



GUÍA N°2 CUARTO MEDIO DEL 30 DE MARZO AL 03 DE ABRIL

“QUÍMICA”

Nombre	Curso	Fecha
	IV° A-B-C	

AE: Formular explicaciones de las reacciones ácido-base, basándose en teorías, y determinar la acidez o basicidad de soluciones

Indicadores:

- > Determinan la acidez o basicidad de un conjunto de soluciones utilizando indicadores y escalas de medición.
- > Analizan datos y determinan el carácter ácido o básico de una especie, utilizando e interpretando las escalas de: pH y pOH.
- > Formulan conclusiones respecto a la acidez o basicidad de las soluciones, según su pH y pOH.

ACTIVIDAD N°1

1. Según lo recién explicado y usando la expresión $K_w = [H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$, complete la siguiente tabla:

[H ⁺]	[OH ⁻]
1x10 ⁻⁸	1x10 ⁻⁶
1x10 ⁻⁹	1x10 ⁻⁵
1x10 ⁻¹⁰	1x10 ⁻⁴
1x10 ⁻¹¹	1x10 ⁻³
1x10 ⁻¹²	1x10 ⁻²
1x10 ⁻¹³	1x10 ⁻¹
1x10 ⁻¹⁴	1x10 ⁰

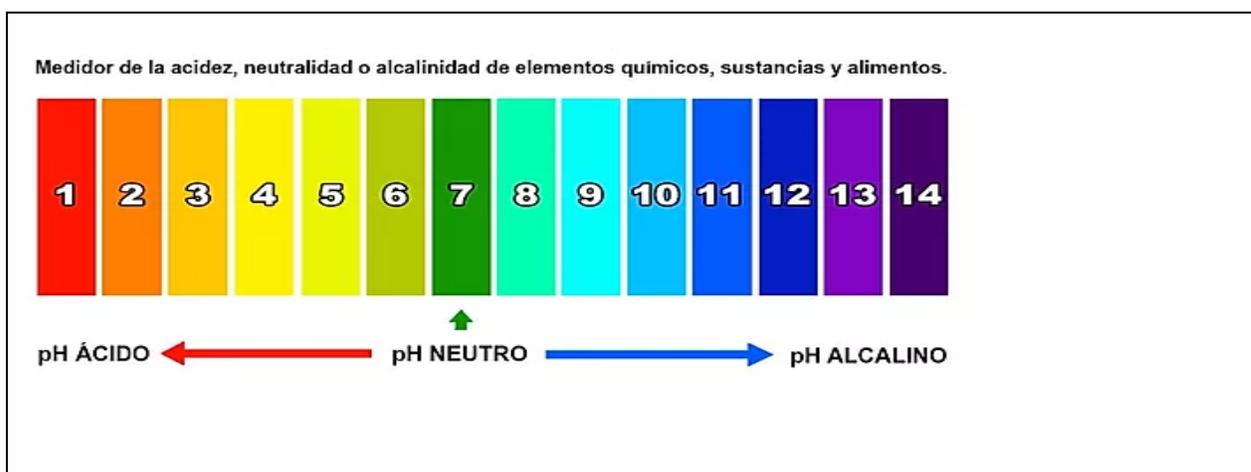
2. Si las concentraciones de $[H^+] > [OH^-]$, se clasificarán como **ácidas**, y si $[H^+] < [OH^-]$ se clasificaran como **básicas**, y si la concentración es $1 \times 10^{-7} = [H^+] = [OH^-]$ entonces son **neutras**. Comprendiendo esto clasifique las siguientes soluciones como ácido o base.

