



PRUEBAS NACIONALES TEÓRICAS

2009-2013



Facultad
de Química



UNIVERSIDAD
DE LA REPÚBLICA
URUGUAY

Nombre: _____
Cédula de Identidad: _____
Liceo: _____



Programa Olimpiada
Uruguaya de Química
FACULTAD DE QUÍMICA - UDELAR



XIII OLIMPIADA NACIONAL DE QUÍMICA

NIVEL 1

Total: 100 puntos

PROBLEMA 1

El acetileno o etino (C_2H_2) fue descubierto por el químico inglés Edmond Davy en 1836. A partir de 1891 comenzó a estar ampliamente disponible, cuando el químico francés F. F. Moissan desarrolló un método a gran escala para la preparación de carburo de calcio (CaC_2) usando un horno eléctrico. Para generar acetileno, el carburo de calcio es tratado con agua, produciendo, además, hidróxido de calcio.

(A) Escriba la ecuación química igualada para la reacción de preparación del acetileno a partir de carburo de calcio. (3,5 puntos)

El acetileno es el alquino más sencillo. Es un gas altamente inflamable, un poco más ligero que el aire e incoloro. Cuando se quema en presencia de oxígeno, produce una llama de hasta $3.000\text{ }^{\circ}\text{C}$, la mayor temperatura hasta ahora conocida para este tipo de proceso. Por ello, el acetileno es ampliamente utilizado en equipos de soldadura debido a las elevadas temperaturas que alcanzan las mezclas de acetileno y oxígeno al quemarse.

Al encender una mezcla de acetileno y oxígeno (O_2), se produce CO_2 y H_2O .

(B) ¿Qué tipo de reacción es la anterior? (Indique la opción correcta) (1,5 puntos)

- ☐ Reacción de oxigenación
- ☐ Reacción de carbonización
- ☐ Reacción de isomerización
- ☐ Reacción de combustión
- ☐ Ninguna de las opciones anteriores es correcta

(C) Escriba la ecuación química balanceada de la reacción ocurrida al encender acetileno en presencia de O_2 . (3,5 puntos)

Al encender una mezcla de 10,0 g de acetileno y 10,0 g de oxígeno (O_2), se produce CO_2 y H_2O . El rendimiento para ambos productos es 100 %.

(D) ¿Cuál es el reactivo limitante de la reacción? Explique mediante cálculos. (5 puntos)

(E) ¿Cuántos gramos de C_2H_2 , O_2 , CO_2 y H_2O están presentes al término de la reacción? (6,5 puntos)

PROBLEMA 2

La úlcera gastroduodenal consiste en una llaga en el revestimiento del estómago o del duodeno. La principal causa de la misma es el aumento de la secreción ácida por parte del estómago. Un paciente que padece una úlcera duodenal puede llegar a presentar una concentración de HCl en su jugo gástrico de 0,08 M.

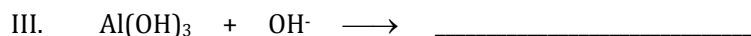
(A) Estime el pH del estómago del paciente con úlcera suponiendo que el único proveedor de H^+ es el ácido clorhídrico. (2,5 puntos)

El tratamiento de estos pacientes consiste en la administración de medicamentos que inhiben la secreción de sustancias ácidas en el estómago (inhiben la bomba de H^+ de la mucosa estomacal) o mediante el uso de sustancias que neutralizan los ácidos formados (los famosos antiácidos estomacales).

Uno de los medicamentos más empleados para neutralizar la acidez son las suspensiones orales o los comprimidos de hidróxido de aluminio, $Al(OH)_3$.

(B) Escriba la ecuación balanceada de disociación del hidróxido de aluminio en agua. (2,5 puntos)

(C) Complete e iguale las siguientes ecuaciones (4 puntos):



(D) Escriba la ecuación balanceada de la reacción de neutralización del hidróxido de aluminio con el ácido clorhídrico del estómago. (2,5 puntos)

(E) Suponga que el estómago del paciente produce 3 litros diarios de jugo gástrico ($[\text{HCl}] = 0,08 \text{ M}$). ¿Qué volumen de medicamento (expresado en mL) conteniendo 2,6 g de $\text{Al}(\text{OH})_3$ por cada 100 mL de suspensión debe consumir diariamente el paciente para neutralizar todo el ácido? (6 puntos)

(F) Exprese la concentración del antiácido de la parte **(E)** en g/L. (2,5 puntos)

PROBLEMA 3

Los clorofluorocarbonos, conocidos también como CFCs, son compuestos que contienen carbono, cloro y/o flúor. Debido a su alta estabilidad fisicoquímica y su nula toxicidad, han sido muy usados como líquidos refrigerantes, agentes extintores y propelentes para aerosoles. Todos los CFCs que se muestran en la siguiente tabla son gases en condiciones normales. Se tabulan también los valores de solubilidad en agua, a 25 °C y a 1 atm de presión, expresados en masa de CFC, en g, por cada 100 g de agua:

	Clorofluorocarbono	Solubilidad (g CFC cada 100 g H ₂ O)
I	CF ₄	0,0015
II	CClF ₃	0,009
III	CCl ₂ F ₂	0,028
IV	CHClF ₂	0,30

(A) Suponiendo que la densidad de todas las soluciones saturadas (I a IV) es 1 g/mL, calcule la molaridad de cada una de ellas. (6 puntos)

(B) El compuesto IV presenta el valor más alto de solubilidad en agua. ¿Cuál de los siguientes fenómenos puede explicar adecuadamente este hecho? (Indique la opción correcta) (2 puntos)

- ☐ El IV es el más soluble en agua ya que, como ocurre con el NaCl, es capaz de disociarse completamente en solución.
- ☐ El IV es el más soluble en agua ya que es capaz de formar enlaces de hidrógeno con el agua.
- ☐ El IV es el más soluble en agua pues es el que tiene menor peso y tamaño molecular y por lo tanto puede intercalarse mejor entre las moléculas de agua en una solución del mismo.
- ☐ El IV es el más soluble en agua ya que es el más polar, y como el agua es polar, IV se disuelve en mayor proporción que los otros.
- ☐ Ninguna de las opciones anteriores es correcta.

(C) El mecanismo a través del cual los CFCs atacan la capa de ozono es una reacción fotoquímica: al incidir la luz sobre la molécula de CFC, se libera un átomo de cloro, denominado radical cloro, muy reactivo y con gran afinidad por el ozono, que rompe la molécula de este último. La reacción es catalítica; se estima que un solo átomo de cloro destruye hasta 30000 moléculas de ozono.

Respecto de este proceso a nivel atmosférico, señale la opción correcta: (3 puntos)

- ☐ En presencia de luz, el flúor y el cloro reaccionan destruyendo la molécula de ozono.
- ☐ El enlace C-Cl de la molécula del CFC reacciona con el ozono, destruyéndolo.
- ☐ La molécula de CFC se fotodisocia para producir átomos de Cl que reaccionan con el ozono.
- ☐ Cada molécula de CFC se fotodescompone para formar un radical cloro que reacciona con el oxígeno atmosférico.
- ☐ Cuando la luz incide sobre una molécula de CFC, ésta se combina con el ozono, disminuyendo su concentración.

(D) ¿Cuál o cuáles gases atmosféricos dan origen al "efecto de invernadero"? (Indique la(s) opción(es) correcta(s)) (1,5 puntos)

- ☐ Ar
- ☐ CO₂
- ☐ N₂
- ☐ He
- ☐ O₂

(E) ¿Cómo se conoce el grupo de la tabla periódica al que pertenece el cloro y el flúor? (3 puntos)

--

(F) Escriba la configuración electrónica del átomo de flúor. (4,5 puntos)

--

PROBLEMA 4

(A) Complete el siguiente cuadro. (6 puntos)

<i>Símbolo</i>	$^{54}_{26}\text{Fe}^{2+}$			
<i>número de protones</i>			79	86
<i>número de neutrones</i>		16	117	136
<i>número de electrones</i>		18	79	
<i>carga</i>		-3		0

(B) Complete el siguiente cuadro. (12 puntos)

<i>Nombre</i>	<i>Fórmula</i>	<i>Nombre</i>	<i>Fórmula</i>
	HF	Sulfito de potasio	
	MgBr ₂	Carbonato de zinc	
Cloruro estannoso			Cu(OH) ₂
	NaF	Ácido sulfhídrico	
Permanganato de potasio		Hidróxido de bario	
	LiBrO ₂	Dihidrogenofosfato de sodio	

(C) ¿Qué partícula se produce cuando el plutonio-242 se desintegra a uranio-238? (Indique la opción correcta) (2 puntos)

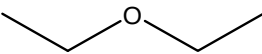
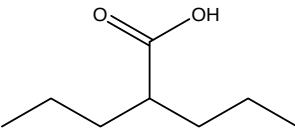
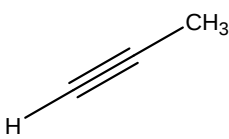
- ☐ alfa
- ☐ beta
- ☐ gamma
- ☐ positrón

PROBLEMA 5

(A) Formule los siguientes compuestos orgánicos. (9 puntos)

i. 3-etil-3-metilpentanal	ii. 2,4-dimetil-1-hexanol
iii. Ácido 2,2-diclorobutanoico	iv. Metilpropilamina
v. Etanoato de metilo	vi. Un isómero de función del compuesto i.
vii. Dos isómeros de cadena del compuesto ii.	viii. Dos isómeros de posición del compuesto ii.

(B) Nombre las siguientes sustancias orgánicas. (8 puntos)

$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 \quad \text{CH}_2\text{-CH}_3 \\ \quad \quad \\ \text{CH}_3\text{-CH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH-CH}_2\text{-CH}_3 \\ \quad \quad \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_2\text{-CH}_2 \\ \quad \quad \\ \quad \quad \text{CH}_3 \end{array} $	
	
$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_2\text{C}=\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_2 \end{array} $	
	
$ \begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{H}_2\text{C} \\ \\ \text{H}_2\text{C}-\text{C}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_2 \end{array} $	
	
Dos moléculas de fórmula C₃H₄O	

(C) Los hidrocarburos aromáticos poseen características propias que los diferencian netamente de los restantes hidrocarburos. Dichas características se conocen bajo el nombre de carácter aromático. El tolueno es uno de los hidrocarburos aromáticos más conocidos, ya que se utiliza como aditivo en pegamentos.

a) Formule la estructura de dicho hidrocarburo aromático. (1,5 puntos)

b) Nómbrelo según las reglas IUPAC. (1,5 puntos)

1																	18	
1 H 1.008		2											13	14	15	16	17	2 He 4.003
3 Li 6.94		4 Be 9.01											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18
11 Na 22.99		12 Mg 24.30	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.06	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
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 72.64	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47		38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.96	43 Tc -	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
55 Cs 132.91		56 Ba 137.33	57-71	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 -	85 At -	86 Rn -
87 Fr -		88 Ra -	89-103	104 Rf -	105 Db -	106 Sg -	107 Bh -	108 Hs -	109 Mt -	110 Ds -	111 Rg -							

Nombre: _____
Cédula de Identidad: _____
Liceo: _____



Programa Olimpiada
Uruguay de Química
FACULTAD DE QUÍMICA - UDELAR



XIII OLIMPIADA NACIONAL DE QUÍMICA

NIVEL 2

Total: 100 puntos

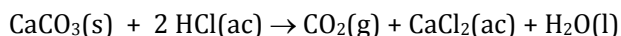
PROBLEMA 1

A la edad de solamente veintiún años, el químico industrial belga Ernest Solvay empezó a trabajar con su tío en una fábrica de gas cerca de Bruselas. Ya en esa época comenzó a desarrollar una idea que culminaría, en 1861, en la definición de un nuevo proceso para la fabricación de carbonato de sodio (llamado también sosa). Tal procedimiento, que pasó a denominarse “**proceso Solvay**”, fue el primer proceso continuo de toda la industria química, superando al proceso de Leblanc utilizado hasta entonces. Esto permitió a Solvay obtener el monopolio mundial de la fabricación de sosa. Esencialmente implica una primera etapa en la que se obtiene NaHCO_3 y luego por descomposición térmica de éste se produce el Na_2CO_3 . La mayor parte del carbonato de sodio producido hoy en día se emplea en la manufactura del vidrio, ya que al calentarlo a altas temperaturas forma Na_2O , que da mayor fluidez y disminuye la temperatura de fusión de la mezcla.

(A) Escriba la ecuación química balanceada de la reacción de descomposición del carbonato de sodio, sabiendo, además, que en la misma se forma un gas (el mismo que se utiliza en bebidas carbonatadas para darles efervescencia). (3 puntos)

Para obtener carbonato de sodio en el laboratorio se emplea un proceso similar al industrial, el cual se describe a continuación (pasos 1 al 3):

Paso 1: Se hace reaccionar 304 mL de HCl 31,14 %, densidad = 1,155 g/mL y de 300 g de CaCO_3 de pureza 85 % y se obtiene 20 L de $\text{CO}_2(\text{g})$ medidos a 25 °C y 1 atm. La ecuación correspondiente es:



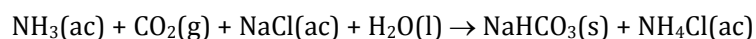
(B) Calcule la cantidad en mol de HCl y de CaCO_3 colocada en el recipiente de reacción y el rendimiento de la obtención de CO_2 (considere las masas molares que se encuentran al final del problema). (8 puntos)

$n(\text{HCl}) =$ _____

$n(\text{CaCO}_3) =$ _____

$\%R =$ _____

Paso 2: Se hace burbujear 20 L de $\text{CO}_2(\text{g})$ obtenidos en el paso 1 en 65 mL de una solución acuosa que contiene NH_3 y NaCl . La reacción que tiene lugar se representa mediante la siguiente ecuación:

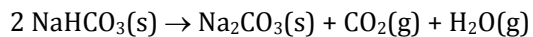


La reacción anterior tiene un rendimiento del 80 % para la obtención de NaHCO_3 . En estas condiciones, se obtienen 22,8 g de $\text{NaHCO}_3(\text{s})$.

(C) Si el NaCl es el reactivo limitante, calcule la masa en gramos que se utilizaron de esa sustancia. (5 puntos)

m NaCl: _____

Paso 3: Todo el $\text{NaHCO}_3(\text{s})$ obtenido en el paso 2 (22,8 g) se coloca en un recipiente cerrado a $150\text{ }^\circ\text{C}$ donde se descompone para dar el producto deseado (Na_2CO_3), según la siguiente ecuación:



La reacción no es completa y sólo se descompone el 90 % del NaHCO_3 . En consecuencia, se obtiene un sólido que es Na_2CO_3 impurificado con el NaHCO_3 que no ha reaccionado.

(D) Si la única impureza es el NaHCO_3 , calcule la pureza del Na_2CO_3 obtenido expresada en porcentaje. (4 puntos)

% P: _____

Datos:

$R = 0,082 \text{ L atm}/(\text{mol K})$

Sustancia	CaCO_3	HCl	CO_2	NH_3	NaCl	NaHCO_3	Na_2CO_3
M (g/mol)	100	36,5	44	17	58,5	84	106

PROBLEMA 2

El dióxido de cloro fue el primer óxido de cloro en ser descubierto. Pese a ser inestable como líquido y como gas, se produce a gran escala y se utiliza para blanquear la pulpa de papel y para desinfectar el agua para beber.

Por razones de seguridad, el dióxido de cloro se produce en el mismo lugar donde se va a utilizar. En efecto, cuando se emplea para blanquear la pulpa de papel se produce en el sitio de limpieza, a través de la reducción del clorato de sodio con varios agentes, por ejemplo, el dióxido de azufre en medio ácido.

(A) Escriba la configuración electrónica del átomo de cloro en su estado fundamental. (2,5 puntos)

(B) Escriba la configuración electrónica del ion cloruro e indique si el radio iónico es mayor, menor o igual que el del catión isoelectrónico alcalino del periodo 4. (3,5 puntos)

(C) Nombre las siguientes sustancias e indique el número de oxidación del cloro en cada una de ellas: (5 puntos)

	Nº de oxidación	Nombre
Cl ₂		
ClO ₂		
NaClO ₃		
HClO ₄		

(D) Dibuje la estructura de Lewis del anión ClO₃⁻. (3,5 puntos)

(E) ¿Cuál es el ángulo de enlace del O-Cl-O en el anión ClO_3^- ? Señale la opción correcta. (1,5 puntos)

- | | |
|---|---|
| ☐ 109,5° | ☐ 120° |
| ☐ Menor que 109,5° | ☐ Menor que 120° |
| ☐ Mayor que 109,5° | ☐ Mayor que 120° |

(F) Dadas las configuraciones electrónicas en estado fundamental de 5 elementos, señale la opción correcta. (1,5 puntos)

A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

C: $1s^2 2s^2 2p^2$

D: $1s^2 2s^2 2p^5$

E: $1s^2 2s^2 2p^3$

- ☐ El menor potencial (o energía) de ionización corresponde al elemento E.
- ☐ La mayor afinidad electrónica corresponde al elemento B.
- ☐ El elemento más electronegativo es D.
- ☐ El elemento de mayor carácter metálico es C.
- ☐ El elemento con mayor radio iónico es A.

(G) Marque con una cruz qué fuerzas atractivas existen entre moléculas de las siguientes sustancias (2,5 puntos):

	Cl_2	NH_3
<i>Dipolo-dipolo</i>		
<i>Dipolo-dipolo-inducido</i>		
<i>Dipolo instantáneo- dipolo inducido (Fuerzas de London)</i>		
<i>Enlaces de hidrógeno</i>		

PROBLEMA 3

Primera parte

Se tiene un cubo de plata metálica que mide 1,000 cm de lado. La densidad de la plata es de 10,49 g/cm³. PA (Ag) = 107,87.

(A) ¿Cuántos átomos hay en ese cubo? (4 puntos)

(B) Dado que los átomos pueden considerarse aproximadamente esféricos, no pueden ocupar todo el espacio del cubo. Los átomos de plata se empaquetan en el sólido de forma que ocupan el 74 % del volumen del sólido. Calcular el volumen ocupado por un solo átomo de plata (4 puntos).

(C) Utilizando el volumen de un átomo de plata y la fórmula del volumen de una esfera, calcule el radio en Angstroms de un átomo de plata. ($V_{\text{esfera}} = (4/3)\pi R^3$). (3 puntos)

(D) Si la figura de la derecha representa una celda unidad de un cristal de plata. ¿Cuántos átomos de plata hay por celda unidad? (3 puntos)



Segunda parte

Un investigador recibe cuatro muestras de sólidos **W**, **X**, **Y** y **Z**. Todos tienen brillo metálico. Se le informa que los sólidos pueden ser oro, sulfuro de plomo, mica (que es el cuarzo o SiO_2) y yodo. Los resultados de sus investigaciones son:

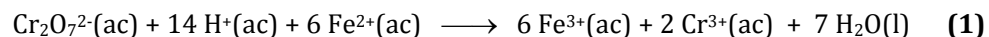
- **W** es un buen conductor eléctrico; **X**, **Y** y **Z** no lo son.
- Cuando los sólidos se golpean con un martillo, **W** se aplana, **X** se parte en fragmentos, **Y** se convierte en polvo y **Z** no se modifica.
- Cuando los sólidos se calientan con un mechero Bunsen, **Y** se funde con un poco de sublimación, pero **X**, **W** y **Z** no se funden.
- Al tratarlos con HNO_3 6M, **X** se disuelve; no hay efecto en **W**, **Y** o **Z**.

(E) Con estos resultados identifique a cada uno de los sólidos. (6 puntos)

	Muestra
<i>Oro</i>	
<i>Sulfuro de plomo</i>	
<i>Mica</i>	
<i>Yodo</i>	

PROBLEMA 4

En una experiencia se disuelve una cierta masa de sulfato de hierro (II) en agua a 50 °C. Luego de enfriar dicha solución hasta 0 °C, precipita una sal hidratada ($\text{FeSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$). Mediante una titulación redox se determina que 2,00 gramos de la solución saturada a 0 °C consumen, en medio ácido sulfúrico, 5,94 mL de una solución 0,050 mol/L de dicromato de potasio, de acuerdo a la siguiente ecuación química:



(A) Indique el agente oxidante y el agente reductor de la reacción **(1)**. (4 puntos)

Agente oxidante	
Agente reductor	

(B) Escriba la fórmula química de los siguientes compuestos (6 puntos).

Ácido sulfúrico	
Sulfato de hierro (II)	
Bromuro de hierro (III)	
Dicromato de potasio	

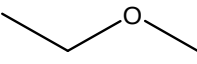
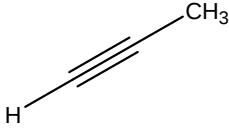
(C) Calcule la masa de sulfato de hierro que se encuentra disuelta a 0 °C por cada 100 g de agua. (10 puntos)

PROBLEMA 5

(A) Formule los siguientes compuestos orgánicos. (9 puntos)

i. 3-etil-3-metilpentanal	ii. 2,4-dimetil-1-hexanol
iii. Ácido 2,2-diclorobutanoico	iv. Metilpropilamina
v. Propanoato de etilo	vi. Un isómero de función del compuesto i.
vii. Dos isómeros de cadena del compuesto ii.	viii. Dos isómeros de posición del compuesto ii.

(B) Nombre las siguientes sustancias orgánicas. (5 puntos)

$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 \quad \text{CH}_2\text{-CH}_3 \\ \quad \diagup \\ \text{CH}_3\text{-CH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH-CH}_2\text{-CH}_3 \\ \quad \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_2\text{-CH}_2 \\ \quad \quad \\ \quad \quad \text{CH}_3 \end{array} $	
	
$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_2\text{C}=\text{C}-\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \quad \quad \\ \quad \quad \text{H}_2 \end{array} $	
$ \begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{H}_2\text{C} \\ \\ \text{H}_2\text{C}-\text{C}-\text{CH}_3 \\ \quad \\ \quad \text{H}_2 \end{array} $	
	

(C) Los hidrocarburos aromáticos poseen características propias que los diferencian netamente de los restantes hidrocarburos. Dichas características se conocen bajo el nombre de carácter aromático. El tolueno es uno de los hidrocarburos aromáticos más conocidos, ya que se utiliza como aditivo en pegamentos.

a) Formule la estructura de dicho hidrocarburo aromático. (1punto)

b) Nómbrelo según las reglas IUPAC. (1 punto)

(D) Un análisis elemental de la hormona adrenalina dio como resultado 59,0 % de carbono, 26,2 % de oxígeno, 7,10 % de hidrógeno y 7,60 % de nitrógeno en masa. Cuando se disolvió 0,64 g de adrenalina en 36,0 g de benceno, el punto de congelación descendió 0,50 °C. Deduzca la fórmula molecular de la adrenalina. (4 puntos)

Dato: K_f (benceno) = 5,12 °C/m.

1 H 1.008																	18 He 4.003
3 Li 6.94	4 Be 9.01											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18
11 Na 22.99	12 Mg 24.30	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.06	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
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 72.64	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.96	43 Tc -	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
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57-71 -	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 -	85 At -	86 Rn -
87 Fr -	88 Ra -	89-103 -	104 Rf -	105 Db -	106 Sg -	107 Bh -	108 Hs -	109 Mt -	110 Ds -	111 Rg -							

57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm -	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 173.05	71 Lu 174.97
89 Ac -	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np -	94 Pu -	95 Am -	96 Cm -	97 Bk -	98 Cf -	99 Es -	100 Fm -	101 Md -	102 No -	103 Lr -

Nombre: _____
Cédula de Identidad: _____
Liceo: _____



Programa Olimpiada
Uruguay de Química
FACULTAD DE QUÍMICA - UDELAR



XIII OLIMPIADA NACIONAL DE QUÍMICA

NIVEL 3

Total: 100 puntos

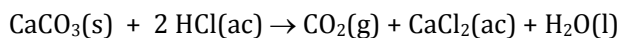
PROBLEMA 1

A la edad de solamente veintiún años, el químico industrial belga Ernest Solvay empezó a trabajar con su tío en una fábrica de gas cerca de Bruselas. Ya en esa época comenzó a desarrollar una idea que culminaría, en 1861, en la definición de un nuevo proceso para la fabricación de carbonato de sodio (llamado también sosa). Tal procedimiento, que pasó a denominarse “**proceso Solvay**”, fue el primer proceso continuo de toda la industria química, superando al proceso de Leblanc utilizado hasta entonces. Esto permitió a Solvay obtener el monopolio mundial de la fabricación de sosa. Esencialmente implica una primera etapa en la que se obtiene NaHCO_3 y luego por descomposición térmica de éste se produce el Na_2CO_3 . La mayor parte del carbonato de sodio producido hoy en día se emplea en la manufactura del vidrio, ya que al calentarlo a altas temperaturas forma Na_2O , que da mayor fluidez y disminuye la temperatura de fusión de la mezcla.

(A) Escriba la ecuación química balanceada de la reacción de descomposición del carbonato de sodio, sabiendo, además, que en la misma se forma un gas (el mismo que se utiliza en bebidas carbonatadas para darles efervescencia). (2 puntos)

Para obtener carbonato de sodio en el laboratorio se emplea un proceso similar al industrial, el cual se describe a continuación (pasos 1 al 3):

Paso 1: Se hace reaccionar 304 mL de HCl 31,14 %, densidad = 1,155 g/mL y de 300 g de CaCO_3 de pureza 85 % y se obtiene 20 L de $\text{CO}_2(\text{g})$ medidos a 25 °C y 1 atm. La ecuación correspondiente es:



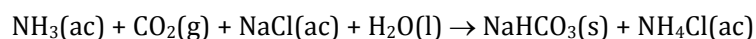
(B) Calcule la cantidad en mol de HCl y de CaCO_3 colocada en el recipiente de reacción y el rendimiento de la obtención de CO_2 (considere las masas molares que se encuentran al final del problema). (5 puntos)

$n(\text{HCl}) =$ _____

$n(\text{CaCO}_3) =$ _____

$\%R =$ _____

Paso 2: Se hace burbujear 20 L de $\text{CO}_2(\text{g})$ obtenidos en el paso 1 en 65 mL de una solución acuosa que contiene NH_3 y NaCl . La reacción que tiene lugar se representa mediante la siguiente ecuación:

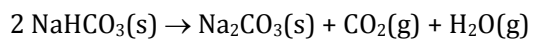


La reacción anterior tiene un rendimiento del 80 % para la obtención de NaHCO_3 . En estas condiciones, se obtienen 22,8 g de $\text{NaHCO}_3(\text{s})$.

(C) Si el NaCl es el reactivo limitante, calcule la masa en gramos que se utilizaron de esa sustancia. (3,5 puntos)

m NaCl: _____

Paso 3: Todo el $\text{NaHCO}_3(\text{s})$ obtenido en el paso 2 (22,8 g) se coloca en un recipiente cerrado a $150\text{ }^\circ\text{C}$ donde se descompone para dar el producto deseado (Na_2CO_3), según la siguiente ecuación:



La reacción no es completa y sólo se descompone el 90 % del NaHCO_3 . En consecuencia, se obtiene un sólido que es Na_2CO_3 impurificado con el NaHCO_3 que no ha reaccionado.

(D) Si la única impureza es el NaHCO_3 , calcule la pureza del Na_2CO_3 obtenido expresada en porcentaje. (3 puntos)

(E) En condiciones estándar, calcule el calor, a presión constante, de la reacción de descomposición del NaHCO_3 (ΔH_r°) a partir de los datos termodinámicos que se encuentran al final del problema. (3 puntos)

ΔH_r° : _____

(F) Calcule el intervalo de temperaturas en el cual la reacción química es espontánea, en condiciones estándar. (3,5 puntos)

Datos:

$R = 0,082 \text{ L atm}/(\text{mol K})$

<i>Sustancia</i>	CaCO ₃	HCl	CO ₂	NH ₃	NaCl	NaHCO ₃	Na ₂ CO ₃
<i>M (g/mol)</i>	100	36,5	44	17	58,5	84	106

Compuesto	ΔH_f° (kJ/mol)	S° (kJ/mol K)
NaHCO ₃ (s)	-947,7	0,1021
Na ₂ CO ₃ (s)	-1131,0	0,1360
CO ₂ (g)	-393,5	0,2136
H ₂ O(g)	-241,8	0,1887

PROBLEMA 2

Equilibrio ácido-base

(A) Calcule el pH de las siguientes soluciones:

(a₁) Solución obtenida al disolver 2,3 g de HNO₃ en agua desionizada hasta conseguir 150 mL de solución. (3 puntos)

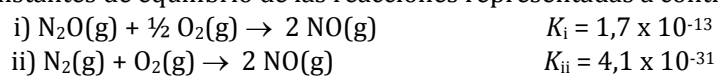
(a₂) Solución amortiguadora (o buffer) de NaHCO₃ 0,100 M y Na₂CO₃ 0,125 M. (5 puntos)

Datos: $\text{HCO}_3^- \rightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+ \quad K = 5,6 \times 10^{-11}$

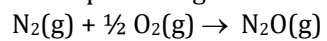
(a₃) Solución de HCl $2,0 \times 10^{-9}$ M. ($K_w = 1,0 \times 10^{-14}$). (3 puntos)

Equilibrio gaseoso

(B) A partir de las constantes de equilibrio de las reacciones representadas a continuación:



Calcule el valor de la constante de equilibrio para la siguiente reacción: (4 puntos)



PROBLEMA 3

El dióxido de cloro fue el primer óxido de cloro en ser descubierto. Pese a ser inestable como líquido y como gas, se produce a gran escala y se utiliza para blanquear la pulpa de papel y para desinfectar el agua para beber.

(A) Escriba la configuración electrónica del átomo de cloro en su estado fundamental. (2 puntos)

(B) Escriba la configuración electrónica del ion cloruro e indique si el radio iónico del cloruro es mayor, menor o igual que el del catión isoelectrónico alcalino del periodo 4. (4 puntos)

(C) Indique el número de oxidación del cloro en Cl_2 , ClO_2 , NaClO_3 y HClO_4 . Nombre los últimos 3. (5 puntos)

	Nº de oxidación	Nombre
Cl_2		
ClO_2		
NaClO_3		
HClO_4		

(D) Dibuje la estructura de Lewis del ClO_3^- . (3 puntos)

(E) ¿Cuál es el ángulo de enlace del O-Cl-O en el anión ClO_3^- ? Señale la opción correcta. (1 punto)

☐

109,5°

☐

120°

☐

Menor que 109,5°

☐

Menor que 120°

☐

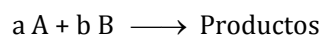
Mayor que 109,5°

☐

Mayor que 120°

PROBLEMA 4

Se realizó el estudio cinético de una reacción representada genéricamente por la siguiente ecuación:



Para ello, se determinaron en el laboratorio las velocidades iniciales de la reacción para distintos valores de concentración inicial de los reactivos, siempre en las mismas condiciones de P y T . La siguiente tabla muestra los valores de cada uno de los parámetros medidos.

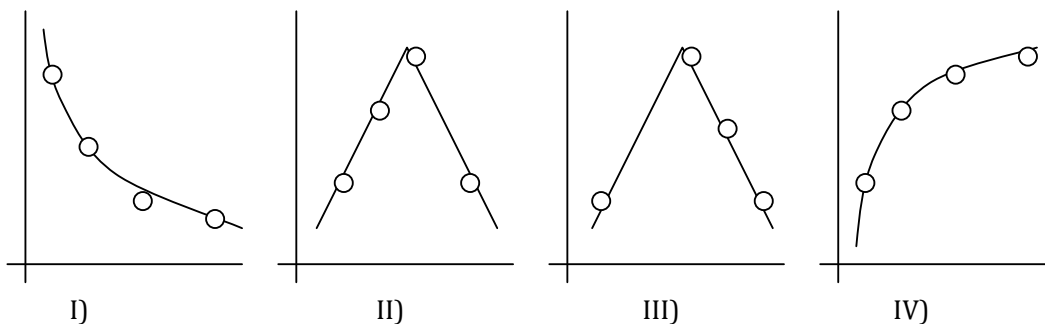
Experiencia	$[A]_0$ (M)	$[B]_0$ (M)	Velocidad inicial (M/s)
1	0,02	0,01	0,00044
2	0,02	0,02	0,00176
3	0,04	0,02	0,00352
4	0,04	0,04	0,01408

(A) Determine el orden de la reacción respecto a los reactivos A y B, y el orden total. (6 puntos)

(B) Determine la constante de velocidad de esta reacción. (6 puntos)

(C) Sabiendo que el valor de la constante de velocidad se multiplica por 74 cuando la temperatura a la que se realiza la reacción pasa de 300 a 400 K, calcule la energía de activación. $R = 8,314 \text{ J}/(\text{mol K})$ (4 puntos).

(D) ¿Cuál de las siguientes gráficas podría llevar rotulado en el eje x el tiempo de reacción, y en el eje y la masa de reactivo en el sistema, en una reacción de primer orden. Marque la opción correcta. (2 puntos)

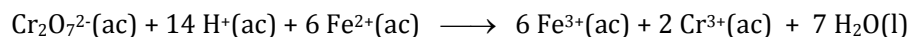


(E) ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es la que mejor explica la acción de un catalizador? Marque la opción correcta. (2 puntos)

- ☐ Impide que ocurra la reacción inversa.
- ☐ Aumenta la energía cinética de las partículas de las sustancias reaccionantes.
- ☐ Hace que la variación de la entalpía de la reacción sea más negativa.
- ☐ Disminuye la energía de activación de la reacción.
- ☐ Ninguna de las opciones anteriores es correcta.

PROBLEMA 5

En una experiencia se disuelven 121,0 g de sulfato de hierro (II) en 100,0 g de agua a 50 °C. Luego de enfriar dicha solución hasta 0 °C, precipitan 192,8 g de la sal hidratada (sulfato de hierro · x H₂O). Mediante una titulación se determina que 2,00 gramos de la solución saturada a 0 °C consumen, en medio ácido sulfúrico, 5,94 mL de una solución 0,050 mol/L de dicromato de potasio, de acuerdo a la siguiente ecuación química:



Calcule la masa de sulfato de hierro que se encuentra disuelta a 0 °C por cada 100 g de agua y determine la fórmula exacta del sulfato de hierro (II) hidratado mediante cálculos (10 puntos).

Solubilidad del sulfato de hierro (II) = _____

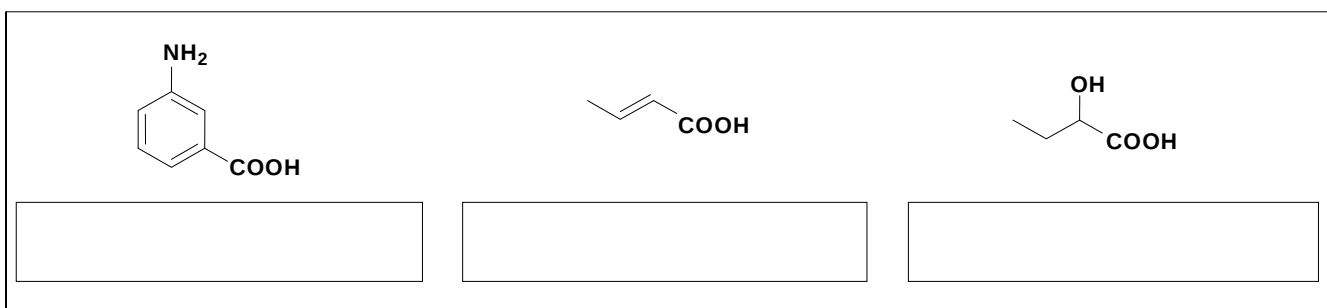
Fórmula = _____

PROBLEMA 6

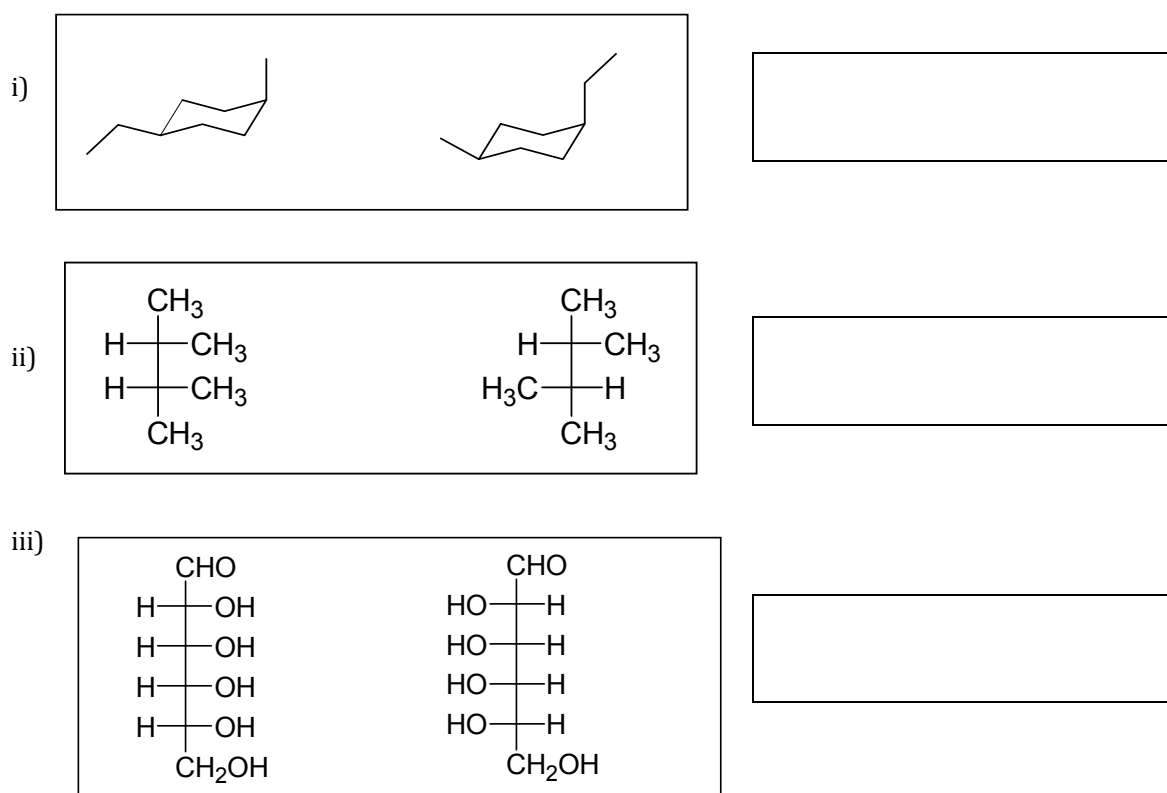
(A) Formule los siguientes compuestos orgánicos. (3 puntos)

i) cis-6,6-dimetil-2-octeno	ii) 3-cloro-2-metilpentano
iii) Butilciclohexilamina	iv) 2,4-dimetil-1-heptanol
v) Un isómero de posición de iv	vi) Un isómero de cadena de ii

(B) Nombre las siguientes estructuras. (3 puntos)



(C) Clasifique los siguientes pares de compuestos como estereoisómeros o confórmeros. (6 puntos)



(D) Para el par de compuestos presentes en la parte iii del ejercicio anterior, sabiendo que se trata de carbohidratos, indique: (2 puntos)

a) Nombre de cada uno de ellos.

b) Estructura cíclica de uno de ellos.



(E) Complete los espacios en blanco del siguiente texto. (2 puntos)

“Las proteínas son polímeros compuestos por unidades monoméricas que se conocen como . Éstos están unidos entre sí por enlaces y presentan dos grupos funcionales: un grupo y un grupo . Estos grupos pueden presentar formas conjugadas dependiendo del de la solución en que se encuentren”.

(F) Escriba la forma zwitteriónica de la glicina ($\text{C}_2\text{H}_5\text{NO}_2$) y las estructuras correspondientes cuando dicho aminoácido se coloca en medio ácido y en medio básico. (2 puntos)



(G) Para el aminoácido alanina (ácido 2-aminopropanoico) escriba la estructura del polipéptido formado por tres moléculas del mismo. (2 puntos)

1 H 1.008																	2 He 4.003
3 Li 6.94	4 Be 9.01											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18
11 Na 22.99	12 Mg 24.30	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.06	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
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 72.64	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.96	43 Tc -	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
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57-71 -	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 -	85 At -	86 Rn -
87 Fr -	88 Ra -	89-103 -	104 Rf -	105 Db -	106 Sg -	107 Bh -	108 Hs -	109 Mt -	110 Ds -	111 Rg -							

57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm -	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 173.05	71 Lu 174.97
89 Ac -	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np -	94 Pu -	95 Am -	96 Cm -	97 Bk -	98 Cf -	99 Es -	100 Fm -	101 Md -	102 No -	103 Lr -

Nombre: _____
 Cédula de Identidad: _____
 Liceo: _____
 Departamento: _____



**Programa Olimpiada
Uruguay de Química**
 FACULTAD DE QUÍMICA - UDELAR



XIV OLIMPIADA NACIONAL DE QUÍMICA

NIVEL 1

Total: 100 puntos

PROBLEMA 1

Desde la antigüedad, los hombres se han preguntado de qué están hechas las cosas. El primero del que tenemos noticias fue un pensador griego, Tales de Mileto, quien en el siglo VII A.C. afirmó que todo estaba constituido por agua, que enrareciéndose o solidificándose formaba todas las sustancias conocidas. No fue hasta 1829 cuando un químico alemán, Döbereiner, se percató de que algunos elementos debían guardar cierto orden. Las ideas de Döbereiner cayeron en el olvido hasta 1869, cuando Mendeleiev publicó su tabla periódica. Había ordenado los elementos siguiendo su peso atómico, como lo hizo Newlands antes que él, pero tuvo tres ideas geniales: no mantuvo fijo el periodo de repetición de propiedades, invirtió el orden de algunos elementos y dejó huecos, indicando que correspondían a elementos aún no descubiertos. Estos habrían de descubrirse más tarde y se denominaron escandio, galio y germanio, dando a Mendeleiev el carácter de “profeta” de la química. Hoy en día la tabla periódica de los elementos clasifica, organiza y distribuye los distintos elementos químicos conforme a sus propiedades y características. Es una herramienta sumamente útil para el químico en la predicción del patrón de reactividad química de elementos y compuestos.

(A) Clasifique las siguientes formas de materia como elemento, compuesto, mezcla homogénea o mezcla heterogénea.

Sistema	Clasificación
i) Nitrógeno gas	
ii) Barro	
iii) Fluoruro de calcio	
iv) Agua	
v) Té colado	
vi) Mercurio líquido	
vii) Aleación cobre-plata	
viii) Polen suspendido en aire	
ix) Pedregullo	
x) Agua de río filtrada	

(B) Los elementos químicos situados en una misma columna del sistema periódico presentan unas propiedades químicas análogas debido a que:

- ☐ *Su volumen es similar.*
- ☐ *Poseen energías parecidas.*
- ☐ *Tienen la misma carga nuclear.*
- ☐ *Su estructura electrónica externa es similar.*

(C) Indique los porcentajes en masa de Ca, P y O en el compuesto $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$:

Masa molar ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$) = 310,17 g/mol

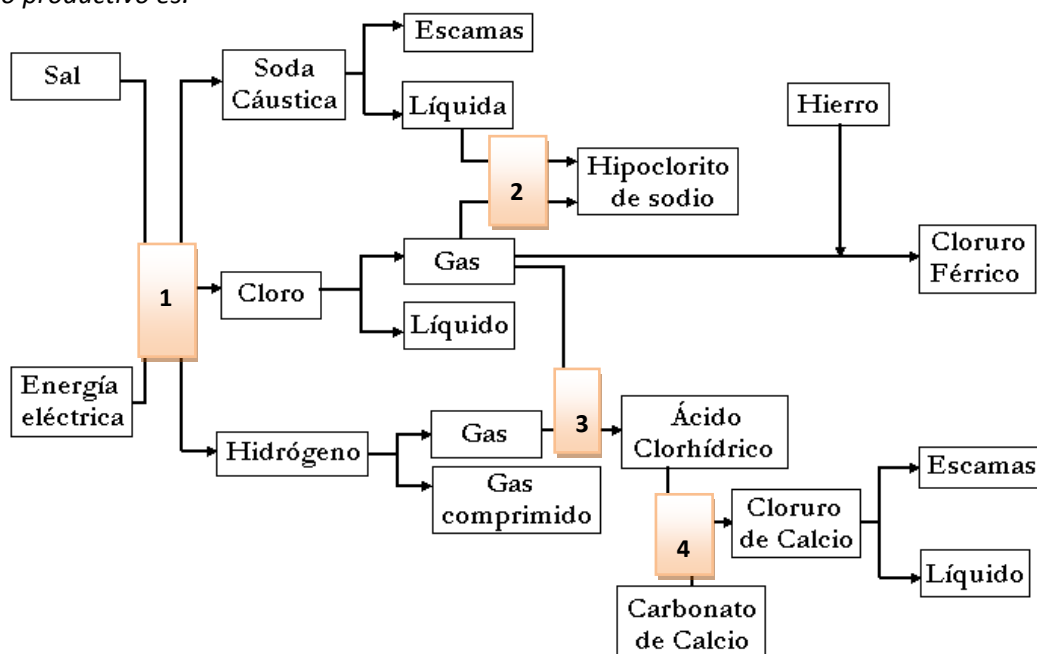
(D) ¿Cuál es el número de átomos de oxígeno que hay en 0,1 g de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$?

