



# INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA

## Módulo de Seminarios de problemas y Trabajos Prácticos de laboratorio

Dra. Marta Castillo - Lic. Daniel Meligeni



Facultad de Ciencias Médicas  
Licenciatura en Nutrición  
Cátedra Introducción a la Química



Introducción a la Química  
Módulo de Seminarios de problemas y  
Trabajos Prácticos de laboratorio

2011

Rector de la Universidad FASTA

Dr. Juan Carlos Mena

Decana Facultad de Ciencias Médicas

Dra. Mg. Julia Susana Elbaba

Coordinadora de la Carrera

Licenciatura en Nutrición

Lic. Lisandra Viglione

Cátedra de Introducción a la Química

Prof. Titular Dra. Marta Castillo

Profesores Adjuntos Lic. Daniel Meligeni y Lic. Guillermo Abruza

Mar del Plata, abril 2011

Universidad Fasta - Facultad de Ciencias Médicas

Licenciatura en Nutrición

**Cátedra Introducción a la Química**

Introducción a la Química  
Módulo de Seminarios de Problemas y  
Trabajos Prácticos de Laboratorio  
2011

Dra. Marta Castillo

Lic. Daniel Meligeni

Universidad FASTA

Mar del Plata, julio 2011

Castillo, Marta

Introducción a la química, módulo de seminarios de problemas y trabajos prácticos de laboratorio / Marta Castillo y Daniel Meligeni. - 1a ed. - Mar del Plata : Universidad FASTA, 2011. Ebook.

ISBN 978-987-1312-38-2

1. Química. 2. Educación Superior. I. Meligeni, Daniel II. Título

CDD 540

Fecha de catalogación: 07/07/2011

ISBN 978-987-1312-38-2



Responsable de Edición Lic. José Miguel Ravasi

Universidad FASTA

Facultad de Ciencias Médicas. Licenciatura en Nutrición

Tel. 54 223 4757076 Fax 54 223 4990473

[cienciasmedicas@ufasta.edu.ar](mailto:cienciasmedicas@ufasta.edu.ar)

Mar del Plata, Argentina

© 2011 Universidad FASTA ediciones



Introducción a la Química Módulo de Seminarios de Problemas y Trabajos Prácticos de Laboratorio by Marta Castillo; Daniel Meligeni, Universidad FASTA is licensed under a [Creative Commons Attribution-NonCommercial-ShareAlike 3.0 Unported License](https://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/3.0/). Based on a work at Universidad FASTA.



## INDICE

Introducción.....	9
Tabla periódica de los elementos.....	12
Seminarios de Problemas .....	13
Estructura atómica y tabla periódica .....	13
Enlaces químicos .....	21
Formación de Compuestos .....	26
Gases .....	33
Soluciones y propiedades coligativas .....	36
Ácido / base y neutralización.....	40
Óxido – Reducción .....	44
Calorimetría.....	46
Termoquímica .....	47
Hidrocarburos.....	48
Derivados oxigenados.....	53
Trabajos Prácticos.....	57
Seguridad en el laboratorio .....	57
Soluciones.....	59
Propiedades coligativas .....	62
La acidez en la vida diaria.....	64
Volumetría de neutralización (titulación) .....	68
Calorimetría.....	71
Calor de disolución.....	75
Compuestos oxigenados.....	77





## Introducción

**Química** (del egipcio *kēme* (kem), que significa "tierra") es la ciencia que estudia la composición, estructura y propiedades de la materia, como los cambios que esta experimenta durante reacciones químicas. Históricamente la química moderna es la evolución de la alquimia tras la revolución química (1733).

Las disciplinas de la química han sido agrupadas por la clase de materia bajo estudio o el tipo de estudio realizado. Entre estas, la química inorgánica que estudia la materia inorgánica; la química orgánica que trata con la materia orgánica; la bioquímica el estudio de sustancias en organismos biológicos; la físico-química comprende los aspectos energéticos de sistemas químicos a escalas macroscópicas, moleculares y submoleculares; la química analítica que analiza muestras de materia tratando de entender su composición y estructura. Otras ramas de la química han emergido en tiempos recientes, por ejemplo, la neuroquímica que estudia los aspectos químicos del cerebro.



### ***Historia de la química***

Las primeras experiencias del hombre como químico se dieron con la utilización del fuego en la transformación de la materia. La obtención de hierro a partir del mineral y de vidrio a partir de arena son claros ejemplos. Poco a poco el hombre se dio cuenta de que otras sustancias también tienen este poder de transformación. Dedicó un gran empeño en buscar una sustancia que transformara un metal en oro, lo que llevó a la creación de la alquimia. La acumulación de experiencias alquímicas jugó un papel vital en el futuro establecimiento de la química.

La química es una ciencia empírica, ya que estudia las cosas por medio del método científico, es decir, por medio de la observación, la cuantificación y, sobre todo, la experimentación.

## **¿Por qué la Química?**

La química es una ciencia básica que permite conocer el comportamiento de la materia, este conocimiento permite al hombre transformar la materia en su beneficio. Para evaluar las transformaciones químicas que sufre la materia es necesario usar las matemáticas como lenguaje y conocer las leyes de la física; estas dos ciencias son la base de la química.



El comportamiento químico y la estructura de átomos y moléculas puede moderarse o reproducirse utilizando modelos matemáticos, por lo tanto la química es una ciencia exacta.

Todos los procesos biológicos sin excepción ocurren a través de reacciones químicas, en consecuencia la química es la base de la biología como lo son también la física y las matemáticas.

La industria química contribuye enormemente a los altos ingresos de los países desarrollados, que exportan intensamente a los países pobres los materiales que fabrican y procesan. El avance industrial y económico es proporcional a la calidad de la enseñanza e investigación.

Pero no solamente la contemplación y el entendimiento de la naturaleza preocupa a los científicos modernos, en su trabajo también hay una gran parte de creatividad. Una vez que las leyes de la naturaleza han sido entendidas, los hombres reproducen con sus propias manos los procesos químicos inventando nuevos compuestos y materiales; fármacos que preservan la vida con gran efectividad, nuevos productos químicos para la industria, nuevos materiales para la construcción de objetos, etc.

## **¿Como ha llegado la humanidad a tal nivel de conocimiento y control de la naturaleza?**

Los instrumentos electrónicos dedicados al análisis químico y las computadoras han permitido conocer profundamente el entorno biológico y molecular de los seres vivos, así como también entender los procesos que han formado nuestro Universo.

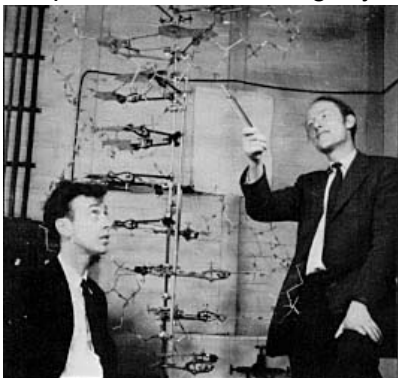
Entre los materiales que son muy útiles tenemos a los polímeros que pueden tener muy diversas propiedades físicas y químicas:

- pueden ser muy ligeros y tan fuertes como un metal

- pueden resistir altas temperaturas y fricción
- sustituir a los componentes metálicos de los motores
- otros no son inflamables o son resistentes a los disolventes
- otros tienen las características ideales para fabricar prótesis, etc.

Evidentemente, el conocimiento químico básico permite aportar estrategias para la construcción de estos materiales. En el futuro se construirán materiales cada vez más perfectos y más útiles para tareas complicadas; por ejemplo las fibras ópticas, estas permiten que todos los teléfonos, televisores y computadoras se conecten en redes gigantescas con una alta calidad de desempeño.

La investigación tiene una incidencia fuerte sobre la salud, a través del entendimiento de los procesos moleculares de todas las funciones vitales, del desarrollo de la bioquímica, de la fisiología y farmacología y del diagnóstico clínico. Es la investigación en esta ciencia la que permite la elaboración de materiales de curación y de prótesis.



La producción de alimentos depende de la investigación, que ha permitido desarrollar fertilizantes, disminuido las plagas con insecticidas, feromonas y/o con el control de sus sistemas de autodefensa. Además, esta investigación ha mejorado el crecimiento de animales y plantas con el uso de hormonas y reguladores del crecimiento. Ha permitido el reconocimiento químico de los ciclos biológicos y de la fotosíntesis, el proceso más importante del planeta para captar la energía solar.

La química tiene un impacto fundamental en la calidad de vida en la humanidad y está íntimamente relacionada con las fuentes de energía, su producción y su control.

Las razones enumeradas en el texto describen la importancia de la química en el plano científico así como también en la vida cotidiana; de esto surge la necesidad de comprenderla y utilizarla como una herramienta en el desempeño profesional de un *Licenciado en Nutrición*.

## Tabla periódica de los elementos

Period	1 Group IA		Groups IIB to IIB										Groups IIIA to VIIA					18 Group VIIIA
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H 1.01	2 Group IIA											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18
2	3 Li 6.94	4 Be 9.01											13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
3	11 Na 22.99	12 Mg 24.30	3 Group IIIB	4 Group IVB	5 Group VB	6 Group VIB	7 Group VIIB	8 Group VIII	9 Group VIII	10 Group VIII	11 Group IB	12 Group IIB	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
4	19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.87	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.38	31 Ga 69.72	32 Ge 72.59	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
5	37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.60	53 I 126.90	54 Xe 131.29
6	55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57 La* 138.91	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.84	75 Re 186.21	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.97	80 Hg 200.59	81 Tl 204.38	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
7	87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac (227)	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (266)	107 Bh (264)	108 Hs (269)	109 Mt (268)	110 (271)	111 (272)	112 (277)		114 (289)		116 (289)		118 (293)

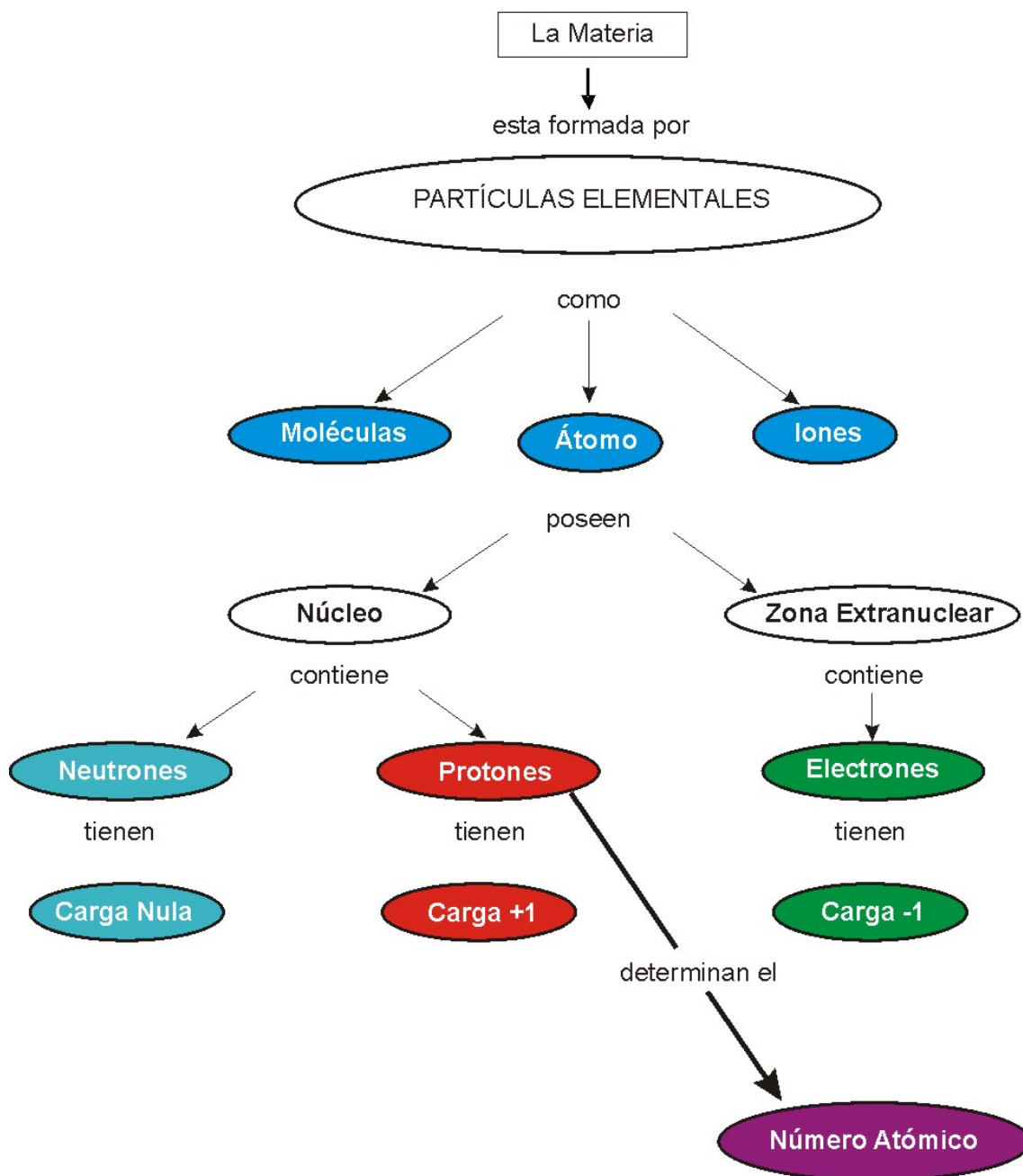
  

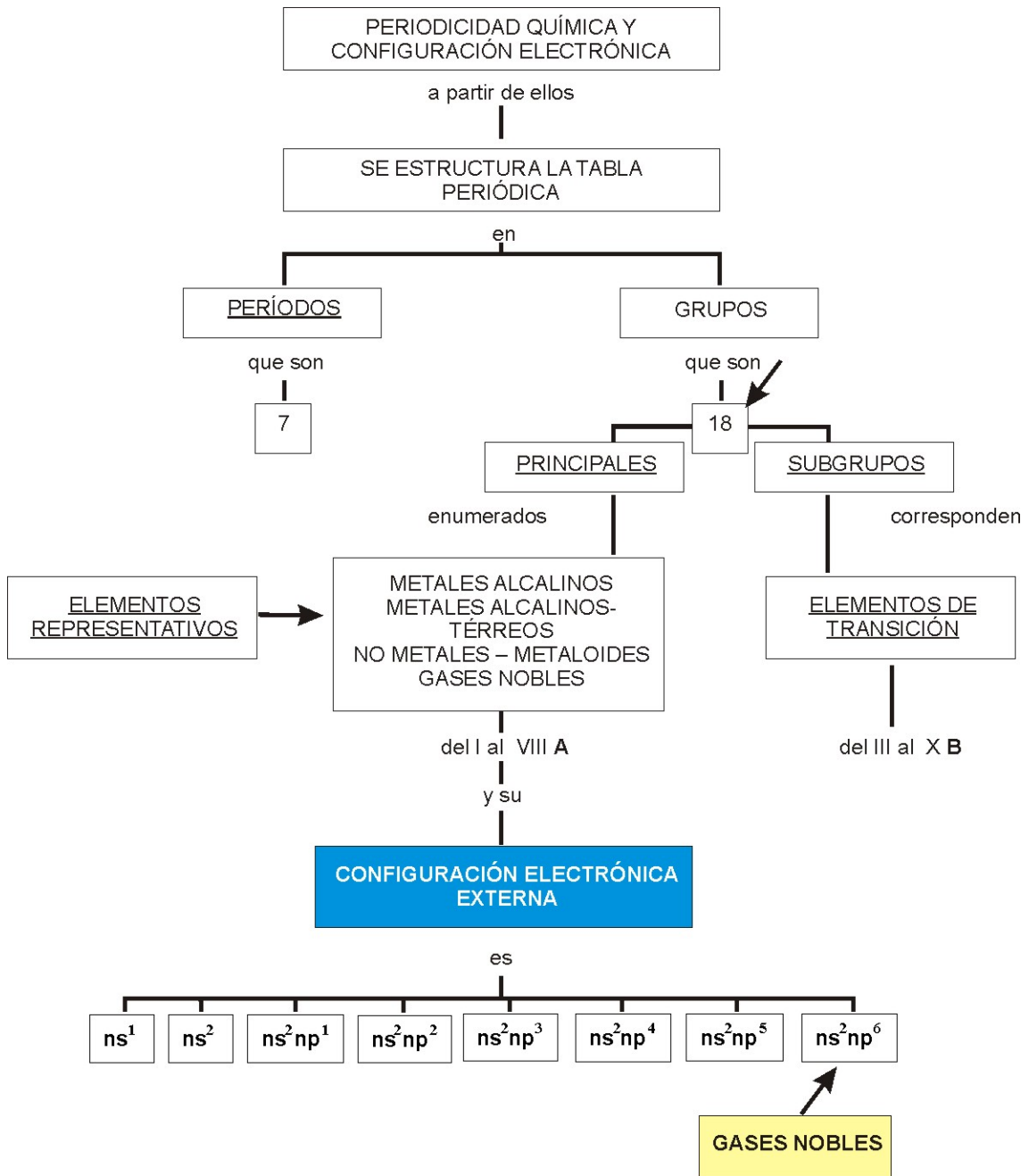
58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.04	71 Lu 174.97
90 Th (232)	91 Pa (231)	92 U (238)	93 Np (237)	94 Pu (242)	95 Am (243)	96 Cm (248)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (260)	102 No (259)	103 Lr (262)

