



35ª OLIMPIADA ARGENTINA DE QUÍMICA
10 DE SEPTIEMBRE DE 2025
CERTAMEN ZONAL – NIVEL INICIAL
RESPUESTAS

Utiliza la información de tu tabla periódica para obtener los datos atómicos que consideres necesarios. Considera que todas las sustancias gaseosas se comportan como gases ideales.

Datos útiles:

Número de Avogadro = $6,02 \times 10^{23}$

Densidad: $\delta = m/V$

Ecuación de gases ideales: $P V = n R T$

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

$T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273,15 \text{ K}$

$1 \text{ atm} = 1,013 \text{ bar} = 101325 \text{ Pa} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ Torr}$

Ejercicio 1 (4 puntos)

Para cada uno de los siguientes sistemas materiales, indica en la siguiente tabla si es homogéneo o heterogéneo y propone, además, un método de separación de sus componentes. No repitas los métodos. (No debes presentar resolución de este ejercicio, sólo indicar tus respuestas en los casilleros correspondientes)

Sistema	Tipo de sistema	Método de separación
Sal disuelta en agua	Homogéneo	Evaporación
Agua y hielo	Heterogéneo	Filtración
Agua y alcohol	Homogéneo	Destilación
Agua y aceite	Heterogéneo	Decantación

0,5 puntos por cada respuesta correcta. Dar los puntos por otros métodos mientras sean correctos, pero no volver a dar puntaje por un método que esté repetido.

Ejercicio 2 (6 puntos)



El hielo seco es una forma de dióxido de carbono sólido. A presión atmosférica, si se lo somete a temperaturas mayores de $-78,5^{\circ}\text{C}$, se observa cómo el mismo pasa directamente al estado gaseoso, sin pasar por el estado líquido. Es por esto que se lo llama “seco” y se lo usa en ocasiones donde es necesario refrigerar sin generar humedad. Acerca de este hecho, marca las opciones correctas (No debes presentar resolución de este ejercicio, sólo marcar las opciones correctas en esta hoja).

- (a) El proceso descrito en el enunciado representa un cambio químico.
- (b) El proceso descrito en el enunciado representa un cambio físico.
- (c) El cambio de estado descrito en el enunciado corresponde a una ebullición.
- (d) El cambio de estado descrito en el enunciado corresponde a una condensación.
- (e) El cambio de estado descrito en el enunciado corresponde a una sublimación.
- (f) A presión atmosférica, la densidad del CO_2 será mayor a -100°C que a 10°C .

2 puntos por respuesta correcta, -2 puntos por cada respuesta incorrecta marcada.

Ejercicio 3 (6 puntos)

Teniendo en cuenta los siguientes elementos químicos, **Rb, Sr, Br, Cs, Cl, Se**, ordénalos por orden creciente de:

- a) Radio atómico.



- b) Energía de ionización.



- c) Carácter metálico.



2 puntos por respuesta completamente correcta. Si hay sólo una inversión sumar 1 punto, si hay más de una inversión no sumar puntos.

Ejercicio 4 (6 puntos)

Se tiene una sustancia diatómica (X_2), donde la masa atómica de X es $1,32 \times 10^{-22}$ g. Determina el número de moles de moléculas de X_2 presentes en 45 g de sustancia. (Debes presentar la resolución completa de este ejercicio en hoja aparte).

Un átomo de X pesa $1,32 \times 10^{-22}$ g, por lo que una molécula X_2 tiene una masa de $2,64 \times 10^{-22}$ g.

(2 puntos parciales)

1 mol de moléculas de X_2 entonces poseen una masa de $2,64 \times 10^{-22}$ g/moléc $\times 6,02 \times 10^{23}$ moléc/mol = 158,9 g/mol.

(2 puntos parciales)

Entonces,

158,9 g X_2 _____ 1 mol X_2

45 g X_2 _____ 0,283 mol X_2

(2 puntos parciales)

Ejercicio 5 (5 puntos)

El galio (Ga) presenta un punto de fusión normal de 30°C y un punto de ebullición normal de 2204°C , mientras que para el mercurio (Hg) estos valores son de -39°C y 357°C respectivamente. Teniendo en cuenta esta información, indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas (V) o falsas (F). (No debes presentar resolución de este ejercicio, sólo indicar tus respuestas en los casilleros correspondientes)

(i) A 270 K, ambas sustancias son líquidas.

F

(ii) En CNPT, el mercurio es líquido pero el galio es sólido.

V

(iii) El rango de temperaturas en el que el Ga es sólido y el Hg es líquido es mayor al rango en el cual ambas sustancias son líquidas.

F

(iv) A 2300 K ambas sustancias son gaseosas.

F

(v) A 100 K ambas sustancias son sólidas.

V

1 punto por respuesta correcta.

Ejercicio 6 (5 puntos)

Identifica a la especie que es isoelectrónica con el anión trivalente del elemento que pertenece al grupo 15 y quinto período. (No debes presentar resolución de este ejercicio, sólo marcar la opción correcta en esta hoja).