- A) El café tiene una concentración de iones $[H^+] = 1 \times 10^{-5}$ **ÁCIDO**
- B) Un vaso de leche tiene una concentración de $[OH^-] = 1 \times 10^{-8}$ **ÁCIDO**
- C) La pasta dental tiene una concentración de iones $[H^+] = 1 \times 10^{-10}$ **BASE**
- D) La leche de magnesia (usada como antiácido) tiene una concentración de $[OH^-] = 1 \times 10^{-3}$ **BASE**

ACTIVIDAD N°2

Use la plataforma PUNTAJENACIONAL.CL para buscar en la biblioteca el material pa ensayo psu en el área de química, luego dirígete al sector de reacciones químicas y estequiometría, busca el título REACCIONES ÁCIDO-BASE. Y abre el video “CÁPSULA EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE-QUÍMICA” y responde las siguientes preguntas:

1. Dibuje la escala Ph indicando cuál es el ácido, base y neutro.



2. ¿Qué significa alcalinidad?
..... Significa que tiene comportamiento de base

3. Escriba la fórmula de Ph y Poh.

Fórmula ph	Fórmula Poh
$\text{PH} = -\log[\text{H}^+]$	$\text{POH} = -\log[\text{OH}^-]$

4. Defina los siguientes conceptos:

a) Ácido fuerte:

Son aquellos que transfieren totalmente sus protones al agua y no quedan moléculas sin disociar en disolución.

Ejemplo: $\text{HBr} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Br}^-$

b) Base fuerte:

... Se disocian completamente liberando sus iones OH^- . Considerando la Teoría de Lewis, estas especies son aquellas que tienen un átomo que cede, cuya densidad electrónica se deforma difícilmente (polariza).

Ejemplo: $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$

c) Ácido débil:

Se disocian solo parcialmente en disolución acuosa y, por tanto, existen como una mezcla del ácido en la que una parte se encuentra como especie molecular y la otra como especie disociada.

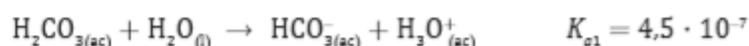
Ejemplo: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

d) Base débil: Especies que aceptan parcialmente los protones disponibles en disolución o los extraen desde el H_2O , con lo cual se forma el ácido conjugado y los iones OH^- .

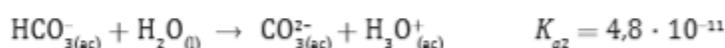
Ejemplo: $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$

e) Ácido poliprótico: definidos como aquellos que contienen más de un átomo de hidrógeno ionizable por molécula. La constante de ionización es diferente para cada paso de disociación. Estos ácidos se ionizan por etapas, cediendo un protón en cada una de ellas.

Ejemplo:



$$K_{a1} = \frac{[\text{HCO}_3^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 4,5 \cdot 10^{-7}$$



$$K_{a2} = \frac{[\text{CO}_3^{2-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCO}_3^-]} = 4,8 \cdot 10^{-11}$$

f) Tampón o buffer:

Las disoluciones amortiguadoras o buffer son disoluciones que se preparan a partir de un ácido o base débil y su respectiva sal (HAc / MAC). Se caracterizan por poseer la capacidad de resistir cambios de pH cuando se agregan pequeñas cantidades de ácidos y bases. En una disolución ácida, básica o neutra, se observa que al agregar una base o ácido, respectivamente, el pH sufre un violento cambio, lo que provoca el desequilibrio del sistema químico.

g) Reacción de neutralización:

Al reaccionar un ácido y una base se produce una neutralización, en la que es posible constatar la formación de una sal y de agua según el mecanismo general:

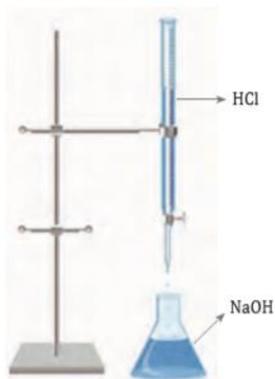
ÁCIDO + BASE \rightarrow SAL + AGUA

Al obtenerse una sal neutra, el pH de los productos es cercano a 7,0, lo que ciertamente depende de la fuerza de las especies que reaccionan.