Metals — Non-metals

## Seminarios de Problemas

### Estructura atómica y tabla periódica





## Guía de estudio 1

- 1) Definir el concepto de molécula y átomo.
- 2) Describa brevemente esas experiencias de los rayos catódicos y rayos canales. ¿Cómo se explican las diferencias entre ambos?
- 3) ¿Cuál fue la experiencia fundamental que hizo rechazar el modelo atómico de Thomson?
- 4) Hacer una breve descripción de los distintos modelos atómicos, y señalar la importancia de cada uno de ellos.
- 5) Describa las propiedades de las partículas subatómicas más importantes ¿Cuál de ellas da identidad a un elemento?
- 6) ¿Qué se entiende por número másico? ¿y por número atómico?
- 7) ¿Qué se entiende por isótopos? Citar ejemplos.
- 8) ¿Cómo es el modelo del átomo propuesto por Bohr? ¿Cuál fue la base de su modelo?
- 9) ¿Cuántos electrones por niveles tendrá un átomo que tiene 35 protones? ¿De qué elemento se trata?
- 10) ¿Qué propiedad de los elementos se utilizó en un principio para clasificar a los elementos?
- 11) ¿Qué característica de los elementos se usa en la actualidad para ordenar los elementos?.
- 12) ¿Qué es lo que caracteriza a los elementos de un mismo grupo? ¿Y de un mismo período?
- 13) ¿Cómo se ubican en la Tabla Periódica y cuáles son las características fundamentales de los elementos metálicos y no metálicos?
- 14) ¿Cómo se define radio atómico? ¿Cómo varía a lo largo de un grupo o de un período? Justificar.
- 15) ¿Qué se entiende por energía de ionización? ¿Cómo varía a lo largo de un grupo o de un período? Justificar.



16) ¿Cómo se define la afinidad electrónica. ¿Cómo varía en la tabla periódica?

17) A los elementos de qué grupo de la tabla periódica será posible:

- i. arrancarles más fácilmente un electrón.
- ii. adicionarles más fácilmente un electrón.
- iii. sacarles más difícilmente un electrón.

18) Un átomo al que se le adiciona un electrón se transforma en un anión y uno al que se le extrae un electrón en un catión.

Por ejemplo:



¿Cómo justifica que el radio de un anión sea mayor que el del átomo que lo origina y que el radio del catión sea mucho menor que el átomo del cuál proviene?

## Seminario 1

- 1) Esquematizar la estructura atómica para  $^{24}_{12}\text{Mg}$  y para  $^{31}_{15}\text{P}$
- 2) Esquematizar la estructura del núcleo para  $^{209}_{83}\text{Bi}$  y para  $^{137}_{56}\text{Ba}$
- 3) Completar el siguiente cuadro

	Z	A	p	n	e
Au		197			79
Fe		56	26		
Na	11			12	
Zn			30	35	

- 4) Tomando los datos de la tabla anterior esquematizar los dos últimos niveles correspondientes a los siguientes iones:

$\text{Fe}^{+2}$	$\text{Fe}^{+3}$	$\text{Na}^{+}$	$\text{Zn}^{+2}$
------------------	------------------	-----------------	------------------

¿Qué diferencia encuentra con el elemento en estado nativo? **Justifique.**

- 5) Indicar cuáles de las siguientes afirmaciones son **Verdaderas** o **Falsas**. En las **F** cambiar los conceptos equivocados para que la afirmación se convierta en **V**.

	a) El átomo está formado por un núcleo de carga negativa.
	b) El número atómico es el número de protones
	c) Los isótopos son elementos que tienen distinto número atómico.
	d) Thomson describe el átomo como una esfera hueca.
	e) La masa del electrón es mayor que la del protón.

	f) En el modelo de Thomson el átomo es neutro.
	g) El número másico es el número de neutrones.
	h) En el modelo de Bohr los electrones se encuentran en niveles de energía.
	i) El número de neutrones se obtiene sumando $Z + A$
	j) Los no metales son elementos representativos.
	k) Dobereiner ordenó los elementos en octavas.
	l) Los gases nobles tienen ocho electrones en el primer nivel.
	m) Para el nivel $n = 2$ la cantidad máxima de electrones es 18.
	n) El catión sodio es mayor que el átomo de sodio.
	o) El potencial de ionización dentro de un grupo de la tabla periódica disminuye de arriba hacia abajo.
	p) Los metales alcalinos pertenecen al período 1.
	q) Newlands ordenó los elementos en tríadas
	r) El catión magnesio es menor que el átomo de magnesio.
	s) El radio atómico dentro de un grupo de la tabla periódica aumenta de abajo hacia arriba.

5) Según la siguiente tabla:

	<b>p</b>	<b>n</b>	<b>e</b>
<b>A</b>	8	8	10
<b>B</b>	3	4	2
<b>C</b>	9	10	9

¿Cuál o cuáles de estas partículas tienen carga?

Calcular Z y A.

¿Cuál puede ser catión y cuál anión?

6) Para los siguientes elementos completar la siguiente tabla:

	<b>Z = 24</b>	<b>Z = 19</b>	<b>Z = 10</b>	<b>Z = 60</b>
grupo				
período				
e. representativo				
e. de transición				
e. de trans. int.				
alcalino				
gas inerte				
metal				

7) Señalar si son correctas o no las siguientes afirmaciones, justificando sus respuestas

- a) el elemento de  $Z = 33$  tiene mayor radio atómico que el de  $Z = 51$
- b) el elemento de  $Z = 51$  tiene menor radio atómico que el de  $Z = 38$
- c) el anión oxígeno tiene menor radio que el átomo de oxígeno
- d) el catión calcio tiene mayor radio que el átomo de calcio

8) a) Ordenar los siguientes elementos (grupo II) de acuerdo al orden creciente radio atómico. Justificar



b) Ordenar los siguientes elementos (período 2) de acuerdo al orden creciente de potencial de ionización. Justificar



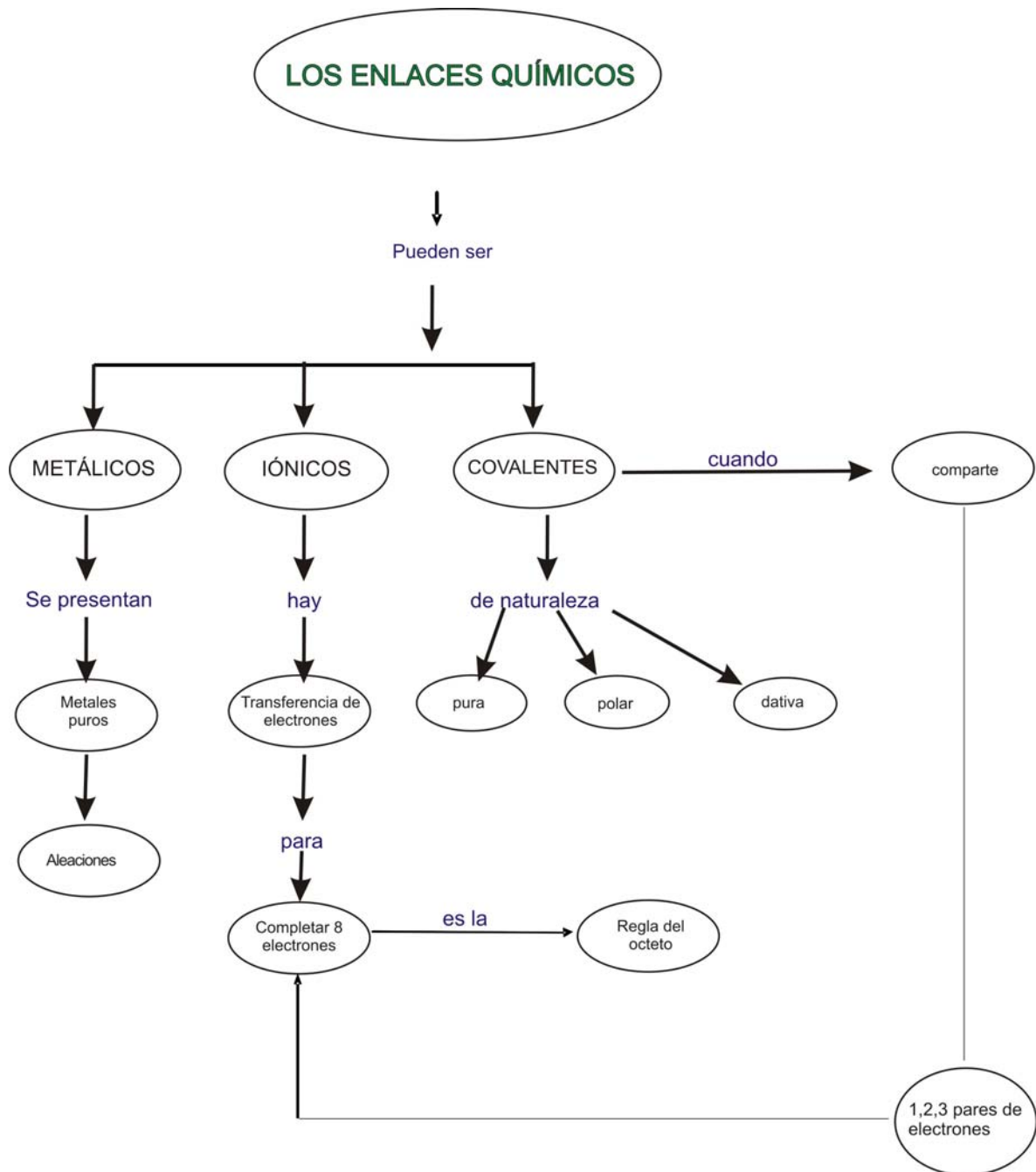
9) Completar la siguiente tabla:

	Período	Grupo	Elemento	Z
<b>A</b>	2	II		
<b>B</b>	4	II		
<b>C</b>	3	I		
<b>D</b>	4	13		
<b>E</b>	1	gas inerte		
<b>F</b>	3	halógeno		

- Elegir dos elementos del mismo grupo y ordenarlos por radio atómico decreciente
- Elegir dos elementos del mismo período y ordenarlos por potencial de ionización creciente
- Elegir un elemento que pueda transformarse en catión y otro en anión.

# Enlaces químicos

## Tipos de enlace químico



## Guía de estudio 2

1. ¿Qué es la electronegatividad? ¿En qué zona de la tabla periódica están los elementos más electronegativos y en cuál los más electropositivos? Dar ejemplos.
2. ¿Qué son los símbolos de Lewis? Haga una representación de ellos para los elementos del segundo período y para los elementos de los grupos 1, 2, 16, 17 y 18.
3. ¿Qué entiende por unión química?
4. ¿Cómo se forma un enlace covalente puro? Cite ejemplos.
5. ¿Qué entiende por enlace covalente polar? Cite ejemplos.
6. ¿Cómo se forma un enlace iónico o electrovalente? Cite ejemplos. Defina la palabra ión y las palabras aniones y cationes.
7. ¿Qué es un dipolo? ¿Qué tipo de atracción se genera entre ellos?
8. ¿Qué tipo de atracción puede existir entre átomos o moléculas no polares? ¿Cómo es la magnitud de esa atracción?
9. ¿Qué sucede cuando un compuesto iónico se disuelve en agua? Ejemplifique con una ecuación, utilizando NaCl.
10. Defina los siguientes términos y cite un ejemplo para cada uno de ellos:
  - a) interacción dipolo-dipolo
  - b) interacción ión-dipolo
  - c) fuerzas de van der Waals

## Seminario 2

1. Escribir las fórmulas electrónicas y las fórmulas desarrolladas para los siguientes compuestos:

- a) Br<sub>2</sub>                  b) NH<sub>3</sub>          c) CH<sub>4</sub>          d) H<sub>2</sub>O          e) SH<sub>2</sub>          f) Cl<sub>2</sub>  
g) BaO                  h) Na<sub>2</sub>O          i) KF                  j) MgBr<sub>2</sub>          k) Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

2. Representar mediante notación de Lewis la unión entre:

- a) K y O    b) Ba y O

Decir que tipo de unión se forma en cada caso y escribir la fórmula molecular del compuesto que se obtiene.

3. De los siguientes elementos:

- Z = 18                          Z = 12                          Z = 9                          Z = 16

Señalar cuál es metal, no metal y gas inerte. ¿Entre qué elementos se forma una unión iónica?

4. Representar con fórmulas electrónicas y con fórmulas desarrolladas a los siguientes compuestos, diciendo que tipo de unión tienen (cada una de ellas si son distintas).

- a) SO<sub>3</sub>                          b) Ca(OH)<sub>2</sub>                  c) HNO<sub>2</sub>                  d) Al(OH)<sub>3</sub>  
e) Cl<sub>2</sub>O<sub>3</sub>                          f) H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>                  g) Li(OH)                  h) Br<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

5. Representar con fórmula electrónica y fórmula desarrollada a los siguientes compuestos orgánicos, diciendo que tipo de uniones tienen.

