



USAC
TRICENTENARIA
Universidad de San Carlos de Guatemala



MANUAL DE Guías de Estudio Química

I PARTE

Imagen tomada de <https://pixabay.com/es/>



Universidad de San Carlos de Guatemala
Facultad de Ciencias Médicas, CUM
Unidad Didáctica Química, Primer Año



Manual de Guías de Estudio Química 2024 I Parte



Semanas 1 a 13



Nombre: _____

Número de Carné: _____

Docente _____

Día y hora de Clase: _____



El contenido de este material está sujeto a una licencia de Creative Commons (CC BY-NC-ND 4.0) del tipo “Attribution-Noncommercial-NoDerivatives 4.0 International” bajo los siguientes términos.



Atribución: debe otorgar el crédito correspondiente, proporcionar un enlace a la licencia e indicar si se realizaron cambios. Puede hacerlo de cualquier manera razonable, pero no de ninguna manera que sugiera que el licenciante lo respalda a usted o su uso.



No comercial: no puede utilizar el material con fines comerciales.



Sin derivados: si remezcla, transforma o construye sobre el material, no puede distribuir el material modificado.

Sin restricciones adicionales: no puede aplicar términos legales o medidas tecnológicas que restrinjan legalmente a otros de hacer cualquier cosa que permita la licencia. Para más información acerca de la licencia de uso de este documento, visite <https://creativecommons.org/licenses/by-nc-nd/4.0/>



Introducción

Los docentes de la Unidad Didáctica de Química de la Facultad de Ciencias Médicas de la Universidad de San Carlos de Guatemala hemos preparado estas Guías de Estudio para que los estudiantes repasen los contenidos de Química General e Inorgánica. Encontrarán en este manual 13 Guías de Estudio identificadas con el número de Semana al cuál corresponden.

Es nuestra mejor intención acompañarlos y facilitarles las herramientas necesarias para abordar el curso de Química; estaremos ayudándolos a aclarar dudas en la resolución de los ejercicios propuestos con el fin de que puedan incorporar los nuevos conocimientos.

Recomendamos elaborar los ejercicios de manera individual antes de la clase, así como asistir a clases y expresar todas las dudas al docente.

Índice

Guías de estudio | Química

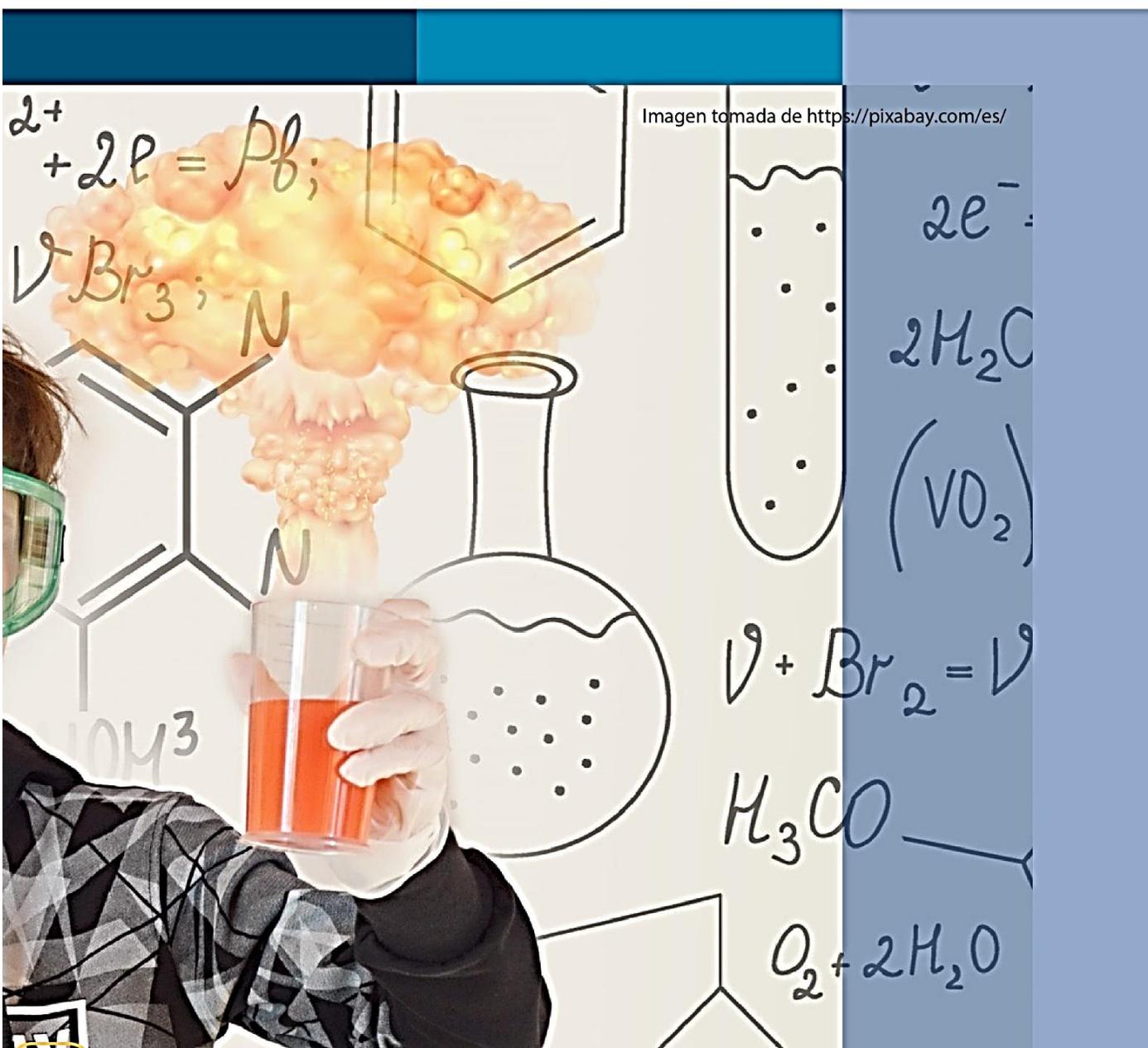
Introducción	4
Índice	5
Semana 1	7
Semana 2	28
Semana 3	39
Semana 4	50
Semana 5	58
Semana 6	68
Semana 7	75
Semana 8	93
Semana 9	107
Semana 10	117
Semana 11	129
Semana 12	138
Semana 13	150





Estructura Atómica y Tabla Periódica

Elaborado por: Lic. José León Castillo Arroyave



Semana 1

ESTRUCTURA ATÓMICA Y TABLA PERIÓDICA

Elaborado por: José León Castillo Arroyave

1. Enlaza cada ítem con su definición correcta

- | | | |
|--|-----|--|
| a. Subniveles de energía | () | Centro de un átomo, extremadamente denso y compacto, que contiene los protones y neutrones. |
| b. Electrones de Valencia | () | Electrones que se encuentran el ultimo nivel energético del átomo. |
| c. Principio de construcción o de aufbau | () | Partícula más pequeña de un elemento que conserva las características de este. |
| d. Núcleo atómico | () | Partícula subatómica neutra que tiene una masa de 1.008 uma y se encuentra en el núcleo del átomo. |
| e. Protón | () | Momento angular intrínseco de las partículas elementales. |
| f. Isótopo | () | Grupo de orbitales de igual energía dentro de los niveles de energía principales. |
| g. Átomo | () | Partícula subatómica con carga negativa y se encuentra en los orbitales alrededor del núcleo. |
| h. Spin | () | Región alrededor del núcleo donde, es más probable encontrar los electrones de cierta energía |
| i. Neutrón | () | Átomo que difiere solo en número de masa de otro átomo del mismo elemento |
| j. Orbital | () | Principio que establece que en estado fundamental los electrones completan los subniveles de menor energía y luego las de mayor energía. |
| k. Electrón | () | Partícula subatómica con carga positiva que tiene una masa de 1.007 uma y se encuentra en el núcleo del átomo |



2. Indique si los siguientes enunciados son verdaderos (V) o falsos (F) de ser falsos, escriba lo correcto.

Enunciado	V/F
a. Un protón y un electrón tienen la misma masa, pero cargas opuestas	
b. La masa de un electrón es considerablemente mayor que la de un neutrón	
c. Una unidad de masa atómica (uma) es una unidad de masa	
d. Una unidad de masa atómica es igual a 1 gramo	
e. Los protones y neutrones de un átomo se encuentran en el núcleo	
f. Los electrones de un átomo se encuentran en el espacio alrededor del núcleo	
g. Todos los átomos del mismo elemento tienen el mismo número de electrones	
h. Los electrones en los átomos se encuentran girando en orbitas como los planetas alrededor del sol.	
i. En los átomos los electrones son atraídos por los protones	
j. Los electrones se encuentran todos en el mismo orbital	
k. El modelo de Thomson es el que se utiliza actualmente para describir los átomos actualmente.	
l. El modelo de Rutherford tiene el inconveniente que los electrones emitirían un campo magnético constante, por ende su energía disminuirá en el tiempo.	
m. El tamaño de un átomo es aproximadamente el tamaño de su núcleo	
n. El número de masa de un átomo es la suma de su número de protones y neutrones y electrones en un átomo	
o. Para la mayoría de los átomos, su número de masa es la misma que su número atómico	
p. Los tres isótopos del hidrógeno se diferencian únicamente en el número de neutrones en el núcleo	

q. Todos los isótopos de un elemento tienen el mismo número de electrones	
r. Los pesos atómicos de la mayoría de los elementos son números enteros	
s. Los no metales se encuentran en la parte superior de la Tabla Periódica, los metaloides en el centro, y metales en la parte inferior	
t. Los 118 elementos descubiertos se pueden encontrar en la naturaleza	
u. Los elementos más electronegativos se encuentran en el grupo A1	
v. Todos los periodos en la tabla periódica tienen la misma cantidad de elementos	
w. El elemento de menor radio atómico es el hidrogeno	
x. Una fila horizontal en la Tabla Periódica es llamada grupo	
y. Los halógenos son los elementos del grupo VIIA	
z. Decir que la “energía está cuantizada” es lo mismo que decir que sólo ciertos valores de energía son permitidos	
aa. Bohr descubrió que la energía de un electrón en un átomo está cuantizada	
bb. Cada nivel de energía alrededor del núcleo puede tener como máximo 2 electrones	
cc. Un electrón en un orbital 1s está más cerca del núcleo que un electrón en un orbital 2s	
dd. Un electrón en un orbital 2s es más difícil removerlo de un átomo que un electrón en un orbital 1s	
ee. Un orbital s tiene forma esférica, con el núcleo en el centro de la esfera	
ff. La forma geométrica de los orbitales p es la de dos esferas achatadas con el núcleo en la parte central	
gg. Los tres orbitales 2p en un átomo están alineados paralelos entre sí.	
hh. Un diagrama orbital tiene todos los electrones de átomo con sus espines alineados	

En el siguiente esquema de la Tabla Periódica, coloree de verde los metales, amarillo los metaloides y de azul los no metales.

3. Indique en las dos formas posibles, en qué grupo de la Tabla Periódica están los siguientes elementos:

ELEMENTO	GRUPO	ELEMENTO	GRUPO
Flúor	VII A, 17	Hierro	
Einstenio		Sodio	
Arsénico		Cloro	
Estaño		Boro	
Níquel		Estroncio	
Cerio		Nitrógeno	

4. Indique en qué periodo están cada uno de los siguientes elementos

ELEMENTO	PERIODO	ELEMENTO	PERIODO
Oro	6	Moscovio	
Hidrogeno		Bohrio	
Vanadio		kriptón	
Plata		Yodo	
Cesio		Berilio	
Bismuto		Hafnio	

5. Clasifique cada uno de los siguientes elementos como: representativo, de transición, gas noble o transición interna.

Elemento	Clasificación	Elemento	Clasificación
Rubidio	Transición interna	Oganésón	
Astato		Talio	
Mercurio		Teneso	
Niobio		Torio	
Radio		Berilio	
Litio		Curio	

6. ¿Qué nombre reciben los siguientes grupos de la Tabla Periódica?

IA	VIA
IIA	VIIA
IIIA	Elementos de 57-71
IVA	Elementos de 89 al 103
VA	

Número Atómico y Número de Masa

$$A = \text{Masa Atómica} = \# \text{ protones} + \# \text{ neutrones}$$

$$Z = \text{Número atómico} = \text{número de protones} = \text{número de electrones}$$

Todo átomo es neutro en cuanto a carga eléctrica, porque el número de electrones es igual al número de protones.

7. Complete la siguiente tabla, siga el ejemplo:

Nombre del elemento	Símbolo	Número atómico (Z)	Número de masa (A)	Notación isotópica ()	Número de protones	Número de electrones	Número de neutrones
a. Cloro	Cl	17	36	$^{36}_{17}\text{Cl}$	17	17	19
b.			235				143
c.					43		55
d.		22	48				
e.			13		6		
f.		48					64
g.						17	18

Isotopos

Notación Isotópica:

Los isótopos se pueden representar de las siguientes formas:

<p>NUMERO DE MASA → A</p> <p>NUMERO ATOMICO → Z</p> <p>SIMBOLO DEL ELEMENTO</p> <p>X</p>	<p>NOMBRE DEL ELEMENTO</p> <p>GUION</p> <p>NUMERO DE MASA</p>	<p>SIMBOLO DEL ELEMENTO</p> <p>GUION</p> <p>NUMERO DE MASA</p>
<p>$^{40}_{20}\text{Ca}$</p>	<p>YODO-131</p>	<p>I-131</p>

8. Complete el siguiente cuadro:

	NOTACION ISOTOPICA	PROTONES	ELECTRONES	NEUTRONES
a.	$^{13}_6\text{C}$			

	NOTACION ISOTOPICA	PROTONES	ELECTRONES	NEUTRONES
b.	${}_{19}^{40}\text{K}$			
c.		1		2
d.			55	82
e.	${}_{95}^{241}\text{Am}$			

IONES

9. Escriba la definición de **IÓN**: _____

10. Cuando los átomos ganan electrones adquieren una carga _____ (positiva o negativa) y reciben el nombre de: _____

11. Cuando los átomos pierden electrones adquieren una carga _____ (positiva o negativa) y reciben el nombre: _____

12. Complete el siguiente cuadro:

	Ion	Numero de protones	Número de electrones	¿Cuántos electrones ganó o perdió?	Catión / Anión	nombre del catión o anión
a.	Cu^{+2}				Catión	
b.	S^{-2}					
c.		13		3 e ⁻ perdidos		
d.	In^{-5}			5 e ganados		
e.	Fr^{+1}					
f.	U^{+6}					
g.	Be^{+2}					
h.		35		1 ganado		

13. Indique en el siguiente cuadro el **METAL** y el **ION POLIATÓMICO** presente en el compuesto, utilice la tabla 5.7 "Nombres y fórmulas de algunos iones poliatómicos comunes" de su libro de texto.

	COMPUESTO	METAL	NOMBRE DEL ION POLIATÓMICO PRESENTE EN EL COMPUESTO	FORMULA DE ION POLIATÓMICO
Ej.	Na ₂ SO ₃	Sodio	Sulfito	SO ₃ ⁻²
a.		Litio	Fosfito	
b.	KClO ₄			
c.		Na	Sulfato	
d.		Litio	Perclorato	
e.	Ca(OH) ₂			OH ⁻¹
f.		Mg		CO ₃ ⁻²
g.		K	Nitrito	

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

14. Indique el número máximo de electrones por Nivel de energía y subniveles.

NIVELES ENERGÉTICOS (n)	NÚMERO MÁXIMO DE ELECTRONES (2n ²)
1	
2	
3	
4	
5	
6	
7	

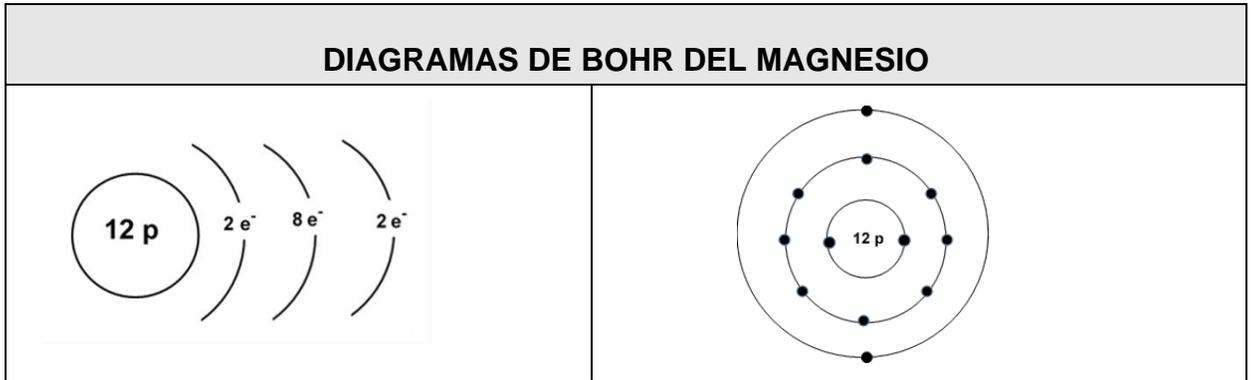
15. Escriba la configuración electrónica de los átomos o iones en el siguiente cuadro, utilizando la "Regla de la diagonal"

subnivel	NUMERO MAXIMO DE ELECTRONES
<i>s</i>	
<i>p</i>	
<i>d</i>	
<i>f</i>	

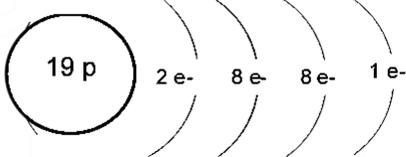
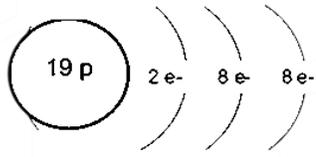
No.	ATOMO ó ION	CONFIGURACIÓN ELECTRONICA SEMIDESARROLLADA	CONFIGURACIÓN ELECTRONICA ABREVIADA
Ej:	Mg	1s²2s²2p⁶3s²	[Ne]3s²
a.	C⁺⁴		
b.	Br⁻¹		
c.	Li⁺¹		
d.	Ca⁺²		
e.	Cl⁺⁷		
f.	H⁻¹		
g.	Se⁻²		
h.	I⁺³		
i.	As⁻³		
j.	Si⁻⁴		

Diagrama de Bohr

El diagrama de Bohr del átomo de un elemento representa números específicos de electrones en niveles de energía definidos. Ejemplos:



16. Complete la siguiente tabla con lo solicitado, siga el ejemplo:

No.	ATOMO	DIAGRAMA DE BOHR	ION	DIAGRAMA DE BOHR
Ejemplo	K		K⁺	
		CONFIGURACION ELECTRONICA $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$		CONFIGURACION ELECTRONICA $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
a.	B		Li⁺¹	
		CONFIGURACION ELECTRONICA:		CONFIGURACION ELECTRONICA:

No.	ATOMO	DIAGRAMA DE BOHR	ION	DIAGRAMA DE BOHR
b.	P		P⁺⁵	
		CONFIGURACION ELECTRONICA:		CONFIGURACION ELECTRONICA:
c.	Mg		I	
		CONFIGURACION ELECTRONICA:		CONFIGURACION ELECTRONICA:
d.	C		C⁻⁴	
		CONFIGURACION ELECTRONICA:		CONFIGURACION ELECTRONICA:
e.	Ne		Se	
		CONFIGURACION ELECTRONICA		CONFIGURACION ELECTRONICA



Diagrama de Orbitales

17. Complete el siguiente diagrama de de orbitales para cada uno de los elementos.

No.	Elemento	Diagrama de Orbital							
Ejemplo	Si	1s	2s	2p			3s	3p	
		$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow
	C	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>					
		1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z			
	Mg	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>			<input type="text"/>		
		1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z	3s		
	N	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>					
		1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z			
	Ne	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>					
		1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z			
	Si ⁺²	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>			<input type="text"/>		
		1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z	3s		

Aplicación de los conceptos en la salud y el ambiente

18. Lea La química en el ambiente **“Radón en los hogares”**

- Escriba la ecuación de transformación del radio-226 en radón-222
- ¿Por qué el gas radón plantea poco peligro en el exterior?
- ¿Qué sucede si el radón se encuentra bajo una casa o edificio?

D. Escriba la reacción de emisión de partículas alfa del radón en los pulmones.

E. Según la Agencia de Protección Ambiental, ¿cuántas muertes ocasionó el radón en Estados Unidos en el año 2003?

19. Lea la Química en la Salud: “Nombres en latín de elementos de uso clínico”

- A. En medicina, ¿qué elemento se designa con el nombre latino *natrium*?
- B. ¿Cómo se denomina al trastorno generado por aumento del sodio sérico?
- C. ¿Cómo se denomina a una disminución del sodio sérico?
- D. ¿Cuál es el nombre latino para el potasio?
- E. ¿Cuál es el electrolito más común en el interior de las células?
- F. ¿Qué regula el potasio en el organismo?
- G. ¿Qué mide el potasio sérico?

ELABORE UN MAPA CONCEPTUAL DE LOS TEMAS DE LA SEMANA.



NOMENCLATURA

ESTUDIO EN CASA: Revise y estudie por su cuenta el siguiente Documento y realice los ejercicios que se encuentran al final.

DOCUMENTO DE APOYO “CONOCIMIENTOS BASICOS SOBRE NOMENCLATURA

Unidad Didáctica de Química, Facultad de Ciencias
Médicas, USAC, 2021

Cada ciencia tiene su terminología propia y la nomenclatura es parte del lenguaje de la química. Se entiende por **nomenclatura** a una serie de normas o recomendaciones que se propone utilizar para dar el nombre de un compuesto químico. Existen varios sistemas de nomenclatura para nombrar un mismo compuesto y las reglas varían en cada uno.

En muchos casos el conocer un nombre o reconocer una fórmula, nos ayuda a comprender las propiedades y el riesgo en la utilización de un compuesto. Por ejemplo: H_2SO_4 , ácido sulfúrico. Este compuesto va a corroer metales, acidificar el agua o causar quemaduras o lesiones si se derrama en la piel.

El propósito de este documento es unificar algunos criterios para nombrar los compuestos químicos más utilizados en las prácticas de laboratorio de química que se realizarán durante el año. Se hará énfasis primordialmente en estos compuestos, pues se desea que, al ser utilizados en las prácticas, puedan relacionar los nombres con las fórmulas y viceversa.

Se recomienda leer este tema en la **sección 5.3** Nomenclatura y escritura de fórmulas iónicas y **sección 5.6** Nomenclatura y escritura de fórmulas covalentes del libro de texto, Timberlake Karen, Wade G. Leroy G., Klug William S., Cummings Michael R., Spencer Charlotte A., Palladino Michel A. YP. QUIMICA. Pearson, editor. México; 2018

SÍMBOLOS DE LOS ELEMENTOS

Estos representan a los elementos. Generalmente las letras coinciden con el nombre del elemento, por ejemplo: N: nitrógeno; Al: aluminio.

En algunos casos no coinciden los símbolos con los nombres, pues se utilizan los nombres en latín, por ejemplo: Na: Natrium = Sodio; S: Sulfur = azufre.

Los símbolos de los elementos se representan por una letra mayúscula o bien la primera mayúscula y las otras minúsculas Ej: H: Hidrógeno; He: Helio; Unp: unilcuadio.

FÓRMULAS QUÍMICAS

Son formas simbólicas que representan la combinación de los diferentes elementos en un compuesto. Se utilizan los símbolos de los elementos que lo forman y subíndices al pie del símbolo, que indican cuántos átomos hay de un mismo elemento en el compuesto. Por ejemplo: $C_6H_{12}O_6$ = glucosa, H_2SO_4 : ácido sulfúrico.

SISTEMAS DE NOMENCLATURA QUÍMICA

Aunque existen muchas propuestas para nombrar a los compuestos químicos, se ha generalizado más el uso de los siguientes sistemas:

a) SISTEMA STOCK:

Utiliza números romanos, escritos dentro de paréntesis al final del nombre para indicar el número o estado de oxidación* del elemento menos electronegativo** en un compuesto.

b) SISTEMA ESTEQUIOMÉTRICO:

Utiliza prefijos “mono, di, tri, tetra, penta, en el nombre para indicar el número de veces, que está contenido el elemento o el ion poliatómico dentro de un compuesto. Los prefijos usados coinciden con los subíndices en la fórmula.

c) SISTEMA CLÁSICO O FUNCIONAL:

- Cuando el elemento tiene un solo número de oxidación se añade la terminación –ico(sódico, potásico), también se admite decir (de sodio, de potasio).
- Si el elemento tiene dos números de oxidación, se añade la terminación –oso si actúa con el menor número de oxidación e –ico si actúa con el mayor número de oxidación.
- Cuando el elemento tiene más de dos números de oxidación, usa sufijos “oso” é “ico” y prefijos como “hipo” y “per” en el nombre para indicar el número o estado de oxidación*, del elemento menos electronegativo** en el compuesto que generalmente es un metal, en el caso de sales haloideas, hidruros é hidróxidos.
- En el caso de compuestos ternarios como oxácidos y oxisales, los prefijos y sufijos, indican el número o estado de oxidación del elemento que aparece en medio de la fórmula, el cual puede ser un no metal, que no necesariamente es el menos electronegativo de los que aparecen en la fórmula.

Nota:

* Existen normas para determinar los números o estado de oxidación de los elementos en los compuestos.

** Los valores de electronegatividad de cada elemento se encuentran en la Tabla Periódica.

NUMERO DE OXIDACIÓN DEL ELEMENTO	PREFIJO del nombre del compuesto	SUFIJO del nombre del compuesto
1 ó 2	Hipo	OSO
3 ó 4	----	OSO
5 ó 6	----	ICO
7	Per	ICO



NOMENCLATURA DE LAS SUSTANCIAS NO COMBINADAS O COMBINADAS CON ELLAS MISMAS. Si un elemento no se halla combinado o bien ésta combinado con el mismo, recibe simplemente el nombre de ese elemento. *Por ejemplo: Fe: Hierro Ag: plata H₂: Hidrógeno O₂: Oxígeno I₂: Yodo.*

CLASIFICACIÓN DE LAS SUSTANCIAS INORGÁNICAS.

Las sustancias inorgánicas se clasifican, para su nomenclatura, de acuerdo con el número de átomos diferentes que posea, de acuerdo a lo siguiente:

- I. Binarios: dos átomos diferentes como HCl, H₂O, CH₄, CaO,
- II. Ternarios: tres átomos diferentes como NaOH, H₂SO₄, KClO₃.
- III. Cuaternarios: poseen cuatro átomos diferentes como NaHCO₃, K₂HPO₄

I. COMPUESTOS BINARIOS

A. Combinación de los Átomos de Elementos con el Oxígeno

a) **ÓXIDOS:** si se une un metal con oxígeno.

<i>Ejemplo:</i>	SISTEMA CLÁSICO	SISTEMA ESTEQUIOMÉTRICO	SISTEMA STOCK
Hg₂O	<i>Oxido mercuroso</i>	<i>Monóxido de dimercurio</i>	<i>Oxido de mercurio (I)</i>
HgO	<i>Oxido mercúrico</i>	<i>Monóxido de mercurio</i>	<i>Óxido de mercurio (II)</i>
MnO₂	<i>Oxido manganeso</i>	<i>Dióxido de manganeso</i>	<i>Oxido de Manganeso (IV)</i>
Na₂O	<i>Oxido de sodio</i>	N.A. = No aplica	N.A.
K₂O	<i>Oxido de potasio</i>	N.A.	N.A.
CaO	<i>Oxido de calcio</i>	N.A.	N.A.

Nota: Los metales alcalinos, alcalinotérreos y el aluminio por tener solo un número de oxidación solo utilizan el sistema Clásico

b) **ANHÍDRIDOS:** si se une un No metal con oxígeno. Si se usa el sistema clásico de nomenclatura, en otros sistemas de nomenclatura se les llama óxidos.

<i>Ejemplo</i>	SISTEMA CLÁSICO	SISTEMA ESTEQUIOMÉTRICO	SISTEMA STOCK
CO₂	<i>Anhídrido carbónico</i>	<i>Dióxido de carbono</i>	<i>Oxido de carbono (IV)</i>
SO₃	<i>Anhídrido sulfúrico</i>	<i>Trióxido de azufre</i>	<i>Óxido de azufre (VI)</i>

c) **PERÓXIDOS:** En el agua ordinaria, H₂O, el número de oxidación del oxígeno es -2. En el agua oxigenada ó peróxido de hidrógeno, H₂O₂, el número de oxidación del oxígeno es -1. El ion O₂ se llama ion peróxido. Los peróxidos resultan de sustituir los dos hidrógenos del agua oxigenada por elementos metálicos. Se nombran con la palabra peróxido seguida del correspondiente metal.

<i>Ejemplo:</i>	SISTEMA CLÁSICO
H₂O₂	<i>Peróxido de hidrógeno</i>
Na₂O₂	<i>Peróxido de sodio</i>
BaO₂	<i>Peróxido de bario</i>

B. Compuestos binarios con Hidrogeno y un no metal (Hidruros no metálicos):

Sus soluciones se conocen como Hidrácidos, se nombran anteponiendo la palabra **ÁCIDO** y a continuación el nombre del no metal contraído y terminado en “hídrico”.

<i>Ejemplo</i>	SISTEMA CLÁSICO en solución	SISTEMA CLÁSICO Como gas
HCl	Ácido clorhídrico	Cloruro de hidrógeno
HBr	Ácido bromhídrico	Bromuro de hidrógeno
H₂S	Ácido sulfhídrico	Sulfuro de hidrógeno

Algunos hidruros de los no metales reciben nombres especiales

<i>Ejemplo</i>	SISTEMA CLÁSICO	SISTEMA ESTEQUIOMETRICO
NH₃	Amoníaco	Azano
PH₃	Fosfina	Fosfano
H₂O	Agua	Oxidano

NOTA: Como un caso especial, en las prácticas de laboratorio se utilizan mucho las soluciones de NH₃ “amoníaco”, este compuesto no posee carácter ácido sino al contrario sus soluciones son básicas.

C. Compuestos Binarios con Hidrógeno y un Metal (Hidruros metálicos):

El símbolo del metal siempre va delante del hidrógeno utilizando un número de oxidación positivo mientras que el hidrógeno siempre utiliza como número de oxidación el -1.

<i>Ejemplo:</i>	SISTEMA CLASICO	SISTEMA ESTEQUIOMETRICO	SISTEMA STOCK
NaH	Hidruro de sodio	Monohidruro de sodio	Hidruro de sodio (I)
CaH₂	Hidruro de calcio	Dihidruro de calcio	Hidruro de calcio (II)
AlH₃	Hidruro de aluminio	Trihidruro de aluminio	Hidruro de aluminio (III)
PbH₄	Hidruro plúmbico	Tetrahidruro de plomo	Hidruro de plomo (IV)

D. Compuestos Binarios sin Oxígeno y sin Hidrogeno:

También conocidas como “SALES HALOIDEAS”, contienen un metal y un no metal. Se nombran haciendo terminar en “URO”, el nombre del no metal y a continuación se da el nombre del metal.

<i>Ejemplo:</i>	SISTEMA CLÁSICO	SISTEMA ESTEQUIOMÉTRICO	SISTEMA STOCK
FeCl₃	Cloruro férrico	Tricloruro de hierro	Cloruro de hierro (III)
AuCl₃	Cloruro de oro o cloruro aúrico*	Tricloruro de oro	Cloruro de oro (III)
AlCl₃	Cloruro de aluminio	Tricloruro de aluminio	N.A.
NaCl	Cloruro de sodio	N.A. (No aplica)	N.A.
ZnCl₂	Cloruro de zinc	N.A.	N.A.

BaCl₂	Cloruro de Bario	N.A.	N.A.
KI	Yoduro de potasio	N.A.	N.A.
BaS	Sulfuro de Bario	N.A.	N.A.

* Cloruro áurico (La nomenclatura común usa áurico, debido a que oro en latín es “aurum”)

II. COMPUESTOS TERNARIOS

Como su nombre lo indica, son compuestos formados por la combinación de tres elementos diferentes. Se considerarán tres tipos de compuestos ternarios:

- a) **HIDRÓXIDOS**: Poseen la fórmula general: **M(OH)_n**. Para nombrarlos se pone la palabra hidróxido y a continuación, el nombre del metal.

<i>Ejemplo</i>	SISTEMA CLÁSICO	SISTEMA ESTEQUIOMÉTRICO	SISTEMA STOCK
Fe(OH)₃	Hidróxido férrico	Trihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro (III)
Sn(OH)₄	Hidróxido estañico	Tetrahidróxido de estaño	Hidróxido de estaño (IV)
NaOH	Hidróxido de sodio	N.A. (No aplica)	N.A.
KOH	Hidróxido de potasio	N.A.	N.A.
NH₄OH	Hidróxido de amonio	N.A.	N.A.
Ca(OH)₂	Hidróxido de calcio	N.A.	N.A.
Al(OH)₃	Hidróxido de aluminio	N.A.	N.A.

Nota: Los metales alcalinos, alcalinotérreos y el aluminio por tener solo un número de oxidación solo utiliza el sistema Clásico. Así mismo el ion amonio NH₄⁺ con carga +1

- b) **OXÁCIDOS**: Poseen la fórmula general: **HYO** (H: Hidrógeno, Y: no metal, O: oxígeno). Para nombrarlos, se antepone la palabra “ácido” y a continuación el nombre del no metal contraído y terminado en “ico”, o bien en “oso” (Los más usados en las prácticas terminan en “ico”). También pueden usarse los prefijos “hipo” y “per”, de acuerdo con la tabla mencionada anteriormente.

<i>Ejemplo</i>	SISTEMA CLÁSICO
HNO₃	Ácido nítrico
H₂SO₄	Ácido sulfúrico
H₂CO₃	Ácido carbónico
H₃BO₃	Ácido bórico
HCIO₄	Ácido perclórico

- c) **OXISALES**: Poseen la fórmula general: **MYO** (M: metal, Y: no metal, O: oxígeno). Se forman cuando los Hidrógenos de los oxácidos se sustituyen por metales. Para darles nombres se sustituye la terminación “ico” por “ato” al nombre del ácido que las originó ó bien, se sustituye la terminación “oso” por “ito” y a continuación se da el nombre del metal. Las de uso más común en las prácticas de laboratorio terminan en “ato”.