Masa molar ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$) = 310,17 g/mol

PROBLEMA 2

La Industria Cloro-Álcali es uno de los principales exponentes del importante avance de la química inorgánica en el campo tecnológico. Sus principales productos son Cl_2 y NaOH , aunque el proceso productivo conlleva a la generación adicional de hidrógeno, hipoclorito de sodio, ácido clorhídrico, cloruro de calcio y cloruro férrico. Ambos productos principales son extremadamente importantes. La producción de solventes clorados y cloruro de vinilo constituye la aplicación principal del Cl_2 . Otro uso importante es en el blanqueado de la pulpa de madera y papel, donde está siendo progresivamente sustituido por el ClO_2 debido a los problemas ambientales generados, y en la producción de NaClO_2 y SnCl_2 entre otros. En el caso del NaOH , sus aplicaciones se relacionan mayoritariamente con la industria química inorgánica, a través de su participación en los procesos de síntesis. Otros usos importantes se basan en sus características básicas, desempeñándose como neutralizante en diversos procesos, en donde ha remplazado parcialmente al carbonato de sodio y bicarbonato de sodio en muchos de sus usos.

La industria Cloro-Álcali basa toda su producción en la electrólisis de una solución de NaCl . El diagrama del proceso productivo es:

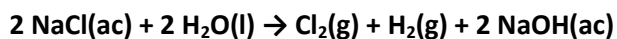


(A) Nombre y formule los siguientes compuestos inorgánicos.

Compuesto	Fórmula	Nombre
Hidróxido de hierro (II)		
Ácido clorhídrico		
Óxido de calcio		
Ácido fosfórico		
ClO_2		

H_2CO_3		
HI		
Na_2O		

(B) En solución acuosa, el NaCl es convertido en $Cl_2(g)$, NaOH en solución e H_2 según el proceso 1:



Si se parte a 20 °C, de 500 g de una solución saturada de NaCl, determine la concentración de la solución de NaOH obtenida expresada en % (m/m) y molaridad.

Rendimiento del proceso = 85 %.

Solubilidad NaCl = 26,4 g/100 g solución, a 20 °C.

Densidad de la solución final = 1,14 g/mL.

Masa molar (NaCl) = 58,5 g/mol.

Masa molar (NaOH) = 40,0 g/mol.

Volumen de la solución final = 430 mL.

C(NaOH) = %

C(NaOH) = M

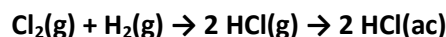
Mediante el proceso 2 es posible obtener hipoclorito de sodio (NaClO), haciendo reaccionar el Cl₂ y el NaOH obtenidos en la etapa anterior.

(C) Iguale la ecuación química correspondiente.



(D) Se analizan 100 g de un compuesto que ya se ha nombrado en este problema. Se encuentra que posee 43,4 g de Na, 11,3 g de C y 45,3 g de O. Determine la fórmula empírica del mismo.

La síntesis directa de ácido clorhídrico a partir de sus elementos es utilizada en el marco de la Industria Cloro-Álcalis, la que hace uso de parte del hidrógeno y cloro que produce (proceso 3). En una primera etapa se genera cloruro de hidrógeno a través de la combustión de gas cloro en presencia de hidrógeno. Posteriormente, se lleva a cabo la absorción del HCl(g) obtenido en agua para dar el ácido correspondiente.



(E) Se colocan en un recipiente cerrado Cl₂(g) e H₂(g). Se produce la combustión a presión constante, y cuando se han formado 0,25 moles de HCl(g) el calor desprendido es 5,52 kcal. Determine el $\Delta H^0_{298\text{K}}$ por mol de HCl(g) para la reacción anterior. Indique si la reacción es exotérmica o endotérmica.

El cloruro de calcio (CaCl_2) es un compuesto químico con variados usos, entre los que se cuentan ser fuente de calcio para procesos químicos diversos y servir como agente secante de gases. Mediante el proceso 4 el ácido clorhídrico obtenido previamente reacciona con carbonato de calcio (CaCO_3), formando cloruro de calcio y ácido carbónico.

(F) Si se parte de 45 g de mármol comercial (CaCO_3 impuro) y de 150 mL de ácido clorhídrico 12 M, se obtienen 43 g de CaCl_2 . Suponiendo un rendimiento del 100 %, indique la pureza del mármol de partida.

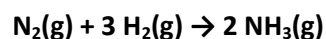
Masa molar (CaCO_3) = 100,1 g/mol.

Masa molar (CaCl_2) = 111,1 g/mol.

PROBLEMA 3

El NH_3 , uno de los compuestos inorgánicos más ampliamente conocidos, se puede sintetizar mediante el proceso Haber-Bosch. Esta metodología, que fue patentada en primera instancia por el químico alemán Fritz Haber, fue comercializada ya en 1910 por Carl Bosch, el cual consiguió ampliar el rango de patentes trabajando para la compañía BASF. Durante el inicio de la Primera Guerra Mundial, Alemania, que se encontraba a merced de los Aliados, no podía sintetizar explosivos. Para esto era necesario contar con nitrato de amonio, pero las fuentes de salitre en Chile estaban bajo control enemigo. Este compuesto puede obtenerse a partir del amoníaco y el mismo fue entonces fabricado a escala industrial usando el recientemente descubierto proceso Haber-Bosch. A posteriori se concedió el Premio Nobel de Química a ambos científicos por su esmerada labor en el trabajo experimental sobre sistemas a alta presión y temperatura. Sin embargo, ha sido sugerido que, sin la invención de este proceso, Alemania nunca habría sido capaz de comenzar la guerra.

El proceso de Haber-Bosch puede representarse mediante la siguiente ecuación:



Se colocan a 723 K, 2 atm de N_2 y 4 atm de H_2 gaseosos en un recipiente cerrado y rígido. Se produce la reacción pero de forma incompleta, por lo que al final existe una mezcla de los tres gases. Esta mezcla final posee una presión total de 3,49 atm.

(A) Determine la presión parcial de cada uno de los gases en la mezcla final.

El nitrato de amonio (NH_4NO_3) es un sólido blanco cristalino que se utiliza como fertilizante nitrogenado y como explosivo, obtenido por reacción entre el $\text{NH}_3(\text{ac})$ y el $\text{HNO}_3(\text{ac})$ a temperatura ambiente.

(B) Iguale la reacción que se produce.

En la descomposición térmica del nitrato de amonio fundido, a $250\text{-}260^\circ\text{C}$, se obtiene agua y un gas incoloro, óxido de nitrógeno (I) (N_2O), caracterizado por sus leves propiedades anestésicas.

(C) Iguale la reacción que se produce.

(D) Cuando se descomponen completamente 26 g de NH_4NO_3 en un recipiente abierto, se obtienen 15 g de agua líquida. Determine los moles de $\text{N}_2\text{O}(\text{g})$ que escapan del sistema.

Masa molar (N_2O) = 44 g/mol

PROBLEMA 4

En 1896 Becquerel, al observar que velaban las placas fotográficas envueltas en papel negro, descubrió que ciertas sales de uranio emitían radiaciones espontáneamente. Esta nueva propiedad de la materia, que recibió el nombre de radiactividad, no dependía de la forma física o química en la que se encontraban los átomos del cuerpo radiactivo, sino que era una propiedad que radicaba en el interior mismo del átomo. Hoy en día se conoce a la radiactividad como un fenómeno físico natural, por el cual algunas sustancias químicas emiten radiaciones que tienen la propiedad de impresionar placas fotográficas, ionizar gases, producir fluorescencia y atravesar cuerpos opacos a la luz ordinaria. Las radiaciones emitidas pueden ser electromagnéticas, en forma de rayos X o rayos gamma, o bien corpusculares, como pueden ser núcleos de Helio, electrones o positrones, protones u otras. Es aprovechada para la obtención de energía, usada en medicina (radioterapia y radiodiagnóstico) y en aplicaciones industriales (medidas de espesores y densidades entre otras).

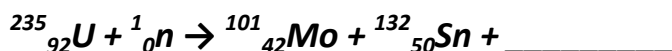
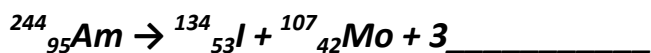
(A) Complete el siguiente cuadro:

<i>Símbolo</i>	$^{120}_{51}\text{Sb}$			
<i>número de protones</i>			16	9
<i>número de neutrones</i>		140	19	9
<i>número de electrones</i>		86	18	
<i>carga</i>		+4		-1

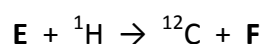
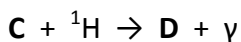
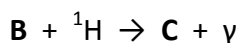
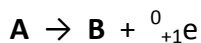
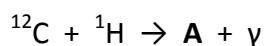
(B) La serie de desintegración radiactiva del $^{235}_{92}\text{U}$ termina en el isótopo $^{207}_{82}\text{Pb}$. Iguale la reacción total. ¿Cuántas partículas alfa (α) y beta (β) se emiten por átomo de uranio?

La fisión es una reacción nuclear que ocurre cuando un núcleo pesado se divide en dos o más núcleos pequeños, además de algunos subproductos como neutrones libres, fotones (generalmente rayos gamma) y otros fragmentos del núcleo como partículas alfa (núcleos de helio) y beta (electrones y positrones de alta energía). Fue descubierta en 1938 por los investigadores alemanes Otto Hahn y Fritz Strassmann, a partir del trabajo desarrollado por el propio Hahn junto a Lise Meitner durante años anteriores. Hoy en día, gracias al esfuerzo conjunto de químicos, físicos e ingenieros nucleares, millones de personas gozan de energía eléctrica proveniente de centrales de fisión nuclear.

(C) Complete las siguientes ecuaciones correspondientes a procesos de fisión nuclear:



El ciclo del carbono-nitrógeno es una serie de reacciones nucleares muy importante, que se cree que ocurre en las zonas más calientes del interior del Sol. El proceso es:

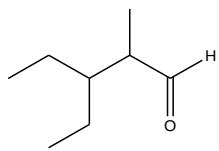
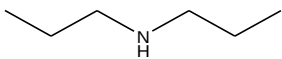
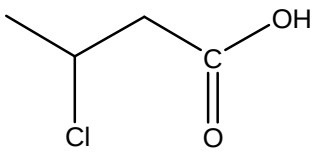
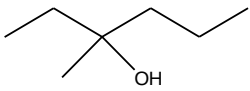


(D) Identifique las especies A a F.

Especie	Identidad
A	
B	
C	
D	
E	
F	

PROBLEMA 5

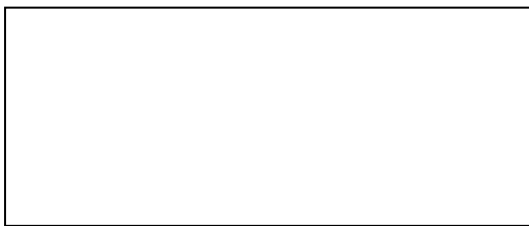
(A) Seleccione el nombre IUPAC correcto de las siguientes estructuras, haciendo una cruz en el cuadro correspondiente:

	3-etil-2-metilpentanal	
	3-etil-4-metilpentanal	
	3,3-dietil-2-metilpropanal	
	dietilamina	
	dipropilamina	
	propilamina	
	ácido 3-cloropropanóico	
	ácido 3-clorobutanóico	
	ácido 2-clorobutanóico	
	1-etil-1-metil-1-butanol	
	3-metil-3-hexanol	
	2-etil-2-pentanol	

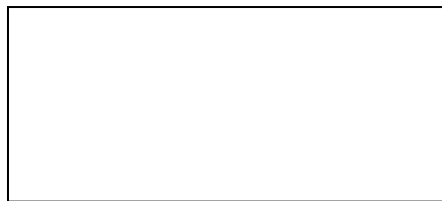
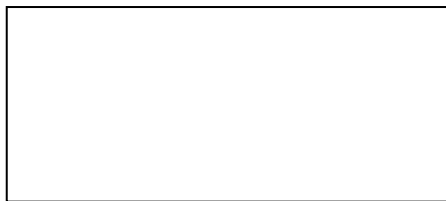
(B) Formule un isómero de función y uno de cadena del aldehído de la parte (A).



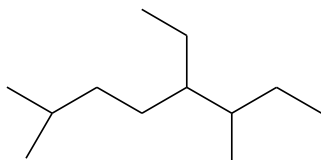
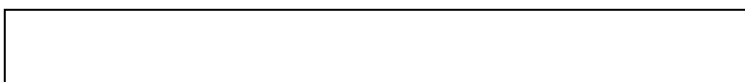
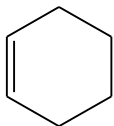
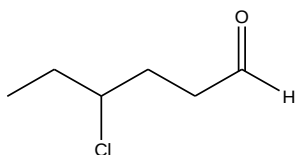
(C) Formule un isómero de posición de la amina de la parte (A).



(D) Formule un isómero de posición y uno de cadena del alcohol de la parte (A).



(E) Nombre según las reglas IUPAC los siguientes compuestos:



(F) Formule las siguientes estructuras:

i. 2-pentanona



ii. ácido 3-hidroxibutanóico



Constante de los gases ideales:

Constante de Planck:

Número de Avogadro:

$R = 0,08206 \text{ L atm/(mol K)}$

$h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$

$N = 6,023 \times 10^{23} \text{ partículas/mol}$

1																		18	
1 H 1.008	2																2 He 4.003		
3 Li 6.94	4 Be 9.01											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18		
11 Na 22.99	12 Mg 24.30	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.06	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95		
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 72.64	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80		
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.96	43 Tc -	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		
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57-71	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 -	85 At -	86 Rn -		
87 Fr -	88 Ra -	89-103	104 Rf -	105 Db -	106 Sg -	107 Bh -	108 Hs -	109 Mt -	110 Ds -	111 Rg -									

57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm -	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 173.05	71 Lu 174.97
89 Ac -	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np -	94 Pu -	95 Am -	96 Cm -	97 Bk -	98 Cf -	99 Es -	100 Fm -	101 Md -	102 No -	103 Lr -

Nombre: _____
Cédula de Identidad: _____
Liceo: _____
Departamento: _____



Programa Olimpiada
Uruguay de Química
FACULTAD DE QUÍMICA - UDELAR



XIV OLIMPIADA NACIONAL DE QUÍMICA

NIVEL 2

Total: 100 puntos

PROBLEMA 1

Desde la antigüedad, los hombres se han preguntado de qué están hechas las cosas. El primero del que tenemos noticias fue un pensador griego, Tales de Mileto, quien en el siglo VII A.C. afirmó que todo estaba constituido a partir de agua, que enrareciéndose o solidificándose formaba todas las sustancias conocidas. No fue hasta 1829 cuando un químico alemán, Döbereiner, se percató que algunos elementos debían guardar cierto orden. Las ideas de Döbereiner cayeron en el olvido hasta 1869, cuando Mendeleiev publicó su tabla periódica. Había ordenado los elementos siguiendo su peso atómico, como lo hizo Newlands antes que él, pero tuvo tres ideas geniales: no mantuvo fijo el periodo de repetición de propiedades, invirtió el orden de algunos elementos y dejó huecos, indicando que correspondían a elementos aún no descubiertos. Estos habrían de descubrirse más tarde y se denominaron escandio, galio y germanio, dando a Mendeleiev el carácter de “profeta” de la química. Hoy en día la tabla periódica de los elementos clasifica, organiza y distribuye los distintos elementos químicos conforme a sus propiedades y características. Es una herramienta sumamente útil para el químico en la predicción del patrón de reactividad química de elementos y compuestos.

(A) Escriba la configuración electrónica del escandio y del germanio, en su estado fundamental.

Sc:

Ge:

(B) La configuración electrónica de los átomos de un cierto elemento X es: $1s^2 2s^2 2p^5$ ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- ☐ X es un elemento de marcado carácter metálico.
- ☐ X es capaz de formar con facilidad aniones.
- ☐ X es un elemento de transición.
- ☐ X puede presentar números de oxidación entre +1 y +10.

(C) Ordene los siguientes elementos según su primera energía de ionización. B, N, O, Ne, Be.

(D) Dadas las siguientes afirmaciones, indique si son verdaderas (V) o falsas (F).

- ☐ La primera energía de ionización es la energía que hay que suministrar a un elemento neutro, en estado sólido, para transformarlo en un anión.
- ☐ La primera energía de ionización es la energía que hay que suministrar a un elemento para que un electrón del estado fundamental pase a un estado excitado con $n = 2$.
- ☐ La primera energía de ionización es la energía que se desprende cuando un elemento capta un electrón.
- ☐ Un elemento con una estructura electrónica de valencia $3s^2 3p^3$ pertenece al grupo 15.

(E) ¿Cuál de las siguientes especies isoelectrónicas tiene menor radio? O^{2-} , F^- , Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} , Ne.

(F) ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- ☐ La configuración electrónica del Na^+ es diferente a la del Ne.
- ☐ Los iones de los metales de transición tienen todos los orbitales d semiocupados.
- ☐ El átomo de un elemento alcalino tienen mayor radio que el del halógeno del mismo período.
- ☐ La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 5s^1$ corresponde a un metal alcalino del período 5 de la Tabla Periódica en su estado fundamental.

(G) Los elementos químicos situados en una misma columna del sistema periódico presentan unas propiedades químicas análogas debido a que:

- ☐ Su volumen es similar.
- ☐ Poseen energías parecidas.
- ☐ Tienen la misma carga nuclear.
- ☐ Su estructura electrónica externa es similar.

(H) De acuerdo al enlace que presentan, ¿cuál de las siguientes sustancias tiene mayor punto de fusión? KBr, CH_4 , I_2 , HCl, CH_3OH .

(I) Señale la afirmación correcta:

- ☐ El I_2 es soluble en cloroformo ($CHCl_3$) puesto que ambas moléculas son polares.
- ☐ El agua disuelve a los compuestos iónicos por lo que es también un compuesto iónico.
- ☐ El metano tiene un punto de fusión elevado ya que se forman enlaces de hidrógeno entre sus moléculas.
- ☐ El agua y el mercurio son los únicos elementos químicos que existen en estado líquido en la corteza terrestre.
- ☐ El potasio metálico es un fuerte agente reductor.

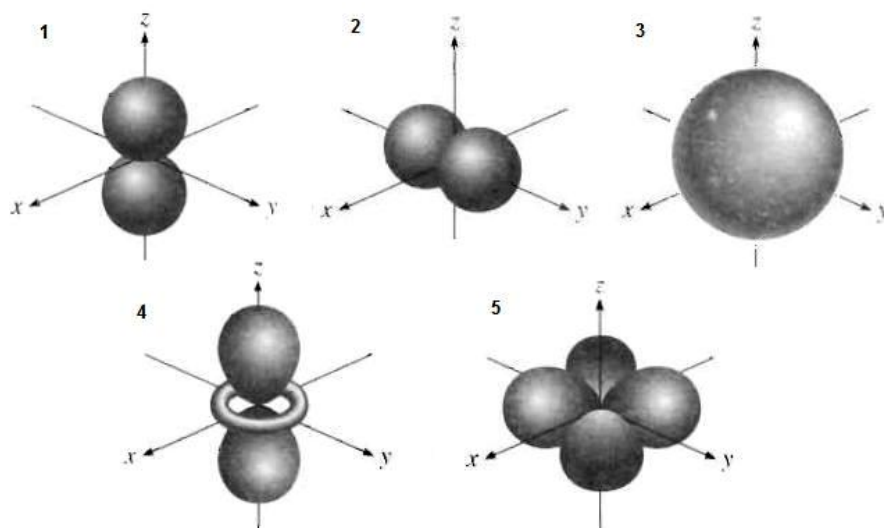
(J) Calcule la frecuencia, en s^{-1} , de una radiación que presenta una longitud de onda de 8570 Å.

$$c = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$$

(K) Indique el valor de los cuatro números cuánticos que identifican al electrón desapareado del átomo de Y (Z=39) en su estado fundamental.

(L) Indique el nombre de cada orbital atómico que se muestra en la figura. Por ejemplo " d_{yz} ".

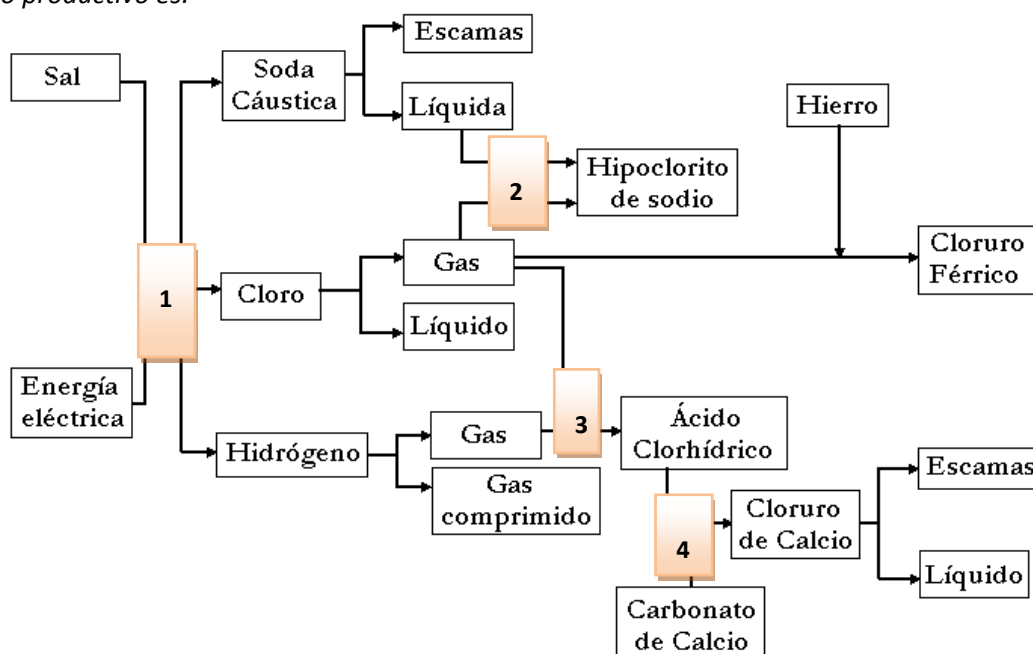
1	
2	
3	
4	
5	



PROBLEMA 2

La Industria Cloro-Álcali es uno de los principales exponentes del importante avance de la química inorgánica en el campo tecnológico. Sus principales productos son Cl_2 y NaOH , aunque el proceso productivo conlleva a la generación adicional de hidrógeno, hipoclorito de sodio, ácido clorhídrico, cloruro de calcio y cloruro férrico. Ambos productos principales son extremadamente importantes. La producción de solventes clorados y cloruro de vinilo constituye la aplicación principal del Cl_2 . Otro uso importante es en el blanqueado de la pulpa de madera y papel, donde está siendo progresivamente sustituido por el ClO_2 debido a los problemas ambientales generados, y en la producción de NaClO_2 , AlCl_3 y SnCl_2 . En el caso del NaOH , sus aplicaciones se relacionan mayoritariamente con la industria química inorgánica, a través de su participación en los procesos de síntesis. Otros usos importantes se basan en sus características básicas, desempeñándose como neutralizante en diversos procesos, en donde ha remplazado parcialmente al Na_2CO_3 y NaHCO_3 en muchos de sus usos.

La industria Cloro-Álcali basa toda su producción en la electrólisis de una solución de NaCl . El diagrama del proceso productivo es:

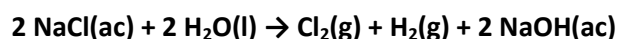


(A) Nombre y formule los siguientes compuestos

Compuesto	Fórmula	Nombre
Hipoclorito de sodio		
Ácido clorhídrico		
Cloruro de calcio		
Cloruro férrico		
Carbonato de calcio		

ClO_2		
NaHCO_3		
AlCl_3		
SnCl_2		
NaClO_2		

(B) En solución acuosa, el NaCl es convertido en $\text{Cl}_2(\text{g})$, NaOH en solución e H_2 según el proceso 1:



Si se parte a 20 °C, de 500 g de una solución saturada de NaCl, determine la concentración de la solución de NaOH obtenida expresada en % (m/m) y molaridad.

Rendimiento del proceso = 85 %.

Densidad de la solución final = 1,14 g/mL.

Masa molar (NaCl) = 58,5 g/mol.

Solubilidad NaCl = 26,4 g/100 g solución, a 20 °C.

Volumen de la solución final = 430 mL.

Masa molar (NaOH) = 40,0 g/mol.

C(NaOH) = %

C(NaOH) = M

Mediante el proceso 2 es posible obtener hipoclorito de sodio, haciendo reaccionar el Cl_2 y el NaOH obtenidos en la etapa anterior. Se obtienen como productos secundarios cloruro de sodio y agua.

(C) Iguale la ecuación química correspondiente.

(D) Determine la presión de vapor de agua de una solución que contiene 10 g de hipoclorito de sodio en 50 mL de agua.

Presión de agua a $25\text{ }^\circ\text{C}$ = 23,8 mm Hg

$d(\text{H}_2\text{O}) = 1\text{ g/mL}$

Masa molar (hipoclorito de sodio) = 74,4 g/mol

Masa molar (agua) = 18 g/mol

La síntesis directa de ácido clorhídrico a partir de sus elementos es utilizada en el marco de la Industria Cloro-Álcalis, la que hace uso de parte del hidrógeno y cloro que produce (proceso 3). En una primera etapa se genera cloruro de hidrógeno a través de la combustión de gas cloro en presencia de hidrógeno. Posteriormente, se lleva a cabo la absorción del HCl(g) obtenido en agua para dar el ácido correspondiente.

(E) Que volumen de agua se debe agregar a 3 g de HCl(g) para que el aumento ebulloscópico de la solución resultante sea de $0,67\text{ }^\circ\text{C}$.

$K_e = 0,512\text{ }^\circ\text{C/m}$

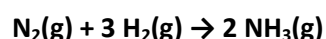
$d(\text{H}_2\text{O}) = 1\text{ g/mL}$

Masa molar (HCl) = 36,5 g/mol

PROBLEMA 3

El NH_3 , uno de los compuestos inorgánicos más ampliamente conocidos, se puede sintetizar mediante el proceso Haber-Bosch. Esta metodología, que fue patentada en primera instancia por el químico alemán Fritz Haber, fue comercializada ya en 1910 por Carl Bosch, el cual consiguió ampliar el rango de patentes trabajando para la compañía BASF. Durante el inicio de la Primera Guerra Mundial, Alemania, que se encontraba a merced de los Aliados, no podía sintetizar explosivos. Para esto era necesario contar con nitrato de amonio, pero las fuentes de salitre en Chile estaban bajo control enemigo. Este compuesto puede obtenerse a partir del amoníaco y el mismo fue entonces fabricado a escala industrial usando el recientemente descubierto proceso Haber-Bosch. A posteriori se concedió el Premio Nobel de Química a ambos científicos por su esmerada labor en el trabajo experimental sobre sistemas a alta presión y temperatura. Sin embargo, ha sido sugerido que, sin la invención de este proceso, Alemania nunca habría sido capaz de comenzar la guerra.

El proceso de Haber-Bosch es el siguiente:



Se colocan a 723 K, 2 atm de N_2 y 4 atm de H_2 gaseosos en un recipiente cerrado y rígido. Se produce la reacción pero de forma incompleta, por lo que al final existe una mezcla de los tres gases. Esta mezcla final posee una presión total de 3,49 atm.

(A) Determine la presión parcial de cada uno de los gases en la mezcla final.

El nitrato de amonio (NH_4NO_3) es un sólido blanco cristalino que se utiliza como fertilizante nitrogenado y como explosivo, obtenido por reacción entre el $\text{NH}_3(\text{ac})$ y el $\text{HNO}_3(\text{ac})$ a temperatura ambiente.

(B) Iguale la reacción que se produce.

En la descomposición térmica del nitrato de amonio fundido, a 250-260°C, se obtiene agua y un gas incoloro, óxido de nitrógeno (I) (N_2O), caracterizado por sus leves propiedades anestésicas.

(C) Iguale la reacción que se produce.

--

(D) Indique la estructura de Lewis, la geometría molecular y los estados de oxidación del nitrógeno en los siguientes compuestos: NH_4^+ , NO_3^- , N_2O (N-N-O), NH_3 . El átomo central se indica en negrita.

i) NH_4^+ Estado de oxidación: Geometría molecular: Estructura Lewis:	ii) NO_3^- Estado de oxidación: Geometría molecular: Estructura Lewis:
iii) N_2O Estado de oxidación: Geometría molecular: Estructura Lewis:	iv) NH_3 Estado de oxidación: Geometría molecular: Estructura Lewis:

(E) Indique la polaridad de las siguientes moléculas: N_2 , N_2O y NH_3 .

--

PROBLEMA 4

Los metales y las aleaciones poseen una gran cantidad de propiedades mecánicas muy útiles, por lo que presentan gran aplicación en los diseños en ingeniería. El hierro y sus aleaciones suponen hoy en día casi el 90 % de la producción mundial de metales, fundamentalmente por la combinación de resistencia, tenacidad y ductilidad a un costo relativamente bajo. Un grupo de aleaciones que ha cobrando importancia es el de las aleaciones no ferrosas. Estos materiales de gran aplicación actual, no contienen hierro y hacen uso de las interesantes propiedades fisicoquímicas del resto de los metales y no metales de la tabla periódica. Las aleaciones de plata-plomo son conocidas desde la antigüedad y se utilizaban en sus orígenes para acuñar monedas en Bután, país continental al sur de Asia. Hoy en día tienen amplia aplicación en la industria, tanto en soldaduras especiales como en el diseño de celdas galvánicas de alto rendimiento.

Usted trabaja en el laboratorio de control de calidad de la empresa que ha patentado esta aleación para su uso en baterías para automóviles. Llegó de producción una muestra de una aleación de plomo y plata para analizar. Sus asistentes de laboratorio le proponen dos métodos distintos:

Método 1: se disuelve una muestra de 0,2500 g en 25 mL de ácido nítrico de concentración 5 M. Se trata la solución con un exceso de sulfato de potasio de forma de precipitar todo el Pb como $\text{PbSO}_4(\text{s})$. El precipitado obtenido alcanzó un peso constante de 0,1605 g.

(A) Igualar la ecuación química que representa la precipitación del sulfato de plomo.

(B) Determinar el porcentaje de cada metal en la aleación.

Masa molar (PbSO_4) = 303,2 g/mol.

(C) ¿Cuál es la concentración de cada catión en la solución de partida?

Método 2: se disuelve una muestra de 0,2500 g en 25 mL de ácido nítrico de concentración 5 M. La solución se electroliza completamente y se obtienen 0,1502 g de plata metálica en el cátodo y evolución de oxígeno gas en el ánodo.

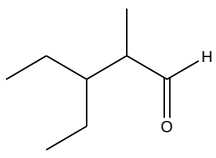
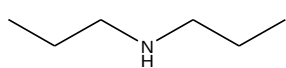
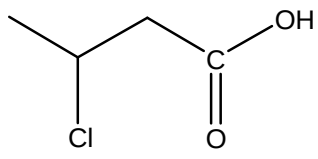
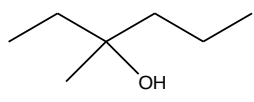
(D) Igualar la reacción redox global del proceso electrolítico.

(E) Según este método determinar el porcentaje de cada metal en la aleación.

(F) Dadas las condiciones de la electrólisis (corriente de 1 A por 600 segundos), determinar el número máximo de moles de oxígeno gaseoso que se pueden desprender en el ánodo.

PROBLEMA 5

(A) Seleccione el nombre IUPAC correcto de las siguientes estructuras, haciendo una cruz en el cuadro correspondiente:

	3-etil-2-metilpentanal	
	3-etil-4-metilpentanal	
	3,3-dietil-2-metilpropanal	
	dietilamina	
	dipropilamina	
	propilamina	
	ácido 3-cloropropanóico	
	ácido 3-clorobutanóico	
	ácido 2-clorobutanóico	
	1-etil-1-metil-1-butanol	
	3-metil-3-hexanol	
	2-etil-2-pentanol	

(B) Formule un isómero de función y uno de cadena del aldehído de la parte (A).



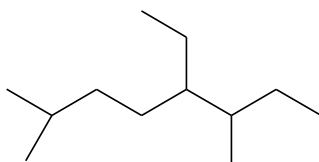
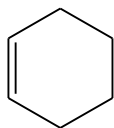
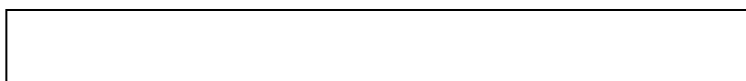
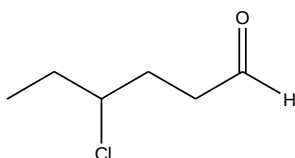
(C) Formule un isómero de posición de la amina de la parte (A).



(D) Formule un isómero de posición y uno de cadena del alcohol de la parte (A).



(E) Nombre según las reglas IUPAC los siguientes compuestos:



(F) Formule las siguientes estructuras:

i. 2-pentanona



ii. ácido 3-hidroxibutanóico



Constante de los gases ideales:

Constante de Planck:

Número de Avogadro:

Constante de Faraday:

$R = 0,08206 \text{ L atm}/(\text{mol K}) = 8,31 \text{ J}/(\text{mol K})$

$h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$

$N = 6,023 \times 10^{23} \text{ partículas/mol}$

$F = 96500 \text{ C/mol e-}$

1																		18	
1 H 1.008	2																	2 He 4.003	
3 Li 6.94	4 Be 9.01											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18		
11 Na 22.99	12 Mg 24.30	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.06	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95		
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 72.64	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80		
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.96	43 Tc -	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		
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57-71	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 -	85 At -	86 Rn -		
87 Fr -	88 Ra -	89-103	104 Rf -	105 Db -	106 Sg -	107 Bh -	108 Hs -	109 Mt -	110 Ds -	111 Rg -									

57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm -	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 173.05	71 Lu 174.97
89 Ac -	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np -	94 Pu -	95 Am -	96 Cm -	97 Bk -	98 Cf -	99 Es -	100 Fm -	101 Md -	102 No -	103 Lr -

Nombre: _____
Cédula de Identidad: _____
Liceo: _____
Departamento: _____



XIV OLIMPIADA NACIONAL DE QUÍMICA

NIVEL 3

Total: 100 puntos

PROBLEMA 1

Desde la antigüedad, los hombres se han preguntado de qué están hechas las cosas. El primero del que tenemos noticias fue un pensador griego, Tales de Mileto, quien en el siglo VII A.C. afirmó que todo estaba constituido a partir de agua, que enrareciéndose o solidificándose formaba todas las sustancias conocidas. No fue hasta 1829 cuando un químico alemán, Döbereiner, se percató que algunos elementos debían guardar cierto orden. Las ideas de Döbereiner cayeron en el olvido hasta 1869, cuando Mendeleiev publicó su tabla periódica. Había ordenado los elementos siguiendo su peso atómico, como lo hizo Newlands antes que él, pero tuvo tres ideas geniales: no mantuvo fijo el periodo de repetición de propiedades, invirtió el orden de algunos elementos y dejó huecos, indicando que correspondían a elementos aún no descubiertos. Estos habrían de descubrirse más tarde y se denominaron escandio, galio y germanio, dando a Mendeleiev el carácter de “profeta” de la química. Hoy en día la tabla periódica de los elementos clasifica, organiza y distribuye los distintos elementos químicos conforme a sus propiedades y características. Es una herramienta sumamente útil para el químico en la predicción del patrón de reactividad química de elementos y compuestos.

(A) Escriba la configuración electrónica del escandio y del germanio, en su estado fundamental.

Sc:

Ge:

(B) La configuración electrónica de los átomos de un cierto elemento X es: $1s^2 2s^2 2p^5$ ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- ☐ X es un elemento de marcado carácter metálico.
- ☐ X es capaz de formar con facilidad aniones.
- ☐ X es un elemento de transición.
- ☐ X puede presentar números de oxidación +1 y +10.

(C) Ordene los siguientes elementos según su primera energía de ionización. B, N, O, Ne, Be.

(D) ¿Cuál de las siguientes especies isoelectrónicas tiene menor radio? O^{2-} , F^- , Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} , Ne.

(E) Los elementos químicos situados en una misma columna del sistema periódico presentan unas propiedades químicas análogas debido a que:

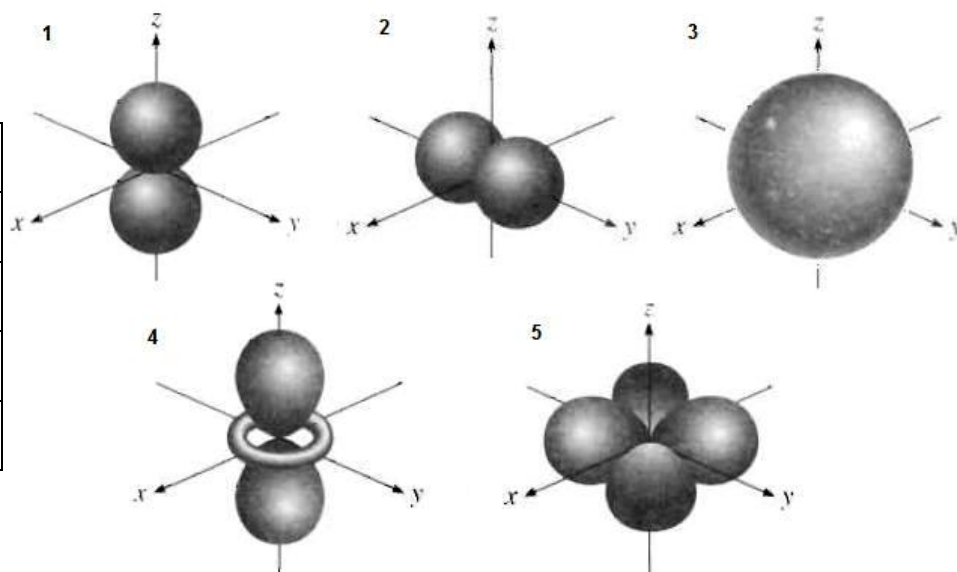
- ☐ Su volumen es similar.
- ☐ Poseen energías parecidas.
- ☐ Tienen la misma carga nuclear.
- ☐ Su estructura electrónica externa es similar.

(F) ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene mayor punto de fusión? KBr, CH_4 , I_2 , HCl, CH_3OH .

(G) Indique el valor de los cuatro números cuánticos que identifican al electrón desapareado del átomo de Y (Z=39) en su estado fundamental.

(H) Indique el nombre de cada orbital atómico que se muestra en la figura. Por ejemplo " d_{yz} ".

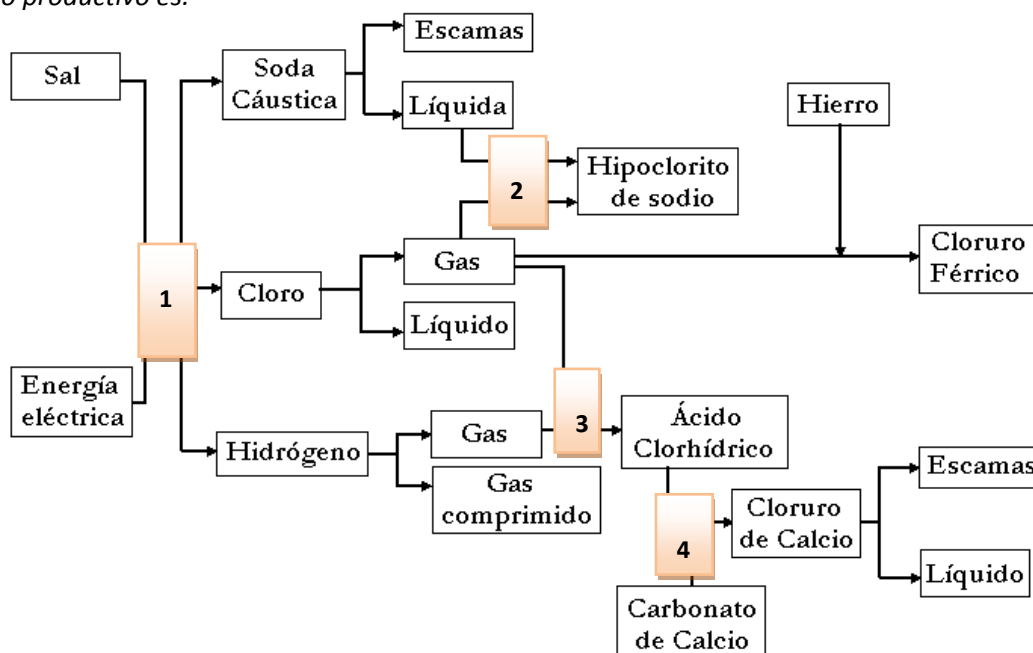
1	
2	
3	
4	
5	



PROBLEMA 2

La Industria Cloro-Álcali es uno de los principales exponentes del importante avance de la química inorgánica en el campo tecnológico. Sus principales productos son Cl_2 y NaOH , aunque el proceso productivo conlleva a la generación adicional de hidrógeno, hipoclorito de sodio, ácido clorhídrico, cloruro de calcio y cloruro férrico. Ambos productos principales son extremadamente importantes. La producción de solventes clorados y cloruro de vinilo constituye la aplicación principal del Cl_2 . Otro uso importante es en el blanqueado de la pulpa de madera y papel, donde está siendo progresivamente sustituido por el ClO_2 debido a los problemas ambientales generados, y en la producción de NaClO_2 , AlCl_3 y SnCl_2 . En el caso del NaOH , sus aplicaciones se relacionan mayoritariamente con la industria química inorgánica, a través de su participación en los procesos de síntesis. Otros usos importantes se basan en sus características básicas, desempeñándose como neutralizante en diversos procesos, en donde ha remplazado parcialmente al Na_2CO_3 y NaHCO_3 en muchos de sus usos.

La industria Cloro-Álcali basa toda su producción en la electrólisis de una solución de NaCl . El diagrama del proceso productivo es:



(A) Nombre y formule los siguientes compuestos.

Compuesto	Fórmula	Nombre
Hipoclorito de sodio		
Ácido clorhídrico		
Cloruro de calcio		
Cloruro férrico		
Carbonato de calcio		

ClO_2		
NaHCO_3		
AlCl_3		
SnCl_2		
NaClO_2		

Mediante el proceso 2 es posible obtener hipoclorito de sodio, haciendo reaccionar el Cl_2 y el NaOH obtenidos en la etapa anterior.

(B) Iguale la ecuación química correspondiente.

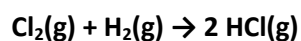
(C) ¿Cuál será el pH de la solución de hipoclorito de sodio obtenida si posee una concentración de 3 g/L?

K_a (ácido hipocloroso) = 3×10^{-8}

$K_w = 1 \times 10^{-14}$

Masa molar (hipoclorito de sodio) = 74,4 g/mol

La síntesis directa de ácido clorhídrico a partir de sus elementos es utilizada en el marco de la Industria Cloro-Álcalis, la que hace uso de parte del hidrógeno y cloro que produce (proceso 3). En una primera etapa se genera cloruro de hidrógeno a través de la combustión de gas cloro en presencia de hidrógeno. Posteriormente, se lleva a cabo la absorción del HCl(g) obtenido en agua para dar el ácido correspondiente.



