Nombre: _____

Cédula de Identidad: _____

Liceo: _____

Departamento: _____

Programa Olimpiada Uruguaya de Química
FACULTAD DE QUÍMICA - UDELAR

UDELAR FQ FACULTAD DE QUIMICA

XV OLIMPIADA NACIONAL DE QUÍMICA - 2011

NIVEL 3 – RESOLUCIÓN

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):

Total 2 puntos: 0,2 puntos por cada oración bien completada.

Los isótopos de un mismo elemento tienen todos números másicos __**DIFERENTES**_____

Los isótopos de un mismo elemento tienen propiedades químicas __**SIMILARES (admite IGUALES)**_

Los elementos de un mismo grupo tienen propiedades químicas _**SIMILARES**_____

Los aniones de un mismo elemento tienen propiedades químicas __**DIFERENTES**_____

Los isótopos de un mismo elemento tienen número atómico ___**IGUALES**_____

Los tamaños de los cationes monoatómicos son __**MENORES**___ que los tamaños del elemento neutro.

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

Los aniones de un mismo elemento tienen propiedades físicas __**DIFERENTES**_____

Los cationes de un mismo elemento tienen pesos atómicos__**SIMILARES o IGUALES**_____

Los isótopos de un mismo elemento tienen pesos atómicos _**DIFERENTES** _____

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

Total 2 puntos, 1 punto por cada configuración
Ca: [Ar] $4s^2$
Se: [Ar] $3d^{10}$ $4s^2$ $4p^4$
Admite cualquier orden en que escriban los orbitales. Admite versión larga sin el gas noble.

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

Total 2 puntos, 1 punto por cada configuración
Ca^{2+}: [Ar]
Se^{2-}: [Ar] $3d^{10}$ $4s^2$ $4p^6$ ó Se^{2-}: [Kr]
Admite cualquier orden en que escriban los orbitales. Admite versión larga sin el gas noble.

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

Total 1 punto
S < Se < Ti < Ca < Rb

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

S > Se > Ti > Ca > Rb

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

Total 1 punto
Cl^- > Ca^{2+} > Ti^{4+}

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

Total 1 punto
B: [Ne] $2s^2$ $2p^1$
n = 2, l = 1, ml = -1, 0, +1, ms = ± ½

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 λ = 370 nm (1 nm = 1 x 10^{-9} m).
Calcule la energía, en J, y la frecuencia, en s^{-1}, de dicha radiación

Total 2 puntos, 1 punto por cada parámetro bien calculado.

$E = (6{,}62 \times 10^{-34})\ (3 \times 10^{8}) / (370 \times 10^{-9}) = 5{,}4 \times 10^{-19}$ J

$\nu = c/\lambda = 3 \times 10^{8} / 370 \times 10^{-9} = 8{,}1 \times 10^{14}\ s^{-1}$

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?.

Total 2 puntos, 1 punto por cada opción correcta seleccionada. Penalizar opciones incorrectas seleccionadas.

❑ Ga*: [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^2$

❑ Ga*: [Ar] $3d^{10}\ 4s^3\ 4p^1$

(OPCIÓN CORRECTA) ❑ Ga*: [Ar] $3d^{10}\ 4s^1\ 4p^2$

❑ Ga*: [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^1$

(OPCIÓN CORRECTA) ❑ Ga*: [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 5s^1$

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).

Total 2 puntos. 1 punto por cada reacción bien escrita e igualada. Penalizar errores en estados de agregación

$4\ NH_3\ (g)\ +\ 5\ O_2\ (g)\ \rightarrow\ 4\ NO\ (g)\ +\ 6\ H_2O\ (g)$ o cualquiera de sus múltiplos o submúltiplos

A continuación se oxida el NO a NO_2 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).