<i>Ejemplo</i>	SISTEMA CLÁSICO	SISTEMA ESTEQUIOMÉTRICO	SISTEMA STOCK
Pb(NO₃)₂	Nitrato plumboso*	Dinitrato de plomo	Nitrato de plomo (II)
Hg(NO₃)₂	Nitrato mercúrico	Dinitrato de mercurio	Nitrato de mercurio (II)
CuSO₄	Sulfato cúprico	N.A. (No aplica)	Sulfato de cobre (II)
AgNO₃	Nitrato de plata	N.A.	N.A.
Na₂SO₄	Sulfato de sodio	N.A.	N.A.
Na₂CO₃	Carbonato de sodio	N.A.	N.A.
KClO₃	Clorato de potasio	N.A.	N.A.
KMnO₄	Permanganato de potasio	N.A.	N.A.
K₂CrO₄	Cromato de potasio	N.A.	N.A.
K₂Cr₂O₇	Dicromato de potasio	N.A.	N.A.

III. COMPUESTOS CUATERNARIOS

a. OXISALES ÁCIDAS

Poseen la fórmula general: **MHYO** (M: metal. H: Hidrogeno. Y: no metal O: oxígeno).

<i>Ejemplo:</i>	SISTEMA CLÁSICO
NaHCO₃	<i>Carbonato ácido de sodio o bicarbonato de sodio</i>
Na₂HPO₄	<i>Fosfato monoácido de sodio</i>
NaH₂PO₄	<i>Fosfato diácido de sodio</i>
KHSO₄	<i>Sulfato ácido de potasio</i>
K₂HPO₄	<i>Fosfato monoácido de potasio</i>
KH₂PO₄	<i>Fosfato diácido de potasio</i>

Nota: El término ácido, indica la presencia de hidrógeno.

b. SALES DOBLES

Las sales dobles están formadas por un radical inorgánico (como los oxisales) y por dos iones metálicos diferentes.

SALES DOBLES = METAL 1 + METAL 2 +

Ejemplo	Sistema Clásico	Sistema Stock
KNaSO ₄	Sulfato potásico y sódico	Sulfato potasio (I) y sodio (I)
LaCa(NO ₂) ₅	Nitrito lantanico y cadmico	Nitrito lantano (III) y calcio(II)



Elabore los siguientes ejercicios:

1. Nombre los siguientes compuestos:

	COMPUESTO	SISTEMA		
		CLASICO	ESTEQUIOMETICO	STOCK
a.	Mg(OH) ₂			
b.	AgNO ₃			
c.	Li ₂ O ₂			
d.	Al ₂ (CO ₃) ₃			
e.	KClO ₄			
f.	KMnO ₄			
g.	PCl ₅			
h.	Ca ₃ (PO ₄) ₂			
i.	NaNO ₂			
j.	KBrO ₃			

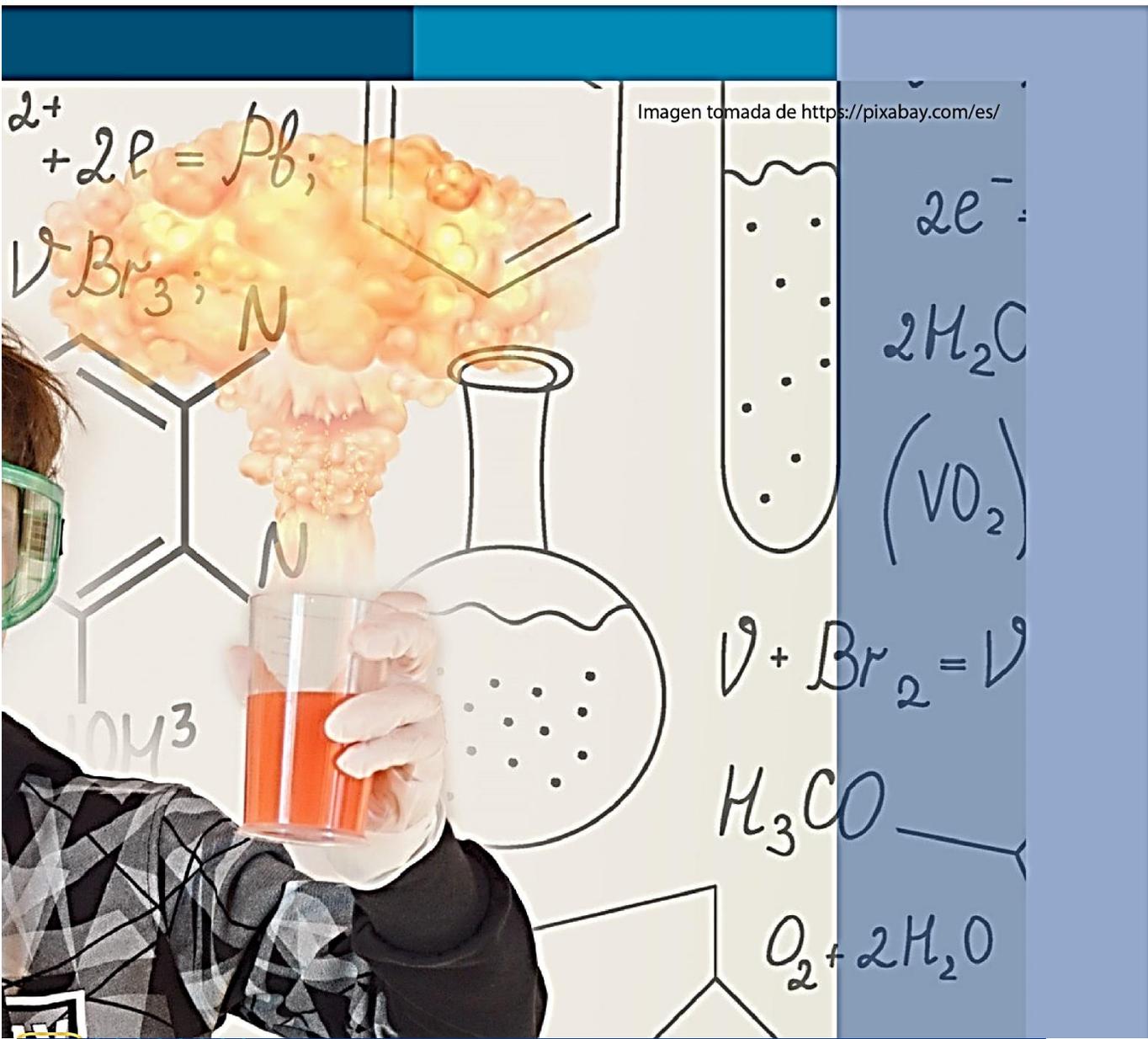
2. Escriba la fórmula que corresponde a los siguientes nombres:

	NOMBRE	FORMULA
a.	Nitrito de plata	
b.	Sulfato de cobre I	
c.	Perclorato de III	
d.	Hidruro de aluminio III	
e.	Permanganato de litio	
f.	hidróxido ferroso	
g.	Sulfito cúprico	
h.	Borato de níquel III	



Uniones y Enlaces Químicos

Elaborado por: Lcda. Bárbara Jannine Toledo Chaves



Semana 2

UNIONES Y ENLACES QUÍMICOS

Elaborado por: Lcda. Bárbara Jannine Toledo Chaves

Lea el capítulo 5 del libro de texto y responda.

Conceptos y Definiciones:

1. Relacione los términos de la columna I con los conceptos y/o definiciones de la columna III, coloque la letra que corresponda en la columna II.

I. Término	II. Corresponde A:	III. Concepto y/o definición
a. Ion		Especie química con carga eléctrica negativa
b. Cation		Unión entre dos átomos cuando comparten tres pares de electrones
c. Anión		Capacidad relativa de un elemento para atraer electrones en un enlace.
d. Enlace iónico		Especie química con carga eléctrica
e. Enlace simple		Unión formada por dos átomos cuando comparten electrones de valencia.
f. Enlace doble		Enlace en el cual los electrones no se comparten equitativamente, diferencia de electronegatividades: $(0.4 < y < 1.8)$
g. Enlace triple		Tendencia de los elementos representativos a reaccionar con otros elementos para alcanzar una configuración electrónica estable, obtener 8 electrones en la capa exterior.
h. Enlace covalente		Símbolos de los elementos en los que se representan con puntos a los electrones de valencia.
i. Enlace covalente coordinado		Unión entre dos átomos cuando comparten un par de electrones.
j. Fuerza de enlace		Enlace en el que los electrones se comparten equitativamente, diferencia de electronegatividades igual a 0.

I. Término	II. Corresponde A:	III. Concepto y/o definición
k. Electronegatividad		Unión formada por dos átomos cuando uno de ellos proporciona un par de electrones para efectuar la unión.
l. Enlace covalente polar		Intensidad de la atracción entre dos o más átomos que establece la unión entre ellos.
m. Enlace covalente no polar (apolar)		Pares de electrones de un átomo que no se comparten al formar un enlace
n. Enlace covalente puro		Es la indicación de las cargas parciales positivas y negativas en un enlace polar, se dibuja con una flecha de la carga positiva a la negativa.
o. Estructura de Lewis		Fuerza de atracción entre cationes y aniones, diferencia de electronegatividades: Mayor a 1.8
p. Pares de electrones libres		Molécula que sólo contiene enlaces no polares o en los que se cancelan los dipolos del enlace
q. Molécula polar		Especie química con carga positiva
r. Molécula no polar		Molécula que contiene enlaces polares con dipolos que no se cancelan.
s. Dipolo, cómo se representa.		Unión entre dos átomos cuando comparten dos pares de electrones
t.		
u. Regla del octeto		Enlace en el que los electrones no se comparten equitativamente, diferencia de electronegatividades: $(0.0 < y < 0.4)$

Explique la diferencia entre:

2. Enlace iónico y enlace covalente polar:
3. Enlace simple, enlace doble y enlace triple:
4. Enlace covalente polar, enlace covalente no-polar y enlace covalente puro:
5. Molécula polar y molécula no polar:

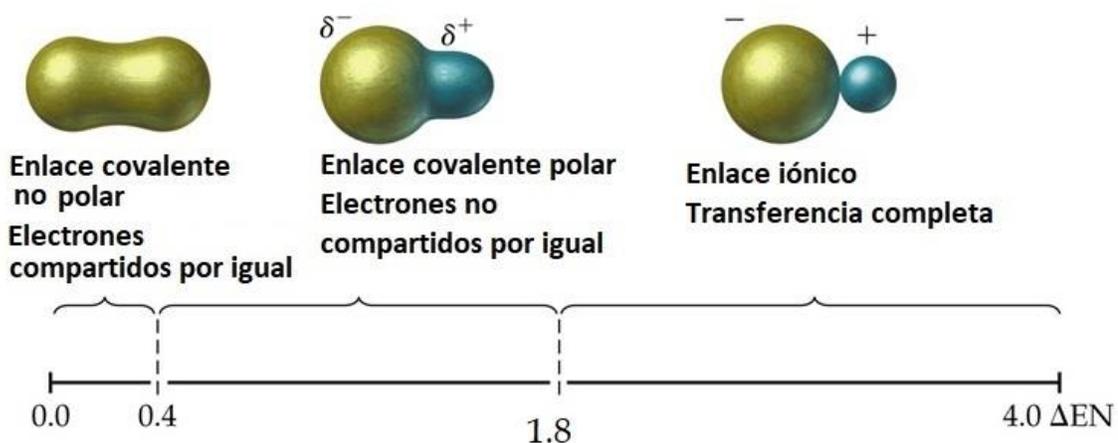


Polaridad de enlace

6. Escriba un signo δ^+ (carga parcial positiva) encima del átomo u átomos que sean relativamente positivos y un signo δ^- (carga parcial negativa) encima del átomo o átomos que sean relativamente negativos en las siguientes moléculas de enlaces covalentes:
- HCl
 - H₂S
 - PCl₅
 - HBr
 - CCl₄
 - PH₃
 - Br₂O

Electronegatividad:

7. Ordene los siguientes grupos de elementos en orden descendente de electronegatividad
- K, Na, H
 - F, Br, Na
 - B, N, F
 - I, Br, Cl
 - C, N, O
8. Según los valores de la diferencia en electronegatividad, ΔEN , complete el cuadro con lo que se le pide. (Recuerde que la diferencia en electronegatividad utiliza valores absolutos)



	Compuesto	Diferencia en electronegatividad (ΔEN)	Electrones *Transferidos *No compartidos por igual *Compartidos por igual	Tipo de enlace *Iónico * Covalente no polar puro *Covalente no polar *Covalente polar	Razón
a.	O ₂				
b.	MgO				
c.	H ₂ S				
d.	KF				
e.	CCl ₄				
f.	CaCl ₂				
g.	AlO ₃				

9. Ordene de mayor a menor intensidad los tipos de enlaces (fuerzas intramoleculares)

- i. Enlace iónico
- ii. Covalente no polar
- iii. Covalente polar

Mayor _____ > _____ > _____ Menor

Estructura de Lewis

10. Escriba la estructura de Lewis para cada uno de los siguientes:

No.	Elemento o ión	Estructura de Lewis	No. De Electrones en la capa externa
a.	Cl (ejemplo)	$:\ddot{\text{Cl}}\cdot$	7
b.	H		
c.	B^{+3}		
d.	C		
e.	N		
f.	O^{-2}		
g.	F		
h.	Ne		
i.	Na^{+}		
j.	S		
k.	Br^{-1}		
l.	As		
m.	Mg^{+2}		
n.	P^{-3}		

11. Escriba la estructura de Lewis para cada uno de los siguientes:

No.	Compuesto Binario	Estructura de Lewis
a.	SO ₂	
b.	CCl ₄	
c.	NH ₃	
d.	AlH ₃	
e.	OCl ₂	
f.	HCl	
g.	CO ₂	

Regla del Octeto

12. Indique el número de electrones que deben perder los átomos de cada uno de los siguientes elementos para obtener una configuración electrónica estable:

No.	Elemento	Número de electrones	Configuración electrónica al perder los electrones	Configuración electrónica de gas noble alcanzada
a.	Be ejemplo	2	1s ²	He
b.	Sr			
c.	Mg			



d.	K			
e.	Rb			
f.	Li			
g.	Na			
h.	Ca			

13. Indique el número de electrones que deben ganar los átomos de cada uno de los siguientes elementos para obtener una configuración electrónica estable:

No.	Elemento	Número de electrones	Configuración electrónica al ganar los electrones	Configuración electrónica de gas noble alcanzada
a.	O Ejemplo	2	$1s^2 2s^2 2p^6$	Ne
b.	Br			
c.	As			
d.	P			
e.	Si			
f.	C			
g.	Cl			

h.	S			
i.	N			
j.	I			

TIPO DE ENLACE POR PARES DE ELECTRONES

14. Explique cómo se forma cada uno de los siguientes tipos de enlace según los pares de electrones compartidos. Dibuje la estructura de Lewis del ejemplo.

a. Enlace simple: H_2O

b. Enlace doble: CO_2

c. Enlace triple: N_2

d. Enlace dativo o coordinado: SO_2

e. Enlace iónico: KCl



Diferencias entre compuestos iónicos y covalentes

15. Haga una comparación de cada una de las siguientes propiedades de los compuestos iónicos y covalentes:

	Propiedad	Compuesto iónico	Compuesto covalente
a.	Estado físico		
b.	Punto de fusión		
c.	Punto de ebullición		
d.	Solubilidad en agua		
e.	Solubilidad e agua		
f.	Solubilidad en solventes no polares		
g.	Conductividad eléctrica cuando están disueltos en agua		

Aplicaciones

16. Complete la siguiente tabla sobre “**ALGUNOS IONES IMPORTANTES EN EL CUERPO**”:

Ion	Localización	Función	Fuente	Resultado de un bajo nivel en el organismo	Resultado de un exceso
Mg ²⁺		Esencial en ciertas enzimas, en los músculos y para el control nervioso		Desorientación, hipertensión, temblores, pulso lento.	
		Principal catión en el hueso, contracción muscular	Leche, yogur, queso, vegetales verdes		Hipercalcemia, músculos relajados, cálculos renales, dolor óseo profundo
Na ⁺			Sal, queso, pepinillos, papas fritas	*Hiponatremia, ansiedad, diarrea, fallo circulatorio, disminución de líquido	
K ⁺	Principal catión en el interior de la célula		Plátanos, zumo de naranja, leche, ciruelas, patatas		
Cl ⁻	Principal anión fuera de la célula		Sal de mesa		Las mismas que el Na ⁺

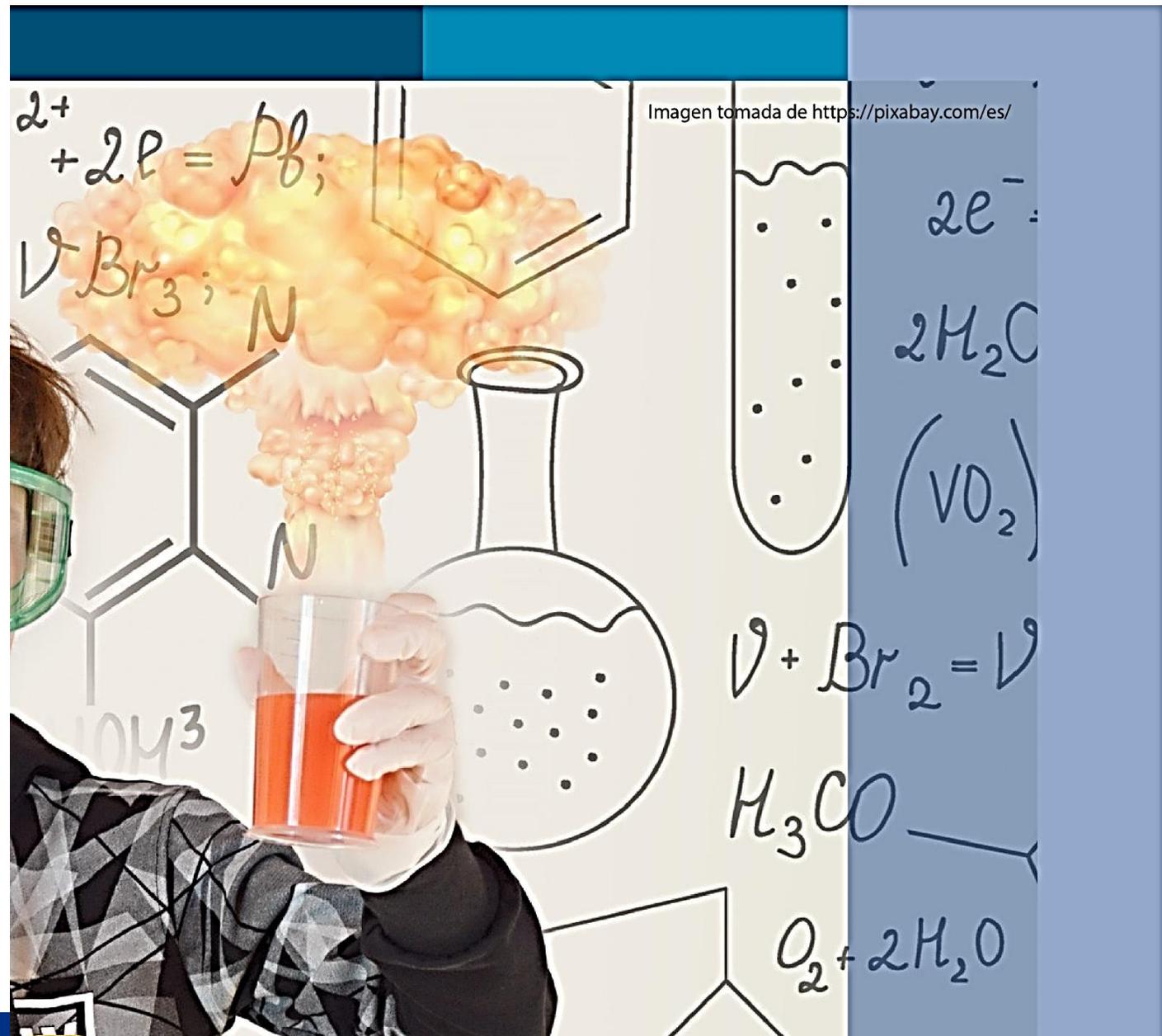
17. Elabore un mapa conceptual con los temas de la semana.





Estructura de Lewis y Fuerzas intermoleculares

Elaborado por: Lcda. Bárbara Jannine Toledo Chaves



Semana 3

ESTRUCTURAS DE LEWIS Y FUERZAS INTERMOLECULARES

Elaborado por: Lcda. Bárbara Jannine Toledo Chaves

Lea el capítulo 5 de su libro de texto y responda.

ESTRUCTURA DE LEWIS

PASOS PARA ESCRIBIR ESTRUCTURAS DE LEWIS:

- Se debe de tratar que todos los átomos cumplan con la regla del octeto (8 electrones en su última capa de valencia).
1. Escribir una estructura base colocando un átomo central. Los átomos centrales más comunes son C, N, P, S y ocasionalmente O, en general es el átomo menos electronegativo. El Hidrógeno nunca puede ser átomo central al igual que los metales.
 2. Sumar los electrones de valencia de cada uno de los átomos que forman la molécula
 3. Colocar los electrones por pares, dentro de la estructura base (ENLACES SIMPLES)
 4. Si el átomo central no completa el octeto con la formación de enlaces de simples, deben formarse ENLACES DOBLES, TRIPLES O COORDINADOS.

1. Complete el siguiente cuadro.

No.	COMPUESTO	TOTAL DE ELECTRONES DE VALENCIA	ESTRUCUTURA DE LEWIS	ENLACES PRESENTES
0	H_3PO_4 (ejemplo)	32		6 simples 1 coordinado

No.	COMPUESTO	TOTAL DE ELECTRONES DE VALENCIA	ESTRUCTURA DE LEWIS	ENLACES PRESENTES
1	H_3BO_3			
2	Na_3BO_3			
3	H_2CO_3			
4	$NaHCO_3$			
5	H_2SO_4			

No.	COMPUESTO	TOTAL DE ELECTRONES DE VALENCIA	ESTRUCTURA DE LEWIS	ENLACES PRESENTES
6	H_2SO_3			
7	SO_4^{-2}			
8	Na_2SO_4			
9	Na_2CO_3			
10	$NaHCO_3$			



No.	COMPUESTO	TOTAL DE ELECTRONES DE VALENCIA	ESTRUCTURA DE LEWIS	ENLACES PRESENTES
11	PO_4^{-3}			
12	HPO_4^{-2}			
13	$H_2PO_4^-$			
14	Na_3PO_4			
15	HNO_3			

No.	COMPUESTO	TOTAL DE ELECTRONES DE VALENCIA	ESTRUCTURA DE LEWIS	ENLACES PRESENTES
16	NO_3^-			
17	$NaNO_3$			
18	$HClO_4$			
19	ClO_4^-			
20	$NaClO_4$			

No.	COMPUESTO	TOTAL DE ELECTRONES DE VALENCIA	ESTRUCTURA DE LEWIS	ENLACES PRESENTES
21	$HClO_3$			
22	$KClO_3$			
23	NH_4^+			

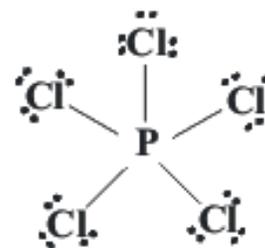
EXCEPCIONES A LA REGLA DEL OCTETO

A. OCTETO EXPANDIDO:

Cuando hay más de ocho electrones alrededor del átomo central. Esto ocurre cuando el átomo central no metálico es del tercer periodo o superior de la tabla periódica.

Ejemplo:

PCl_5 donde el fósforo cuenta con diez electrones de valencia en su capa exterior.



B. OCTETO INCOMPLETO:

Cuando hay menos de ocho electrones alrededor del átomo central.

Se da con mayor frecuencia en compuestos del Boro y Berilio.

Ejemplo:

BeCl₂ donde al berilio le quedan 4 electrones de valencia alrededor.



©pediabay.com

2. Use Estructuras de Lewis o Electrón Punto para resolver el siguiente cuadro:

No.	COMPUESTO	TOTAL DE ELECTRONES DE VALENCIA	ESTRUCTURA DE LEWIS	ENLACES PRESENTES	OCTETO: EXPANDIDO INCOMPLETO
a.	PCl ₅				
b.	NO				
c.	H ₃ BO ₃				
d.	SF ₆				
e.	BCl ₃				
f.	BeCl ₂				
g.	ClO ₂				

FUERZAS INTERMOLECULARES

Son llamadas también FUERZAS DE VAN DER WAALS, son las fuerzas que atraen una molécula con otra. Son más débiles que las fuerzas intramoleculares, pero contribuyen a determinar las propiedades físicas de las sustancias moleculares.

Las fuerzas intermoleculares son: dipolo-dipolo, puentes o enlaces de hidrógeno y fuerzas de dispersión o de London.

Las fuerzas de London son “universales”, en el sentido de que están presentes en todas las moléculas independientemente de su identidad química; pero se manifiestan exclusivamente entre las moléculas no polares.

3. ¿Qué es lo que permite a las moléculas de gas separarse fácilmente unas de otras?

4. ¿Entre qué tipo de moléculas se producen atracciones dipolo-dipolo?

5. ¿Cuál es la distribución de carga en la molécula de HF para que se produzcan interacciones dipolo-dipolo?

6. Las interacciones dipolo-dipolo de *puentes de hidrógeno* se producen cuando se une un átomo de hidrógeno con un átomo altamente electronegativo como:

a _____ b _____ c _____

7. Escriba cómo se forma un puente de hidrógeno entre moléculas de fluoruro de hidrógeno (HF)

8. ¿Qué nombre reciben las fuerzas de atracción muy débiles que se forman entre moléculas no polares?

9. Ordene de mayor a menor intensidad las fuerzas intermoleculares

- a) Fuerzas de dispersión
- b) Puentes de hidrógeno
- c) Atracciones dipolo-dipolo

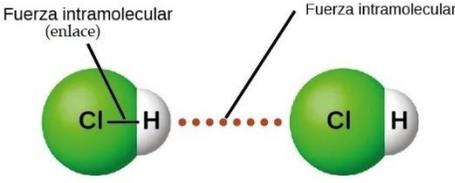
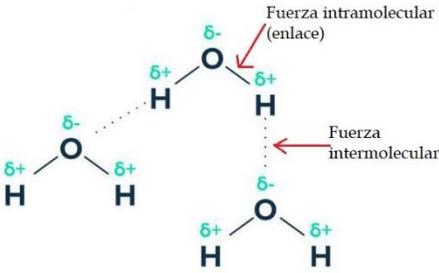
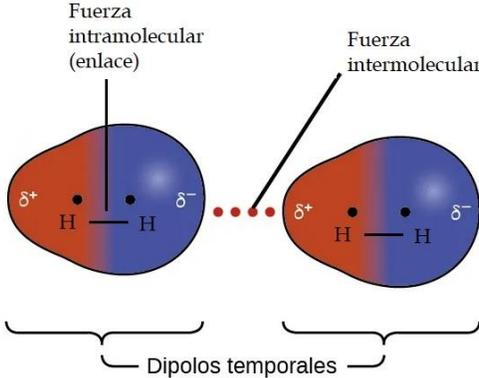
Mayor _____ > _____ > _____ Menor

10. Complete el siguiente cuadro según lo que se le pide

No.	COMPUESTO O ELEMENTO DIATÓMICO	ENLACE: Covalente polar Covalente apolar	PRINCIPAL FUERZA INTERMOLECULAR PRESENTE
a.	Cl ₂		
b.	HI		
c.	HBr		
d.	H ₂ O		
e.	Br ₂		
f.	H ₂ S		
g.	HF		



11. Indique qué tipo de fuerza intramolecular(enlace) e intermolecular es la que se señala en cada imagen.

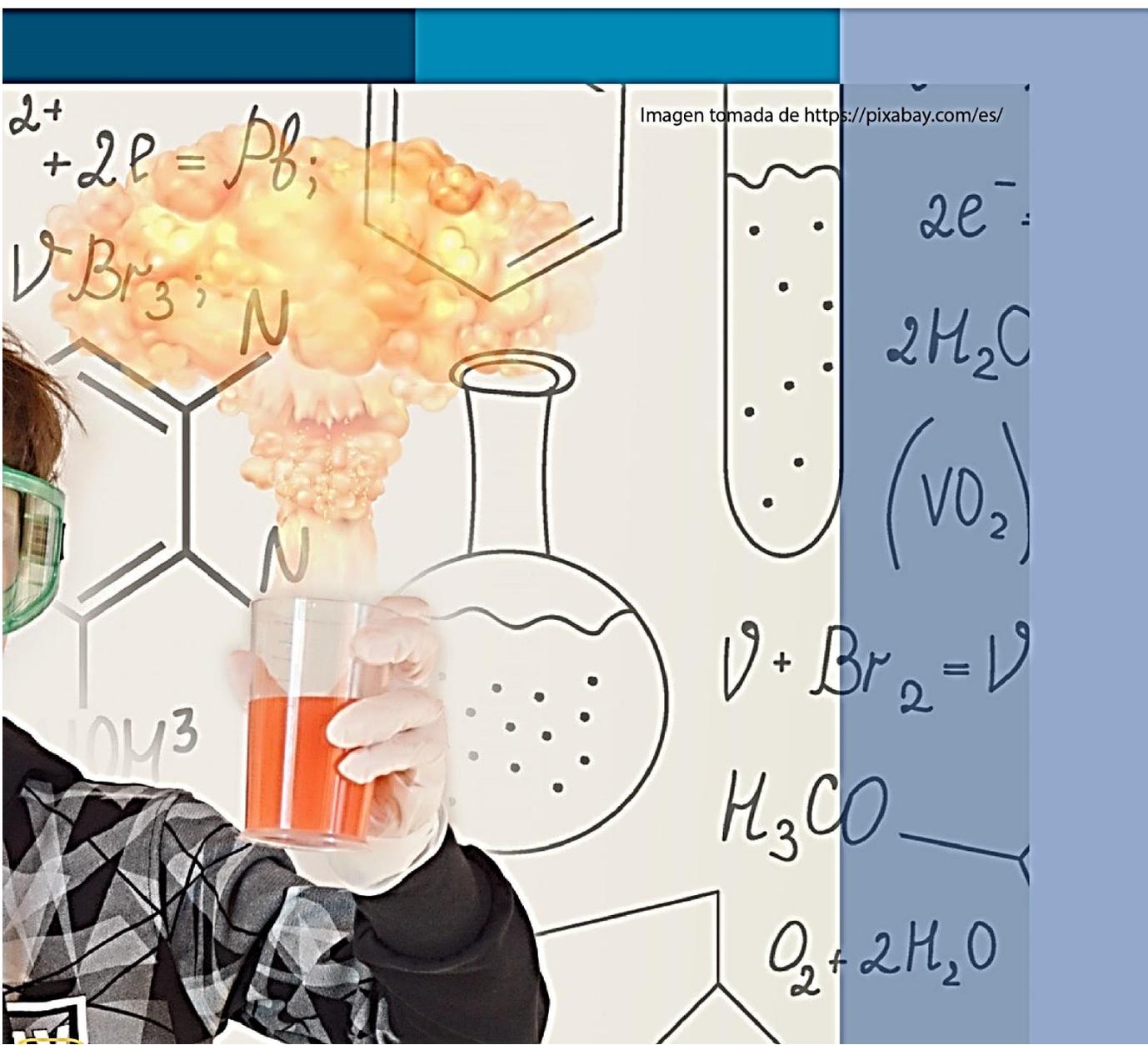
No	MOLECULAS	<p>TIPO DE FUERZA</p> <p>a. INTRAMOLECULAR (enlace) Covalente polar, apolar, iónico</p> <p>b. INTERMOLECULAR Puente de hidrógeno, dipolar, dispersión.</p>
a.		
b.		
c.		

12. Elabore un mapa conceptual con los temas de la semana.



Reacción y Ecuación Química

Elaborado por: Lcda. Luisa Fernanda Rosales H.



Semana 4

REACCIÓN Y ECUACIÓN QUÍMICA

Elaborado por: Lcda. Luisa Fernanda Rosales H.

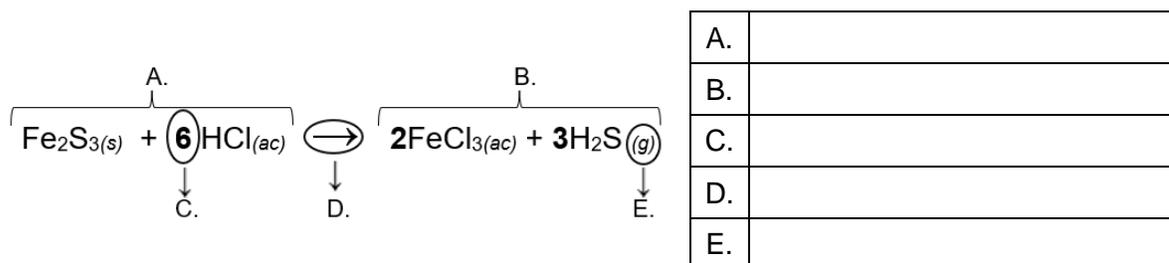
Lea en el libro de texto el capítulo 6 (Timberlake Karen, Wade G. Leroy G., Klug William S., Cummings Michael R., Spencer Charlotte A., Palladino Michel A. YP. QUÍMICA. Pearson, editor. México; 2018). Y puede complementar con otras fuentes de investigación.