(D) Se realiza la reacción de combustión anterior, a presión constante y 25 °C, partiendo de 1 mol de ambos reactivos, en un calorímetro cuya capacidad calorífica es 202,3 kcal/°C. Indique la elevación de la temperatura del calorímetro al final de la reacción.

$$\Delta H_f^0_{298K}(\text{HCl, g}) = -22,06 \text{ kcal/mol}$$

Rendimiento = 100 %

El cloruro de calcio es un compuesto químico con variados usos, entre los que se cuentan ser fuente de calcio para procesos químicos diversos y servir como agente secante de gases debido a sus cualidades. Mediante el proceso 4 el ácido clorhídrico obtenido previamente reacciona con carbonato de calcio, formando cloruro de calcio y ácido carbónico.

(E) Si se parte de 45 g de mármol comercial (carbonato de calcio impuro) y de 150 mL de ácido clorhídrico 12 M, se obtienen 43 g de CaCl_2 . Suponiendo un rendimiento del 100 %, indique la pureza del mármol de partida.

Masa molar (CaCO_3) = 100,1 g/mol.

Masa molar (CaCl_2) = 111,1 g/mol.

PROBLEMA 3

El NH_3 , uno de los compuestos inorgánicos más ampliamente conocidos, se puede sintetizar mediante el proceso Haber-Bosch. Esta metodología, que fue patentada en primera instancia por el químico alemán Fritz Haber, fue comercializada ya en 1910 por Carl Bosch, el cual consiguió ampliar el rango de patentes trabajando para la compañía BASF. Durante el inicio de la Primera Guerra Mundial, Alemania, que se encontraba a merced de los Aliados, no podía sintetizar explosivos. Para esto era necesario contar con nitrato de amonio, pero las fuentes de salitre en Chile estaban bajo control enemigo. Este compuesto puede obtenerse a partir del amoníaco y el mismo fue entonces fabricado a escala industrial usando el recientemente descubierto proceso Haber-Bosch. A posteriori se concedió el Premio Nobel de Química a ambos científicos por su esmerada labor en el trabajo experimental sobre sistemas a alta presión y temperatura. Sin embargo, ha sido sugerido que, sin la invención de este proceso, Alemania nunca habría sido capaz de comenzar la guerra.

El proceso de Haber-Bosch es el siguiente:



(A) Completar el siguiente cuadro, indicando el efecto que producirán sobre el sistema anterior en equilibrio los siguientes cambios. Si la posición de equilibrio se desplaza hacia la derecha anotar “D”, si es hacia la izquierda “I” y si no existe desplazamiento “NO”.

Cambio	Desplazamiento del equilibrio
Aumento de temperatura	
Adición de catalizador	
Adición de N_2	
Adición de H_2O	
Aumento de presión	

Se colocan a 723 K, 2 atm de N_2 y 4 atm de H_2 gaseosos en un recipiente cerrado y rígido. Al establecerse el equilibrio la presión total es de 3,49 atm.

(B) Determine la presión de los gases en el equilibrio.

(C) Determine el valor de K_p a 723 K.

(D) Determine el ΔS° de la reacción en kJ/mol.

(E) Indique la estructura de Lewis, la geometría molecular y los estados de oxidación del nitrógeno en los siguientes compuestos: NH_4^+ , NO_3^- , N_2O (N-N-O), NH_3 . El átomo central se indica en negrita.

i) NH_4^+ Estado de oxidación: Geometría molecular: Estructura Lewis:	ii) NO_3^- Estado de oxidación: Geometría molecular: Estructura Lewis:
iii) N_2O Estado de oxidación: Geometría molecular: Estructura Lewis:	iv) NH_3 Estado de oxidación: Geometría molecular: Estructura Lewis:

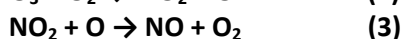
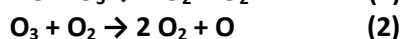
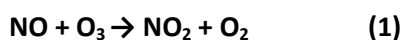
(F) Indique la polaridad de las siguientes moléculas: N_2 , N_2O y NH_3 . ¿Qué tipo de enlaces intermoleculares se establecen en cada caso?

PROBLEMA 4

El ozono (O_3) es una forma alotrópica del oxígeno, que sólo es estable en determinadas condiciones de presión y temperatura. Se denomina capa de ozono, u ozonósfera, a la zona de la estratosfera terrestre que contiene una concentración relativamente alta de ozono. Esta capa, que se extiende aproximadamente de los 15 km a los 40 km de altitud, reúne el 90 % del ozono presente en la atmósfera y absorbe del 97 % al 99 % de la radiación ultravioleta de alta frecuencia. La capa de ozono fue descubierta en 1913 por los físicos franceses Charles Fabry y Henri Buisson. Sus propiedades fueron examinadas en detalle por el meteorólogo británico G.M.B. Dobson, quien desarrolló un sencillo espectrofotómetro que podía ser usado para medir el ozono estratosférico desde la superficie terrestre.

El óxido de nitrógeno (II) (NO) es un gas incoloro y poco soluble en agua presente en pequeñas cantidades en los mamíferos. Está también extendido por el aire siendo producido por automóviles, plantas de energía y aviones supersónicos. Lamentablemente, este gas tóxico contribuye a disminuir la concentración de ozono de la ozonósfera.

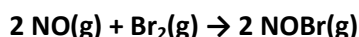
Se ha propuesto el siguiente mecanismo para la destrucción del O_3 debido al NO atmosférico:



(A) Diga si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- ☐ La ecuación de velocidad para la reacción elemental (1) es $v_{(1)} = k[NO][O_3]^2$
- ☐ Las reacciones (1) a (3) no constituyen un mecanismo posible
- ☐ La reacción global es: $2 O_3 \rightarrow 3 O_2$
- ☐ No puede existir ninguna etapa determinante de la velocidad de reacción

El NO es un gas bastante reactivo, y en ciertas condiciones reacciona con Br_2 gaseoso según la siguiente ecuación:



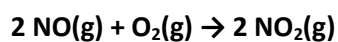
cuya ley de velocidad toma la siguiente forma: $v = k [NO]^a [Br_2]^b$

Para conocer dicha ley, se ha determinado la velocidad inicial de reacción, a 298 K, para distintas concentraciones iniciales de los reactivos, obteniéndose la siguiente tabla:

Experimento	Concentración inicial (M)		Velocidad inicial (M/s)
	NO	Br_2	
1	0,1	0,1	12
2	0,1	0,2	24
3	0,1	0,3	36
4	0,2	0,1	48
5	0,3	0,1	108

(B) Determine k, a y b.

En presencia de oxígeno, el monóxido de mononitrógeno se oxida a dióxido de nitrógeno según:



A 250°C esta reacción es de orden parcial 2 respecto al monóxido de nitrógeno y de orden parcial 1 respecto al oxígeno. Además, el valor de la constante cinética es $k = 6,5 \times 10^3 \text{ M}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$.

(C) Si las concentraciones iniciales de los reactivos son $[\text{NO}] = 0,100 \text{ M}$ y $[\text{O}_2] = 0,210 \text{ M}$, ¿cuál será la velocidad de la reacción cuando la concentración de NO haya disminuido hasta 0,05 M?

(D) Sabiendo que el valor de la constante de velocidad se multiplica por 50 cuando la temperatura a la que se realiza la reacción pasa de 298 a 400 K, calcule la energía de activación.

PROBLEMA 5

Los metales y las aleaciones poseen una gran cantidad de propiedades mecánicas muy útiles, por lo que presentan gran aplicación en los diseños en ingeniería. El hierro y sus aleaciones suponen hoy en día casi el 90 % de la producción mundial de metales, fundamentalmente por la combinación de resistencia, tenacidad y ductilidad a un costo relativamente bajo. Un grupo de aleaciones que ha cobrando importancia es el de las aleaciones no ferrosas. Estos materiales de gran aplicación actual, no contienen hierro y hacen uso de las interesantes propiedades fisicoquímicas del resto de los metales y no metales de la tabla periódica. Las aleaciones de plata-plomo son conocidas desde la antigüedad y se utilizaban en sus orígenes para acuñar monedas en Bután, país continental al sur de Asia. Hoy en día tienen amplia aplicación en la industria, tanto en soldaduras especiales como en el diseño de celdas galvánicas de alto rendimiento.

Usted trabaja en el laboratorio de control de calidad de la empresa que ha patentado esta aleación para su uso en baterías para automóviles. Llega de producción una muestra de una aleación de plomo y plata para analizar. Sus asistentes de laboratorio le proponen tres métodos distintos:

Método 1: se disuelve una muestra de 0,2500 g en 25 mL de ácido nítrico de concentración 5 M. Se trata la solución con un exceso de sulfato de potasio de forma de precipitar todo el Pb como $\text{PbSO}_4(\text{s})$. El precipitado obtenido alcanzó un peso constante de 0,1605 g.

(A) ¿Cuál es la concentración de cada catión en la solución de partida?

Masa molar (PbSO_4) = 303,2 g/mol.

Método 2: se disuelve una muestra de 0,2500 g en 25 mL de ácido nítrico de concentración 5 M. A la solución se agrega agente precipitante hasta que se logra separar ambos metales precipitando la mayor cantidad posible de uno de ellos mientras el otro permanece en disolución en su totalidad. Para ello se dispone de los siguientes reactivos: yoduro (I^-), tiocianato (SCN^-) y iodato (IO_3^-). Las constantes de producto de solubilidad son:

K_{ps}	Plata (Ag^+)	Plomo (Pb^{2+})
Ioduro (I^-)	$3,20 \times 10^{-10}$	$8,49 \times 10^{-9}$
Tiocianato (SCN^-)	$2,50 \times 10^{-12}$	$2,11 \times 10^{-5}$
Iodato (IO_3^-)	$3,16 \times 10^{-8}$	$3,16 \times 10^{-13}$

(B) Conociendo los resultados de la parte (A), en cada caso indique cuál de los dos metales quedará en el precipitado y cuál en el filtrado.

Si no pudo resolver la parte (A) tome como valores de partida $[Ag^+] = 0,057 \text{ M}$ y $[Pb^{2+}] = 0,018 \text{ M}$.

Sistema	Plata	Plomo
Ioduro		
Tiocianato		
Iodato		

(C) Usando iodato, ¿qué porcentaje del metal que precipita no se recupera, porque permanece en solución?

Método 3: se disuelve una muestra de 0,2500 g en 25 mL de ácido nítrico de concentración 5 M. La solución se electroliza completamente y se obtienen 0,1502 g de plata metálica en el cátodo y evolución de oxígeno gas en el ánodo.

(D) Igualar la reacción redox global del proceso electrolítico.

(E) Según este método determinar el porcentaje de cada metal en la aleación.

(F) ¿Qué potencial habrá que aplicarse, como mínimo, para que se inicie la electrólisis?

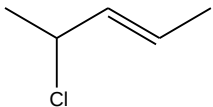
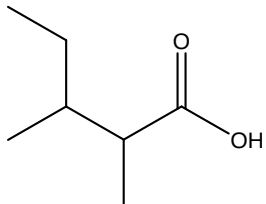
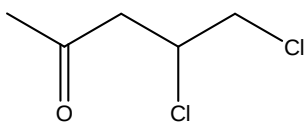
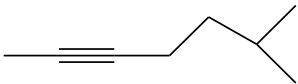
$$E^0 \text{O}_2/\text{H}_2\text{O} = 1,23 \text{ V}$$

$$E^0 \text{Ag}^+/\text{Ag} = 0,80 \text{ V}$$

Suponer $p\text{O}_2 = 1 \text{ atm}$ y $\text{pH} = 2$

PROBLEMA 6

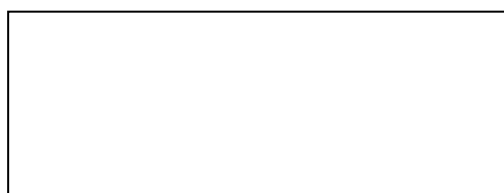
(A) Seleccione el nombre IUPAC correcto de las siguientes estructuras, haciendo una cruz en el cuadro correspondiente:

	<i>trans</i> -4-cloro-2-penteno	
	<i>trans</i> -2-cloro-3-penteno	
	<i>cis</i> -4-cloro-2-penteno	
	ácido 3-etil-2-metilbutanóico	
	ácido 2,3-dimetilpentanóico	
	ácido 2-etil-3-metilbutanóico	
	1,2-dicloro-4-pentanona	
	4,5-dicloro-2-pentanona	
	dicloropentanona	
	2-metil-5-heptino	
	<i>cis</i> -6-metil-2-heptino	
	6-metil-2-heptino	

(B) Formule un isómero de posición y uno geométrico del alqueno de la parte (A).



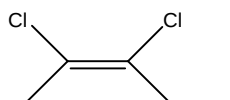
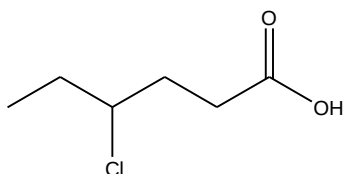
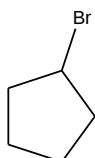
(C) Formule un isómero de cadena del ácido de la parte (A).



(D) Formule un isómero de función de la cetona de la parte (A).



(E) Nombre según las reglas IUPAC los siguientes compuestos:



(F) Formule las siguientes estructuras:

i. dimetilamina

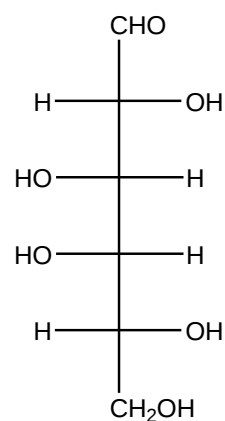


ii. 3,4,4-trimetilpentino



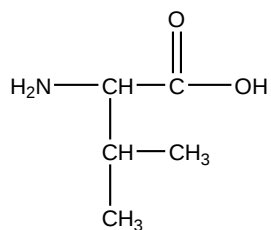
(G) La D-Galactosa es una hexosa que forma parte de los glucolípidos y glicoproteínas de las membranas celulares, sobre todo de las neuronas. Teniendo en cuenta su estructura formule:

D- Galactosa



Un epímero	
Su enantiómero	
Su estructura cíclica (forma de Haworth)	

(H) La Valina es uno de los veinte aminoácidos esenciales, cuyo punto isoeléctrico es de 5.96.



i. Indique como se encuentra en una solución a:

pH = 5.96

pH > 5.96

pH < 5.96

ii. Formule el tripéptido resultante de la condensación de 3 unidades de Valina.

Constante de los gases ideales:

Constante de Planck:

Número de Avogadro:

Constante de Faraday:

$R = 0,08206 \text{ L atm}/(\text{mol K}) = 8,31 \text{ J}/(\text{mol K})$

$h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$

$N = 6,023 \times 10^{23} \text{ partículas/mol}$

$F = 96500 \text{ C/mol e-}$

1																	18					
1 H 1.008	2																13	14	15	16	17	2 He 4.003
3 Li 6.94	4 Be 9.01											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18					
11 Na 22.99	12 Mg 24.30	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.06	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95					
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 72.64	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80					
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.96	43 Tc -	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					
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57-71	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 -	85 At -	86 Rn -					
87 Fr -	88 Ra -	89-103	104 Rf -	105 Db -	106 Sg -	107 Bh -	108 Hs -	109 Mt -	110 Ds -	111 Rg -												

57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm -	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 173.05	71 Lu 174.97
89 Ac -	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np -	94 Pu -	95 Am -	96 Cm -	97 Bk -	98 Cf -	99 Es -	100 Fm -	101 Md -	102 No -	103 Lr -

Nombre: _____
 Cédula de Identidad: _____
 Liceo: _____
 Departamento: _____



**Programa Olimpiada
Uruguaya de Química**
 FACULTAD DE QUÍMICA - UDELAR



XV OLIMPIADA NACIONAL DE QUÍMICA - 2011

NIVEL 1

PARA USO EXCLUSIVO DE LA CORRECCIÓN

1.A	1.B	1.C	1.D	P1	2.A	2.B	2.C	2.D	2.E	2.F	2.G	2.H	2.I	P2
5	5	5	5	20	5	4	6	4	4	2	2	4	4	35

3.A	3.B	3.C	3.D	P3	4.A	4.B	4.C	4.D	P4	5.A	5.B	P5	-	Total
													-	
5	5	5	5	20	4	3	3	3	13	6	6	12	-	100

PROBLEMA 1

Aunque algunos elementos como el oro, plata, cobre, plomo y mercurio ya eran conocidos desde la antigüedad, el primer descubrimiento científico de un elemento ocurrió en 1669, cuando el alquimista Henning Brand destilaba una mezcla de orina y arena y obtuvo un sólido blanco que brillaba en la oscuridad y que acabó llamándose fósforo (portador de luz) en alusión al planeta Venus.

En los años venideros, el avance de la química llevó al descubrimiento de más y más elementos. En 1789 Antoine Lavoisier escribió su famosa lista de sustancias simples, donde aparecían 33 elementos. En 1830 ya se conocían 55 elementos y en 1869 eran 63 los elementos conocidos (de los 90 que existen en la naturaleza).

Resultaba evidente la necesidad de ordenar todos estos elementos. Varios intentos aparecieron, pero el más importante de todos llegó en 1869 cuando el ruso Dimitri Mendeléyev publicó su tabla periódica en la cual ordenaba los elementos según masa atómica creciente. Su gran mérito consistió en pronosticar la existencia de elementos. Dejó casillas vacías para ubicar elementos que se descubrirían años más tarde. Todo esto le valió el título de padre de la tabla periódica.

La tabla periódica moderna ordena los 118 elementos conocidos hasta el momento, desde el hidrógeno (H, Z=1) hasta el ununocio (Uuo, Z=118) por Z creciente, consta de 18 columnas llamadas grupos o familias y 7 filas llamadas períodos. También se distinguen bloques de elementos como el s, p, d y f, en función de las configuraciones electrónicas de los elementos.

- 1.A. Complete la siguiente tabla con los nombres y/o los símbolos químicos que faltan.
Complete la última columna con alguna de las siguientes clasificaciones que puede usar UNA ÚNICA VEZ:

Metal del bloque p
Gas noble

Metal alcalino
Halógeno

Semimetal

Nombre	Símbolo químico	Clasificación
Bromo		
	Ge	
	Kr	
	Li	
Plomo		

- 1.B. Complete las siguientes frases con IGUAL, SIMILAR, MAYOR, MENOR o DIFERENTE (se pueden repetir):

Los isótopos de un mismo elemento tienen todos números másicos _____

Los elementos de un mismo grupo tienen propiedades químicas _____

Los isótopos de un mismo elemento tienen número atómico _____

Los tamaños de los cationes monoatómicos son _____ que los tamaños del elemento neutro.

Los isótopos de un mismo elemento tienen pesos atómicos _____

- 1.C. Complete la siguiente tabla clasificando las diferentes sustancias en ELEMENTO, COMPUESTO, MEZCLA HOMOGÉNEA o MEZCLA HETEROGÉNEA. Para las MEZCLAS identifique al menos dos de sus componentes.

Sustancia	Clasificación	Componentes
Agua gasificada		
Aire		
Agua oxigenada		
Mercurio gaseoso		
Agua de mar		
Hidróxido de sodio		
Carbonato de calcio		

1.D. Se desea separar las siguientes mezclas. Seleccione alguno de los métodos de separación.

Destilación
Tamizado
Decantación
Condensación o licuación

Solubilización ó disolución
Cristalización
Evaporación

Filtración
Centrifugación
Sublimación

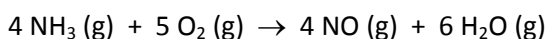
Mezcla	Método de separación
Agua y aceite	
Arena y pedregullo	
Sal de mesa y arena	
Aire	
Sal de mesa y azúcar disueltas en agua	

PROBLEMA 2

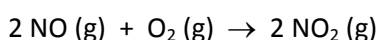
El ácido nítrico es un líquido corrosivo y tóxico. Es utilizado comúnmente como un reactivo de laboratorio, se utiliza para fabricar explosivos como la nitroglicerina y trinitrotolueno (TNT), así como fertilizantes como el nitrato de amonio. Tiene usos adicionales en metalurgia y en el refinado, ya que reacciona con la mayoría de los metales y en la síntesis química. Cuando se mezcla con el ácido clorhídrico forma el agua regia, un raro reactivo capaz de disolver el oro y el platino. El ácido nítrico también es un componente de la lluvia ácida.

La obtención del HNO_3 se realiza a partir de amoníaco en un proceso de varias etapas que implica la oxidación del amoníaco y la hidratación final de uno de los óxidos de nitrógeno que se generan.

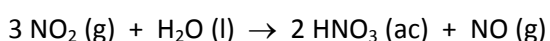
En una primera etapa se oxida el amoníaco a NO. Se realiza con una mezcla gaseosa de amoníaco y aire enriquecido en oxígeno, calentando la mezcla a unos 800°C y usando platino como catalizador, según la reacción:



A continuación se oxida el NO a NO_2 en una torre de oxidación en la cual se añade más aire enriquecido:



Por último el NO_2 se conduce a través de una torre de hidratación (siempre en presencia de exceso de aire) en la cual reacciona con agua según:



- 2.A. Los siguientes compuestos están relacionados con el ácido nítrico a nivel industrial. Nombre los siguientes compuestos.

Compuesto	Nombre
NO	
NO ₂	
Ni(NO ₃) ₂	
NH ₄ Cl	
Ca(OH) ₂	
CaCl ₂	
NaNO ₂	
N ₂ O ₃	
NH ₄ ClO	
NH ₄ HSO ₄	

- 2.B. Calcule la composición porcentual (porcentaje en masa de cada uno de sus elementos) del NH₄ClO.
Dato: masa molar NH₄ClO = 69,5 g/mol

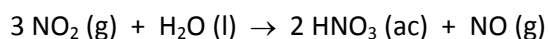
--

- 2.C. Complete la siguiente tabla. En 1 mol de NH₄HSO₄ hay:

	moles de átomos de hidrógeno
	gramos de oxígeno
	átomos de azufre

Dato: masa molar NH₄HSO₄ = 115,1 g/mol

2.D. Considere el último paso de la reacción de obtención de HNO_3 .



Si se hacen reaccionar 52 g de NO_2 con cantidad suficiente de agua y se obtienen 20 g de HNO_3 . ¿Cuál es el rendimiento de esta etapa?

Datos: masa molar $\text{NO}_2 = 46 \text{ g/mol}$; masa molar $\text{HNO}_3 = 63 \text{ g/mol}$

2.E. Los 20 g de HNO_3 obtenido se llevan a un volumen final de agua de 100 mL. Se mide la densidad de la solución y resulta ser 1,11 g/mL. ¿Cuál es la concentración molar de la solución en HNO_3 ? ¿Cuál es la concentración en % en peso (o masa) de la solución en HNO_3 ?

2.F. El método industrial para la obtención de amoníaco gaseoso es el correspondiente al proceso Haber. Este proceso implica la obtención del amoníaco por síntesis directa a partir de sus elementos constituyentes. Escriba e iguale la reacción correspondiente a dicho proceso (indique los estados de agregación de todas las especies).

- 2.G. Un método alternativo de obtención de amoníaco que se puede usar a escala de laboratorio consta de una reacción ácido base en la cual se desplaza el protón ácido de una sal amoniacal con una base fuerte, según se indica en la siguiente ecuación no igualada. Iguale la reacción.



- 2.H. El Ca(OH)_2 necesario para esta reacción puede obtenerse a partir de carbonato de calcio, CaCO_3 . En una primera etapa el carbonato de calcio se calienta durante días a temperaturas entre 900°C y 1200°C . En este proceso se libera una molécula de dióxido de carbono y se forma la cal viva u óxido de calcio (CaO). Luego, la cal viva reacciona (violentamente) con agua para formar la cal apagada o hidróxido de calcio. Escriba e iguale ambas reacciones (indique los estados de agregación de las especies).

- 2.I. Se mezclan 100 mL de solución de NH_3 4 M de densidad 0,9 g/mL, con 100 mL de agua ($d = 1 \text{ g/mL}$). Si el volumen final de la solución es de 195 mL, calcule la densidad de dicha solución.

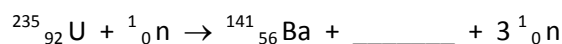
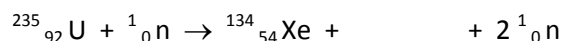
PROBLEMA 3

El 6 de agosto de 1945 se dejó caer sobre Hiroshima la bomba “little boy”, la primer bomba atómica que se empleó en una guerra. La misma hacía uso de la reacción de fisión nuclear del uranio-235. El uranio-235 (^{235}U) fue descubierto en 1935 por Arthur Dempsteres. Se trata de un isótopo del uranio que a diferencia del uranio-238, el isótopo más común del elemento, tiene la capacidad de provocar una reacción en cadena de fisión que se expande rápidamente.

Un núcleo de uranio absorbe un neutrón y se divide en dos núcleos más ligeros; a esto se le llama fisión nuclear. Este proceso también libera dos o tres neutrones más que son captados por otro núcleo de uranio-235 y prosiguen la reacción que se va magnificando cada vez más. En las bombas nucleares esta reacción, altamente exotérmica, no se controla y la gran cantidad de energía que se libera crea una explosión nuclear.

Sin embargo, cuando esta reacción se logra controlar, constituye una fuente de energía importantísima. En los reactores nucleares, la reacción es controlada por la adición de barras de control, que están fabricadas con elementos químicos tales como el boro, cadmio o hafnio, los cuales pueden absorber un gran número de neutrones evitando que la reacción se propague descontroladamente.

- 3.A. El uranio-235 se fisiona según numerosas reacciones que se dan todas al mismo tiempo. Se conocen unas 50 reacciones de fisión de este radioisótopo. A continuación se plantean dos de ellas. Complete estas dos posibles reacciones de fisión nuclear.

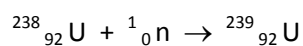


- 3.B. En promedio, de todas las reacciones de fisión del uranio-235 se sabe que cada átomo que se fisiona libera $3,2 \times 10^{-11}$ J de energía. ¿Qué cantidad de energía (en J) se libera cuando se consume 1 g de uranio-235?.

Dato: peso atómico $^{235}\text{U} = 235$

- 3.C. El segundo radioisótopo más usado en los reactores nucleares es el plutonio-239. Cuando el plutonio-239 absorbe un neutrón, una de las reacciones posibles de fisión implica la formación de ^{144}Ce , un segundo radioisótopo y la liberación de otros dos neutrones. Escriba la reacción nuclear correspondiente.

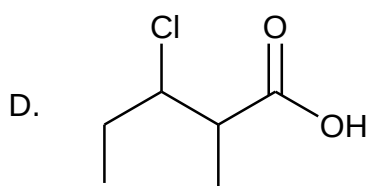
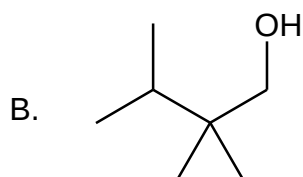
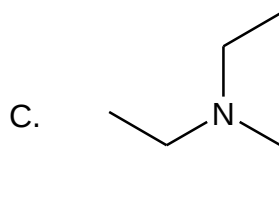
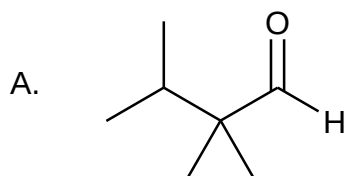
- 3.D. A diferencia del uranio-235 que se encuentra en la naturaleza, el plutonio-239 debe ser generado artificialmente. Se puede obtener a partir de uranio-238 que también es un radioisótopo natural. Para la obtención se comienza bombardeando el uranio-238 con neutrones para obtener el uranio-239 según:



A partir del uranio-239 se obtiene el plutonio-239 en dos etapas. Ambas son decaimientos beta menos (β^-). El producto intermedio es un isótopo del neptunio (Np). Escriba las dos reacciones de decaimiento radiactivo que llevan el uranio-239 a plutonio-239.

PROBLEMA 4

4.A. Seleccione el nombre correcto para las siguientes estructuras indicándolo en la tabla.



2,2,3-trimetilbutanol	
Ác. 3-cloro-2,4-dimetilbutanoico	
Etilamina	
Ác. 3-cloro-2-metilpentanoico	
Trietilamina	
2,2,3-trimetilbutanal	

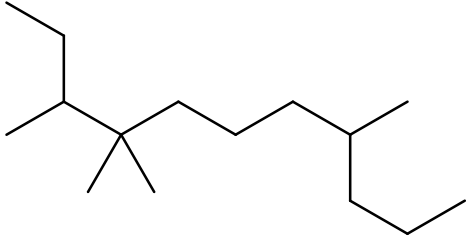
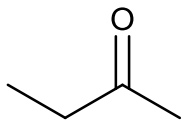
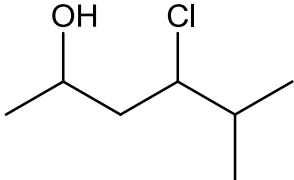
4.B. Formule un isómero de función del alcohol de la parte 4.A.

4.C. Formule un isómero de cadena del aldehído de la parte 4.A.

4.D. Formule un isómero de posición del alcohol de la parte 4.A.

PROBLEMA 5

5.A. Nombre los siguientes compuestos:

A. 	A
B. 	B
C. 	C

5.B. Formule los siguientes compuestos:

Bromociclopentano
4,5-dicloro-2-pentanona

DATOS

Número de Avogadro: $N = 6,02 \times 10^{23}$ partículas/mol

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

1 1 H 1.008																	18 2 He 4.003
3 Li 6.94	4 Be 9.01											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18
11 Na 22.99	12 Mg 24.30	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.06	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
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 72.64	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.96	43 Tc -	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
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57-71	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 -	85 At -	86 Rn -
87 Fr -	88 Ra -	89-103	104 Rf -	105 Db -	106 Sg -	107 Bh -	108 Hs -	109 Mt -	110 Ds -	111 Rg -							

57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm -	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 173.05	71 Lu 174.97
89 Ac -	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np -	94 Pu -	95 Am -	96 Cm -	97 Bk -	98 Cf -	99 Es -	100 Fm -	101 Md -	102 No -	103 Lr -

Nombre: _____
 Cédula de Identidad: _____
 Liceo: _____
 Departamento: _____



**Programa Olimpiada
Uruguaya de Química**
 FACULTAD DE QUÍMICA - UDELAR



XV OLIMPIADA NACIONAL DE QUÍMICA - 2011

NIVEL 2

PARA USO EXCLUSIVO DE LA CORRECCIÓN

1.A	1.B	1.C	1.D	1.E	1.F	1.G	1.H	1.I	1.J	P1	2.A	2.B	2.C	2.D	2.E
2	3	3	3	1	1	1	2	2	2	20	2	2	4	2	2

2.F	2.G	2.H	2.I	P2	3.A	3.B	3.C	3.D	3.E	3.F	P3	4.A	4.B	4.C	P4
2	1	2	3	20	8	2	1	2	2	6	21	4	6	5	15

5.A	5.B	5.C	5.D	P5	6.A	6.B	6.C	6.D	P6	7.A	7.B	P7	-	Total
													-	
2	2	2	2	8	4	1.5	1.5	1.5	8.5	4.5	3	7.5	-	100

PROBLEMA 1

Aunque algunos elementos como el oro, plata, cobre, plomo y mercurio ya eran conocidos desde la antigüedad, el primer descubrimiento científico de un elemento ocurrió en 1669, cuando el alquimista Henning Brand destilaba una mezcla de orina y arena y obtuvo un sólido blanco que brillaba en la oscuridad y que acabó llamándose fósforo (portador de luz) en alusión al planeta Venus.

En los años venideros, el avance de la química llevó al descubrimiento de más y más elementos. En 1789 Antoine Lavoisier escribió su famosa lista de sustancias simples, donde aparecían 33 elementos. En 1830 ya se conocían 55 elementos y en 1869 eran 63 los elementos conocidos (de los 90 que existen en la naturaleza).

Resultaba evidente la necesidad de ordenar todos estos elementos. Varios intentos aparecieron, pero el más importante de todos llegó en 1869 cuando el ruso Dimitri Mendeléyev publicó su tabla periódica en la cual ordenaba los elementos según masa atómica creciente. Su gran mérito consistió en pronosticar la existencia de elementos. Dejó casillas vacías para ubicar elementos que se descubrirían años más tarde. Todo esto le valió el título de padre de la tabla periódica.

La tabla periódica moderna ordena los 118 elementos conocidos hasta el momento, desde el hidrógeno (H, Z=1) hasta el ununocio (Uuo, Z=118) por Z creciente, consta de 18 columnas llamadas grupos o familias y 7 filas llamadas períodos. También se distinguen bloques de elementos como el s, p, d y f, en función de las configuraciones electrónicas de los elementos.

- 1.A. Complete la siguiente tabla con los nombres y/o los símbolos químicos que faltan.
Complete la última con alguna de las siguientes clasificaciones que puede usar UNA ÚNICA VEZ:

Metal del bloque p
Metal de transición d

Metal alcalino
Metal alcalinotérreo
Gas noble

Semimetal
Halógeno
No metal

Nombre	Símbolo químico	Clasificación
Bromo		
	Ge	
		Lantánido
Estroncio		
	Kr	
	Li	
		Actínido
Plomo		
	Se	
Manganeso		

- 1.B. Complete las siguientes frases con IGUAL, SIMILAR, MAYOR, MENOR o DIFERENTE (se pueden repetir):

Los isótopos de un mismo elemento tienen todos números másicos _____

Los elementos de un mismo grupo tienen propiedades químicas _____

Los isótopos de un mismo elemento tienen número atómico _____

Los tamaños de los cationes monoatómicos son _____ que los tamaños del elemento neutro.

Los isótopos de un mismo elemento tienen pesos atómicos _____

Los aniones de un mismo elemento tienen propiedades químicas _____

- 1.C. Escriba la configuración electrónica del estado fundamental del calcio, titanio y selenio.

1.D. Escriba la configuración electrónica del Ca^{2+} , Se^{2-} y Ti^{2+} .

1.E. Ordene por tamaño los siguientes elementos: Ca, Ti, Se, Rb, S.

1.F. Ordene por electronegatividad los mismos elementos de la parte anterior.

1.G. Ordene por tamaño los siguientes iones Ca^{2+} , Cl^- y Ti^{4+} .

1.H. El boro y el escandio (Sc) presentan (cada uno de ellos) un electrón desapareado en su estado fundamental. Escriba los cuatro números cuánticos para cada uno de ellos.

- 1.I. Uno de los elementos cuya existencia predijo Mendeléyev en el momento de anunciar su tabla periódica fue el eka-aluminio, que llamó así porque debía ir ubicado justo debajo del aluminio. Seis años más tarde este elemento fue descubierto por Lecoq de Boisbaudran y lo llamó Galio (Ga) en honor a su país natal Francia. Una de las líneas del espectro de emisión del galio se encuentra en la zona del ultravioleta y tiene una longitud de onda $\lambda = 370 \text{ nm}$ ($1 \text{ nm} = 1 \times 10^{-9} \text{ m}$).
Calcule la energía, en J, y la frecuencia, en s^{-1} , de dicha radiación.

- 1.J. Para obtener el espectro de emisión del galio es necesario primero excitarlo. Escriba la configuración electrónica de uno de los posibles estados excitados del galio ($Z = 31$).

PROBLEMA 2

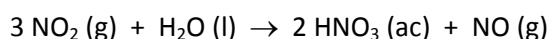
El ácido nítrico (HNO_3) es un líquido corrosivo y tóxico. Se preparó por primera vez en 1648 a partir del nitrato de potasio por Glauber y recién 135 años más tarde, en 1783, Cavendish logró la determinación de su composición. El HNO_3 es uno de los ácidos más importantes desde el punto de vista industrial, pues se utiliza en grandes cantidades en la manufactura de abonos, colorantes, explosivos, fabricación del ácido sulfúrico, medicamentos y grabado de metales.

- 2.A. La obtención del HNO_3 se realiza a partir de amoníaco en un proceso de varias etapas que implica la oxidación del amoníaco y la hidratación final de uno de los óxidos de nitrógeno que se generan.

En una primera etapa se oxida el amoníaco a NO. Se realiza con una mezcla gaseosa de amoníaco y aire enriquecido en oxígeno (que es quien reacciona con el amoníaco), calentando la mezcla a unos 800°C . El subproducto de esta reacción es vapor de agua. Escriba e iguale la reacción correspondiente (indique los estados de agregación de todas las especies).

A continuación se oxida el NO a NO₂ en una torre de oxidación, en la cual se añade más oxígeno. Escriba e iguale la reacción correspondiente (indique los estados de agregación de todas las especies).

- 2.B. Por último el NO₂ se conduce a través de una torre de hidratación (siempre en presencia de exceso de aire) en la cual reacciona con agua según la reacción:



Cuando se hacen reaccionar 100 L de NO₂ medidos a 800°C y 1 atm de presión con cantidad suficiente de agua, se obtienen 20 g de HNO₃. ¿Cuál es el rendimiento de esta etapa?

Datos: masa molar NO₂ = 46 g/mol; masa molar HNO₃ = 63 g/mol

- 2.C. El NO (g) generado se recoge para ser reutilizado en el mismo proceso (reingresa al proceso según una de las reacciones de 2.A). Si se recogen 5 g de NO (g) sobre agua a 50°C y 1 atm de presión, calcule el volumen de NO (g) obtenido en esas condiciones.

Dato: masa molar NO = 30 g/mol

Nota: al recoger un gas sobre agua la presión total (1 atm) es igual a la suma de las presiones parciales de ambos gases en la mezcla, en este caso NO (g) y vapor de agua. La presión de vapor de agua a 50°C es 93 mm Hg. Considere despreciable la solubilidad del NO (g) en agua.

- 2.D. Los 20 g de HNO_3 obtenidos se llevan a un volumen final de agua de 100 mL. Se mide la densidad de la solución y resulta ser 1,11 g/mL. ¿Cuál es la concentración molar de la solución en HNO_3 ? ¿Cuál es la concentración en % en peso (o masa) de la solución en HNO_3 ?

- 2.E. Se desea preparar 500 mL de una solución de ácido nítrico de concentración 100 g/L por dilución de una solución 6 M de ácido nítrico. ¿Qué volumen (en mL) de ácido nítrico 6 M será necesario tomar?

- 2.F. El amoníaco es el material de partida para la obtención del HNO_3 . El método industrial para la obtención de amoníaco es el correspondiente al proceso Haber. Este proceso implica la obtención del amoníaco gaseoso por síntesis directa a partir de sus elementos constituyentes. Escriba e iguale la reacción correspondiente a dicho proceso (indique los estados de agregación de todas las especies).

- 2.G. Un método alternativo de obtención de amoníaco que se puede usar a escala de laboratorio consta de una reacción ácido base en la cual se desplaza el protón ácido de una sal amoniacal con una base fuerte, según se indica en la siguiente ecuación no igualada. Iguale la reacción.



- 2.H. El Ca(OH)_2 necesario para esta reacción puede obtenerse a partir de carbonato de calcio, CaCO_3 . En una primera etapa el carbonato de calcio se calienta durante días a temperaturas entre 900°C y 1200°C . En este proceso se libera una molécula de dióxido de carbono y se forma la cal viva u óxido de calcio. Luego, la cal viva reacciona (violentamente) con agua para formar la cal apagada o hidróxido de calcio. Escriba e iguale ambas reacciones (indique los estados de agregación de todas las especies).

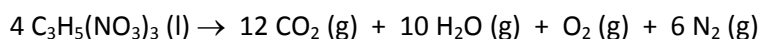
- 2.I. Se mezclan 100 mL de solución de NH_3 4 M de densidad 0,9 g/mL, con 100 mL de agua ($d = 1 \text{ g/mL}$). Si el volumen final de la solución es de 195 mL, calcule la densidad de dicha solución.

PROBLEMA 3

El ácido nítrico también es muy utilizado en la industria de los explosivos. Los explosivos modernos que han reemplazado a la antigua pólvora negra son obtenidos por acción del ácido nítrico sobre alguna sustancia orgánica. Con el algodón forma algodón-pólvora o nitrocelulosa. Con el tolueno da lugar a la formación del trinitrotolueno (TNT) y con la glicerina forma la nitroglicerina.

La nitroglicerina fue obtenida inicialmente en 1846 por el italiano Ascanio Sobrero y años después el sueco Alfred Nobel inició investigaciones en el campo de los explosivos. Una de las metas de Nobel fue controlar la nitroglicerina, que es un excelente explosivo pero altamente inestable lo cual la hacía muy peligrosa de manejar. De hecho su propio hermano, Emilio Nobel, murió en una explosión accidental con nitroglicerina. En 1867, Alfred Nobel logra adsorber la nitroglicerina en un material poroso (tierra de diatomeas) para obtener la dinamita. Su invención fue muy rentable y le valió una importante fortuna, parte de la cual, a su muerte, fue destinada a los famosos premios Nobel que existen hasta hoy en día.

Una explosión implica una reacción que libere una gran cantidad de energía, en forma muy rápida y con producción de gases. La reacción que se da al detonar la nitroglicerina reúne todos estos factores y se la puede escribir como:



Esta reacción es muy exotérmica, en parte gracias a las altas energías de los enlaces covalentes de los productos formados.

3.A. Escriba las estructuras de Lewis y prediga la geometría molecular de las siguientes especies:

Anión nitrato: NO_3^-

Dióxido de carbono: CO_2

Agua: H_2O

Catión amonio: NH_4^+

3.B. Prediga la polaridad de las moléculas de CO_2 y H_2O .

3.C. De acuerdo a las polaridades de las moléculas prediga si el CO_2 será un gas muy soluble o poco soluble en agua.

3.D. El ácido nítrico forma junto con el ácido clorhídrico y el ácido sulfúrico, la terna de ácidos de mayor aplicación industrial. Los siguientes compuestos están relacionados a la utilización del ácido nítrico en la industria. Complete la siguiente tabla nombrando o formulando los compuestos que faltan.

Compuesto	Nombre
	Óxido de nitrógeno (V)
NO_2	
	Ácido nitroso
NH_4Cl	
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	
CaCl_2	
	Nitrito de magnesio
N_2O_3	
NH_4ClO	
NH_4HSO_4	

- 3.E. Calcule la composición porcentual (porcentaje en masa de cada uno de sus elementos) del NH_4ClO .
Dato: masa molar $\text{NH}_4\text{ClO} = 69,5 \text{ g/mol}$

- 3.F. Complete la siguiente tabla. En 1 mol de NH_4HSO_4 hay:

	moles de átomos de hidrógeno
	gramos de oxígeno
	átomos de azufre

Dato: masa molar $\text{NH}_4\text{HSO}_4 = 115,1 \text{ g/mol}$

PROBLEMA 4

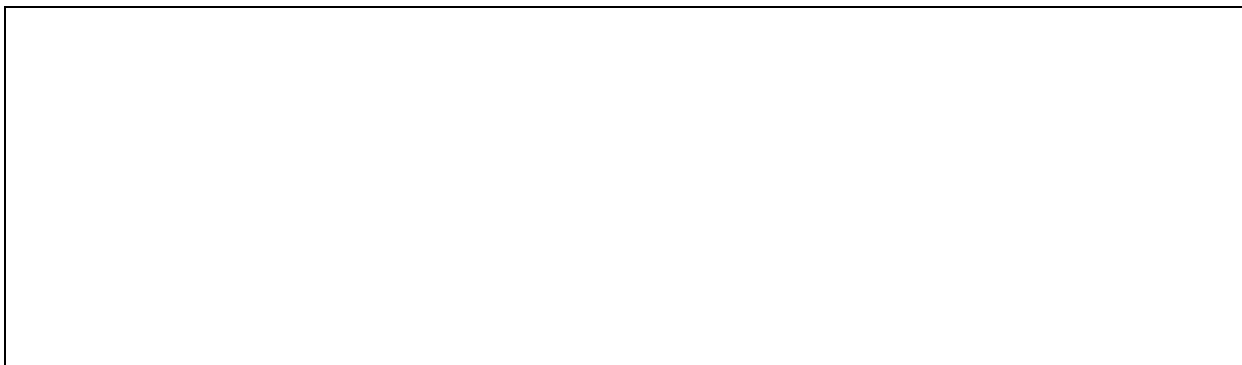
La lixiviación es un método de separación de mezclas. Es un proceso por el cual se extrae uno o varios solutos de un sólido, mediante la utilización de un disolvente líquido. Ambas fases entran en contacto y el soluto pasa desde el sólido a la fase líquida, lo que lleva a una separación de los componentes originales del sólido.