- a) CH<sub>4</sub>                          b) Cl<sub>4</sub>C                          c) CO<sub>2</sub>                          d) C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>

6. Utilizando los valores de electronegatividades de la tabla periódica indicar que tipo de unión se establece en los siguientes compuestos. Justificar haciendo los cálculos.

- a) MgF<sub>2</sub>                  b) O<sub>2</sub>                  c) BrH                  d) CH<sub>4</sub>                  e) NH<sub>3</sub>



7. Ordenar los siguientes enlaces teniendo en cuenta su carácter polar decreciente

- a) oxígeno-sodio
- b) oxígeno-potasio
- c) fluor-calcio
- d) fluor-sodio
- e) oxígeno-hidrógeno

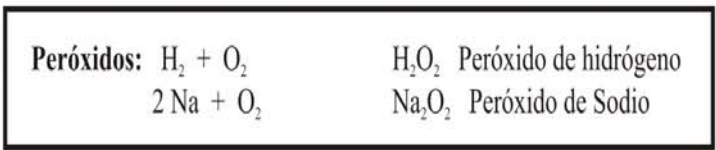
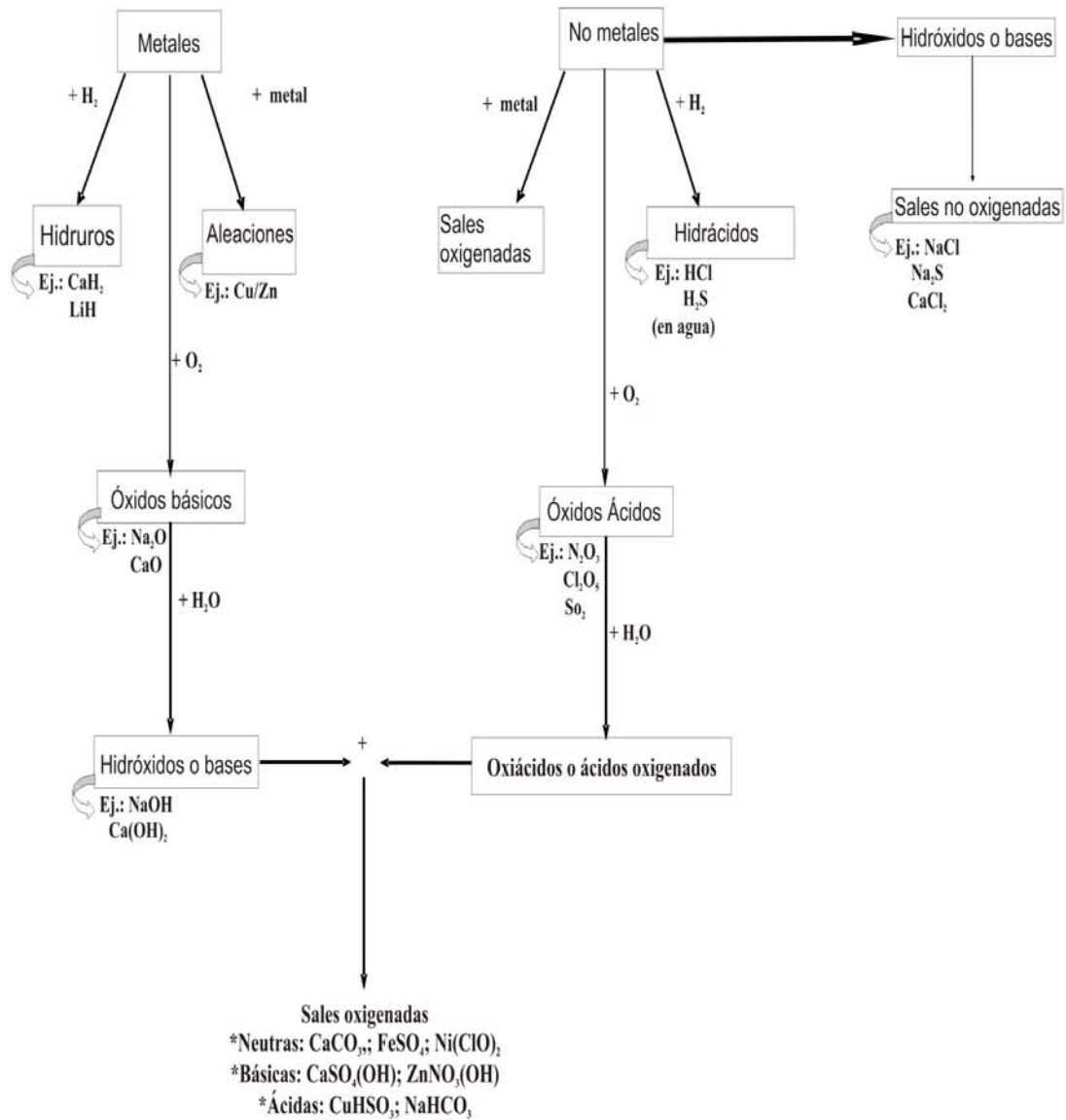
8. ¿Cuáles de las siguientes sustancias forman puente de hidrógeno? Justifique.

i)  $\text{CO}_2$

ii)  $\text{ClH}$

iii)  $\text{SiH}_4$

**CUADRO GENERAL**



## Formación de Compuestos

Unidad teórica 2: Leyes de la química

### **Compuestos Químicos / Nomenclatura / Composición Porcentual Fórmula Empírica Y Molecular / Estequiometría**

#### **A- Reacciones Químicas**

1. Completar las siguientes ecuaciones químicas e identificar la especie resultante:

$\text{Ca} + \text{O}_2$	$\rightarrow$	
$\text{Na} + \text{O}_2$	$\rightarrow$	
$\text{H}_2 + \text{O}_2$	$\rightarrow$	
	$\rightarrow$	$\text{Al}_2\text{O}_3$

2. Escribir y nombrar todos los óxidos ácidos del cloro, nitrógeno y azufre.

3. Completar las siguientes ecuaciones químicas e identificar la especie resultante:

$\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	
$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	
$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	
$\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	
$\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	
$\text{P}_2\text{O}_5 + 3 \text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	
$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	

$\text{Cl}_2 + \text{H}_2$	$\rightarrow$	
$\text{Na} + \text{H}_2$	$\rightarrow$	

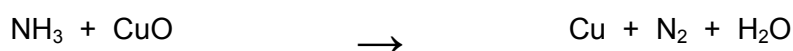
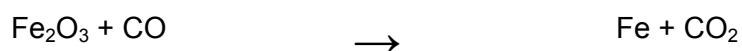
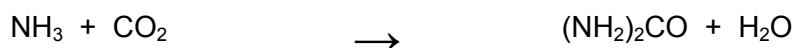
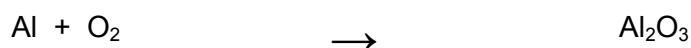
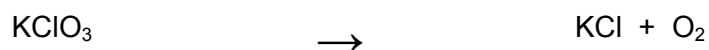
4. Escribir y balancear las ecuaciones de formación de las siguientes sales:

- Sulfato de calcio
- Nitrato de potasio
- Cloruro de amonio
- Ortofosfato de aluminio
- Carbonato ácido de sodio
- Hipoclorito de sodio
- Sulfuro de zinc
- Clorato de calcio
- Nitrito de sodio
- Sulfito de magnesio

5. Obtener a partir de los elementos las siguientes sales:

- $\text{K}_2\text{SO}_4$
- $\text{CaCO}_3$
- $\text{NaF}$

5. Balancear las siguientes ecuaciones químicas



## **B- Composición porcentual - Fórmula empírica y molecular**

1. ¿Cuántos moles de Ca hay en 100 gramos de  $\text{CaCl}_2$ ? Rta. 0.9 moles
2. ¿Cuántos átomos de Ca hay en 1  $\mu\text{g}$  de calcio nativo? Compare este resultado con la población de Argentina. ¿Qué conclusión puede inferir de este razonamiento? (datos: 1  $\mu\text{g}$  =  $1.0 \times 10^{-6}$  g y  $N^\circ$  de Avogadro =  $6,023 \times 10^{23}$  átomos o moléculas / mol). Rta.  $1.5 \times 10^{16}$  átomos de calcio.
3. ¿Cuál es la composición en porcentaje en peso del cloroformo  $\text{CHCl}_3$  (sustancia anestésica)? Rta. C = 10,04%, Cl = 89,12%, H = 0,84%
4. ¿Cuál es la composición centesimal del etileno si su fórmula molecular es  $\text{C}_2\text{H}_4$ ? Rta. C = 85,71%, H = 14,29%
5. Calcular el peso del hierro (Fe) en una muestra de 10 gramos de óxido de hierro III ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ). Rta. 7,0 gr.
6. El ácido fosfórico ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) es un líquido que se utiliza en detergentes, fertilizantes, dentríficos y en la fabricación de bebidas gaseosas para resaltar su sabor. Calcule la composición porcentual en masa de hidrógeno, fósforo y oxígeno de este compuesto. Luego a manera de repaso describa la formación del mismo desde sus componentes iniciales en estado nativo, la estructura de Lewis y el tipo de enlace que presenta cada átomo en la molécula del ácido.

Rta. P = 31,63%, O = 65,31%, H = 3,06%

7. Calcule la composición porcentual en masa del ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ). Luego a manera de repaso describa la formación del mismo desde sus componentes iniciales en estado nativo, la estructura de Lewis y el tipo de enlace que presenta cada átomo en la molécula del ácido. Rta. S = 32,65%, O = 65,31%, H = 2,04%
8. ¿Cuál es la diferencia entre la fórmula empírica y la fórmula molecular de un compuesto?

9. Relacione las siguientes fórmulas con respecto al inciso anterior:

$\text{CH}_2$ ;  $\text{FeO}$ ;  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ;  $\text{C}_3\text{H}_6$ ;  $\text{Fe}_2\text{O}_4$ ;  $\text{P}_2\text{O}_5$ ;  $\text{HCl}$ ;  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ;  $\text{K}_2\text{O}$ .

10. Determine la fórmula empírica del gas natural metano sabiendo que el análisis de una muestra reveló que contiene 36 gramos de carbono y 12,096 gramos de hidrógeno. Rta.  $\text{CH}_4$

11.a) El ácido ascórbico (vitamina C) cura el escorbuto y ayuda a evitar el resfriado común. Está compuesto por 40,92% de carbono; 4,58% de hidrógeno y 54,50% de oxígeno en masa. Determine su



fórmula empírica. Rta.  $C_3H_4O_3$

b) Determine la fórmula molecular del ácido ascórbico sabiendo que su masa molar es de 176 gramos. Rta.  $C_6H_8O_6$

12. Determine la fórmula empírica de un compuesto que contiene:

$$K = 24,68\%$$

$$Mn = 34,81\%$$

$$O = 40,51\%$$

Rta.  $KMnO_4$  (Permanganato de potasio)

13. ¿Cuál es la fórmula empírica de un compuesto que contiene 43,5% de fósforo y 56,3% de oxígeno en peso? Rta.  $P_2O_5$

14. Una muestra de un compuesto de nitrógeno y oxígeno contiene 1,52 g de N y 3,47 g de O. Se sabe que la masa molar del mismo está entre 90 y 95 gramos. Determine la fórmula empírica, la fórmula molecular y la masa molar del compuesto. Rta. F, Mínima:  $NO_2$ , F, Molecular:  $N_2O_4$

### C- Problemas de estequiometría – reactivo limitante – rendimiento

1. Todos los metales alcalinos reaccionan con agua para producir hidrógeno gaseoso y el hidróxido del metal alcalino correspondiente. Una reacción común es la que ocurre entre el litio y el agua:



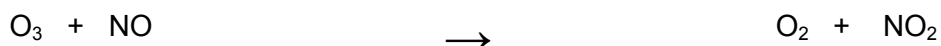
- a) ¿Cuántos moles de  $\text{H}_2$  se formarán al completarse la reacción de 6,23 moles de Li en agua?
- b) ¿Cuántos gramos de  $\text{H}_2$  se formarán al completarse la reacción de 80,57 g de Li en agua? Rta. a- 3,12 moles; b- 11,7 gramos

2. Los alimentos que se ingieren son degradados, o desdoblados, en el cuerpo para proporcionar energía que se utiliza para el crecimiento y para otras funciones. Una ecuación general total para este complicado proceso representa la degradación de glucosa a dióxido de carbono y agua:



- a) Balancee la ecuación.
- b) Si una persona consume 8,56 g de glucosa durante cierto período ¿cuál es la masa de  $\text{CO}_2$  producido? Rta. 12,55 gr.
3. ¿Cuántos moles de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  se formarán si se pesan 50 g de este reactivo (Pureza = 75% P/P)? Rta. 0,23 moles

4. La disminución del ozono ( $\text{O}_3$ ) en la estratosfera ha sido tema de gran preocupación entre los científicos en últimos años. Se cree que el ozono puede reaccionar con óxido nítrico (NO) que proviene de las emisiones de los aviones de propulsión, a alturas elevadas. La reacción es:



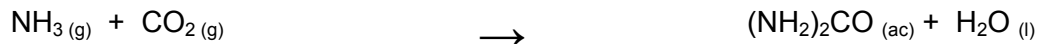
Si 0,740 g de ozono reaccionan con 0,670 g de NO.

- d) ¿Cuántos gramos de  $\text{NO}_2$  se producirán?

- e) ¿Cuál compuesto es el reactivo limitante?
- f) Calcule el número de moles del reactivo en exceso que se recupera al finalizar la reacción.

Rta. a- 0,71 gr., b- O<sub>3</sub>, 0,007 moles

5. La urea se forma en el organismo de los mamíferos en una complicada reacción intracelular, por la reacción entre el amoníaco y el dióxido de carbono:



En un proceso realizado en el laboratorio se hicieron reaccionar 637,2 g de NH<sub>3</sub> con 1142 g de CO<sub>2</sub>.

- a) Balancee la ecuación.
- b) ¿Cuál de los dos reactivos es el limitante?
- c) Calcúlese la masa de urea producida durante la reacción.
- d) ¿Qué cantidad del reactivo en exceso (en gramos y en moles) quedó sin reaccionar?

Rta. b- NH<sub>3</sub>; c-1125 gr.; d-7,2 moles

6. El titanio, un metal fuerte ligero y resistente a la corrosión, se utiliza en la construcción de naves espaciales, aviones, en sus motores y para la construcción de bicicletas. Se obtiene por la reacción de cloruro de titanio (IV) con magnesio fundido, a una temperatura entre 950° y 1150°C.