1. Relacionar los términos con los conceptos, coloque en el espacio respectivo la letra que corresponda:
- | | | |
|--|-----|---|
| A. Ecuación química | () | Tipo de reacción en la que dos o más elementos o compuestos se enlazan para formar un producto. |
| B. Coeficiente | () | Reacción en la que un ácido y una base reaccionan en una solución acuosa para producir una sal y agua. |
| C. Reacción de análisis o descomposición | () | Indica los materiales necesarios y los productos que se formarán en una reacción química. |
| D. Reacción de combinación o síntesis | () | Tipo de reacción en la que los iones positivos de los compuestos que reaccionan se sustituyen mutuamente. |
| E. Reacción de sustitución simple | () | Tipo de reacción en la que un compuesto que contiene carbono se quema en presencia de oxígeno para producir dióxido de carbono, agua y energía. |
| F. Reacción de sustitución doble o metátesis | () | Tipo de reacción en la que un reactivo se divide en dos o más productos más simples. |
| G. Reacción de combustión | () | Número entero colocado antes de las fórmulas para balancear los átomos o moles de átomos de cada elemento en una ecuación. |
| H. Reacción de neutralización | () | Tipo de reacción en la que un elemento de un reactivo cambia lugar con un elemento del otro compuesto reactivo. |

2. Complete el siguiente cuadro:

Símbolo	Significado
+	
→	
$\xrightarrow{\Delta}$	
↔	
(s)	
(l)	
(g)	
(ac)	
↓	

3. Indique el significado o nombre de lo que señalan las flechas.



4. Las manifestaciones químicas son tipos de evidencias visibles de una reacción química. Indique cuatro ejemplos de manifestaciones que se pueden presentar en las reacciones químicas.

1.	
2.	
3.	
4.	

5. Escriba cada una de las siguientes ecuaciones utilizando correctamente las fórmulas y los símbolos según se indica. Balancee por el método de tanteo.

- a. Cuando reacciona aluminio en estado sólido con cloro en estado gaseoso para formar tricloruro de aluminio en estado sólido.

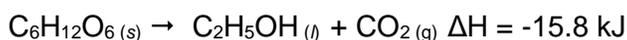
- b. Al reaccionar fosfato de sodio en estado acuoso con cloruro de magnesio acuoso para formar fosfato de magnesio en estado sólido y cloruro de sodio acuoso.

- c. Reacción de sulfuro de antimonio en estado sólido con ácido clorhídrico acuoso para formar cloruro de antimonio en estado sólido y ácido sulfhídrico gaseoso.

6. Clasifique las siguientes ecuaciones químicas.

Ecuación química	Tipo de reacción	
	Exotérmica	Endotérmica
a. $2\text{Mg}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{MgO}_{(s)} \quad \Delta H = -1204\text{kJ}$		
b. $2\text{Al}_2\text{O}_{3(s)} + 399\text{Kcal} \rightarrow 2\text{Al}_{(s)} + 3\text{O}_{2(g)}$		
c. $2\text{CH}_3\text{OH}_{(g)} \rightarrow \text{CH}_{4(g)} + \text{O}_{2(g)} \quad \Delta H = -252.8 \text{ kJ}$		
d. $\text{Mg}_{(s)} + 2\text{HCl}_{(ac)} \rightleftharpoons \text{MgCl}_{2(ac)} + \text{H}_{2(g)} + \Delta$		

En Estados Unidos, casi todo el bioetanol producido actualmente se elabora a partir de maíz forrajero amarillo (reacción anaeróbica); la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) del maíz se convierte en etanol y dióxido de carbono.



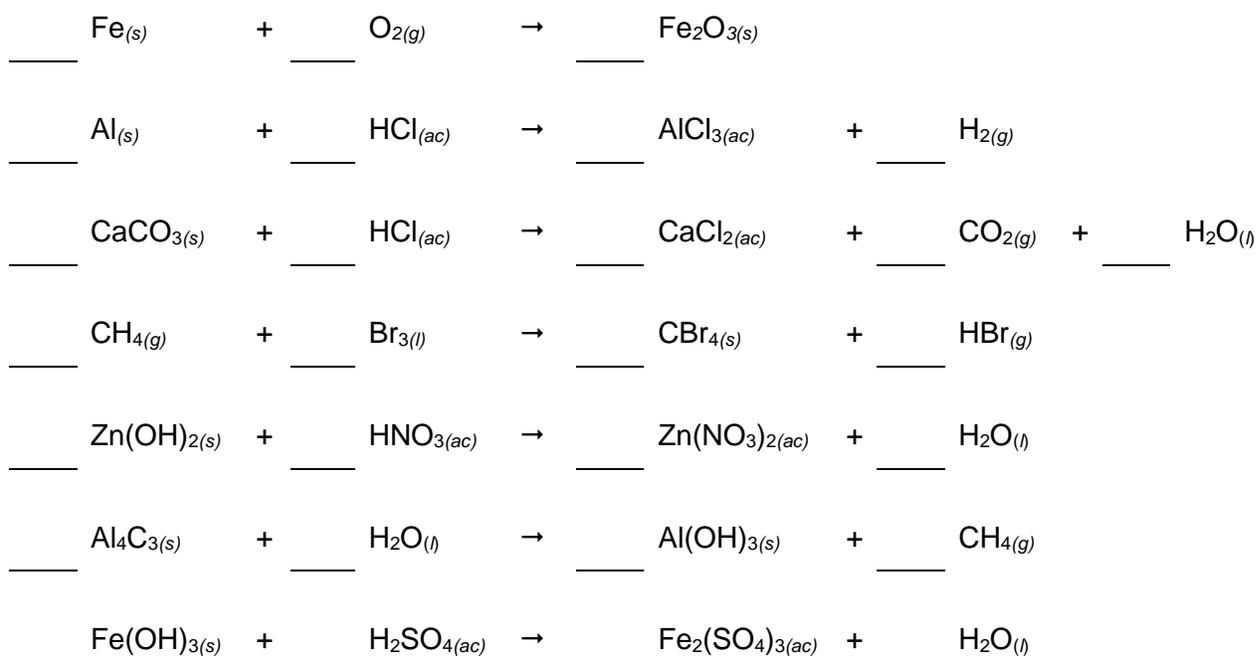
Tipo de reacción: _____

7. Clasifique las siguientes ecuaciones químicas

Ecuación química	Tipo de reacción	
	Reversible	Irreversible
a. $C_2H_6(g) \rightleftharpoons C_2H_4(g) + H_2(g) + \text{Calor}$		
b. $2 Al(s) + 3 ZnO(s) \rightarrow Al_2O_3(s) + 3 Zn(s)$		
c. $CaO(s) + CO_2(g) \rightarrow CaCO_3(s)$		
d. $FeO(s) + CO(g) \rightleftharpoons Fe(s) + CO_2(g)$		

8. Balancee las siguientes ecuaciones

Puede usar el siguiente orden para balancear: metales, no metales, Hidrógeno, Oxígeno.



9. Balancee y clasifique las siguientes ecuaciones.

Anote el coeficiente al lado del compuesto.

	ECUACION	TIPO DE REACCIÓN
A	$Zn + AgCl \rightarrow ZnCl_2 + Ag$	
B	$NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$	
C	$K_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4 + KCl$	

D	$\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$	
E	$\text{FeCl}_3 + \text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$	
F	$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{O}_2$	
G	$\text{Al}_{(s)} + \text{Br}_{2(g)} \rightarrow \text{AlBr}_{3(s)}$	
H	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3_{(ac)} + \text{CaCl}_{2(ac)} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{(ac)} + \text{CaCO}_{3(s)}$	
I	$\text{HNO}_{3(ac)} + \text{Ba}(\text{OH})_{2(ac)} \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_{2(ac)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	
J	$\text{KClO}_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} \text{KCl}_{(s)} + \text{O}_{2(g)}$	

10. Números de oxidación:

a. Determine el número de oxidación del *azufre* en:

El número de oxidación de un elemento dado depende del compuesto en el que se encuentre.

Compuesto	Número de oxidación del <i>azufre</i>
H_2S	
S_8	
SCl_2	
Na_2SO_3	
SO_4^{-2}	

11. Anote el número de oxidación del elemento en negritas:

Compuesto	Número de oxidación
P_2O_5	
NaH	
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$	
SnBr_4	
BaO_2	

12. Anote el número de oxidación de los elementos en los compuestos y iones poliatómicos siguientes:

	COMPUESTOS	Número de oxidación		
		K	Cl	
a.	KCl			
c.	NH ₃	N	H	
e.	CaO	Ca	O	
g.	H ₂ O ₂	H	O	
i.	Al(NO ₃) ₃	Al	N	O
k.	Ba ₃ (PO ₄) ₂	Ba	P	O
m.	CuSO ₄	Cu	S	O
o.	CaCO ₃	Ca	C	O
q.	K ₂ Cr ₂ O ₇	K	Cr	O

	IONES POLIATOMICOS	Número de oxidación		
		O	H	
b.	OH ⁻			
d.	SO ₄ ⁻²	S	O	
f.	NO ₃ ⁻	N	O	
h.	NH ₄ ⁺	N	H	
j.	CO ₃ ⁻²	C	O	
l.	CrO ₄ ⁻²	Cr	O	
n.	MnO ₄ ⁻	Mn	O	
p.	HPO ₄ ⁻²	H	P	O
r.	HCO ₃ ⁻	H	C	O

13. De la lectura, La química en la salud: **EL ESMOG Y LA SALUD**, Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas (V) o falsas (F)

14.

	AFIRMACIÓN	Verdadero (V) o falso (F)
a.	El esmog fotoquímico necesita luz solar para iniciar reacciones que producen contaminantes como óxidos de nitrógeno y ozono	
b.	Para iniciar reacciones que producen contaminantes como óxidos de nitrógeno y ozono	
c.	El esmog industrial o de Londres, ocurre en áreas donde se quema carbón que contiene azufre y se emite el producto dióxido de azufre.	
d.	El esmog fotoquímico es el más prevalente en las ciudades donde la gente no depende de los automóviles para transportarse.	
e.	El NO ₂ es un gas pardo rojizo que es irritante para los ojos y dañino para el aparato respiratorio.	
f.	En la atmósfera superior el ozono es benéfico porque protege contra la dañina radiación ultravioleta que proviene del Sol.	

g.	En la atmósfera inferior el ozono irrita los ojos y el aparato respiratorio, donde causa tos, reduce el funcionamiento pulmonar y produce fatiga.	
h.	La presencia de ácido sulfúrico en ríos y lagos disminuye la acidez del agua, lo que reduce la capacidad de los animales y plantas para sobrevivir.	

15. De la lectura, La química en la salud: **COMPRESAS FRÍAS Y COMPRESAS CALIENTES**, Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas (V) o falsas (F)

16.

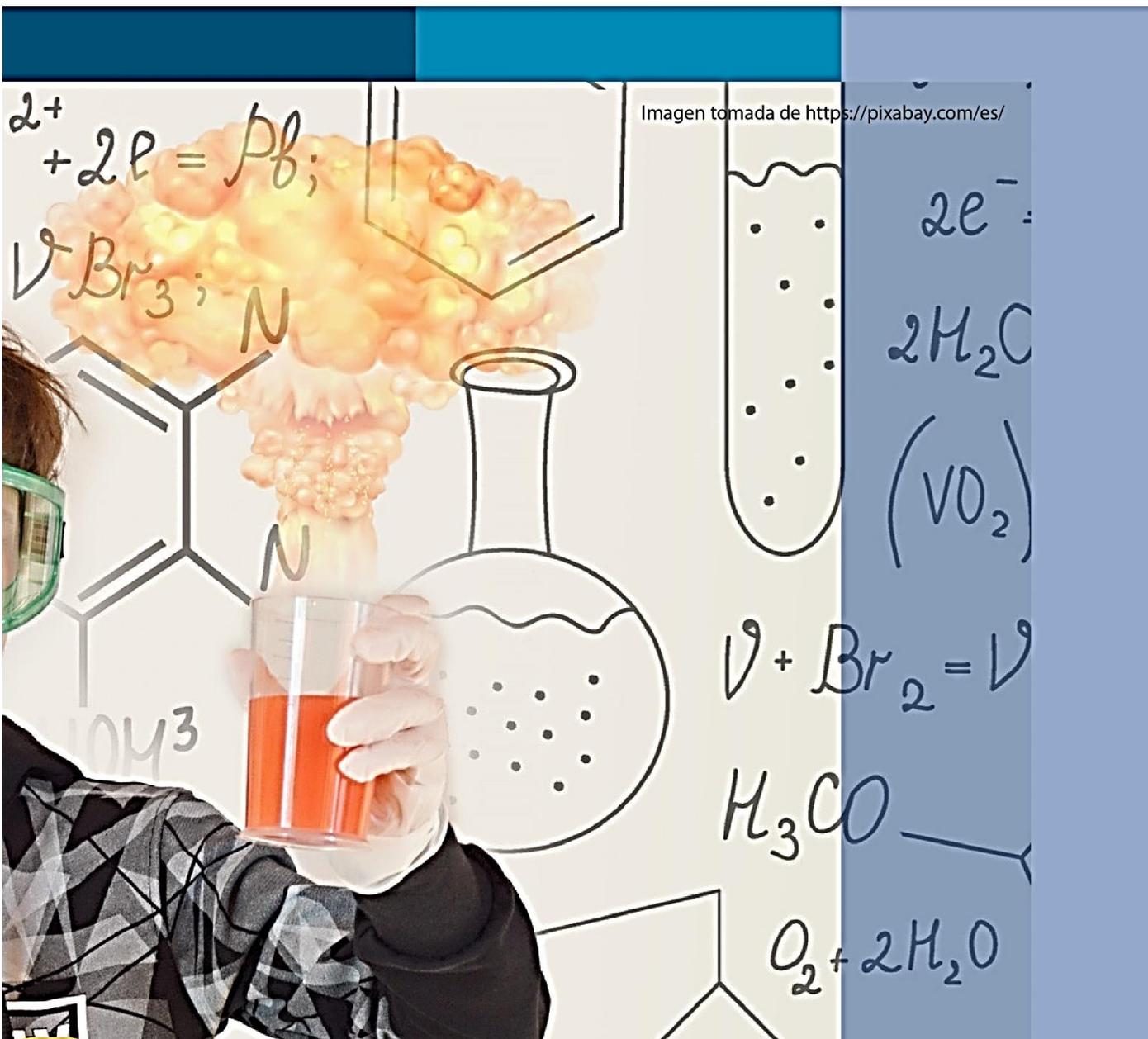
	AFIRMACIÓN	Verdadero (V) o falso (F)
a.	Puede usarse una compresa fría instantánea para reducir la inflamación de una lesión, eliminar calor de la inflamación o reducir el tamaño de los capilares para aminorar el efecto de hemorragia.	
b.	Una compresa fría contiene nitrato de amonio sólido (NH_4NO_3) que está separado de un compartimiento que contiene agua.	
c.	Cuando La compresa fría se activa el nitrato de amonio se mezcla con el agua produciendo un proceso exotérmico	
d.	Las compresas calientes sirven para relajar músculos, aminorar dolores y calambres, y mejorar la circulación al expandir el tamaño de los capilares.	
e.	Una compresa caliente puede contiene una sal como CaCl_2	
f.	La temperatura de una compresa caliente puede llegar a los 100°C .	
g.	Las compresas frías utilizan una reacción endotérmica.	

17. Elabore un mapa conceptual del tema “Reacción y ecuación química”



Reacciones de Oxido-reducción

Elaborado por: Lcda. Luisa Fernanda Rosales H.



Semana 5

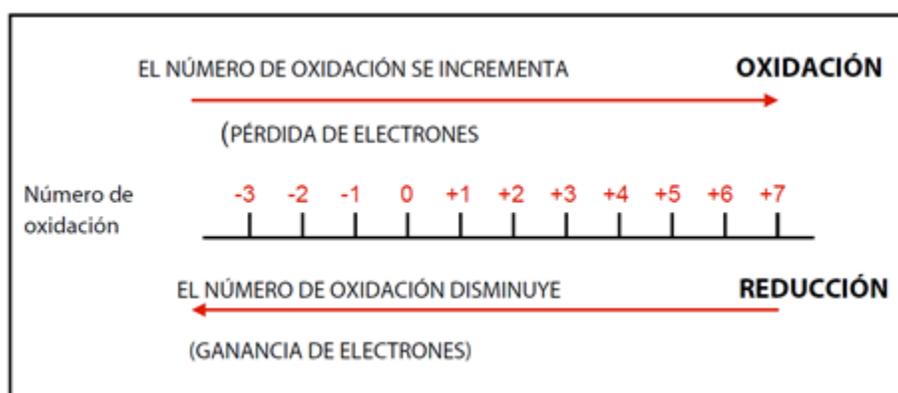
REACCIONES DE OXIDO-REDUCCIÓN

Elaborado por: Lcda. Luisa Fernanda Rosales H.

Lea en el libro de texto el capítulo 6 (Timberlake Karen, Wade G. Leroy G., Klug William S., Cummings Michael R., Spencer Charlotte A., Palladino Michel A. YP. QUIMICA. Pearson, editor. México; 2018). Y puede complementar con otras fuentes de investigación.

Las reacciones de oxido reducción (redox) son fundamentales para comprender muchos procesos biológicos y geológicos en el mundo que nos rodea.

1. Complete los siguientes enunciados.



_____ es el proceso en el que una sustancia *pierde* uno o más electrones.

_____ es el proceso en el que una sustancia *gana* uno o más electrones.

_____ sustancia que *se reduce* y, por tanto, provoca la oxidación de alguna otra sustancia en una reacción redox.

_____ sustancia que *se oxida* y, por tanto, provoca la reducción de alguna otra sustancia en una reacción redox.

2. El proceso de transferencia de electrones es más notorio en unas reacciones redox que en otras. Identifique cuáles de las siguientes reacciones son redox y complete el cuadro.

Reacciones	REDOX SI / NO	Elemento que cambio su número de oxidación*
a. $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$		
b. $\text{HClO}_4 + 3\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{ClO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$		
c. $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$		
d. $2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \rightarrow 4\text{Fe} + 3\text{CO}_2$		

* solo aplicar para las reacciones redox

3. Balanceo de ecuaciones por método Redox

$ \begin{array}{ccccccc} \textcircled{+1} & \textcircled{+5} & \textcircled{-2} & & \textcircled{+1} & \textcircled{-2} & \\ \text{HNO}_3 & + & \text{H}_2\text{S} & \longrightarrow & \text{NO} & + & \text{S} & + & \text{H}_2\text{O} \\ \text{N} & \longrightarrow & \text{N} & & & & & & \\ \text{S} & \longrightarrow & \text{S} & & & & & & \end{array} $ $ \begin{array}{l} \text{N}^{+5} \longrightarrow \text{N}^{+2} \quad 3 e^- \quad \text{GANADOS} \\ \text{S}^{-2} \longrightarrow \text{S}^0 \quad 2 e^- \quad \text{PERDIDOS} \end{array} $ $2\text{HNO}_3 + 3\text{H}_2\text{S} \rightarrow 2\text{NO} + 3\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	ELEMENTO QUE SE	
	OXIDA	REDUCE
	S	N
	AGENTE	
	OXIDANTE	REDUCTOR
	HNO₃	H₂S
	COEFICIENTES QUE BALANCEAN LA ECUACION	ELECTRONES TRANSFERIDOS
	2,3,2,3,4	6 e⁻



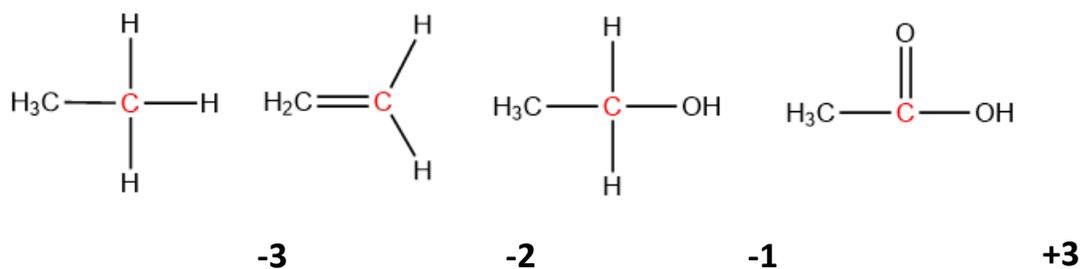
a. $\text{HCl} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	Elemento que se	
	Oxida	Reduce
	Agente	
Ecuación Balanceada	Oxidante	Reductor
	Coeficientes que balancean la ecuación	Electrones transferidos
b. $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	Elemento que se	
	Oxida	Reduce
	Agente	
Ecuación Balanceada	Oxidante	Reductor
	Coeficientes que balancean la ecuación	Electrones transferidos
c. $\text{KI} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + \text{KCl} + \text{KOH}$	Elemento que se	
	Oxida	Reduce
	Agente	
Ecuación Balanceada	Oxidante	Reductor
	Coeficientes que balancean la ecuación	Electrones transferidos

4. Identificación reducción y oxidación en reacciones orgánicas.

El estado oxidación del carbono en sustancias orgánicas se puede determinar analizando los grupos a los que está enlazado, posteriormente se realiza la operación, suma o resta, de todos los átomos enlazados al carbono para determinar su estado (ver tabla).

Enlace	Carga que aporta
C-C	0
C-O	+1
C=O	+2
C-H	-1

Por ejemplo, veamos los siguientes compuestos.



OXIDACIÓN:

En las reacciones orgánicas se identifica la oxidación de un compuesto si éste:

- **Aumenta su número de oxidación**
- **Aumenta su proporción de oxígenos** en el lado de los productos o si
- **Disminuye su proporción de hidrógenos** en el lado de los productos.

Ejemplos:



6 hidrógenos

1 oxígeno

Estado de oxidación +1

6 hidrógenos

2 oxígenos

Estado de oxidación +3

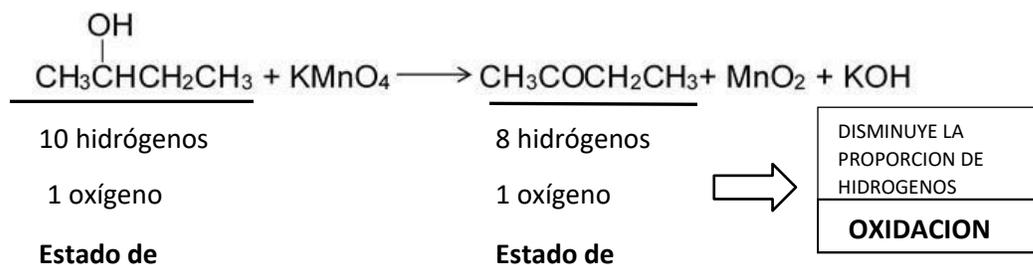


AUMENTA LA PROPORCIÓN DE OXÍGENOS

OXIDACION



B.



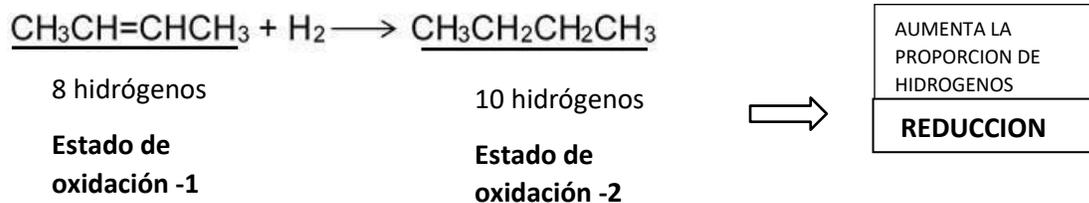
REDUCCIÓN

En las reacciones orgánicas se identifica la reducción de un compuesto si éste:

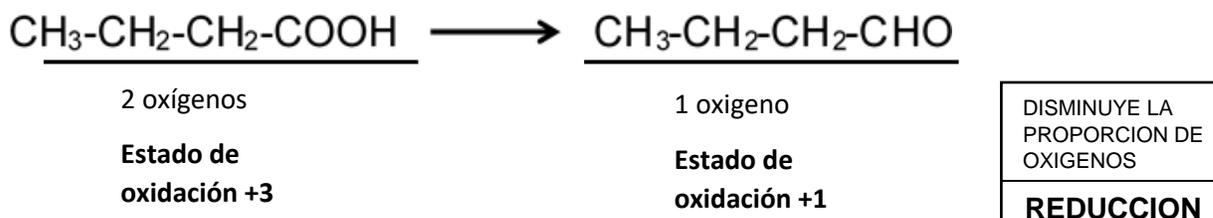
- **Disminuye su número de oxidación**
- **Aumenta su proporción de hidrógenos** en el lado de los productos o si
- **Disminuye su proporción de oxígenos** en el lado de los productos.

Ejemplos

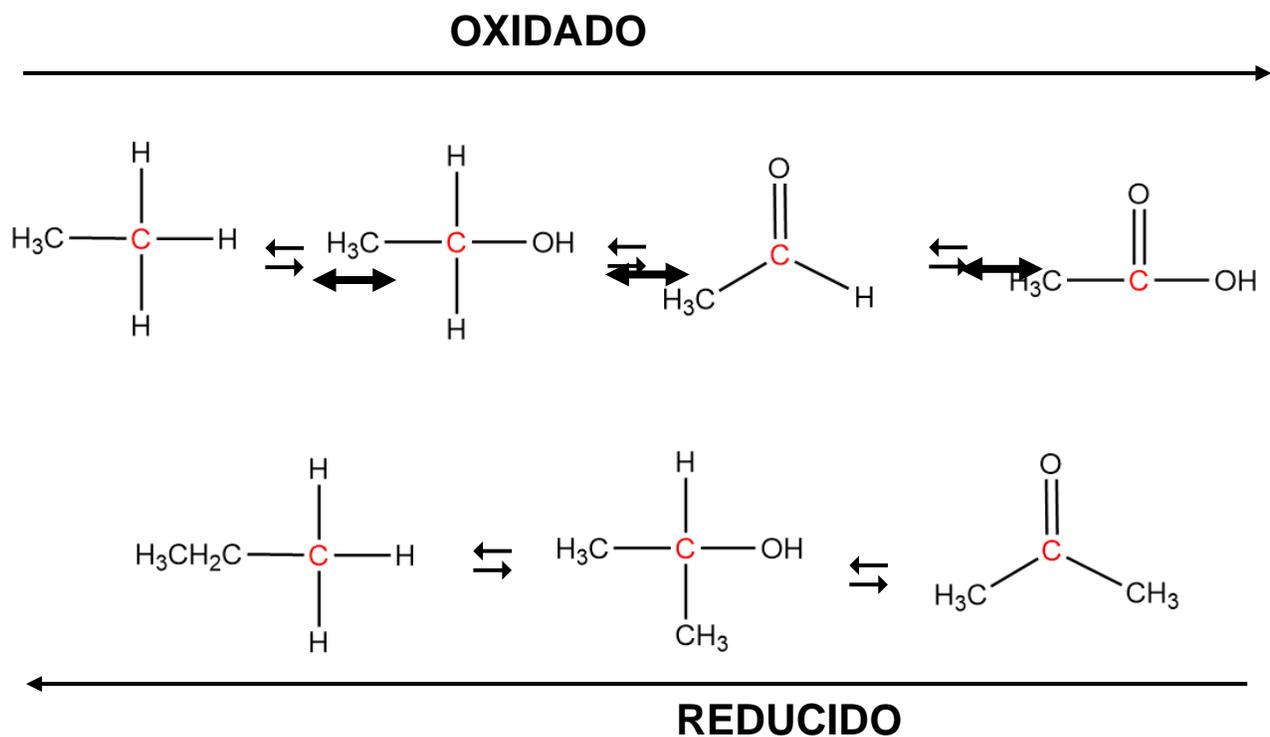
A.



B.



Ejemplos:

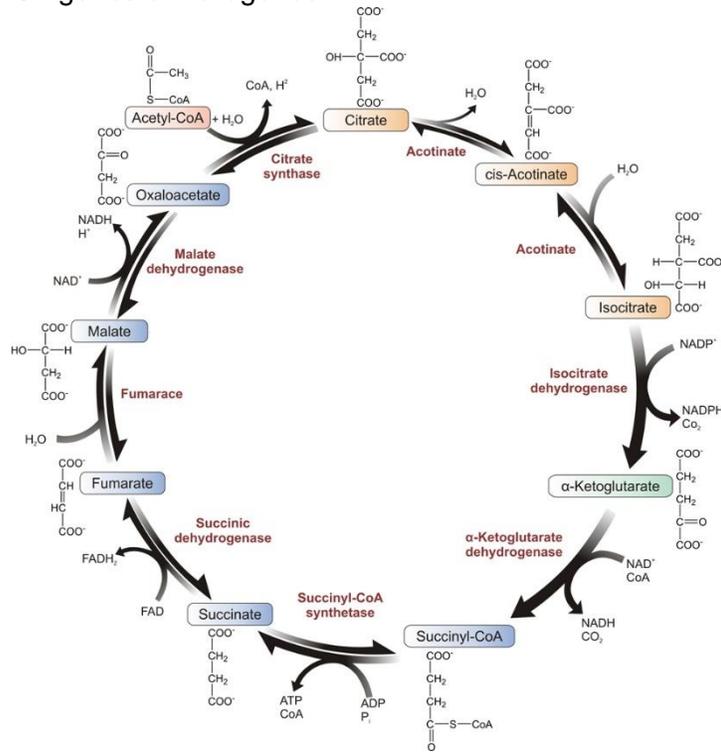


5. Anote si el reactivo subrayado se oxida o se reduce, observe los productos

	REACCIÓN	GANAN O PIERDEN HIDRÓGENOS U OXÍGENOS	SE OXIDA	SE REDUCE
a.	<u>C₆H₁₂O₆</u> → C ₆ H ₁₀ O ₇			
b.	<u>C₁₂H₂₄O₂</u> → C ₁₂ H ₂₂ O ₂			
c.	<u>C₅H₁₂O</u> → C ₅ H ₁₀ O ₂			
d.	<u>C₇H₁₆O</u> + H ₂ CrO ₄ → C ₇ H ₁₄ O			
e.	<u>C₆H₁₂O₂</u> + LiAlH ₄ → C ₆ H ₁₄ O			
f.	<u>C₆H₁₂</u> → C ₆ H ₁₄			
g.	<u>C₈H₁₆O</u> + AgNO ₃ → C ₈ H ₁₆ O ₂			
h.	<u>C₄H₆</u> + H ₂ → C ₄ H ₁₀			

6. Identificación de reacciones de Oxido/reducción en ciclos y rutas metabólicas.

En el siguiente esquema del ciclo de Krebs diga si las siguientes reacciones corresponden a oxidaciones o reducciones siguiendo el criterio de aumento o disminución de Oxígenos o Hidrógenos.



Reacción	Oxidación/Reducción	Aumento o disminución oxígeno/hidrógeno
isocitrato → alfa-cetoglutarato		
malato → fumarato		
Malato → Oxalacetato		

La siguiente reacción ocurre en el musculo durante el ejercicio, en el ciclo de Cori, y en la fermentación láctica:



Indique si corresponde a una oxidación o reducción _____ aumentaron _____ o disminuyeron los oxígenos _____ los hidrógenos _____.

7. Lea: “Peróxido de hidrógeno: un agente oxidante en el hogar y la industria” y llene el cuadro de verdadero o falso al final de la lectura.

PERÓXIDO DE HIDROGENO: UN AGENTE OXIDANTE EN EL HOGAR Y LA INDUSTRIA

El peróxido de hidrógeno es un importante agente oxidante que se utiliza en el hogar y en la industria. Durante las reacciones se reduce a productos que no dañan el ambiente. Es frecuente el uso de soluciones acuosas de peróxido de hidrógeno al 3% como antiséptico local en cortaduras y heridas leves, y también como blanqueador. Los productos comerciales para decolorar el cabello también contienen peróxido de hidrógeno se descompone en agua y oxígeno gaseoso. El platino metálico, el dióxido de manganeso, MnO_2 , los iones yoduro I^- , y ciertas enzimas catalizan esta reacción de descomposición



Cuando se utiliza H_2O_2 para limpiar una herida, se observa que se forma espuma debido a su descomposición que es muy vigorosa en virtud del efecto catalítico de una enzima de la sangre.

La industria produce cada año cientos de miles de toneladas de peróxido de hidrógeno, el cual se utiliza para limpiar pulpa de papel, productos textiles, harina, cuero y pelo. También se emplea en los sistemas municipales de tratamiento de agua y en la fabricación de productos químicos que se utilizan en plásticos, medicamentos y otros productos.

El peróxido de hidrógeno puro es un líquido inestable cuya densidad es de 1.47 g/cm^3 a 0°C . La descomposición del peróxido de hidrógeno se aprovecha para suministrar oxígeno a ciertas aeronaves y en el control de la posición de los vehículos espaciales. La estabilidad de las soluciones de peróxido de hidrógeno varía con la concentración. En la tabla adjunta se indica la concentración de peróxido de hidrógeno que se emplean con diversos fines.

El avión F-104 utiliza queroseno y peróxido de hidrógeno. La etapa superior del cohete Saturno emplea H_2O_2 . El peróxido de hidrógeno se usó también para impulsar el lanzamiento de los cohetes alemanes V-1 de la Segunda Guerra Mundial, conocidos como bombas voladoras. (Tomado de: Burns R. Fundamentos de QUIMICA, Pearson Educación, cuarta edición. Química en acción, Página 519).