Algunos ejemplos son:

- El azúcar se separa por lixiviación de la remolacha con agua caliente.
- Los aceites vegetales se recuperan a partir de semillas, mediante la lixiviación con disolventes orgánicos.
- La extracción de colorantes se realiza a partir de materias sólidas por lixiviación con alcohol o soda.

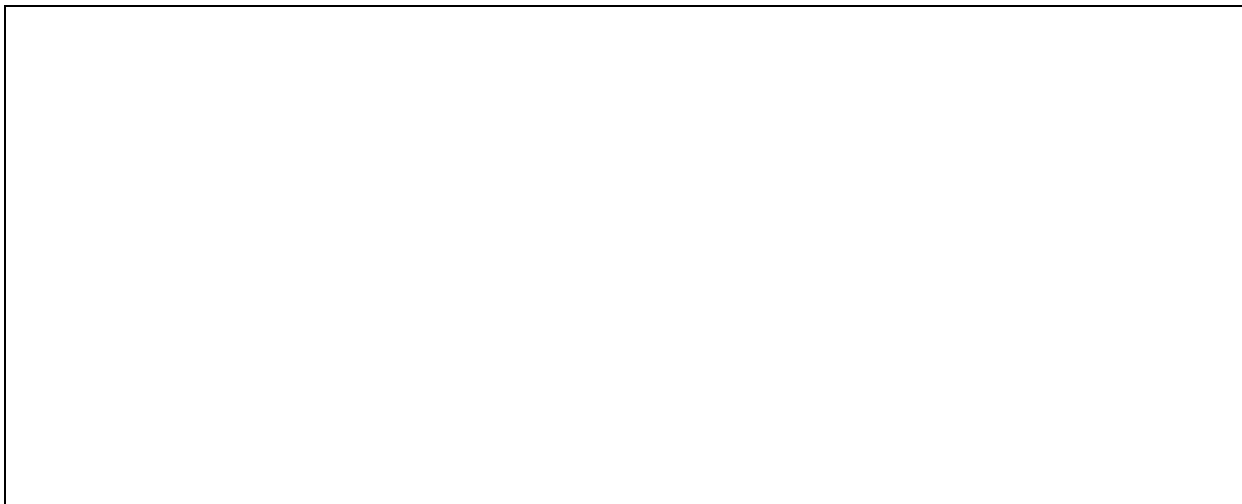
La lixiviación también tiene una gran importancia en el ámbito de la metalurgia, ya que se utiliza en la extracción de algunos minerales como oro, plata y cobre.

4.A. Uno de los métodos de extracción de cobre de los minerales es por lixiviación con ácido nítrico. Durante el proceso el cobre metálico se oxida a catión Cu^{2+} en tanto que el ácido nítrico se reduce a NO (g). Iguale la reacción redox por el método de ion-electrón.



4.B. El metal puede ser recuperado de la solución anterior por electrodeposición. Para ello se electroliza la solución, a 25°C , de tal manera de reducir cobre en el cátodo mientras que en el ánodo se da la oxidación de agua a oxígeno. Calcule el potencial a aplicar durante la electrólisis si la concentración de Cu^{2+} es 1,5 M y el resto de las especies se encuentran en condiciones estándar.

Datos (a 25°C): $E^\circ \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0,34 \text{ V}$; $E^\circ \text{O}_2/\text{H}_2\text{O} = 1,23 \text{ V}$



- 4.C. El agua regia es uno de los pocos reactivos que son capaces de disolver metales nobles como el oro o el platino por oxidación. Está formada por una parte de ácido nítrico concentrado y tres partes de ácido clorhídrico concentrado.

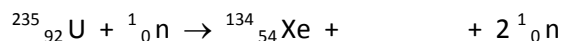
El ácido nítrico es un potente oxidante, pero por sí mismo no es capaz de oxidar el oro. El ácido clorhídrico aporta iones cloruro, que coordinan y estabilizan a los iones de oro formados en la oxidación. De esta forma se desplaza la reacción y en consecuencia el oro acaba disolviéndose.

Sabiendo que en presencia de agua regia ($\text{HNO}_3 + \text{HCl}$) el oro metálico (Au) se oxida a la especie AuCl_4^- y el ácido nítrico se reduce a NO_2 (g), escriba e iguale la reacción por el método de ion-electrón.

PROBLEMA 5

El 6 de agosto de 1945 se dejó caer sobre Hiroshima la “little boy”, la primer bomba atómica que se empleó en una guerra. La misma hacía uso de la reacción de fisión nuclear del uranio-235. El ^{235}U , descubierto en 1935 por Arthur Dempsteres, es un isótopo del uranio que tiene la capacidad de provocar una reacción en cadena de fisión que se expande rápidamente.

- 5.A. El uranio-235 se fisiona según numerosas reacciones que se dan todas al mismo tiempo. Se conocen unas 50 reacciones de fisión de este radioisótopo. A continuación se plantean dos de ellas. Complete estas dos posibles reacciones de fisión nuclear del ^{235}U .



- 5.B. En promedio, de todas las reacciones de fisión del uranio-235, se sabe que cada átomo que se fisiona libera $3,2 \times 10^{-11}$ J de energía. ¿Qué cantidad de energía (en J) se libera cuando se consume 1 g de ^{235}U ?

Dato: peso atómico $^{235}\text{U} = 235$

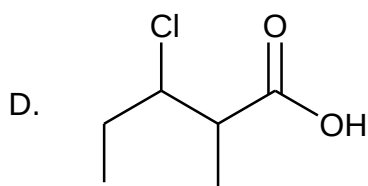
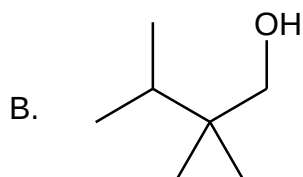
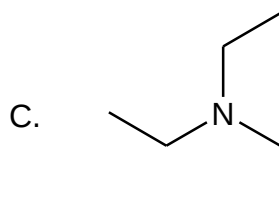
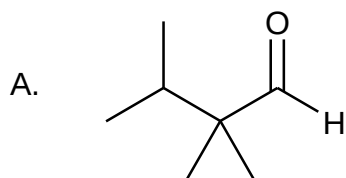
- 5.C. Sabiendo que se necesita una energía de 2257 kJ para vaporizar 1 kg de agua (a 100°C), calcule la masa de agua que puede evaporarse con la energía liberada en la fisión de 1 g de uranio-235.
Nota: si no pudo resolver la parte anterior, considere que la fisión de 1 g de ^{235}U libera 8×10^{10} J.

- 5.D. Sabiendo que la detonación de la nitroglicerina libera 353,6 kJ/mol, calcule la masa de agua que puede evaporarse con la energía liberada en la explosión de 1 g de nitroglicerina.

Dato: masa molar nitroglicerina = 227 g/mol.

PROBLEMA 6

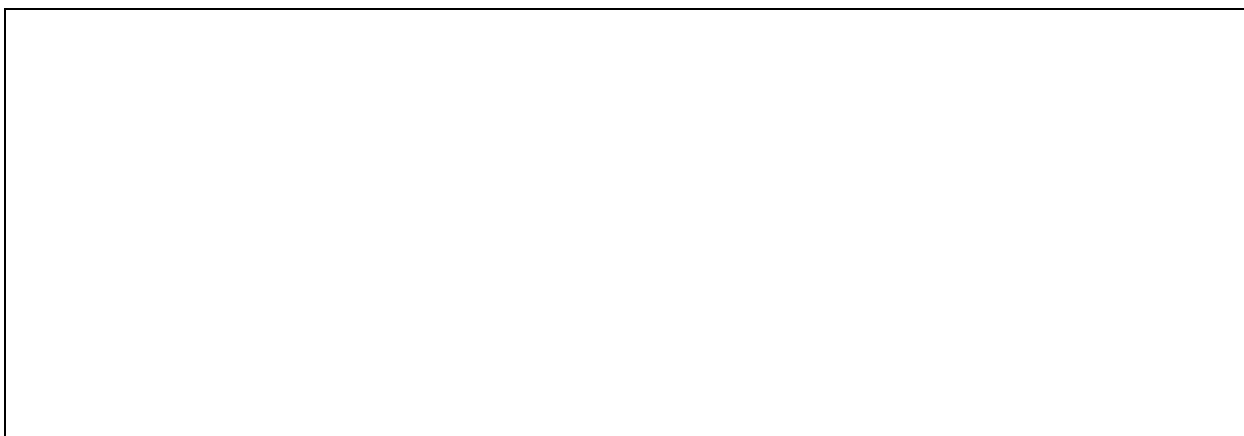
6.A. Seleccione el nombre correcto para las siguientes estructuras indicándolo en la tabla.



2,2,3-trimetilbutanol	
Ác. 3-cloro-2,4-dimetilbutanoico	
Etilamina	
Ác. 3-cloro-2-metilpentanoico	
Trietilamina	
2,2,3-trimetilbutanal	

6.B. Formule un isómero de función del alcohol de la parte 6.A.

6.C. Formule un isómero de cadena del aldehído de la parte 6.A.

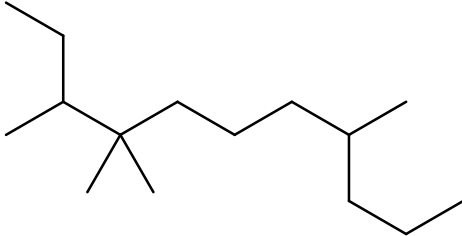
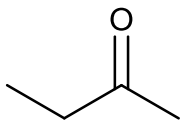
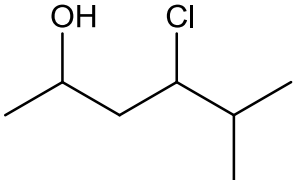


6.D. Formule un isómero de posición del alcohol de la parte 6.A.



PROBLEMA 7

7.A. Nombre los siguientes compuestos:

A. 	A
B. 	B
C. 	C

7.B. Formule los siguientes compuestos:

Bromociclopentano
4,5-dicloro-2-pentanona

DATOS

Constante de los gases ideales: $R = 0,082 \text{ L atm/(mol K)} = 8,315 \text{ J/(mol K)}$

Constante de Planck: $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$

Velocidad de la luz: $c = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$

Número de Avogadro: $N = 6,02 \times 10^{23} \text{ partículas/mol}$

Constante de Faraday: $F = 96500 \text{ C/mol electrones}$

1 atm = 760 mm Hg

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

1 H 1.008																	18 He 4.003
3 Li 6.94	4 Be 9.01											13 B 10.81	14 C 12.01	15 N 14.01	16 O 16.00	17 F 19.00	10 Ne 20.18
11 Na 22.99	12 Mg 24.30	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.06	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
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 72.64	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.96	43 Tc -	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
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57-71	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 -	85 At -	86 Rn -
87 Fr -	88 Ra -	89-103	104 Rf -	105 Db -	106 Sg -	107 Bh -	108 Hs -	109 Mt -	110 Ds -	111 Rg -							

57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm -	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 173.05	71 Lu 174.97
89 Ac -	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np -	94 Pu -	95 Am -	96 Cm -	97 Bk -	98 Cf -	99 Es -	100 Fm -	101 Md -	102 No -	103 Lr -

Nombre: _____
 Cédula de Identidad: _____
 Liceo: _____
 Departamento: _____



**Programa Olimpiada
Uruguaya de Química**
 FACULTAD DE QUÍMICA - UDELAR



XV OLIMPIADA NACIONAL DE QUÍMICA - 2011

NIVEL 3

PARA USO EXCLUSIVO DE LA CORRECCIÓN

1.A	1.B	1.C	1.D	1.E	1.F	1.G	1.H	1.I	P1	2.A	2.B	2.C	2.D	2.E	P2
2	2	2	1	1	1	1	2	2	14	2	2	4	2	2	12

3.A	3.B	3.C	3.D	3.E	3.F	P3	4.A	4.B	4.C	P4	5.A	5.B	5.C	P5	6.A
6	4	2	1	2	3	18	4	6	4	14	4	4	4	12	2

6.B	6.C	P6	7.A	7.B	7.C	7.D	7.E	7.F	P7	8.A	8.B	8.C	8.D	P8	T
4	2	8	4	1	1	1	3	2	12	3	2	2	3	10	100

PROBLEMA 1

Aunque algunos elementos como el oro, plata, cobre, plomo y mercurio ya eran conocidos desde la antigüedad, el primer descubrimiento científico de un elemento ocurrió en 1669, cuando el alquimista Henning Brand destilaba una mezcla de orina y arena y obtuvo un sólido blanco que brillaba en la oscuridad y que acabó llamándose fósforo (portador de luz) en alusión al planeta Venus.

En los años venideros, el avance de la química llevó al descubrimiento de más y más elementos. En 1789 Antoine Lavoisier escribió su famosa lista de sustancias simples, donde aparecían 33 elementos. En 1830 ya se conocían 55 elementos y en 1869 eran 63 los elementos conocidos (de los 90 que existen en la naturaleza).

Resultaba evidente la necesidad de ordenar todos estos elementos. Varios intentos aparecieron, pero el más importante de todos llegó en 1869 cuando el ruso Dimitri Mendeléyev publicó su tabla periódica en la cual ordenaba los elementos según masa atómica creciente. Su gran mérito consistió en pronosticar la existencia de elementos. Dejó casillas vacías para ubicar elementos que se descubrirían años más tarde. Todo esto le valió el título de padre de la tabla periódica.

La tabla periódica moderna ordena los 118 elementos conocidos hasta el momento, desde el hidrógeno (H, Z=1) hasta el ununoctio (Uuo, Z=118) por Z creciente, consta de 18 columnas llamadas grupos o familias y 7 filas llamadas períodos. También se distinguen bloques de elementos como el s, p, d y f, en función de las configuraciones electrónicas de los elementos.

1.A. Complete las siguientes frases con IGUAL, SIMILAR, MAYOR, MENOR o DIFERENTE (se pueden repetir):

Los isótopos de un mismo elemento tienen todos números másicos _____

Los isótopos de un mismo elemento tienen propiedades químicas _____

Los elementos de un mismo grupo tienen propiedades químicas _____

Los aniones de un mismo elemento tienen propiedades químicas _____

Los isótopos de un mismo elemento tienen número atómico _____

Los tamaños de los cationes monoatómicos son _____ que los tamaños del elemento neutro.

Los cationes tienen número atómico _____ a los del elemento neutro del cual provienen.

Los aniones de un mismo elemento tienen propiedades físicas _____

Los cationes de un mismo elemento tienen pesos atómicos _____

Los isótopos de un mismo elemento tienen pesos atómicos _____

1.B. Escriba la configuración electrónica del estado fundamental del calcio y selenio.

1.C. Escriba la configuración electrónica del Ca^{2+} , Se^{2-} .

1.D. Ordene por tamaño los siguientes elementos: Ca, Ti, Se, Rb, S.

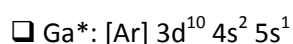
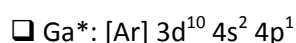
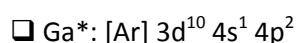
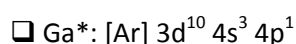
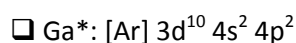
1.E. Ordene por energía de ionización los mismos elementos.

1.F. Ordene por tamaño los siguientes iones: Ca^{2+} , Cl^- y Ti^{4+} .

1.G. El boro presenta un electrón desapareado en su estado fundamental. Escriba los cuatro números cuánticos para ese electrón.

1.H. Uno de los elementos cuya existencia predijo Mendeléyev en el momento de anunciar su tabla periódica fue el eka-aluminio, que llamó así porque debía ir ubicado justo debajo del aluminio. Seis años más tarde este elemento fue descubierto por Lecoq de Boisbaudran y lo llamó Galio (Ga) en honor a su país natal Francia. Una de las líneas del espectro de emisión del galio se encuentra en la zona del ultravioleta y tiene una longitud de onda $\lambda = 370 \text{ nm}$ ($1 \text{ nm} = 1 \times 10^{-9} \text{ m}$).
Calcule la energía, en J, y la frecuencia, en s^{-1} , de dicha radiación

1.I. Para obtener el espectro de emisión del galio es necesario primero excitarlo. ¿Cuál o cuáles de las siguientes corresponde a una configuración electrónica de uno de los muchos estados excitados del galio?.



PROBLEMA 2

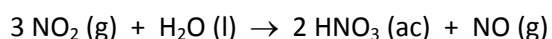
El ácido nítrico (HNO₃) es un líquido corrosivo y tóxico. Se preparó por primera vez en 1648 a partir del nitrato de potasio por Glauber y recién 135 años más tarde, en 1783, Cavendish logró la determinación de su composición. El HNO₃ es uno de los ácidos más importantes desde el punto de vista industrial, pues se utiliza en grandes cantidades en la manufactura de abonos, colorantes, explosivos, fabricación del ácido sulfúrico, medicamentos y grabado de metales.

2.A. La obtención del HNO₃ se realiza a partir de amoníaco en un proceso de varias etapas que implica la oxidación del amoníaco y la hidratación final de uno de los óxidos de nitrógeno que se generan.

En una primera etapa se oxida el amoníaco a NO. Se realiza con una mezcla gaseosa de amoníaco y aire enriquecido en oxígeno (que es quien reacciona con el amoníaco), calentando la mezcla a unos 800°C. El subproducto de esta reacción es vapor de agua. Escriba e iguale la reacción correspondiente (indique los estados de agregación de todas las especies).

A continuación se oxida el NO a NO₂ en una torre de oxidación, en la cual se añade más oxígeno. Escriba e iguale la reacción correspondiente (indique los estados de agregación de todas las especies).

- 2.B. Por último el NO₂ se conduce a través de una torre de hidratación (siempre en presencia de exceso de aire) en la cual reacciona con agua según la reacción:



Cuando se hacen reaccionar 100 L de NO₂ medidos a 800°C y 1 atm de presión con cantidad suficiente de agua, se obtienen 20 g de HNO₃. ¿Cuál es el rendimiento de esta etapa?

Datos: masa molar NO₂ = 46 g/mol; masa molar HNO₃ = 63 g/mol

- 2.C. El NO (g) generado se recoge para ser reutilizado en el mismo proceso (reingresa al proceso según una de las reacciones de 2.A). El NO (g) se recoge sobre agua a 50°C y 1 atm de presión. Calcule el volumen de NO (g) obtenido cuando se obtienen 20 g de HNO₃. Suponga que el rendimiento para la obtención de NO (g) es el mismo que para la obtención de HNO₃.

Nota: al recoger un gas sobre agua la presión total (1 atm) es igual a la suma de las presiones parciales de ambos gases en la mezcla, en este caso NO (g) y vapor de agua. La presión de vapor de agua a 50°C es 93 mm Hg. Considere despreciable la solubilidad del NO (g) en agua.

- 2.D. Se desean preparar 500 mL de una solución de ácido nítrico de concentración 100 g/L por dilución de una solución 6M de ácido nítrico. ¿Qué volumen (en mL) de ácido nítrico 6M será necesario tomar?

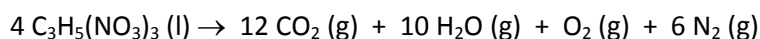
- 2.E. Un método alternativo de obtención de amoníaco que se puede usar a escala de laboratorio consta de una reacción ácido base en la cual se desplaza el protón ácido de una sal amoniacal con una base fuerte. Es así que cuando reacciona una solución de cloruro de amonio con una de hidróxido de calcio se obtiene amoníaco acuoso y como subproducto cloruro de calcio. Escriba e iguale la reacción correspondiente a este proceso (indique los estados de agregación de todas las especies).

PROBLEMA 3

El ácido nítrico también es muy utilizado en la industria de los explosivos. Los explosivos modernos que han reemplazado a la antigua pólvora negra son obtenidos por acción del ácido nítrico sobre alguna sustancia orgánica. Con el algodón forma algodón-pólvora o nitrocelulosa. Con el tolueno da lugar a la formación del trinitrotolueno (TNT) y con la glicerina forma la nitroglicerina.

La nitroglicerina fue obtenida inicialmente en 1846 por el italiano Ascanio Sobrero y años después el sueco Alfred Nobel inició investigaciones en el campo de los explosivos. Una de las metas de Nobel fue controlar la nitroglicerina, que es un excelente explosivo pero altamente inestable lo cual la hacía muy peligrosa de manejar. De hecho su propio hermano, Emilio Nobel, murió en una explosión accidental con nitroglicerina. En 1867, Alfred Nobel logra adsorber la nitroglicerina en un material poroso (tierra de diatomeas) para obtener la dinamita. Su invención fue muy rentable y le valió una importante fortuna, parte de la cual, a su muerte, fue destinada a los famosos premios Nobel que existen hasta hoy en día.

Una explosión implica una reacción que libere una gran cantidad de energía, en forma muy rápida y con producción de gases. La reacción que se da al detonar la nitroglicerina reúne todos estos factores y se la puede escribir como:



Esta reacción es muy exotérmica, en parte gracias a las altas energías de los enlaces covalentes de los productos formados.

3.A. Escriba las estructuras de Lewis y prediga la geometría molecular de las siguientes especies:

Anión nitrato: NO_3^-

Dióxido de carbono: CO_2

Agua: H_2O

- 3.B. El fósforo tiene propiedades químicas similares al nitrógeno por ser el siguiente elemento de la misma familia. Es así que forma compuestos covalentes análogos al nitrógeno, pero además es capaz de expandir su octeto lo cual le da la posibilidad de aún más compuestos. Por ejemplo es capaz de formar fluoruros de estequiometría PF_3 y PF_5 .

Escriba las estructuras de Lewis y prediga la geometría molecular de estos dos fluoruros de fósforo.

- 3.C. Prediga la polaridad de las moléculas de CO_2 y H_2O .

- 3.D. De acuerdo a las polaridades de las moléculas prediga si el CO_2 será un gas muy soluble o poco soluble en agua.

- 3.E. El ácido nítrico forma junto con el ácido clorhídrico y el ácido sulfúrico, la terna de ácidos de mayor aplicación industrial. Los siguientes compuestos están relacionados a la utilización del ácido nítrico en la industria. Complete la siguiente tabla nombrando o formulando los compuestos que faltan.

Compuesto	Nombre
	Óxido de nitrógeno (V)
	Ácido nitroso
NH_4Cl	
NH_4ClO	
NH_4HSO_4	

- 3.F. Complete la siguiente tabla. En 1 mol de NH_4HSO_4 hay:

	moles de átomos de hidrógeno
	gramos de oxígeno
	átomos de azufre

Dato: masa molar $\text{NH}_4\text{HSO}_4 = 115,1 \text{ g/mol}$

PROBLEMA 4

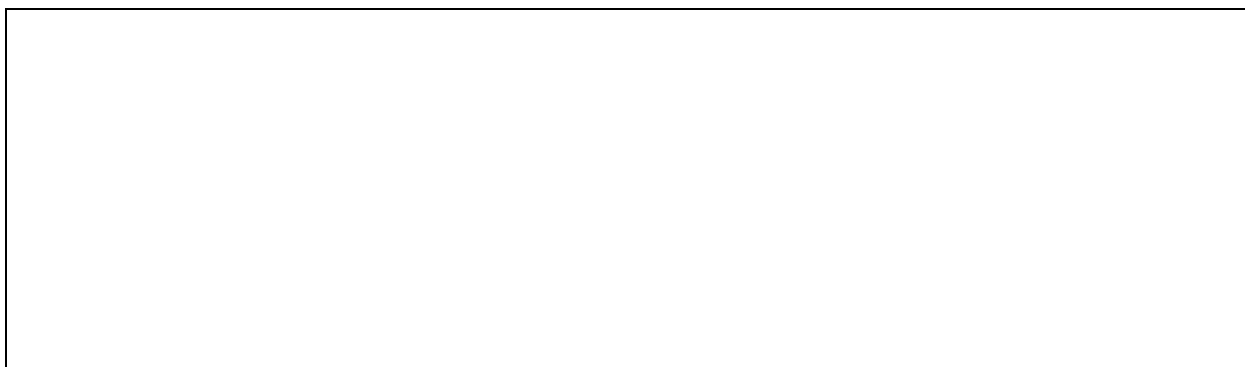
La lixiviación es un método de separación de mezclas. Es un proceso por el cual se extrae uno o varios solutos de un sólido, mediante la utilización de un disolvente líquido. Ambas fases entran en contacto y el soluto pasa desde el sólido a la fase líquida, lo que lleva a una separación de los componentes originales del sólido.

Algunos ejemplos son:

- El azúcar se separa por lixiviación de la remolacha con agua caliente.
- Los aceites vegetales se recuperan a partir de semillas, mediante la lixiviación con disolventes orgánicos.
- La extracción de colorantes se realiza a partir de materias sólidas por lixiviación con alcohol o soda.

La lixiviación también tiene una gran importancia en el ámbito de la metalurgia, ya que se utiliza en la extracción de algunos minerales como oro, plata y cobre.

4.A. Uno de los métodos de extracción de cobre de los minerales es por lixiviación con ácido nítrico. Durante el proceso el cobre metálico se oxida a catión Cu^{2+} en tanto que el ácido nítrico se reduce a NO (g). Iguale la reacción redox por el método de ion-electrón.



4.B. El metal puede ser recuperado de la solución anterior por electrodeposición. Para ello se electroliza la solución, a 25°C , de tal manera de reducir cobre en el cátodo mientras que en el ánodo se da la oxidación de agua a oxígeno. Calcule el potencial a aplicar durante la electrólisis si la concentración de Cu^{2+} es 1,5 M y el resto de las especies se encuentran en condiciones estándar.

Datos (a 25°C): $E^\circ \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0,34 \text{ V}$; $E^\circ \text{O}_2/\text{H}_2\text{O} = 1,23 \text{ V}$

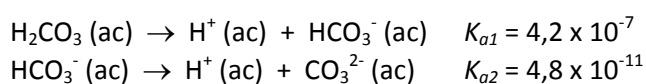


- 4.C. Durante la electrólisis se hace circular una corriente de 1 A durante 30 minutos. Suponiendo que la única reacción catódica es la electrodeposición del cobre, calcule la masa teórica de cobre que se puede depositar en el cátodo.

PROBLEMA 5

La sangre tiene un pH que se mantiene estable alrededor de $7,4 \pm 0,2$. Para mantener este rango estrecho de pH a través de todas las alteraciones provocadas al organismo (stress, estilo de vida, etc.) es necesario un sistema regulador muy efectivo. Este pH es mantenido por el sistema ácido-base de carbonatos, fosfatos y de los aminoácidos de las proteínas. A grandes rasgos, el organismo utiliza un sistema denominado buffer, el cual se puede crear simplemente por la combinación en proporciones similares de un ácido débil o una base débil y su base o ácido conjugado, respectivamente.

Uno de los sistemas buffer más importantes en la sangre es el del ácido carbónico, cuyas disociaciones ácidas están representadas por las siguientes ecuaciones:



- 5.A. A pH 7,4, la $[\text{HCO}_3^-]$ en sangre es de 24×10^{-3} M. ¿Cuál es la $[\text{CO}_3^{2-}]$?

- 5.B. En la nutrición parenteral, que se administra en algunos enfermos por vía intravenosa, se necesita suministrar oligoelementos del tipo del ion Cu^{2+} . Sabiendo que el pH de la sangre es de 7,4 y siendo conscientes de que hay que evitar la precipitación del Cu^{2+} en forma de $\text{Cu}(\text{OH})_2$ en la sangre, ¿Cuál debe ser la concentración máxima de Cu^{2+} libre en la sangre?.

Dato: $K_{ps} \text{Cu}(\text{OH})_2 = 2,2 \times 10^{-20}$.

- 5.C. El whisky contiene un 40% en volumen de alcohol y aproximadamente el 15% del alcohol ingerido pasa a la sangre. Calcule la concentración en g/L de alcohol en sangre de un hombre luego de haber bebido tres vasos de whisky en una fiesta.

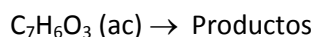
Si la concentración de 0,3 g/L es la máxima concentración de alcohol en sangre permitida para conducir, y si a una concentración de alcohol en sangre de 4 g/L se entra en coma etílico: ¿El hombre está apto para conducir?. ¿El hombre se encuentra en coma etílico?.

Datos: volumen de un vaso de whisky = 100 mL; densidad del alcohol = 0,79 g/mL; volumen de sangre de un hombre = 5 L.

PROBLEMA 6

El ácido salicílico ($C_7H_6O_3$) fue extraído por primera vez de la corteza del sauce en 1763. Actualmente es utilizado en el tratamiento de afecciones dérmicas y como antiséptico de uso local.

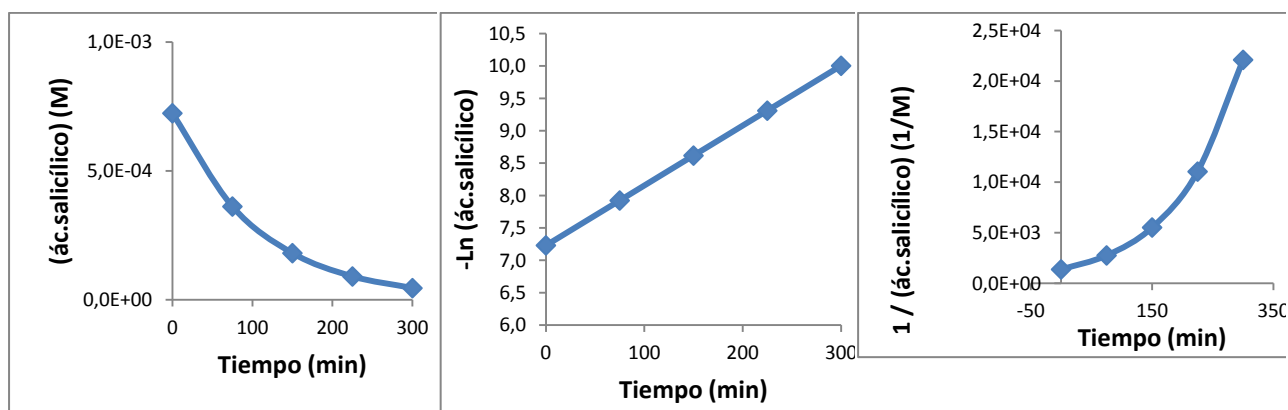
Se realizó un estudio cinético de fotodegradación del ácido salicílico a 25°C , que procede según la reacción:



El procedimiento consiste en saturar con oxígeno y TiO_2 una solución de ácido salicílico ($7,24 \times 10^{-4} \text{ M}$) a un pH constante de 3,6. Luego se ilumina durante un tiempo t la muestra y se determina la concentración de ácido salicílico. Se obtuvieron los siguientes resultados:

t (min)	0	75	150	225	300
Concentración de ácido salicílico (M)	$7,24 \times 10^{-4}$	$3,62 \times 10^{-4}$	$1,81 \times 10^{-4}$	$9,05 \times 10^{-5}$	$4,53 \times 10^{-5}$

6.A. Se grafican los resultados obtenidos en el estudio cinético y se obtienen las siguientes curvas.



¿Cuál es el orden de reacción respecto al ácido salicílico?

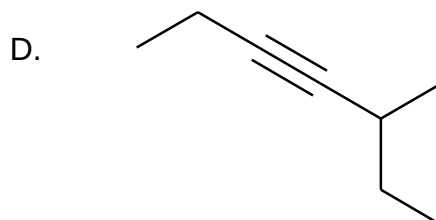
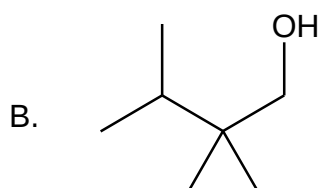
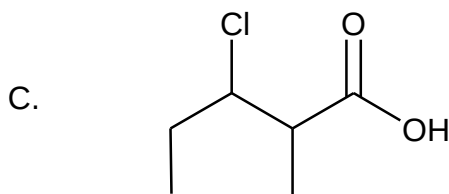
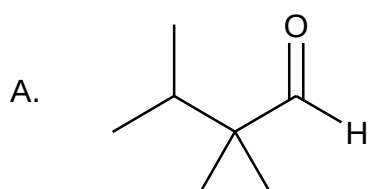
6.B. Si la constante de velocidad k a 25°C vale $9,3 \times 10^{-3} \text{ min}^{-1}$, ¿cuál es la concentración del ácido salicílico en la solución luego de 30 minutos de iluminación?

6.C. Si se aumenta la temperatura a la cual se da la reacción, indique cuál de las siguientes opciones es correcta:

- ☐ la constante de velocidad k disminuye
- ☐ la constante de velocidad k permanece incambiada
- ☐ la constante de velocidad k aumenta
- ☐ no se puede determinar con estos datos qué efecto tiene el cambio de temperatura sobre k

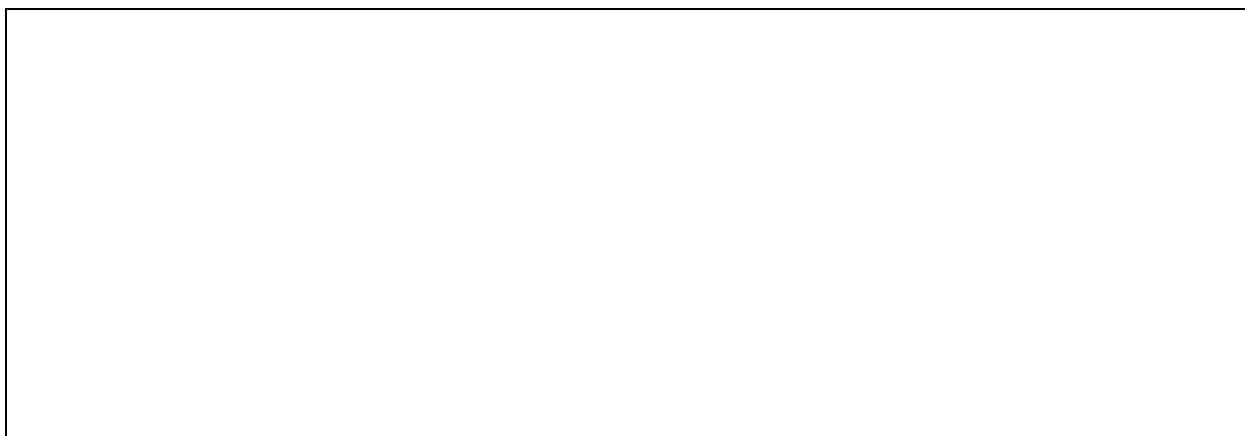
PROBLEMA 7

7.A. Seleccione el nombre correcto para las siguientes estructuras indicándolo en la tabla.



2,2,3-trimetilbutanol	
Ác. 3-cloro-2,4-dimetilbutanoico	
2-etil-3-hexino	
Ác. 3-cloro-2-metilpentanoico	
5-metil-3-heptino	
2,2,3-trimetilbutanal	

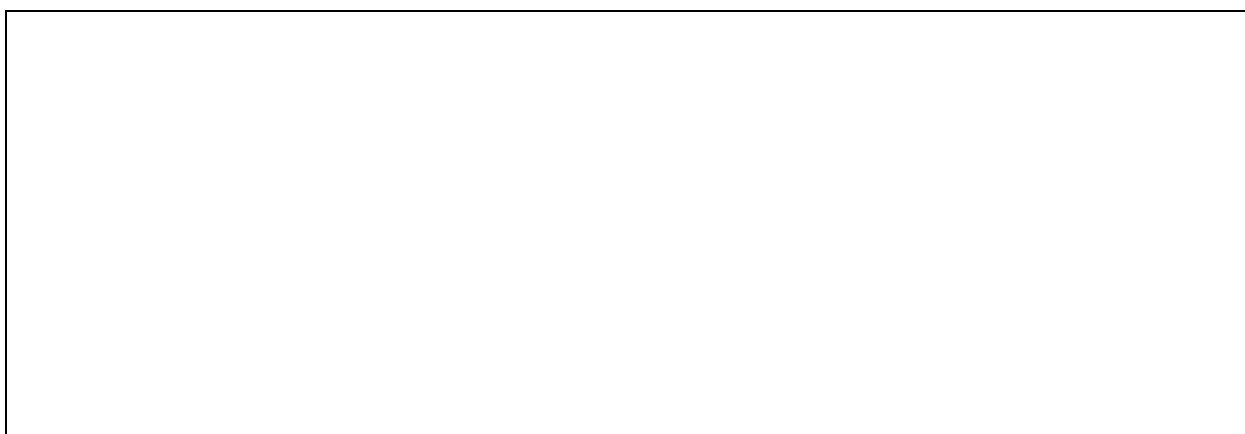
7.B. Formule un isómero de función del alcohol de la parte 7.A.



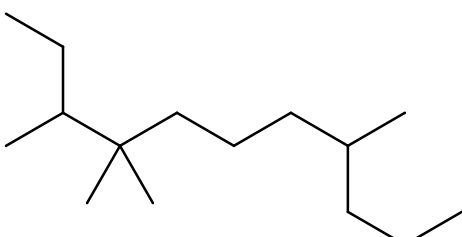
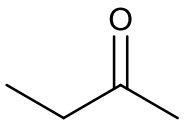
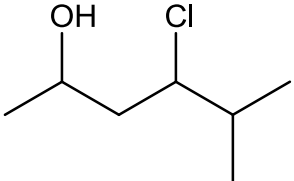
7.C. Formule un isómero de cadena del aldehído de la parte 7.A.



7.D. Formule un isómero de posición del alquino de la parte 7.A.



7.E. Nombre los siguientes compuestos:

A. 	A
B. 	B
C. 	C

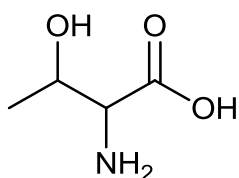
7.F. Formule los siguientes compuestos:

Bromociclopentano
4,5-dicloro-2-pentanona

PROBLEMA 8

La treonina (abreviada Thr o T) es uno de los veinte aminoácidos que componen las proteínas. Se obtiene preferentemente mediante un proceso de fermentación por parte de microorganismos (por ejemplo levaduras modificadas genéticamente), aunque también puede obtenerse a partir de hidrolizados de proteínas para su uso farmacéutico.

La estructura de la treonina es la siguiente:



8.A. Sabiendo que su punto isoeléctrico (pI) es 6.2, dibuje la estructura de la misma a los siguientes pH:

pH = 5,1	pH = 6,2	pH = 7,4

8.B. Formule los dos posibles dipéptidos de treonina y fenilalanina.

Fenilalanina	Dipéptido 1	Dipéptido 2
Fenilalanina		

La fructosa es un azúcar encontrado en las frutas y en la miel. Es un monosacárido con la misma fórmula empírica que la glucosa pero con diferente estructura. Pertenece al grupo de las cetohexosas (6 átomos de carbono) y su fórmula química es $C_6H_{12}O_6$.

Todas las frutas naturales tienen cierta cantidad de fructosa (a menudo con glucosa), que puede ser extraída y concentrada para hacer un azúcar alternativo. Junto con la glucosa forman el disacárido llamado sacarosa o azúcar común.

8.C. Escriba la estructura de la fructosa en forma Fisher y Haworth (cíclica).

--	--

8.D. Escriba en forma Fisher un epímero y el enantiómero de la fructosa.

--	--

DATOS

Constante de los gases ideales: $R = 0,082 \text{ L atm/(mol K)} = 8,315 \text{ J/(mol K)}$

Constante de Planck: $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$

Velocidad de la luz: $c = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$

Número de Avogadro: $N = 6,02 \times 10^{23} \text{ partículas/mol}$

Constante de Faraday: $F = 96500 \text{ C/mol electrones}$

1 atm = 760 mm Hg

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

1 1 H 1.008	2 2 He 4.003																
3 Li 6.94	4 Be 9.01											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18
11 Na 22.99	12 Mg 24.30	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.06	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
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 72.64	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.96	43 Tc -	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
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57-71	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 -	85 At -	86 Rn -
87 Fr -	88 Ra -	89-103	104 Rf -	105 Db -	106 Sg -	107 Bh -	108 Hs -	109 Mt -	110 Ds -	111 Rg -							

57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm -	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 173.05	71 Lu 174.97
89 Ac -	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np -	94 Pu -	95 Am -	96 Cm -	97 Bk -	98 Cf -	99 Es -	100 Fm -	101 Md -	102 No -	103 Lr -

Nombre: _____
 Cédula de Identidad: _____
 Liceo: _____
 Departamento: _____



**Programa Olimpiada
Uruguay de Química**
 FACULTAD DE QUÍMICA - UDELAR



XVI OLIMPIADA NACIONAL DE QUÍMICA - NIVEL 1

Planilla de corrección

1a	1b	1c	1d	1e	1f	1g	2a	2b	2c	2d	2e	3a	3b
3c	3d	3e	3f	4a	4b	4c	4d	4e	Total/100				

PROBLEMA 1: LA ALQUIMIA

La alquimia es una antigua disciplina filosófica y espiritual que dio origen a la química actual, aunque también comprende aspectos esenciales de la metalurgia, la física, la medicina, la psicología, la astrología, la semiótica, el misticismo y el arte. La alquimia fue practicada desde la antigüedad hasta el siglo XIX, en una compleja red de escuelas y sistemas filosóficos que abarca al menos 2500 años. Los alquimistas tenían dos objetivos principales: la transformación de las sustancias en oro y la preparación del Elixir de la Vida.

Imagínate que eres transportado al pasado y conoces a un Alquimista. Tienes la posibilidad de recorrer con él la antigüedad y ayudarlo con algunos problemas químicos que todavía no ha podido resolver.

a) La Alquimia utilizaba símbolos para representar las distintas formas de materia. Llena el siguiente cuadro, para explicarle al Alquimista cómo los químicos actuales nombramos y formulamos las sustancias. Además, clasifica las mismas en elementos, compuestos o mezclas homogéneas o heterogéneas. Finalmente, informa si la solubilidad en agua será alta o baja y si el electrolito es fuerte o débil. Utiliza como pistas los resultados de las secciones siguientes.

Símbolo alquímico	Nombre	Fórmula	Clasificación	Solubilidad en agua: ¿alta o baja?	Electrolito: ¿fuerte o débil?
			Compuesto	----	Fuerte
	Solución de ácido nítrico y ácido clorhídrico	----		----	
	Azufre		Elemento		---
	Cinabrio		Compuesto	----	----
	Cal viva		Compuesto		

b) Hablando con el Alquimista, éste te cuenta que si hace reaccionar el elemento $\triangleup$ con mercurio líquido obtiene una única sustancia sólida roja, que representa como $\rightarrow\rightarrow$. Esta sustancia posee 86,2 % de Hg y 13,8 % de $\triangleup$, y su masa molar es 232,65 g/mol. Formula el compuesto $\rightarrow\rightarrow$.