$2\ NO\ (g)\ +\ O_2\ (g)\ \rightarrow\ 2\ NO_2\ (g)$ o cualquiera de sus múltiplos o submúltiplos

2.B. 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 la reacción:

$3\ NO_2\ (g)\ +\ H_2O\ (l)\ \rightarrow\ 2\ HNO_3\ (ac)\ +\ NO\ (g)$

Cuando se hacen reaccionar 100 L de NO_2 medidos a 800°C y 1 atm de presión con cantidad suficiente de agua, se obtienen 20 g de HNO_3. ¿Cuál es el rendimiento de esta etapa?

Datos: masa molar NO_2 = 46 g/mol; masa molar HNO_3 = 63 g/mol

Total 2 puntos.

5 g NO $\rightarrow$ 0,17 moles NO
Presión parcial NO = 1 atm – 93/760 = 0,88 atm
Temperatura = 323 K

Volumen = 0.17 x 0,082 x 323 / 0,88 = 5,1 L

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 HNO_3. Suponga que el rendimiento para la obtención de NO (g) es el mismo que para la obtención de HNO_3.

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.

Total 4 puntos.

20 g HNO_3 $\rightarrow$ 0,32 moles HNO_3 $\rightarrow$ 0,16 moles NO $\rightarrow$ 4,8 g NO

4,8 g NO $\rightarrow$ 0,16 moles NO
Presión parcial NO = 1 atm – 93/760 = 0,88 atm
Temperatura = 323 K

Volumen = 0,16 x 0,082 x 323 / 0,88 = 4,8 L

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?

Total 2 puntos.
500 mL de HNO_3 100 g/L $\rightarrow$ 50 g HNO_3 $\rightarrow$ 0,79 moles $\rightarrow$ 132 mL solución 6 M

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).

Total 2 puntos. Penalizar por estados de agregación incorrectos.

$2\ NH_4Cl\ (ac) + Ca(OH)_2\ (ac) \rightarrow CaCl_2\ (ac) + 2\ H_2O\ (l) + 2\ NH_3\ (ac)$

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:

$$4\ C_3H_5(NO_3)_3\ (l) \rightarrow\ 12\ CO_2\ (g)\ +\ 10\ H_2O\ (g)\ +\ O_2\ (g)\ +\ 6\ N_2\ (g)$$

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

Total 6 puntos. 1 por cada estructura de Lewis y 1 por cada geometría.

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 estequiometria PF_3 y PF_5.
Escriba las estructuras de Lewis y prediga la geometría molecular de estos dos fluoruros de fósforo.

Total 4 puntos. 1 por cada estructura de Lewis y 1 por cada geometría.

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

Total 2 puntos. 1 por cada polaridad
Dióxido de carbono: apolar
Agua: polar

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.

Total 1 punto.
El CO_2 será 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.

Total 2 puntos: 0,4 puntos por cada casillero bien completado

Compuesto	Nombre
N_2O_5	Óxido de nitrógeno (V)
HNO_2	Ácido nitroso
NH_4Cl	**Cloruro de amonio**
NH_4ClO	**Hipoclorito de amonio**
NH_4HSO_4	**Sulfato ácido o bisulfato o hidrógeno sulfato de amonio**

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

Total 3 puntos, uno por cada casillero bien completado

5	moles de átomos de hidrógeno
64	gramos de oxígeno
$6{,}02 \times 10^{23}$	átomos de azufre