En base a la lectura responda:

	AFIRMACIÓN	V / F
a.	El peróxido de hidrogeno es un importante agente oxidante que se emplea en el hogar y la industria	
b.	Durante las reacciones sus productos dañan el ambiente	
c.	Es frecuente el uso de soluciones acuosas de peróxido de hidrógeno al 3% como antiséptico local en cortaduras y heridas leves,	
d.	Cuando se utiliza H_2O_2 para limpiar una herida se forma espuma debido a su descomposición por el efecto catalítico de una enzima de la sangre	
e.	Los productos que se forman por la descomposición del H_2O_2 son: $H_2O + O_2$	
f.	El H_2O_2 es usado como oxidante de combustibles para cohetes	



Usos de peróxido de hidrogeno en diversas concentraciones

Concentración de H_2O_2	Usos
3%	Antiséptico
6%	Decolorante del cabello
30%	Agente oxidante en el laboratorio y la industria
86% o más	Agente oxidante fuerte: oxidantes de combustible para cohetes

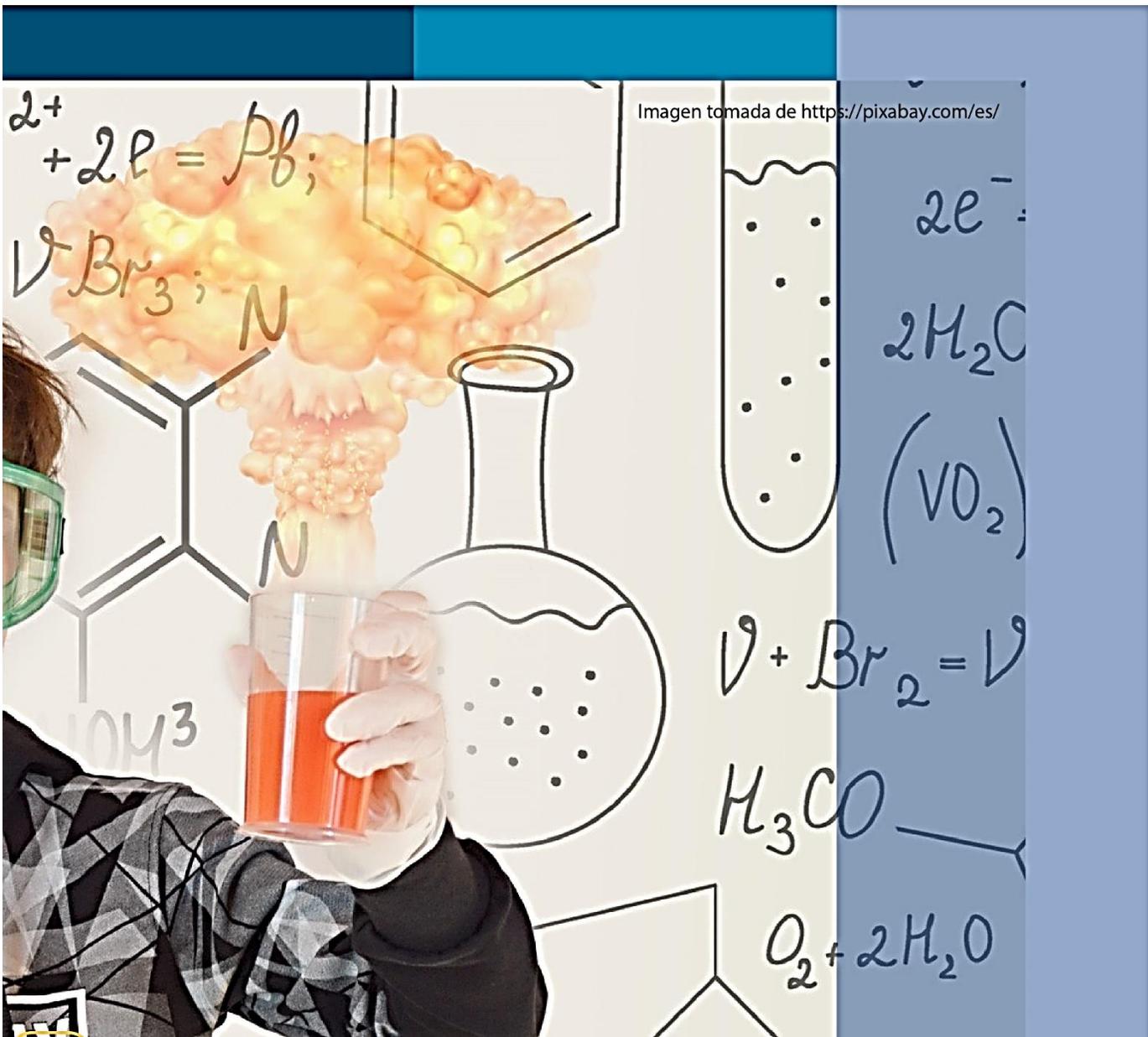
8. Lea La química y la salud “Esmog y la salud” y responda: (página 215 de su libro de texto)

- A. ¿Qué tipos de esmog existen?
- B. ¿Cuál es el motivo por el cual en algunas ciudades grandes el cielo adquiere un color pardo rojizo?
- C. ¿Qué problemas para la salud implica esto?
- D. Investigue (en internet o en otros libros de texto) ¿por qué este gas (NO_2) es uno de los causantes de la lluvia ácida?
- E. ¿Describa como el smog fotoquímico favorece la formación de ozono?
- F. ¿Cuál es el principal componente del smog industrial?
- G. ¿Cómo puede afectar el smog industrial los ríos y lagos?
- H. ¿Cuáles son los principales problemas para la salud del smog industrial?



Estequiometria

Elaborado por: Lcda. María Leticia Salguero Orellana



Semana 6

ESTEQUIOMETRÍA

Elaborado por: Lcda. María Leticia Salguero Orellana

Los resultados de sus cálculos los deberá expresar con 2 decimales y utilizar notación científica cuando los valores sean muy grandes o pequeños.

CUADRO I: Use el número de Avogadro para resolver los siguientes ejercicios:

1.	¿Cuántas moléculas de H_2O hay en 54.0 g de H_2O ?
2.	¿A cuántos moles de NH_3 corresponden 3.01×10^{22} moléculas de NH_3 ?
3.	¿Cuántos átomos de Carbono hay en 73.5 g de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)?
4.	¿Cuántos átomos de Zn hay en 2.88 cm^3 de Zn (densidad 7.13 g/cm^3)?

CUADRO II: Complete dejando constancia de sus cálculos

No.	Sustancia	masa	moles	milimoles
1	NaHCO ₃	186 g		
2	Glucosa C ₆ H ₁₂ O ₆	700 mg		
3	Al(OH) ₃	3 libras (1lb=453.6g)		
4	Ca	0.9 Kg		

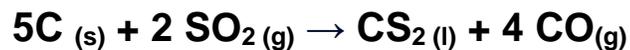
CUADRO III: Calcule el % de composición de cada elemento en los siguientes compuestos. Deje constancia de los cálculos efectuados

No.	Compuesto	Peso Molecular	Porcentaje de composición				
1	Hidroxiclороquina C ₁₈ H ₂₆ ClN ₃ O	355.45 g/mol	% H	% C	% O	% N	% Cl
2	NaNO ₃	85.0 g/mol	% Na	% N	% O		



IV. Cálculos basados en ecuaciones químicas

1. A partir de la siguiente ecuación calcule lo que se le solicita. Deje constancia de sus cálculos



a.	Número de moles de SO_2 necesarios para reaccionar con 35.13 g de C
b.	¿Cuántos moles de CO se obtienen al reaccionar 6.4 moles de C?

2. A partir de la siguiente ecuación responda lo solicitado



a.	Escriba la ecuación balanceada
b.	¿Cuántos gramos de H_3PO_4 se necesitan para obtener 7 moles de HNO_3 ?
c.	¿Cuántos milimoles de NO se necesitan para obtener 68 mililitros de agua? (densidad del agua = 1.00g/ml)

V. Resuelva los siguientes ejercicios del libro. Deje constancia de sus cálculos

6.49 Pág. 234. Respuesta p. 254	6.53 Pág. 235. Respuesta P. 254
6.23 Pág. 225 Respuesta p. 254	6.37 Pág. 229, Respuesta p. 254

VI. Ejercicios Variados, con aplicación a conceptos de salud y ambiente

1. Calcule lo solicitado con base en los resultados de análisis de sangre de un paciente. Deje constancia de sus cálculos:

Análisis	Resultado	Número de moles / dL	Número mmoles / dL
Colesterol $C_{27}H_{46}O$	88 mg /dL		
Glucosa $C_6H_{12}O_6$	115 mg /dL		
Creatinina $C_4H_7N_3O$	1.1 mg /dL		
Magnesio (Mg^{+2})	2.0 mg / dL		

2. a) Los siguientes compuestos son contaminantes atmosféricos producidos por fábricas y automotores. Además, generan lluvia ácida también dañina al ambiente. En cuál de ellos el % de Oxígeno es mayor que el porcentaje del otro elemento.

a) SO_2

b) NO_2

c) NO

d) SO_3



- b) La ecuación general para la degradación de glucosa ($C_6H_{12}O_6$), en procesos metabólicos se representa:



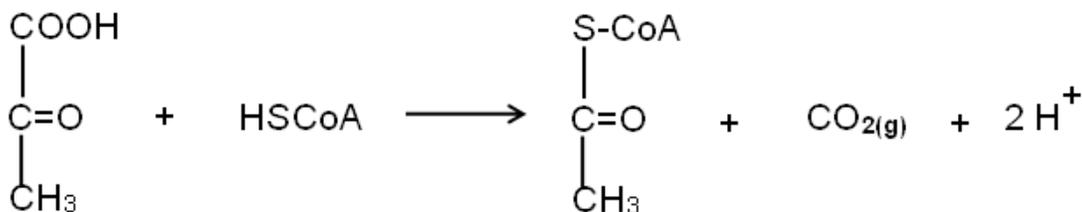
Si una persona consume 635 gramos de glucosa durante cierto período. Calcule:

Número de moles O_2 necesarios	g de H_2O obtenidos

- c) El acetaminofén (**paracetamol o acetaminofeno**) posee la siguiente fórmula: $C_8H_9NO_2$. Para una tableta que contiene 500 mg de acetaminofén calcule:

Número de moles de acetaminofén	g de N presente

- d) La descarboxilación oxidativa de piruvato por acción enzimática puede representarse a través de la siguiente ecuación:



Ácido pirúvico

Coenzima A

Acetil CoA

Calcule:

a) mmoles de coenzima A necesarios para que reaccionen 50 mg de ácido pirúvico	b) Cuántos moles de ácido pirúvico se necesitan para obtener 0.02 g de CO_2

- e) Para que la siguiente reacción cumpla con la ley de la conservación de la masa. Cuántos moles y gramos de Al(OH)_3 son necesarios.



VII. Elabore un mapa conceptual del tema "Estequiometria"

RESPUESTAS

	I	II	III	IV.
1	1.80×10^{24} moléculas	2.20 moles 2.2×10^3 mmoles	7.75%H, 64.39%C, 10.57%Cl, 12.52%N, 4.77%O	1.17 moles de SO_2 y 5.10 mol CO
2	0.05 moles	4.00×10^{-3} moles y 4.00 mmoles	27.00%Na, 16.50%N, 56.50%O	$3\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO} \rightarrow 3\text{P}$ $+ 5\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
3	2.50×10^{23} átomos	17.50 moles y 1.75×10^4 mmoles		412.00 g de H_3PO_4 9.44×10^3 mmoles de NO
4	1.90×10^{23} átomos	22.50 moles y 2.25×10^4 mmoles		

VI. Problema 1

Análisis	Número de moles / dL	Número de mmoles /dL
Colesterol	2.30×10^{-4}	0.23
Glucosa	6.40×10^{-4}	0.64
Creatinina	9.70×10^{-6}	0.01
Magnesio	8.20×10^{-5}	0.08

VI. Problema 2

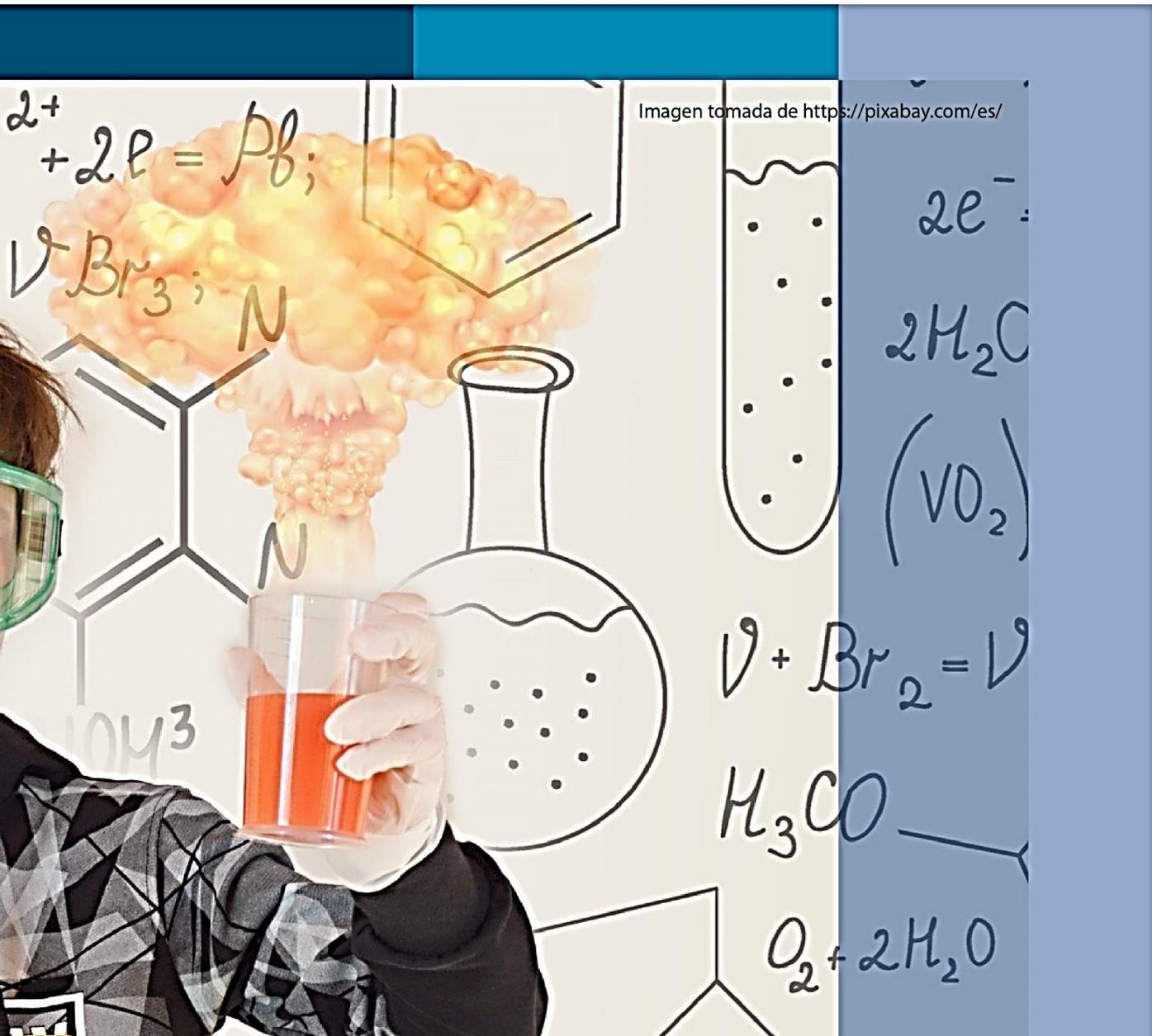
a.	a. 69.56 %	b. 69.04 %	c.53.31%	d. 59.97%
b.	SO_2	381.00 g H_2O		
c.	3.30×10^{-3} moles	0.05 g N		
d.	0.57 mmoles	4.50×10^{-4} moles		
e.	2.00 moles	155.96 g		





Agua, Mezclas y Solubilidad

Elaborado por: Lcda. Lilian Judith Guzmán Melgar



Semana 7

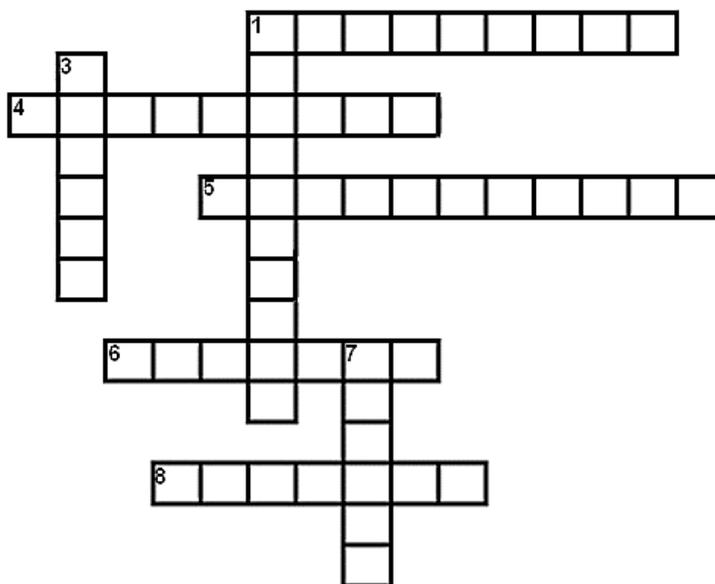
AGUA, MEZCLAS Y SOLUBILIDAD

Elaborado por: Lcda. Lilian Judith Guzmán Melgar

SOLUCIONES

Lea en su libro de texto el Capítulo 8 (pág. 296 a 301)

1. Complete el siguiente crucigrama:



HORIZONTALES	VERTICALES
<p>1. Mezcla también llamada disolución, su composición es uniforme en toda la muestra</p> <p>4. Sustancia en la que se disuelve el soluto; por lo general el componente presente en mayor cantidad</p> <p>5. Cantidad máxima de soluto que puede disolverse en exactamente 100 g de solvente por lo general agua, a una temperatura dada.</p> <p>6. La mezcla de oxígeno y nitrógeno gaseosos será una solución . . .</p> <p>8. La mezcla homogénea formada por un soluto sólido y solvente líquido será una solución . . .</p>	<p>1. Mezcla en donde los componentes no tienen una composición uniforme.</p> <p>3. Componente de una disolución que está presente en menor cantidad.</p> <p>7. La mezcla homogénea formada por un soluto y un solvente sólido será una solución . . .</p>



2. Complete la siguiente tabla

	Tipo de solución	soluto	solvente	Ejemplo
a.	Solución gaseosa Gas en un gas			
b.	Solución líquida Sólido en un líquido			
c.	Solución líquida Gas en líquido			
d.	Solución líquida Líquido en líquido			
e.	Solución sólida Sólido en un sólido			

3. Identifique el soluto y el solvente en cada disolución formada por los siguientes compuestos:

	SOLUCIÓN FORMADA POR	SOLUTO	SOLVENTE
a.	100.0 g de agua y 10.0 g de azúcar:		
b.	200 mL de agua y 25 mL ácido acético		
c.	1.0 mL de Br ₂ y 50.0 mL de cloruro de metilo		

4. Indique si al mezclar el soluto y solvente indicado formara una solución

	Soluto	Solvente	Forma una solución SI / NO
a.	Polar	Polar	
b.	Polar	No polar	
c.	No polar	No polar	
d.	No polar	Polar	

5. Utilice la tabla “Términos aproximados de solubilidad” para responder los ejercicios del cuadro, indicando con una “X” el término aproximado de solubilidad para cada inciso.

TABLA
“TÉRMINOS APROXIMADOS DE SOLUBILIDAD”

Solubilidad del soluto (g soluto/100 g H ₂ O)	Términos aproximados de solubilidad
Menos de 0.1	Insoluble
0.1 – 1	Ligeramente soluble
1-10	Soluble
Más de 10	Muy soluble

	Solubilidades a 20°C	Insoluble	Ligeramente soluble	Soluble	Muy soluble
a)	KCl , 0.05 gramos en 100 g H ₂ O				
b)	Ácido Acetil Salicílico 0.25g en 100 g H ₂ O				
c)	Hidróxido de Calcio 0.185 g en 100 g H ₂ O				
d)	Nitrato de potasio 38 g en 100 g H ₂ O				

6. Utilice la tabla “**Solubilidad de los compuestos iónicos sólidos en agua pura**” para responder la tabla siguiente, indicando con una “X” la solubilidad de cada sustancia.

Solubilidad de los compuestos iónicos sólidos en agua pura*								
	NO ₃ ⁻	CH ₃ COO ⁻	Cl ⁻	SO ₄ ⁻²	OH ⁻	S ⁻²	CO ₃ ⁻²	PO ₄ ⁻³
NH ₄ ⁺	S	S	S	S	N	S	S	S
Na ⁺	S	S	S	S	S	S	S	S
K ⁺	S	S	S	S	S	S	S	S
Ba ⁺²	S	S	S	I	S	D	I	I
Ca ⁺²	S	S	S	P	P	P, D	I	I
Mg ⁺²	S	S	S	S	I	D	I	I
Cu ⁺²	S	S	S	S	I	I	I	I
Fe ⁺²	S	S	S	S	I	I	I	I
Fe ⁺³	S	N	S	P	I	D	N	I
Zn ⁺²	S	S	S	S	I	I	I	I
Pb ⁺²	S	S	P	I	I	I	I	I
Ag ⁺	S	P	I	I	N	I	I	I
Hg ₂ ⁺²	S, D	P	I	I	N	I	I	I
Hg ⁺²	S	S	S	D	N	I	N	I

S: soluble en agua P: parcialmente soluble en agua
I: insoluble D: se descompone N: no existe como sólido iónico

	Sustancias	Soluble	Insoluble	Se descompone	No existe como compuesto iónico
		S	I	D	N
a.	Na ₂ CO ₃				
b.	AgCl				
c.	CuSO ₄				
d.	MgS				
e.	K ₃ PO ₄				
f.	KOH				
g.	HgCO ₃				
h.	CH ₃ COONa				

	Sustancias	Soluble	Insoluble	Se descompone	No existe como compuesto iónico
		S	I	D	N
i.	Ca(NO ₃) ₂				
j.	BaSO ₄				

FACTORES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD

7. Indique que factor afecto la solubilidad en cada uno de los siguientes casos

	CASO	FACTOR QUE AFECTO LA SOLUBILIDAD
a.	Se dejaron dos botellas de <i>Coca-Cola</i> sobre la mesa, una fue destapada y la otra no, luego de un tiempo la que fue destapada tiene menos gas que la que estaba tapada	
b.	Se preparo un aderezo para una ensalada utilizando vinagre y aceite de oliva, se agito pero transcurrido un tiempo se observan dos fases.	
c.	Se colocan dos vasos con agua uno contiene agua que se sacó de refrigerador y el otro tubo agua al tiempo, se agregan 2 cucharadas de azúcar, se agita y se vaso que contiene agua fría se observa un sólido en el fondo y el que contiene agua al tiempo el azúcar se disolvió	

DENSIDAD

La densidad es la relación de la masa de una sustancia con su volumen.

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

Expresado para:	DIMENSIONALES
Líquidos	g/mL
Sólidos	g/cm ³
Gases	g/L

8. ¿Cuál es la densidad (g/mL) de una muestra de 275 mL de orina de un paciente diabético, si la muestra de orina tiene una masa de 760 g?
9. ¿Cuál es la masa de una lipoproteína de alta densidad que tiene una densidad de 1.21 g/mL y un volumen de 0.225mL?
10. La sangre humana tiene una densidad de 1.06 g/mL a 25°C, ¿Cuál es la masa de 0.6 L de sangre?
11. Una muestra de plasma sanguínea tiene una masa de 205.2 g y una densidad de 1.026g/mL , ¿Cuál es el volumen de la muestra de plasma?

12. De la lectura La química en la salud **“Mezcla de gases para buceo”** página 58 del libro de texto, indique si la afirmación es **VERDADERA O FALSA**

	AFIRMACION	VERDADERO / FALSO
a.	Las mezclas homogéneas para respiración que utilizan los buzos son diferentes del aire que respira dependiendo de la profundidad la inmersión.	
b.	Una mezcla con más gas nitrógeno disminuye el riesgo de narcosis del nitrógeno.	
c.	Con inmersiones profundas hay más posibilidades de sufrir narcosis del nitrógeno.	
d.	La mezcla llamada HELIOX contiene oxígeno y helio y suele utilizarse para bucear a más de 200 ft.	
e.	El Trimix es una mezcla respiratoria que se usa para inmersiones de menos de 400 ft.	
f.	El Trimix lo utilizan solo buzos profesionales, militares o personas con alto grado de entrenamiento.	

13. De la lectura La química en la salud **“Agua en el cuerpo”**, indique si la afirmación es **VERDADERA O FALSA**

	AFIRMACION	VERDADERO / FALSO
a.	El cuerpo de un adulto promedio contiene un % menor e agua que el de un bebe promedio	
b.	Las personas pierden entre 1.5 y 3 litros de agua en forma de orina, transpiración, al exhalar y por el aparato digestivo.	
c.	Ocurre una deshidratación en un adulto si hay una pérdida del 1% del líquido corporal total	
d.	Un bebe sufre deshidratación grave al perder del 5 al 10% del líquido corporal	
e.	La mayor pérdida de agua en el cuerpo en 24 horas después de la orina es por la transpiración	
f.	El pepino es el alimento que mayor % en masa de agua contiene	



14. Del documento de apoyo **“El Agua”** que aparece al final de esta guía, indique si la afirmación es **VERDADERA O FALSA**

	AFIRMACION	VERDADERO / FALSO
a.	El agua tiene un amplio margen de temperatura en que pertenece líquida	
b.	La capilaridad y tensión superficial son propiedades químicas que presenta el agua.	
c.	Debido a la elevada capacidad de evaporación del agua, podemos regular nuestra temperatura, sudando o perdiéndola por las mucosas, cuando la temperatura exterior es muy elevada.	
d.	El agua impide el transporte de nutrientes a las células, así como de las sustancias de desecho desde las células.	
e.	El agua activa el metabolismo al favorecer el gasto metabólico en forma proporcional al volumen de agua ingerida, hasta un límite (2 a 3 litros de agua al día).	
f.	El agua dura forma sales insolubles con los jabones y por lo tanto no sirve para lavar ya que los cationes del agua (sales) reaccionan con los aniones del jabón, formando un jabón insoluble; lo que deja residuos en calderas, tuberías, así como en las tinas de baño y en la piel.	
g.	El agua blanda se obtiene como resultado del procesamiento químico o físico que se realiza a las aguas duras para remover el exceso de sales minerales de calcio y magnesio. Genera espuma fácilmente con el jabón.	
h.	Son procesos utilizados para la purificación del agua la filtración, destilación, cloración, intercambio iónico, osmosis inversa	
i.	El agua potable es aquella que por sus características de calidad es adecuada para el consumo humano.	
j.	La filtración elimina la dureza del agua	

15. Elabore un mapa conceptual sobre Solubilidad y los factores que la afectan

Respuestas de los ejercicios de densidad			
8	9	10	11
2.76 g/mL	0.272g	636 g	200g



Introducción

El agua es el compuesto químico más abundante en nuestro planeta, es esencial para la supervivencia de todas las formas de vida, cubre el 71% de la superficie de la corteza terrestre y se localiza principalmente en los océanos en donde se encuentra el 96.5% del agua total.

Es el principal componente del cuerpo humano y el hombre no puede estar sin beberla más de cinco o seis días ya que esto podría poner en peligro su vida. El cuerpo humano tiene un 75% de agua al nacer y cerca del 60 % en la edad adulta y aproximadamente el 60% de ella se encuentra en el interior de las células, lo demás circula en la sangre y baña los tejidos. El humano adulto necesita de 2.5 a 3 litros de agua diariamente.

Reúne una serie de características que la convierten en un disolvente insustituible en la biosfera; dichas características se pueden clasificar en propiedades físicas y químicas.

Propiedades físicas

Estado físico, densidad, color, olor, sabor, punto de ebullición, punto de congelación.

Amplio margen de temperatura en que pertenece líquida, carácter dipolar, variación de la densidad con la temperatura, calor específico y de vaporización elevados



Propiedades Físicas

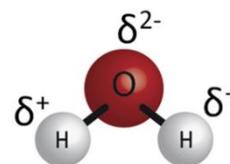
Estado Físico: Sólido, líquido, gaseoso Densidad: 1g/mL a 4°C	Color: Incoloro Olor: Inodoro Sabor: Insípido	Punto de ebullición: 100°C Punto de congelación: 0°C
---	--	---

a) Amplio margen de temperatura en que permanece líquida

- Permanece líquida de 0°C a 100°C un margen amplio.
- Tiene un **punto de ebullición muy elevado** (100°C, a 1 atmósfera de presión), teniendo en cuenta su tamaño.

b) Carácter dipolar

- El agua es una molécula polar porque presenta polaridad eléctrica, con un exceso de carga negativa junto al oxígeno, compensada por otra positiva repartida entre los dos átomos de hidrógeno. Esto hace que las moléculas de agua se orienten en torno a las partículas polares o iónicas, formando una envoltura de solvatación.



c) Variación de la densidad con la temperatura

- Es el único compuesto en el que su estado sólido es menos denso que su estado líquido; esta propiedad determina que el hielo flote en el agua, actúe como aislante térmico y en consecuencia, posibilite el mantenimiento de la gran masa de agua de los océanos en fase líquida. Cuando se calienta un cuerpo éste se dilata y, cuando se enfría, se contrae. Pero con el agua no sucede así, ya que cuando pasa de estado líquido a sólido, se dilata (aumenta de volumen, se expande); entonces la masa de hielo tiene mayor volumen que la masa de agua. Este hecho se denomina dilatación anómala del agua y ocasiona que el agua sólida tenga una densidad menor al agua líquida. Al ser menos densa flota en el agua líquida, propiedad que permite que las grandes masas de agua se congelen de arriba hacia abajo, y además que en clima extremadamente frío, como lo es el caso de los polos, se desarrolle vida acuática.

d) Calor específico y calor de vaporización elevados

- El **calor específico** de una sustancia se define como el número de calorías necesarias para cambiar la temperatura de 1 gramo de sustancia en 1°C. La enorme capacidad calorífica del agua (18 cal/mol. °C o 1 cal/g °C) que es superior a la de cualquier otro líquido o sólido permite almacenar gran cantidad de calor en esta sin que su temperatura varíe bruscamente. Esta propiedad brinda una estabilidad térmica al agua impidiendo que se caliente o se enfríe rápidamente, convirtiéndose en un medio de protección de los cambios bruscos de temperatura para los seres vivos, actuando como un regulador de temperatura corporal, además de ayudar a mantener el clima en la Tierra.
- El **calor de vaporización** es la cantidad de energía necesaria para convertir 1 g de líquido en vapor. Se expresa como **calor específico de vaporización** (calorías absorbidas por gramo vaporizado), es de 540 cal/g en su punto de ebullición y aún más elevado a bajas temperaturas. El valor es de gran utilidad para mantener constante la temperatura de los organismos vivos gracias a la gran cantidad de calor que se puede eliminar por vaporización.

Propiedades Químicas

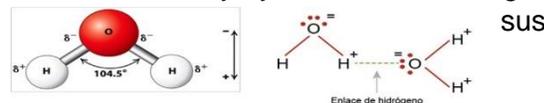
Su importancia, desde el punto de vista químico, reside en que casi la totalidad de los procesos químicos que ocurren en la naturaleza, no solo en organismos vivos, sino también en la superficie no organizada de la tierra, así como los que se llevan a cabo en el laboratorio y en la industria, tienen lugar entre sustancias disueltas en agua. Normalmente se dice que el agua es el disolvente universal, puesto que todas las sustancias son de alguna manera solubles en ella.

Características de la molécula del agua

La molécula de agua tiene forma triangular, formando un ángulo de 104.5° entre los dos átomos de hidrógeno unidos al Oxígeno. El átomo de Oxígeno es electronegativo, atrae hacia él los electrones y quedando con carga negativa por lo que queda una carga parcial positiva alrededor de los átomos de Hidrógeno. Por lo anterior se dan las interacciones dipolo-dipolo entre las propias moléculas de agua, formándose **enlaces por puentes de hidrógeno**.

Los **enlaces o puentes de hidrógeno** se presentan en mayor número en el agua sólida, en la **red cristalina** cada átomo de la molécula de agua está rodeado tetraédricamente por cuatro átomos de hidrógeno de otras tantas moléculas de agua y así sucesivamente es como se conforma su estructura.

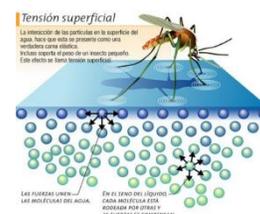
Cuando el agua sólida (hielo) se funde la **estructura tetraédrica** se destruye y la densidad del agua líquida es mayor que la del agua sólida debido a que moléculas quedan más cerca entre sí, pero sigue habiendo enlaces por puente de hidrógeno entre las moléculas del agua líquida.



a) Tensión superficial

Las moléculas que forman el agua se atraen mutuamente y tienden a permanecer unidas. Las de la superficie, no tienen otras por encima que las atraigan, por lo que se unen más fuerza, formando una especie de membrana o capa elástica que es capaz de sostener un cuerpo ligero, aunque sea más denso que el agua.

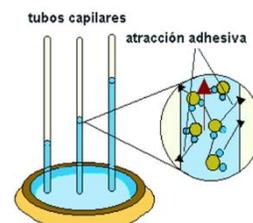
Por lo tanto, la fuerza que mantiene unidas a las moléculas de agua de la superficie se llama Tensión superficial. Gracias a esa tensión superficial algunos insectos pueden andar sobre el agua; además debido a esa tensión superficial la superficie del agua no es plana sino curva y forma un menisco, que en este caso es cóncavo.



b) Capilaridad

Es una propiedad de los líquidos que depende de su tensión superficial y a su vez ésta depende de la cohesión o atracción de las fuerzas intermoleculares del líquido y esto le da la capacidad de subir o bajar por un capilar.

Por esta propiedad es que el agua se puede mover a través de las raíces de plantas y a través de los pequeños vasos sanguíneos en nuestros cuerpos. En forma líquida, es el enlace de hidrógeno el que empuja las moléculas de agua al unirse. Como resultado, el agua líquida tiene una estructura relativamente compacta y densa.



Propiedades Químicas

Características de la molécula, tensión superficial, capilaridad

Algunas funciones principales del agua en el organismo

a) Es un disolvente polar

La mayoría de las moléculas de la célula son polares y por lo tanto interaccionan electrostáticamente con el agua, así como lo hacen los iones. La mayoría de las moléculas orgánicas pequeñas presentes en las células son hidrofílicas: azúcares, ácidos orgánicos, aminoácidos, etc.

Algunos compuestos biológicos son solubles en agua ya que existen como formas ionizadas al pH casi neutro de las células y por lo tanto son solubilizadas e hidratadas.