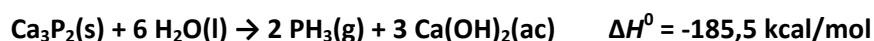
c) El compuesto $\rightarrow\rightarrow$ resultó muy interesante a los alquimistas, ya que el mercurio líquido que se utilizó para sintetizarlo puede recuperarse enteramente. El Alquimista te muestra como lo hace. A 1 mol de $\rightarrow\rightarrow$ se lo hace reaccionar estequiométricamente con 1 mol de $O_2(g)$, dando únicamente mercurio líquido y un óxido gaseoso de $\triangleup$. Escribe la ecuación igualada que representa a este proceso, indicando estados de agregación.

d) Charlando con el Alquimista, él te cuenta que fue capaz de hacer reaccionar este óxido gaseoso con más $O_2(g)$ y agua líquida, para dar un ácido inorgánico fuerte, que decidió simbolizar como $\oplus$. Escribe la ecuación igualada de este proceso, indicando estados de agregación.

e) El Alquimista decide preguntarte sobre un experimento, con el que descubrió una nueva sustancia. Si el ácido $\oplus$ se hace reaccionar con cal viva (Ψ), se obtiene agua y 50 g de una sal blanca, que contiene 0,367 mol de calcio, 23,5 g de oxígeno y cierta cantidad del elemento $\triangleup$. Sabiendo que la masa molar de esta nueva sal es 136,08 g/mol, determina su fórmula química y escribe la ecuación igualada de la reacción de obtención, indicando estados de agregación.

f) Antes de despedirse el Alquimista te cuenta sobre el "Fuego Griego". Es un arma incendiaria que utilizaba la fuerza naval del Imperio Bizantino contra las flotas enemigas. En la actualidad no se sabe bien cómo se producía. Sin embargo, el Alquimista te cuenta cómo él lo ha logrado obtener. Primero, mezcla fosfato de calcio $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ sólido con carbón vegetal ($\text{C}(\text{s})$), los que reaccionan dando CO_2 gaseoso y Ca_3P_2 sólido. Escribe la ecuación igualada que representa a este proceso, indicando estados de agregación.

g) El Ca_3P_2 sólido se pone en contacto con agua líquida, dando lugar a la siguiente reacción explosiva:



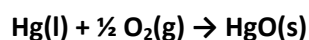
Suponiendo que esta reacción es la que desprende toda la energía destructiva, el Alquimista está interesado en saber qué poder de destrucción posee. Sabiendo que para este proceso $\Delta H^0 = -185,5 \text{ kcal/mol}$, y que para destruir un barco se necesita desprender 53 kcal en forma de calor, ¿cuántos barcos se podrían destruir como máximo con 2 mol de Ca_3P_2 ?

Supone condiciones estándar para todas las especies involucradas y $T = 298 \text{ K}$.

PROBLEMA 2: NACE LA QUÍMICA

En el siglo XVII, la Física y la Astronomía se habían establecido como áreas de la ciencia. En ambas se reconocía la importancia del uso de medidas cuantitativas. Sin embargo, este no fue el caso de la Alquimia, que tuvo que esperar hasta un siglo después, cuando varios protagonistas hicieron aportes científicos relevantes, que permitieron forjar un marco cuantitativo para el nacimiento de una nueva área de la ciencia: la Química. Siguiendo el recorrido histórico, tienes la oportunidad de conocer a tres de estos científicos: Antoine Lavoisier, John Dalton y Amedeo Avogadro.

Es el año 1779 y Antoine Lavoisier te invita a su laboratorio. Durante horas te cuenta sobre sus experiencias y su famosa Ley de la Conservación de la Masa. Él mismo te muestra los resultados de su último experimento y te pide ayuda para interpretarlos. Primero calentó, a 573 K, 8,71 g de mercurio líquido, en presencia de 0,0255 mol de oxígeno. Cuando el mercurio líquido se consumió totalmente, obtuvo un sólido rojo de óxido de mercurio(II):



Para explicarle a Lavoisier exactamente qué ha ocurrido, calcula las siguientes magnitudes:

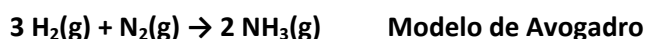
a) La masa de óxido de mercurio formado, sabiendo que el rendimiento de este proceso es 90 % y que la pureza del mercurio que utilizó es 98 %.

b) La masa de $\text{O}_2(\text{g})$ al final de la reacción.

c) El número de moléculas de $\text{O}_2(\text{g})$ que reaccionaron por cada gramo de Hg líquido 98 %.

Viajas al año 1811. En ese momento, las ideas del químico inglés John Dalton habían ganado aceptación general. Dalton insistía en que las moléculas estaban formadas por apareamiento de átomos en relaciones numéricas definidas. De esta manera, para Dalton el hidrógeno se representaba como H, el nitrógeno era N y el oxígeno era O. Además, las moléculas de agua y amoníaco se simbolizaban como HO y NH. En ese mismo año, Amedeo Avogadro, físico y químico italiano, propuso una hipótesis que contradecía a la de Dalton. Según Avogadro, el hidrógeno, oxígeno y nitrógeno podían representarse como moléculas diatómicas (H_2 , O_2 , N_2) y el amoníaco y el agua presentaban las fórmulas químicas NH_3 y H_2O . Esta disputa fue feroz, aunque durante medio siglo Dalton ganó la batalla.

Te encuentras con ambos científicos y decides cambiar el curso de los hechos. Tratarás de explicarles, con cálculos, cuál de los dos modelos es el correcto. Para esto les propones un experimento. Colocas en un recipiente cerrado y rígido, a 473 K, 3 mol de hidrógeno y 2 mol de nitrógeno. Se detiene la reacción cuando hay 1,5 mol de nitrógeno restantes. Según Dalton o Avogadro, las reacciones que ocurren son:



d) Calcula para ambos procesos el número total de moles gaseosos cuando se detiene la reacción. Recuerda que el número total de moles gaseosos es igual a la suma de los números de moles de los tres gases al final de la reacción.

Número total de moles gaseosos:

Modelo de Dalton =

Modelo de Avogadro =

e) Si se determina el número total de moles gaseosos en este experimento, el resultado es 4 mol. De acuerdo con esto y tomando en cuenta tus cálculos, ¿cuál de los dos modelos te parece correcto?

☐ Modelo de Dalton

☐ Modelo de Avogadro

PROBLEMA 3: LA QUÍMICA SE CONSOLIDA

Con el aporte riguroso y sistemático de varios científicos, la Química se separó de la Alquimia y durante el siglo XIX se consolidó como área científica. Los químicos descubrían nuevos elementos con gran rapidez, lo que llevó a la necesidad de nuevas teorías sobre la naturaleza de la materia. En este devenir, hacia finales del siglo XIX muchos científicos realizaron experimentos que no sólo confirmarían la existencia de los átomos, sino que impulsarían el nacimiento de una nueva química, preocupada por la naturaleza de los mismos y las características químicas de la fuerza que los une, el enlace químico.

En este marco te adentras a explorar los avances en la química de finales del siglo XIX y principios del siglo XX, de la mano de los más grandes científicos de la época: Dimitri Mendeleiev, Svante Arrhenius y Pierre y Marie Curie.

Hacia 1850 se conocían una enorme cantidad de elementos con propiedades muy variables. Era tentador buscar un orden que sistematizara su estudio. Aunque varios científicos lo intentaron, sólo dos tuvieron éxito: Julius Meyer en Alemania y Dimitri Mendeleiev en Rusia. Te trasladas a Rusia, es el año 1869 y conoces a Dimitri Mendeleiev que está publicando la mayor de sus obras: "Principios de química". Allí, él ordenó los elementos por su masa atómica.

				Ti = 50	Zr = 90	? = 180.0
				V = 51	Nb = 94	Ta = 182.0
				Cr = 52	Mo = 96	W = 186.0
				Mu = 55	Rh = 104.4	Pt = 197.4
				Fe = 56	Ru = 104.4	Ir = 198.0
			Ni = Co = 59	Pl = 106.5	Os = 199.0	
			Cu = 63.4	Ag = 108	Hg = 200.0	
			Zn = 65.2	Cd = 112		
			? = 68	Ur = 116		
			? = 70	Sn = 118		
			As = 75	Sb = 122		
			Se = 79.4	Te = 128		
			Br = 80	I = 127		
			Rb = 85.4	Cs = 138		
			Sr = 87.4	Ba = 137		
			Ce = 92			
H = 1						
	Be = 9.4	Mg = 24				
	B = 11	Al = 27.4				
	C = 12	Si = 28				
	N = 14	P = 31				
	O = 16	S = 32				
	F = 19	Cl = 35.5				
Li = 7	Na = 23	K = 39				
		Ca = 40				
		? = 45				

a) Tú la reconoces. Es la primera Tabla Periódica de los Elementos. Él ha dejado 4 huecos, marcados con el símbolo "?", que corresponden a elementos no descubiertos hasta el momento y además predijo sus masas atómicas aproximadas. ¿Cuáles son estos elementos? Para cada uno de estos elementos indica su número atómico, el grupo y período al cual pertenecen en la tabla periódica actual y el bloque al cual pertenecen en función de su configuración electrónica.

Luego del éxito que Mendeleiev tuvo con su Tabla Periódica, se convirtió en uno de los científicos más renombrados entre sus contemporáneos. Poseía, sin embargo, un carácter muy fuerte y durante muchos años se dedicó a criticar duramente el trabajo de sus colegas. Esto generó que otros científicos evitaran el trato con Mendeleiev.

Uno de estos científicos fue el químico sueco Svante Arrhenius. Viaja a Suecia, al año 1884, para ver cómo este gran científico defiende su tesis doctoral. En su presentación, Arrhenius brinda por primera vez una definición química de los ácidos y las bases. Al igual que Mendeleiev, el tribunal que evalúa su tesis no cree en los resultados. Es un trabajo demasiado revolucionario. Tú sabes que Arrhenius está en lo cierto y deseas convencer al tribunal y a Mendeleiev. Para esto, decides hacer dos soluciones, una conteniendo HCl y otra conteniendo NaOH.

b) Mezclas 10 mL de la solución de HCl (17,45 %, $d = 1,085 \text{ g/mL}$) con 10 mL de la solución de NaOH (3 g/L). Ambas se neutralizan, como propone Arrhenius. Calcula la masa máxima que puede obtenerse de cloruro de sodio.

En 1902, Mendeleiev viajó a París y visitó al matrimonio de los Curie, Marie y Pierre, en su laboratorio. Ellos le mostraron un experimento, mediante el cual una muestra de sulfuro de cinc presentaba un extraño fenómeno de luminiscencia. Sin embargo, estos resultados no lo terminaron de convencer. Mendeleiev no creía en la teoría que los Curie estaban desarrollando: la radiactividad.

La teoría de la radiactividad iba a necesitar del descubrimiento de las partículas que componen todos los átomos: electrones, protones y neutrones. A medida que se conocían más detalles de la estructura interna de los átomos, los científicos pudieron develar el misterio de las intensas radiaciones que los esposos Curie bautizaron como "radiactividad".

c) Te trasladas a París, a principio del siglo XX. Vas a explicarles en detalle a Mendeleiev y a los Curie el fenómeno de la radiactividad. Para esto, es necesario que les aclares primero que para cada elemento de la tabla periódica existen varios isótopos, estables o radiactivos. Para esto, completa el siguiente cuadro.

<i>Símbolo</i>	$^{112}_{50}\text{Sn}^{4+}$			
<i>número de protones</i>			29	52
<i>número de electrones</i>		18	27	
<i>número de neutrones</i>		22	30	70
<i>carga</i>		0		-2

Mendeleiev falleció el 2 de febrero de 1907, casi ciego. En Rusia nunca se lo reconoció debido a sus ideas liberales, por lo que nunca fue admitido en la Academia Rusa de las Ciencias. Sin embargo, en 1955 se nombró mendelevio (Md) al elemento químico de número atómico 101, en homenaje al ilustre científico ruso.

d) El mendelevio es el noveno elemento transuránico descubierto de la serie de los actínidos. Lo identificaron un grupo de científicos en la Universidad de California, Estados Unidos, el 19 de febrero de 1955, mediante el bombardeo del isótopo einstenio-253 con partículas alfa. El isótopo producido fue el ^{256}Md , cuya vida media es de sólo 76 minutos. Escribe la reacción nuclear igualada de este proceso.

e) Otro isótopo del mendelevio, 258-Md, se ha obtenido también por bombardeo de un isótopo del einstenio con iones helio. El 258-Md es el isótopo que se utiliza para estudiar las propiedades químicas y físicas del elemento. Sabiendo que se descompone en 55 minutos, a través de la captura de un electrón, iguala la reacción nuclear e indica cuál es el único isótopo obtenido.

Aunque el mendelevio resultó ser un elemento muy importante, no es el más conocido de los elementos actínidos. Este lugar lo ocupa el uranio, descubierto como óxido en 1789 por M. H. Klaproth, que lo llamó así en el honor al planeta Urano que acababa de ser descubierto en 1781. El principal uso del uranio en la actualidad es como combustible para los reactores nucleares, los que producen el 2 % de la energía generada por el ser humano a nivel mundial. En un reactor nuclear se bombardea el uranio con neutrones, de forma de producir varias reacciones de fisión nuclear altamente exotérmicas.

f) Completa las siguientes ecuaciones correspondientes a algunos de estos procesos de fisión nuclear:



PROBLEMA 4: SURGE LA QUÍMICA ORGÁNICA

Desde el descubrimiento del fuego, el hombre estuvo inevitablemente sujeto a dividir las sustancias en dos clases, según ardiesen o no. El creciente conocimiento del siglo XVII mostró a los químicos que el mero hecho de la combustibilidad no era todo lo que separaba a los productos de la vida de los de la no-vida. En 1807, Berzelius sugirió que las sustancias producidas por organismos, como el aceite de oliva o el azúcar, se llamasen orgánicas. Las sustancias como el agua o la sal, características del medio no-viviente, eran inorgánicas.

Un punto que no dejó de impresionar a los químicos fue que las sustancias orgánicas eran fácilmente convertibles, por calentamiento u otro tratamiento energético, en sustancias inorgánicas. En 1845 Adolph Wilhelm Hermann Kolbe (1818-1884) sintetizó ácido acético, una sustancia indudablemente orgánica. Esta síntesis a partir de los elementos constituyentes (O, H y C) o síntesis total, es lo máximo que puede pedírsele a la química.

Quien llevó las cosas aún más lejos fue el químico francés Pierre Eugène Marcelin Berthelot (1827-1907). Durante la década de 1850 efectuó sistemáticamente la síntesis de compuestos orgánicos, confeccionando unas tablas. Éstas incluían sustancias tan conocidas e importantes como el alcohol metílico, alcohol etílico, metano, benceno y acetileno.

a) Indica la estructura del ácido acético (ácido etanoico), etanol y metano.

b) Escribe la ecuación balanceada correspondiente a la combustión del etanol.

Aun sin conocer el tipo de fuerzas que eran responsables de que los átomos tuvieran cierta valencia, y sin poder demostrar directamente la existencia de los átomos mismos, la química orgánica se fue consolidando, convirtiéndose en una ciencia predictiva. Para dar un ejemplo, se sabía que el benceno tenía la fórmula C_6H_6 a partir de su análisis elemental y su peso molecular.

c) Formula como mínimo 4 de las posibles estructuras de fórmula C_6H_6 e indique cuál/es de ellas pertenece/n a la familia de compuestos aromáticos. Justifica tu respuesta.

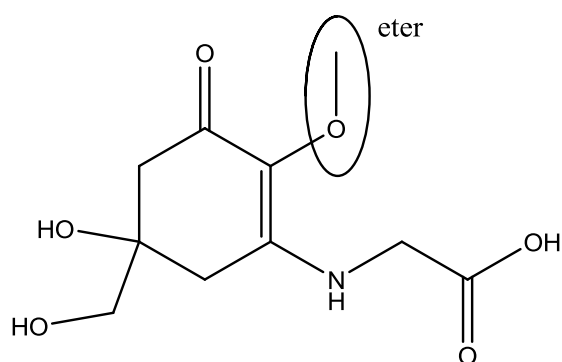
d) Formula todos los compuestos de fórmula C_5H_{10} , e indica qué tipo de isomería presentan con respecto al 2-buteno.

Cuando en la primera mitad del siglo XIX hombres como Berthelot empezaron a unir moléculas orgánicas, estaban ampliando drásticamente los límites aceptados de su ciencia. En lugar de limitar sus investigaciones al entorno físico existente, estaban comenzando a imitar la creatividad de la naturaleza. Compuestos naturales de complejidad cada vez mayor fueron sintetizados, pero la síntesis servía normalmente para establecer la estructura molecular.

Por ejemplo Otto Wallach (1847-1931), dilucidó afanosamente la estructura de los terpenos, importantes aceites vegetales. El compuesto micosporina-glicina pertenece a la familia de los terpenos, y fue aislado de un organismo marino por Gleason.

e) Indica en la figura (como se muestra para el grupo éter) cuáles de los siguientes grupos funcionales están presentes en la micosporina-glicina:

- alcohol
- aldehído
- cetona
- ácido carboxílico
- amina



Constante de los gases ideales: $R = 0,082 \text{ L atm}/(\text{mol K}) = 8,31 \text{ J}/(\text{mol K}) = 2 \times 10^{-3} \text{ kcal}/(\text{mol K})$

Constante de Avogadro: $N = 6,023 \times 10^{23} \text{ partículas/mol}$

1																	18
1 H 1.008	2 He 4.003																
3 Li 6.94 ^L	4 Be 9.01 ^B											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18
11 Na 22.99	12 Mg 24.30	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.06	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95										
19 K 39.10	20 Ca 40.08 ^C	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 72.64	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47 ^R	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91 ^N	42 Mo 95.96	43 Tc -	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
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57-71 La-Lu	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 -	85 At -	86 Rn -
87 Fr -	88 Ra -	89-103 Ac-Lr	104 Rf -	105 Db -	106 Sg -	107 Bh -	108 Hs -	109 Mt -	110 Ds -	111 Rg -							

57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm -	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 173.05	71 Lu 174.97
89 Ac -	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np -	94 Pu -	95 Am -	96 Cm -	97 Bk -	98 Cf -	99 Es -	100 Fm -	101 Md -	102 No -	103 Lr -

Nombre: _____
 Cédula de Identidad: _____
 Liceo: _____
 Departamento: _____



**Programa Olimpiada
Uruguaya de Química**
 FACULTAD DE QUÍMICA - UDELAR



XVI OLIMPIADA NACIONAL DE QUÍMICA - NIVEL 2

Planilla de corrección

1a	1b	1c	1d	1e	1f	2a	2b	2c	2d	2e	2f
3a	3b	3c	3d	3e	3f	3g	3h	4a	4b	4c	4d
4e	4f	4g	5a	5b	5c	5d	5e	Total/100			

PROBLEMA 1: LA ALQUIMIA

La alquimia es una antigua disciplina filosófica y espiritual que dio origen a la química actual, aunque también comprende aspectos esenciales de la metalurgia, la física, la medicina, la psicología, la astrología, la semiótica, el misticismo y el arte. La alquimia fue practicada desde la antigüedad hasta el siglo XIX, en una compleja red de escuelas y sistemas filosóficos que abarca al menos 2500 años. Los alquimistas tenían dos objetivos principales: la transformación de las sustancias en oro y la preparación del Elixir de la Vida.

Imagínate que eres transportado al pasado y conoces a un Alquimista. Tienes la posibilidad de recorrer con él la antigüedad y ayudarlo con algunos problemas químicos que todavía no ha podido resolver.

a) La Alquimia utilizaba símbolos para representar las distintas formas de materia. Llena el siguiente cuadro, para explicarle al Alquimista cómo los químicos actuales nombramos y formulamos las sustancias. Además, clasifica las mismas en elementos, compuestos o mezclas homogéneas o heterogéneas. Finalmente, informa si la solubilidad en agua y la conductividad eléctrica de estas sustancias será alta o baja. Puedes utilizar como pistas los resultados de las secciones siguientes.

Símbolo alquímico	Nombre	Fórmula	Clasificación	Solubilidad en agua	Conductividad eléctrica
			Compuesto	----	Alta
	Solución de ácido nítrico y ácido clorhídrico	----		----	Alta
			Elemento	Baja	Baja
		Sb	Elemento	Baja	

Hg	Cinabrio		Compuesto	----	----
Ψ	Cal viva		Compuesto	Alta	Baja
FeS	Pirita		Compuesto	----	----

b) Hablando con el Alquimista te das cuenta de que el elemento Δ es un no metal abundante en la naturaleza y que presenta propiedades fisicoquímicas intermedias entre las del oxígeno y las del selenio. El Alquimista te cuenta que si lo hace reaccionar con mercurio líquido obtiene una única sustancia sólida roja, que representa como Hg . Esta sustancia posee 86,2 % de Hg y 13,8 % de Δ , y su masa molar es 232,65 g/mol. Formula el compuesto Hg .

c) El compuesto Hg resultó muy interesante a los alquimistas, ya que el mercurio líquido que se utilizó para sintetizarlo puede recuperarse enteramente. El Alquimista te muestra como lo hace. A 1 mol de Hg se lo hace reaccionar estequiométricamente con 1 mol de $\text{O}_2(\text{g})$, dando únicamente mercurio líquido y un óxido gaseoso de Δ . Escribe la ecuación igualada que representa a este proceso, indicando estados de agregación.

d) Charlando con el Alquimista, él te cuenta que fue capaz de hacer reaccionar este óxido gaseoso con más $\text{O}_2(\text{g})$ y agua líquida, para dar un ácido inorgánico fuerte, que decidió simbolizar como H_2SO_4 . En este compuesto el elemento Δ está en estado de oxidación +6. Escribe la ecuación igualada de este proceso, indicando estados de agregación.

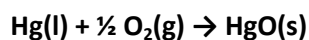
e) El Alquimista decide preguntarte sobre un experimento, con el que descubrió una nueva sustancia. Si el ácido H_2SO_4 se hace reaccionar con cal viva (CaO), se obtiene agua y 50 g de una sal blanca, que contiene 0,367 mol de calcio, 23,5 g de oxígeno y cierta cantidad del elemento S . Sabiendo que la masa molar de esta nueva sal es 136,08 g/mol, determina su fórmula química y escribe la ecuación igualada de la reacción de obtención, indicando estados de agregación.

f) Entre la gran cantidad de experiencias que el Alquimista te ha relatado, varias hacen uso de la misma sustancia, la pirita. Para sintetizar pirita el alquimista hizo reaccionar completamente 0,534 g de FeS_2 y $8,34 \times 10^{-3}$ mol de un elemento que desconoce. Obtuvo como único producto 1 g de pirita. Sabiendo que la masa molar de la pirita es 119,85 g/mol, determina cuál es el elemento utilizado y la fórmula química de la pirita.

PROBLEMA 2: NACE LA QUÍMICA

En el siglo XVII, la Física y la Astronomía se habían establecido como áreas de la ciencia. En ambas se reconocía la importancia del uso de medidas cuantitativas. Sin embargo, este no fue el caso de la Alquimia, que tuvo que esperar hasta un siglo después, cuando varios protagonistas hicieron aportes científicos relevantes, que permitieron forjar un marco cuantitativo para el nacimiento de una nueva área de la ciencia: la Química. Siguiendo el recorrido histórico, tienes la oportunidad de conocer a tres de estos científicos: Antoine Lavoisier, John Dalton y Amedeo Avogadro.

Es el año 1779 y Antoine Lavoisier te invita a su laboratorio. Durante horas te cuenta sobre sus experiencias y su famosa Ley de la Conservación de la Masa. Él mismo te muestra los resultados de su último experimento y te pide ayuda para interpretarlos. Primero calentó, a 573 K, 8,71 g de mercurio líquido, en presencia de 6 L de aire a 1 atm. Cuando el mercurio líquido se consumió totalmente, obtuvo un sólido rojo de óxido de mercurio(II), mientras que el volumen de gas había disminuido.



Para explicarle a Lavoisier exactamente qué ha ocurrido, calcula las siguientes magnitudes:

a) La masa de óxido de mercurio formado, sabiendo que el rendimiento de este proceso es 90 % y que la pureza del mercurio que utilizó es 98 %.

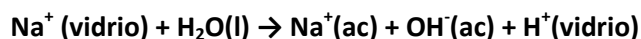
b) La masa de $\text{O}_2\text{(g)}$ al final de la reacción, a 1 atm y 573 K. Recuerda que hay 20 L de oxígeno en cada 100 L de aire.

c) Lavoisier transfirió la mezcla gaseosa que quedó luego de este proceso a un recipiente más grande, donde metió un pájaro. El animal murió en pocos minutos, por lo que Lavoisier llamó a este gas "Azote", del griego "sin vida". ¿Cuál es el gas que se encuentra en mayor proporción en esta mezcla gaseosa? ¿Cuál es su fracción molar en la mezcla?

Gas	Fracción molar
☐ CO ₂	☐ 0,80
☐ O ₂	☐ 0,20
☐ N ₂	☐ 1,00
☐ H ₂ O	☐ 0,96
☐ CO	☐ 0,04

Te transportas al año 1790, cuando Lavoisier te explica que todavía en esa época existen personas que creen que el agua se puede transformar en tierra, puesto que calentando agua por varios días en un recipiente de vidrio se forma un depósito sólido. Para probar que estaban equivocados, Lavoisier calentó agua durante 101 días en un recipiente cerrado. Pesó el agua y el recipiente antes y después de esta experiencia, confirmando que la masa se conserva y que el depósito sólido era material del vidrio que había sido atacado por el agua en ebullición.

d) La primera etapa del ataque del vidrio por el agua es el intercambio de iones Na⁺ del vidrio por H⁺ del agua:



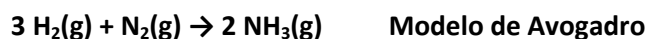
Por tanto, luego de 101 días a ebullición, el agua contiene cierta cantidad de Na⁺ y OH⁻. Tú le quieres explicar a Lavoisier que debido a esto el agua en su recipiente no es pura, y que por tanto no hierve a exactamente a 100 °C. Calcula el aumento ebulloscópico del agua sabiendo que, luego de 101 días de ebullición, el pOH de la misma es 5,8.

Datos: $k_{\text{eb}} = 0,512 \text{ } ^\circ\text{C kg/mol}$ densidad del agua a ebullición = 1 kg/L $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$

Viajas al año 1811. En ese momento, las ideas del químico inglés John Dalton habían ganado aceptación general. Dalton insistía en que las moléculas estaban formadas por apareamiento de átomos en relaciones numéricas definidas. De esta manera, para Dalton el hidrógeno se representaba como H, el nitrógeno era

N y el oxígeno era O. Además, las moléculas de agua y amoníaco se simbolizaban como HO y NH. En ese mismo año, Amedeo Avogadro, físico y químico italiano, propuso una hipótesis que contradecía a la de Dalton. Según Avogadro, el hidrógeno, oxígeno y nitrógeno podían representarse como moléculas diatómicas (H_2 , O_2 , N_2) y el amoníaco y el agua presentaban las fórmulas químicas NH_3 y H_2O . Esta disputa fue feroz, aunque durante medio siglo Dalton ganó la batalla.

Te encuentras con ambos científicos y decides cambiar el curso de los hechos. Tratarás de explicarles, con cálculos, cuál de los dos modelos es el correcto. Para esto les propones un experimento. Colocas en un recipiente cerrado y rígido, a 473 K, 3,394 atm de hidrógeno y 2,133 atm de nitrógeno. Se detiene la reacción cuando la presión de nitrógeno es 1,477 atm. Según Dalton o Avogadro, las reacciones que ocurren son:



e) Calcula para ambos procesos la presión total del sistema cuando se detiene la reacción. Recuerda que la presión total es la suma de las presiones parciales de los tres gases en el sistema.

Presión total (Modelo de Dalton) =

Presión total (Modelo de Avogadro) =

f) Si se mide la presión total de los gases en este experimento, el resultado es 4,2 atm. De acuerdo con esto y tomando en cuenta tus cálculos, ¿cuál de los dos modelos te parece correcto?

☐ Modelo de Dalton

☐ Modelo de Avogadro

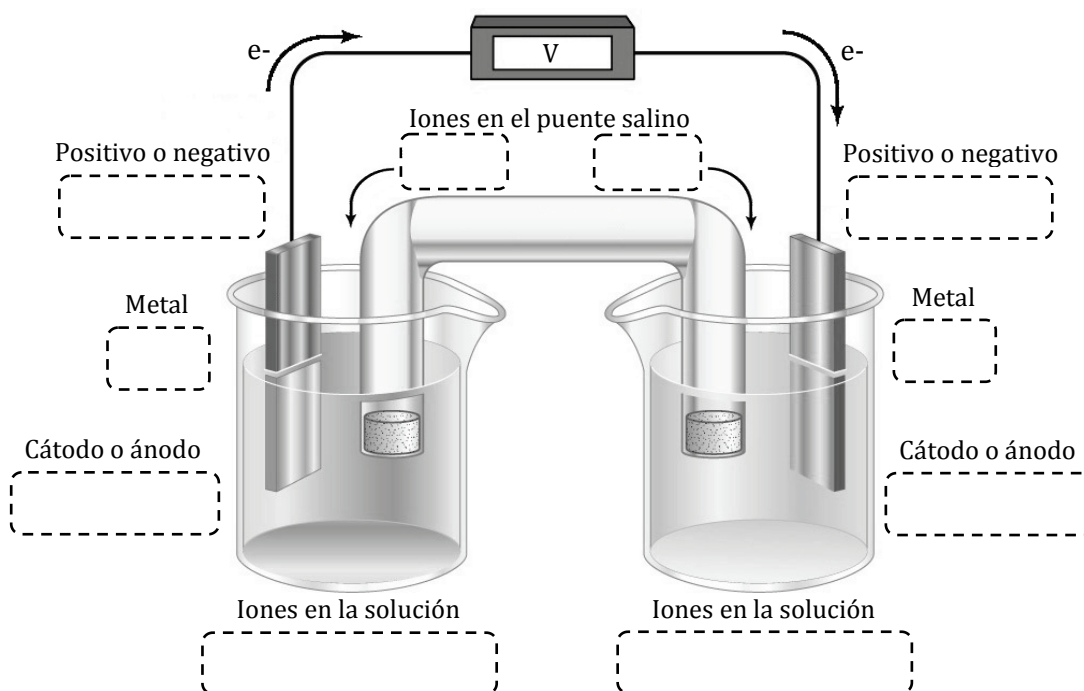
PROBLEMA 3: LA QUÍMICA SE CONSOLIDA

Con el aporte riguroso y sistemático de varios científicos, la Química se separó de la Alquimia y durante el siglo XIX se consolidó como área científica. Los químicos descubrían nuevos elementos con gran rapidez, lo que llevó a la necesidad de nuevas teorías sobre la naturaleza de la materia. En este devenir, muchos científicos hicieron importantes aportes a favor de la existencia de los átomos.

Esta carrera histórica se origina con el advenimiento de la electricidad. Gracias a ella, los químicos pudieron desentrañar los misterios del enlace químico. Es así que tu viaje histórico continúa, en este caso, con el creador de la pila: Alessandro Volta.

Es el año 1800, y Alessandro Volta, profesor de física experimental, te recibe en la Universidad de Pavía, Italia. Te cuenta los detalles de un artefacto que ha inventado hace unos días. Se trata de una serie de discos alternados de cinc y de plata, separados unos de otros por trozos de fieltro impregnado de salmuera. Tú le comentas que ha descubierto la pila, y para explicarle este concepto decides dibujar el siguiente esquema de una celda galvánica, construida con barras de ambos metales sumergidas en soluciones de sus nitratos. El puente salino contiene nitrato de potasio.

a) Completa el esquema, sabiendo que el cinc metálico es el agente reductor.



b) Volta queda muy impresionado y te pregunta qué ocurre a nivel químico. Escribe las ecuaciones químicas igualadas, indicando estados de agregación, de ambas semirreacciones y la reacción total.

Semirreacción catódica:

Semirreacción anódica:

Reacción redox total:

c) Luego de esto, Volta quiere saber qué utilidad tiene la pila. Tú le explicas que es posible realizar trabajo eléctrico, debido al potencial eléctrico generado por ella. Calcula este potencial para la pila anterior a 25 °C y en condiciones estándar.

Potenciales estándar de reducción a 298 K: $E^0 (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^0 (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$

Con la pila, Volta demostró que una reacción química puede producir electricidad. Entonces, surgió la siguiente cuestión: ¿podrá la electricidad producir una reacción química? Uno de los científicos que más investigó en este campo fue el químico inglés Humphry Davy. En sus primeros experimentos, él envió corrientes de alta intensidad a través de soluciones acuosas de diversos metales alcalinos. Sin embargo, no obtenía ningún resultado nuevo. Sólo H_2 y O_2 gaseosos como productos. Viajas al año 1807 y te diriges al laboratorio de Davy. Tú sabes cuál es su problema: debe quitar el agua de sus experimentos. Le propones fundir sales y pasar corriente a través de ellas. Entonces, juntos calientan óxido de potasio (K_2O) y, cuando se vuelve líquido, pasan una corriente eléctrica. A partir de los iones de la sal fundida, en el ánodo se forma oxígeno gas y en el cátodo glóbulos de un metal, un nuevo elemento que Davy llamó potasio.

d) Escribe las ecuaciones químicas igualadas de ambas semirreacciones.

Semirreacción catódica:

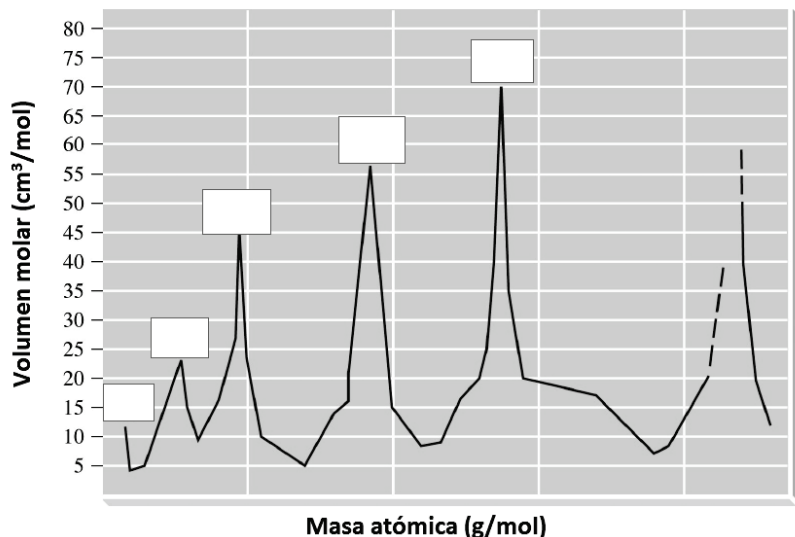
Semirreacción anódica:

Mientras hablas con Davy, se acerca su ayudante de laboratorio. Es Michael Faraday, un chico de 16 años que en un futuro será el creador de las leyes de la electrólisis. Para explicarles a ambos el funcionamiento de estas leyes, decides mostrarles cómo determinar el valor de la constante de Faraday (F). Para esto, electrolizan una solución acuosa de Cu^{2+} , usando 1 A de corriente por 20 minutos.

e) Si se obtienen, con 62 % de rendimiento, 0,245 g de Cu metálico, ¿cuál es el valor de F ?

Debido al uso de la electricidad, hacia 1850 se conocían una enorme cantidad de elementos con propiedades muy variables. Era tentador buscar un orden que sistematizara su estudio. Aunque varios científicos lo intentaron, sólo dos tuvieron éxito: Julius Meyer en Alemania y Dimitri Mendeleiev en Rusia.

f) Es el año 1869. Meyer está trabajando en el siguiente gráfico. Para construirlo, calculó para cada elemento conocido el volumen que ocupan un mol de átomos del mismo al estado sólido (volumen molar). Luego graficó el volumen molar en función de la masa atómica. Suponiendo que el volumen molar es proporcional al volumen atómico, ¿qué elementos están ubicados en los máximos de la curva? Coloca sus símbolos químicos en los cuadros.



g) Meyer discute contigo la periodicidad del gráfico y duda si los elementos que se descubrirán en el futuro también se ajustarán a esta tendencia. Para convencerlo de que así será, calcula el volumen molar del Argón, el que se descubrió varios años después, sabiendo que su densidad al estado sólido es $1,402 \text{ g/cm}^3$ y su peso atómico $39,95 \text{ g/mol}$. Marca aproximadamente en el gráfico anterior dónde se encontraría.

Dejas a Meyer y te trasladas a Rusia. Mendeleiev te muestra la siguiente tabla que está preparando. Allí, él ordenó los elementos por su masa atómica.

				Ti = 50	Zr = 90	? = 180.0
				V = 51	Nb = 94	Ta = 182.0
				Cr = 52	Mo = 96	W = 186.0
				Mu = 55	Rh = 104.4	Pt = 197.4
				Fe = 56	Ru = 104.4	Ir = 198.0
			Ni = Co = 59	Pl = 106.5	Os = 199.0	Hg = 200.0
			Cu = 63.4	Ag = 108		
			Zn = 65.2	Cd = 112		
			? = 68	Ur = 116		
			? = 70	Sn = 118		
			As = 75	Sb = 122		
			Se = 79.4	Te = 128		
			Br = 80	I = 127		
			Rb = 85.4	Cs = 138		
			Sr = 87.4	Ba = 137		
			Ce = 92			
H = 1	Be = 9.4	Mg = 24				
	B = 11	Al = 27.4				
	C = 12	Si = 28				
	N = 14	P = 31				
	O = 16	S = 32				
	F = 19	Cl = 35.5				
Li = 7	Na = 23	K = 39				
		Ca = 40				
		? = 45				

h) Tú la reconoces. Es la primera Tabla Periódica de los Elementos. Él ha dejado 4 huecos, marcados con el símbolo "?", que corresponden a elementos no descubiertos hasta el momento. ¿Cuáles son estos elementos? Ordénalos de menor a mayor electronegatividad.

PROBLEMA 4: LA NUEVA QUÍMICA

El siglo XIX iba llegando a su fin, y aunque se habían descubierto una cantidad significativa de elementos químicos, todavía no eran aceptadas las ideas de la existencia de átomos, moléculas e iones. En este contexto surgieron una serie de científicos que realizaron experimentos que no sólo confirmarían la existencia de estas entidades, sino que impulsarían el nacimiento de una nueva química, preocupada por la naturaleza de los átomos y las características químicas de la fuerza que los une, el enlace químico.

En este marco te adentras a explorar los avances en la química de finales del siglo XIX y principios del siglo XX, de la mano de tres de los más grandes científicos: Svante Arrhenius, Niels Bohr y Linus Pauling.

En 1834 Faraday había establecido que la electricidad estaba compuesta de partículas, llamadas iones. Durante los siguientes 50 años nadie volvió a preocuparse por este tema. Hacia finales del siglo XIX, el químico Svante Arrhenius reavivó esta área de estudio. Viaja a Suecia, al año 1884, para ver cómo este gran científico defiende su tesis doctoral. En su presentación, Arrhenius brinda por primera vez una definición química de los ácidos y las bases. El tribunal que evalúa su tesis no sabe si aprobarla, es un trabajo demasiado revolucionario. Tú sabes que Arrhenius está en lo cierto y deseas convencer al tribunal. Para esto, decides hacer dos soluciones, una conteniendo HCl y otra conteniendo NaOH.

a) Mezclas 10 mL de la solución de HCl (17,45 %, $d = 1,085$ g/mL) con 10 mL de la solución de NaOH (3 g/L). Ambas se neutralizan, como propone Arrhenius. Calcula la masa máxima que puede obtenerse de cloruro de sodio.

Hacia fines del siglo XIX los químicos seguían sin tener idea sobre la naturaleza interna de los átomos. Fueron los físicos quienes dieron el siguiente paso, a través de sus experimentos con la luz, la electricidad y la radiactividad. Estos avances impulsaron la generación de varios modelos atómicos. Uno de los más importantes fue el desarrollado por el danés Niels Bohr, uno de los físicos más grandes del siglo XX.

b) Es el año 1913, y consigues una entrevista con Bohr. Él te explica el modelo del átomo de hidrógeno que acaba de desarrollar. El electrón se ubica en niveles cuantizados de energía, cada uno asociado a un número cuántico n . La energía de cada nivel se calcula como $E = -(2,18 \times 10^{-18} \text{ J})/n^2$. Determina la energía necesaria, en kJ, para promover los electrones de un mol de átomos de H desde $n = 1$ a $n = 3$.

Bohr está preocupado porque su modelo no explica adecuadamente el comportamiento de los átomos polielectrónicos. La solución a esto, le adelantas, la proveerá la mecánica cuántica. El electrón será descrito como una onda, y sólo podrá conocerse la probabilidad de encontrarlo en ciertas regiones del espacio. Para aclararle a Bohr cómo funciona esta nueva teoría eliges resolver los siguientes problemas.

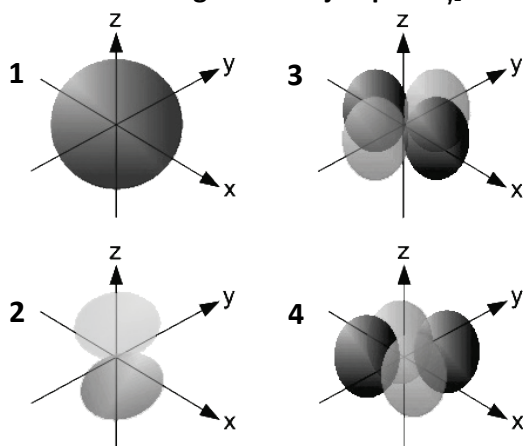
c) Escribe la configuración electrónica del estado fundamental de las siguientes especies. Indica en cada caso cuántos electrones desapareados posee.

O^{2-} :	Número de electrones desapareados =
Fe^{3+} :	Número de electrones desapareados =

d) ¿Cuáles son los valores de los 4 números cuánticos para el electrón más externo del catión Sc^+ en su estado fundamental?

e) Indica el nombre de cada orbital atómico que se muestra en la figura. Por ejemplo " d_{yz} ".

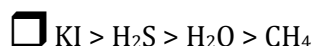
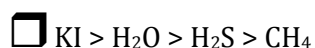
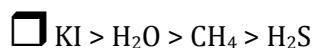
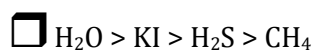
1	
2	
3	
4	



La mecánica cuántica comenzaba exitosamente a generar teorías que explicaban la naturaleza del enlace químico. Sin embargo, la mayoría de los químicos, no eran capaces de entender los detalles matemáticos de estas teorías. El químico estadounidense Linus Pauling hizo de puente entre estos dos mundos, proponiendo la famosa "Teoría del Enlace de Valencia".

Te adelantas unos años, hasta 1930, cuando te reúnes con Pauling en la ceremonia de presentación de su libro "La naturaleza del enlace químico". Pauling te expone sus ideas del enlace y cómo éstas se usan para entender las geometrías moleculares. En primer lugar, él propone dibujar las estructuras de Lewis de las moléculas, para luego predecir su geometría molecular y su polaridad con una serie de reglas simples. Al salir de la ceremonia, un estudiante de química se te acerca y te pide que le ayudes a resolver los siguientes problemas. Utiliza las ideas de Pauling para encontrar una solución.

f) ¿Cuál de las siguientes opciones ordena correctamente los compuestos de mayor a menor punto de ebullición?



g) ¿Cuál de los siguientes fluoruros posee moléculas planas, PF_3 , SF_4 ó XeF_4 ? Justifica tu respuesta.

PROBLEMA 5: SURGE LA QUÍMICA ORGÁNICA

Desde el descubrimiento del fuego, el hombre estuvo inevitablemente sujeto a dividir las sustancias en dos clases, según ardiesen o no. El creciente conocimiento del siglo XVII mostró a los químicos que el mero hecho de la combustibilidad no era todo lo que separaba a los productos de la vida de los de la no-vida. En 1807, Berzelius sugirió que las sustancias producidas por organismos, como el aceite de oliva o el azúcar, se llamasen orgánicas. Las sustancias como el agua o la sal, características del medio no-viviente, eran inorgánicas.

Un punto que no dejó de impresionar a los químicos fue que las sustancias orgánicas eran fácilmente convertibles, por calentamiento u otro tratamiento energético, en sustancias inorgánicas. En 1845 Adolph Wilhelm Hermann Kolbe (1818-1884) sintetizó ácido acético, una sustancia indudablemente orgánica. Esta síntesis a partir de los elementos constituyentes (O, H y C) o síntesis total, es lo máximo que puede pedírsele a la química.

Quien llevó las cosas aún más lejos fue el químico francés Pierre Eugène Marcelin Berthelot (1827-1907). Durante la década de 1850 efectuó sistemáticamente la síntesis de compuestos orgánicos, confeccionando unas tablas. Éstas incluían sustancias tan conocidas e importantes como el alcohol metílico, alcohol etílico, metano, benceno y acetileno.

a) Indica la estructura del ácido acético (ácido etanoico), etanol y metano.

b) Escribe la ecuación balanceada correspondiente a la combustión del etanol.