Dato: masa molar NH_4HSO_4 = 115,1 g/mol

PROBLEMA 4

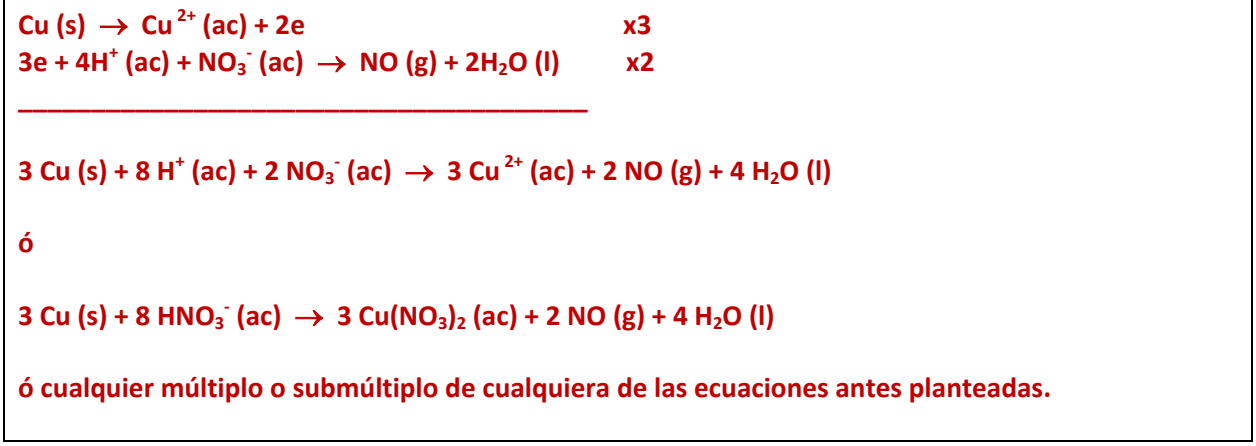
La lixiviación es un método de separación de mezclas. Es un proceso por el cual se extrae uno o varios solutos de un sólido, mediante la utilización de un disolvente líquido. Ambas fases entran en contacto y el soluto pasa desde el sólido a la fase líquida, lo que lleva a una separación de los componentes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

Total 4 puntos. Sugerencia la mitad por las semirreacciones y el resto por llegar al final.



ó

3 Cu (s) + 8 HNO_3^- (ac) → 3 $Cu(NO_3)_2$ (ac) + 2 NO (g) + 4 H_2O (l)

ó cualquier múltiplo o submúltiplo de cualquiera de las ecuaciones antes planteadas.

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): $E°\ Cu^{2+}/Cu = 0,34$ V; $E°\ O_2/H_2O = 1,23$ V

Total 6 puntos. La mitad por la reacción global completa y la mitad por el cálculo del potencial.

Cu^{2+} (ac) + 2e → Cu (s)
H_2O (l) → ½ O_2 (g) + $2H^+$ (ac) + 2e
_____

Cu^{2+} (ac) + H_2O (l) → Cu (s) + ½ O_2 (g) + $2H^+$ (ac)

$E = Eº - (0,059/n) \log (1/(Cu^{2+})) = (0,34 – 1,23) – (0,059/2)(\log (1/1,5)) = - 0,88$ V
Voltaje a aplicar = 0,88 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.

Total 4 puntos.

1 A y 30 minutos → q = 1 x 30 x 60 = 1800 C

2 x 96500 C → 1 mol Cu
1800 C → x = 9,33 x 10^{-3} moles de cobre equivalente a 0,6 g de cobre

PROBLEMA 5

La sangre tiene un pH que se mantiene estable alrededor de 7,4 ± 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:

H_2CO_3 (ac) → H^+ (ac) + HCO_3^- (ac) $\quad K_{a1} = 4,2 \times 10^{-7}$
HCO_3^- (ac) → H^+ (ac) + CO_3^{2-} (ac) $\quad K_{a2} = 4,8 \times 10^{-11}$

5.A. A pH 7,4, la [HCO_3^-] en sangre es de 24 x 10^{-3} M. ¿Cuál es la [CO_3^{2-}]?

Total 4 puntos

pH = 7,4 → [H^+] = 3,98 x 10^{-8} M

Ka2 = [CO_3^{2-}][H^+] / [HCO_3^-] = 4,8 x 10^{-11}

Ka2 = [CO_3^{2-}][3,98 x 10^{-8}] / [24 x 10^{-3}] = 4,8 x 10^{-11}

[CO_3^{2-}] = 2,9 x 10^{-5} M

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 $Cu(OH)_2$ en la sangre, ¿Cuál debe ser la concentración máxima de Cu^{2+} libre en la sangre?.
Dato: K_{ps} $Cu(OH)_2$ = 2,2 x 10^{-20}.