Debido a su gran polaridad es un buen solvente para las sustancias iónicas y por tanto suministra un medio para transportar nutrientes inorgánicos tales como NH_4^+ , NO_3^- , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} e iones monoatómicos a lo largo de organismos superiores. Su habilidad para disolver una variedad amplia de sustancias también la hace útil en el desecho de desperdicios. Muchos de los mecanismos de defensa del cuerpo humano contra sustancias tóxicas externas comprenden la conversión a formas solubles en agua y eliminación por la orina.

b) Medio donde se realizan reacciones químicas

En el agua de nuestro cuerpo se llevan a cabo las reacciones que nos permiten estar vivos, ya que forma el medio acuoso donde se desarrollan todos los procesos metabólicos que tienen lugar en nuestro organismo. Esto se debe a que las enzimas necesitan de un medio acuoso para su actividad. Las reacciones químicas se pueden llevar a cabo en el agua debido a que es un buen disolvente, tiene una elevada constante dieléctrica, y a su bajo grado de ionización.

c) Función estructural

Por su elevada cohesión molecular, el agua confiere estructura, volumen y resistencia. Debido a la polaridad las moléculas de agua, éstas tienen afinidad por ellas mismas tienden a orientarse espontáneamente de manera que el átomo electronegativo de oxígeno de una molécula se asocia con los átomos de hidrógeno de las moléculas adyacentes (puentes de hidrógeno). El agua se caracteriza por una red tridimensional. En el hielo la cantidad de puentes de hidrógeno es aún mayor dando lugar a un entramado cristalino rígido y altamente regular.

Dicha facilidad a formar puentes de Hidrógeno hace que el agua sea altamente cohesiva, lo que permite la tensión superficial, así como el elevado punto de ebullición, calor específico y calor de vaporización.

d) Función de transporte

Por ser un buen disolvente, debido a su elevada constante dieléctrica, y por poder ascender por las paredes de un capilar, gracias a la elevada cohesión entre sus moléculas, los seres vivos utilizan el agua como medio de transporte por su interior.

Además, el agua posibilita el transporte de nutrientes a las células, así como de las sustancias de desecho desde las células. Es el medio por el que se comunican las células de nuestros órganos y por el que se transporta el oxígeno y los nutrientes a nuestros tejidos. Además, es la encargada de retirar de nuestro cuerpo los residuos y productos de desecho del metabolismo celular.

e) Función amortiguadora

Debido a su elevada cohesión molecular, el agua sirve como lubricante entre estructuras que friccionan y evita el rozamiento. Como en el caso de las articulaciones, ya que las protege de traumatismos.

f) Función termorreguladora

El calor específico del agua confiere al agua su capacidad estabilizadora de la temperatura y que deriva directamente de los puentes de hidrógeno. Así como también por su alto calor de vaporización permite regular la temperatura absorbiendo el exceso de calor o cediendo energía si es necesario.

Debido a la elevada capacidad de evaporación del agua, podemos regular nuestra temperatura, sudando o perdiéndola por las mucosas, cuando la temperatura exterior es muy elevada.

Por lo que el agua es un refrigerante excelente y explica porque suda la gente. En estos casos el calor requerido para evaporar agua es disipado por el organismo el cuál se enfría en el proceso.

g) Desintoxicante

Los residuos que se generan durante el metabolismo de las proteínas se disuelven en la sangre y son removidos antes de que se acumulen en concentraciones tóxicas. Por lo que los riñones los filtran de la sangre y los excretan mezclados con agua formando la orina. El organismo pierde agua por distintas vías: por la orina, las heces, el sudor y a través de los pulmones o de la piel, por lo que se tiene que recuperar con el agua que bebemos y la que contienen bebidas y alimentos para evitar la deshidratación.

h) Lubricante

Tanto el aparato digestivo como todos los tejidos que son protegidos por mucosas, el agua evita la fricción entre ellos.

i) Activa el metabolismo

Favorece el gasto metabólico en forma proporcional al volumen de agua ingerida, hasta un límite (2 a 3 litros de agua al día).

Funciones del agua

Disolvente, medio donde se realizan reacciones químicas, estructural, transporte, desintoxicante, amortiguadora, termorreguladora lubricante, activa el metabolismo



Purificación del Agua

El agua puede contener muchos contaminantes dependiendo de su origen. Si se obtiene de un río en el cual se vierten aguas de alcantarillado, contiene bacterias y otros contaminantes, según la cantidad y el tipo de agua de alcantarillado que se hayan descargado en él. Por lo tanto, esta agua es peligrosa para la mayoría de los usos y debe purificarse antes de utilizarla como agua potable.

El agua que se obtiene de los manantiales y de los pozos en algunos casos es potable, pero contiene sales de calcio, magnesio o hierro, con carbonato ácido (bicarbonato), carbonato o sulfato, debido a que el agua disuelve esas sales cuando se filtra a través de la tierra o de las rocas. De acuerdo con los componentes disueltos el agua se clasifica como:

AGUA DURA

Es rica en sales minerales y las sales más comunes son: sulfatos, carbonatos, bicarbonatos, cloruros de calcio y magnesio.

Un ejemplo es la de manantiales y pozos profundos, debido a que el agua disuelve las sales cuando se filtra a través de la tierra o de las rocas.

Cuando se utiliza esta forma sales insolubles con los jabones y por lo tanto no sirve para lavar ya que los cationes del agua (sales) reaccionan con los aniones del jabón, formando un jabón insoluble; lo que deja residuos en calderas, tuberías, así como en las tinas de baño y en la piel. Por lo tanto, su uso no es adecuado para la industria ni para el hogar.

AGUA BLANDA

Por lo general, el agua blanda procede de fuentes con rocas ígneas (que se han formado por solidificación de un de material rocoso, caliente y móvil denominado magma), estas rocas sedimentarias contienen poco calcio y magnesio.

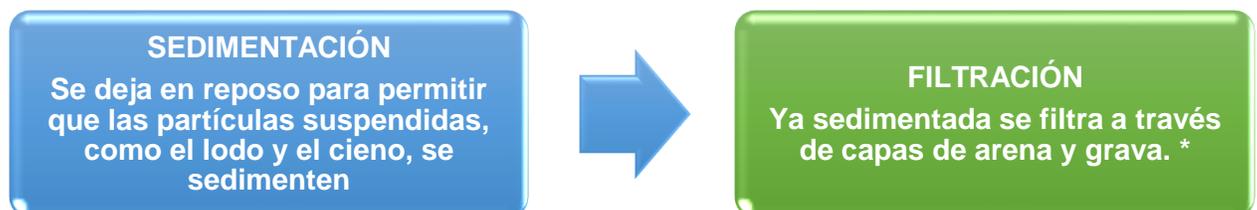
Se puede obtener como resultado del procesamiento químico o físico que se realiza a las aguas duras para remover el exceso de sales minerales de calcio y magnesio.

Genera espuma fácilmente con el jabón.

El agua se puede purificar mediante los siguientes procesos:

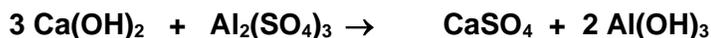
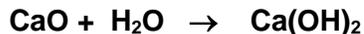
- a. Filtración: no elimina dureza
- b. Destilación: elimina impurezas, solubles e insolubles
- c. Cloración: adición de cloro para eliminar microorganismos patógenos.
- d. Intercambio iónico
- e. Osmosis inversa

a. Filtración



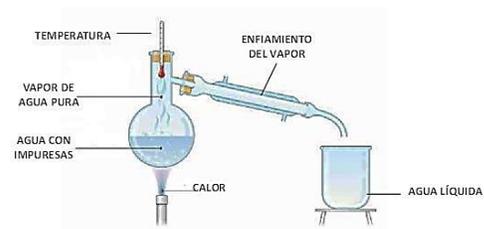
*Para eliminar algunas bacterias en el proceso de filtración, se pueden agregar CaO (óxido de calcio, cal) y $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (sulfato de aluminio). El CaO al reaccionar con el agua forma $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (hidróxido de calcio,) el cual reacciona con el $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ para formar $\text{Al}(\text{OH})_3$ (hidróxido de aluminio).

Este compuesto es un precipitado gelatinoso insoluble que retiene algunas bacterias eliminándolas.



b. Destilación

El agua se lleva a ebullición y el vapor formado se condensa en líquido de nuevo. Para obtener agua muy pura es probable que se tenga que repetir la destilación muchas veces, dependiendo de la cantidad de sales y de otras impurezas presentes.



• Cloración.

La membrana de osmosis inversa es una película de acetato de celulosa parecido al celofán usado para envolver la comida. El material filtrante de la membrana tiene una multitud de poros submicroscópicos en su superficie. El tamaño del poro de la membrana (0.0005 a 0.002 micrones) es mucho más pequeño que él las aberturas de un filtro mecánico normal (1 a 25 micrones).

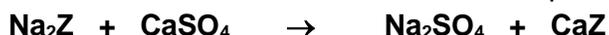
Se adiciona cloro al agua para eliminar bacterias dañinas que hayan pasado a través del filtro. Con frecuencia se utiliza polvo blanqueador (una mezcla de hipoclorito de calcio, cloruro de calcio e hidróxido de calcio) en lugar de cloro gaseoso. Para prevenir el cólera se agrega cloro (1 a 2 ppm), es de hacer notar que el ion activo en este caso es ClO^- (hipoclorito) por lo que en el tratamiento puede agregarse:

- Cloro
- Hipoclorito de Sodio
- Hipoclorito de Calcio

• Intercambio iónico.

Los iones de las sales se intercambian por iones menos perjudiciales que están en el intercambiador. Un tipo de intercambiador utiliza zeolita, que es un silicato hidratado de sodio-aluminio, el cual intercambia los iones calcio, magnesio o hierro, de las sales que están en el agua dura, por iones sodio.

El agua dura que contiene las sales se vierte en un tanque intercambiador que tiene zeolita en capas y los cationes de las sales se intercambian por iones de sodio.



Las sales de sodio son solubles y no precipitan el jabón, ni interfieren con la formación de espuma. El tanque de zeolita que se utilizó puede regenerarse por medio de tratamiento con una solución concentrada de cloruro de sodio la cual vuelve a formar el Na_2Z .

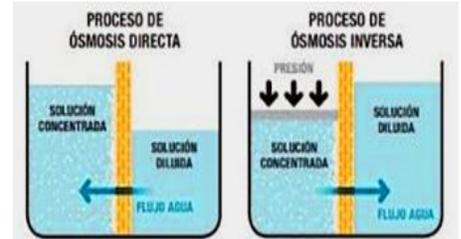


Este es el principio en que se basan muchos ablandadores o suavizadores comerciales.

- **Osmosis inversa.**

Es uno de los métodos más eficaces y usados hoy en día, es muy confiable, de muy bajo impacto ambiental, obteniéndose una alta calidad de agua y de bajo costo.

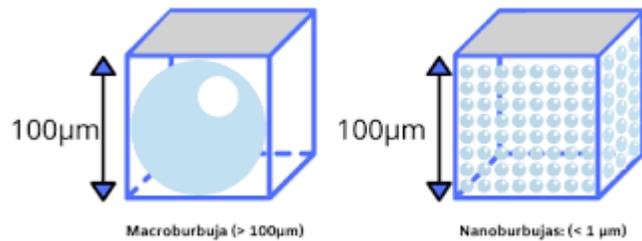
Este procedimiento separa los componentes orgánicos e inorgánicos del agua por el uso de presión ejercida en una membrana semipermeable mayor que la presión osmótica de la solución. La presión fuerza al agua pura a través de la membrana semipermeable, dejando atrás los sólidos disueltos. El resultado es un flujo de agua pura, esencialmente libre de minerales, coloides, partículas de materia y bacterias.



- **Nanoburbujas de ozono.**

En los últimos años, los métodos basados en nanoburbujas de ozono, se han utilizado ampliamente para la purificación de agua y tratamiento de aguas residuales.

Las nanoburbujas de ozono son burbujas extremadamente pequeñas con diámetros en el rango de nanómetros (menos de 100 nm), que están compuestas de gas ozono.



El ozono (O_3) es un agente oxidante y esterilizador fuerte y poderoso conocido por su capacidad para inactivar bacterias, virus y otros agentes infecciosos. El uso de ozono como desinfectante en los procesos de tratamiento de agua tiene el desafío de proporcionar ozono de manera efectiva y eficiente en todo el agua. La principal ventaja de las nanoburbujas de ozono es su larga vida en el agua. Debido a su pequeño tamaño y gran superficie, estas burbujas pueden permanecer suspendidas en el agua durante largos períodos de tiempo, lo que permite un mayor tiempo de contacto entre el ozono y los contaminantes. Este tiempo de contacto aumenta la eficacia de la purificación del agua y hace que este proceso sea más completo.

Además, el pequeño tamaño de las burbujas les permite penetrar en pequeñas grietas y áreas de difícil acceso, lo que ayuda a purificar el agua de manera más completa y eficiente.

Además de su eficacia, las nanoburbujas de ozono también son una tecnología segura y respetuosa con el medio ambiente. A diferencia de los métodos tradicionales de tratamiento químico, las nanoburbujas de ozono no producen subproductos nocivos ni dejan residuos tóxicos. Además, el gas ozono es un recurso natural y abundante que se genera fácilmente en el sitio.



Las ventajas más importantes de las nanoburbujas de ozono son:

- Mayor solubilidad del ozono: Las nanoburbujas de ozono tienen una gran superficie debido tamaño pequeño, lo que hace que el gas ozono se disuelva más eficazmente en los líquidos
- Mayor velocidad de reacción: El pequeño tamaño de las nanoburbujas de ozono aumenta la velocidad de transferencia de masa, lo que se traduce en una velocidad de reacción mucho mayor. Dando lugar a procesos de oxidación o desinfección más rápidos y eficaces.
- Estabilidad: Las nanoburbujas de ozono pueden ser más estables que las burbujas de ozono tradicionales.
- Penetración: Debido a su pequeño tamaño, estas pueden penetrar en espacios más pequeños, lo que permite utilizarlas en aplicaciones, como la limpieza y la desinfección.
- Respetuoso con el medio ambiente: El ozono es un potente oxidante que puede sustituir o reducir la necesidad de desinfectantes o limpiadores químicos tradicionales., ya que el ozono se descompone en oxígeno, sin dejar compuestos nocivos.

Purificación del Agua

Filtración, destilación, cloración, intercambio iónico, osmosis inversa, nanoburbuja de ozono.

Agua Potable

El **agua potable** es aquella que por sus características de calidad es adecuada para el consumo humano. La Comisión Guatemalteca de Normas (COGUANOR) publicó en el Diario Oficial el 18 de octubre de 1985, la Norma COGUANOR NGO 29 001. A la fecha se ha realizado la Primera Revisión, también publicada en el Diario Oficial el 4 de febrero del 2000. Esta indica las características químicas, microbiológicas, físicas, etc., que el agua potable debe cumplir. Actualmente está vigente la norma técnica COGUANOR NTG 29001

Los límites de las sustancias químicas se definen como:

- **Límite Máximo Aceptable:** Valor de la concentración de cualquier característica del agua, arriba del cual el agua pasa a ser rechazable por los consumidores, desde el punto de vista sensorial, pero sin que implique un daño a la salud del consumidor.
- **Límite Máximo Permisible:** Es el valor de la concentración de cualquier característica de calidad del agua, arriba del cual, el agua no es adecuada para consumo humano.



CARACTERÍSTICAS QUÍMICAS

COGUANOR NGO 29 001

Sustancias químicas con sus correspondientes límites máximos aceptables y límites máximos permisibles

Características	Límite máximo aceptable LMA mg/L	Límite máximo permisible LMP mg/L
Cloro residual libre ^(a)	0.5	1.0
Cloruro (Cl)	100.000	250.00
Dureza Total (CaCO ₃)	100.000	500.00
Sulfato (SO ₄ ⁻)	100.0	250.00
Aluminio (Al)	0.050	0.100
Calcio (Ca)	75.00	150.000
Cinc (Zn)	3.00	70.000
Cobre (Cu)	0.050	1.50
Magnesio (Mg)	50.0	100.00
Manganeso total (Mn)	0.1	0.4
Hierro total (Fe) ^(b)	0.3	

a) El Ministerio de Salud Pública y Asistencia Social será el ente encargado de indicar los límites mínimos y máximos de cloro residual libre según sea necesario o en caso de emergencia.

b) No se incluye el LMP porque la OMS establece que no es un riesgo para la salud del consumidor a las concentraciones normales en el agua para consumo humano, sin embargo el gusto y apariencia del agua pueden verse afectados a concentraciones superiores al LMA.

TRATAMIENTO Y DESINFECCIÓN DE AGUA EN FORMA CASERA CON HIPOCLORITO DE SODIO (CLORO LÍQUIDO)

Procedimiento:

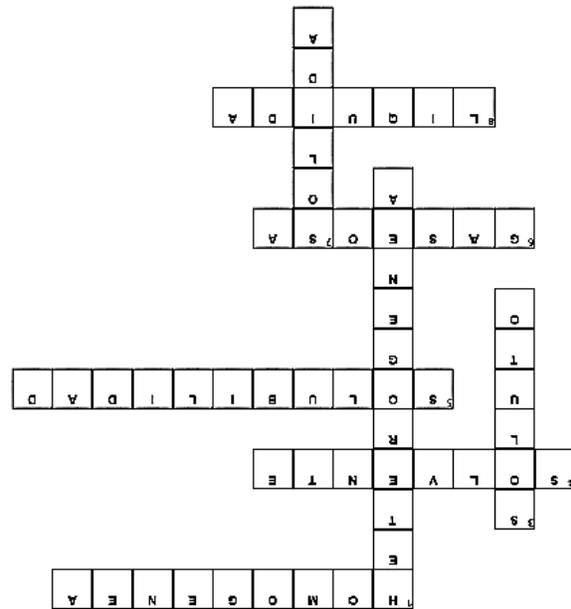
- Si el agua está turbia debe filtrarse, puede utilizarse una tela para ello.
- Cuando el agua ya está clara, puede agregarse el cloro líquido, como se indica a continuación:

Volumen de agua a desinfectar	Cantidad de gotas de cloro al 0.5% a agregar	Cantidad de gotas de cloro al 1% a agregar	Cantidad de gotas de cloro al 5% a agregar	Cantidad de gotas de cloro al 10% a agregar
1 L	4	2	½	-----
2 L	8	4	1	½
1 galón	15	8	1 ½	1
5 L	20	10	2	1
10 L	40	20	4	2

- Agitar perfectamente.
- Dejar reposar durante treinta minutos, para eliminar las bacterias presentes.
- Puede utilizarse.

REFERENCIAS

- Manual de Guías de Estudio 2023. Unidad Didáctica de Química, Facultad de Ciencias Médicas, USAC.
- Becker, W.; Kleinsmith, L.; Hardin, J. El Mundo de la Célula. 6ª Ed., España, Pearson, 2007
- Normas COGUANOR.
- <http://www.aula21.net/Nutriweb/agua.htm#propiedades>
- <http://platea.pntic.mec.es/iali/personal/agua/indice.html>
- <http://www.fortunecity.es/expertos/profesor/171/agua.html>
- <https://www.acniti.com/es/blog/tecnolog%C3%ADa-innovadora-nanoburbujas-ozono-tratamiento-avanzado-del-agua/>



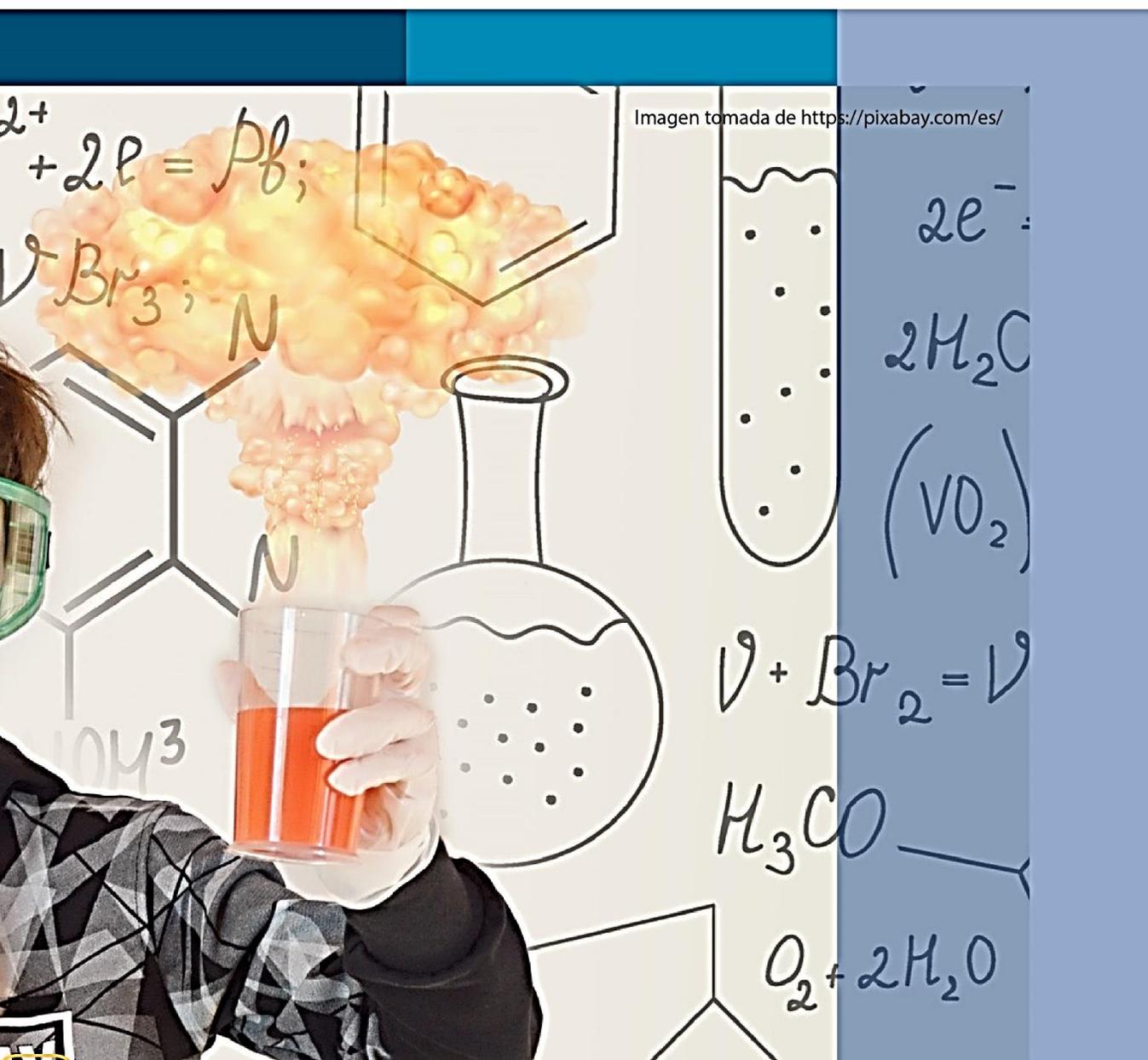
SOLUCIONES





Concentración de Soluciones I

Elaborado por: Lic. Pedro Guillermo Jayes Reyes



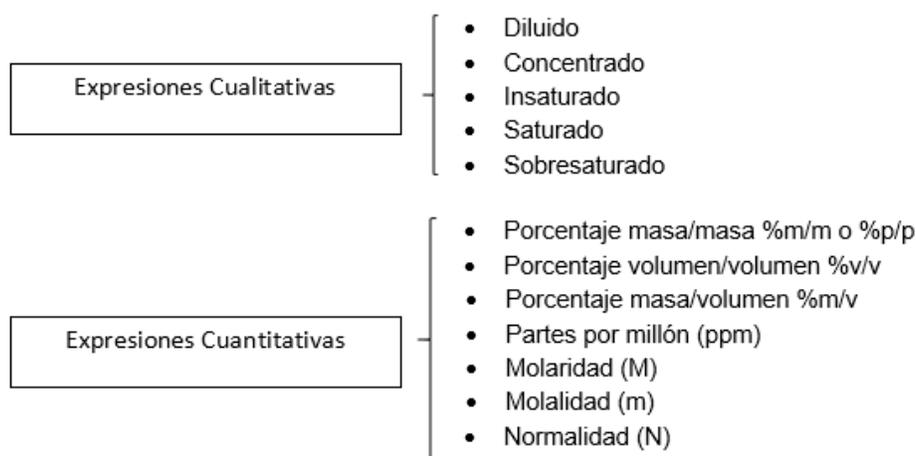
Semana 8

CONCENTRACIÓN DE SOLUCIONES I

Elaborado por: Lic. Pedro Guillermo Jayes Reyes

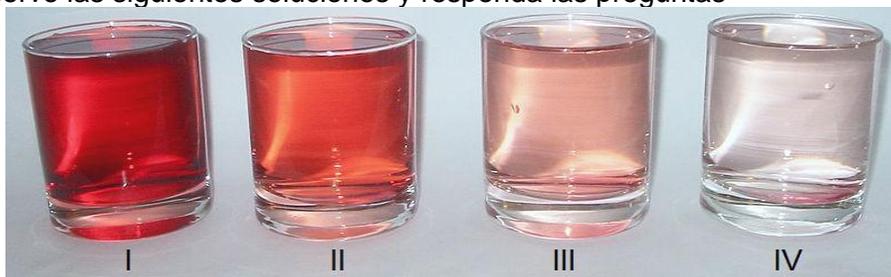
Lea en su libro de texto el capítulo 8 “Disoluciones” y luego complete lo que se le pide.

La concentración de las soluciones se puede expresar según la proporción de soluto solvente en diferentes expresiones:



I. CONCENTRACIÓN DE SOLUCIONES

1. Observe las siguientes soluciones y responda las preguntas



- a) Al comparar I y II, ¿cuál es la solución diluida?
- b) Al comparar II y III, ¿cuál es la solución concentrada?
- c) Al comparar III y IV, ¿cuál es la solución concentrada?
- d) ¿Qué constituyente hace la diferencia entre cada una de ellas?



2. Basándose en la siguiente la tabla responde para cada inciso si la solución resultante es saturada, insaturada o sobresaturada.

Solubilidad (g/100 g H ₂ O)		
Sustancia	20 °C	50 °C
KCl	34	43
KNO ₃	32	85.5
AgNO ₃	222	455
Sacarosa	204	260

- a) 50 g de KNO₃ en 100 g de agua a 50°C
- b) 400 g de azúcar en 125 g de agua a 20°C
- c) 75 g de AgNO₃ en 150 g de agua a 50 °C
- d) 45 g de KCl en 75 g de agua a 50 °C
- e) 46.4 g de KNO₃ en 145 g de agua a 20°C
- f) 138 g de KNO₃ en 150 g de agua a 50°C
- g) 845 g de sacarosa en 325 g de agua 50°C
- h) 750 g de AgNO₃ en 275 g de agua a 20°C
3. Una solución contiene 100 g de KCl en 270 g de agua a 50 °C y se enfría a 20°C (ver tabla en ejercicio 2)
- a. ¿Cuántos gramos de KCl permanecerán disueltos a 20 °C?
- b. ¿Cuántos gramos de KCl se cristalizarán después de enfriar de 50°C a 20°C?
4. Una solución contiene 75g de KNO₃ en 200g en H₂O a 50°C y se enfría a 20°C. (ver tabla en ejercicio 2)

- a. ¿Cuál es la máxima cantidad de gramos de KNO_3 que se pueden disolver a esa temperatura, por lo cual la solución resultante es?
- b. Con las cantidades de soluto y solvente a 50°C , la solución es:
 Insaturada_____ Saturada_____ Sobresaturada_____
- c. ¿Cuántos gramos de KNO_3 se cristalizan después de enfriar de 50°C a 20°C ?

II. PORCENTAJE MASA/MASA (% m/m) O PESO/PESO (% p/p)

$$\%m/m = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{gramos de la solución}} \times 100$$

$$g \text{ de solución} = g \text{ de soluto} + g \text{ de solvente}$$

Interpretación % m / m o % p/p:

Si se tiene una solución al **15 % m/m**; significa que se tienen **15 gramos de soluto** por cada 100 gramos de solución.

Significa también que hay **15 gramos de soluto** y **85 gramos de agua (solvente)**, esto suma **100 gramos de solución**.

1. ¿Cuál es el % m/m de una solución preparada con 7.00 g de NaOH en 50 g de agua?
2. ¿Cuál es el % m/m de una solución que se preparó disolviendo 25 g de Na_2SO_3 hasta obtener 250 g de solución?
3. ¿Cuántos gramos de CH_3COONa son necesarios para preparar 500 g de solución al 4.5 % m/m?
4. ¿Qué cantidad de agua se necesita agregar a 25 g de NaCl para obtener una solución 2.5 % m/m?



5. Se necesita preparar 250 g de una solución al 6.00% m/m de KOH ¿Cuántos gramos de KOH y de H₂O se necesitan?
6. ¿Cuántos gramos de clotrimazol se necesitan para preparar 1.00 Kg de pomada de clotrimazol al 1.5 % p/p?

III. PORCENTAJE VOLUMEN / VOLUMEN (% v/v)

$$\%v/v = \frac{\text{mL de soluto}}{\text{mL de solución}} \times 100$$

A diferencia de las masas, los volúmenes **NO SON ADITIVOS**.
El volumen de la solución **NO ES** la suma del volumen del soluto más el volumen del solvente.

Interpretación % v/v:

Si se tiene una solución al 15 % v/v, significa que hay **15 mL de soluto** por cada **100 mL de solución**.

1. ¿Cuál es el % v/v de una solución que se preparó con 40 mL de alcohol isopropílico hasta obtener un volumen final de 200 mL de solución?
2. ¿Qué cantidad en mL de eugenol contiene un frasco de 600 mL de enjuague bucal al 0.5 % v/v de eugenol?
3. ¿Cuántos mL de solución al 70% v/v se pueden preparar con 100 mL alcohol isopropílico?
4. ¿Cuántos mL de alcohol etílico consume una persona si bebe 2.0 onzas de Ron al 38% v/v (1 oz fl (US) = 29.57 mL)?
5. ¿Cuál es el % v/v de una solución antiséptica que contiene 5.00 mL de peróxido de hidrogeno disuelto en agua hasta obtener 200 mL de solución?

6. ¿Cuántos mL de formol (solución de formaldehído al 37 % v/v) se pueden preparar con 50 mL de formaldehído?

IV. PORCENTAJE MASA/VOLUMEN (% m/v) o PESO / VOLUMEN (% p/v)

$$\%p/v = \frac{\text{g de soluto}}{\text{mL de solución}} \times 100$$

Interpretación % m /v o % p/v:

Una solución al 25 % p /v significa que hay **25 gramos de soluto** por cada 100 mL de solución.

1. ¿Cuál es el % m/v de una solución preparada al mezclar 9.00 g de NaCl con agua hasta alcanzar un litro de solución? (Este preparado se conoce como solución salina isotónica o como suero fisiológico).
2. ¿Cuántos gramos hay de glucosa en una bolsa de suero de 500 mL de Dextrosa (glucosa) al 5% p/v?
3. ¿Cuántos mL de una solución de CaCl₂ al 0.50% p/v contienen 5.00 g del soluto?
4. Cuantos gramos de NaCl contiene una bolsa de 500 mL de **Solución Mixta al 5%** (ver tabla de composición de soluciones intravenosas).
5. ¿Cuál será el % p/v de una solución NH₄OH al 10% p/p con una densidad de 1.2 g/mL?
6. Si a un paciente se le administra tres veces al día una bolsa de 250 mL de solución de aminoácidos al 8,5% m/v



- a. ¿Cuántos gramos de aminoácidos recibe el paciente en 1 día?
 - b. ¿Cuántos gramos de aminoácidos hay en 250 mL de solución?
7. ¿Cuántos mililitros de suero fisiológico hay que administrar vía parenteral a un paciente para que reciba 5.00 g de NaCl?
8. Paciente de 1 año que pesa 20 lb presenta fiebre y dolor por dentición por lo que se decide administrarle diclofenaco. La dosis recomendada es de 1.5 mg/kg/día dividida en tres dosis y el frasco gotero está al 1.5 % p/v (1 ml del gotero es equivalente a 20 gotas).
- a. ¿Cuántos mL habrá que administrarle al día?
 - b. ¿Cuántos mL se administrarán en cada dosis?
 - c. ¿Cuántas gotas se administran en cada dosis?

Utilice los datos de la “**Tabla de composición de soluciones intravenosas**” Ubique el encabezado “Principio Activo por c/100 mL” para resolver los siguientes ejercicios.

