y cloruro de cinc, ZnCl_2 , son llamadas ácidos de Lewis para distinguirlas de los ácidos donadores de protones de Lowry-Brønsted.

Indicadores

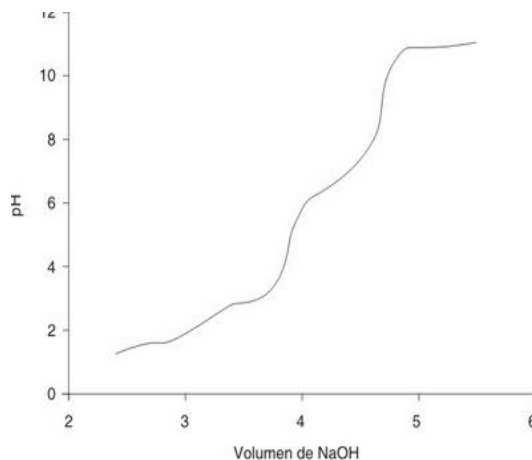
Los **indicadores** son sustancias que tienen la propiedad de cambiar de color al variar la acidez de la disolución en la que se encuentran. Normalmente se trata de ácidos orgánicos débiles.

Un ejemplo, es el papel de tornasol, que se pone de color azul al ser introducido en una disolución básica o de color rojo si la disolución es ácida.

Nombre usual	Intervalo de pH (*)	Color en medio ácido	Color en medio básico
Rojo de cresol	0,2-1,8	rojo	amarillo
Azul de timol	1,2-2,8	rojo	amarillo
Azul bromofenol	3,0-4,6	amarillo	púrpura
Naranja de metilo	3,1-4,4	rojo	amarillo

CUESTIONARIO

1. ¿Qué es ácido y base según Arrhenius?
2. ¿Qué es la teoría de la neutralización?
3. ¿Qué son los indicadores y para que se utilizan?
4. ¿Por qué es importante la teoría ácido base conjugado?
5. ¿Qué es un ácido y una base según Bronsted-Lowry?
6. ¿Qué es un ácido y una base según Lewis?
7. ¿Por qué la teoría de Arrhenius fue limitada?
8. Mencione las características de las bases y de las bases
9. ¿Qué es el pH?
10. Explique tres formas para saber si una solución es básica o ácida.
11. ¿Qué indicador utilizaría para reconocer una solución básica fuerte? Fundamente
12. Dado el siguiente gráfico, Analiza y fundamente:
 - a.- ¿En qué volumen el pH es más alto y más bajo?
 - b.- ¿Cuándo la solución es más básica y menos básica?
 - c.- cuando la solución es más ácida y ,menos ácida?
 - d.- Calcule la concentración de H^+ si en cada valor de pH
 - e.- Calcule el pOH de cada pH y su respectiva concentración de OH^-
 - f.- Escribe tres conclusiones a partir del análisis del gráfico
 - g.- ¿Qué pH tendría la solución cuando el volumen era 2?
 - h.- Cuando el pH es 6, ¿qué volumen tiene?



13. Asociación. Relaciona los conceptos numerados (1-8) con sus respectivas definiciones dispuestas en desorden, identificadas por letras (a-h).

- | | |
|--------------------------------|-----------------------------------|
| 1) Ácido según Arrhenius | 5) Base de Brönsted |
| 2) Disolución amortiguadora | 6) Disociación |
| 3) Base según Arrhenius | 7) Disoluciones no electrolíticas |
| 4) Disoluciones electrolíticas | 8) Ácido de Brönsted |

- Proceso mediante el cual los compuestos se separan en sus componentes, generalmente por el agua.
- Sustancia que en disolución captura iones de hidrógeno.
- Sustancia formada por un ácido o una base y su sal, que experimenta pequeños cambios de pH por adición de sustancias ácidas o básicas.
- Sustancia que en disolución acuosa libera iones de hidrógeno.
- Disoluciones que presentan compuestos apolares, dispersión y no conducen electricidad.
- Sustancia que en disolución acuosa se disocia, liberando iones hidroxilos.
- Sustancia que en disolución puede donar iones de hidrógeno.
- Disoluciones que contienen componentes polares o iónicos que son capaces de disociarse parcial o totalmente, conduciendo electricidad.

14. Complete la siguientes reacciones de neutralización, debe equilibrarlas.

- $\text{Sc(OH)}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \text{ =====}$
- $\text{H}_2\text{S} + \text{Rb(OH)} \text{ =====}$
- $\text{HNO}_3 + \text{Pb(OH)}_2 \text{ =====}$
- $\text{Sn(OH)}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ =====}$

15. Indique a qué teorías pertenecen [Arrhenius o Brönsted-Lowry] y complételas

- | | | | | |
|-------------------------------------|---|----------------------|-------|-------|
| 1. CH_4NH_3 | + | OH^- | ===== | _____ |
| 2. HPO_4^{--2} | + | NH^{--2} | ===== | _____ |
| 3. Ca(OH)_3^+ | | | ===== | _____ |
| 4. $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}^+$ | + | H_2O | ===== | _____ |
| 5. HPO_2^{--2} | | | ===== | _____ |

16. Dados los valores de pH para 3 especies distintas X tiene pH = 8 Y tiene pH = 5 Z tiene pH = 7

- sólo X es básica
- X, Y y Z son especies ácidas.
- Z es la especie más ácida.
- Z es la más básica

17. Un valor de pH = 13,2 se considera

- Básico fuerte.
- Ligeramente básico.
- Neutro
- Ácido fuerte

18. La mayoría de las plantas se desarrollan mejor cuando el pH del suelo es alrededor de 7. Si este se modifica

- y se hace más ácido, se le agregarán al suelo sustancias básicas como óxidos de calcio, CaO ; carbonato de calcio, CaCO_3 , o cenizas para neutralizar su acidez.
 - y se hace más básico, se puede añadir al suelo sulfato ácido de aluminio, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, hojas de roble o agujas de pino, para neutralizar su basicidad.
 - afecta a los minerales presentes en él y altera las concentraciones de otras sustancias y sus diferentes componentes y podría influir en la presencia o ausencia de ciertos vegetales.
- Solo I
 - Solo I y II
 - Solo I y III
 - Solo II y III
 - I, II y III