Cs In²⁻ Ba²⁺ As³⁻ Bi³⁺

Ejercicio 7 (8 puntos)

Calcula el número de átomos de nitrógeno en 200 mg de tetrafenilporfirina, teniendo en cuenta que su fórmula molecular es C₄₄H₃₀N₄. (Debes presentar la resolución completa de este ejercicio en hoja aparte).

La masa molar del compuesto es 614 g/mol.

(2 puntos parciales)

200 mg corresponden a $3,26 \times 10^{-4}$ mol de compuesto.

(2 puntos parciales)

Por cada mol de compuesto hay 4 mol de átomos de N.

Entonces:

1 mol de compuesto _____ 4 mol átomos de N _____ $2,41 \times 10^{24}$ átomos de N

$3,26 \times 10^{-4}$ mol de compuesto _____ $1,30 \times 10^{-3}$ mol átomos N _____ $7,85 \times 10^{20}$ átomos de N

2 puntos parciales por calcular los moles y 2 puntos parciales por calcular el número de átomos.

Ejercicio 8 (6 puntos)

A temperatura ambiente (25°C) y presión atmosférica, el He gaseoso posee una densidad de 0,164 g/L, mientras que el H₂ posee una densidad de 0,082 g/L. Por otro lado, el N₂ tiene una densidad de 1,145 g/L. Indica cuál de las siguientes afirmaciones es correcta a temperatura ambiente y presión atmosférica: (No debes presentar resolución de este ejercicio, sólo marcar la opción correcta en esta hoja).

(a) En 100 mL de N₂ hay el mismo número de átomos que en 100 mL de He



(b) 1 mol de H_2 ocupa menos volumen que 1 mol de He

(c) $\rho_{H_2} < \rho_{He} < \rho_{N_2}$ debido a que $Mr_{H_2} < Mr_{He} < Mr_{N_2}$

(d) Ninguna de las anteriores es correcta

Ejercicio 9 (8 puntos)

Determina la composición centesimal en % p/p de cada elemento en el $KHSO_3$. (Debes presentar la resolución completa de este ejercicio en hoja aparte)

Su masa molar es de 120,16 g/mol. Por cada mol, la sustancia tiene 1 mol de átomos de K (39,1 g), 1 mol de átomos de H (1,00 g), 1 mol de átomos de S (32,07 g) y 3 mol de átomos de O ($3 \times 16,00$ g = 48,00 g). Para calcular el % p/p necesitamos determinar los gramos de cada elemento por cada 100 g de sustancia. Entonces, se tiene:

En 120,16 g $KHSO_3$ _____ 39,1 g K

En 100 g $KHSO_3$ _____ 32,54 g K

(2 puntos parciales)

En 120,16 g $KHSO_3$ _____ 1,00 g H

En 100 g $KHSO_3$ _____ 0,83 g H

(2 puntos parciales)

En 120,16 g $KHSO_3$ _____ 32,07 g S

En 100 g $KHSO_3$ _____ 26,69 g S

(2 puntos parciales)

En 120,16 g $KHSO_3$ _____ 48,00 g O

En 100 g $KHSO_3$ _____ 39,95 g O

Alternativamente, se pueden calcular 3 de los %p/p y sacar el último por diferencia con el 100%.

(2 puntos parciales)

Si saca mal la masa molar y arrastra error, restar 1 punto.

Ejercicio 10 (8 puntos)

Se recolectan 41,7 mg de un gas en un recipiente de 25 mL previamente evacuado a 15°C, registrándose una presión de 1,23 atm. Por otra parte, al mismo gas se le realiza un análisis elemental, resultando en 87,5 % N y 12,5 % H. Determina la fórmula molecular del gas. (Debes presentar la resolución completa de este ejercicio en hoja aparte).

Usando gases ideales, podemos calcular el número de moles de gas a partir de los datos de presión, volumen (0,025 L) y temperatura (288 K).

$$n = \frac{P \times V}{R \times T} = \frac{1,23 \text{ atm} \times 0,025 \text{ L}}{0,082 \text{ L} \times \text{atm K}^{-1} \text{mol}^{-1} \times 288 \text{ K}} = 1,30 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

(2 puntos parciales)

Este número de moles corresponde a 41,7 mg de compuesto, por lo que su masa molar es de $0,0417 \text{ g} / 1,30 \times 10^{-3} \text{ mol} = 32,1 \text{ g/mol}$

(2 puntos parciales)

Por otro lado, el análisis elemental nos dice que el gas está formado por N y H.

Por cada 100 g de gas hay 87,5 g de N, por lo que en 32 g de gas (1 mol) hay 28 g (2 mol átomos) de N.

(1,5 punto parcial)

Por cada 100 g de gas hay 12,5 g de H, por lo que en 32 g de gas (1 mol) hay 4 g (4 mol átomos) de H.

(1,5 punto parcial)

Por lo tanto, la fórmula molecular es N_2H_4 .