TABLA DE COMPOSICIÓN DE SOLUCIONES INTRAVENOSAS

Producto	Principio Activo por c/100 mL	Presentación	Indicaciones
Suero Fisiológico o Solución Salina	Cloruro de Sodio 0.9 g	Bolsa de: 250 mL. 500 mL. 1,000 mL	Deshidratación secundaria por pérdida de Sodio o Deshidratación Hipotónica Aumento en el volumen Sanguíneo Vehículo de otros medicamentos
Solución de Dextrosa al 5% (Isotónica)	Glucosa 5 g	Bolsa de: 250 mL. 500 mL. 1,000 mL	Nutriente Parenteral Deshidratación moderada Aumento en el volumen sanguíneo
Solución de Dextrosa al 10%	Glucosa 10 g	Bolsa de: 250 mL. 500 mL. 1,000 mL	Nutriente parenteral Hipoglucemia
Solución Hartman	Cloruro de Sodio 0.6 g Cloruro de Potasio 0.03 g Cloruro de Calcio 0.02 g Lactato de Sodio 0.31 g	Bolsa de: 250 mL. 500 mL. 1,000 mL	Deshidratación grave Acidosis Orgánica e Inorgánica Déficit de los Electrolitos de la fórmula
Solución Hartman con Dextrosa al 5%	Glucosa 5 g Cloruro de Sodio 0.6 g Cloruro de Potasio 0.03 g Cloruro de Calcio 0.02 g Lactato de Sodio 0.31 g	Bolsa de: 1,000 mL	Deshidratación grave Nutriente Parenteral Hipoglucemia
Solución Mixta al 5%	Glucosa 5 g Cloruro de Sodio 0.9 g	Bolsa de: 250 mL. 500 mL. 1,000 mL	Nutriente Parenteral Deshidratación Aumento del volumen Sanguíneo
Mezcla No. 1	Glucosa 3.33 g Cloruro de sodio 0.45 g	Bolsa de: 250 mL. 500 mL.	Deshidratación infantil causada por diarrea
Mezcla No. 2	Glucosa 2.5 g Cloruro de sodio 0.45 g		
Suero Vitaminado 5%	Glucosa 5 g Tiamina Clorhidrato 0.5 mg Nicotinamida 5.0 mg Riboflavina 0.75 mg Piridoxina 0.54 mg	Bolsa de: 250 mL. 500 mL. 1,000 mL	Nutriente Parenteral Vitaminado Deficiencia leve de las Vitaminas contenidas en la fórmula
Suero Vitaminado 10%	Glucosa 10 g Tiamina Clorhidrato 0.5 mg Nicotinamida 5.0 mg Riboflavina 0.75 mg Piridoxina 0.54 mg		
Solución para Rehidratación Intravenosa (S.R.I.V)	Cloruro de Sodio 0.35 g Cloruro de Potasio 0.15 g Acetato Monosódico Trihidratado 0.4082 g Dextrosa Monhidratada 2.2 g	Bolsa de: 500 mL. 1,000 mL	Deshidratación grave causada por diarrea

9. Indique el % **p/v** de los solutos de la solución Hartman, de acuerdo con lo indicado en la columna “Principio Activo por c/100 mL”, no hacer cálculos.
- a. Cloruro de sodio: _____% **p/v** c. Cloruro de potasio: _____% **p/v**
- b. Cloruro de calcio: _____% **p/v** d. Lactato de sodio: _____% **p/v**
10. Calcule los % p/v de los solutos que contiene una bolsa de 250 mL de solución de Suero vitaminado al 10% p/v. **Deje constancia del calculo**
- a. Glucosa d. Riboflavina
- b. Tiamina e. Piridoxina
- c. Nicotinamida
11. ¿Cuál es el % p/v de glucosa? en una bolsa de 250 mL de Mezcla No. 1 y en una bolsa de 500 mL de Mezcla No.2.
- a) Mezcla No. 1: Mezcla No. 2:
- b) El mayor % p/v de glucosa lo contiene la Mezcla:
12. Si un paciente recibe una bolsa de 500 mL de Solución para Rehidratación Intravenosa (S.R.I.V.), ¿cuántos gramos de cada uno de los solutos se le administraron?
- a. Cloruro de sodio
- b. Cloruro de potasio
- c. Acetato monosódico trihidratado:
- d. Dextrosa monohidratada:
13. ¿Cuál es el soluto y en qué cantidad que hace la diferencia entre la Solución de Hartman y la Solución de Hartman con Dextrosa al 5% p/v?

V. PARTES POR MILLON (ppm)

$$ppm = \frac{\text{mg de soluto}}{\text{litro de solución}}$$

La unidad de medida de concentración, partes por millón (ppm) se refiere a la cantidad de unidades de la sustancia (soluto, contaminante, agente, etc.) que hay por cada millón de unidades del conjunto.

El uso más habitual de ppm es en análisis químico para la medida de concentraciones muy diluidas. Por ejemplo:

- Análisis químico del agua: 20 ppm de ion cloruro, Cl⁻, equivale a **20 mg Cl⁻** por cada litro de muestra de agua.
 - Contaminantes del aire: 9 ppm de Monóxido de carbono (CO), en una muestra de aire; equivale a 9 miligramos de CO por cada metro cúbico.
 - Análisis de trazas de minerales: 0.04 a 10 ppm de Zn en una muestra de alimentos; equivale a 0.04 a 10 miligramos de Zn por cada kilogramo del alimento.
1. También se utiliza en otros campos de la ciencia, por ejemplo, en ecología, agronomía, física e ingeniería.

(LMP; Límite Máximo Permitido: Hg hasta 0.001 ppm)

2. Calcule la concentración en ppm de Arsénico, si hay 0.0033 mg de As disueltos en 500 mL de agua de pozo. ¿Está dentro del límite máximo permitido para el potable? (LPM: As hasta 0.01 ppm)
3. ¿Cuántos gramos de hierro se consumen al beber un litro de agua que contiene 1.5 ppm de Fe?
4. ¿Cuántos mL de enjuague bucal se deben administrar si se necesitan 15 mg de Flúor en un tratamiento dental? La concentración de F en el enjuague bucal es de 225 ppm.



VI. DILUCION

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

C_1 = concentración inicial; V_1 = volumen inicial

C_2 = concentración final; V_2 = volumen final

Nota: C = cualquier concentración cuantitativa

Observación:

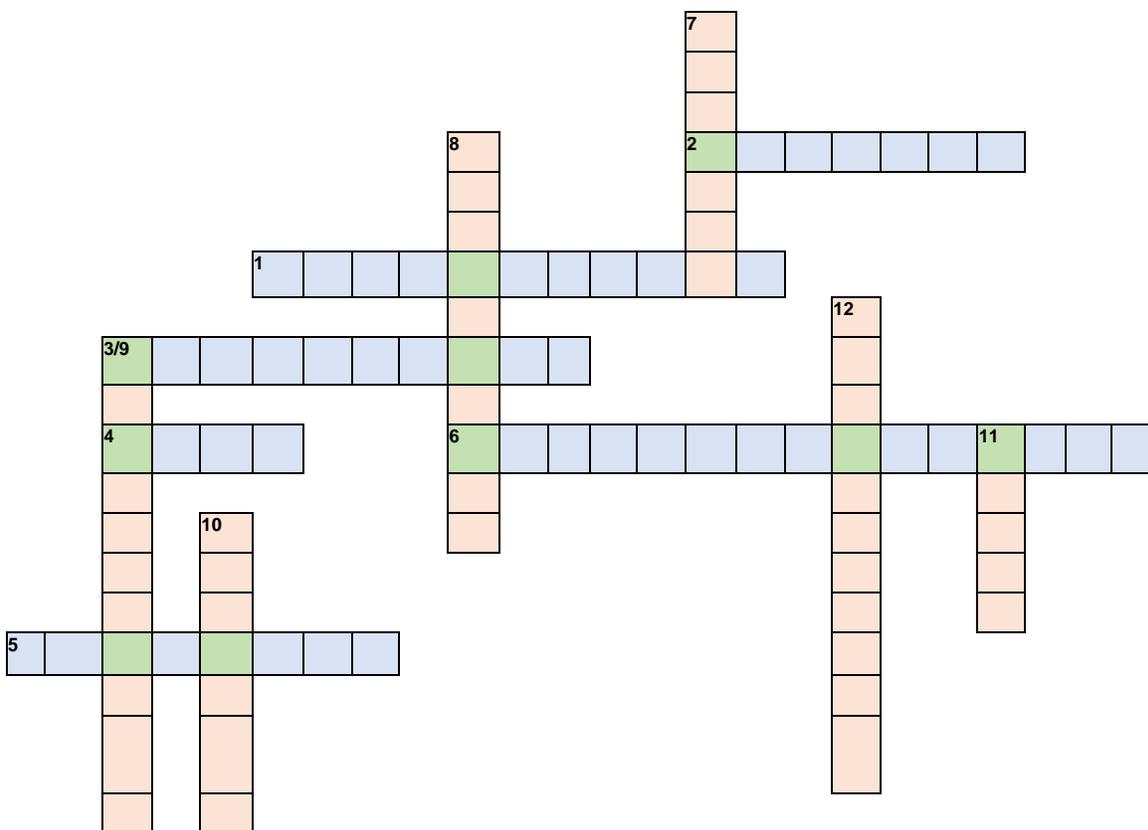
La concentración 1 siempre va a hacer **mayor** que la concentración 2.

1. En el Centro de Salud de una aldea se terminó el alcohol etílico al 70% v/v, en la bodega solo queda un frasco de 1500 mL de alcohol etílico al 95%. ¿Qué volumen de alcohol etílico al 95% se necesita para preparar 200 mL de alcohol etílico al 70% v/v?
2. La solución de povidona yodada al 0.5% p/v se utiliza como desinfectante de la piel, qué volumen se puede obtener si se cuenta con 20 mL de solución al 5% p/v?
3. En maternidad se utiliza Gluconato de clorhexidina para realizar la desinfección vaginal en trabajo de parto. A 2.5 litros al 5% p/v se le agregó agua esterilizada hasta obtener 12.5 litros de solución. ¿Cuál es la concentración final de la solución?
4. En una aldea remota alguien se hace una herida con machete. El médico necesita 100 mL al 1.5% p/v de agua oxigenada pero solo hay un frasco de 100 mL al 30% p/v. ¿Cuántos mL de agua oxigenada concentrada son necesarios para preparar la solución a la concentración necesaria?

**VII. LECTURA “LA QUIMICA EN LA SALUD”
GOTA Y CÁLCULOS RENALES: PROBLEMA DE SATURACIÓN EN LOS LÍQUIDOS CORPORALES, página 307 del libro de texto.**

Resuelva el siguiente crucigrama con información de la lectura.

HORIZONTALES	VERTICALES
1. Los padecimientos de gota y cálculos renales se relacionan con compuestos del cuerpo que superan los niveles de:	7. Bebida alcohólica que puede aumentar los niveles de ácido úrico y producir crisis de gota.
2. La gota afecta a adultos de más de 40 años principalmente a:	8. Nombre del medicamento que ayuda a los riñones a eliminar el ácido úrico.
3. Nombre del medicamento que bloquea la producción de ácido úrico en el cuerpo.	9. Al pasar por las vías urinarias un cálculo renal causa dolor y es necesario administrar:
4. Las personas que padecen de cálculos renales se les recomienda beber de 6 a 8 vasos de:	10. Los depósitos de cristales también pueden formarse en los:
5. Alimento que contribuye elevar los niveles de ácido úrico además de carnes y sardinas.	11. Los cristales insolubles que se depositan en los tendones, cartílagos y tejidos blandos tienen forma de:
6. Se le denomina así al material sólido que se forma en el aparato urinario.	12. Procedimiento que puede utilizarse para romper los cálculos renales.



VIII. MAPA CONCEPTUAL Elabore un mapa conceptual sobre **CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES I**, (puede ser en una hoja adicional y pegarla, en su cuaderno o aquí mismo si hay espacio).

RESPUESTAS

2.

a.	insaturada
b.	sobresaturada
c.	insaturada
d.	sobresaturada
e.	saturada
f.	sobresaturada
g.	saturada
h.	sobresaturada

3. a) 91.8 gramos b) 8.2 gramos

4. a) 171.0 gramos b) insaturada c) 11 gramos

	II. % m/m	III. % v/v	IV. % p/v	V. ppm	VI. Dilución
1.	12.28%	20.00%	0.90 %	0.0032 ppm sobre el límite	147.37 mL
2.	10.00%	3.00 mL	25.00 g	0.00665 ppm dentro del límite.	200.00 mL
3.	22.50g	142.86 mL	1000 mL	0.0015 g	1%
4.	975g de agua	22.47 mL	4.5 g	66.67 mL	5.00 mL
5.	15.00g KOH y 235 de agua	2.5 %	12.00 %		
6.	15.00 g	135.14 mL	a. 63.75g b. 21.25 g		
7.			500.00 mL		
8.			a. 0.91 mL b. 0.30 mL c. 6 gotas		
9.			a. 0.6 % b. 0.02 % c. 0.03 % d. 0.31 %		
10.			a. 10 % b. 5×10^{-4} c. 5×10^{-3} d. 7.5×10^{-4} e. 5.4×10^{-4}		
11.			a. 3.33 % y 2.5 % b. Mezcla 1		

12.			a. 1.75 g b. 0.75 g c. 2.04 g d. 11.00 g		
13.			5 g de glucosa		

Solución Crucigrama

Horizontales: 1 Solubilidad, 2 Varones, 3 Alopurinol, 4 Agua, 5 frijoles, 6 Cálculos renales

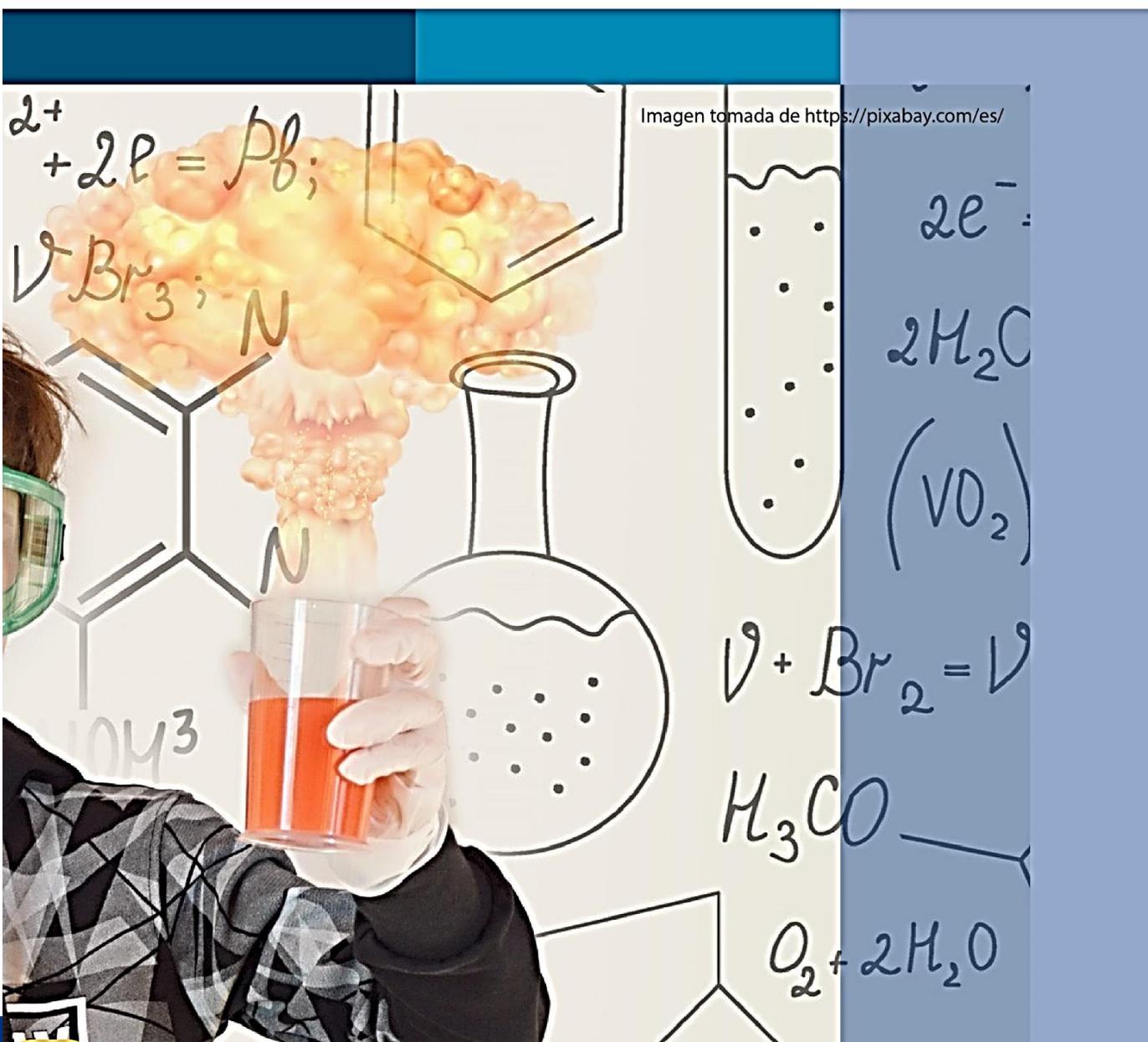
Verticales: 7 Cerveza, 8 Probenecid, 9 Analgésicos, 10 Riñones, 11 Aguja, 12 ultrasonido





Concentración de soluciones II

Elaborado por: Lic. Raúl Hernández Mazariegos



Semana 9

CONCENTRACIÓN DE SOLUCIONES II

Elaborado por: Lic. Raúl Hernández Mazariegos

Molaridad

$$M = \frac{a \times 1000}{PM \times V}$$

a = gramos de soluto

PM = peso molecular

V = volumen de la solución en mililitros

$$M = \text{molaridad} \left(\frac{\text{mol}}{\text{litro}} \right)$$

Resuelva los siguientes ejercicios aplicando el método del Factor Unitario o con fórmulas. También puede utilizar la siguiente calculadora digital para corroborar sus resultados:

<http://guatequimica.com/bootstrap/pages/calculadoras/molaridad.html>

1. Si le piden preparar 250 mL de una solución de sacarosa $C_{12}H_{22}O_{11}$, 0.1 M.
¿Cuántos gramos de sacarosa tiene que usar?

2. Calcule la molaridad de las siguientes soluciones:

a) 0.10 mol de soluto en 250 mL de solución

b) 2.5 mol de NaCl en 0.650 L de solución



c) 0.025 mol de HCl en 10 mL de solución

d) 260 g de $C_6H_{12}O_6$ en 800 mL de solución

e) 1.50 g de $Al_2(SO_4)_3$ en 2.00 L de solución

3. Calcule el número de moles de soluto en cada una de las siguientes soluciones:

a) 40.0 L de LiCl 1.0 M

b) 25.0 mL de H_2SO_4 3.00 M

c) 349 mL de NaOH 0.0010 M



4. Calcule los gramos de soluto en cada una de las siguientes soluciones:

a) 150 L de NaCl 1.0 M

b) 0.035 L de HCl 10.0 M

c) 260 mL de H₂SO₄ 18.0 M H₂SO₄

5. ¿Cuántos mililitros de solución de KCl 0.256 M contendrán lo siguiente:

a) 0.43 moles de KCl

b) 20.0 g de KCl

c) 71.0 g de ion cloruro, Cl⁻



Normalidad

$$N = \frac{a \times 1000 \times e}{PM \times V}$$

a = gramos de soluto

PM = peso molecular

e = estado de oxidación, H⁺ o OH⁻ sustituibles o en general,
el número de equivalentes de soluto contenidos en 1 mol del mismo

V = volumen de la solución en mililitros

$$N = \text{normalidad en } \left(\frac{\text{eq}}{\text{litro}} \right)$$

Peso Equivalente de Ácidos

$$\text{Peso equivalente}_{\text{ácido}} = \frac{\text{peso fórmula en gramos}}{\# \text{ de H}^+ \text{ sustituidos}}$$

Peso Equivalente de Bases

$$\text{Peso equivalente}_{\text{base}} = \frac{\text{peso fórmula en gramos}}{\# \text{ de OH}^- \text{ sustituidos}}$$

Peso Equivalente de Sales

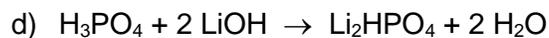
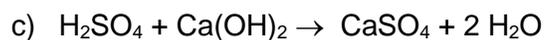
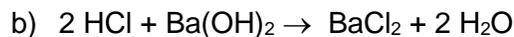
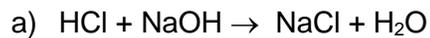
$$\text{Peso equivalente}_{\text{sal}} = \frac{\text{peso fórmula en gramos}}{\# \text{ total de cargas positivas}}$$

Resuelva los siguientes ejercicios aplicando el método del Factor Unitario o con fórmulas. También puede utilizar la siguiente calculadora digital para corroborar sus resultados:

<http://guatequimica.com/bootstrap/pages/calculadoras/normalidad.html>

- Para solutos que su peso molecular es igual al peso equivalente $N = M$
- Para solutos cuyo peso molecular es igual a 2 pesos equivalentes $M \times 2 = N$
- Para solutos cuyo peso molecular es igual a 3 pesos equivalente $M \times 3 = N$

6. Calcule la masa o peso equivalente del ácido y la base en cada una de las reacciones siguientes:



7. Calcule el peso equivalente del $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

8. Calcule la normalidad de cada una de las siguientes soluciones:

a) 3.75 g de NaOH en 135 mL de solución

b) 4.32 g de H_3PO_4 en 85.5 mL de solución



c) 14.2 g de Na_2SO_4 en 625 mL de solución

d) solución de HCl 8.0 M

e) solución de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ al 25% (d = 1.2 g/mL)

Diluciones

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

C_1 = concentración inicial C_2 = concentración final

V_1 = volumen inicial V_2 = volumen final

Puede utilizar la siguiente calculadora digital para corroborar sus resultados:

<http://guatequimica.com/bootstrap/pages/calculadoras/dilucion.html>

9. Que volumen en (ml) de una solución de KOH al 2.5 % (p/v) se puede preparar diluyendo 50.0 ml de una solución de KOH al 12 % (p/v)?

10. ¿Cuántos mililitros de una solución de NaOH 0.5M se necesitan para preparar 500 mL de una solución de NaOH 0.1M?

11. ¿Cuántos mililitros de ácido H_2SO_4 2.0 N se deben utilizar para obtener 3.0 litros de ácido 0.20 N?
12. ¿Cuántos mL de una solución de sal al 15 %p/p se deberá emplear para preparar 550 ml de una solución 5%p/p?

TITULACION ACIDO-BASE

NEUTRALIZACION

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

$$N_{ACIDO} \times V_{ACIDO} = N_{BASE} \times V_{ACIDO}$$

Puede utilizar la siguiente calculadora digital para corroborar sus resultados:

<http://guatequimica.com/bootstrap/pages/calculadoras/neutralizacion.html>

13. Cuántos mililitros de H_2SO_4 0.4 N se necesitan para titular 25 mL de NaOH 0.10 N?
14. ¿Cuál es la normalidad de 50 mL de KOH que fueron titulados con 12.5 mL de HCl 2.1 N?
15. ¿Cuál es la Normalidad de una solución de NaOH, si 15mL de la base se titularon con 25.5 mL de HCl 0.2N?



Molalidad

$$m = \frac{a \times 1000}{PM \times b}$$

a = gramos de soluto

PM = peso molecular

b = gramos de solvente

$$m = \text{molalidad} \left(\frac{\text{moles de soluto}}{\text{Kg de solvente}} \right)$$

Resuelva los siguientes ejercicios aplicando el método del Factor Unitario o con fórmulas. También puede utilizar la siguiente calculadora digital para corroborar sus resultados:

<http://guatequimica.com/bootstrap/pages/calculadoras/molalidad.html>

16. ¿Cuál es la molalidad de una solución preparada con 1.28 g de nitrato de sodio disueltos en 250 mL de agua, densidad del agua = 1g/mL?

17. ¿Cuál es la molalidad de una solución que contiene 5.28 g de etanol (C₂H₆O) en 150 g de H₂O?

18. ¿Qué volumen de agua se necesita para preparar una solución 0.157 m, a partir de 8.39 g de KCl?
19. ¿Cuál es la molalidad de una solución acuosa de cloruro de amonio al 7.00% m/m?

20. ¿Cuántos gramos de carbonato de sodio son necesarios para preparar una solución 1.25 m utilizando 250 mL de agua?

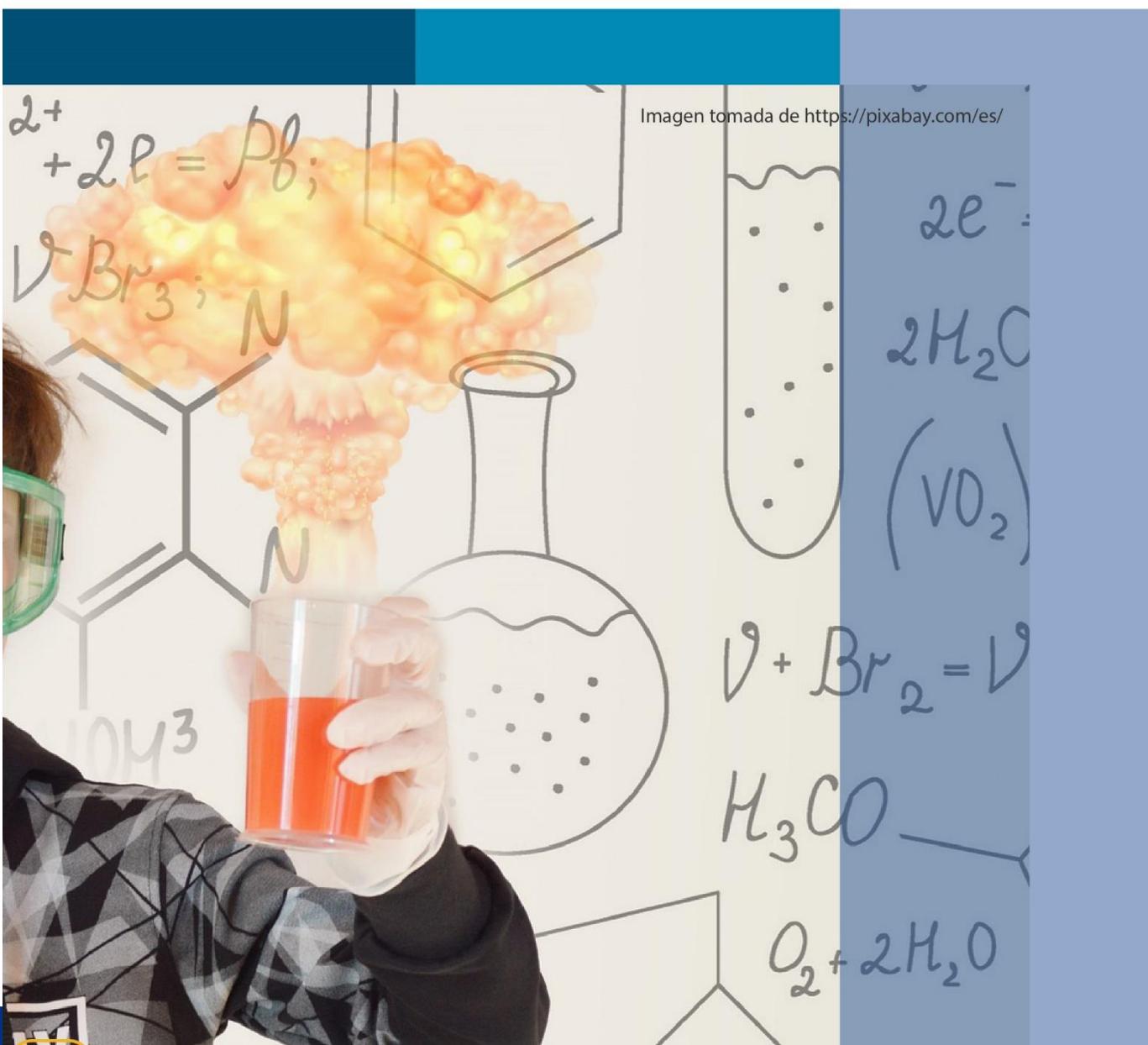
RESPUESTAS:

1.	8.56 g	6.d)	H ₃ PO ₄ 49.0 g, LiOH 23.9 g
2.a)	0.40 M	7.	57.03 g
2.b)	3.8 M	8.a)	0.694 N
2.c)	2.5 M	8.b)	1.55 N
2.d)	0.327 M	8.c)	0.320 N
2.e)	1.81 M	8.d)	8.0 N
2.f)	2.19 x 10 ⁻³ M	8.e)	3.66 N
3.a)	40 moles	9.	240 mL
3.b)	0.0750 moles	10.	100 mL
3.c)	3.5 x 10 ⁻⁴ moles	11.	300 mL
4.a)	8.8 x 10 ³ g	12.	183 mL
4.b)	13 g	13.	6.25 mL
4.c)	4.6 x 10 ² g	14.	0.525
5.a)	1.68 x 10 ³ mL	15.	0.34 N
5.b)	1.05 x 10 ³ mL	16.	0.0602 m
5.c)	7.81 x 10 ³ mL	17.	0.764 m
6.a)	HCl 36.5 g, NaOH 40.0 g	18.	7.17 x 10 ⁻² mL
6.b)	HCl 36.5 g, Ba(OH) ₂ 85.7 g	19.	1.41 m
6.c)	H ₂ SO ₄ 49.1 g, Ca(OH) ₂ 37.1 g	20.	33.1 g



+Coloides y Suspensiones, Osmosis y Diálisis

Elaborado por: Lcda. Luisa Fernanda Rosales H.



Semana 10

COLOIDES Y SUSPENSIONES, OSMOSIS Y DIÁLISIS

Elaborado por: Lcda. Luisa Fernanda Rosales H.

Lea en el libro de texto el capítulo 8 (Inciso 8.6) (Timberlake Karen, Wade G. Leroy G., Klug William S., Cummings Michael R., Spencer Charlotte A., Palladino Michel A. YP. QUIMICA. Pearson, editor. México; 2018). Y puede complementar con otras fuentes de investigación.

1. Clasifique las siguientes mezclas según sus características indicadas en: DISOLUCIONES, COLOIDES O SUSPENSIONES.

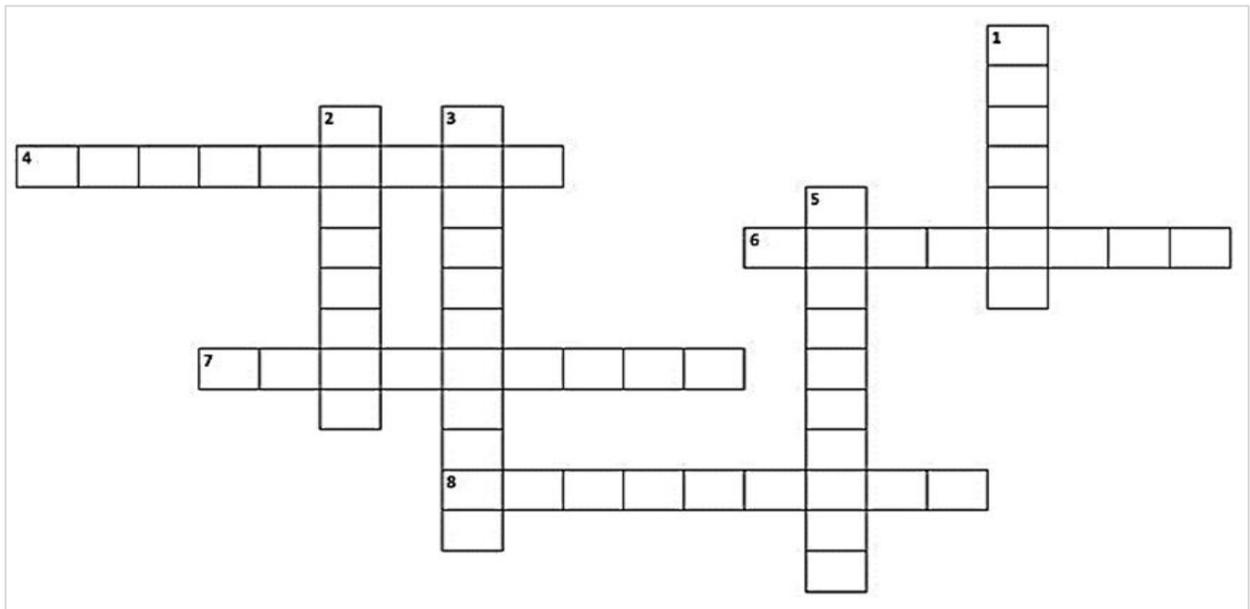
CARACTERISTICAS	DISOLUCION, COLOIDE O SUSPENSION
<ul style="list-style-type: none"> - Mezcla heterogénea - Se puede separar por filtración - Partículas muy grandes que pueden ser visibles - Presenta una fase sólida y una líquida - Se asienta por efecto de la gravedad - Diámetro de partícula superior a los 1,000 nanómetros 	
<ul style="list-style-type: none"> - Mezcla homogénea - No se separa por filtración - Presenta una fase - Partículas pequeñas, átomos, iones o moléculas pequeñas - No presenta efecto de Tyndall - Atraviesa la membrana semipermeable - No se asienta por efecto de la gravedad - Diámetro de partícula inferior a un nanómetro 	
<ul style="list-style-type: none"> - No se separa por filtración - Partículas grandes o grupos de moléculas o iones - Presenta efecto de Tyndall - Puede separarse con membrana semipermeable - No se asienta por efecto de la gravedad - Diámetro de partícula entre un nanómetro y los 1,000 nanómetros. 	