Aun sin conocer el tipo de fuerzas que eran responsables de que los átomos tuvieran cierta valencia, y sin poder demostrar directamente la existencia de los átomos mismos, la química orgánica se fue consolidando, convirtiéndose en una ciencia predictiva. Para dar un ejemplo, se sabía que el benceno tenía la fórmula C_6H_6 a partir de su análisis elemental y su peso molecular.

c) Formula como mínimo 4 de las posibles estructuras de fórmula C_6H_6 e indique cuál/es de ellas pertenece/n a la familia de compuestos aromáticos. Justifica tu respuesta.

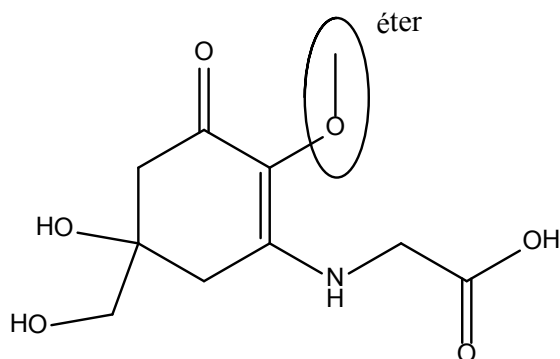
d) Formula todos los compuestos de fórmula C_5H_{10} , e indica qué tipo de isomería presentan con respecto al 2-buteno.

Cuando en la primera mitad del siglo XIX hombres como Berthelot empezaron a unir moléculas orgánicas, estaban ampliando drásticamente los límites aceptados de su ciencia. En lugar de limitar sus investigaciones al entorno físico existente, estaban comenzando a imitar la creatividad de la naturaleza. Compuestos naturales de complejidad cada vez mayor fueron sintetizados, pero la síntesis servía normalmente para establecer la estructura molecular.

Por ejemplo Otto Wallach (1847-1931), dilucidó afanosamente la estructura de los terpenos, importantes aceites vegetales. El compuesto micosporina-glicina pertenece a la familia de los terpenos, y fue aislado de un organismo marino por Gleason.

e) Indica en la figura (como se muestra para el grupo éter) cuáles de los siguientes grupos funcionales están presentes en la micosporina-glicina:

- alcohol
- aldehído
- cetona
- ácido carboxílico
- amina



Constante de los gases ideales: $R = 0,082 \text{ L atm}/(\text{mol K}) = 8,31 \text{ J}/(\text{mol K}) = 2 \times 10^{-3} \text{ kcal}/(\text{mol K})$

Constante de Planck: $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$

Velocidad de la luz: $c = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$

Constante de Avogadro: $N = 6,023 \times 10^{23} \text{ partículas/mol}$

1																		18	
1 H 1.008	2																2 He 4.003		
3 Li 6.94	4 Be 9.01											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18		
11 Na 22.99	12 Mg 24.30	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.06	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95		
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 72.64	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80		
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.96	43 Tc -	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		
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57-71	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 -	85 At -	86 Rn -		
87 Fr -	88 Ra -	89-103	104 Rf -	105 Db -	106 Sg -	107 Bh -	108 Hs -	109 Mt -	110 Ds -	111 Rg -									

57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm -	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 173.05	71 Lu 174.97
89 Ac -	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np -	94 Pu -	95 Am -	96 Cm -	97 Bk -	98 Cf -	99 Es -	100 Fm -	101 Md -	102 No -	103 Lr -

Nombre: _____
 Cédula de Identidad: _____
 Liceo: _____
 Departamento: _____



**Programa Olimpiada
Uruguay de Química**
 FACULTAD DE QUÍMICA - UDELAR



XVI OLIMPIADA NACIONAL DE QUÍMICA - NIVEL 3

Planilla de corrección

1a	1b	1c	1d	1e	1f	2a	2b	2c	2d	2e	2f	2g	3a
3b	3c	3d	3e	3f	3g	3h	4a	4b	4c	4d	4e	4f	4g
4h	4i	4j	5a	5b	5c	5d	5e	5f	5g	Total/100			

PROBLEMA 1: LA ALQUIMIA

La alquimia es una antigua disciplina filosófica y espiritual que dio origen a la química actual, aunque también comprende aspectos esenciales de la metalurgia, la física, la medicina, la psicología, la astrología, la semiótica, el misticismo y el arte. La alquimia fue practicada desde la antigüedad hasta el siglo XIX, en una compleja red de escuelas y sistemas filosóficos que abarca al menos 2500 años. Los alquimistas tenían dos objetivos principales: la transformación de las sustancias en oro y la preparación del Elixir de la Vida.

Imagínate que eres transportado al pasado y conoces a un Alquimista. Tienes la posibilidad de recorrer con él la antigüedad y ayudarlo con algunos problemas químicos que todavía no ha podido resolver.

a) La Alquimia utilizaba símbolos para representar las distintas formas de materia. Llena el siguiente cuadro, para explicarle al Alquimista cómo los químicos actuales nombramos y formulamos las sustancias. Además, clasifica las mismas en elementos, compuestos o mezclas homogéneas o heterogéneas. Finalmente, informa si la solubilidad en agua y la conductividad eléctrica de estas sustancias será alta o baja. Puedes utilizar como pistas los resultados de las secciones siguientes.

Símbolo alquímico	Nombre	Fórmula	Clasificación	Solubilidad en agua	Conductividad eléctrica
			Compuesto	----	Alta
		CH ₃ -COOH		----	----
	Ácido nítrico		Compuesto	----	
	Solución de ácido nítrico y ácido clorhídrico	----		----	
	Nitrato de potasio		Compuesto	Alta	

$\triangleup$			Elemento	Baja	Baja
$\odot$		Sb		Baja	
$\times$	Cloruro de amonio		Compuesto		
$\rightarrow\rightarrow$	Cinabrio		Compuesto	----	----
$\bigcirc$	Pirita	FeS ₂		----	----

b) Hablando con el Alquimista te das cuenta de que el elemento $\triangleup$ es un no metal abundante en la naturaleza y que presenta propiedades fisicoquímicas intermedias entre las del oxígeno y las del selenio. El Alquimista te cuenta que si lo hace reaccionar con mercurio líquido obtiene una única sustancia sólida roja, que representa como $\rightarrow\rightarrow$. Esta sustancia posee 86,2 % de Hg y 13,8 % de $\triangleup$, y su masa molar es 232,65 g/mol. Formula el compuesto $\rightarrow\rightarrow$.

c) El compuesto $\rightarrow\rightarrow$ resultó muy interesante a los alquimistas, ya que el mercurio líquido que se utilizó para sintetizarlo puede recuperarse enteramente. El Alquimista te muestra como lo hace. A 1 mol de $\rightarrow\rightarrow$ se lo hace reaccionar estequiométricamente con 1 mol de O₂(g), dando únicamente mercurio líquido y un óxido gaseoso de $\triangleup$. Escribe la ecuación igualada que representa a este proceso, indicando estados de agregación.

d) Charlando con el Alquimista, él te cuenta que fue capaz de hacer reaccionar este óxido gaseoso con más O₂(g) y agua líquida, para dar un ácido inorgánico fuerte, que decidió simbolizar como $\oplus$. En este compuesto el elemento $\triangleup$ está en estado de oxidación +6. Escribe la ecuación igualada de este proceso, indicando estados de agregación.

e) Antes de despedirse el Alquimista te cuenta sobre el "Fuego Griego". Es un arma incendiaria que utilizaba la fuerza naval del Imperio Bizantino contra las flotas enemigas. En la actualidad no se sabe bien cómo se producía. Sin embargo, el Alquimista te cuenta cómo él lo ha logrado obtener. Primero, mezcla polvo de hueso (que contiene altas cantidades de fosfato de calcio sólido) con carbón vegetal (C(s)), los que reaccionan dando anhídrido carbónico y fosfuro de calcio sólido (Ca_3P_2) (proceso 1). El fosfuro de calcio se pone en contacto con agua líquida, dando lugar a una reacción explosiva, con formación de fosfuro de hidrógeno gaseoso y una solución de hidróxido de calcio (proceso 2). Escribe las ecuaciones igualadas que representan a ambos procesos, indicando estados de agregación.

Proceso 1:

Proceso 2:

f) Ahora que le has explicado los procesos químicos que tienen lugar cuando se produce el "Fuego Griego", el Alquimista está interesado en saber qué poder de destrucción posee. Sabiendo que el logaritmo de la constante de equilibrio del proceso 2 ($\ln K$), que es el que desprende toda la energía destructiva, vale 270 a 298 K, y que para destruir un barco se necesita desprender, a presión constante, 53 kcal en forma de calor, ¿cuántos barcos se podrían destruir como máximo con 2 moles de Ca_3P_2 ?

Datos: $S^0(\text{Ca}_3\text{P}_2, \text{s}) = 29,6 \text{ cal}/(\text{mol K})$

$S^0(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 16,7 \text{ cal}/(\text{mol K})$

$S^0(\text{fosfuro de hidrógeno, g}) = 50,25 \text{ cal}/(\text{mol K})$

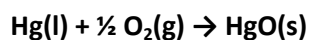
$S^0(\text{hidróxido de calcio, ac}) = -17,8 \text{ cal}/(\text{mol K})$

Supone condiciones estándar para todas las especies involucradas y $T = 298 \text{ K}$.

PROBLEMA 2: NACE LA QUÍMICA

En el siglo XVII, la Física y la Astronomía se habían establecido como áreas de la ciencia. En ambas se reconocía la importancia del uso de medidas cuantitativas. Sin embargo, este no fue el caso de la Alquimia, que tuvo que esperar hasta un siglo después, cuando varios protagonistas hicieron aportes científicos relevantes, que permitieron forjar un marco cuantitativo para el nacimiento de una nueva área de la ciencia: la Química. Siguiendo el recorrido histórico, tienes la oportunidad de conocer a tres de estos científicos: Antoine Lavoisier, John Dalton y Amedeo Avogadro.

Es el año 1779 y Antoine Lavoisier te invita a su laboratorio. Durante horas te cuenta sobre sus experiencias y su famosa Ley de la Conservación de la Masa. Él mismo te muestra los resultados de su último experimento y te pide ayuda para interpretarlos. Primero calentó, a 573 K, 8,71 g de mercurio líquido, en presencia de 6 L de aire a 1 atm. Cuando el mercurio líquido se consumió totalmente, obtuvo un sólido rojo de óxido de mercurio(II), mientras que el volumen de gas había disminuido.



Para explicarle a Lavoisier exactamente qué ha ocurrido, calcula las siguientes magnitudes:

a) La masa de óxido de mercurio formado, sabiendo que el rendimiento de este proceso es 90 % y que la pureza del mercurio que utilizó es 98 %.

b) El volumen final de gas, a 1 atm y 573 K. Recuerda que hay 20 L de oxígeno en cada 100 L de aire.

c) Lavoisier transfirió la mezcla gaseosa que quedó luego de este proceso a un recipiente más grande, donde metió un pájaro. El animal murió en pocos minutos, por lo que Lavoisier llamó a este gas "Azote", del griego "sin vida". ¿Cuál es el gas que se encuentra en mayor proporción en esta mezcla gaseosa? ¿Cuál es su fracción molar en la mezcla?

Gas	☐ CO ₂	Fracción molar	☐ 0,80
	☐ O ₂		☐ 0,20
	☐ N ₂		☐ 1,00
	☐ H ₂ O		☐ 0,96
	☐ CO		☐ 0,04

d) Según te cuenta Lavoisier, el experimento continuó. Él tomó una parte del HgO(s) y lo transfirió a un recipiente. Allí lo calentó para obtener, nuevamente, mercurio líquido y oxígeno gaseoso. Con tu conocimiento actual de la química, decides explicarle a Lavoisier un concepto que desconoce: el equilibrio químico. Para eso colocan, en ausencia de O₂ gaseoso, 1 g de óxido de mercurio(II) en un recipiente cerrado y rígido de 0,5 L de capacidad. Lo calientan a 573 K, y al llegar al equilibrio comprueban que hay $4,96 \times 10^{-8}$ mol de O₂. ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio en estas condiciones?

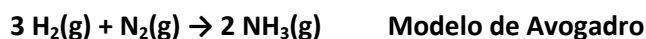
e) Lavoisier queda sorprendido con este nuevo concepto. Sin embargo, todavía no entiende cómo funciona el equilibrio químico heterogéneo. Él te pregunta cuál de los siguientes cambios provocará un desplazamiento en la posición de equilibrio. Marca Sí o No.

Perturbación	SÍ	NO
Agregado de Hg líquido		
Agregado de O ₂ gaseoso		
Remoción de la mitad del HgO sólido		
Aumento del volumen a temperatura constante		

Viajas al año 1811. En ese momento, las ideas del químico inglés John Dalton habían ganado aceptación general. Dalton insistía en que las moléculas estaban formadas por apareamiento de átomos en relaciones numéricas definidas. De esta manera, para Dalton el hidrógeno se representaba como H, el nitrógeno era N y el oxígeno era O. Además, las moléculas de agua y amoníaco se simbolizaban como HO y NH. En ese mismo año, Amedeo Avogadro, físico y químico italiano, propuso una hipótesis que contradecía a la de Dalton. Según Avogadro, el hidrógeno, oxígeno y nitrógeno podían representarse como moléculas

diatómicas (H_2 , O_2 , N_2) y el amoníaco y el agua presentaban las fórmulas químicas NH_3 y H_2O . Esta disputa fue feroz, aunque durante medio siglo Dalton ganó la batalla.

Te encuentras con ambos científicos y decides cambiar el curso de los hechos. Tratarás de explicarles, con cálculos, cuál de los dos modelos es el correcto. Para esto les propones un experimento. Colocas en un recipiente cerrado y rígido 3,394 atm de hidrógeno y 2,133 atm de nitrógeno. Cuando se alcanza el equilibrio, la presión parcial de hidrógeno es un 42 % del valor inicial. Según Dalton o Avogadro, las reacciones que ocurren son:



f) Calcula para ambos procesos la presión total del sistema en el equilibrio. Recuerda que la presión total es la suma de las presiones parciales de los tres gases en el equilibrio.

Presión total (Modelo de Dalton) =

Presión total (Modelo de Avogadro) =

g) Si se mide la presión total de los gases en este experimento, el resultado es 4,2 atm. De acuerdo con esto y tomando en cuenta tus cálculos, ¿cuál de los dos modelos te parece correcto?

☐ Modelo de Dalton

☐ Modelo de Avogadro

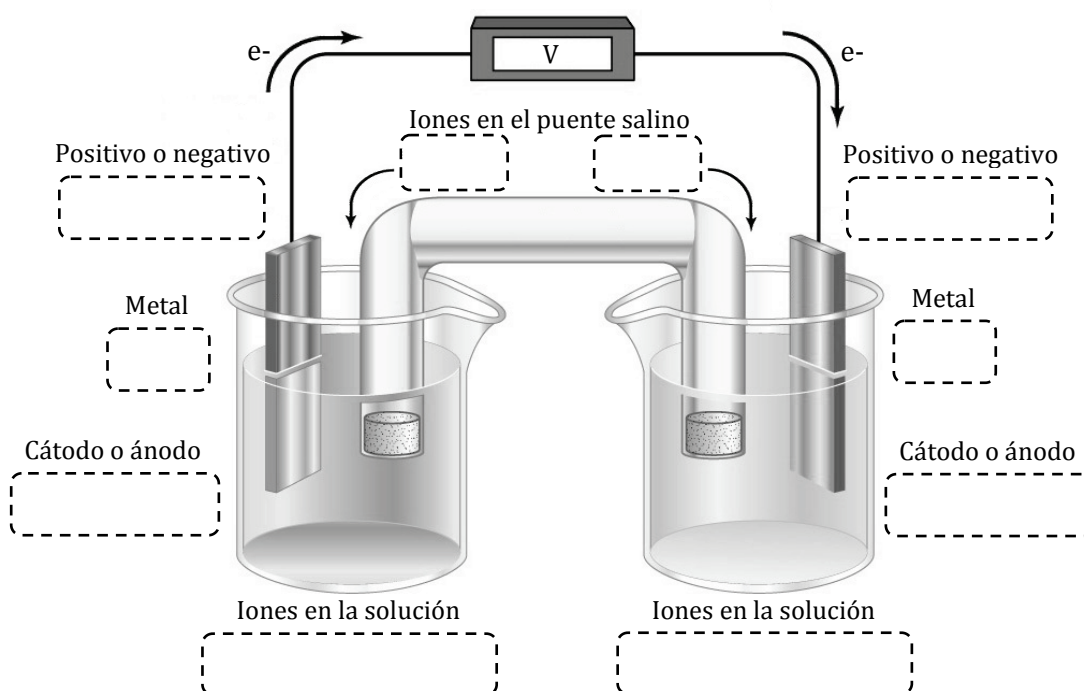
PROBLEMA 3: LA QUÍMICA SE CONSOLIDA

Con el aporte riguroso y sistemático de varios científicos, la Química se separó de la Alquimia y durante el siglo XIX se consolidó como área científica. Los químicos descubrían nuevos elementos con gran rapidez, lo que llevó a la necesidad de nuevas teorías sobre la naturaleza de la materia. En este devenir, muchos científicos hicieron importantes aportes a favor de la existencia de los átomos.

Esta carrera histórica se origina con el advenimiento de la electricidad. Gracias a ella, los químicos pudieron desentrañar los misterios del enlace químico. Es así que tu viaje histórico continúa, en este caso, con el creador de la pila: Alessandro Volta.

Es el año 1800, y Alessandro Volta, profesor de física experimental, te recibe en la Universidad de Pavía, Italia. Te cuenta los detalles de un artefacto que ha inventado hace unos días. Se trata de una serie de discos alternados de cinc y de plata, separados unos de otros por trozos de fieltro impregnado de salmuera. Tú le comentas que ha descubierto la pila, y para explicarle este concepto decides dibujar el siguiente esquema de una celda galvánica, construida con barras de ambos metales sumergidas en soluciones de sus nitratos. El puente salino contiene nitrato de potasio.

a) Completa el esquema, sabiendo que el cinc metálico es el agente reductor.



b) Volta queda muy impresionado y te pregunta qué ocurre a nivel químico. Escribe las ecuaciones químicas igualadas, indicando estados de agregación, de ambas semirreacciones y la reacción total.

Semirreacción catódica:

Semirreacción anódica:

Reacción redox total:

c) Luego de esto, Volta quiere saber qué utilidad tiene la pila. Tú le explicas que es posible realizar trabajo eléctrico, debido al potencial eléctrico generado por ella. Calcula este potencial para la pila anterior a 25 °C y en condiciones estándar.

Potenciales estándar de reducción a 298 K: $E^0 (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^0 (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$

Con la pila, Volta demostró que una reacción química puede producir electricidad. Entonces, surgió la siguiente cuestión: ¿podrá la electricidad producir una reacción química? Uno de los científicos que más investigó en este campo fue el químico inglés Humphry Davy. En sus primeros experimentos, él envió corrientes de alta intensidad a través de soluciones acuosas de diversos metales alcalinos. Sin embargo, no obtenía ningún resultado nuevo. Sólo H_2 y O_2 gaseosos como productos. Viajas al año 1807 y te diriges al laboratorio de Davy. Tú sabes cuál es su problema: debe quitar el agua de sus experimentos. Le propones fundir sales y pasar corriente a través de ellas. Entonces, juntos calientan óxido de potasio (K_2O) y, cuando se vuelve líquido, pasan una corriente eléctrica. A partir de los iones de la sal fundida, en el ánodo se forma oxígeno gas y en el cátodo glóbulos de un metal, un nuevo elemento que Davy llamó potasio.

d) Escribe las ecuaciones químicas igualadas de ambas semirreacciones.

Semirreacción catódica:

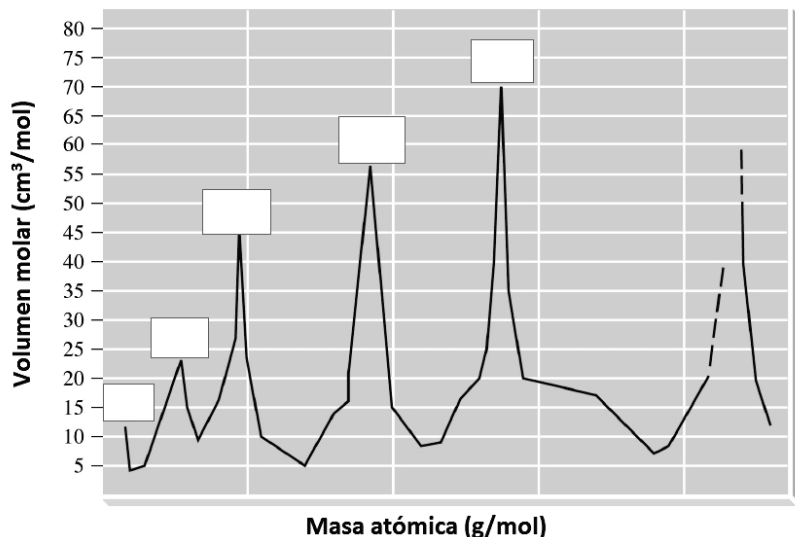
Semirreacción anódica:

Mientras hablas con Davy, se acerca su ayudante de laboratorio. Es Michael Faraday, un chico de 16 años que en un futuro será el creador de las leyes de la electrólisis. Para explicarles a ambos el funcionamiento de estas leyes, decides mostrarles cómo determinar el valor de la constante de Faraday (F). Para esto, electrolizan una solución acuosa de Cu^{2+} , usando 1 A de corriente por 20 minutos.

e) Si se obtienen, con 62 % de rendimiento, 0,245 g de Cu metálico, ¿cuál es el valor de F ?

Debido al uso de la electricidad, hacia 1850 se conocían una enorme cantidad de elementos con propiedades muy variables. Era tentador buscar un orden que sistematizara su estudio. Aunque varios científicos lo intentaron, sólo dos tuvieron éxito: Julius Meyer en Alemania y Dimitri Mendeleiev en Rusia.

f) Es el año 1869. Meyer está trabajando en el siguiente gráfico. Para construirlo, calculó para cada elemento conocido el volumen que ocupan un mol de átomos del mismo al estado sólido (volumen molar). Luego graficó el volumen molar en función de la masa atómica. Suponiendo que el volumen molar es proporcional al volumen atómico, ¿qué elementos están ubicados en los máximos de la curva? Coloca sus símbolos químicos en los cuadros.



g) Meyer discute contigo la periodicidad del gráfico y duda si los elementos que se descubrirán en el futuro también se ajustarán a esta tendencia. Para convencerlo de que así será, calcula el volumen molar del Argón, el que se descubrió varios años después, sabiendo que su densidad al estado sólido es $1,402 \text{ g/cm}^3$ y su peso atómico $39,95 \text{ g/mol}$. Marca aproximadamente en el gráfico anterior dónde se encontraría.

Dejas a Meyer y te trasladas a Rusia. Mendeleiev te muestra la siguiente tabla que está preparando. Allí, él ordenó los elementos por su masa atómica.

			Ti = 50	Zr = 90	? = 180.0
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182.0
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186.0
			Mu = 55	Rh = 104.4	Pt = 197.4
			Fe = 56	Ru = 104.4	Ir = 198.0
			Ni = Co = 59	Pl = 106.5	Os = 199.0
			Cu = 63.4	Ag = 108	Hg = 200.0
			Zn = 65.2	Cd = 112	
			? = 68	Ur = 116	
			? = 70	Sn = 118	
			As = 75	Sb = 122	
			Se = 79.4	Te = 128	
			Br = 80	I = 127	
			Rb = 85.4	Cs = 138	
			Sr = 87.4	Ba = 137	
			Ce = 92		
H = 1	Be = 9.4	Mg = 24			
	B = 11	Al = 27.4			
	C = 12	Si = 28			
	N = 14	P = 31			
	O = 16	S = 32			
	F = 19	Cl = 35.5			
Li = 7	Na = 23	K = 39			
		Ca = 40			
		? = 45			

h) Tú la reconoces. Es la primera Tabla Periódica de los Elementos. Él ha dejado 4 huecos, marcados con el símbolo "?", que corresponden a elementos no descubiertos hasta el momento. ¿Cuáles son estos elementos? Ordénalos de menor a mayor electronegatividad.

PROBLEMA 4: LA NUEVA QUÍMICA

El siglo XIX iba llegando a su fin, y aunque se habían descubierto una cantidad significativa de elementos químicos, todavía no eran aceptadas las ideas de la existencia de átomos, moléculas e iones. En este contexto surgieron una serie de científicos que realizaron experimentos que no sólo confirmarían la existencia de estas entidades, sino que impulsarían el nacimiento de una nueva química, preocupada por la naturaleza de los átomos y las características químicas de la fuerza que los une, el enlace químico.

En este marco te adentras a explorar los avances en la química de finales del siglo XIX y principios del siglo XX, de la mano de tres de los más grandes científicos: Svante Arrhenius, Niels Bohr y Linus Pauling.

En 1834 Faraday había establecido que la electricidad estaba compuesta de partículas, llamadas iones. Durante los siguientes 50 años nadie volvió a preocuparse por este tema. Hacia finales del siglo XIX, el químico Svante Arrhenius reavivó esta área de estudio. Viaja a Suecia, al año 1884, para ver cómo este gran científico defiende su tesis doctoral. En su presentación, Arrhenius brinda por primera vez una definición química de los ácidos y las bases. El tribunal que evalúa su tesis no sabe si aprobarla, es un trabajo demasiado revolucionario. Tú sabes que Arrhenius está en lo cierto y deseas convencer al tribunal. Para esto, decides hacer dos soluciones, una conteniendo NH_4Cl y otra conteniendo NH_3 .

a) Escribe la ecuación balanceada de la disociación ácida del NH_4^+ . Indica los ácidos y las bases conjugadas.

b) Calcula el pH de la solución de NH_3 , sabiendo que su concentración es 11,49 % (m/m).

Datos: $K_b \text{ NH}_3 = 1,80 \times 10^{-5}$ densidad de la solución de NH_3 11,49 % = 0,952 g/mL $T = 298 \text{ K}$

Unos años más tarde, en 1889, Arrhenius hizo otro fructífero aporte a la química. Señaló que en una reacción química, los reactivos sólo podrán dar lugar a los productos cuando poseen una energía mínima, llamada "Energía de Activación" (E_a). Arrhenius te propone los siguientes problemas que debes resolver.

El compuesto A se descompone según la siguiente reacción de orden cero:



c) Sabiendo que la velocidad de reacción se multiplica por 10 cuando la temperatura a la que se realiza la reacción aumenta de 298 a 400 K, calcula E_a en kJ/mol.

d) Si la concentración inicial de A es 0,5 M, ¿Cuál será su concentración luego de 2 minutos?

Factor preexponencial de Arrhenius = 25,03 M/s

$T = 298 \text{ K}$

Hacia fines del siglo XIX los químicos seguían sin tener idea sobre la naturaleza interna de los átomos. Fueron los físicos quienes dieron el siguiente paso, a través de sus experimentos con la luz, la electricidad y la radiactividad. Estos avances impulsaron la generación de varios modelos atómicos. Uno de los más importantes fue el desarrollado por el danés Niels Bohr, uno de los físicos más grandes del siglo XX.

e) Es el año 1913, y consigues una entrevista con Bohr. Él te explica el modelo del átomo de hidrógeno que acaba de desarrollar. El electrón se ubica en niveles cuantizados de energía, cada uno asociado a un número cuántico n . La energía de cada nivel se calcula como $E = -(2,18 \times 10^{-18} \text{ J})/n^2$. Determina la energía necesaria, en J, para promover el electrón del átomo de H desde el nivel $n = 1$ al nivel $n = 3$.

f) Bohr te comenta, además, que la energía necesaria para promover al electrón de la parte e) es brindada por un fotón de luz. Calcula cuál es la longitud de onda de ese fotón, en nm, usando la ecuación de Planck.

Datos: $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J}$ $c = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$ $1 \text{ nm} = 1 \times 10^{-9} \text{ m}$

Bohr está preocupado porque su modelo no explica adecuadamente el comportamiento de los átomos polieletrónicos. La solución a esto, le adelantas, la proveerá la mecánica cuántica. El electrón será descrito como una onda, y sólo podrá conocerse la probabilidad de encontrarlo en ciertas regiones del espacio. Para aclararle a Bohr cómo funciona esta nueva teoría eliges resolver los siguientes problemas.

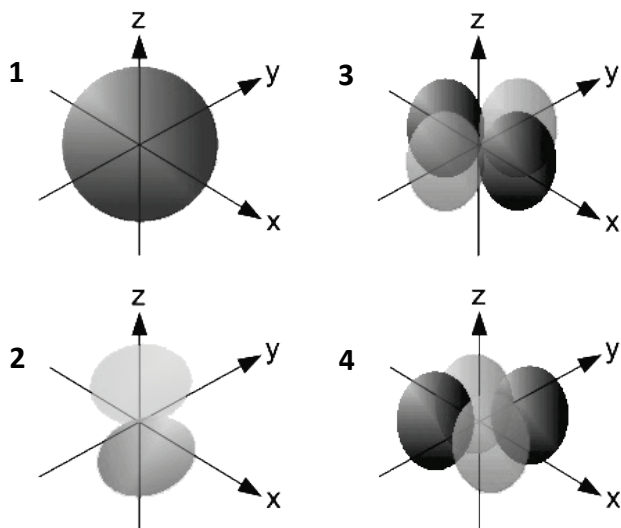
g) Escribe la configuración electrónica del estado fundamental de las siguientes especies. Indica en cada caso cuántos electrones desapareados posee.

O^{2-} :	Número de electrones desapareados =
Fe ³⁺ :	Número de electrones desapareados =

h) ¿Cuáles son los valores de los 4 números cuánticos para el electrón más externo del catión Sc⁺ en su estado fundamental?

i) Indica el nombre de cada orbital atómico que se muestra en la figura. Por ejemplo “d_{yz}”.

1	
2	
3	
4	



La mecánica cuántica comenzaba exitosamente a generar teorías que explicaban la naturaleza del enlace químico. Sin embargo, la mayoría de los químicos, no eran capaces de entender los detalles matemáticos de estas teorías. El químico estadounidense Linus Pauling hizo de puente entre estos dos mundos, proponiendo la famosa "Teoría del Enlace de Valencia".

Te adelantas unos años, hasta 1930, cuando te reúnes con Pauling en la ceremonia de presentación de su libro "La naturaleza del enlace químico". Pauling te expone sus ideas del enlace y cómo éstas se usan para entender las geometrías moleculares. En primer lugar, él propone dibujar las estructuras de Lewis de las moléculas, para luego predecir su geometría molecular con una serie de reglas simples. Al salir de la ceremonia, un estudiante de química se te acerca y te pide que le ayudes a resolver el siguiente problema. Utiliza las ideas de Pauling para encontrar una solución.

j) ¿Cuál de los siguientes fluoruros posee moléculas planas, PF_3 , SF_4 ó XeF_4 ? Justifica tu respuesta.

PROBLEMA 5: SURGE LA QUÍMICA ORGÁNICA

Desde el descubrimiento del fuego, el hombre estuvo inevitablemente sujeto a dividir las sustancias en dos clases, según ardiesen o no. El creciente conocimiento del siglo XVII mostró a los químicos que el mero hecho de la combustibilidad no era todo lo que separaba a los productos de la vida de los de la no-vida. En 1807, Berzelius sugirió que las sustancias producidas por organismos, como el aceite de oliva o el azúcar, se llamasen orgánicas. Las sustancias como el agua o la sal, características del medio no-viviente, eran inorgánicas.

Un punto que no dejó de impresionar a los químicos fue que las sustancias orgánicas eran fácilmente convertibles, por calentamiento u otro tratamiento energético, en sustancias inorgánicas. En 1845 Adolph Wilhelm Hermann Kolbe (1818-1884) sintetizó ácido acético, una sustancia indudablemente orgánica. Esta síntesis a partir de los elementos constituyentes (O, H y C) o síntesis total, es lo máximo que puede pedírsele a la química.

Quien llevó las cosas aún más lejos fue el químico francés Pierre Eugène Marcelin Berthelot (1827-1907). Durante la década de 1850 efectuó sistemáticamente la síntesis de compuestos orgánicos, confeccionando unas tablas. Éstas incluían sustancias tan conocidas e importantes como el alcohol metílico, alcohol etílico, metano, benceno y acetileno.

a) Indica la estructura del ácido acético (ácido etanoico), etanol y metano.

b) Escribe la ecuación balanceada correspondiente a la combustión del etanol.

Aun sin conocer el tipo de fuerzas que eran responsables de que los átomos tuvieran cierta valencia, y sin poder demostrar directamente la existencia de los átomos mismos, la química orgánica se fue consolidando, convirtiéndose en una ciencia predictiva. Para dar un ejemplo, se sabía que el benceno tenía la fórmula C_6H_6 a partir de su análisis elemental y su peso molecular.

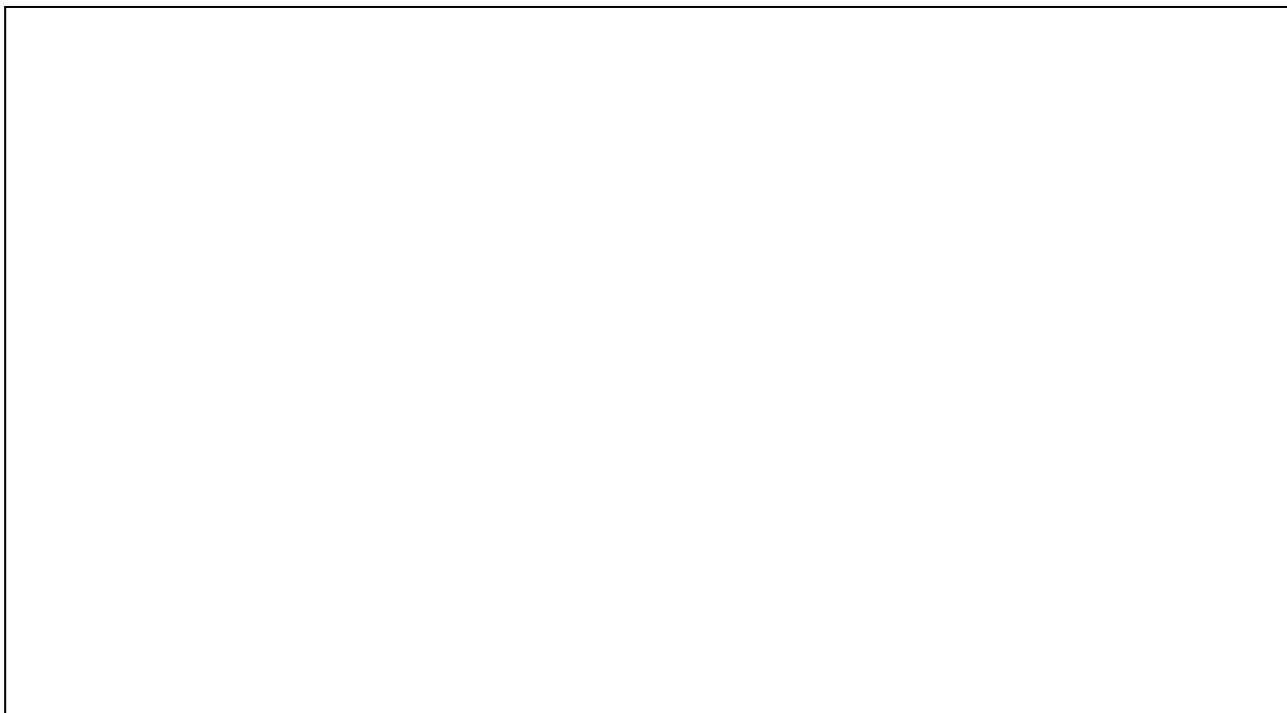
c) Formula como mínimo 4 de las posibles estructuras de fórmula C_6H_6 e indique cuál/es de ellas pertenece/n a la familia de compuestos aromáticos. Justifica tu respuesta.

d) Formula todos los compuestos de fórmula C_5H_{10} , e indica qué tipo de isomería presentan con respecto al 2-buteno.

Pero los compuestos orgánicos formados por Wöhler, Kolbe y Berthelot eran todos relativamente simples. Lo más característico de la vida eran las sustancias mucho más complejas, como el almidón, grasas y proteínas. Éstas eran menos fáciles de manejar y su exacta composición elemental no era tan fácil de determinar.

Todo lo que podía decirse al principio de estas complejas sustancias era que podían escindirse en unidades o «ladrillos» relativamente simples, calentándolas con ácidos o bases diluidas. El pionero en este campo fue un químico ruso, Gottlieb Sigismund Kirchhoff (1764-1833), quien en 1812 logró convertir almidón (calentándolo con ácido) en un azúcar simple que llamó finalmente glucosa.

e) Indica la estructura de la glucosa en la forma de Fisher y silla.



f) Dibuja la estructura de la lactosa sabiendo que:

- Se trata de un disacárido.
- Contiene una unidad de glucosa y una de galactosa unidas por un enlace del tipo β -(1,4).
- La galactosa es el epímero en C4 de la glucosa.

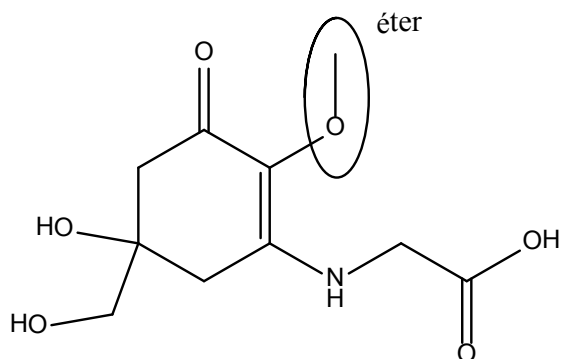


Cuando en la primera mitad del siglo XIX hombres como Berthelot empezaron a unir moléculas orgánicas, estaban ampliando drásticamente los límites aceptados de su ciencia. En lugar de limitar sus investigaciones al entorno físico existente, estaban comenzando a imitar la creatividad de la naturaleza. Compuestos naturales de complejidad cada vez mayor fueron sintetizados, pero la síntesis servía normalmente para establecer la estructura molecular.

Por ejemplo Otto Wallach (1847-1931), dilucidó afanosamente la estructura de los terpenos, importantes aceites vegetales. El compuesto micosporina-glicina pertenece a la familia de los terpenos, y fue aislado de un organismo marino por Gleason.

g) Indica en la figura (como se muestra para el grupo éter) cuáles de los siguientes grupos funcionales están presentes en la micosporina-glicina:

- alcohol
- aldehído
- cetona
- ácido carboxílico
- amina



Constante de los gases ideales: $R = 0,082 \text{ L atm}/(\text{mol K}) = 8,31 \text{ J}/(\text{mol K}) = 2 \times 10^{-3} \text{ kcal}/(\text{mol K})$

Constante de Planck: $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$

Velocidad de la luz: $c = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$

Constante de Avogadro: $N = 6,023 \times 10^{23} \text{ partículas/mol}$

1																		18	
1 H 1.008	2																2 He 4.003		
3 Li 6.94	4 Be 9.01											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18		
11 Na 22.99	12 Mg 24.30	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.06	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95		
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 72.64	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80		
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.96	43 Tc -	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		
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57-71	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 -	85 At -	86 Rn -		
87 Fr -	88 Ra -	89-103	104 Rf -	105 Db -	106 Sg -	107 Bh -	108 Hs -	109 Mt -	110 Ds -	111 Rg -									

57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm -	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 173.05	71 Lu 174.97
89 Ac -	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np -	94 Pu -	95 Am -	96 Cm -	97 Bk -	98 Cf -	99 Es -	100 Fm -	101 Md -	102 No -	103 Lr -

Nombre: _____
 Cédula de Identidad: _____
 Liceo: _____
 Departamento: _____



**Programa Olimpiada
 Uruguay de Química**
 FACULTAD DE QUÍMICA - UDELAR



XVII OLIMPIADA NACIONAL DE QUÍMICA - NIVEL 1

Planilla de corrección

1a	1b	1c	1d	1e	2a	2b	2c	2d	2e	3a	3b	3c	3d
3e	3f	4a	4b	4c	4d	4e	5a	5b	5c	Total/100			

QUÍMICA AMBIENTAL

La Química Ambiental se dedica al estudio de los procesos fisicoquímicos que ocurren por la interacción de la tierra, el agua, el aire y los organismos vivos.

Imagínate que te conviertes en un Químico especializado en Medio Ambiente, y como tal deberás resolver problemas relacionados con las fuentes, reacciones, efectos y destinos de las diversas especies químicas existentes en las aguas naturales, en el suelo y en la atmósfera.

PROBLEMA 1: QUÍMICA ACUÁTICA

La rama de la Química Ambiental dedicada a los fenómenos químicos que ocurren en las aguas naturales es la llamada Química Acuática. Los sistemas que estudia incluyen lagos, ríos, mares, océanos e, incluso, los acuíferos subterráneos.

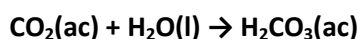
Un aspecto fundamental del estudio de los sistemas acuáticos es el análisis de los gases disueltos. Estos gases regulan la existencia de vida marina. Piensa en el oxígeno, sin el cual los organismos aerobios, como los peces, no podrían sobrevivir.

a) El oxígeno molecular (O_2) disuelto en las aguas naturales es utilizado por los organismos acuáticos para transformar la glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en dióxido de carbono gaseoso y agua líquida. Escribe la ecuación igualada que representa a este proceso, indicando estados de agregación.

b) Tomas una muestra de 250 mL de un río. Si la solubilidad del O_2 es 8,32 mg/L, ¿cuántos mg de glucosa (masa molar = 180 g/mol) serán necesarios para consumir todo el O_2 de la muestra?

Masa de glucosa =

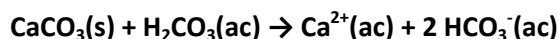
c) El CO_2 generado por los organismos acuáticos se disuelve parcialmente en el agua, con una solubilidad de $1,146 \times 10^{-5}$ mol por litro, a 25°C . Dado que es un óxido ácido, reacciona con el agua según:



Es por esto que algunos Químicos representan al CO_2 disuelto como " H_2CO_3 ". Demuestra que esto es incorrecto, calculando qué porcentaje del CO_2 disuelto se habrá convertido en H_2CO_3 . Considera que en la solución saturada de CO_2 la concentración de H_2CO_3 es $1,420 \times 10^{-6}$ g/L.

Porcentaje de CO_2 convertido =

d) El ácido carbónico generado es capaz de neutralizar el carbonato de calcio subterráneo, disolviéndolo y contribuyendo a la formación de las cuevas que contienen piedra caliza, de acuerdo con:



Deseas reproducir esta reacción en el laboratorio, donde su rendimiento es 93 %. Si partes de 8 g de piedra caliza (CaCO_3 85 % puro) y 80 mL de H_2CO_3 0,01 mol/L, el volumen final resulta 83 mL. ¿Cuál será la concentración molar final de HCO_3^- ?

$[\text{HCO}_3^-] =$

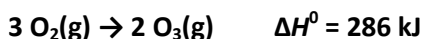
e) Cerca de los polos, donde la temperatura puede llegar a decenas de grados bajo cero, el agua se congela. Gracias a que el hielo es menos denso que el agua, flota, y aísla térmicamente al agua que queda por debajo. Esto evita que los ríos, lagos y mares polares se congelen totalmente, preservando la vida marina. Para demostrar que es menos denso decides determinar la densidad del hielo. Tomas un cubo de hielo de 8 mL de volumen y lo colocas en un recipiente rígido y cerrado. Fundes todo el hielo a 70 °C, obteniendo 5,48 mL de agua líquida ($d = 0,978 \text{ g/mL}$) y 0,1102 mol de agua gaseosa. ¿Cuál es la densidad del hielo?

densidad del hielo =

PROBLEMA 2: QUÍMICA ATMOSFÉRICA

La atmósfera es la capa protectora que nutre la vida en la tierra, protegiéndola del ambiente hostil del espacio exterior. Los procesos químicos que se dan a nivel atmosférico permiten que existan especies químicas que contienen H, N, C y O, elementos que todos los seres vivos necesitamos para subsistir. Indudablemente, el oxígeno juega un rol esencial en la química atmosférica. De hecho, es quien da lugar al ozono, el agente protector más importante contra las intensas y dañinas radiaciones solares.

a) La atmósfera, cuyo volumen estimado es de $4,24 \times 10^{22}$ L, posee una concentración de O_2 de 0,3 g/L. Estas moléculas de O_2 absorben energía solar y se transforman en O_3 , según:



El nivel de ozono atmosférico es idealmente constante, ya que además de generarse a partir de O_2 , se descompone en la atmósfera. Se estima que en la atmósfera hay en total $4,28 \times 10^{13}$ g de ozono. Marca cuál de las siguientes opciones es correcta en cada caso.