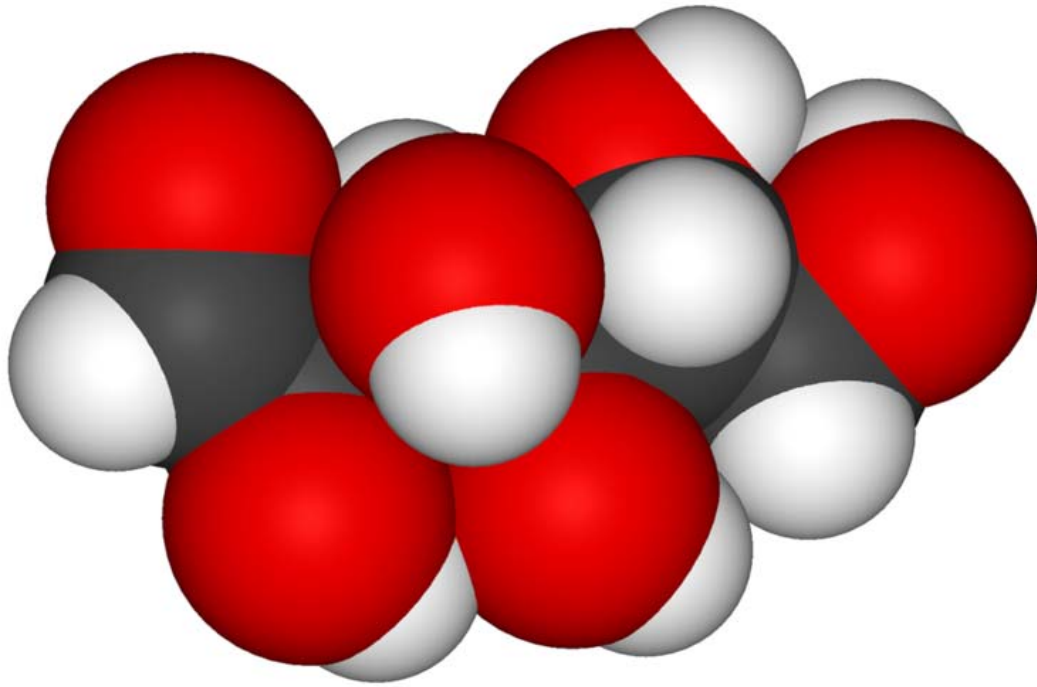
En cierta operación industrial 3,54 x 10<sup>7</sup> g de TiCl<sub>4</sub> reaccionan con 1,13 x 10<sup>7</sup> g de Mg.

- a) Balancear la ecuación química.
- b) ¿Cuántos moles de titanio sólido se formaron en esta operación?
- c) Calcúlese el rendimiento teórico de Ti, en gramos.



d) Calcúlese el porcentaje del rendimiento si realmente se obtienen  $7,91 \times 10^6$  g de Ti.

Rta. a-186.316 moles, b-Rendimiento teórico =  $8,9 \times 10^6$  gr. de Ti, c-Rendimiento % = 88,8%



## Gases

Unidad teórica 3: Estados de la materia

Leyes de los gases ideales

1. Discutir si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando las respuestas

- 2 g de  $H_2$  y 32 g de  $O_2$  contenidos en sendos recipientes ocupan el mismo volumen en iguales condiciones de presión y temperatura.
- 2 ml de  $H_2$  y 32 ml de  $O_2$  en iguales condiciones de presión y temperatura tienen igual número de moles.
- 2 ml de  $H_2$  y 2 ml de  $O_2$  en iguales condiciones de presión y temperatura tienen el mismo número de moles, densidad y masa.
- Un mol de cualquier gas ideal ocupa un volumen de 22,4 l a 1 atm y cualquier temperatura.
- Un mol de cualquier gas ideal ocupa un volumen de 22,4 l a cualquier presión y temperatura.



2. Con una masa dada de gas y a la temperatura de 300 °K se hicieron las siguientes medidas experimentales

Experimento	Presión (atm)	Volumen (litros)
1	2	10
2	1,5	13,33
3	1	20
4	0,75	26,66
5	0,5	40
6	0,25	80

En base a estos datos haga los siguientes gráficos:

- a) P vs V    b) P vs 1/V    c) P vs T

3. Considerando un sistema en el que la masa y la temperatura permanecen constantes. ¿Cuál será el volumen final de un sistema gaseoso que inicialmente ocupaba 25 litros, si se aumenta la presión de 1,1 atm al doble? Rta. 12,5 litros

4. Un globo lleno de gas tiene un volumen de 1 litro a 1 atm y 25 °C. este globo es llevado a la estratosfera donde la temperatura es -45°C y la presión 0,2 atm. Considerando el globo de material muy flexible y el gas dentro como un gas ideal, ¿cuál es el volumen final del globo? Rta. 3,825 litros

5. 22 gramos de un gas ocupan un volumen de 8,2 litros si se lo mide a 760 mm de Hg y 200 °K. ¿Cuál es el peso molecular del gas? Rta. 44 g/mol

6. 5,6 g de un gas ocupan un volumen de 5,7 l a 750 mm de Hg y 70°C.

a) ¿Cuál es la densidad?

b) ¿Cuál es su masa molecular?

c) De cuál de los siguientes gases podría tratarse: N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>, CO, CO<sub>2</sub>. Rta. a- 9,8 10<sup>-4</sup> g/ml; b-28 g/mol; c-N<sub>2</sub>

7. ¿Cuántas moléculas de gas hay en un recipiente de 3 litros a 20 °C si en él se ha hecho un vacío que lleva su presión a 10<sup>-4</sup> mm de Hg? Rta. 9,9 10<sup>15</sup> moléculas

8. Calcular la cantidad de oxígeno que hay en el aire de una habitación cúbica de 3 m de lado, que se encuentra cerrada, si la presión dentro de la misma es de 1 atm y la temperatura de 27 °C. Considerar que el aire es una mezcla formada por 75 % de nitrógeno y 25 % de oxígeno. Rta. 8,78 Kg

9. Para hacer un experimento se conectaron dos ampollas: la primera tiene un volumen de 200 ml y contiene oxígeno a 0,5 atm y la segunda tiene un volumen de 450 ml y contiene nitrógeno a 0,75 atm. Suponiendo que la temperatura permanece constante, calcular la presión total del sistema y las presiones parciales de cada gas. Rta. Presión total = 1,25 atm; pO<sub>2</sub> = 0,2857 atm; pN<sub>2</sub> = 0,9643 atm

10. Las presiones parciales en cierta mezcla de He y O<sub>2</sub> son 608 torr y 152 torr respectivamente.

a) Calcular la fracción molar de He y O<sub>2</sub> en la mezcla.

b) Si la mezcla ocupa 44,8 l en CNPT, calcular el número total de moles formados.

Rta: a- x (He) = 0,8; x (O<sub>2</sub>) = 0,2; b- 2 moles

11. Un recipiente de acero de 0,3 litros se llena con 0,6 g de  $H_2$  y 0,32 g de  $O_2$  gaseoso a  $27^\circ C$ .

a) ¿Cuál es la presión total de la mezcla gaseosa?

b) Una chispa desencadena una reacción que genera agua gaseosa y eleva la temperatura hasta  $227^\circ C$ , calcular las presiones parciales de las sustancias que permanecen luego de la reacción.

Rta: a- 25,42 atm; b-  $p_{H_2} = 38,3$  atm;  $p_{H_2O(g)} = 2,73$  atm

## Soluciones y propiedades coligativas

Unidad teórica 4: Soluciones y propiedades coligativas

### Problemas de soluciones

1. ¿Cuántos g de NaOH se necesitan para preparar 500 ml de una sol. 0.125 M? Rta: 2,5 g
  2. ¿Cuántos gramos de NaHCO<sub>3</sub> se necesitan para preparar 500 ml de una solución 0.125 M si la pureza de la droga es del 78%? Rta. 6,7 g
  3. ¿Cuántos mililitros de HCl se necesitan para preparar 350 ml de una solución 1.5 M si la densidad de mismo es de 1.19 g/ml y la pureza del 40% P/P? Rta. 40,25 ml
  4. Se preparó una solución de Ca(OH)<sub>2</sub> que contiene 20% P/V, y su volumen es 300 ml, ¿cual es la molaridad de la misma ? Rta. 2,7 M
  5. ¿Cuántos mililitros de H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> se necesitan para preparar 500 ml de una solución 0,43 M (densidad = 1.98 g/ml, 80% P/P pureza)? Rta. 13,4 ml
  6. Se necesitan preparar 300 ml de una solución 0,2 M a partir de la solución del problema 3 (1,5 M). Describa su preparación. Rta. 40 ml
  7. ¿Cuántos gramos se necesitan para preparar 100 ml de una solución de MgCl<sub>2</sub> 125 mM (milimolar) de pureza 97%. Rta. 1,2 g
  8. Si se desea preparar 100 ml de una solución 0.5 M con una solución 16 M, ¿cómo lo haría? Rta. 3,125 ml
  9. ¿Cómo prepararía 10 ml de una solución de glucosa (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>) que contenga 5.5 mmol/litro? ¿Cuántos g/l tiene?. Rta. 0,9999 gr/l ≈ 1gr/l
  10. En nuestro laboratorio disponemos de dos soluciones de NaCl:
    - a: 100 ml, 0,5 M
    - b: 350 ml, 2,5 M
- Se necesitan preparar 200 ml de una solución 1,5 M (Solución C).
- a) ¿Cómo lo haría utilizando ambas soluciones? Rta. A = 100 ml y B = 100 ml

b) ¿Cuántos gramos de NaCl tienen cada una de estas soluciones (A, B y C)?.

Rta. a = 2,82 g; b = 51,19 g; c = 17,55 g

11. ¿Cuántos gramos de NaCl, de 85% de pureza, se necesitan para hacer reaccionar completamente a 100 ml de una solución de  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$  1,5 M? ¿Que compuesto precipita y cuantos gramos se forman en esta reacción? Rta. 20,65 g de NaCl y 43,05 g de  $\text{AgCl}_{(s)}$

12. ¿Cuál es la molalidad (m) de una solución en la que hay disueltos  $1,0 \times 10^2$  g de NaOH en 250 ml de agua destilada ( $\delta = 1,00$  g/ml)? Rta. 10 m

13. Se disolvieron 92 g de glucosa pura agregando 300 ml de glicerina ( $\delta = 1,26$  g/ml), con un volumen final de solución de 312 ml. Calcule la molaridad y la molalidad. ¿A qué atribuye la diferencia encontrada? Rta. 1,35 m y 1,6 M

14. ¿Cuál es la fracción molar del azúcar,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ , en una solución que se ha preparado disolviendo 17,1 g en 89 g de  $\text{H}_2\text{O}$ ? Rta. 0,01 de azúcar

15. Si Ud. preparó una solución pesando 50 gr de  $\text{CuSO}_4$  y agregando 1000 ml de agua destilada (densidad 1 g/ml), quedando un volumen final de solución de 1035 ml. Calcule:

a) la molaridad

b) la molalidad

c) el % P/V y P/P

d) la densidad

Rta. a-0,3 M; b-0,31 m; c-4,83 % m/v y 4,76 % m/m; d-densidad = 1,014 g/ml

16. Si Ud. preparó una solución pesando 100 gr de  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  y el volumen final de solución fue de 500 ml, con una densidad de 1,015 g/ml. ¿Puede con estos datos calcular la masa de agua que agregó y con ella saber la molalidad de la solución? Justifique su respuesta. Rta. 407,5 gr. de  $\text{H}_2\text{O}$ , 0,75 m

## Propiedades coligativas

1.a) Calcular el punto de ebullición de una solución acuosa de sacarosa 1,25 m. Dato:  $K_{eb} = 0,512^{\circ}\text{C}/\text{m}$

1.b) Calcular el punto de fusión de una solución acuosa de sacarosa 1,25 m.

Dato:  $K_f = 1,86^{\circ}\text{C}/\text{m}$

Rta. a-  $T_e = 100,64^{\circ}\text{C}$  ; b-  $T_f = -2,325^{\circ}\text{C}$

2. Calcular el punto de congelación y de ebullición de una solución que contiene 25 g de urea ( $\text{N}_2\text{H}_4\text{CO}$ ), en 250 g de **agua**.

Dato:  $K_{eb} = 0,512^{\circ}\text{C}/\text{m}$  Dato:  $K_f = 1,86^{\circ}\text{C}/\text{m}$

Rta.  $T_e = 100,85^{\circ}\text{C}$ ;  $T_f = -3,1^{\circ}\text{C}$

3. Calcular el punto de congelación y de ebullición de una solución que se prepara disolviendo 18 g de difenilo ( $\text{C}_{12}\text{H}_{10}$ ) en 65 g de benceno ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ).

Datos:  $K_{eb} = 2,53^{\circ}\text{C}/\text{m}$  -  $K_f = 5,12^{\circ}\text{C}/\text{m}$  -  $T_{eb}^{\circ} = 80,1^{\circ}\text{C}$  -  $T_f^{\circ} = 5,5^{\circ}\text{C}$

Rta.  $T_e = 84,65^{\circ}\text{C}$ ;  $T_f = -3,72^{\circ}\text{C}$

4. Calcular el descenso de la temperatura de congelación, el ascenso de la temperatura de ebullición y la presión osmótica (a  $25^{\circ}\text{C}$ ) de una solución 20 % (p/p) de etilenglicol en agua.

Datos:  $K_f = 1,86^{\circ}\text{C}/\text{m}$  -  $K_{eb} = 0,51^{\circ}\text{C}/\text{m}$

Densidad de la solución: 1,024 g/ml - Masa molar del etilenglicol: 62 g/mol

Rta.  $\Delta T_e = 2,05^{\circ}\text{C}$  ;  $\Delta T_c = 7,5^{\circ}\text{C}$ ;  $\Pi = 80,64 \text{ atm}$

5. Cuando se disuelven 15 gramos de etanol  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  en 750 gramos de ácido fórmico, el descenso del punto de congelación de la solución es hasta  $7,20^{\circ}\text{C}$ . El punto de congelación del ácido fórmico es de  $8,40^{\circ}\text{C}$ . Calcular  $K_f$  para el ácido fórmico. Rta.  $2,76^{\circ}\text{C}/\text{m}$

6. ¿Qué masa de naftaleno ( $\text{C}_{10}\text{H}_8$ ) debe disolverse en 250 g de nitrobenzono ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ ), para obtener una solución que alcance la ebullición a  $213,50^{\circ}\text{C}$ ?

Datos:  $K_{eb} = 5,24^{\circ}\text{C}/\text{m}$  Punto de ebullición del nitrobenzono puro:  $210,88^{\circ}\text{C}$ .

Rta. 16 gr.

7. Se disuelve una muestra de 1,20 gramos de un compuesto covalente desconocido en 50 gramos de benceno. La solución se congela a  $4,94^{\circ}\text{C}$ . Determinar el peso molecular del compuesto.

Datos:  $K_f = 5,12^{\circ}\text{C}/\text{m}$  Punto de congelación del benceno puro:  $5,48^{\circ}\text{C}$ .

Rta. 227,7 gr./mol

8. Al disolver 3,5 g de un no electrolito desconocido en 12,2 g de agua, la solución resultante se congela a  $-3,72^{\circ}\text{C}$ . Calcular el peso molecular del compuesto desconocido.