Ejemplo: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

h) Titulación

El proceso más común y exacto para determinar la concentración de una disolución, es la titulación o volumetría ácido-base, que consiste en agregar gradualmente una disolución de concentración conocida, a otra disolución de concentración desconocida, hasta que la neutralización se complete.



ACTIVIDAD N°3

Completa la siguiente tabla

sustancia	pH	pOH	[H ⁺]	[OH ⁻]	Clasificación
Jugo gástrico	1,52	12,48	0,03	3,31 x10 ⁻¹³	Ácido
Soda cáustica	13,39	0,61	4x10 ⁻¹⁴	0,24	Base
Ácido fluorhídrico	2,30	11,7	5,01x10 ⁻³	1,99 x10 ⁻¹²	Ácido
Café	1,39	12,61	0,04	7,94 x10 ⁻¹³	Ácido
Leche	2,69	11,31	0,002	2,45 x10 ⁻¹³	Ácido

*datos inventados

ACTIVIDAD N°4

Selección múltiple. Marque sólo una alternativa correcta.

N°	1	2	3	4	5	6
Alternativa correcta	E	C	A	D	E	D



GUÍA N°3 CUARTO MEDIO DEL 06 AL 09 DE ABRIL

“CIENCIAS NATURALES-EJE DE QUÍMICA”

Para desarrollar en (45 Minutos)

Nombre	Curso	Fecha
	IV° A-B-C	

AE: Formular explicaciones de las reacciones ácido-base, basándose en teorías, y determinar la acidez o basicidad de soluciones

Indicadores:

- > Determinan la acidez o basicidad de un conjunto de soluciones utilizando indicadores y escalas de medición.
- > Analizan datos y determinan el carácter ácido o básico de una especie, utilizando e interpretando las escalas de: pH y pOH.
- > Formulan conclusiones respecto a la acidez o basicidad de las soluciones, según su pH y pOH.

Orientaciones:

El propósito de esta unidad “Ácido-base” se espera que los y las estudiantes determinen qué es un ácido y qué es una base, según las teorías postuladas por Arrhenius, Brønsted-Lowry y Lewis, para la explicación del carácter ácido y básico, en diversas sustancias.

Esta semana la usaremos para reconocer tu progreso del aprendizaje adquirido durante estas 2 semanas de trabajo con el material, enviado. Te invito a que revises tu trabajo realizado con los solucionarios enviado cada semana y luego ingreses a la plataforma puntajenacional.cl, para desarrollar tu evaluación

INSTRUCCIONES:

- La evaluación es individual
- Recuerda que esta evaluación es muy importante para que logres identificar cuanto has avanzado en tus aprendizajes. Por tanto, ten una actitud de responsabilidad al momento de desarrollar la evaluación.
- Lee atentamente cada una de las preguntas y contesta según corresponda el requerimiento de cada ítem. Marcando la alternativa correcta según corresponda a cada una de las preguntas.
- No se puede utilizar celular (ANTES, DURANTE Y DESPUÉS DEL TÉRMINO DE LA EVALUACIÓN). Solo el material de trabajo utilizado durante las clases ON Line y guías trabajadas
- Al finalizar la evaluación debes marcar la opción Finalizar y enviar la evaluación. El docente llevara el registro evaluado de cada una de las instancias evaluativas desarrolladas en el trabajo ON LINE.
- Los resultados se encontrarán disponibles a la brevedad luego de haber finalizado el examen 15 de abril
- El Test se encontrará disponible desde el día martes 07 de abril desde las 15:00hrs hasta el día miércoles 15 de abril 23:00
- La evaluación consta de 20 preguntas de selección única y tiene un tiempo determinado de 40 minutos.
- RECUERDA QUE PUEDES REALIZAR TUS CONSULTAS EN EL CORREO PROFBARBARASCQ@GMAIL.COM, YO RESPONDERÉ LOS DÍAS MARTES 18:00 A 19:00HRS Y LOS DÍAS VIERNES DE 11:30 A 12:30HRS.