En la atmósfera, el número total de átomos de oxígeno que forman parte de las moléculas de O_2 es:

☐ $1,61 \times 10^{36}$

☐ $4,79 \times 10^{44}$

☐ $2,39 \times 10^{44}$

☐ $5,37 \times 10^{35}$

En la atmósfera, el número total de átomos de oxígeno que forman parte de las moléculas de O_3 es:

☐ $1,61 \times 10^{36}$

☐ $4,79 \times 10^{44}$

☐ $5,37 \times 10^{35}$

☐ $2,67 \times 10^{12}$

Si todo el O_3 atmosférico se transformara en O_2 , el calor liberado a presión constante sería:

☐ -143 kJ

☐ -286 kJ

☐ $-2,54 \times 10^{14}$ kJ

☐ $-1,27 \times 10^{14}$ kJ

b) Debido a la acción de hombre, la atmósfera se ha ido contaminando con el pasar del tiempo. Es así que hoy en varias ciudades del mundo, como Londres, puede observarse un cielo grisáceo debido al "smog". Una parte del smog se genera por la quema de combustibles conteniendo pirita (FeS_2), según:

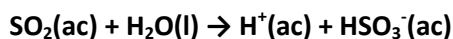


El óxido de hierro generado se suspende en el aire, reflejando la luz solar y oscureciendo el cielo. Sabiendo que el "óxido de hierro" (masa molar = 231,55 g/mol) posee una composición de 72,4 % de Fe y 27,6 % de O, determina la composición del mismo. Luego, iguala la reacción anterior.

Fórmula del "óxido de hierro":

Reacción igualada:

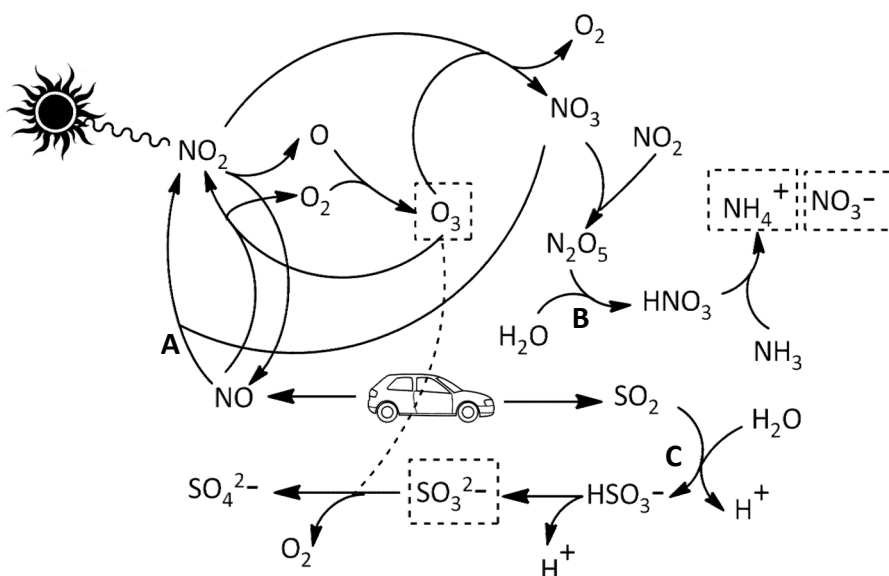
c) El SO_2 generado por la reacción anterior es un contaminante gaseoso que asciende a la atmósfera, se disuelve en el agua de la atmósfera y reacciona completamente donando H^+ a la solución:



Esto provoca lo que conocemos como "lluvia ácida". Sabiendo que la concentración de HSO_3^- al final de la reacción es $4,1 \times 10^{-5} \text{ M}$, calcula el pH de la lluvia ácida y verifica que es menor que el de la lluvia normal (pH = 5,6).

pH de la lluvia ácida:

Un tipo de smog bastante frecuente es el "smog fotoquímico", que se puede observar en ciudades como Los Ángeles o México. Como te muestra la figura, es llamado así porque los rayos solares dan lugar a una serie de reacciones que producen especies tóxicas, como O , NO_2 ó SO_3^{2-} , que envenenan a la atmósfera.



d) Los siguientes procesos, indicados en el esquema anterior, están relacionados con el "smog fotoquímico". Escribe la ecuación igualada de cada uno de ellos. El proceso C se muestra como ejemplo.

Proceso A:

Proceso B:

Proceso C: $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_3^-$

e) Formula y nombra los siguientes contaminantes.

Nombre	Fórmula
	N_2O_5
	HNO_3
óxido de nitrógeno(II)	
óxido de azufre(IV)	

PROBLEMA 3: GEOQUÍMICA

La Geoquímica es la especialidad de la Química Ambiental que estudia la abundancia, distribución y migración de los elementos entre las diferentes partes que conforman la Tierra. Utiliza como datos principales las transformaciones de los minerales componentes de la corteza terrestre, con el propósito de establecer leyes o principios en las cuales se basa tal distribución. Los elementos químicos más abundantes en la corteza terrestre son el O (46,6 %), el Si (27,7 %), el Al (8,1 %), el Fe (5,0 %), el Ca (3,6 %), el Na (2,8 %), el K (2,6 %) y el Mg (2,1 %). Todos ellos se hallan formando parte de diversos minerales, los que tienen gran importancia no sólo por ser un recurso natural de gran jerarquía para la economía de un país, sino porque además contienen muchos de los elementos que resultan esenciales para la vida.

a) Para los siguientes minerales, indica nombre, fórmula, tipo de sólido (iónico, metálico, covalente) e iones que los componen. La primera fila ya está resuelta como ejemplo.

Mineral	Nombre	Fórmula	Tipo de sólido	Catión	Anión
Halita	Cloruro de sodio	NaCl	Iónico	Na ⁺	Cl ⁻
Corindón	Óxido de aluminio(III)		Iónico		
Hematita				Fe ³⁺	O ²⁻
Azufre		S			
Fluorita		CaF ₂	Iónico		F ⁻
Cobre		Cu			
Cuarzo					

b) Los siguientes minerales se disuelven lentamente en las aguas naturales. Escribe para cada caso la ecuación igualada que representa su disociación en agua.

Thenardita (Na₂SO₄):

Farringtonita (Mg₃(PO₄)₂):

c) La Periclasa y la Bixbyíta son minerales constituidos por óxidos básicos, los que reaccionan con las aguas naturales. Escribe para cada mineral la ecuación igualada de su reacción con el agua.

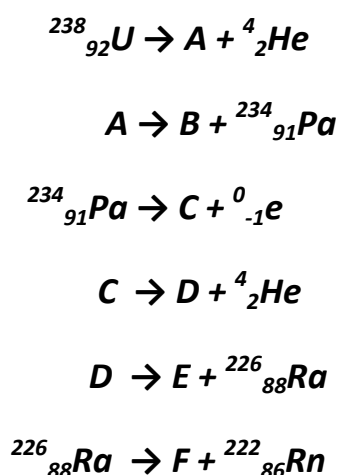
Periclasa (MgO):

Bixbyíta (Mn₂O₃):

d) Algunos minerales de la corteza terrestre han sido intensamente estudiados, porque poseen cantidades pequeñas de elementos radiactivos. Muchos de estos elementos son extraídos para diferentes propósitos, desde el marcado radiactivo de biomoléculas, hasta su uso como combustibles para los reactores nucleares. Completa el siguiente cuadro de especies radiactivas presentes en los suelos.

<i>símbolo</i>	$^{22}_{11}\text{Na}^+$			
<i>número de protones</i>			29	6
<i>número de electrones</i>		18	27	
<i>número de neutrones</i>		22	30	8
<i>carga</i>		-1		0

e) El elemento radiactivo más importante presente en la corteza terrestre es, sin dudas, el uranio. El uranio natural está formado por tres isótopos, aunque el más abundante es el uranio-238 (^{238}U). Este isótopo decae radiactivamente generando ^{222}Rn , que por ser un gas noble se libera a la atmósfera contaminando el aire. Los meteorólogos han usado este fenómeno a su favor, ya que pueden seguir el desplazamiento de grandes masas de aire a través de la medida de la actividad radiactiva del radón-222. Completa la siguiente secuencia radiactiva natural, que transforma el ^{238}U de los suelos en ^{222}Rn .



	Especie
A	
B	
C	
D	
E	
F	

f) De los isótopos del uranio, sólo el ^{235}U es usado como combustible nuclear. Se creía que su concentración era la misma en todo el planeta, hasta que en 1972 unos científicos franceses detectaron que en la mina de Oklo, en África, la concentración de este isótopo era menor. Luego de varios años de investigación se conoció la respuesta: Oklo es el primer reactor nuclear no creado por el hombre. Un reactor natural cuyas reacciones de fisión han liberado energía por más de 1800 millones de años. Completa las siguientes ecuaciones correspondientes a algunos de estos procesos de fisión nuclear.



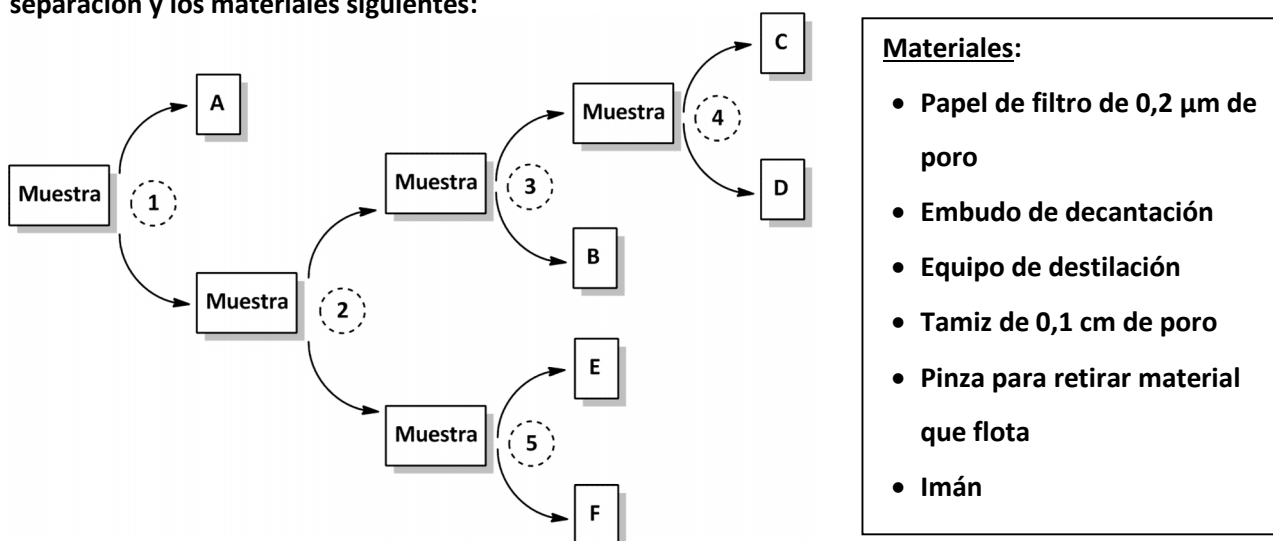
PROBLEMA 4: QUÍMICA ANALÍTICA AMBIENTAL

Como experto en Medio Ambiente eres contratado por una empresa química para evaluar el impacto de la misma en un lago donde se vierten los efluentes de producción. Tomas una muestra del lago y te dispones a realizarle una serie de análisis para determinar su naturaleza y sus parámetros de calidad.

a) Llevas la muestra al laboratorio y observas que, además de agua, posee varios componentes relacionados con el medio del que se extrajo: arena y arcilla del suelo, corteza de los árboles que rodean el lago, partículas de hierro de las tuberías por donde se desechan los efluentes, y etanol, uno de los contaminantes vertidos. Logras recabar los siguientes datos:

Componente	Densidad (g/mL)	Tamaño de grano (cm)	Punto de ebullición (°C)
Arcilla	2,00	menor a 0,002	---
Arena	2,32	0,25	---
Corteza de árbol	0,70	mayor a 2,0	---
Agua	1,00	----	100
Partículas de hierro	7,60	0,30	---
Etanol	0,78	----	78,4

Utilizando esta información procedes a separar cada componente de la muestra. Utilizas el esquema de separación y los materiales siguientes:



Completa los siguientes cuadros, indicando cuáles son los componentes separados y qué método de separación de fases o fraccionamiento se utilizó en cada etapa.

	Componente
A	
B	
C	
D	
E	
F	

	Método de separación o fraccionamiento
1	
2	
3	
4	Imantación
5	

b) Una parte importante del análisis químico ambiental es la identificación del tipo de vegetación que compone el ecosistema en estudio. Esto puede realizarse de forma aproximada mediante el porcentaje de carbono de la corteza, la cual es diferente para cada tipo de árbol: tropical (42-45 %), subtropical (45-50 %) y boreal (50-61 %). Tomas la corteza que separaste, la secas y pesas 10 g. La quemas completamente, obteniendo sólo tres productos: agua, N_2 y CO_2 . Si obtienes 0,442 mol de CO_2 , ¿qué porcentaje de carbono posee la corteza? ¿Qué tipo de árboles rodean al lago: tropical, subtropical o boreal?

% C =

Tipo de árbol =

c) Deseas identificar a la arcilla que separaste de la muestra. En base a criterios físicos y químicos reduces tu lista de posibilidades a Nepouita ($Ni_3Si_2O_5(OH)_4$) ó Cariopilita ($Mn_3Si_2O_5(OH)_4$). Tomas 5 g de arcilla seca y le determinas el porcentaje de oxígeno. Si el resultado es 37,9 %, ¿cuál es la arcilla?

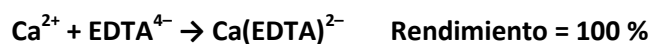
Tipo de arcilla =

Procedes a analizar el agua del lago que lograste separar de la muestra. Le harás varios análisis para saber si se encuentra dentro del rango apto para consumo humano.

d) Un parámetro importante a controlar del agua es su dureza, es decir, el nivel de sales minerales que contiene, principalmente sales de calcio. Existen distintos tipos de agua dura, y se clasifican de acuerdo con su concentración de Ca^{2+} , expresada como mg por litro de $CaCO_3$:

Tipo de agua	[CaCO ₃] en mg/L
Agua blanda	menor a 17
Agua levemente dura	17 - 60
Agua moderadamente dura	60 - 120
Agua dura	120 - 180
Agua muy dura	mayor a 180

Para estimar la dureza del agua del lago, haces una toma de 5,00 mL y la haces reaccionar completamente con una solución $1,0 \times 10^{-3}$ mol/L de EDTA, según la siguiente ecuación:



Si necesitaste 7,50 mL de la solución de EDTA, ¿qué tipo de agua se extrajo del lago?

Tipo de agua =

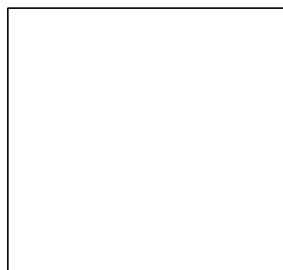
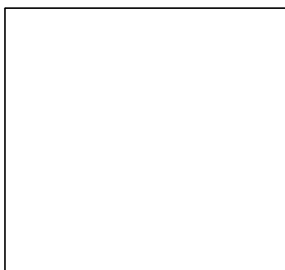
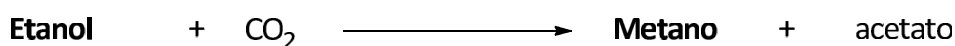
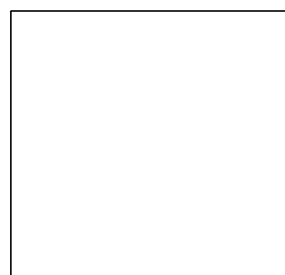
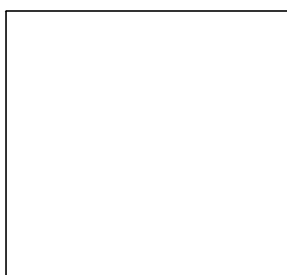
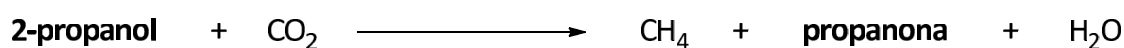
e) La titulación anterior se debe realizar a pH = 12, para que no interfiera el ion Mg^{2+} . Para esto ajustaste el pH con una solución de NaOH 1,22 mol/L, cuya densidad es 1,050 g/mL. ¿Qué concentración en %(m/m) tiene esta solución de NaOH?

Concentración en %(m/m) =

PROBLEMA 5: QUÍMICA ORGÁNICA AMBIENTAL

Los contaminantes orgánicos se pierden en la atmósfera mediante numerosas rutas. Algunas incluyen disolución en la precipitación (lluvia ácida), deposición seca, reacciones fotoquímicas, etc. La contribución de compuestos orgánicos en la atmósfera proviene mayoritariamente de fuentes naturales; sólo 1/7 del total de los hidrocarburos presentes en la atmósfera provienen de actividades humanas. Esta relación es resultado, fundamentalmente, de las grandes cantidades de metano producido por las bacterias anaerobias en la descomposición de la materia orgánica.

a) Algunas de las reacciones que involucran a las bacterias anaerobias se muestran a continuación. Formula, según las reglas IUPAC, los compuestos indicados en la figura.

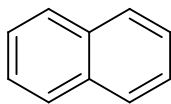


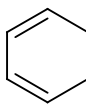
El petróleo suele ser uno de los problemas más importantes en cuanto a contaminación, sobre todo acuática, ya que muchas de las reservas de petróleo se encuentran en plataformas marítimas. El petróleo es una mezcla homogénea de compuestos orgánicos de origen fósil, compuesta fundamentalmente por hidrocarburos insolubles en agua. El producto mayoritario del petróleo es la gasolina, siendo sus componentes los principales contaminantes hidrocarbonados presentes en la atmósfera.

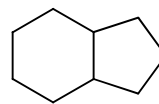
La combustión de la gasolina en los vehículos muchas veces suele ser incompleta, lo que provoca residuos hidrocarbonados como alcanos, alquenos y compuestos aromáticos. El conjunto de estos compuestos es lo que provoca lo que conocemos como polución.

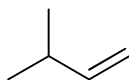
Tu laboratorio recibe los resultados de estudios de contaminantes en el aire de una de las esquinas de la ciudad de Montevideo. Los analistas llegan a las estructuras de seis compuestos pero no logran identificar a cada uno de ellos como alcano, alqueno o aromático.

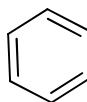
b) Identifica a cada uno de los siguientes compuestos como alcano, alqueno o aromático.

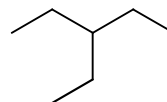






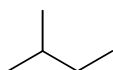




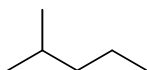


La fracción más volátil del petróleo se conoce como éter de petróleo, siendo la composición del mismo una mezcla inflamable de varios hidrocarburos. La misma se utiliza diariamente como disolvente en los laboratorios de síntesis orgánica y en industrias farmacéuticas para la fabricación de fármacos. En dichas industrias es fundamental la completa eliminación del mismo en el producto final (fármaco terminado), debido a que es tóxico.

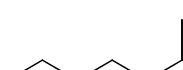
Te llega una muestra de un fármaco terminado, cuya fabricación incluye éter de petróleo como disolvente. Luego de los distintos análisis encuentras que la muestra contiene los siguientes compuestos:



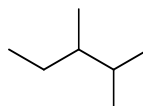
I



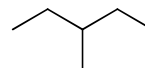
II



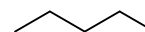
III



IV



V



VI

c) Indica cuál de ellos son isómeros entre sí y de qué tipo de isomería se trata (cadena, posición o función).

Constante de los gases ideales: $R = 0,082 \text{ L atm}/(\text{mol K}) = 8,31 \text{ J}/(\text{mol K}) = 2 \times 10^{-3} \text{ kcal}/(\text{mol K})$

Constante de Planck: $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$

Velocidad de la luz: $c = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$

Constante de Avogadro: $N = 6,023 \times 10^{23} \text{ partículas/mol}$

Constante de Faraday: $F = 96500 \text{ C/mol}$

$1 \text{ \AA} = 1 \times 10^{-10} \text{ m} = 1 \times 10^{-8} \text{ cm}$

$1 \text{ nm} = 1 \times 10^{-9} \text{ m}$

$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$

$V_{\text{cubo}} = \text{arista}^3$

1																	18
1 H 1.008	2															2 He 4.003	
3 Li 6.94	4 Be 9.01											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18
11 Na 22.99	12 Mg 24.30	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.06	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
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 72.64	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.96	43 Tc -	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
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57-71	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 -	85 At -	86 Rn -
87 Fr -	88 Ra -	89-103	104 Rf -	105 Db -	106 Sg -	107 Bh -	108 Hs -	109 Mt -	110 Ds -	111 Rg -							

57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm -	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 173.05	71 Lu 174.97
89 Ac -	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np -	94 Pu -	95 Am -	96 Cm -	97 Bk -	98 Cf -	99 Es -	100 Fm -	101 Md -	102 No -	103 Lr -

Nombre: _____
 Cédula de Identidad: _____
 Liceo: _____
 Departamento: _____



**Programa Olimpiada
Uruguay de Química**
 FACULTAD DE QUÍMICA - UDELAR



XVII OLIMPIADA NACIONAL DE QUÍMICA - NIVEL 2

Planilla de corrección

1a	1b	1c	1d	1e	1f	2a	2b	2c	Total/100
2d	2e	2f	3a	3b	3c	3d	3e	3f	
3g	4a	4b	4c	4d	4e	5a	5b	5c	

QUÍMICA AMBIENTAL

La Química Ambiental se dedica al estudio de los procesos fisicoquímicos que ocurren por la interacción de la tierra, el agua, el aire y los organismos vivos. Imagínate que te conviertes en un Químico especializado en Medio Ambiente, y como tal deberás resolver problemas relacionados con las fuentes, reacciones, efectos y destinos de las diversas especies químicas existentes en las aguas naturales, en el suelo y en la atmósfera.

PROBLEMA 1: QUÍMICA ACUÁTICA

La rama de la Química Ambiental dedicada a los fenómenos químicos que ocurren en las aguas naturales es la llamada Química Acuática. Los sistemas que estudia incluyen lagos, ríos, mares, océanos e, incluso, los acuíferos subterráneos. Un aspecto fundamental del estudio de los sistemas acuáticos es el análisis de los gases disueltos. Estos gases regulan la existencia de vida marina. Piensa en el oxígeno, sin el cual los organismos aerobios, como los peces, no podrían sobrevivir.

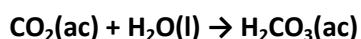
a) El oxígeno molecular (O_2) disuelto en las aguas naturales es utilizado por los organismos acuáticos para transformar la glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en dióxido de carbono gaseoso y agua líquida. Escribe la ecuación igualada que representa a este proceso, indicando estados de agregación.

b) Tomas una muestra de 250 mL de un río. Si la solubilidad del O_2 es 8,32 mg/L, ¿cuántos mg de glucosa serán necesarios para consumir todo el O_2 de la muestra? ¿Cuántos mL de CO_2 se obtendrán como máximo si el gas se recoge a 25 °C y 1 atm?

Masa de glucosa =

Volumen de CO₂ =

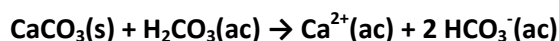
c) El CO₂ generado por los organismos acuáticos se disuelve parcialmente en el agua, con una solubilidad de $1,146 \times 10^{-5}$ mol por litro, a 25 °C. Dado que es un óxido ácido, reacciona con el agua según:



Es por esto que algunos Químicos representan al CO₂ disuelto como "H₂CO₃". Demuestra que esto es incorrecto, calculando qué porcentaje del CO₂ disuelto se habrá convertido en H₂CO₃. Considera que en la solución saturada de CO₂ la concentración de H₂CO₃ es $1,420 \times 10^{-6}$ g/L.

Porcentaje de CO₂ convertido =

d) El ácido carbónico generado es capaz de neutralizar el carbonato de calcio subterráneo, disolviéndolo y contribuyendo a la formación de las cuevas que contienen piedra caliza, de acuerdo con:



Deseas reproducir esta reacción en el laboratorio, donde su rendimiento es 93 %. Si partes de 8 g de piedra caliza (CaCO₃ 85 % puro) y 80 mL de H₂CO₃ 0,01 mol/L, el volumen final resulta 83 mL. ¿Cuál será la concentración molar final de HCO₃⁻?

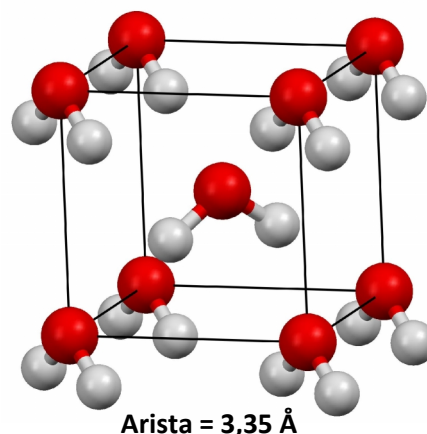
[HCO₃⁻] =

e) Cerca de los polos, donde la temperatura puede llegar a decenas de grados bajo cero, el agua se congela. Gracias a que el hielo es menos denso que el agua, flota, y aísla térmicamente al agua que queda por debajo. Esto evita que los ríos, lagos y mares polares se congelen totalmente, preservando la vida marina. Para demostrar que es menos denso decides determinar la densidad del hielo. Tomas un cubo de hielo de 2 cm de arista y lo colocas en un recipiente rígido y cerrado de 10 L. Fundes todo el hielo a 70 °C, obteniendo 5,48 mL de agua líquida ($d = 0,978 \text{ g/mL}$) y 0,31 atm de vapor de agua. ¿Cuál es la densidad del hielo?

densidad del hielo =

f) Ahora te preguntas qué pasaría si el agua sólida fuese más densa que su fase líquida. En estas condiciones, el hielo decantaría al fondo de los ríos, lagos y mares, permitiendo que el agua por encima se congele completamente. Toda la vida marina se vería obligada a emigrar o morir.

En la superficie de Titán, una de las lunas de Saturno, existen grandes lagos congelados de este estilo, formados por el hielo VII, más denso que el agua líquida. En la figura se muestra la celda unidad cúbica del mismo, en donde se aprecia una molécula de agua en el centro y 8 moléculas de agua en los vértices, compartidas por celdas unidad adyacentes en la red cristalina. En total, 2 moléculas de agua se encuentran dentro de la celda unidad.



Calcula la densidad del hielo VII, y comprueba que es incluso más denso que el calcio ($d = 1,54 \text{ g/mL}$).

Datos: $N = 6,023 \times 10^{23}$ partículas/mol

$V_{\text{cubo}} = \text{arista}^3$

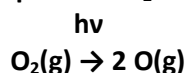
$1 \text{ Å} = 1 \times 10^{-10} \text{ m} = 1 \times 10^{-8} \text{ cm}$

densidad del hielo VII =

PROBLEMA 2: QUÍMICA ATMOSFÉRICA

La atmósfera es la capa protectora que nutre la vida en la tierra, protegiéndola del ambiente hostil del espacio exterior. Los procesos químicos que se dan a nivel atmosférico permiten que existan especies químicas que contienen H, N, C y O, elementos que todos los seres vivos necesitamos para subsistir. Indudablemente, el oxígeno juega un rol esencial en la química atmosférica. De hecho, es quien da lugar al ozono, el agente protector más importante contra las intensas y dañinas radiaciones solares.

a) En la atmósfera superior, las moléculas de O_2 absorben cada una un fotón solar de energía $E = h\nu$. Esta energía se utiliza completamente para descomponer al O_2 en oxígeno atómico:

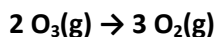


Sabiendo que la energía de enlace del O_2 es 498 kJ por mol de moléculas de O_2 , ¿cuál será, aproximadamente, la longitud de onda en nm de cada fotón que se absorbe?

Datos: $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$ $c = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$ $N = 6,023 \times 10^{23} \text{ partículas/mol}$ $1 \text{ nm} = 1 \times 10^{-9} \text{ m}$ $\lambda = c/\nu$

Longitud de onda =

b) Los átomos de oxígeno son muy reactivos, y reaccionan con el O_2 produciendo O_3 . El nivel de ozono atmosférico es idealmente constante, ya que además de generarse a partir del oxígeno atómico, se descompone en la atmósfera según:



Marca cuál de las siguientes opciones es correcta en cada caso.

Datos: Energía de enlace del $O_2 = 498 \text{ kJ/mol}$

Energía de enlace ($O \cdots O$) en el $O_3 = 302 \text{ kJ/mol}$

Las moléculas de O_2 interaccionan entre sí mediante:

- ☐ Fuerzas ion-dipolo
- ☐ Fuerzas dipolo-dipolo
- ☐ Fuerzas de London
- ☐ Fuerzas dipolo-dipolo inducido
- ☐ Enlace de H

Aproximadamente, la variación de entalpía del proceso anterior (ΔH^0) vale:

- ☐ -196 kJ/mol
- ☐ +286 kJ/mol
- ☐ -286 kJ/mol
- ☐ +196 kJ/mol

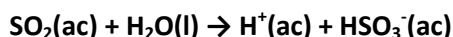
c) Debido a la acción de hombre, la atmósfera se ha ido contaminando con el pasar del tiempo. Es así que hoy en varias ciudades del mundo, como Londres, puede observarse un cielo grisáceo debido al "smog". Una parte del smog se genera por la quema de combustibles conteniendo pirita, según:



El óxido de hierro generado se suspende en el aire, reflejando la luz solar y oscureciendo el cielo. Sabiendo que 3 moles de pirita contienen sólo 3 moles de Fe y 6 moles de S, y que el "óxido de hierro" (masa molar = 231,55 g/mol) posee una composición de 72,4 % de Fe y 27,6 % de O, iguala la reacción anterior.

Reacción igualada:

d) El SO₂ generado por la reacción anterior es un contaminante gaseoso que asciende a la atmósfera, se disuelve en el agua de la atmósfera y reacciona donando H⁺ a la solución:

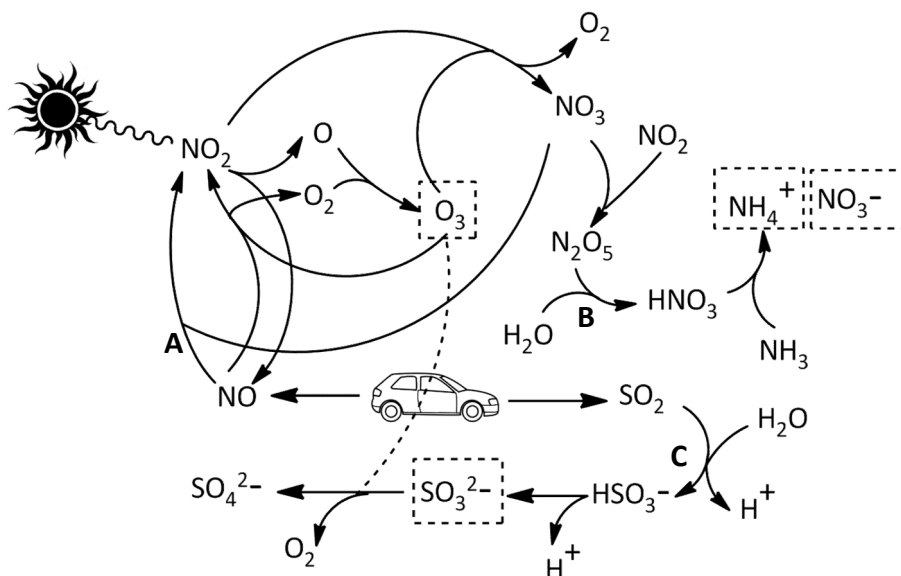


Esto provoca lo que conocemos como "lluvia ácida". Sabiendo que inicialmente hay disueltos 2,63 mg/L de SO₂, y que el mismo reacciona completamente, calcula el pH de la lluvia ácida y verifica que es menor que el de la lluvia normal (pH = 5,6).

Datos: pH = -log [H⁺]

pH de la lluvia ácida:

Un tipo de smog bastante frecuente es el "smog fotoquímico", que se puede observar en ciudades como Los Ángeles o México. Como te muestra la figura, es llamado así porque los rayos solares dan lugar a una serie de reacciones que producen especies tóxicas, como O , NO_2 ó SO_3^{2-} , que envenenan a la atmósfera.



e) Los siguientes procesos, indicados en el esquema anterior, están relacionados con el "smog fotoquímico". Escribe la ecuación igualada de cada uno de ellos. El proceso C se muestra como ejemplo.

Proceso A:

Proceso B:

Proceso C: $SO_2 + H_2O \rightarrow H^+ + HSO_3^-$

f) Dibuja la estructura de Lewis e indica la geometría molecular de los siguientes contaminantes.

NH_4^+ :

SO_3^{2-} :

O_3 :

NO_3^- :

PROBLEMA 3: GEOQUÍMICA

La Geoquímica es la especialidad de la Química Ambiental que estudia la abundancia, distribución y migración de los elementos entre las diferentes partes que conforman la Tierra. Utiliza como datos principales las transformaciones de los minerales componentes de la corteza terrestre, con el propósito de establecer leyes o principios en las cuales se basa tal distribución.

Los elementos químicos más abundantes en la corteza terrestre son el oxígeno (46,6 %), el silicio (27,7 %), el aluminio (8,1 %), el hierro (5,0 %), el calcio (3,6 %), el sodio (2,8 %), el potasio (2,6 %) y el magnesio (2,1 %). Todos ellos se hallan formando parte de diversos minerales, los que tienen gran importancia no sólo por ser un recurso natural de gran jerarquía para la economía de un país, sino porque además contienen muchos de los elementos que resultan esenciales para la vida.

a) Para los siguientes minerales, indica nombre, fórmula, tipo de sólido (iónico, metálico, molecular o de red covalente) e iones que los componen. La primera fila ya está resuelta como ejemplo.

Mineral	Nombre	Fórmula	Tipo de sólido	Catión	Anión
Halita	Cloruro de sodio	NaCl	Iónico	Na ⁺	Cl ⁻
Corindón	Óxido de aluminio		Iónico		
Galena	Sulfuro de plomo(II)			Pb ²⁺	
Azufre	Azufre	S ₈			
Fluorita		CaF ₂	Iónico		F ⁻
Cobre	Cobre	Cu			
Cuarzo	Dióxido de silicio				
Evaporitas	Cromato de calcio			Ca ²⁺	
		Ca(ClO ₄) ₂	Iónico		
	Iodato de calcio		Iónico	Ca ²⁺	

b) Las siguientes series contienen iones presentes en la corteza terrestre. Ordénalos por radio creciente. Indica asimismo la configuración electrónica del estado fundamental para el azufre y el ion Ni²⁺.

Br⁻ F⁻ Cl⁻ I⁻ :

Na⁺ Mg²⁺ K⁺ Al³⁺ :

Configuración electrónica del azufre:

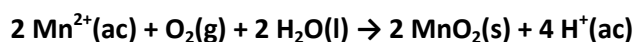
Configuración electrónica del ion Ni²⁺:

c) Un parámetro muy usado para estimar la estabilidad de un mineral iónico es su energía de red (U). U se define como la energía empleada para transformar un mol de sólido iónico en sus iones gaseosos. Tienes los siguientes minerales iónicos en el laboratorio: NaCl, Al_2O_3 , KCl y CaF_2 . Completa la siguiente tabla, indicando a cuál de estos minerales le corresponde el valor de energía de red.

Mineral	U (kJ/mol)
	698
	769
	2504
	15326

d) La corteza terrestre contiene una gran reserva de agua dulce que se extrae para riego y consumo humano. La permeabilidad de los minerales presentes determinan el grado en que el agua se traslada desde las fuentes subterráneas a los acuíferos. Debido a la contaminación de los suelos y las aguas, iones como el Fe^{2+} y el Mn^{2+} se acumulan en los acuíferos, son oxidados por el O_2 y dan lugar a fases sólidas que obstruyen la entrada agua a estos reservorios. Esto ha hecho que más y más acuíferos se sequen, y que el suministro de agua dulce sea cada vez menor. Iguala la reacción redox entre el Fe^{2+} y el O_2 , sabiendo que el primero se oxida a $\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$ y el segundo se reduce a agua líquida. Considera medio ácido.

e) En el caso del Mn^{2+} se forma $\text{MnO}_2(\text{s})$, de acuerdo con la ecuación siguiente:



En condiciones estándar y a 298 K, se ha determinado que $E^0(\text{MnO}_2/\text{Mn}^{2+}) = 1,23 \text{ V}$ y $E^0(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,23 \text{ V}$. Sin embargo, estos potenciales cambian en las condiciones de las aguas subterráneas, donde sus valores son $E(\text{MnO}_2/\text{Mn}^{2+}) = 0,742 \text{ V}$ y $E(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 0,848 \text{ V}$. Calcula el potencial de celda en ambos casos e indica si el proceso será espontáneo, no espontáneo o estará en equilibrio químico.

$E(\text{condiciones estándar}) =$

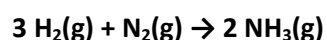
$E(\text{aguas naturales}) =$

f) Si por cada semana se forman aproximadamente 10 g de MnO_2 en la entrada de un acuífero, ¿qué carga, en Coulomb, fue transferida?

Datos: $F = 96500 \text{ C/mol}$

Carga transferida =

g) La corteza terrestre es esencial para la vida en la tierra. Brinda nutrientes a las plantas en formas químicas saludables y asimilables por sus raíces. Sin embargo, existen ciertos elementos químicos que deben presentarse de forma abundante en los suelos para que la producción vegetal sea satisfactoria. Dentro de ellos se encuentra el N, el cual puede administrarse eficazmente a través de fertilizantes. El amoníaco constituye la base para la producción de los fertilizantes nitrogenados, y la gran mayoría de las fábricas contienen instalaciones que lo sintetizan a través del proceso Haber:



Eres contratado como Químico a cargo de una planta de producción de amoníaco para fertilizantes. Para poner a punto el proceso anterior realizas varios experimentos. En uno de ellos colocas en un recipiente cerrado y rígido, a 200°C , 3,394 atm de hidrógeno y 2,133 atm de nitrógeno. Si se consume todo el reactivo limitante, ¿cuál sería la presión total del sistema? Recuerda que la presión total es la suma de las presiones parciales de todos los gases en el sistema.

Presión total =

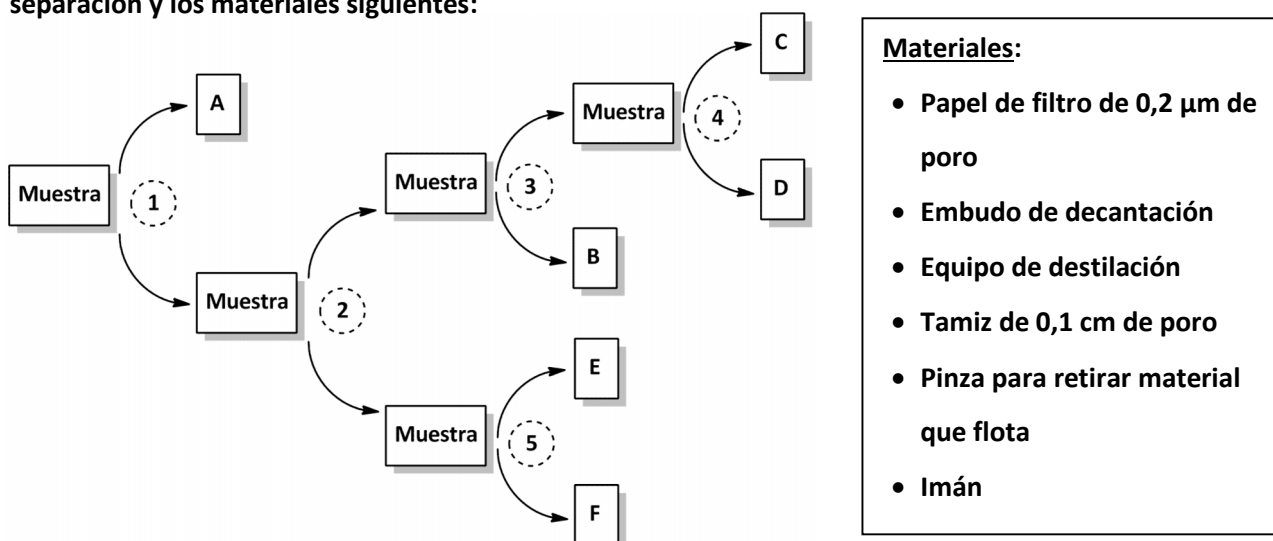
PROBLEMA 4: QUÍMICA ANALÍTICA AMBIENTAL

Como experto en Medio Ambiente eres contratado por una empresa química para evaluar el impacto de la misma en un lago donde se vierten los efluentes de producción. Tomas una muestra del lago y te dispones a realizarle una serie de análisis para determinar su naturaleza y sus parámetros de calidad.

a) Llevas la muestra al laboratorio y observas que, además de agua, posee varios componentes relacionados con el medio del que se extrajo: arena y arcilla del suelo, corteza de los árboles que rodean el lago, partículas de hierro de las tuberías por donde se desechan los efluentes, y etanol, uno de los contaminantes vertidos. Logras recabar los siguientes datos:

Componente	Densidad (g/mL)	Tamaño de grano (cm)	Punto de ebullición (°C)
Arcilla	2,00	menor a 0,002	---
Arena	2,32	0,25	---
Corteza de árbol	0,70	mayor a 2,0	---
Agua	1,00	----	100
Partículas de hierro	7,60	0,30	---
Etanol	0,78	----	78,4

Utilizando esta información procedes a separar cada componente de la muestra. Utilizas el esquema de separación y los materiales siguientes:



Completa los siguientes cuadros, indicando cuáles son los componentes separados y qué método de separación de fases o fraccionamiento se utilizó en cada etapa.

	Componente
A	
B	
C	
D	
E	
F	

	Método de separación o fraccionamiento
1	
2	
3	
4	Imantación
5	

b) Una parte importante del análisis químico ambiental es la identificación del tipo de vegetación que compone el ecosistema en estudio. Esto puede realizarse de forma aproximada mediante el porcentaje de carbono de la corteza, la cual es diferente para cada tipo de árbol: tropical (42-45 %), subtropical (45-50 %) y boreal (50-61 %). Tomas la corteza que separaste, la secas y pesas 10 g. La quemas completamente, obteniendo sólo tres productos: agua, N_2 y CO_2 . Si obtienes 9,9 L de CO_2 a 1 atm y 273 K, ¿qué porcentaje de carbono posee la corteza? ¿Qué tipo de árboles rodean al lago: tropical, subtropical o boreal?

% C =

Tipo de árbol =

c) Deseas identificar a la arcilla que separaste de la muestra. En base a criterios físicos y químicos reduces tu lista de posibilidades a Nepouita ($Ni_3Si_2O_5(OH)_4$) ó Cariopilita ($Mn_3Si_2O_5(OH)_4$). Tomas 5 g de arcilla seca y la disuelves en ácido fluorhídrico. Agregas un exceso de ion S^{2-} para precipitar como sulfuro todo el metal +2 de la arcilla. Si obtienes 3,578 g de sulfuro, ¿cuál es la arcilla?