Total 4 puntos

pH = 7,4 → [H^+] = 3,98 x 10^{-8} M → [OH^-] = 2,5 x 10^{-7} M

Kps = 2,2 x 10^{-20} = [Cu^{2+}] [OH^-]^2 = [Cu^{2+}] [2,5 x 10^{-7}]^2

[Cu^{2+}] = 3,5 x 10^{-7} M

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.

Total 4 puntos
1 vaso whisky = 100 mL → 40 mL alcohol → 6 mL de alcohol que pasan a sangre
3 vasos de whisky → 18 mL de alcohol en sangre
18 mL de alcohol → 14,2 g de alcohol

Concentración de alcohol en sangre = 14,2 / 5 = 2,8 g/L
Hombre no apto para conducir. Hombre no en coma etílico.

PROBLEMA 6

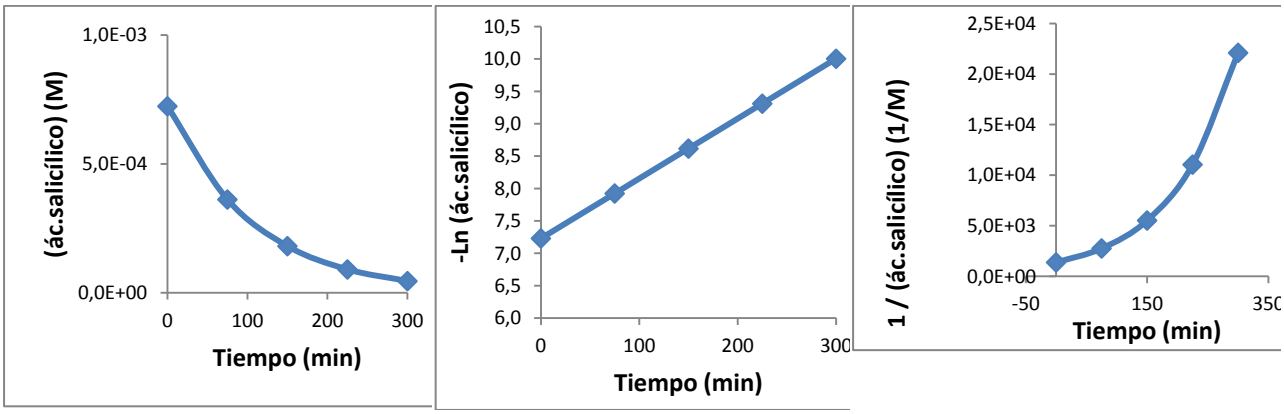
El ácido salicílico ($C_7H_6O_3$) fue extraído por primera vez de la corteza del sauce en 1763. Actualmente es utilizado en el tratamiento de afecciones dérmicas y como antiséptico de uso local.
Se realizó un estudio cinético de fotodegradación del ácido salicílico a 25°C, que procede según la reacción:

$C_7H_6O_3$ (ac) $\rightarrow$ Productos

El procedimiento consiste en saturar con oxígeno y TiO_2 una solución de ácido salicílico ($7{,}24 \times 10^{-4}$ 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?

Total 2 puntos. Orden de reacción respecto al ácido salicílico = 1

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

Total 4 puntos

Ln [ ] / [ ]$_o$ = - kt = - 9,3 x 10^{-3} min^{-1} x 30 minutos = - 0,28
(ácido salicílico) / (conc inicial) = (ácido salicílico) / (7,24 x 10^{-4}) = e $^{-0,28}$ = 0,756

(ácido salicílico) = 5,5 x 10^{-4} M

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

Total 2 puntos. Penalizar si marcan una segunda opción correcta.