Orientaciones para EVALUACION ON LINE:

Ingresa a la página web:

www.puntajenacional.cl

Curso IV°MEDIO → QUÍMICA

Evaluación ensayo: Nombre de la evaluación: EVALUACIÓN FORMATIVA N°1

Evaluación ID # 1654995 Tiempo estimado: (40 Minutos)

SÍNTESIS DE ÁCIDOS Y BASES

Comportamiento de ácidos y bases

Aspecto	Comportamiento Ácido	Comportamiento Base
Sabor	Cítrico, agrio.	Amargo.
Reacción con metal.	Reacciona con algunos metales, desprendiendo hidrógeno gaseoso.	No reacciona con algunos metales.
Reacción con grasas y materia orgánica.	No presenta.	Sí presenta.
Fenolftaleína (Compuesto llamado indicador que cambia de color en presencia de un ácido o una base)	No cambia el color de la fenolftaleína (incoloro)	Cambia el color de la fenolftaleína a fucsia.

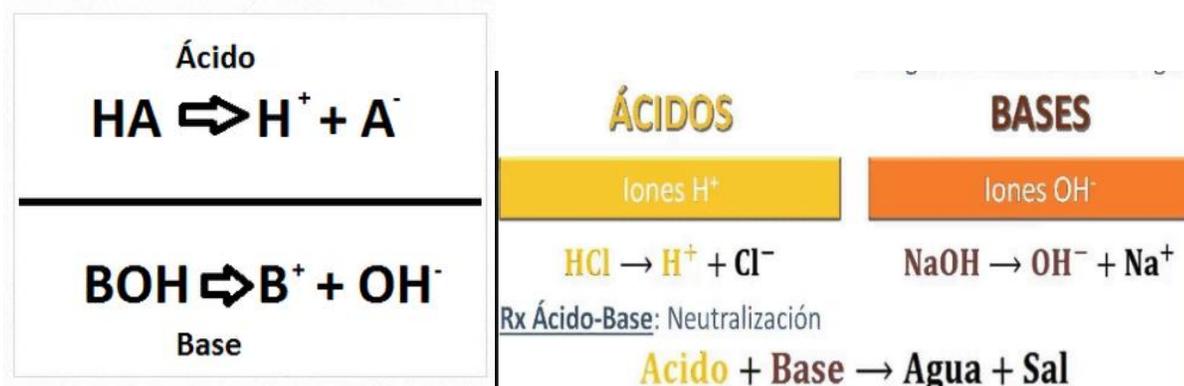
TEORÍAS ÁCIDO BASE

TEORÍA DE ARRHENIUS

Svante Arrhenius, un científico sueco, realizó importantes descubrimientos en química, sobre todo relacionado con las disociaciones de compuestos en disolución acuosa (lo que le valió ser galardonado con el Premio Nobel de Química en 1903). Dentro de lo más importante que formuló este químico se encuentra su Teoría ácido-base, la cual se verá aquí muy superficialmente, tan solo dando las conclusiones de su estudio.

Según Svante, un **ácido** era aquella sustancia química capaz de liberar iones hidrógeno en medio acuoso, mientras que una **base** era aquella sustancia química capaz de dejar iones hidroxilos en disolución acuosa. Esta definición tenía ciertas limitantes, como las que se ennumeran a continuación:

1. Esta teoría es válida únicamente en medio acuoso, ya que en otro solvente no necesariamente ocurre tal cual.
2. Esta teoría no considera a los ácidos no-proticos, los cuales se ven incapaces de liberar iones hidrógenos, ni a las bases deshidroxiladas, incapaces de liberar iones hidroxilos



TEORÍA DE BÖNSTED-LOWRY

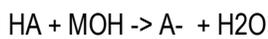
En 1923, Bronsted y Lowry propusieron de modo independiente una teoría para explicar el comportamiento ácido-base de las sustancias, en la que los ácidos son dadores de protones mientras que las bases son aceptores de protones.