Rta. 143,4 gr./mol

9. Calcular la presión osmótica de una solución de sacarosa ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) 1,25 m a  $25^{\circ}\text{C}$ . La densidad de la solución es 1,34 g/ml. Rta.  $\Pi = 28,6 \text{ atm}$

10. La pepsina es una enzima que se encuentra en el aparato digestivo de los seres humanos. La pepsina cataliza la ruptura metabólica de cadenas de aminoácidos para formar proteínas. Una solución de una muestra de 0,5 g de pepsina purificada en 30 ml de solución en benceno tienen presión osmótica de 8,92 torr a  $27^{\circ}\text{C}$ . Estimar el peso molecular de la pepsina. Rta. 35.000 gr/mol

11. Estimar la presión osmótica asociada con 20 g de una enzima con peso molecular de  $3,8 \cdot 10^6$ , disuelta en 1560 de solución en benceno a  $38^{\circ}\text{C}$ . Rta.  $\Pi = 8,6 \times 10^{-5} \text{ atm}$





## Ácido / base y neutralización

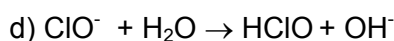
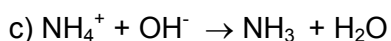
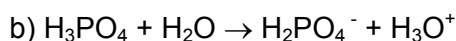
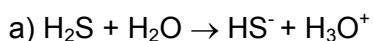
Unidad teórica 6: Electrolitos y pH

1. Escribir las reacciones ácido-base con el agua e identificar el otro componente del par conjugado en los siguientes:

a) Ácidos: ácido nítrico y ácido fluorhídrico

b) Bases: amoníaco e hidróxido de sodio

2. Para los siguientes equilibrios identificar los pares conjugados ácido-base:



3. Escribir la ecuación de ionización y calcular la concentración de iones hidronio ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) en las siguientes disoluciones de ácidos fuertes:

0,3 moles de ácido clorhídrico en 2 litros de solución.

10 g de ácido perclórico en 1,7 litros de solución. Rta. a- 0,15 M; b- 0,0585 M

4. Escribir la ecuación de ionización y calcular la concentración de iones hidroxilo ( $\text{OH}^-$ ) en las siguientes disoluciones de bases fuertes:

0,4 moles de hidróxido de sodio en 2 litros de solución.

25 g de hidróxido de bario en 3 litros de solución. Rta. a-0,2 M; b-0,0973 M

5. En la tabla siguiente se muestran distintos compuestos y los valores de sus respectivas constantes de acidez o basicidad en solución acuosa:

Compuesto	Fórmula	Constante (M)
Ácido clorhídrico	HCl	$K_a \gg 1$
Ácido acético	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$
Anilina	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	$K_b = 4,3 \cdot 10^{-10}$
Hidróxido de potasio	KOH	$K_b \gg 1$

Escribir los equilibrios ácido-base y la expresión de  $K_a$  ó  $K_b$

Si se preparan soluciones 0,01 M de cada uno de los compuestos de la tabla:

¿Cuál solución es más ácida?

¿Cuál solución será más básica?

Ordenarlas según la acidez creciente.

6. Calcular la concentración de  $H_3O^+$  y  $OH^-$  y el pH para una solución  $10^{-3}M$  de HCl y para una solución  $10^{-3} M$  de NaOH. Rta.  $3 \times 10^{-11}M$

7. La concentración de iones  $OH^-$  en un producto amoniacal para la limpieza doméstica es 0,003 M. Calcular la  $[H_3O^+]$  en dicho producto. Rta.  $3,33 \times 10^{-2} M$

8. Calcular el pH y el pOH en los siguientes casos:

a)  $[H_3O^+] = 2 \times 10^{-5} M$

b)  $[H_3O^+] = 5 \times 10^{-9} M$

c)  $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-2} M$

d)  $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-7} M$

Rta. pH = a-4,69; b-8,3; c-2,0; d-7,0

9. A  $60^\circ C$ ,  $pK_w = 13,017$ . Calcular el pH del agua pura a esa temperatura. Rta. 6,5

10. ¿Cuál es la concentración de una solución de ácido nítrico para la cual se ha determinado experimentalmente un pH = 2,14?. Rta.  $7,24 \times 10^{-3} M$

11. Calcular el pH de una solución 0,3 M de ácido hipocloroso,  $K_a = 3,7 \times 10^{-8}$ . Rta. 3,98

12. La aspirina es ácido acetilsalicílico ( $C_8H_7O_2COOH$ ), un ácido débil con  $K_a = 3,2 \times 10^{-4} M$ . ¿Cuál es el pH de una solución de aspirina 0,012 M? Rta. 2,7

13. La dimetilamina ( $(CH_3)_2NH$ ), es un intermediario en la manufactura de detergentes. Se determinó que para una solución acuosa de dimetilamina 1,5 M el pH es 12,45.

¿Cuál es el valor de  $K_b$ ? Rta.  $5,4 \times 10^{-4}$

14. El “vinagre del alcohol” ó “vinagre blanco” es una solución acuosa de ácido acético ( $CH_3COOH$ ).

a) Escribir la ecuación química balanceada que se produce cuando se titula  $CH_3COOH$  (aq) con NaOH (aq).

b) Si se titulan 10 ml de vinagre con NaOH 1 M y se gastan 8,30 ml , calcular el % p/V, de ácido acético en el vinagre.

c) Calcular el pH del vinagre del alcohol ( $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ).

Rta. b- 4,98 gr /100 ml; c-2,41

15. Calcular la molaridad de una disolución de hidróxido de bario sabiendo que 15 ml de la misma se neutralizan hasta el punto de equivalencia con 35 ml de ácido clorhídrico 0,2 M. Rta. 0,235 M

16. Calcular el volumen de ácido perclórico 0,15 M necesario para neutralizar cada una de las siguientes bases:

a) 125 ml de disolución de hidróxido de bario 0,2 M.

b) 0,3 g de bicarbonato de sodio ( $\text{NaHCO}_3$ ) sólido.

Rta. a-333,3 ml; b-23,8 ml

17. Calcular el pH de las siguientes disoluciones

a) 250 ml de ácido clorhídrico 0,1 M mezclados con 150 ml de hidróxido de sodio 0,2 M. Rta. 12,1

b) 125 ml de ácido clorhídrico 0,3 M mezclados con 200 ml de hidróxido de sodio 0,15 M. Rta. 1,64

18. Si se preparó una solución agregando 100 ml de ácido acético 1M a una solución de acetato de sodio 1M.

a) ¿Qué tipo de solución resultante forman estas especies químicas?

b) Defina solución Buffer o amortiguadora

c) Calcule el pH de la solución resultante.

d) Calcule el pH utilizando la ecuación de **Henderson Hasselbalch**

e) Calcule el pH resultante si se le agregan a esta solución

1- 50 ml de HCl 1 M.



2- 50 ml de Na (OH) 1 M.

f) Ahora calcule el pH de las soluciones anteriormente citadas si en vez de agregarse a la solución buffer se hubieran disuelto en agua desmineralizada. Compare las diferencias

Rta. c- 4,74; e1-4,27; e2- 4,92; f1-0,30; f2-13

## Óxido – Reducción

Unidad teórica 7: Oxido reducción

1. Utilizando las reglas para establecer números de oxidación, indicar cuál es el número de oxidación del elemento N, en los siguientes compuestos:

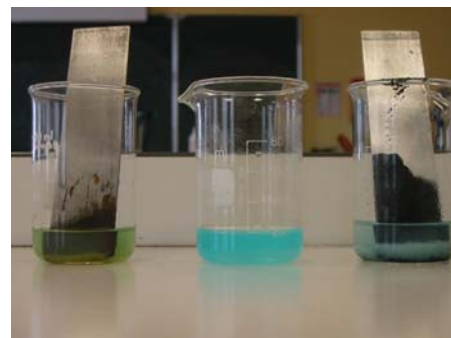
$\text{NH}_4\text{Cl}$	
$\text{N}_2\text{O}$	
$\text{N}_2\text{H}_4$	
$\text{HNO}_3$	
$\text{KNO}_2$	
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	

2. Indicar el número de oxidación del elemento Cl en los siguientes compuestos:

$\text{Cl}_2\text{O}$	
$\text{NaCl}$	
$\text{Cl}_2$	
$\text{HClO}_4$	
$\text{Cl}_2\text{O}_5$	

3. ¿Qué se entiende por oxidación y qué se entiende por reducción?

4. Equilibrar las siguientes reacciones por el método del ion-electrón e indicar cuál es el reactivo que se oxida y cuál el que se reduce:



$\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl}$	
$\text{Cl}_2 + \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$	
$\text{Cu} + \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn} + \text{CuSO}_4$	
$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2 + \text{ZnSO}_4$	
$\text{Ni} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{NiBr}_2$	
$\text{SnCl}_2 + \text{HgCl}_2 \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{Hg}$	
$\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$	
$\text{NH}_3 + \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{Cu}[\text{NO}_3]_2 + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{HCl} + \text{HClO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{Cl}_2 + \text{IK} \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2$	
$\text{NO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{SH}_2 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$	

## Calorimetría

Unidad teórica 8: Calorimetría y termoquímica

1. ¿Qué cantidad de calor se necesitara para que 50 gramos de hielo, inicialmente a  $-20^{\circ}\text{C}$ , tengan una temperatura final de  $-10^{\circ}\text{C}$ ?

Calor específico del hielo =  $0,5 \text{ cal / gr. }^{\circ}\text{C}$ . Rta. 250 cal

2. ¿Qué cantidad de calor se necesitan para que fundan totalmente 500 gramos de hielo a  $0^{\circ}\text{C}$  y se transformen en 500 g de agua a la misma temperatura?.

Calor de fusión del hielo =  $80 \text{ cal/gr}$ . Rta. 40 Kcal

3.a) ¿Cuánto calor se necesita para pasar 25 gramos de hielo a  $-10^{\circ}\text{C}$  en agua a  $50^{\circ}\text{C}$ ? b) ¿Y en vapor de agua a  $100^{\circ}\text{C}$ ?

Calor específico del hielo =  $0,5 \text{ cal / gr. }^{\circ}\text{C}$

Calor de fusión del hielo =  $80 \text{ cal / gr}$ .

Calor específico del agua =  $1 \text{ cal / gr. }^{\circ}\text{C}$

Calor de vaporización del agua =  $539 \text{ cal / gr}$ .

Hacer el termograma correspondiente **para cada caso**. Rta. a-3375 cal; b-16850 cal

4. ¿Cuántos gramos de hielo se fundirán, si a 100 gramos de hielo a  $-2^{\circ}\text{C}$ , se le entregan 500 calorías?. Rta. 5 gr.

5. ¿Cuál será la temperatura final de 60 gramos de aluminio, inicialmente a  $120^{\circ}\text{C}$ , si se le quitan 250 calorías? Se sabe que el calor específico del Al es  $0,21 \text{ cal / gr.}^{\circ}\text{C}$ ? Rta.  $100,16^{\circ}\text{C}$

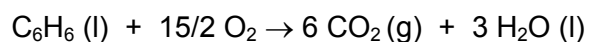
## Termoquímica

1. ¿Cuánto vale la entalpía de formación de sulfuro de carbono (CS<sub>2</sub>), teniendo en cuenta los siguientes datos?

$\text{CS}_2(\text{l}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{SO}_2(\text{g})$	
$\Delta H_{\text{ combust}} = -1863 \text{ KJ / mol}$	
$\Delta H_{\text{ form CO}_2} = -94,1 \text{ Kcal / mol}$	
$\Delta H_{\text{ form SO}_2} = -71 \text{ Kcal / mol}$	

Plantear las ecuaciones que correspondan. Rta. 210 Kcal/mol

2. La entalpía de combustión de un mol de benceno (C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>) es de –3267 KJ, cuya reacción es la siguiente



Calcular la entalpía de formación de un mol de benceno teniendo en cuenta:

$$\Delta H_{\text{ form CO}_2} = -94,1 \text{ Kcal / mol}$$

$$\Delta H_{\text{ form H}_2\text{O}} = -68,32 \text{ Kcal / mol}$$

Plantear las ecuaciones que correspondan. Rta. 12 Kcal/mol

3. Los calores de combustión del eteno, carbono e hidrógeno son respectivamente:

$$-1409; -393,63 \text{ y } -286 \text{ KJ / mol}$$

Calcular el  $\Delta H_{\text{ formación}}$  del eteno  $2 \text{C}(\text{s}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$ .

Rta. 49 Kcal/mol



## Hidrocarburos

Unidad teórica 9: Química del carbono y derivados

Hidrocarburos alifáticos: **Alcanos, alquenos, alquinos y cicloalcanos**

1. **Cuestionario orientativo:** Describa a estos hidrocarburos:

- a. ¿Qué tipo de enlaces presentan?
  - b. ¿Cuál es la fórmula general que los representa en cada caso?
  - c. ¿Qué entiende por radical químico?
  - d. Escribir la fórmula de los radicales: metilo, etilo y propilo.
  - e. Escribir la fórmula desarrollada de los hidrocarburos: ciclopropano, ciclobutano y ciclopentano.
2. a) Empleando los electrones de valencia, representar las estructuras electrónicas (estructuras de Lewis) de los siguientes compuestos:  $\text{CH}_4$ ,  $\text{CHCl}_3$ ,  $\text{C}_2\text{H}_6$  y  $\text{C}_3\text{H}_8$ .
- b) Escribir la estructura electrónica (estructura de Lewis) del propeno.
3. ¿Qué son isómeros? ¿Qué tipos de isomería se conocen?
4. ¿Qué tipo de isómeros geométricos pueden formar el 2-buteno y el 2-penteno?
5. Escribir la fórmula desarrollada de los 9 isómeros del heptano ( $\text{C}_7\text{H}_{16}$ ) e indicar sus nombres según la nomenclatura IUPAC.
6. Escribir la fórmula desarrollada de todos los alquenos de fórmula  $\text{C}_4\text{H}_8$  y nombrarlos.
7. Escribir la fórmula desarrollada de los todos los alquinos de fórmula  $\text{C}_6\text{H}_{10}$  y nombrarlos.
8. Escribir todos los isómeros posibles del 2 buteno (de cadena, de posición y geométricos).
9. ¿Qué es una reacción de combustión? Escribir la reacción de combustión del propano.

10. Escribir la reacción de cloración del metano, considerando que la misma se inicia por acción de la luz ultravioleta y que ella se realiza en etapas.

11. ¿Qué diferencia hay entre una reacción de sustitución y una de adición? Ejemplificar una de cada tipo. ¿Cuál de ellas es la más importante en los alquenos?

12. ¿Por qué los alquenos y los alquinos dan reacciones de adición con relativa facilidad?

13 Completar las siguientes reacciones:

eteno + cloro →	
propeno + cloruro de hidrógeno →	
1 buteno + oxígeno →	
2 penteno + hidrógeno →	

14 Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos:

3,3-dimetil-1-butino	
4,4,5-trimetil-2,7-nonadieno	
4-metil-2-heptino	
2-metil-5-etil-3-octino	
3,3,6-trimetil-2,2-dicloro dodecano	

15. ¿Qué productos se obtendrán si se adiciona?:

- a) hidrógeno al etino
- b) cloro al propino
- c) cloruro de hidrógeno al propino

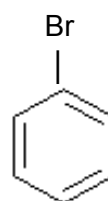
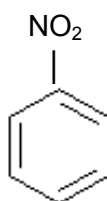
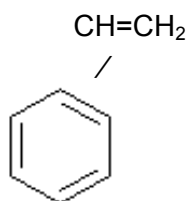
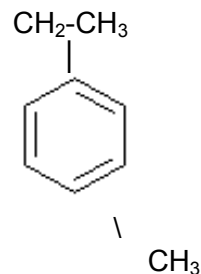
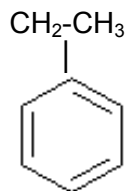
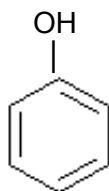
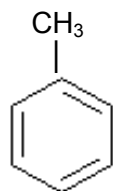
16 Mencione 3 ejemplos de hidrocarburos cíclicos saturados y 3 de insaturados.