❑ la constante de velocidad k disminuye

❑ la constante de velocidad k permanece incambiada

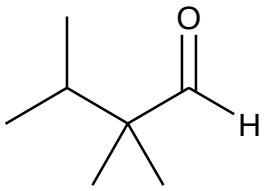
❑ la constante de velocidad k aumenta **(OPCIÓN CORRECTA)**

❑ no se puede determinar con estos datos qué efecto tiene el cambio de temperatura sobre k

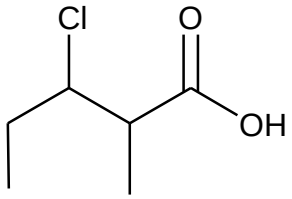
PROBLEMA 7

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

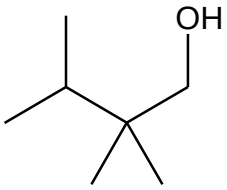
A.



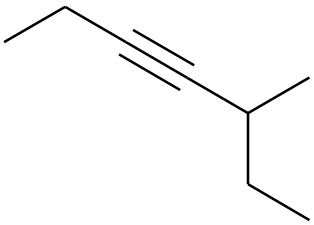
C.



B.



D.



Total 4 puntos: 1 punto por cada respuesta correcta

2,2,3-trimetilbutanol	**B**
Ác. 3-cloro-2,4-dimetilbutanoico	
2-etil-3-hexino	
Ác. 3-cloro-2-metilpentanoico	**C**
5-metil-3-heptino	**D**
2,2,3-trimetilbutanal	**A**

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

1 punto

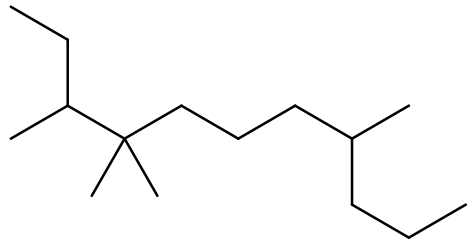
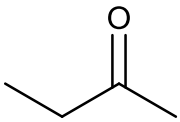
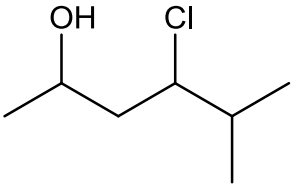
7.C. Formule un isómero de cadena del aldehído de la parte 7.A.

1 punto

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

1 punto

7.E. Nombre los siguientes compuestos:

A. 	**A** **1 punto** **3, 4, 4, 8 – tetrametil undecano**
B. 	**B** **1 punto** **2-butanona**
C. 	**C** **1 punto** **4-cloro-5-metil-2-hexanol**

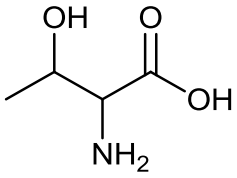
7.F. Formule los siguientes compuestos:

Bromociclopentano **1 punto**
4,5-dicloro-2-pentanona **1 punto**

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.

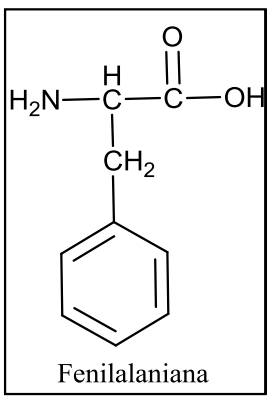
La estructura de la treonina es la siguiente:



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
1 punto	**1 punto**	**1 punto**

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

Fenilalanina	Dipéptido 1	Dipéptido 2
 Fenilalaniana	**1 punto**	**1 punto**

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 formula 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).

1 punto	**1 punto**

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

1.5 puntos	**1.5 puntos**

DATOS

Constante de los gases ideales: R = 0,082 L atm/(mol K) = 8,315 J/(mol K)
Constante de Planck: $h = 6{,}63 \times 10^{-34}$ J s
Velocidad de la luz: $c = 3 \times 10^{8}$ m/s
Número de Avogadro: $N = 6{,}02 \times 10^{23}$ partículas/mol
Constante de Faraday: F = 96500 C/mol electrones

1 atm = 760 mm Hg

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

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 -