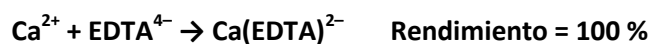
Tipo de arcilla =

Procedes a analizar el agua del lago que lograste separar de la muestra. Le harás varios análisis para saber si se encuentra dentro del rango apto para consumo humano.

d) Un parámetro importante a controlar del agua es su dureza, es decir, el nivel de sales minerales que contiene, principalmente sales de calcio. Existen distintos tipos de agua dura, y se clasifican de acuerdo con su concentración de Ca^{2+} , expresada como mg por litro de $CaCO_3$:

Tipo de agua	[CaCO ₃] en mg/L
Agua blanda	menor a 17
Agua levemente dura	17 - 60
Agua moderadamente dura	60 - 120
Agua dura	120 - 180
Agua muy dura	mayor a 180

Para estimar la dureza del agua del lago, haces una toma de 5,00 mL y la haces reaccionar completamente con una solución $1,0 \times 10^{-3}$ mol/L de EDTA, según la siguiente ecuación:



Si necesitaste 7,50 mL de la solución de EDTA, ¿qué tipo de agua se extrajo del lago?

Tipo de agua =

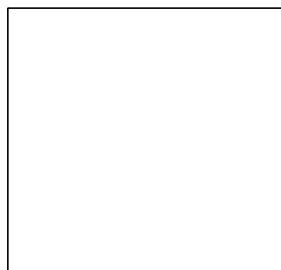
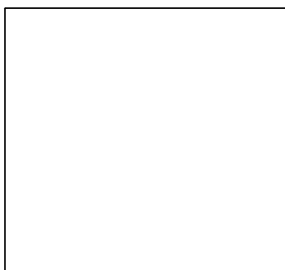
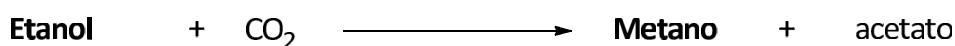
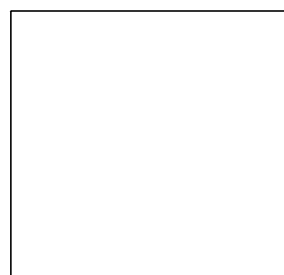
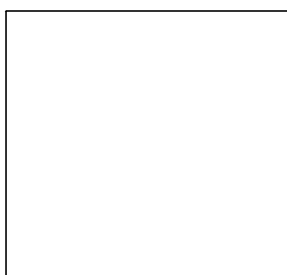
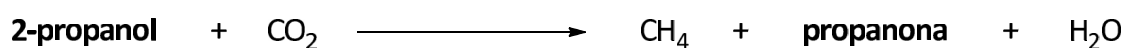
e) La titulación anterior se debe realizar a pH = 12, para que no interfiera el ion Mg^{2+} . Para esto ajustaste el pH con una solución de NaOH 0,1 mol/L. Si preparaste 250 mL de esta solución, ¿qué volumen de NaOH 34,03 % (d = 1,370 g/mL) debiste tomar?

Volumen de toma =

PROBLEMA 5: QUÍMICA ORGÁNICA AMBIENTAL

Los contaminantes orgánicos se pierden en la atmósfera mediante numerosas rutas. Algunas incluyen disolución en la precipitación (lluvia ácida), deposición seca, reacciones fotoquímicas, etc. La contribución de compuestos orgánicos en la atmósfera proviene mayoritariamente de fuentes naturales; sólo 1/7 del total de los hidrocarburos presentes en la atmósfera provienen de actividades humanas. Esta relación es resultado, fundamentalmente, de las grandes cantidades de metano producido por las bacterias anaerobias en la descomposición de la materia orgánica.

a) Algunas de las reacciones que involucran a las bacterias anaerobias se muestran a continuación. Formula, según las reglas IUPAC, los compuestos indicados en la figura.

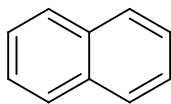


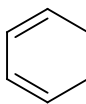
El petróleo suele ser uno de los problemas más importantes en cuanto a contaminación, sobre todo acuática, ya que muchas de las reservas de petróleo se encuentran en plataformas marítimas. El petróleo es una mezcla homogénea de compuestos orgánicos de origen fósil, compuesta fundamentalmente por hidrocarburos insolubles en agua. El producto mayoritario del petróleo es la gasolina, siendo sus componentes los principales contaminantes hidrocarbonados presentes en la atmósfera.

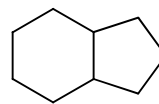
La combustión de la gasolina en los vehículos muchas veces suele ser incompleta, lo que provoca residuos hidrocarbonados como alcanos, alquenos y compuestos aromáticos. El conjunto de estos compuestos es lo que provoca lo que conocemos como polución.

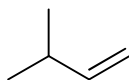
Tu laboratorio recibe los resultados de estudios de contaminantes en el aire de una de las esquinas de la ciudad de Montevideo. Los analistas llegan a las estructuras de seis compuestos pero no logran identificar a cada uno de ellos como alcano, alqueno o aromático.

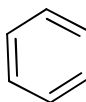
b) Identifica a cada uno de los siguientes compuestos como alcano, alqueno o aromático.

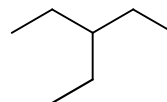






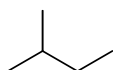




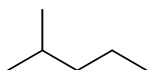


La fracción más volátil del petróleo se conoce como éter de petróleo, siendo la composición del mismo una mezcla inflamable de varios hidrocarburos. La misma se utiliza diariamente como disolvente en los laboratorios de síntesis orgánica y en industrias farmacéuticas para la fabricación de fármacos. En dichas industrias es fundamental la completa eliminación del mismo en el producto final (fármaco terminado), debido a que es tóxico.

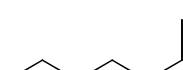
Te llega una muestra de un fármaco terminado, cuya fabricación incluye éter de petróleo como disolvente. Luego de los distintos análisis encuentras que la muestra contiene los siguientes compuestos:



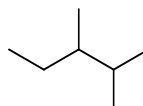
I



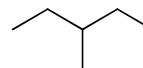
II



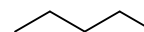
III



IV



V



VI

c) Indica cuál de ellos son isómeros entre sí y de qué tipo de isomería se trata (cadena, posición o función).

Constante de los gases ideales: $R = 0,082 \text{ L atm}/(\text{mol K}) = 8,31 \text{ J}/(\text{mol K}) = 2 \times 10^{-3} \text{ kcal}/(\text{mol K})$

Constante de Planck: $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$

Velocidad de la luz: $c = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$

Constante de Avogadro: $N = 6,023 \times 10^{23} \text{ partículas/mol}$

Constante de Faraday: $F = 96500 \text{ C/mol}$

$1 \text{ \AA} = 1 \times 10^{-10} \text{ m} = 1 \times 10^{-8} \text{ cm}$

$1 \text{ nm} = 1 \times 10^{-9} \text{ m}$

$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$

$V_{\text{cubo}} = \text{arista}^3$

1																	18
1 H 1.008	2																2 He 4.003
3 Li 6.94	4 Be 9.01											13 B 10.81	14 C 12.01	15 N 14.01	16 O 16.00	17 F 19.00	10 Ne 20.18
11 Na 22.99	12 Mg 24.30	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.06	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
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 72.64	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.96	43 Tc -	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
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57-71	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 -	85 At -	86 Rn -
87 Fr -	88 Ra -	89-103	104 Rf -	105 Db -	106 Sg -	107 Bh -	108 Hs -	109 Mt -	110 Ds -	111 Rg -							

57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm -	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 173.05	71 Lu 174.97
89 Ac -	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np -	94 Pu -	95 Am -	96 Cm -	97 Bk -	98 Cf -	99 Es -	100 Fm -	101 Md -	102 No -	103 Lr -

Nombre: _____
 Cédula de Identidad: _____
 Liceo: _____
 Departamento: _____



**Programa Olimpiada
Uruguaya de Química**
 FACULTAD DE QUÍMICA - UDELAR



XVII OLIMPIADA NACIONAL DE QUÍMICA - NIVEL 3

Planilla de corrección

1a	1b	1c	1d	1e	1f	2a	2b	2c	2d	2e	2f
2g	3a	3b	3c	3d	3e	3f	3g	3h	4a	4b	4c
4d	4e	4f	5a	5b	5c	5d	5e	Total/100			

QUÍMICA AMBIENTAL

La Química Ambiental se dedica al estudio de los procesos fisicoquímicos que ocurren por la interacción de la tierra, el agua, el aire y los organismos vivos. Imagínate que te conviertes en un Químico especializado en Medio Ambiente, y como tal deberás resolver problemas relacionados con las fuentes, reacciones, efectos y destinos de las diversas especies químicas existentes en las aguas naturales, en el suelo y en la atmósfera.

PROBLEMA 1: QUÍMICA ACUÁTICA

La rama de la Química Ambiental dedicada a los fenómenos químicos que ocurren en las aguas naturales es la llamada Química Acuática. Los sistemas que estudia incluyen lagos, ríos, mares, océanos e, incluso, los acuíferos subterráneos. Un aspecto fundamental del estudio de los sistemas acuáticos es el análisis de los gases disueltos. Estos gases regulan la existencia de vida marina. Piensa en el oxígeno, sin el cual los organismos aerobios, como los peces, no podrían sobrevivir.

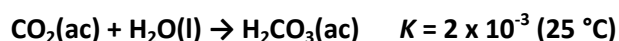
a) El oxígeno molecular (O_2) disuelto en las aguas naturales es utilizado por los organismos acuáticos para transformar la glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en dióxido de carbono gaseoso y agua líquida. Escribe la ecuación igualada que representa a este proceso, indicando estados de agregación.

b) Tomas una muestra de 250 mL de un río. Si la solubilidad del O_2 es 8,32 mg/L, ¿cuántos mg de glucosa serán necesarios para consumir todo el O_2 de la muestra? ¿Cuántos mL de CO_2 se obtendrán como máximo si el gas se recoge a 25 °C y 1 atm?

Masa de glucosa =

Volumen de CO₂ =

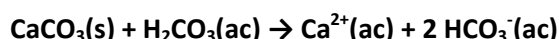
c) El CO₂ generado por los organismos acuáticos se disuelve parcialmente en el agua, con una solubilidad de $1,146 \times 10^{-5}$ mol por litro, a 25 °C. Dado que es un óxido ácido, reacciona con el agua según:



Es por esto que algunos Químicos representan al CO₂ disuelto como "H₂CO₃". Demuestra que esto es incorrecto, calculando qué porcentaje del CO₂ disuelto se habrá convertido en H₂CO₃ al llegar al equilibrio.

Porcentaje de CO₂ convertido =

d) El ácido carbónico generado es capaz de neutralizar el carbonato de calcio subterráneo, disolviéndolo y contribuyendo a la formación de las cuevas que contienen piedra caliza, de acuerdo con:



Deseas reproducir esta reacción en el laboratorio, donde su rendimiento es 93 %. Si partes de 8 g de piedra caliza (CaCO₃ 85 % puro) y 80 mL de H₂CO₃ 0,01 mol/L, el volumen final resulta 83 mL. ¿Cuál será la concentración molar final de HCO₃⁻?

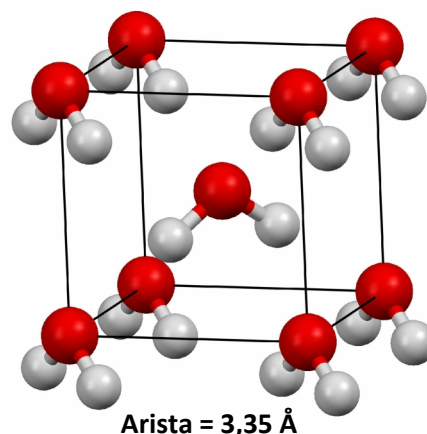
[HCO₃⁻] =

e) Cerca de los polos, donde la temperatura puede llegar a decenas de grados bajo cero, el agua se congela. Gracias a que el hielo es menos denso que el agua, flota, y aísla térmicamente al agua que queda por debajo. Esto evita que los ríos, lagos y mares polares se congelen totalmente, preservando la vida marina. Para demostrar que es menos denso decides determinar la densidad del hielo. Tomas un cubo de hielo de 2 cm de arista y lo colocas en un recipiente rígido y cerrado de 10 L. Fundes todo el hielo a 70 °C, obteniendo 5,48 mL de agua líquida ($d = 0,978 \text{ g/mL}$) y 0,31 atm de vapor de agua. ¿Cuál es la densidad del hielo?

densidad del hielo =

f) Ahora te preguntas qué pasaría si el agua sólida fuese más densa que su fase líquida. En estas condiciones, el hielo decantaría al fondo de los ríos, lagos y mares, permitiendo que el agua por encima se congele completamente. Toda la vida marina se vería obligada a emigrar o morir.

En la superficie de Titán, una de las lunas de Saturno, existen grandes lagos congelados de este estilo, formados por el hielo VII, más denso que el agua líquida. En la figura se muestra la celda unidad cúbica del mismo, en donde se aprecia una molécula de agua en el centro y 8 moléculas de agua en los vértices, compartidas por celdas unidad adyacentes en la red cristalina. En total, 2 moléculas de agua se encuentran dentro de la celda unidad.



Calcula la densidad del hielo VII, y comprueba que es incluso más denso que el calcio ($d = 1,54 \text{ g/mL}$).

Datos: $N = 6,023 \times 10^{23}$ partículas/mol

$V_{\text{cubo}} = \text{arista}^3$

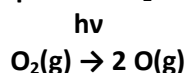
$1 \text{ Å} = 1 \times 10^{-10} \text{ m} = 1 \times 10^{-8} \text{ cm}$

densidad del hielo VII =

PROBLEMA 2: QUÍMICA ATMOSFÉRICA

La atmósfera es la capa protectora que nutre la vida en la tierra, protegiéndola del ambiente hostil del espacio exterior. Los procesos químicos que se dan a nivel atmosférico permiten que existan especies químicas que contienen H, N, C y O, elementos que todos los seres vivos necesitamos para subsistir. Indudablemente, el oxígeno juega un rol esencial en la química atmosférica. De hecho, es quien da lugar al ozono, el agente protector más importante contra las intensas y dañinas radiaciones solares.

a) En la atmósfera superior, las moléculas de O_2 absorben cada una un fotón solar de energía $E = h\nu$. Esta energía se utiliza completamente para descomponer al O_2 en oxígeno atómico:

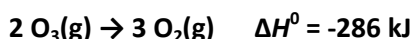


Sabiendo que la energía de enlace del O_2 es 498 kJ por mol de moléculas de O_2 , ¿cuál será, aproximadamente, la longitud de onda en nm de cada fotón que se absorbe?

Datos: $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$ $c = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$ $N = 6,023 \times 10^{23} \text{ partículas/mol}$ $1 \text{ nm} = 1 \times 10^{-9} \text{ m}$ $\lambda = c/\nu$

Longitud de onda =

b) Los átomos de oxígeno son muy reactivos, y reaccionan con el O_2 produciendo O_3 . El nivel de ozono atmosférico es idealmente constante, ya que además de generarse a partir del oxígeno atómico, se descompone en la atmósfera según:



Este proceso ha sido intensamente estudiando a nivel de laboratorio. En 2002, Clint Schibner y su grupo de investigación obtuvieron los siguientes datos de velocidades iniciales de descomposición del O_3 a 25 °C:

Experimento	Velocidad inicial (M/min)	Concentración inicial de O_3 (M)	Concentración inicial de O_2 (M)
1	$2,16 \times 10^{-7}$	$1,94 \times 10^{-5}$	$1,00 \times 10^{-3}$
2	$1,11 \times 10^{-7}$	$1,39 \times 10^{-5}$	$1,00 \times 10^{-3}$
3	$1,08 \times 10^{-6}$	$1,94 \times 10^{-5}$	$2,00 \times 10^{-4}$

Marca cuál de las siguientes opciones es correcta en cada caso.

En el experimento 1, luego de 2 minutos la $[O_3]$ vale:

- ☐ $3,88 \times 10^{-5} \text{ M}$
- ☐ $1,94 \times 10^{-5} \text{ M}$
- ☐ $1,85 \times 10^{-5} \text{ M}$
- ☐ $6,48 \times 10^{-7} \text{ M}$

Aproximadamente, la entalpía de formación del O_3 vale:

- ☐ $-95,3 \text{ kJ/mol}$
- ☐ $+286 \text{ kJ/mol}$
- ☐ -286 kJ/mol
- ☐ $+143 \text{ kJ/mol}$

c) La ley de velocidad que determinaron es muy interesante, ya que depende no sólo de la concentración de O_3 sino además de la de O_2 , el producto de la reacción: $v = k [O_3]^a [O_2]^b$. Determina a y b.

a =

b =

d) Este proceso de descomposición es más lento a la temperatura de la atmósfera superior ($-60\text{ }^\circ\text{C}$). Para demostrarlo, calcula la constante de velocidad a $-60\text{ }^\circ\text{C}$ y compárala con el valor a $25\text{ }^\circ\text{C}$: $0,574\text{ min}^{-1}$.

Datos: Factor preexponencial de Arrhenius = $2,08 \times 10^6\text{ min}^{-1}$

Energía de activación = $37,4\text{ kJ/mol}$

$k (-60\text{ }^\circ\text{C}) =$

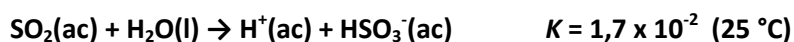
e) Debido a la acción de hombre, la atmósfera se ha ido contaminando con el pasar del tiempo. Es así que hoy en varias ciudades del mundo, como Londres, puede observarse un cielo grisáceo debido al "smog". Una parte del smog se genera por la quema de combustibles conteniendo pirita, según:



El óxido de hierro generado se suspende en el aire, reflejando la luz solar y oscureciendo el cielo. Sabiendo que 3 moles de pirita contienen sólo 3 moles de Fe y 6 moles de S, y que el "óxido de hierro" (masa molar = $231,55\text{ g/mol}$) posee una composición de 72,4 % de Fe y 27,6 % de O, iguala la reacción anterior.

Reacción igualada:

f) El SO_2 generado por la reacción anterior es un contaminante gaseoso que asciende a la atmósfera, se disuelve en el agua de la atmósfera y reacciona donando H^+ a la solución:

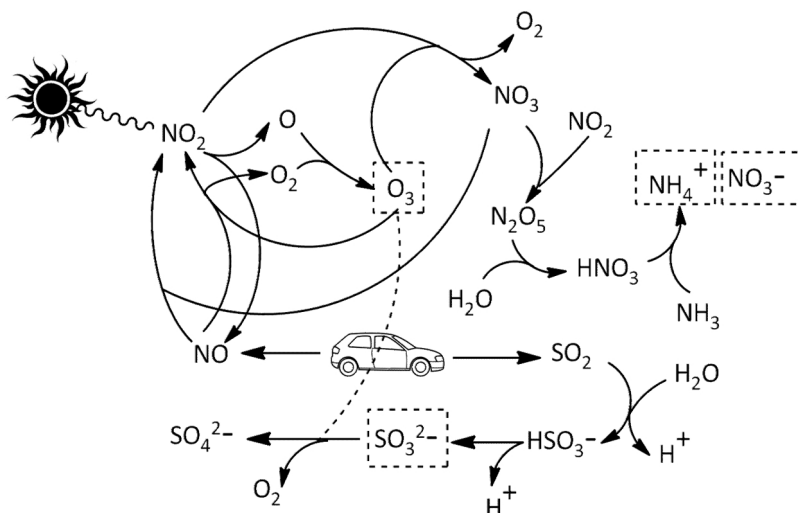


Esto provoca lo que conocemos como "lluvia ácida". Sabiendo que la concentración de SO_2 en equilibrio es 0,0064 mg/L, calcula el pH de la lluvia ácida y verifica que es menor que el de la lluvia normal (pH = 5,6).

pH de la lluvia ácida:

g) Un tipo de smog bastante frecuente es el "smog fotoquímico", que se puede observar en ciudades como Los Ángeles o México. Como te muestra la figura, es llamado así porque los rayos solares dan lugar a una serie de reacciones que producen especies tóxicas, como O , NO_2 ó SO_3^{2-} , que envenenan a la atmósfera.

Dibuja la estructura de Lewis e indica la geometría molecular de los siguientes contaminantes.



NH_4^+ :

SO_3^{2-} :

O_3 :

NO_3^- :

PROBLEMA 3: GEOQUÍMICA

La Geoquímica es la especialidad de la Química Ambiental que estudia la abundancia, distribución y migración de los elementos entre las diferentes partes que conforman la Tierra. Utiliza como datos principales las transformaciones de los minerales componentes de la corteza terrestre, con el propósito de establecer leyes o principios en las cuales se basa tal distribución.

Los elementos químicos más abundantes en la corteza terrestre son el oxígeno (46,6 %), el silicio (27,7 %), el aluminio (8,1 %), el hierro (5,0 %), el calcio (3,6 %), el sodio (2,8 %), el potasio (2,6 %) y el magnesio (2,1 %). Todos ellos se hallan formando parte de diversos minerales, los que tienen gran importancia no sólo por ser un recurso natural de gran jerarquía para la economía de un país, sino porque además contienen muchos de los elementos que resultan esenciales para la vida.

a) Para los siguientes minerales, indica nombre, fórmula, tipo de sólido (iónico, metálico, molecular o de red covalente) e iones que los componen. La primera fila ya está resuelta como ejemplo.

Mineral	Nombre	Fórmula	Tipo de sólido	Catión	Anión
Halita	Cloruro de sodio	NaCl	Iónico	Na ⁺	Cl ⁻
Corindón	Óxido de aluminio		Iónico		
Galena	Sulfuro de plomo(II)			Pb ²⁺	
Azufre	Azufre	S ₈			
Fluorita		CaF ₂	Iónico		F ⁻
Cobre	Cobre	Cu			
Cuarzo	Dióxido de silicio				
Evaporitas	Cromato de calcio			Ca ²⁺	
		Ca(ClO ₄) ₂	Iónico		
	Iodato de calcio		Iónico	Ca ²⁺	

b) Las siguientes series contienen iones presentes en la corteza terrestre. Ordénalos por radio creciente. Indica asimismo la configuración electrónica del estado fundamental para el azufre y el ion Ni²⁺.

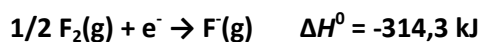
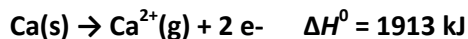
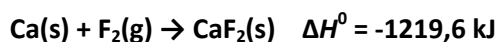
Br⁻ F⁻ Cl⁻ I⁻ :

Na⁺ Mg²⁺ K⁺ Al³⁺ :

Configuración electrónica del azufre:

Configuración electrónica del ion Ni²⁺:

c) Un parámetro muy usado para estimar la estabilidad de un mineral iónico es su energía de red (U). U se define como la energía empleada para transformar un mol de sólido iónico en sus iones gaseosos. Mediante la combinación de los siguientes procesos y sus variaciones de entalpía, calcula la energía de red del $\text{CaF}_2(\text{s})$ y marca la opción correcta.



☐ $U = 1220 \text{ kJ/mol}$

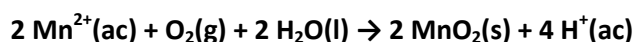
☐ $U = 2504 \text{ kJ/mol}$

☐ $U = 379 \text{ kJ/mol}$

☐ $U = 2818 \text{ kJ/mol}$

d) La corteza terrestre contiene una gran reserva de agua dulce que se extrae para riego y consumo humano. La permeabilidad de los minerales presentes determinan el grado en que el agua se traslada desde las fuentes subterráneas a los acuíferos. Debido a la contaminación de los suelos y las aguas, iones como el Fe^{2+} y el Mn^{2+} se acumulan en los acuíferos, son oxidados por el O_2 y dan lugar a fases sólidas que obstruyen la entrada agua a estos reservorios. Esto ha hecho que más y más acuíferos se sequen, y que el suministro de agua dulce sea cada vez menor. Iguala la reacción redox entre el Fe^{2+} y el O_2 , sabiendo que el primero se oxida a $\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$ y el segundo se reduce a agua líquida. Considera medio ácido.

e) En el caso del Mn^{2+} se forma $\text{MnO}_2(\text{s})$, de acuerdo con la ecuación siguiente:

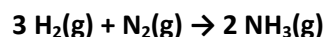


En condiciones estándar y a 298 K, se ha determinado que $E^\circ(\text{MnO}_2/\text{Mn}^{2+}) = 1,23 \text{ V}$ y $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,23 \text{ V}$. Sin embargo, estos potenciales cambian en las condiciones de las aguas subterráneas, donde sus valores son $E(\text{MnO}_2/\text{Mn}^{2+}) = 0,742 \text{ V}$ y $E(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 0,848 \text{ V}$. Calcula el potencial de celda en ambos casos e indica si el proceso será espontáneo, no espontáneo o estará en equilibrio químico.

$E(\text{condiciones estándar}) =$

$E(\text{aguas naturales}) =$

f) La corteza terrestre es esencial para la vida en la tierra. Brinda nutrientes a las plantas en formas químicas saludables y asimilables por sus raíces. Sin embargo, existen ciertos elementos químicos que deben presentarse de forma abundante en los suelos para que la producción vegetal sea satisfactoria. Dentro de ellos se encuentra el N, el cual puede administrarse eficazmente a través de fertilizantes. El amoníaco constituye la base para la producción de los fertilizantes nitrogenados, y la gran mayoría de las fábricas contienen instalaciones que lo sintetizan a través del proceso Haber:



Eres contratado como Químico a cargo de una planta de producción de amoníaco para fertilizantes. Para poner a punto el proceso anterior realizas varios experimentos. En uno de ellos colocas en un recipiente cerrado y rígido, a 200 °C, 3,394 atm de hidrógeno y 2,133 atm de nitrógeno. Cuando se ha llegado al equilibrio, la presión total es 4,215 atm. Calcula la presión parcial de cada gas en el equilibrio.

p_{eq} de H_2 =

p_{eq} de N_2 =

p_{eq} de NH_3 =

g) Los Ingenieros utilizan frecuentemente los valores de K_p , ya que se relacionan directamente con las presiones de los gases dentro del reactor. Sin embargo, los Químicos prefieren manejar los valores de K_c , ya que les resulta útil analizar la influencia de las concentraciones de reactivos y productos sobre el equilibrio. Si el Ingeniero a cargo de la planta te informa que $K_p = 0,40$ a 200 °C, ¿cuál será el valor de K_c ?

K_c =

h) Deseas optimizar el rendimiento de la reacción respecto del NH_3 gas variando la temperatura de trabajo. Para esto realizas experimentos a diferentes temperaturas y observas que al pasar de 400 °C a 500 °C, el valor de ΔG^0 cambia de 48,8 kJ/mol a 71,6 kJ/mol. ¿Cuáles serán los valores de ΔS^0 y ΔH^0 ? ¿Por debajo de qué temperatura el proceso será espontáneo en condiciones estándar?

Considera que ΔS^0 y ΔH^0 son independientes de la temperatura.

ΔS^0 =

ΔH^0 =

T =

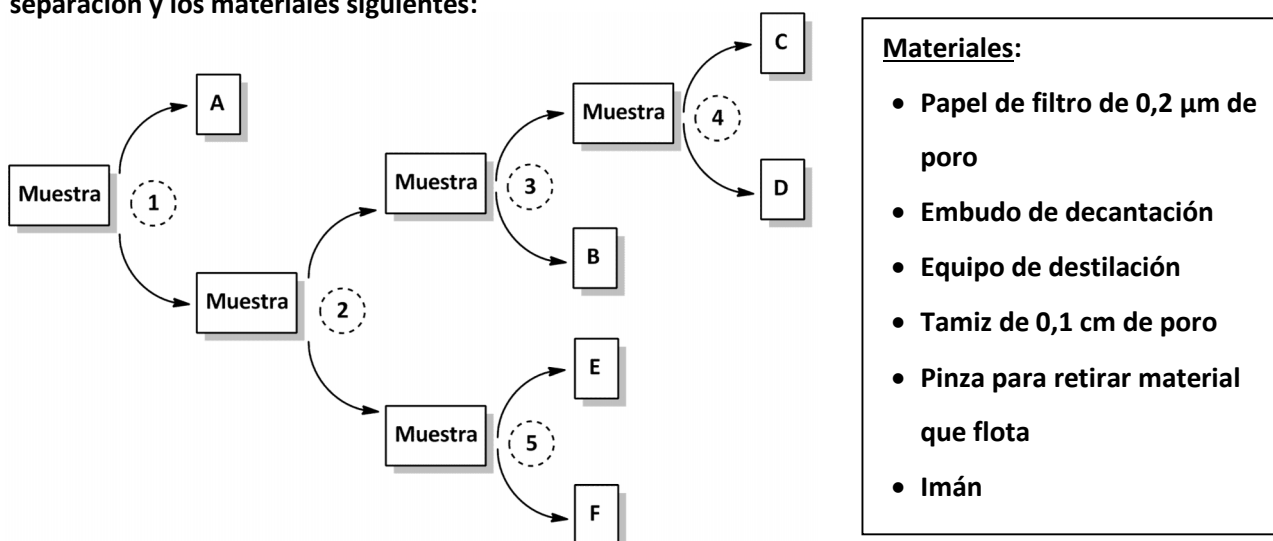
PROBLEMA 4: QUÍMICA ANALÍTICA AMBIENTAL

Como experto en Medio Ambiente eres contratado por una empresa química para evaluar el impacto de la misma en un lago donde se vierten los efluentes de producción. Tomas una muestra del lago y te dispones a realizarle una serie de análisis para determinar su naturaleza y sus parámetros de calidad.

a) Llevas la muestra al laboratorio y observas que, además de agua, posee varios componentes relacionados con el medio del que se extrajo: arena y arcilla del suelo, corteza de los árboles que rodean el lago, partículas de hierro de las tuberías por donde se desechan los efluentes, y etanol, uno de los contaminantes vertidos. Logras recabar los siguientes datos:

Componente	Densidad (g/mL)	Tamaño de grano (cm)	Punto de ebullición (°C)
Arcilla	2,00	menor a 0,002	---
Arena	2,32	0,25	---
Corteza de árbol	0,70	mayor a 2,0	---
Agua	1,00	----	100
Partículas de hierro	7,60	0,30	---
Etanol	0,78	----	78,4

Utilizando esta información procedes a separar cada componente de la muestra. Utilizas el esquema de separación y los materiales siguientes:



Completa los siguientes cuadros, indicando cuáles son los componentes separados y qué método de separación de fases o fraccionamiento se utilizó en cada etapa.

	Componente
A	
B	
C	
D	
E	
F	

	Método de separación o fraccionamiento
1	
2	
3	
4	Imantación
5	

b) Una parte importante del análisis químico ambiental es la identificación del tipo de vegetación que compone el ecosistema en estudio. Esto puede realizarse de forma aproximada mediante el porcentaje de carbono de la corteza, la cual es diferente para cada tipo de árbol: tropical (42-45 %), subtropical (45-50 %) y boreal (50-61 %). Tomas la corteza que separaste, la secas y pesas 10 g. La quemas completamente, obteniendo sólo tres productos: agua, N_2 y CO_2 . Si obtienes 9,9 L de CO_2 a 1 atm y 273 K, ¿qué porcentaje de carbono posee la corteza? ¿Qué tipo de árboles rodean al lago: tropical, subtropical o boreal?

% C =

Tipo de árbol =

c) Deseas identificar a la arcilla que separaste de la muestra. En base a criterios físicos y químicos reduces tu lista de posibilidades a Nepouita ($Ni_3Si_2O_5(OH)_4$) ó Cariopilita ($Mn_3Si_2O_5(OH)_4$). Tomas 5 g de arcilla seca y la disuelves en ácido fluorhídrico. Agregas un exceso de ion S^{2-} para precipitar como sulfuro todo el metal +2 de la arcilla. Si obtienes 3,578 g de sulfuro, ¿cuál es la arcilla?

Tipo de arcilla =

Procedes a analizar el agua del lago que lograste separar de la muestra. Le harás varios análisis para saber si se encuentra dentro del rango apto para consumo humano.

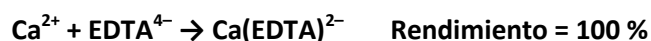
d) Deseas determinar el contenido de Ba en el agua, ya que su concentración no puede ser mayor que 0,7 mg/L. Te has decidido por precipitar todo el bario con un agente precipitante. En el laboratorio sólo hay dos: sulfato y fluoruro. Sabiendo que la K_{ps} vale $1,0 \times 10^{-10}$ para el sulfato de bario y $1,6 \times 10^{-6}$ para el fluoruro de bario, calcula la solubilidad molar de cada sal y elige el agente precipitante más adecuado.

Agente precipitante más adecuado =

e) Un parámetro importante a controlar del agua es su dureza, es decir, el nivel de sales minerales que contiene, principalmente sales de calcio. Existen distintos tipos de agua dura, y se clasifican de acuerdo con su concentración de Ca^{2+} , expresada como mg por litro de CaCO_3 :

Tipo de agua	$[\text{CaCO}_3]$ en mg/L
Agua blanda	menor a 17
Agua levemente dura	17 - 60
Agua moderadamente dura	60 - 120
Agua dura	120 - 180
Agua muy dura	mayor a 180

Para estimar la dureza del agua del lago, haces una toma de 5,00 mL y la haces reaccionar completamente con una solución $1,0 \times 10^{-3}$ mol/L de EDTA, según la siguiente ecuación:



Si el gasto obtenido es 7,50 mL de EDTA, ¿qué tipo de agua se extrajo del lago?

Tipo de agua =

f) La titulación anterior se debe realizar a $\text{pH} = 12$, para que no interfiera el ion Mg^{2+} . Para esto ajustaste el pH con una solución de NaOH 0,1 mol/L. Si preparaste 250 mL de esta solución, ¿qué volumen de NaOH 34,03 % ($d = 1,370$ g/mL) debiste tomar?

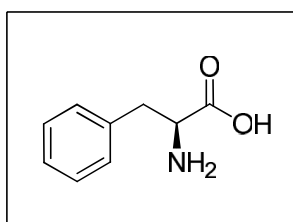
Volumen de toma =

PROBLEMA 5: BIOQUÍMICA MEDIOAMBIENTAL

Entre los hidrocarburos aromáticos más estudiados en cuanto a su toxicidad, se encuentra el benceno. La exposición de larga duración al benceno se manifiesta en la sangre. El benceno produce efectos nocivos en la médula ósea y puede causar una disminución en el número de hematíes, lo que conduce a padecer anemia. El Departamento de Salud y Servicios Sociales de los Estados Unidos (DHHS) ha determinado que el benceno es un reconocido carcinógeno en seres humanos y otros mamíferos lactantes. La exposición de larga duración a altos niveles de benceno en el aire puede producir leucemia así como cáncer de colon.

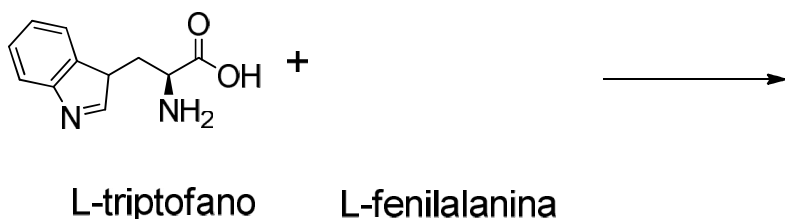
Sin embargo, este anillo forma parte de la estructura de ciertos aminoácidos esenciales. Por ejemplo, el triptófano y la fenilalanina contienen anillos de benceno en sus estructuras.

a) Sabiendo que la estructura de la fenilalanina es la que se muestra en la figura, escribe la forma zwitterion y sus equilibrios ácido-base.



Las proteínas son constituyentes fundamentales de los seres vivos. Imprescindibles para el crecimiento del organismo, realizan una enorme cantidad de funciones diferentes, entre las que destacan: estructural (ej: colágeno), inmunológica (anticuerpos), enzimática, entre otras. Estas están formadas por aminoácidos unidos por enlaces peptídicos. Estos enlaces se forman mediante la condensación de dos aminoácidos con la pérdida de una molécula de agua.

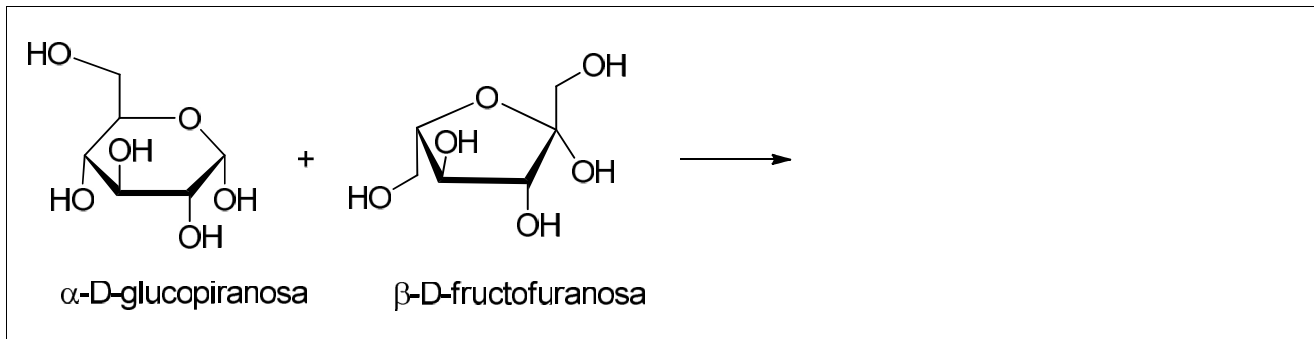
b) Escribe la reacción de formación de un enlace peptídico a partir del triptófano y la fenilalanina.



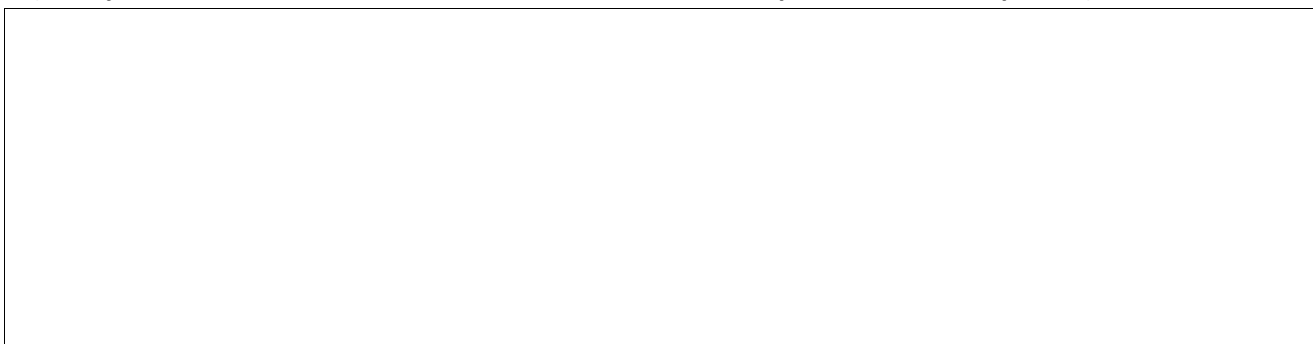
Como alternativa del uso del gasoil y la nafta (provenientes del petróleo, energía no renovable), actualmente se utilizan cada vez más combustibles ecológicos como fuente de energía. Un ejemplo es el bioetanol, también llamado etanol de biomasa, el cual se obtiene por fermentación alcohólica de azúcares de diversas plantas como la caña de azúcar, remolacha o cereales.

Los carbohidratos tienen la fórmula general CH_2O e incluyen un amplio rango de sustancias dentro de las cuales se encuentra la más simple, la glucosa. Otro ejemplo es la sacarosa, o azúcar común, un disacárido formado por α -glucopiranososa y β -fructofuranosa. La sacarosa es el edulcorante más utilizado, se encuentra en un 20 % en la caña de azúcar y en un 15 % en la remolacha azucarera.

c) Dibuja la estructura de la sacarosa a partir de sus monómeros indicando el enlace glicosídico.

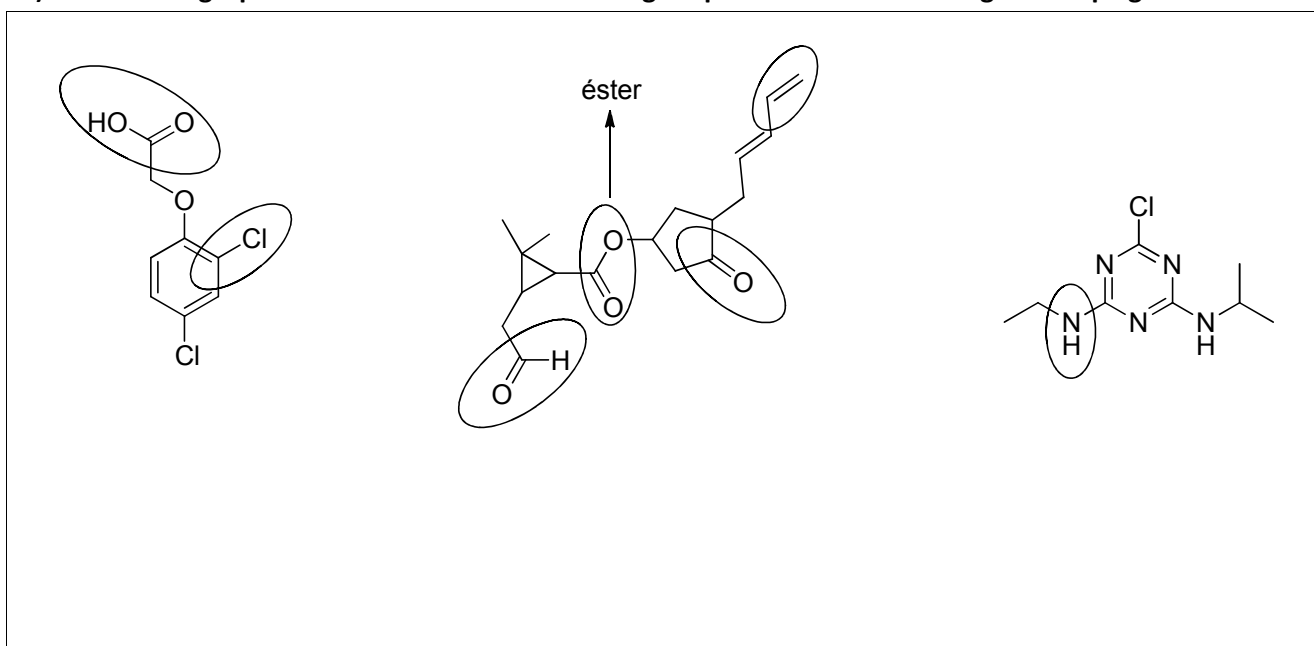


d) Dibuja la estructura abierta de cada uno de los monómeros presentados en la parte c).



Los plaguicidas o pesticidas pueden ser de origen sintético o natural, y están destinadas a matar, repeler, atraer, regular o interrumpir el crecimiento de seres vivos considerados plagas. Entre los plaguicidas más utilizados se encuentran las piretrinas, piretroides, organoclorados, organofosforados y carbamatos.

e) Nombra los grupos funcionales marcados en la figura para cada uno de los siguientes plaguicidas.



Constante de los gases ideales: $R = 0,082 \text{ L atm}/(\text{mol K}) = 8,31 \text{ J}/(\text{mol K}) = 2 \times 10^{-3} \text{ kcal}/(\text{mol K})$

Constante de Planck: $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$

Velocidad de la luz: $c = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$

Constante de Avogadro: $N = 6,023 \times 10^{23} \text{ partículas/mol}$

$1 \text{ Å} = 1 \times 10^{-10} \text{ m} = 1 \times 10^{-8} \text{ cm}$

$1 \text{ nm} = 1 \times 10^{-9} \text{ m}$

$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$

$V_{\text{cubo}} = \text{arista}^3$

1																	2	
1 H 1.008	2												13	14	15	16	17	2 He 4.003
3 Li 6.94	4 Be 9.01											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18	
11 Na 22.99	12 Mg 24.30	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.06	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95	
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 72.64	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80	
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.96	43 Tc -	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	
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57-71	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 -	85 At -	86 Rn -	
87 Fr -	88 Ra -	89-103	104 Rf -	105 Db -	106 Sg -	107 Bh -	108 Hs -	109 Mt -	110 Ds -	111 Rg -								

57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm -	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 173.05	71 Lu 174.97
89 Ac -	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np -	94 Pu -	95 Am -	96 Cm -	97 Bk -	98 Cf -	99 Es -	100 Fm -	101 Md -	102 No -	103 Lr -