## Hidrocarburos aromáticos

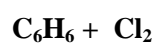
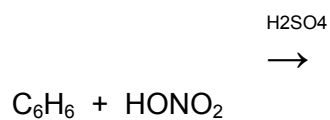
1. Esquematice la estructura del benceno e indique:

- \* sus propiedades físicas
- \* que propiedades particulares presenta el anillo bencénico
- \* que tipo de enlaces presenta
- \* que tipo de reacciones son características del benceno

2. Nombre los siguientes compuestos:



3. ¿Qué productos se obtienen en las siguientes reacciones?:



4. El fenol es un desinfectante ampliamente utilizado. Escriba su estructura e indique la diferencia encontrada con el ciclohexanol.

5. Escriba las estructuras de:

1,2-diclorobenceno

1,3-diclorobenceno

1,4-diclorobenceno

6. ¿Cómo se denominan estos compuestos teniendo en cuenta la posición del sustituyente en cada caso?

**RESOLVER**

A. Escribir las fórmulas semidesarrolladas y moleculares de:

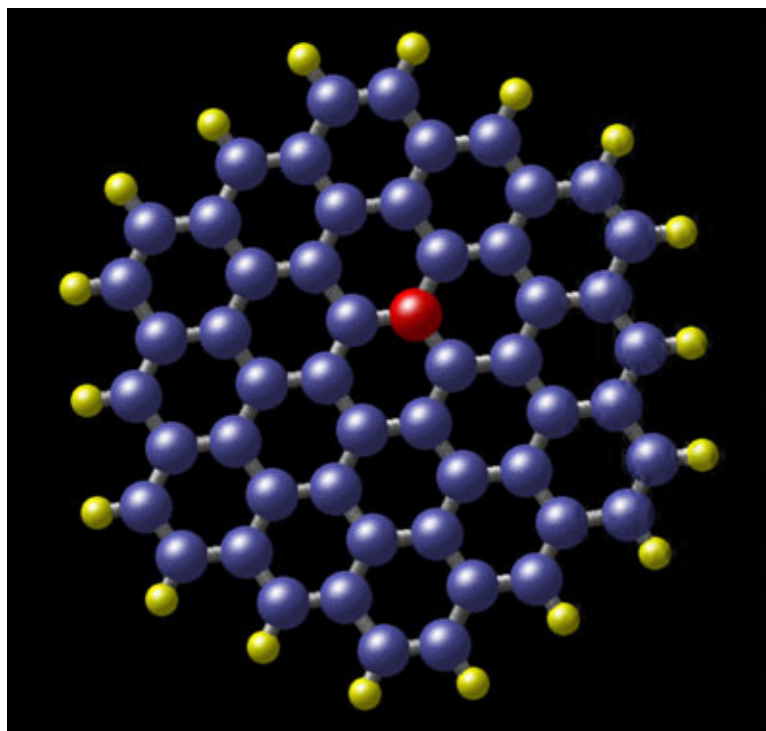
4-etil-2-hexeno	
2,4-dimetil-2-penteno	
4-metil-2-pentino	
Ciclohexano	
2,2,4,4-tetrametil-hexano	

B. Completar las siguientes ecuaciones:

2-buteno +		→2,3-dicloro butano
	+ HCl	→2-cloro butano
propeno +	Hidrógeno	→
	+ Br <sub>2</sub>	→1,2-dibromo propeno
propino +		→CO <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O

C. Resolver los siguientes problemas:

1. ¿Cuántos moles de hidrógeno son necesarios para hidrogenar 500 g de propeno?  
Rta. 11,9 moles
2. ¿Cuántos litros de oxígeno se necesitan para quemar completamente 200 g de butano?. Rta. 502 litros
3. ¿Cuántos gramos de 2-cloro butano se obtienen cuando reaccionan 100 gramos de 1-buteno con HCl, suponiendo que se obtiene el 90% de este producto?. ¿Por qué no se obtiene el 100% de este compuesto? ¿Qué otro compuesto se forma?. Rta. 170.36 gr.; 1-cloro-butano (10% aproximadamente).

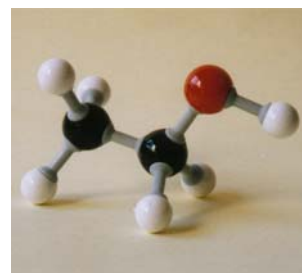


## Derivados oxigenados

1. Nombre los siguientes compuestos según IUPAC

a)CH <sub>3</sub> OH		b)CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CO-CH <sub>3</sub>	
c)CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CHO		d)CH <sub>3</sub> -CHOH-CH <sub>3</sub>	
e)CH <sub>3</sub> -O-CH <sub>3</sub>		g)CH <sub>3</sub> -C(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> OH	
h)CH <sub>3</sub> -CHOH-CHOH-CH <sub>3</sub>		i)CH <sub>3</sub> -CHOH-CH <sub>2</sub> -COH	
j)CH <sub>3</sub> -COOH		k)CH <sub>2</sub> OH-CHOH-CH <sub>2</sub> OH	

2. El método común para preparar etanol consiste en la fermentación de los carbohidratos (azúcares o almidones) por acción de las levaduras sobre estos compuestos.



a. ¿En que productos se convierten estos compuestos además de obtener el alcohol correspondiente (escriba la ecuación balanceada)?

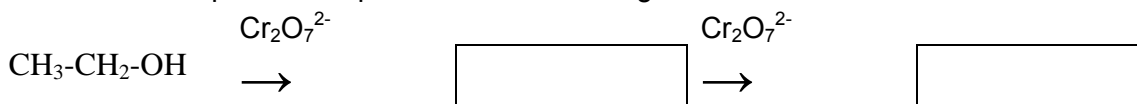
b. ¿La reacción descrita ocurre en ausencia o en presencia de oxígeno?. ¿Cómo se denomina este proceso?

c. ¿Por medio de que moléculas biológicas ocurre este proceso?

3. Escriba la formula estructural e indique si se trata de un alcohol primario, secundario o terciario:

2-metil-2-propanol	
Etanol	
2-butanol	
3-etil-3-octanol	
2,2,4-trimetil-4-heptanol	

4. Describa los productos que se forman en la siguiente reacción:



- ¿Que tipo de proceso ocurrió con el etanol?
  - ¿Cual es el agentes oxidante y cual el reductor?, ¿hay otros agentes oxidantes?
  - ¿Cual es el grupo funcional que caracteriza a aldehídos y cetonas? ¿Qué tipo de enlaces presenta con el oxígeno?
6. Complete las siguientes reacciones



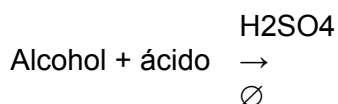
- ¿Por qué razón el vino debe protegerse del oxígeno atmosférico? ¿Qué tipo de reacción no deseable se produce?
- Escriba la formula molecular de los siguientes compuestos:

a. Formaldehído	
b. Etanal	
c. Ácido propanoico	
d. 2,2-dimetil-propanodioico	
e. Ácido benzoico	
f. Propanona	

g. 3-butenal	
h. Ácido 5,5,3-trimetil-4-hidroxi-octanoico	

9. Escriba las formulas moleculares de los ácidos palmítico y esteárico e indique en que alimentos se encuentran.

10. Indique que producto se obtiene de la siguiente reacción y de dos ejemplos de la misma:



11. Las aminas son bases de Bronsted. El desagradable olor del pescado se debe a la presencia de ciertas aminas.

a. Indique el grupo funcional de las aminas.

b. ¿Qué tipo de compuesto se forma al reaccionar etilamina con ácido clorhídrico?

c. Explique por qué los cocineros suelen agregar jugo de limón para eliminar el olor del pescado, además de mejorar su sabor.

12. Escriba las fórmulas estructurales de los siguientes compuestos e identifique sus grupos funcionales

a. Etanamina	
b. Gliceraldehído	
c. Butanoato de isopropilo	
d. Urea	
e. Tolueno	
f. Fenilamina	
g. Acetileno	
h. Isopropanol	



## **Bibliografía**

“Temas de Química General” (versión ampliada) de M. Angelini y otros. Ed. EUDEBA, 3º Edición. Buenos Aires, 1997.

“Química” de Raimond Chang. Ed. Mc. Graw – Hill, 4º Edición. México, 1997.

“Principios Básicos de Química” de Gray & Haight. Ed. Reverté S. A., 5º Edición. Barcelona, 1995.

“Química la Ciencia Central” de Brown; LeMay y Bursten. Ed. Pearson Prentice Hall. 9º Edición. México 2004.

“Introducción a la Química Orgánica” de Zlatskis y otros. Ed. Mc. Graw – Hill, 3º Edición. México, 1994.

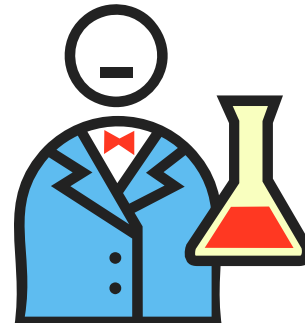
“Química Básica. Principios y Estructura” de J. Brady & G. Humiston. Ed. Limusa, 2º Edición. México, 1980.

“Química Orgánica” de Morrison & Boyd. Fondo Educativo Interamericano, 2º Edición. México, 1985.

## Trabajos Prácticos

### Seguridad en el laboratorio

Las pautas de seguridad que siguen se aplican a todas las actividades en el laboratorio. Las precauciones especiales en las distintas actividades a llevar a cabo aparecerán en las guías de Trabajos Prácticos. Por su propia seguridad y la de sus compañeros, respételas.



#### Normas generales de Seguridad en el Laboratorio

1. Lea cuidadosamente la técnica, antes de realizar el trabajo Práctico. Conozca sus fundamentos. Reflexione. Consulte al personal de la cátedra si hay algo que no comprende.
2. Siga estrictamente la técnica como está escrita en la guía del laboratorio. No realice variaciones o experimentos sin pedir autorización al encargado del Laboratorio.
3. Utilice delantal, zapatos cerrados, cabello recogido y gafas protectoras.
4. Retire de la mesada todo material no necesario, como libros o ropa, antes de comenzar su trabajo.
5. Evite movimientos o charlas innecesarias en el laboratorio.
6. No introduzca comidas o bebidas en el laboratorio, podrían contaminarse. Está estrictamente prohibido comer o beber.
7. Evite el contacto directo con cualquier reactivo. Nunca pruebe las sustancias químicas. Si se le indica que debe oler algo, hagalo abanicando un poco de su vapor hacia su nariz. Nunca mire directamente por la boca de un recipiente, observe el contenido a través del vidrio. Emplee siempre propipetas.
8. Lea dos veces el rótulo de la botella cuando va a usar un producto químico. Preste atención a los PICTOGRAMAS.
9. Cuando sea necesario que transfiera alguna sustancia química de una botella o recipiente de uso común a su propio tubo de ensayo o vaso, no devuelva nunca el material sobrante al envase original.

10. Siga cuidadosamente las instrucciones que se le darán para deshechar materiales ya usados.
11. Terminado el trabajo práctico, las mesadas deberán quedar limpias y ordenadas. Asegúrese de haber cerrado todas las llaves de gas y de agua.
12. Lávese las manos antes de retirarse del laboratorio.



**EN CASO DE ACCIDENTES.....**

SI OCURRE UN ACCIDENTE EN EL LABORATORIO, POR PEQUEÑO QUE LE PAREZCA, COMUNIQUELO INMEDIATAMENTE AL JEFE DE TRABAJOS PRÁCTICOS O DOCENTE A CARGO DEL PRÁCTICO.

- ❖ Si se derrama un reactivo: alerte inmediatamente al encargado de Laboratorio. Siga atentamente sus instrucciones para solucionar el inconveniente.
- ❖ Si llegara a derramarse alguna sustancia química sobre su piel, enjuague el área afectada con abundante agua inmediatamente.
- ❖ Si parte de su ropa tuvo contacto con el reactivo, quítesela inmediatamente.

§PICTOGRAMAS:

Algunos reactivos están rotulados de manera tal de permitir la identificación rápida de los riesgos involucrados en el manipuleo. La ausencia de los mismos no debe ser considerada como indicación de que no existe riesgo. Los pictogramas están basados en estándares ampliamente aceptados y significan lo siguiente:



**Explosivo**



**Oxidante**



**Inflamable**



**Tóxico**



**Irritante**



**Corrosivo**



**Radioactivo**



**Perjudicial para el ambiente**

Trabajo práctico de laboratorio N° 1

## Soluciones



**OBJETIVO:** Preparar soluciones acuosas

### Fundamentación teórica. Soluciones Químicas

Las disoluciones químicas son mezclas homogéneas de composición variable. Por lo tanto se diferencian de las mezclas comunes, porque son heterogéneas y de los compuestos químicos, porque son de composición constante.

	CLASIFICACION	PROPIEDADES
Sal común	Compuesto	Homogénea y de composición constante
Sal común y arena	Mezcla común	Heterogénea y de composición variable
Sal común disuelta en agua	Disolución	Homogénea y de composición variable

Entre las soluciones y las mezclas comunes existen estados intermedios, debido a que hay distintos grados de integración entre los componentes que las forman. En las soluciones, el componente disuelto, lo está a escala molecular, atómica o iónica. Cuando las partículas disueltas son mucho más pequeñas, incluso a veces invisibles al microscopio, y no pueden ser filtradas, se habla de pseudo soluciones que se conocen como dispersiones coloidales cuando las partículas son sólidas, por ejemplo la tinta de imprenta, y emulsiones cuando las partículas son líquidas, por ejemplo los aceites emulsionados.

Las soluciones líquidas pueden tener distintos tipos de solutos disueltos como se indica en la siguiente tabla:

SOLUCION	CARACTERISTICA	EJEMPLO
Líquida	Gas en líquido	Agua carbonatada
	Líquido en líquido	Alcohol y agua
	Sólido en líquido	Sal común en agua

Formas de expresar concentración de soluciones.

Estas disoluciones están formadas por dos componentes:

- 1) Solvente: es el medio de dispersión.
- 2) Solute: es el componente disperso.

La concentración de soluto en la solución, se puede expresar de diferentes modos:

- I) Porcentaje peso / peso o masa / masa (% P / P). Indica la masa de soluto expresada en gramos, que hay en 100 [g] de solución.
- II) Porcentaje peso / volumen o masa / volumen (% P / V). Indica la masa de soluto expresada en gramos, que hay en 100 [ml] de solución.
- 3) Porcentaje volumen / volumen (% V / V). Indica el volumen de soluto expresado en mililitros, que hay en 100 [ml] de solución.
- 4) Fracción molar ( $\chi$ ). Es el cociente entre el número de moles de soluto y la suma de moles de soluto y moles de solvente.
- 5) Molaridad (M). Indica el número de moles de soluto que hay en 1000 [ml] de solución. (mol / l).
- 6) Molalidad (m). Indica el número de moles de soluto que hay por cada 1000 [g] de solvente. (mol / Kg).