Un ácido es aquella sustancia que cede protones (iones H^+).
Una base es aquella sustancia que acepta protones.

Se puede concluir entonces que la **transferencia de protones** requiere la presencia de un donador de protones, es decir un ácido y de una base que los acepte. Esta nueva teoría, a diferencia de la teoría de Arrhenius no requiere la presencia de agua como solvente, sino que incluye cualquier tipo de disolvente, por lo que se pueden explicar reacciones ácido-base entre gases y las abundantes sustancias con comportamiento ácidos o básico en ausencia de agua.

Qué es un ácido conjugado y una base conjugada?

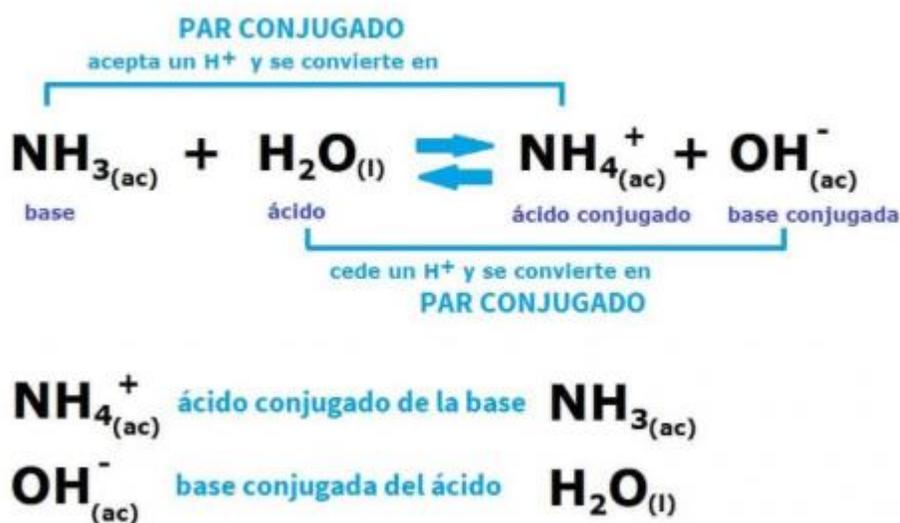
Cuando un ácido cede un protón, se convierte en un anión:



Es decir que A⁻, pudiendo aceptar un H⁺, y volver a formar el ácido, tiene comportamiento básico (recordemos que una base es una sustancia que acepta H⁺). Dado que A⁻ está relacionado con el ácido inicial HA, se dice que A⁻ es la base conjugada del ácido. Análogamente, una base que acepta un H⁺ se convierte en su ácido conjugado, ya que podrá perder el proton para volver a convertirse en una base.

*El ácido conjugado de la base, es el que se forma cuando la base recibe un H⁺
La base conjugada del ácido, es la base formada cuando el ácido cede un H⁺.*

Este tipo de reacciones ácidos-bases son denominadas reacciones de neutralización en la teoría de Brønsted –Lowry.



Nota: el comportamiento ácido del agua se manifiesta en este caso por la presencia de NH₃

TEORÍA DE LEWIS

Era el 1938 cuando Gilbert Lewis propuso la teoría que lleva su nombre (Teoría de Lewis). La Teoría de Lewis para la definición de ácidos y bases amplió el concepto propuesto por la teoría Brønsted-Lowry, que aunque era aceptable, excluía algunas sustancias que no entraban en su definición.

La teoría de Lewis considera ácido a toda especie química que pueda **aceptar un par de electrones**, mientras una base sería toda especie química que sea capaz de ceder un par de electrones.

Según Lewis una reacción de neutralización, es una reacción de transferencia electrónica en la que una sustancia con espacio para alojar electrones, acepta un par de electrones de una base de Lewis. Un ejemplo de ácido de Lewis es el BF₃, mientras un ejemplo de base es el amoníaco (NH₃).