2. Complete el siguiente cuadro con ejemplos para cada tipo de coloide:

Sustancia Dispersada (soluto)	Medio de Dispersión (solvente)	Tipo de Dispersión	Ejemplo de Coloide
Gas	Líquido	Espuma	
	Sólido	Esponja	
Líquido	Gas	Aerosol	
	Líquido	Emulsión	
	Sólido	Gel	
Sólido	Gas	Aerosol sólido	
	Líquido	Sol, suspensoide	

3. Resuelva el crucigrama colocando la palabra que corresponde a la definición.



VERTICALES

1. Flujo de un solvente, en general agua a través de una membrana semipermeable hacia una solución de mayor concentración de soluto
2. Proceso espontaneo en el cual una sustancia se desplaza desde una región de concentración elevada a una región de menor concentración y se elimina la diferencia de concentración entra las dos regiones
3. Solución que tiene una mayor presión osmótica que los eritrocitos del cuerpo
5. Solución que tiene una menor presión osmótica que los eritrocitos del cuerpo

HORIZONTALES

4. Hinchazón y explosión de eritrocitos en una solución hipotónica debido a un aumento del volumen de líquido dentro de la célula.
6. Proceso en el cual agua y pequeñas partículas de soluto pasan a través de una membrana semipermeable
7. Solución que tiene la misma presión osmótica que los eritrocitos del cuerpo
8. Encogimiento de una célula debido a que el agua sale al exterior cuando ésta se coloca en una solución hipertónica

4. Complete las oraciones sobre el proceso de osmosis y diálisis siguiendo el ejemplo

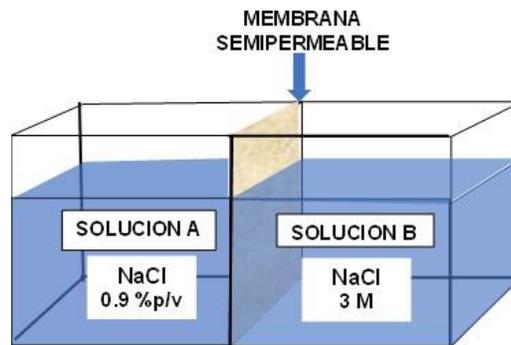
EJEMPLO

Según el esquema:



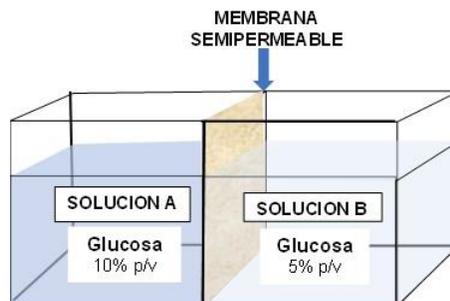
- El agua se desplaza de la solución **B** hacia la solución **A** de **MENOR** a **MAYOR** concentración (de derecha a izquierda <-----), este proceso recibe el nombre de **OSMOSIS**.
- Los solutos se desplazan de la solución **A** hacia la solución **B** de **MAYOR** a **MENOR** concentración (de izquierda a derecha ----->), este proceso recibe el nombre de **DIALISIS**

a.
Según el esquema:



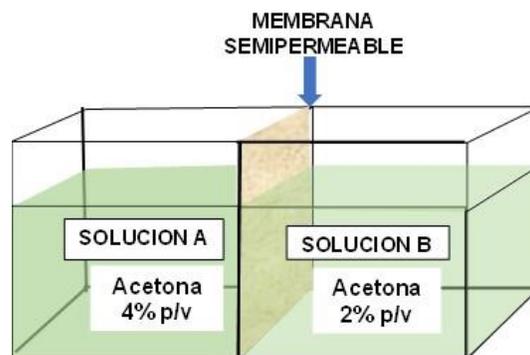
- El agua se desplaza de _____ hacia _____ de _____ a _____ concentración (_____), este proceso recibe el nombre de _____.
- Los solutos se desplazan de la solución _____ hacia _____ de _____ a _____ concentración (_____), este proceso recibe el nombre de _____.

b.
Según el esquema:



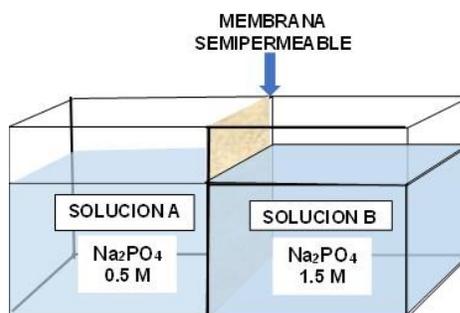
- El agua se desplaza de _____ hacia _____ de _____ a _____ concentración (_____), este proceso recibe el nombre de _____.
- Los solutos se desplazan de la solución _____ hacia _____ de _____ a _____ concentración (_____), este proceso recibe el nombre de _____.

c.
Según el esquema:

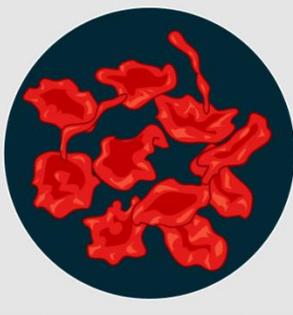
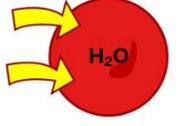
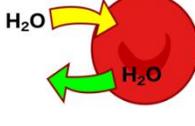
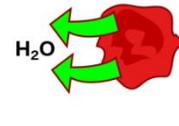


- El agua se desplaza de _____ hacia _____ de _____ a _____ concentración (_____), este proceso recibe el nombre de _____
- Los solutos se desplazan de la solución _____ hacia _____ de _____ a _____ concentración (_____), este proceso recibe el nombre de _____.

d.
Según el esquema:



- El agua se desplaza de _____ hacia _____ de _____ a _____ concentración (_____), este proceso recibe el nombre de _____
- Los solutos se desplazan de la solución _____ hacia _____ de _____ a _____ concentración (_____), este proceso recibe el nombre de _____.

Tonicidad	Hipotónica	Isotónica	Hipertónica
			
			
Osmolaridad	menor de 0.28	0.28 – 0.32 Osmolar	mayor de 0.32
Efecto en el eritrocito	Hemólisis	No afecta	Crenación

5. Calcule la osmolaridad, tonicidad y efecto en el eritrocito en cada una de las siguientes disoluciones

No.	Disolución	Cálculo de osmolaridad	Tonicidad	¿Qué efecto provoca en el eritrocito?
a.	Urea NH_2CONH_2 0.20 M			
b.	Na_2CO_3 0.025 mol/L			
c.	Lactato de sodio $\text{NaC}_3\text{H}_5\text{O}_3$ 0.5M			
d.	Glucosa 10% p/v			
e.	CaCl_2 0.20 g en 100 mL			

6. Cada una de las siguientes sustancias tiene una $M=0.095$, indique ¿cuál tiene la mayor osmolaridad y cuál es su tonicidad?

Sustancia	Osmolaridad	Tonicidad
$MgCl_2$		
Na_3PO_4		
Glucosa		
H_2CO_3		

7. Resuelva los siguientes ejercicios según lo solicitado

- Calcule la osmolaridad de una disolución oftálmica de Hialuronato de sodio $[(C_{28}H_{44}N_2O_{23})^- Na^+]$ al 0.4%.
- Calcule la osmolaridad de una ampolla de $CaCl_2$ al 0.03% p/v para uso endovenoso.
- Calcule la osmolaridad de una disolución de $AgNO_3$ al 1.0 % p/v que se aplica como profilaxis oftálmica a los recién nacidos.
- ¿Cuál es la osmolaridad de una disolución preparada disolviendo 0.9g de NaCl y 5g de glucosa en 100mL de agua?
- ¿Cuántas partículas se encuentran en una disolución 0.5 M al 2.5 osm?
- Determine la osmolaridad de una muestra de plasma que contiene 0.125M de iones sodio, 0.020M de iones potasio y 0.145M de iones cloruro.



- g. Calcule: a) la osmolaridad y tonicidad del suero fisiológico. b) ¿Qué les ocurre a los eritrocitos al estar en contacto con el suero fisiológico?
- h. Calcule la osmolaridad de una disolución que contiene 27mg de CaCl_2 por cada 10 mL de agua.
- i. ¿Cuántos gramos de NaCl se necesitan para preparar tres litros de una disolución con una $\text{osm}=1.2 \text{ osm/L}$?
- j. ¿Qué les ocurre a los eritrocitos al inyectar, vía intravenosa, una solución de glucosa al 5.5% p/v?
- k. ¿Qué les ocurre a los eritrocitos al introducirlos en una solución preparada disolviendo 2.1 g de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ hasta obtener 100 mL de la solución?

8. A continuación, encontrará los componentes de un suero oral y la molaridad de cada uno. Calcule la osmolaridad de cada componente por separado. Luego sume todas las osmolaridades para saber la osmolaridad del suero y calcule su tonicidad.

	Componente	Molaridad	Disociación	Número de partículas	Osmolaridad <i>osm</i> $= M \times \# \text{ de partículas}$
a.	Glucosa $C_6H_{12}O_6$	0.11	$C_6H_{12}O_6$		
b.	Cloruro de sodio NaCl	0.06	Na^+ y Cl^-		
c.	Cloruro de potasio KCl	0.02	K^+ y Cl^-		
d.	Citrato trisódico $Na_3C_6H_5O_7$	0.01	3 Na^+ y $C_6H_5O_7^{-3}$		
Suma					

La mezcla del suero oral es (isotónica, Hipertónica, Hipotónica) _____

9. De la lectura La química en la salud: “Diálisis por los riñones y el riñón artificial” encuentre la palabra que corresponde a cada una de las afirmaciones en la siguiente sopa de letras



- Proceso que se experimenta en los líquidos del cuerpo por medio de las membranas que existen en los riñones.
- La unidad funcional del riñón es:
- Es el principal producto de desecho que se excreta en la orina
- Una persona con insuficiencia renal limpia la sangre por medio de:
- Los pacientes sometidos a diálisis NO producen mucha:
- Durante la hemodiálisis no se pierde sangre porque la membrana no es permeable para partículas grandes como
- En los riñones, los nefrones contienen cada uno un:
- Durante la diálisis, productos de desecho y agua en exceso se eliminan de la:
- Hacia donde la sangre fluye para que pequeñas partículas como aminoácidos, glucosa, urea y agua y ciertos iones atraviesen las membranas capilares de los glomérulos para que sustancias valiosas para el cuerpo sean reabsorbidas.

10. Después de efectuar la lectura La química en la salud “Coloides y disoluciones en el cuerpo”, indique si las afirmaciones son verdaderas (V) o falsas (F)

	AFIRMACIÓN	V / F
a.	En el cuerpo membranas semipermeables retienen los coloides.	
b.	El recubrimiento intestinal impide que las partículas en disolución pasen hacia los sistemas circulatorios sanguíneo y linfático	
c.	Los coloides de los alimentos son demasiado grandes para pasar a través de la membrana y permanecen en el tubo digestivo.	
d.	La digestión descompone las partículas coloidales grandes, como almidón y proteínas, en partículas más pequeñas, como glucosa y aminoácidos, que pueden pasar a través de la membrana intestinal y entrar al sistema circulatorio	
e.	Las proteínas grandes, como las enzimas, son coloides, permanecen en el interior de las células.	
f.	Muchas de las sustancias que las células necesitan obtener, como oxígeno, aminoácidos, electrolitos, glucosa y minerales, no pasan a través de membranas celulares.	
g.	La urea y el dióxido de carbono permanecen de la célula y no son excretados.	

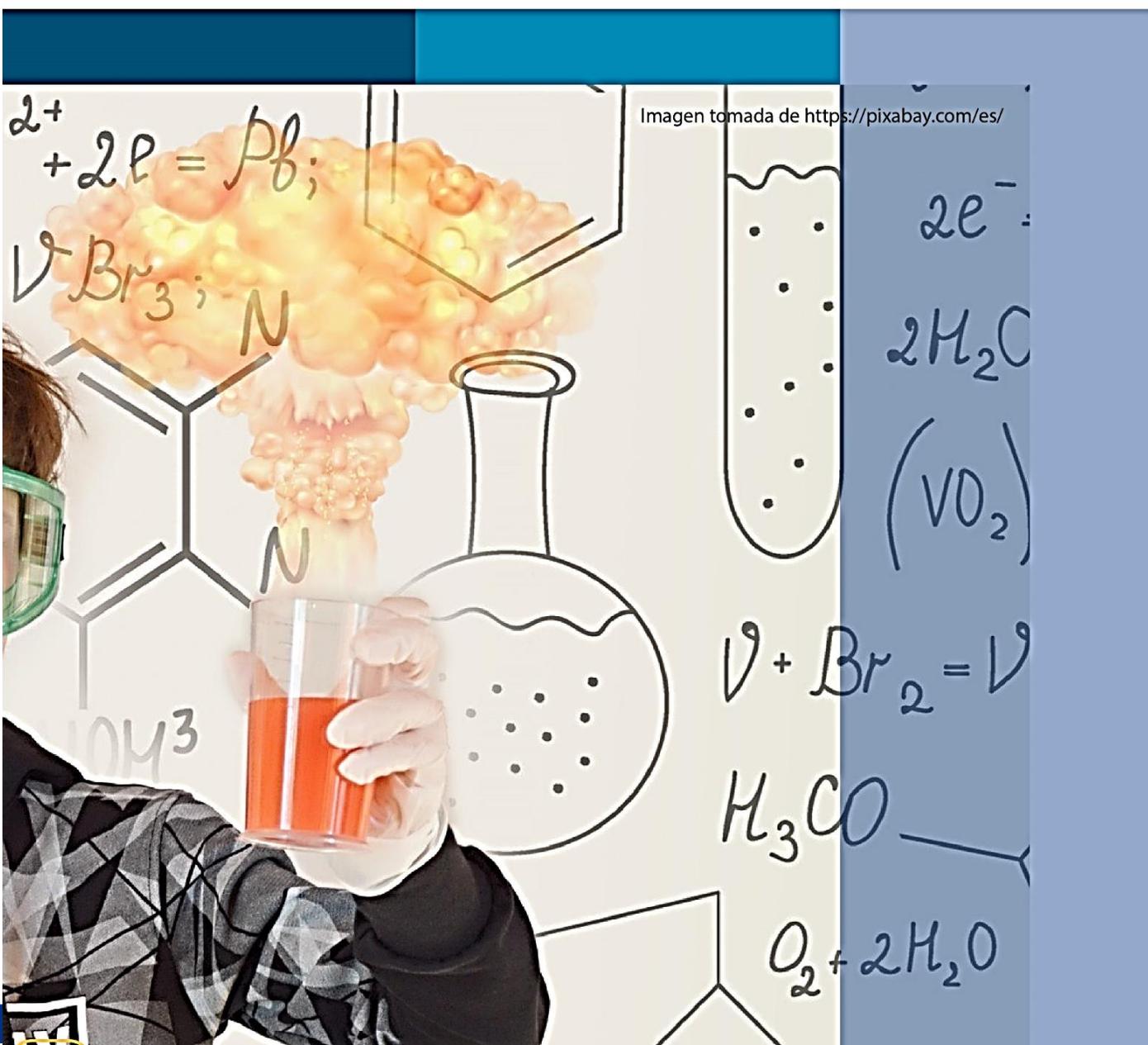
11. Realice un mapa conceptual de con los temas de la semana.

EJERCICIO	INCISO	RESPUESTA
6.	a.	0.20 osm, hipotónica, hemolisis
	b.	0.075 osm, hipotónica, hemolisis
	c.	1.00 osm, hipertónica, crenación
	d.	0.555 osm, hipotónica, hemolisis
	e.	0.054, hipotónica, hemolisis
8.	a.	0.01 osmolar
	b.	0.0081 osmolar
	c.	0.117 osmolar
	d.	0.585 osmolar
	e.	5 partículas
	f.	0.29 osmolar
	g.	0.31 osm, isotónica, no causa efecto en el eritrocito
	h.	0.024 osmolar
	i.	105.2 g de NaCl
	j.	0.305 osm, isotónica, no causa efecto en el eritrocito
	k.	0.45 osm, hipertónica, crenación



Velocidad de Reacción y Equilibrio Químico

Elaborado por: Lcda. Lilian Judith Guzmán Melgar



Semana 11

VELOCIDAD DE REACCIÓN Y EQUILIBRIO QUÍMICO

Elaborado por: Lcda. Lilian Judith Guzmán Melgar

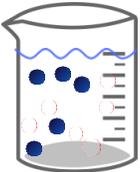
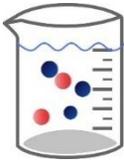
Lea el capítulo 9 de su libro de texto

1. A continuación se le presenta en la columna de la izquierda algunos términos con las definiciones correspondientes en la columna de la derecha. Proceda a relacionar cada uno de ellos:

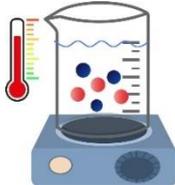
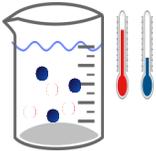
A	Sustancia que aumenta la velocidad de la reaccional reducir la energía de activación	()	PRINCIPIO DE LE CHATELIER
B	Energía mínima necesaria en una colisión para romper los enlaces de las moléculas reactantes	()	EQUILIBRIO HETEROGÉNEO
C	Sistema en equilibrio en donde los componentes están en diferentes estados	()	ENERGIA DE ACTIVACIÓN
D	Sistema en equilibrio en donde todos los componentes están en el mismo estado	()	REACCION REVERSIBLE
E	Punto en el que las reacciones hacia productos y hacia reactivos tienen lugar a la misma velocidad, de modo que no hay cambio en la concentración de reactivos y productos	()	VELOCIDAD DE REACCIÓN
F	Cuando se aplica un cambio que perturba un sistema en equilibrio, el equilibrio se desplazará para Subsanan dicho cambio.	()	COLISIONES
G	Reacción que ocurre en ambas direcciones, de reactivos hacia productos y de productos hacia reactivos.	()	EQUILIBRIO HOMOGÉNEO
H	Teoría que afirma que las moléculas deben chocar con suficiente energía para poder formar productos.	()	CATALIZADOR
I	Rapidez a la que se consumen los reactivos para formar productos	()	EQUILIBRIO QUIMICO

2. FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE REACCION

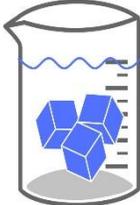
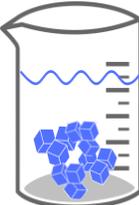
a. ¿En cuál beaker la velocidad de reacción es mayor? _____

A	B
	
<p>¿Qué factor afecta la velocidad de reacción?</p>	

b. ¿En cuál beaker la velocidad de reacción es mayor? _____

A	B
	
<p>¿Qué factor afecta la velocidad de reacción?</p>	

c. ¿En cuál beaker la velocidad de reacción es mayor? _____

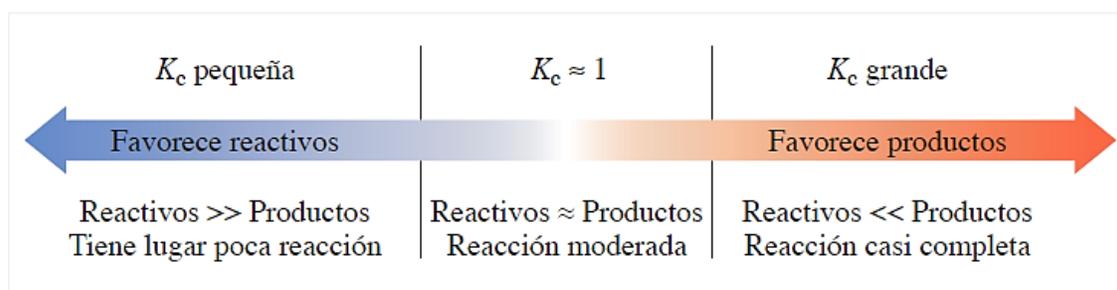
A	B
	
<p>¿Qué factor afecta la velocidad de reacción?</p>	

3. EQUILIBRIO QUIMICO

3.1 Identifique el tipo de equilibrio químico homogéneo o heterogéneo

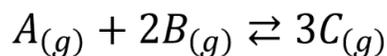
	ECUACIÓN	EQUILIBRIO HOMOGENEO/ HETEROGENEO	Keq
a.	$NH_4I_{(s)} \rightleftharpoons NH_{3(g)} + HI_{(g)}$		
b.	$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$		
c.	$H_{2(g)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)} + CO_{(g)}$		
d.	$FeO_{(s)} + CO_{(g)} \rightleftharpoons Fe_{(s)} + CO_{2(g)}$		
e.	$HCl_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons H_2O_{(l)} + Cl_{2(g)}$		

INTERPRETACIÓN DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO (Keq)



3.2 Calcule el valor de Keq en cada una de las siguientes reacciones en equilibrio.

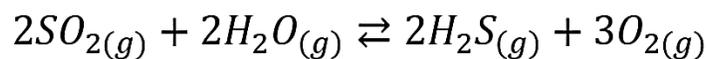
a. Para la reacción



$$\text{Si } [A]=0.3M; [B]=0.4M; [C]=0.2M$$

Escriba la expresión de la constante de equilibrio y Calcule el Valor de Keq			
Expresión:			Valor calculado de la Keq es:
El valor de Keq obtenido es: (subraye)			Hacia donde está más desplazado el equilibrio? Hacia los reactivos o los productos:
Keq < 1	Keq = 1	Keq > 1	

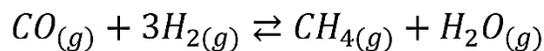
b. Para la reacción



Si $[SO_2]=0.55M$; $[H_2O]=0.25M$; $[H_2S]=0.6M$; $[O_2]=0.10M$

Escriba la expresión de la constante de equilibrio y Calcule el Valor de Keq			
Expresión:			Valor calculado de la Keq es:
El valor de Keq obtenido es: (subraye)			Hacia donde está más desplazado el equilibrio? Hacia los reactivos o los productos:
Keq < 1	Keq = 1	Keq > 1	

a. Para la reacción:



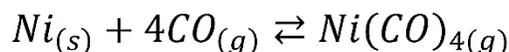
Si las concentraciones son: $[CO]=0.5M$; $[H_2]=0.3M$; $[CH_4]=1.8M$; $[H_2O]=2M$

Escriba la expresión de la constante de equilibrio y Calcule el Valor de Keq			
Expresión:			Valor calculado de la Keq es:
El valor de Keq obtenido es: (subraye)			Hacia donde está más desplazado el equilibrio? Hacia los reactivos o los productos:
Keq < 1	Keq = 1	Keq > 1	

- b. Calcule [CO], sabiendo que Keq para la reacción es 3.72
 Si las concentraciones en el equilibrio son [CO₂]=0.25M; [H₂]=0.043M;
 [H₂O]=0.20M



- c. Calcule [Ni (CO)₄], sabiendo que Keq para la reacción es: 25.6
 Si las concentraciones en el equilibrio son [CO]=0.25M; [Ni]=0.01M

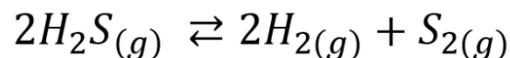


- d. Calcule [N₂O₄], sabiendo que Keq para la reacción es: 0.211
 Si la concentración en el equilibrio es [N₂O]=0.25M;



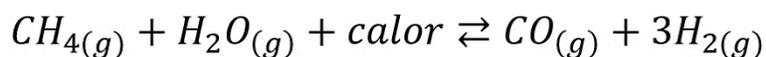
4. PRINCIPIO DE LE CHATELIER

4.1 Indique lo que se solicita para la reacción:



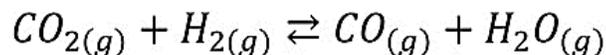
	Hacia donde se desplaza el equilibrio si se:	DESPLAZAMIENTO DEL EQUILIBRIO DERECHA/ IZQUIERDA	¿Qué ocurre con la concentración de . . .?	
			REACTIVOS AUMENTA / DISMINUYE	PRODUCTOS AUMENTA / DISMINUYE
a.	Aumenta [H ₂ S]			
b.	Aumenta [S ₂]			
c.	Disminuir [H ₂]			
d.	Aumenta la presión			

4.2 Indique lo que se solicita para la reacción:



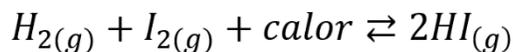
	Hacia donde se desplaza el equilibrio si se:	DESPLAZAMIENTO DEL EQUILIBRIO DERECHA/ IZQUIERDA	¿Qué ocurre con la concentración de . . .?	
			REACTIVOS AUMENTA / DISMINUYE	PRODUCTOS AUMENTA / DISMINUYE
a.	Aumenta [CO]			
b.	Disminuye [CH ₄]			
c.	Disminuye la Temperatura			
d.	Disminuye la presión			

4.3 Indique lo que se solicita para la reacción:



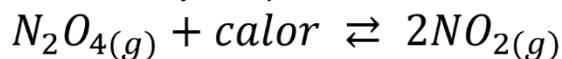
	Hacia donde se desplaza el equilibrio si se:	DESPLAZAMIENTO DEL EQUILIBRIO DERECHA/ IZQUIERDA	¿Qué ocurre con la concentración de . . .?	
			REACTIVOS AUMENTA / DISMINUYE	PRODUCTOS AUMENTA / DISMINUYE
a.	Disminuye [CO ₂]			
b.	Aumenta [CO]			
c.	Disminuir [H ₂ O]			

4.4 ¿Qué cambio favorece el aumento de productos, al desplazarse el equilibrio, en la siguiente reacción? Subraye la opción correcta



- a. Disminución de [reactivos]
- b. Aumento de la temperatura
- c. Aumento de [productos]

4.5 ¿Qué cambio favorece el aumento de reactivos al desplazarse el equilibrio, en la siguiente reacción? Subraye la opción correcta



- a. Al agregar N_2O_4
- b. Extraer NO_2
- c. Disminuir la temperatura
- d. Disminuir la presión

5. Lea La química en la salud: “*Homeostasis: Regulación de la temperatura corporal*” Indique si las afirmaciones son VERDADERAS (V) o FALSAS (F)

	AFIRMACIONES	(V) / (F)
a.	Cuando un sistema está en equilibrio se le denomina homeostasis	
b.	Si no se pierde suficiente calor la temperatura corporal disminuye	
c.	Con temperaturas altas el cuerpo regula las reacciones metabólicas	
d.	Con temperaturas bajas las funciones esenciales se desarrollan muy lentamente	
e.	La parte reguladora de la temperatura en el cerebro estimula las glándulas sudoríparas para que produzcan transpiración	
f.	En regiones con temperaturas altas se libera adrenalina lo que causa un incremento de la actividad metabólica que incrementa la producción de calor	

1. De la lectura **“Homeostasis: Regulación de la Temperatura Corporal”** indique si las afirmaciones son verdaderas o falsas.

	AFIRMACIÓN	VEDADERO/ FALSO
a.	El transporte de oxígeno involucra un equilibrio entre hemoglobina (Hb), oxígeno y oxihemoglobina (HbO ₂).	
b.	Cuando el nivel de O ₂ es alto en los alvéolos del pulmón, la reacción favorece el producto $Hb + O_2 \rightleftharpoons HbO_2$	
c.	A presión atmosférica normal. el oxígeno se difunde en la Sangre porque la presión parcial del oxígeno en los alvéolos es menor que la de la sangre.	
d.	Cuando lo; niveles de oxígeno aumenta una persona puede experimentar <i>hipoxia</i> .	
e.	Según el principio de Le Chatelier una disminución de oxígeno desplaza el equilibrio a los reactivos agotando la [HbO ₂]produciendo $Hb + O_2 \rightleftharpoons HbO_2$ hipoxia.	
f.	Una persona que vive a gran altura puede tener 50% más eritrocitos que alguien que vive al nivel del mar.	
g.	A muy grandes alturas pueda ser necesario usar un tanque de oxígeno	

2. Elabore un mapa conceptual sobre **“VELOCIDAD DE REACCION Y EQUILIBRIO QUIMICO”**

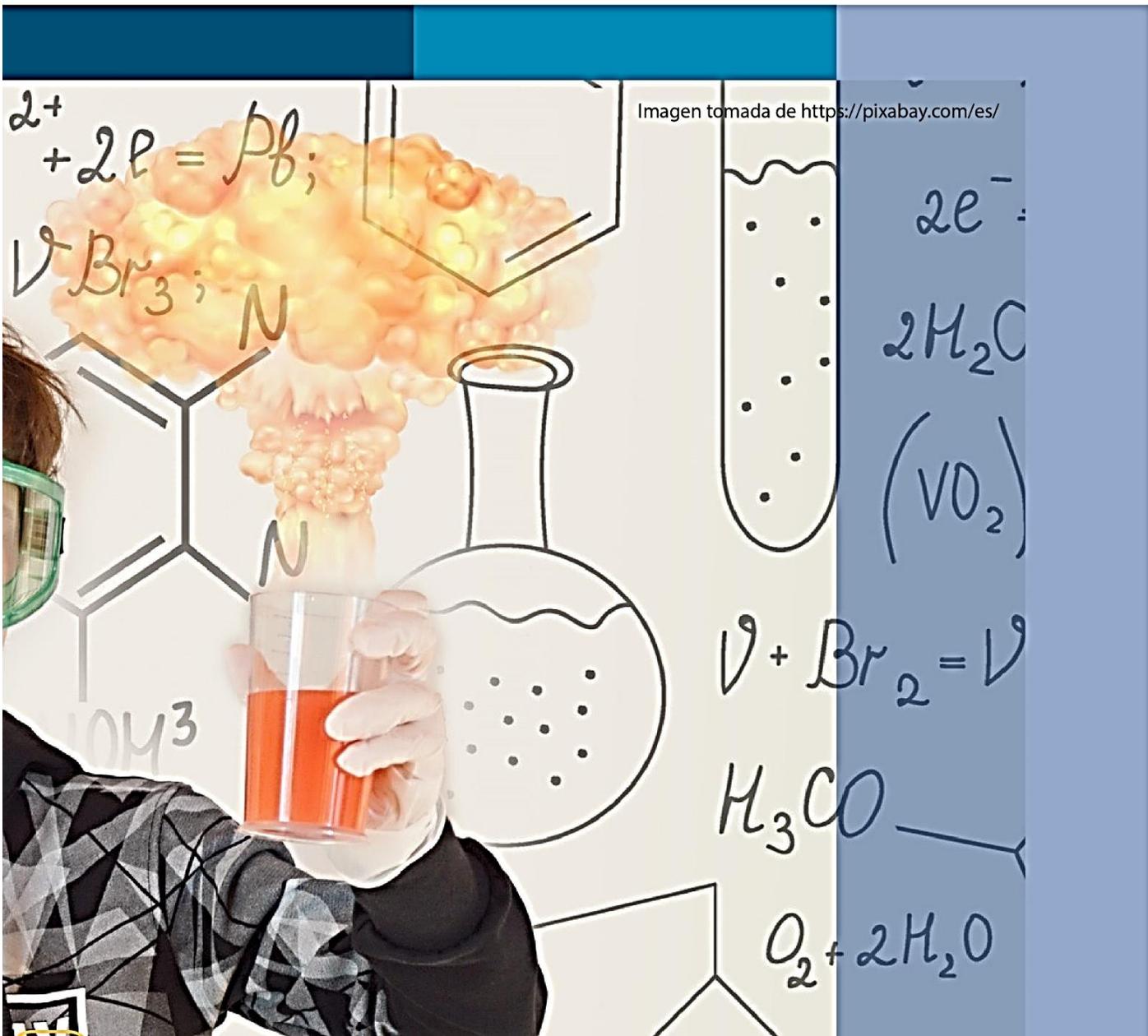
RESPUESTAS:

4	5										
4.2	5.1			5.2			5.3			5.4	5.5
a. 0.16		R	P		R	P		R	P	b	c
b. 0.02	a. →	↓	↑	a.←	↑	↓	a.←	↑	↓		
c. 266.67	b. ←	↑	↓	b. ←	↑	↓	b.←	↑	↓		
d. 0.20	c. →	↓	↑	e. ←	↑	↓	c.→	↓	↑		
e. [Ni(CO) ₄]= 0.1	b. ←	↑	↓	d. →	↓	↑					
f. [N ₂ O ₄]=0.30											



Ácidos, bases y electrolitos

Elaborado por: Lida. Vivian Margarita Sánchez Garrido



Semana 12

ACIDOS, BASES Y ELECTROLITOS

Elaborado por: Lida. Vivian Margarita Sánchez Garrido

Lea en su libro de texto el capítulo 10 y responda

ACIDOS Y BASES

A. Definición

1. Relacione los términos de la izquierda con las descripciones de la derecha, colocándoles la letra correspondiente.

- a. Teoría de Arrhenius () Son bases las sustancias que tienen un par de electrones no compartidos que pueden ceder con mayor o menor facilidad; ácidos los que pueden aceptar un par de electrones.
- b. Teoría de Bronsted y Lowry () Un ácido es una sustancia que dona H^+ . Una base es una sustancia que acepta H^+ .
- c. Teoría de Lewis () Ácidos son las sustancias que producen iones H^+ cuando se disuelven en agua. Bases son compuestos iónicos que se disocian en cationes y iones OH^- cuando se disuelven en agua.

B. Características de Ácidos y Bases

2. Complete el siguiente cuadro con la información de su libro de texto, siga el ejemplo.

ACIDOS	BASES
Tienen sabor agrio. (ácidos del latín)	Tienen sabor amargo y son jabonosas al tacto.
	Tiñe de azul el papel pH
Reaccionan con bases para producir sal y agua.	
Reaccionan con metales produciendo hidrógeno.	
Con fenolftaleína no presentan color	
	Según Arrhenius: produce OH^- cuando se disuelve en agua.
Según Bronsted-Lowry dona H^+	

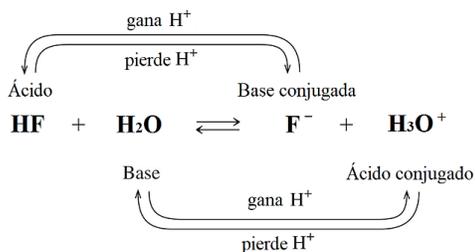
3. Complete el siguiente cuadro para **Ácidos** en solución acuosa:

	Fórmula	Nombre	¿Cuántos protones, H ⁺ , libera?	Monoprótico, diprótico o triprótico
Ej:	HCl	Ácido clorhídrico	1 H ⁺	monoprótico
a)	HBr			
b)	HNO ₃			
c)	H ₂ CO ₃			
d)	H ₃ PO ₄			
e)	CH ₃ COOH			

4. Complete el siguiente cuadro para **Bases** en solución acuosa:

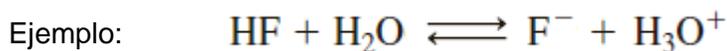
	Fórmula	Nombre	¿Cuántos hidroxilos, OH ⁻ , libera?
Ej:	NaOH	Hidróxido de sodio	1 OH ⁻
a)		Hidróxido de potasio	
b)		Hidróxido de bario	
c)		Hidróxido de calcio	
d)		Hidróxido de aluminio	

C. Teoría de Bronsted-Lowry PARES ACIDO-BASE CONJUGADOS



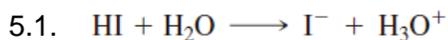
HF, un ácido, pierde un H⁺ para formar su base conjugada F⁻.

El agua actúa como base al ganar un H⁺ para formar su ácido conjugado H₃O⁺.



	Par conjugado ácido-base	Actúa como ACIDO de Bronsted-Lowry	Como ácido pierde/gana H ⁺	Actúa como BASE de Bronsted-Lowry	Como base pierde/gana H ⁺
a)	HF / F ⁻	HF	Pierde 1 H ⁺	F ⁻	Gana 1 H ⁺
b)	H ₃ O ⁺ / H ₂ O	H ₃ O ⁺	Pierde 1 H ⁺	H ₂ O	Gana 1 H ⁺

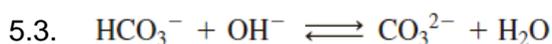
5. Identifique los pares conjugados ácido-base en las siguientes ecuaciones y complete cada cuadro como el ejemplo anterior.