## Solubilidad

En las soluciones líquidas, el proceso de disolución de un soluto líquido o sólido, consiste en vencer las fuerzas de atracción de los constituyentes de él (átomos, moléculas o iones) por parte de los componentes del solvente y a la vez, reemplazar

uno de los suyos, por uno del soluto. Por lo tanto, es más soluble un soluto en un solvente de características similares que en otro que no lo es, por ejemplo, la sal común (NaCl) está formada por cristales iónicos y es por eso que es soluble en el agua, que es un solvente polar. En cambio, el yodo molecular ( $I_2$ ) que está formado por cristales moleculares, entre los cuales solamente existen fuerzas de Van der Waals, es más soluble en tetracloruro de carbono, que es un solvente apolar.

#### MATERIALES

Balanza electrónica	Matraces aforado	Vaso de precipitado
Vidrio de reloj	Varilla de vidrio	

#### REACTIVOS

Agua desmineralizada	Hidróxido de sodio sólido	Sulfato de cobre (II)
----------------------	---------------------------	-----------------------

#### PROCEDIMIENTO

Preparar 100 ml de una solución acuosa de NaOH 1 M.

Preparar 250 ml de una solución acuosa de  $CuSO_4$  (II) 500 Mm, la misma debe calentarse para su completa disolución

Medir con un densímetro las densidades de la soluciones de  $CuSO_4$  (II) (preparada) y de Sacarosa 1 M (previamente preparada).

#### CUESTIONARIO

1. Calcular los mililitros necesarios de ácido clorhídrico concentrado para preparar 100 ml de HCl 1 M. Tener en cuenta los datos de Densidad = 1,19 g/ml y pureza 38% P/P, para realizar los cálculos.
2. ¿Qué porcentaje P/V tienen las soluciones preparadas?.
3. ¿Cómo prepararía 500 ml de una solución 0,1 M de  $CuSO_4$  (II). con la obtenida en el punto 2?. ¿Cuántos moles de soluto y cuantos gramos contiene la nueva solución?.
4. ¿Cuál sería la diferencia en gramos si la pureza del NaOH fuese de 65% P/P?.
5. ¿Por qué debe calentarse la solución de Sulfato Cúprico?. ¿Qué efecto observa?.
6. Calcular la molalidad de la solución de sacarosa utilizando la densidad calculada.

Trabajo práctico de laboratorio N° 2

## Propiedades coligativas

**OBJETIVO:** Verificación de propiedades coligativas de las soluciones: ascenso ebulloscópico.

### Fundamentación teórica. Propiedades Coligativas

Se entiende por propiedades coligativas, aquéllas que adquieren las disoluciones por el hecho de haberse convertido en disoluciones, es decir, las nuevas propiedades que posee el disolvente (generalmente agua) cuando se le añade una sustancia (solute) para convertirlo en disolución. Las propiedades coligativas que poseen las disoluciones respecto al disolvente puro, son cuatro:

- ❖ Descenso de la Presión de Vapor
- ❖ Ascenso Ebulloscópico
- ❖ Descenso Crioscópico
- ❖ Presión Osmótica

Ascenso Ebulloscópico: elevación del punto de ebullición:

El punto de ebullición aumenta con el agregado de un soluto no volátil con respecto al del disolvente puro:

$$\Delta T_{eb} = T_{eb} - T_{eb}^0$$

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} \cdot m$$

$K_{eb}$  : Constante de elevación molal del pto. de ebullición:

Constante ebulloscópica ( $K_{eb} = f(\text{disolvente})$ )

m : molalidad de la solución

### MATERIALES

Balón de 100 ml	Termómetros (0°C-200 °C)	Mechero
Trípode	Tela de amianto	Agarradera

### REACTIVOS

Agua desmineralizada	Solución de sacarosa 1 M
----------------------	--------------------------

### PROCEDIMIENTO

Colocar en un balón de 100 ml, 50 ml de agua destilada.

Colocar un termómetro dentro del balón

Calentar hasta que la solución entre en ebullición

Anotar la temperatura de ebullición

Repetir los pasos 1 a 4 pero para la solución de sacarosa.



### CONCLUSIONES

1. ¿Qué puede inferir con respecto a los puntos de ebullición obtenidos experimentalmente?
2. Calcule el punto de ebullición teórico de la solución de Sacarosa.
3. ¿Cuál es el error experimental?



Trabajo práctico de laboratorio N°3

## La acidez en la vida diaria

**OBJETIVO:** Estimar el pH de distintos productos comerciales de la vida cotidiana utilizando un indicador ácido/base natural y otros tipos de indicadores comerciales. Clasificar las soluciones en ácidas o alcalinas.

Fundamentación teórica

La química de una solución acuosa suele depender de manera crítica del pH de la solución. Por consiguiente, es importante examinar la relación entre el pH de la solución y las concentraciones de los ácidos y bases. Los casos más sencillos son aquellos en los que participan ácidos y bases fuertes, estos al ser electrolitos fuertes existen en solución acuosa solamente como iones.

Los ácidos y bases débiles, se ionizan solo parcialmente en solución acuosa, el pH de estas soluciones se calcula usando el valor de  $K_a$  o  $K_b$ , según corresponda.

Para conocer el pH de una solución podemos contar con dos metodologías que difieren en la exactitud con la que necesitemos medir.

Por un lado contamos con indicadores de pH que solamente reaccionan a cambios significativos, esto es, de ácido a básico o viceversa. Además, se cuentan con tiras reactivas o papel de pH, en donde interpolando con una cartilla de colores podemos inferir el pH aproximado de una solución (ej. 6 o 7). En este caso no contamos con una cifra exacta del orden decimal.

Se dan a continuación los datos correspondientes a tres indicadores muy conocidos:

- **Azul de bromotimol** color amarillo a  $\text{pH} < 6,00$  y color azul a  $\text{pH} > 7,60$
- **Rojo de metilo** color rojo a  $\text{pH} < 4,40$  y color amarillo a  $\text{pH} > 6,20$
- **Fenolftaleína** incolora a  $\text{pH} < 8,00$  y color rosado a  $\text{pH} > 9,6$

Además contamos con:

### - **Papel de pH Indicador universal**

Es una mezcla de varios indicadores, por ejemplo: los citados anteriormente y el azul de timol (anaranjado a  $\text{pH} 2,00$  y azul a  $\text{pH} 9,00$ ), permite la medición de una gama de pH de límites relativamente amplias.

**- Papel de tornasol**

Es un papel impregnado con tintura de tornasol que se tiñe agregando una cantidad ínfima de un ácido ( papel de tornasol rojo) o de un álcali ( papel de tornasol azul).

Si una gota de la solución analizada puesta sobre el papel azul lo tiñe de rojo, la reacción de la solución es ácida. Si una gota de la solución analizada puesta sobre el papel rojo lo tiñe de azul, la solución es básica.. Si ninguno de los dos papeles cambia de color bajo la influencia de la solución analizada, ésta se considera neutra.

**pH y otras funciones logarítmicas**

Dado que la mayoría de las concentraciones de especies en soluciones acuosas son potencias negativas de 10, se define el operador matemático “p = - log”.

Para una especie de concentración C,  $pC = - \log C$ .

En el caso de la especie  $H^+$ ,  $pH = - \log [H^+]$

El operador “p” también puede aplicarse a constantes de equilibrio.

Para un ácido de  $Ka = 1 \times 10^{-5}$ ,  $pKa = 5$

**MATERIALES**

Tubos de ensayo	Gradilla	Vasos precipitado	de	Varilla de vidrio
Pipetas	Espátula	Mortero		

**REACTIVOS**

Agua destilada	Repollo colorado	Limón
Vinagre	Aspirina	Jabón en polvo
Detergente	Jabón en pan	Limpiador de vidrios
Alcohol	Bicarbonato de sodio	Ácido clorhídrico 0,1 N
Hidróxido de sodio 0,1 N	Papel de tornasol	Solución de fenolftaleína
Papel de pH		

## PROCEDIMIENTO

a) Preparación de un indicador natural: se cortan una hojas de repollo colorado y se hierven en agua durante unos minutos. Se deja enfriar y se filtra. El extracto acuoso del repollo colorado es un indicador natural de pH. Desarrolla diferentes colores cuando se lo trata con ácidos o bases (soluciones alcalinas).

El agregado de unas gotas de este extracto acuoso a diferentes soluciones proporciona una gama de colores que van desde el rosado pasando por el violeta hasta llegar al amarillo.

b) Preparación de las distintas soluciones para estimar el pH

Se preparan dos grupos de tubos de ensayo con las siguientes características

Trasvasar una pequeña porción del producto a un tubo de ensayo. Si se trata de un líquido se lo hace con pipeta; en cambio si es un sólido se toma una pequeña porción con la espátula.

En caso de tratarse de un sólido se agregan 3 ml de agua destilada y se agita.

c) Determinación del pH

Se toma el primer grupo de tubos (serie A). Con una varilla se toca la solución y a continuación el papel universal.

Se comparan los colores obtenidos con los colores del envase, estableciendo el pH de la muestra en forma aproximada.

d) Estimación del pH

A la misma serie de tubos (serie A) se les agrega un pedacito de papel de tornasol (de aproximadamente 1 cm) y se observa el color del papel en la solución y al mismo tubo se le agrega dos gotas de fenolftaleína, observando el color producido.

Luego a la otra serie de tubos (serie B) se le agrega unas gotas del indicador natural (de repollo) y se registra el cambio de color producido.

Se utiliza como referencia control las soluciones de ácido clorhídrico (solución ácida) e hidróxido de sodio (solución alcalina).

Registro de resultados

Construir una tabla con los resultados como la siguiente

PRODUCTO	PAPEL DE TORNASOL	FENOLFTALEÍNA	INDICADOR NATURAL	PH

### CONCLUSIÓN

1. ¿Qué productos son ácidos? ¿Qué productos son básicos? ¿Qué productos son neutros?
2. ¿De que color es el papel tornasol en las solución ácida y en la alcalina?
3. ¿Cuáles son las soluciones de pH más extremos? ¿Cuáles son los pH más extremos?
4. ¿Qué pasará si se mezclan dos tubos , uno con una solución alcalina y otro con una solución ácida? Justifique.

Trabajo práctico de laboratorio N°4

## Volumetría de neutralización (titulación)

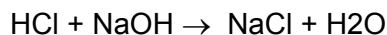
**OBJETIVO:** Valorar una solución de ácido clorhídrico mediante la observación del punto de equivalencia cuando reacciona con una solución valorada de hidróxido de sodio.

### FUNDAMENTACIÓN TEÓRICA

**La volumetría de neutralización** es una técnica de análisis cuyo objetivo es determinar la concentración de las bases y los ácidos. Se puede realizar haciendo reaccionar el ácido cuya concentración se quiere determinar, con el volumen necesario para su neutralización de una base de concentración exactamente conocida, o averiguando la cantidad desconocida de la base por valoración con un ácido de concentración conocida.

**Valoración :** es un proceso en que la cantidad de una sustancia en una disolución se determina a partir de la cantidad consumida de un reactivo patrón.

**El punto de equivalencia** de una valoración es un concepto teórico, y se refiere al momento en el cual se ha completado la neutralización del ácido con la base. Por ejemplo en la valoración de HCl con NaOH la reacción de neutralización es



El punto de equivalencia en este caso es el momento de la titulación en el que se han consumido el mismo número de moles de cada reactivo o sea cuando se cumple que:

$$n^\circ \text{ moles de HCl} = n^\circ \text{ moles de NaOH}$$

En la práctica se determina el **punto final**, que generalmente se detecta utilizando un tercer compuesto que cambia de color y se denomina **indicador**.

La determinación del punto final se puede realizar utilizando el procedimiento directo.

Según este método se agrega la solución de concentración conocida sobre la solución a valorar.

### MATERIALES

Soporte universal	Agarradera para bureta	para	Erlenmeyer	Bureta
-------------------	------------------------	------	------------	--------

Pipetas	Vaso de precipitado	Embudo	
---------	---------------------	--------	--

#### REACTIVOS

Agua destilada	Solución de hidróxido de sodio 0,5 M
Solución de ácido clorhídrico	Fenolftaleína ( indicador)

#### PROCEDIMIENTO

Colocar en un Erlenmeyer 90 ml de agua , 10 ml de solución de ácido clorhídrico diluído y dos gotas de fenolftaleína.

Cargar la bureta con la solución de hidróxido de sodio

Dejar caer gota a gota la solución de hidróxido de sodio sobre la solución del Erlenmeyer agitando luego del agregado de cada gota.

Observar el cambio de color que se produce cerca de donde caen las gotas del hidróxido de sodio; a medida que el color se hace más persistente, reducir el flujo del goteo.

Suspender el goteo cuando el cambio de color sea permanente.

Medir el volumen de hidróxido de sodio consumido, y calcular la molaridad de la solución de ácido clorhídrico

#### CONCLUSIÓN

Escribir la reacción que se produjo en la valoración

1. ¿Qué volumen de hidróxido de sodio se consumió?
2. ¿Cuántos moles de ácido clorhídrico reaccionaron y cuánto de hidróxido?
3. ¿Qué masa de sal (en gramos) se espera que esté disuelta en el Erlenmeyer?
4. ¿Cuál es la concentración de ácido clorhídrico inicial?
5. Calcule cuantos moles de HNO<sub>3</sub> concentrado ( $\delta = 1,12 \text{ g/ml}$  – pureza 70%) son necesarios para hacer reaccionar completamente a 500 ml de una solución de LiOH 1 M. Escriba la ecuación balanceada y determine cuantos gr de sal se forman si el rendimiento es del 65%.

Escala de pH

	[H <sup>+</sup> ]	pH	
<b>Ácidos Fuertes</b>	10 <sup>-1</sup>	1	Solución de ácido clorhídrico
	10 <sup>-2</sup>	2	Ácido de batería para automóviles
	10 <sup>-3</sup>	3	Jugo de limón
<b>Ácidos débiles</b>	10 <sup>-4</sup>	4	Vinagre
	10 <sup>-5</sup>	5	Agua gasificada
<b>Neutro</b>	10 <sup>-6</sup>	6	Agua de lluvia
<b>Bases débiles</b>	10 <sup>-7</sup>	7	Leche, agua pura
	10 <sup>-8</sup>	8	Sangre, agua de mar
	10 <sup>-9</sup>	9	Solución de bicarbonato
<b>Bases fuertes</b>	10 <sup>-10</sup>	10	Jabones
	10 <sup>-11</sup>	11	Leche de magnesia
	10 <sup>-12</sup>	12	Hidróxido de calcio
	10 <sup>-13</sup>	13	Desengrasante de cañerías

Trabajo práctico de laboratorio N° 5

## Calorimetría

**OBJETIVO:** Determinar el calor específico del Hierro

### FUNDAMENTACIÓN TEÓRICA

Cantidades de calor

Aun cuando no sea posible determinar el contenido total de energía calorífica de un cuerpo, puede medirse la cantidad que se toma o se cede al ponerlo en contacto con otro a diferente temperatura. Esta cantidad de energía en tránsito de los cuerpos de mayor temperatura a los de menor temperatura es precisamente lo que se entiende en física por calor.

La ecuación calorimétrica

La experiencia pone de manifiesto que la cantidad de calor tomada (o cedida) por un cuerpo es directamente proporcional a su masa y al aumento (o disminución) de temperatura que experimenta. La expresión matemática de esta relación es la ecuación calorimétrica.

$$Q = c_e \cdot m \cdot (T_f - T_i)$$

donde  $Q$  representa el calor cedido o absorbido,  $m$  la masa del cuerpo y  $T_f$  y  $T_i$  las temperaturas final e inicial respectivamente.  $Q$  será positivo si la temperatura final es mayor que la inicial ( $T_f > T_i$ ) y negativo en el caso contrario ( $T_f < T_i$ ). La letra  $c$  representa la constante de proporcionalidad correspondiente y su valor es característico del tipo de sustancia que constituye el cuerpo en cuestión. Dicha constante se denomina *calor específico*. Su significado puede deducirse de la ecuación anterior. Si se despeja  $c$ , de ella resulta:

$$c_e = Q / m \cdot (T_f - T_i)$$

El calor específico de una sustancia equivale, por tanto, a una cantidad de calor por unidad de masa y de temperatura; o en otros términos, es el calor que debe suministrarse a la unidad de masa de una sustancia dada para elevar su temperatura un grado.

Unidades de calor

La ecuación calorimétrica sirve para determinar cantidades de calor si se conoce la masa del cuerpo, su calor específico y la diferencia de temperatura, pero además permite definir la **caloría** como unidad de calor. Si por convenio se toma el agua



líquida como sustancia de referencia asignando a su calor específico un valor unidad, la caloría resulta de hacer uno el resto de las variables que intervienen en dicha ecuación.

Una caloría es la cantidad de calor necesaria para elevar en un grado centígrado (1°C) la temperatura de un gramo de agua. Esta definición, que tiene su origen en la época en la que la teoría del calórico estaba en plena vigencia, se puede hacer más precisa si se considera el hecho de que el calor específico del agua varía con la temperatura. En tal caso la elevación de un grado centígrado a la que hace referencia la anterior definición ha de producirse entre 14,5 y 15,5 °C a la presión atmosférica.

Una vez identificado el calor como una forma de energía y no como un fluido singular, la distinción entre unidades de calor y unidades de energía perdió significado. Así, la unidad de calor en el SI coincide con la de energía y es el Joule (J), habiendo quedado la caloría reducida a una unidad práctica que se ha mantenido por razones históricas, pero que va siendo progresivamente desplazada por el Joule (1 cal = 4,184 Joule).

#### Calor específico y capacidad calorífica

La ecuación calorimétrica puede escribirse también en la forma:

$$Q = C.(T_f - T_i)$$

expresando así que en un cuerpo dado la cantidad de calor cedido o absorbido es directamente proporcional a la variación de temperatura. La nueva constante de proporcionalidad C recibe el nombre de capacidad calorífica

$$C = Q/(T_f - T_i)$$

y representa la cantidad de calor que cede o toma el cuerpo al variar su temperatura en un grado. A diferencia del calor específico, la capacidad calorífica es una característica de cada cuerpo y se expresa en el SI en J/K. Su relación con el calor específico resulta de comparar ambas ecuaciones:

$$C = m.c_e$$

De acuerdo con esta relación, la capacidad calorífica de un cuerpo depende de su masa y de la naturaleza de la sustancia que lo compone.

#### Medida del calor

De acuerdo con el **principio de conservación de la energía**, suponiendo que no existen pérdidas (sistema aislado o adiabático), cuando dos cuerpos a diferentes temperaturas se ponen en contacto, el calor tomado por uno de ellos ha de ser igual en cantidad al calor cedido por el otro. Para todo proceso de transferencia calorífica que se realice entre dos cuerpos puede escribirse entonces la ecuación:

$$Q_1 = - Q_2$$

en donde el signo - indica que en un cuerpo el calor se cede, mientras que en el otro se toma. Recurriendo a la ecuación calorimétrica, la igualdad anterior puede escribirse en la forma:

$$m_1 \cdot c_1 \cdot (T_e - T_1) = - m_2 \cdot c_2 \cdot (T_e - T_2)$$

donde el subíndice 1 hace referencia al cuerpo frío y el subíndice 2 al caliente. La temperatura  $T_e$  en el equilibrio será superior a  $T_1$  e inferior a  $T_2$ . La anterior ecuación indica que si se conocen los valores del calor específico, midiendo temperaturas y masas, es posible determinar cantidades de calor. El aparato que se utiliza para ello se denomina calorímetro.

Un calorímetro consta de un recipiente aislado térmicamente del exterior por un material apropiado. Una tapa cierra el conjunto y dos pequeños orificios realizados sobre ella dan paso al termómetro y al agitador, los cuales se sumergen en un líquido llamado calorimétrico, que es generalmente agua.

Cuando un cuerpo a diferente temperatura que la del agua se sumerge en ella y se cierra el calorímetro, se produce una cesión de calor entre ambos hasta que se alcanza el equilibrio térmico. El termómetro permite leer las temperaturas inicial y final del agua y con un ligero movimiento del agitador se consigue una temperatura uniforme. Conociendo el calor específico y la masa del agua utilizada, mediante la ecuación calorimétrica se puede determinar la cantidad de calor cedida o absorbida por el agua.

En este tipo de medidas han de tomarse las debidas precauciones para que el intercambio de calor en el calorímetro se realice en condiciones de suficiente aislamiento térmico. Si las pérdidas son considerables no será posible aplicar la ecuación de conservación  $Q_1 = - Q_2$  y si ésta se utiliza los resultados estarán afectados de un importante error.

La ecuación presentada anteriormente puede aplicarse únicamente a aquellos casos en los cuales el calentamiento o el enfriamiento del cuerpo problema no lleva consigo cambios de estado físico (de sólido a líquido o viceversa, por ejemplo). A partir de ella y con la ayuda del calorímetro es posible determinar también el calor específico del cuerpo si se conocen las temperaturas  $T_1$ ,  $T_2$  y  $T_e$ , las masas  $m_1$  y  $m_2$  y el calor específico del agua.

#### MATERIALES

Balanza	Calorímetro	Mechero y tela de amianto
Termómetro	Vaso de precipitado	Tubos de ensayo

## REACTIVOS

Agua destilada            Limaduras o clavos de hierro

## PROCEDIMIENTO

Pesar 20 a 50 g de limaduras de hierro

Colocarlas en un tubo de ensayo e introducir el termómetro

Preparar un baño de agua sobre una fuente de calor

Colocar el tubo de ensayo dentro del baño

Comenzar a calentar y controlar la temperatura interna del metal

Una vez alcanzado el punto de ebullición del agua, controlar que la temperatura del metal permanezca en 100°C

Preparar el calorímetro con 100 cm<sup>3</sup> de agua destilada a temperatura ambiente

Tapar el calorímetro, colocar un termómetro y registrar la temperatura del agua

Destapar el calorímetro

Proceder a transferir totalmente las virutas de hierro que están a 100°C

Tapar inmediatamente el calorímetro y registrar la temperatura estabilizada

(temperatura final) del sistema

## CONCLUSIÓN

1. Estimar el calor específico del hierro y comparar el dato experimental con el de bibliografía.
2. Calcular el error.
3. Calcule cuantos mililitros de agua a 25°C deben agregarse a 500 ml de café (densidad 1,015 g/ml –  $C_e \approx H_2O$ ) a una temperatura de 95°C, para que la temperatura de la infusión sea de 65°C. ¿Cuál de las dos sustancias cede energía?

## Calor de disolución

OBJETIVO: Determinar el calor de disolución de dos especies químicas.

### FUNDAMENTACIÓN TEÓRICA

#### Entalpía o calor de reacción

Para establecer la entalpía de una reacción es importante especificar el estado, sólido (s); líquido (l); gaseoso (g) o de solución (aq), de los diversos reactantes y productos. El cambio de entalpía de una reacción es la suma de las entalpías de los productos, menos la suma de las entalpías de los reactantes. Se ha encontrado que no se necesita conocer todas las entalpías de las sustancias de una reacción, ya que ésta se puede descomponer en varias reacciones cuyas entalpías sean conocidas, ya que la Ley de Hess establece que la suma de estas materias será igual a la entalpía de la reacción total.

Otra forma de enunciar la Ley de Hess: Cuando se parte de un estado inicial y se llega a un estado final, el balance de energía es siempre el mismo, independientemente de los estados intermedios por los que el proceso haya transcurrido.

#### Entalpía o calor de disolución.

Cuando los productos o los reactivos están en disolución debe indicarse la concentración. El calor en un proceso de disolución es generado por la solvatación del soluto en el disolvente. El cambio de temperatura que se registra en este proceso es la medida proporcional al calor cedido o absorbido por el disolvente (en las reacciones acuosas, el agua).

Si se registra un aumento de temperatura, dicha reacción de disolución es exotérmica, en caso contrario la reacción es endotérmica.

### MATERIALES

Balanza analítica      Calorímetro      Termómetro

### REACTIVOS

Agua destilada      Hidróxido de sodio sólido      Cloruro de amonio sólido

### PROCEDIMIENTO

Pesar 5 g de hidróxido de sodio en la balanza analítica (solicitar ayuda al docente).

Colocar 80 ml de agua destilada dentro del calorímetro

Tapar el calorímetro, colocar un termómetro y registrar la temperatura del agua dejando estabilizar el sistema

Destapar el calorímetro

Proceder a transferir el hidróxido de sodio rápidamente.

Tapar inmediatamente el calorímetro y registrar la temperatura estabilizada

(temperatura final) del sistema.

Repetir los pasos 1 a 6 utilizando Cloruro de Amonio.

### CONCLUSIÓN

1. ¿Cuál es la diferencia de temperatura que se observa en cada experimento?
2. ¿Qué tipo de reacción ocurre en cada caso?
3. ¿Cuál es exotérmica y cuál endotérmica?.
4. Calcule la variación de entalpía molar en cada caso y compárela con la encontrada en la bibliografía.
5. Calcule el error.

TRABAJO PRÁCTICO DE LABORATORIO N° 6.

## Compuestos oxigenados

**OBJETIVO:** Obtener etanal por oxidación de etanol y reconocer la función aldehído con reactivo de Tollens.

### FUNDAMENTACIÓN TEÓRICA

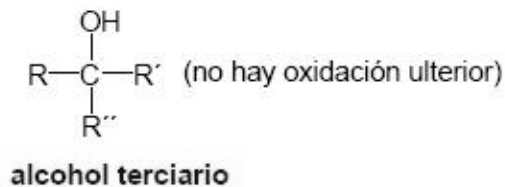
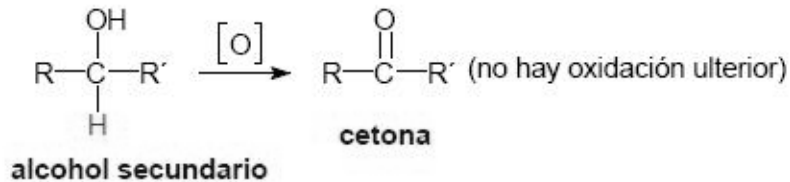
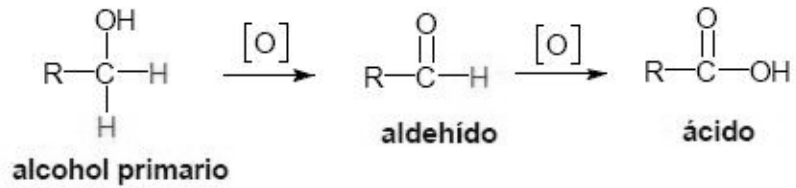
Oxidación de alcoholes.

La oxidación de los alcoholes es una reacción orgánica muy común porque, según el tipo de alcohol y el oxidante empleado, los alcoholes se pueden convertir en aldehídos, en cetonas o en ácidos carboxílicos. La oxidación de un alcohol se consigue cuando el número de enlaces C-O aumenta en el átomo de carbono del carbinol (C-OH). A continuación, se comparan los distintos estados de oxidación que pueden adquirir los alcoholes primarios, secundarios y terciarios.

Oxidación de alcoholes primarios y secundarios.

La oxidación de un alcohol primario conduce a un aldehído. Sin embargo, a diferencia de las cetonas, los aldehídos se pueden continuar oxidando para dar lugar a ácidos carboxílicos. Muchos agentes oxidantes no permiten detener la oxidación en la etapa de aldehído: el alcohol primario se oxida a aldehído e in situ oxidan al aldehído a ácido carboxílico. Uno de los reactivos que oxidan a los alcoholes primarios hasta ácidos carboxílicos es el dicromato de potasio, en cambio otros oxidan lentamente terminando en la etapa del aldehído.

Los alcoholes secundarios se oxidan para dar solamente cetonas y no hay otro paso de oxidación posterior.



Seguridad vial por medio de la química.

El cambio de color que se produce cuando el cromo VI (naranja) se reduce al cromo III (verde) es la base de la prueba del análisis del aliento. Se ha demostrado que existe una relación directa entre la concentración del alcohol en sangre y el alcohol que exhalan los pulmones. El paso de un volumen definido de aire a través de un tubo que contiene ión cromato (+6, de color naranja) causa la oxidación del etanol a ácido acético y la reducción del cromo al nivel de oxidación +3 (de color verde). Cuanto mayor es la concentración del alcohol en el aliento, mayor es la distancia que el color verde avanza en el tubo.



#### MATERIALES

Erlenmeyer	Mechero	Cristalizador	Tela Metálica
Vaso de Precipitados	Pinza de Madera	Tubos de Ensayo	

Gradilla	Pipetas	Trípode	
Tapón de Goma			

#### REACTIVOS

Etanol	Alambre de cobre	Solución de glucosa
Reactivo de Tollens (nitrato de plata en medio amoniacal)		

#### PROCEDIMIENTO

##### a) Obtención de etanal

Colocar 3 ml de etanol en un tubo de ensayo y guardarlo como testigo.

Hervir agua en un vaso de precipitado y verterla en el cristalizador.

Medir 20 ml de etanol y verterlos en el Erlenmeyer.

Poner el Erlenmeyer en el cristalizador.

Calentar el alambre de cobre al rojo en el mechero e introducirlo en el Erlenmeyer.

Esperar un rato y observar lo que sucede.

Destapar y trasvasar 3 ml a un tubo de ensayo.

##### b) Caracterización del etanal

Comparar el olor del tubo que tenía etanol y el del etanal.

A tres tubos de ensayo agregarle 1 ml del reactivo de Tollens y ponerlos en el cristalizador a baño María.

A los tubos agregarles unas gotas de: (1º) etanol, (2º) etanal y al tercero la solución de glucosa

Calentar suavemente y luego retirar el tubo y observar los resultados.



## CONCLUSIÓN

1. Escribir la ecuación de obtención del etanal.
2. Sobre la base de los resultados obtenidos, decidir en qué caso tuvo lugar una reducción de la plata. ¿Cuál fue la especie que se oxidó?
3. ¿Qué conclusión puede sacar acerca de la capacidad de alcoholes y aldehídos para oxidarse en presencia de agentes oxidantes suaves?. Y de los hidratos de carbono.
4. Escribir la ecuación de formación de “espejo de plata” realizada en el trabajo práctico.



Facultad de Ciencias Médicas  
Licenciatura en Nutrición  
Cátedra Introducción a la Química

Introducción a la Química  
Módulo de Seminarios de problemas  
y Trabajos Prácticos de laboratorio  
2011



© 2011 CRAI. Universidad FASTA Ediciones  
Mar del Plata, Argentina