	Par conjugado ácido-base	Actúa como ACIDO de Bronsted-Lowry	Como ácido pierde/gana H ⁺	Actúa como BASE de Bronsted-Lowry	Como base pierde/gana H ⁺
a)					
b)					



	Par conjugado ácido-base	Actúa como ACIDO de Bronsted-Lowry	Como ácido pierde/gana H ⁺	Actúa como BASE de Bronsted-Lowry	Como base pierde/gana H ⁺
a)					
b)					



	Par conjugado ácido-base	Actúa como ACIDO de Bronsted-Lowry	Como ácido pierde/gana H ⁺	Actúa como BASE de Bronsted-Lowry	Como base pierde/gana H ⁺
c)					
d)					

D. Teoría de Lewis:

6. Complete las siguientes ecuaciones identificando el ácido y la base según Lewis, siga el ejemplo:

Ejemplo	
a.	$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{Cl}-\text{Al} \\ \\ \text{Cl} \end{array} + \text{:NH}_3 \longrightarrow \begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{Cl}-\text{Al}-\text{NH}_3 \\ \\ \text{Cl} \end{array}$
b.	$\text{HCl} + \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array} +$
c.	$\text{H}^+ + \text{:NH}_3 \longrightarrow \text{H}-\overset{+}{\text{N}}\text{H}_3$

E. Electrolitos

7. Relacione los términos de la izquierda con las descripciones de la derecha, colocándoles la letra correspondiente.

- a. Electrolito débil () Sustancia que produce iones al disolverse en agua y su disolución conduce la electricidad.
- b. Ácido fuerte () Base que se ioniza por completo en agua.
- c. Base fuerte () Ácido que se ioniza por completo en agua.
- d. Electrolito () Compuesto que se ioniza por completo cuando se disuelve en agua. Su disolución es un buen conductor de la electricidad.
- e. Base débil () Ácido que se disocia sólo un poco en agua.
- f. Electrolito fuerte () Sustancia que produce pocos iones cuando se disuelve en agua. Su disolución conduce débilmente la electricidad.
- g. Ácido débil () Base que produce sólo un pequeño número de iones en agua.
- h. No electrolito () Sustancia, como las moléculas, que al disolverse en agua su disolución no conduce corriente eléctrica.

8. Clasifique los siguientes ácidos y bases débiles y fuertes en el siguiente cuadro:

- a) HCl c) H₂SO₄ e) KOH g) H₂CO₃ i) NH₃ k) HBr m) CH₃COOH
 b) Ca(OH)₂ d) HNO₃ f) H₃PO₄ h) Mg(OH)₂ j) NaOH l) Al(OH)₃ n) Ba(OH)₂

ÁCIDOS FUERTES	ÁCIDOS DÉBILES	BASES FUERTES	BASE DÉBIL

9. Complete las siguientes reacciones de **IONIZACIÓN EN AGUA** de los ácidos fuertes y débiles: *Nota: Ionización completa → y Ionización parcial ⇌*

Ejemplo: HCl → H ⁺ + Cl ⁻
a) HBr →
b) HF ⇌
c) HI ⇌
d) H ₂ SO ₄ →

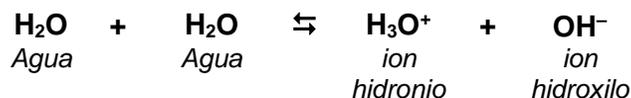
10. Complete las siguientes reacciones de **IONIZACIÓN EN AGUA** de las bases fuertes y débiles: *Nota: Ionización completa → y Ionización parcial ⇌*

Ejemplo: $\text{LiOH} \longrightarrow \text{Li}^+ + \text{OH}^-$
a) $\text{KOH} \rightarrow$
b) $\text{NaOH} \rightarrow$
c) $\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons$
d) $\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons$

11. Complete el siguiente cuadro siguiendo el ejemplo.

	SUSTANCIA	ELECTROLITO DEBIL / ELECTROLITO FUERTE / NO ELECTROLITO	ECUACION DE DISOCIACION Electrolito fuerte \rightarrow ; electrolito débil \rightleftharpoons ; No electrolito: "no se disocia"
Ej:	HCOOH	Electrolito débil	$\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}^+$
a)	NaOH		
b)	HBr		
c)	CH ₃ COOH		
d)	NH ₄ OH		
e)	C ₆ H ₁₂ O ₆		

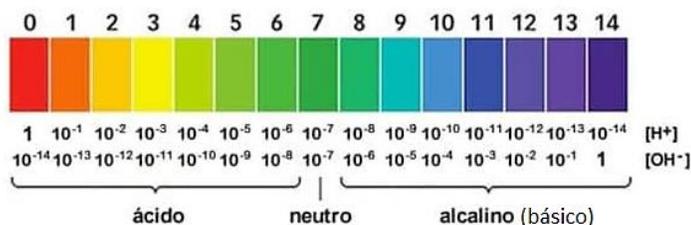
F. IONIZACION DEL AGUA



constante del producto iónico del agua $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$

$$\text{valor de } K_w = (1.0 \times 10^{-7} \text{ M})(1.0 \times 10^{-7} \text{ M}) = 1.0 \times 10^{-14}$$

Escala de valores del pH



G. CALCULOS DE pH, pOH, [H⁺] y [OH⁻]

<u>Fórmulas para calcular pH y pOH</u>	<u>Fórmulas para calcular [H⁺] y [OH⁻]</u>
<p>pH = -log [H⁺] pOH = -log [OH⁻] pH + pOH = 14</p>	<p>[H⁺] = Antilog -pH [OH⁻] = Antilog -pOH [H⁺] x [OH⁻] = 1 x 10⁻¹⁴ M</p> <p>Nota: Antilog (10^{-x})</p>

12. Calcule lo que se le solicita en el siguiente cuadro.

		pH	pOH	[H ⁺]	[OH ⁻]	ACIDO / NEUTRO / BASICO
a)	[H ⁺]			1.25 x 10 ⁻¹⁰		
b)	HCl 0.25M					
c)	pH	3.80				
d)	pOH		7			
e)	NaOH 0.15M					
f)	[OH ⁻]				8.31 x 10 ⁻¹⁰	

H. CONSTANTE DE IONIZACION, Ki (Ka o Kb)

13. Escriba la ecuación de ionización y la expresión de la constante de ionización.

	ECUACION DE IONIZACION	EXPRESION DE LA CONSTANTE DE IONIZACION (Ka o Kb)
Ej: H ₂ CO ₃	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$
a)	HCO ₃ ⁻	
b)	NH ₄ OH	
c)	CH ₃ COOH	
d)	H ₃ PO ₄	
e)	H ₂ PO ₄ ⁻	

FÓRMULAS

Constante de ionización de un ácido débil (Ka): $K_a = \frac{[H^+][X^-]}{[HX]}$
 Ecuación de ionización: $HX \rightleftharpoons H^+ + X^-$

Constante de ionización de una base débil (Kb): $K_b = \frac{[M^+][OH^-]}{[MOH]}$
 Ecuación de ionización: $MOH \rightleftharpoons M^+ + OH^-$

$$\text{Porcentaje de ionización } \% i = \frac{[x]}{[\text{sustancia}]} \times 100$$

[x] es la concentración de los iones H^+ u OH^- y es la misma para ambos iones
[sustancia] puede ser el **ácido** o la **base**

14. Resuelva los siguientes problemas. DEJE EVIDENCIA DE SUS CALCULOS

a) Calcule el valor de Ka o Kb, pH y pOH de una solución de CH_3COOH 0.75M, ionizada en 1.5%	Subraye: Ka o Kb Valor=	
	pH=	pOH=
b) Calcule el % de ionización, $[H^+]$, $[OH^-]$, el pH y pOH de: HF 0.6 M con una $K_a = 7.2 \times 10^{-4}$	% de ionización=	
	$[H^+]$ =	$[OH^-]$ =
	pH=	pOH=
c) Calcule el valor de Ka o Kb, pH y pOH de: NH_3 0.2M, ionizada en 0.95%	Subraye: Ka o Kb Valor=	
	pH=	pOH=

d) Calcule el valor de Ka o Kb, pH y pOH de: H ₃ PO ₄ 1.2M, ionizada en 2.5%	Subraye: Ka o Kb	
	Valor=	
	pH=	pOH=
e) Calcule el % de ionización, [H ⁺], [OH ⁻], el pH y pOH de: NH ₃ 0.03M con una Kb= 1.8x10 ⁻⁵	% de ionización=	
	[H ⁺]=	[OH ⁻]=
	pH=	pOH=
f) Calcule el % de ionización, [H ⁺], [OH ⁻], el pH y pOH de: HCOOH 0.35 M con una Ka=1.8x10 ⁻⁴	% de ionización=	
	[H ⁺]=	[OH ⁻]=
	pH=	pOH=
g) Calcule el % de ionización, [H ⁺], [OH ⁻], el pH y pOH de: C ₂ H ₅ NH ₂ 0.07M con una Kb=5.2x10 ⁻⁴	% de ionización=	
	[H ⁺]=	[OH ⁻]=
	pH=	pOH=



I. TITULACION ACIDO-BASE (NEUTRALIZACION)

Formula $N_{ACIDO} \times V_{ACIDO} = N_{BASE} \times V_{BASE}$

15. ¿Cuál es la Normalidad de 80 mL de KOH que fueron titulados con 60 mL de HCl 0.40 N?
16. ¿Cuál es la Normalidad de una solución de H₂SO₄, si 0.75mL de ácido se titularon con 2 mL de NaOH 0.03N?
17. ¿Cuántos mL de una solución 0.75 N de HCl, se requieren para neutralizar 15 mL de NaOH 0.25N?
18. ¿Cuántos mL de una solución 0.10 N de HNO₃, se requieren para neutralizar 8 mL de una solución de NaOH que es 0.2 N?

Ejercicio aplicado a un caso clínico:

19. A un paciente con hipersecreción gástrica; se le coloca una sonda nasogástrica hasta llegar al antro del estómago y se le aspira jugo gástrico. El laboratorio clínico realiza la titulación de 7mL de este ácido estomacal (HCl) con 17mL de NaOH 0.35 N.

a) Calcule la Normalidad del HCl en el jugo gástrico	b) Cómo considera el valor obtenido, ¿ALTO, BAJO o NORMAL? Valores normales (en ayuno) entre 0.5N - 0.8N.
--	---

20. Lea **La química en la salud “Electrolitos en los líquidos corporales”** de su libro de texto:

- ¿Para qué se utiliza la disolución de Ringer?
- ¿Qué electrolitos repone la disolución de Ringer, indíquelos en mEq/L?

21. Lea **La química en la salud “Ácido estomacal, HCl”** de su libro de texto y responda:

- ¿Cuántos mL de jugo gástrico puede segregar una persona en un día?
- ¿Qué sustancias contiene el jugo gástrico?
- ¿Qué sustancia se produce en las células del intestino delgado para neutralizar el ácido gástrico?
- ¿Qué pH se obtiene con la neutralización anterior?

22. Lea **La química en la salud “Lluvia ácida”** de su libro de texto y responda:

- ¿Qué pH tiene la lluvia ácida aproximadamente?
- Complete el siguiente cuadro:

	Fuente(s)	ACIDO presente en la Lluvia ácida
CO₂		
S		
N		

- ¿Cuáles son los daños a la flora, fauna, monumentos y estructuras causadas por la lluvia ácida?

23. Lea **La química en la salud “Antiácidos”** de su libro de texto y responda:

- ¿Qué compuestos básicos contiene el antiácido Mylanta?
- ¿Qué daños produciría un consumo excesivo de Mylanta?

24. EN UNA **HOJA ADICIONAL** realice un **Mapa conceptual** de los temas de esta semana



Respuestas Pregunta 12		pH	pOH	[H ⁺]	[OH ⁻]	ACIDO / NEUTRO / BASICO
a)	[H ⁺]	9.90	4.10	1.25x10⁻¹⁰	7.94x10 ⁻⁵	Básico
b)	HCl 0.25M	0.60	13.40	0.25	3.98x10 ⁻¹⁴	Ácido
c)	pH	3.80	10.20	1.58x10 ⁻⁴	6.30x10 ⁻¹¹	Ácido
d)	pOH	7	7	1x10 ⁻⁷	1x10 ⁻⁷	Neutro
e)	NaOH 0.15M	13.18	0.82	6.60x10 ⁻¹⁴	0.15	Básico
f)	[OH ⁻]	4.92	9.08	1.20x10 ⁻⁵	8.31x10⁻¹⁰	Ácido

Respuestas a pregunta 14

a)	Ka = 1.68x10 ⁻⁴ ; pH=1.95; pOH=12.05
b)	%i=3.47; [H ⁺]=2.08x10 ⁻² ; pH=1.68; pOH=12.32; [OH ⁻]=4.81x10 ⁻¹³
c)	Kb = 1.80x10 ⁻⁵ ; pOH=2.72; pH=11.28
d)	Ka = 7.5x10 ⁻⁴ ; pH=1.52; pOH=12.48
e)	%i=2.45; [OH ⁻]=7.35x10 ⁻⁴ ; pOH=3.13; pH=10.87; [H ⁺]=1.36x10 ⁻¹¹
f)	%i=2.27; [H ⁺]=7.94x10 ⁻³ ; pH=2.10; pOH=11.90; [OH ⁻]=1.26x10 ⁻¹²
g)	%i=8.61; [OH ⁻]=6.03x10 ⁻³ ; pOH=2.22; pH=11.78 [H ⁺]=1.66x10 ⁻¹²

Respuestas

15.	0.30N KOH
16.	0.08N H ₂ SO ₄
17.	5mL HCl
18.	16 mL HNO ₃
19.	a) 0.85N; b) se considera Alto



Amortiguadores o buffer

Elaborado por: Evelyn Rodas Pernillo de Soto PhD

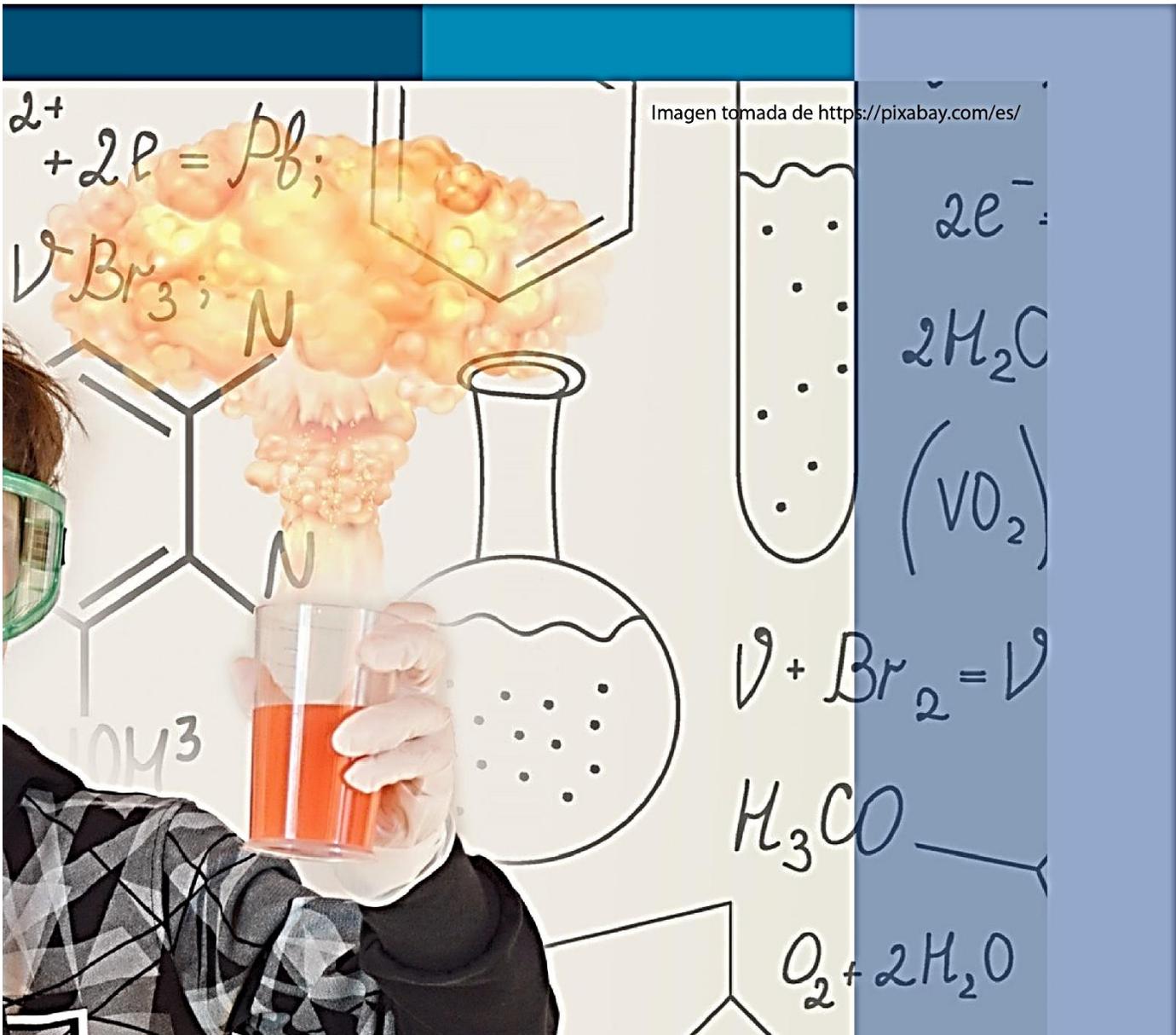


Imagen tomada de <https://pixabay.com/es/>



Semana 13

AMORTIGUADORES O BUFFER

Elaborado por: Evelyn Rodas Pernillo PhD

Utilizando su libro de texto página 397 complete lo siguiente:

1. Defina disolución tampón:

2. ¿Una disolución tampón es conocida también como?

3. ¿Cuáles son los componentes de una solución reguladora?

4. Indique cuál de los siguientes pares de sustancias pueden constituir una solución reguladora (revise las tablas de ácidos y bases débiles que aparece en su libro de texto o en internet):

a. $\text{HNO}_3 / \text{NO}_3^-$ (si/no) _____

b. HCN / CN^- (si/no) _____

c. $\text{HClO}_4 / \text{ClO}_4^-$ (si/no) _____

d. $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{CO}_2$ (si/no) _____

e. $\text{H}_3\text{PO}_4 / \text{HPO}_4^{2-}$ (si/no) _____

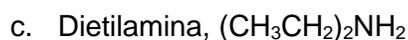
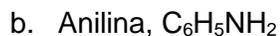
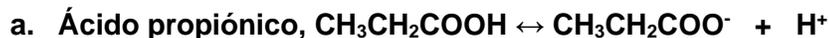
f. $\text{CH}_3\text{NH}_2 / \text{CH}_3\text{NH}_3^+$ (si/no) _____

g. $\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$ (si/no) _____

h. HF / F^- (si/no) _____

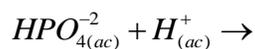
5. Escriba la ecuación de ionización de los siguientes ácidos y bases débiles. (Revise las tablas de ácidos y bases débiles que aparece en los libros de texto y en internet):

Ejemplo:

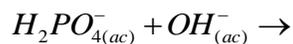


6. ¿Cuáles son los principales Buffer Sanguíneos e Intracelulares?

7. Complete la siguiente reacción:



8. Complete la siguiente reacción:



9. Sobre la acidosis respiratoria y metabólica. Complete el siguiente cuadro:

Acidosis respiratoria	Acidosis metabólica
[CO ₂] aumenta o disminuye:	[H ⁺] aumenta o disminuye:
pH aumenta o disminuye:	pH aumenta o disminuye:
¿Cuáles son los síntomas?	¿Cuáles son los síntomas?



¿Cuáles son las causas?	¿Cuáles son las causas?
¿Cuál es el tratamiento?	¿Cuál es el tratamiento?

10. Sobre la alcalosis respiratoria y metabólica:

Alcalosis respiratoria	Alcalosis metabólica
[CO ₂] aumenta o disminuye:	[H ⁺] aumenta o disminuye:
pH aumenta o disminuye:	pH aumenta o disminuye:
¿Cuáles son los síntomas?	¿Cuáles son los síntomas?
¿Cuáles son las causas?	¿Cuáles son las causas?
¿Cuál es el tratamiento?	¿Cuál es el tratamiento?

11. Después de una intervención quirúrgica un paciente experimentó vómitos persistentes y el pH sanguíneo llegó a ser de 7.56. (pH normal 7.35-7.45).
¿El paciente está experimentando una acidosis o una alcalosis?

12. Un paciente llegó a una sala de urgencias después de un accidente en el cual tuvo un trauma de tórax que le dificultaba respirar; su pH sanguíneo llegó a 7.20 (pH normal 7.35-7.45). ¿El paciente está experimentando una acidosis o una alcalosis?

Cálculo del pH de un Buffer

Es posible calcular el pH de un buffer Utilizando la ecuación de **Henderson-Hasselbach** para un Buffer Ácido y un Buffer Básico:

Buffer Ácido

$$\text{Para calcular pKa} \\ \text{pKa} = -\log K_a$$

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{Sal o ión}]}{[\text{ACIDO}]}$$

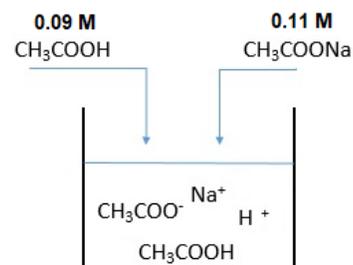
Buffer Básico

$$\text{Para calcular pKb} \\ \text{pKb} = -\log K_b$$

$$\text{pH} = 14 - \left(\text{pKb} + \log \frac{[\text{Sal o ión}]}{[\text{BASE}]} \right)$$

Ejemplo:

Una solución reguladora fue elaborada con concentraciones de **CH₃COOH** (ácido acético, ácido débil) de 0.09 M y de **CH₃CH₂COONa** (acetato de sodio, sal o ion) 0.11 M hasta el volumen de 1 L.



¿Cuál es la concentración de iones hidrógeno [H⁺] y el pH de esta solución? Si la constante de ionización del ácido acético es **K_a = 1.8 x 10⁻⁵**.

Ecuación de Henderson Hasselbach

$$\text{pH}_{\text{inicial}} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{Sal o ión}]}{[\text{Ácido}]}$$

$$\text{pH}_{\text{inicial}} = 4.74 + \log \frac{[0.11]}{[0.09]} = 4.83$$

13. Calcule el pH de un buffer formado por H_3PO_4 0.7M y NaH_2PO_4 0.5 M con una $K_a=7.5 \times 10^{-3}$
14. Calcule el pH de un buffer de amoníaco 0.3 M y cloruro de amonio 0.25M con una $K_b=1.8 \times 10^{-5}$
15. Un paciente está respirando muy lentamente y sus resultados de laboratorio son: H_2CO_3 : 0.0030 M y HCO_3^- : 0.024 M con una $K_a=4.3 \times 10^{-7}$ ¿Calcule el pH sanguíneo del paciente?

Cálculo del pH de un Buffer después de agregarle pequeñas cantidades de un ácido o una base fuerte

Las soluciones buffer o amortiguadoras son capaces de **mantener su pH** en valores aproximadamente constantes, aun cuando se agreguen pequeñas cantidades de ácido o base, o se diluya la solución.

Una disolución **buffer o amortiguadora** se caracteriza por contener **simultáneamente una especie débil y su par conjugado**:

- un ácido débil y la sal de su par conjugado

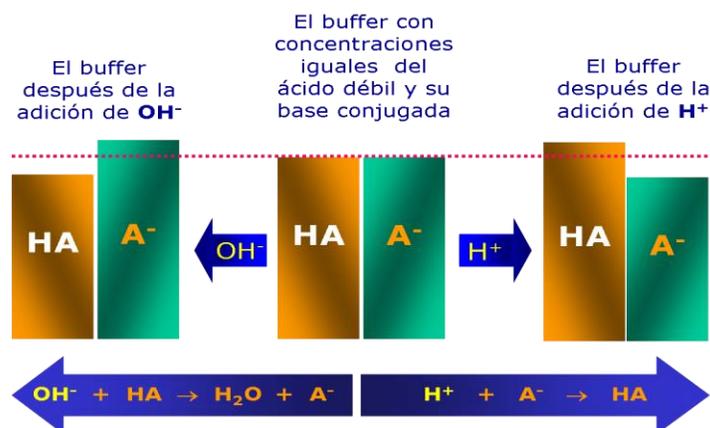


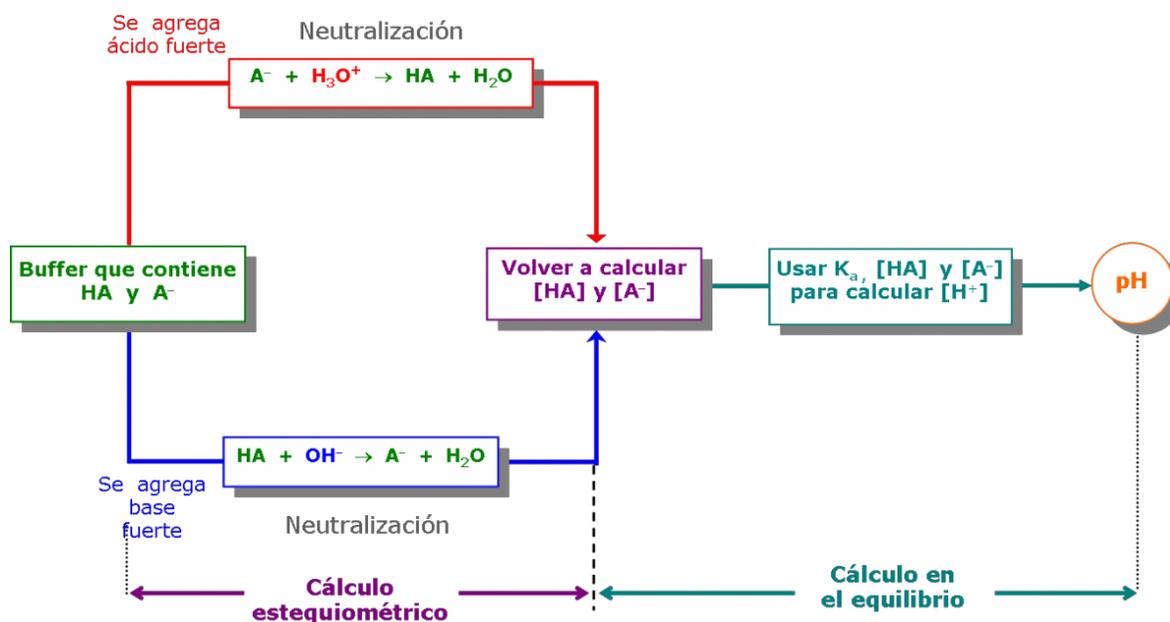
- una base débil y la sal de su par conjugado



La disolución buffer debe contener una **concentración relativamente grande** de cada uno de los **integrantes del par conjugado**, de modo que:

- la **especie ácida** del sistema buffer **pueda reaccionar con los iones OH^-** que se le añadan
- la **especie básica** del sistema buffer **pueda reaccionar con la cantidad de iones H^+** que se añadan





EJEMPLO CON CALCULOS

Se tiene un buffer formado con 0.06318M de Ácido láctico (C₃H₅OH) y con 0.0716M de Lactato de sodio (C₃H₅ONa) en un volumen de 1L. Si la K_a= 1.4 x 10⁻⁴ Calcule:

a) El pH buffer

$$0.06318M \rightarrow \frac{0.06318 \text{ mol C}_3\text{H}_5\text{OH}}{1 \text{ Litro}}$$

$$0.0716M \rightarrow \frac{0.0716 \text{ mol C}_3\text{H}_5\text{ONa}}{1 \text{ Litro}}$$

Ecuación de Henderson Hasselbach

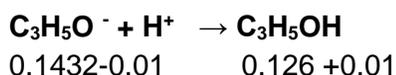
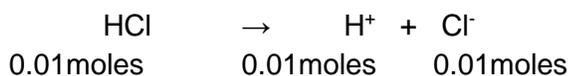
$$\text{pH}_{\text{inicial}} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{Sal o ión}]}{[\text{Ácido}]}$$

$$\text{pH}_{\text{inicial}} = -\log (1.4 \times 10^{-4}) + \log \frac{[0.0716]}{[0.0618]}$$

$$\text{pH}_{\text{inicial}} = 3.85 + 0.06 = \mathbf{3.91}$$

- b) Calcule el pH del buffer luego de agregarle 0.01 moles de HCl (asuma que el volumen final no cambia)

0.01 moles de HCl se agregan



$$0.1332 \text{ moles} / 1 \text{ L} = 0.1332 \text{ M} \quad 0.136 \text{ moles} / 1 \text{ L} = 0.136 \text{ M}$$

Ecuación de Henderson Hasselbach

$$\text{pH}_{\text{Final}} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{Sal o ión}]}{[\text{Ácido}]}$$

$$\text{pH}_{\text{Final}} = -\log (1.4 \times 10^{-4}) + \log \frac{[0.1332]}{[0.136]} = 3.84$$

$$\text{pH}_{\text{final}} = 3.85 + (-0.01) = 3.84$$

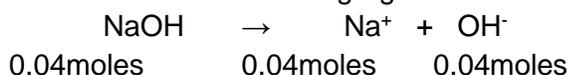
COMPARACIÓN

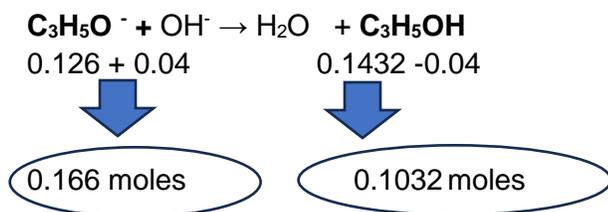
pH inicial – pH final = 3.91 – 3.84 = **0.07** bajo en pocas unidades

CONCLUSIÓN: BUEN AMORTIGUADOR

- c) Calcule el pH del buffer luego de agregarle 0.04 moles de NaOH (asuma que el volumen final no cambia)

0.04 moles de NaOH se agregan





$$0.166 \text{ moles} / 1 \text{ L} = 0.166 \text{ M} \quad 0.1032 \text{ moles} / 1 \text{ L} = 0.1032 \text{ M}$$

Ecuación de Henderson Hasselbach

$$\text{pH}_{\text{Final}} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{Sal o ión}]}{[\text{Ácido}]}$$

$$\text{pH}_{\text{Final}} = 3.85 + \log \frac{[0.166]}{[0.1032]} = 4.04$$

$$\text{pH}_{\text{final}} = 3.85 + 0.20 = 4.04$$

COMPARACIÓN

pH final – pH inicial = **4.04 - 3.91 = 0.13** Subió en pocas unidades

CONCLUSIÓN: BUEN AMORTIGUADOR

16. Calcule a partir de una solución Buffer formada por 0.25 moles de CH_3COOH (ácido acético) y 0.4 moles de CH_3COONa (acetato de sodio) disueltos en 500 ml de solución. Teniendo una $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$
- El pH buffer
 - Cuál será el pH del buffer si añadimos 0.02 moles de HCl (asuma que el volumen final no cambia)
 - Cuál será el pH del buffer ácido anterior si añadimos 0.03 moles de NaOH (asuma que el volumen final no cambia)
17. Calcule el pH de una solución Buffer si en 1 L de ella hay 0.2 moles de CH_3NH_2 (base) $K_b = 4.4 \times 10^{-4}$ y 0.3 moles de cloruro de metilamonio $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$ (sal)
- El pH buffer
 - Cuál será el pH del buffer si añadimos 0.01 moles de HCl (asuma que el volumen final no cambia)
 - Cuál será el pH del buffer ácido anterior si añadimos 0.02 moles de NaOH (asuma que el volumen final no cambia)

18. Si se tiene un buffer elaborado con H_2CO_3 0.50 M y NaHCO_3 0.40M hasta un volumen de 1 L y una $K_a=4.2 \times 10^{-7}$ Calcule:
- El pH buffer
 - Calcule el pH del buffer luego de agregarle 0.001 moles HCl (asuma que el volumen final no cambia)
 - Calcule el pH del buffer luego de agregarle 0.003 moles NaOH (asuma que el volumen final no cambia)

Lea La química en la salud en su libro de texto pag.400: “**Disoluciones amortiguadoras en la sangre**” y responda:

19. Producto final del metabolismo celular _____
20. Parte del CO_2 se elimina en _____
21. Si el nivel de CO_2 sube en la sangre se produce más H_2CO_3 lo que hace que se forme más H_3O^+ . Entonces:
- ¿Qué ocurre con el pH?
 - ¿Cómo se llama a esta condición?:
22. ¿Cómo se disocia el ácido carbónico en el cuerpo?
23. ¿Qué órgano produce más HCO_3^- en el cuerpo?
24. Completar la siguiente reacción:
- $$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \quad \leftrightarrow \quad +$$
25. ¿Cuáles son las concentraciones habituales en la sangre de H_2CO_3 y HCO_3^- _____ y cuál es la proporción _____



26. ¿Cuál es la $[H^+]$ de un buffer sanguíneo que contiene un $pH=7.4$? _____

27. Complete según la Tabla 10.9 de su libro de texto.

Valores normales para un buffer sanguíneo en sangre arterial.
PCO_2
H_2CO_3
HCO_3
pH

RESPUESTAS A LOS PROBLEMAS:		
13) 1.98		
14) 9.33		
15) 7.27		
16) a) 4.94	b) 4.88	c) 5.03
17) a) 10.46	b) 10.42	c) 10.52
18) a) 6.38	b) 6.28	c) 6.28



USAC
TRICENTENARIA
Universidad de San Carlos de Guatemala



 <https://www.facebook.com/unidad.didacticaquimica>

 [quimicamedusac](https://www.instagram.com/quimicamedusac)