(1 punto parcial)

Ejercicio 11 (5 puntos)

Se tiene acetato de etilo ($\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$, $\delta_{20^\circ\text{C}} = 0,902 \text{ g/mL}$, $P_{\text{eb}} = 77^\circ\text{C}$) y agua ($\delta_{20^\circ\text{C}} = 0,998 \text{ g/mL}$, $P_{\text{eb}} = 100^\circ\text{C}$). Ambos compuestos son inmiscibles entre sí. Responde indicando si las siguientes



afirmaciones son verdaderas (V) o falsas (F). (No debes presentar resolución de este ejercicio, sólo indicar tus respuestas en los casilleros correspondientes)

- (i) Si se mezclan 50 ml de agua con 50 ml de acetato de etilo se obtiene un sistema heterogéneo.
- (ii) Una mezcla acetato de etilo/agua sólo podría separarse mediante destilación.
- (iii) 2 mL de agua tienen mayor masa que 2 mL de acetato de etilo.
- (iv) 2 mL de acetato de etilo contienen mayor número de átomos que 2 mL de agua.
- (v) A 200°C y 1 atm, la densidad del acetato de etilo será mayor que la del agua.

V
F
V
F
V

1 punto por cada respuesta correcta.

Ejercicio 12 (6 puntos)

Se tienen 30 mL de una sustancia de fórmula molecular C_xH_{12} cuya densidad es 0,876 g/mL. Se sabe que en este volumen están presentes $1,58 \times 10^{24}$ átomos de hidrógeno.

- a) ¿Cuántos moles de moléculas están presentes en ese volumen? Marca la respuesta correcta. (No debes presentar resolución de este ejercicio, sólo marcar la opción correcta en esta hoja).

2,62 $1,32 \times 10^{23}$ 0,219 $6,02 \times 10^{23}$

3 puntos parciales

- b) ¿Cuál es la atomicidad del carbono en el compuesto? (es decir, el valor de “x” en la fórmula molecular). Marca la respuesta correcta. (No debes presentar resolución de este ejercicio, sólo marcar la opción correcta en esta hoja).

9 5 12 7

3 puntos parciales

Ejercicio 13 (6 puntos)

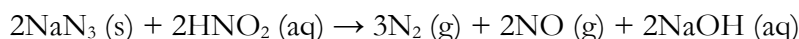
Balancea las siguientes ecuaciones químicas:

- a) $1 \text{ C}_9\text{H}_{12}\text{O}_2 + 11 \text{ O}_2 \rightarrow 9 \text{ CO}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O}$
b) $3 \text{ NO}_2 + 1 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ HNO}_3 + 1 \text{ NO}$
c) $1 \text{ MnO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow 1 \text{ MnCl}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O} + 1 \text{ Cl}_2$

2 puntos por cada ecuación completamente balanceada. No hay puntajes parciales.

Ejercicio 14 (8 puntos)

Teniendo en cuenta la siguiente reacción:



Y considerando que se hacen reaccionar 1,25 g de azida de sodio (NaN_3) con suficiente cantidad de HNO_2 :

- a) Calcula el número de moles totales de productos formados. Marca la respuesta correcta en esta hoja.

0,0192 mol 0,135 mol 0,0673 mol 7,00 mol 3,50 mol

2 puntos parciales

- b) Durante el mismo experimento del ítem anterior, se recolectan los gases formados en un recipiente de 0,50 litros a 30°C . Marca la presión ejercida por los mismos en esta hoja.

726 Torr 1813 Torr 2,39 Torr 3631 Torr 1089 Torr

2 puntos parciales

- c) Calcula cuántos moles de HCl serían necesarios para neutralizar el NaOH formado en la reacción. Marca la respuesta correcta en esta hoja.

2 mol $9,62 \times 10^{-3}$ mol 0,038 mol 0,019 mol

2 puntos parciales

- d) Nombra al compuesto HNO_2 :

Ácido nítrico

2 puntos parciales

Ejercicio 15 (8 puntos)

Ordena las siguientes muestras según número creciente de átomos de oxígeno. (Debes presentar la resolución completa de este ejercicio en hoja aparte).

i) 1,00 g de H_2O ii) 0,010 mol de CaSO_4 iii) 12 ml de acetona, $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ ($\delta = 0,784 \text{ g/mL}$) iv) 750 mL de NO_2 (g) medidos a 298 K y 1 atm

1,00 g H_2O corresponden a $n = 1,00 \text{ g} / (18,00 \text{ g/mol}) = 0,0555 \text{ mol}$ de moléculas de agua = mol de átomos de O.

(2 puntos parciales)

Cada mol de CaSO_4 contiene 4 mol de átomos de O, por lo tanto 0,010 mol de CaSO_4 contienen $4 \times 0,010 \text{ mol} = 0,040 \text{ mol}$ átomos de O.

(2 puntos parciales)

12 mL de acetona corresponden a $12 \text{ mL} \times (0,784 \text{ g/mL}) = 9,40 \text{ g}$ acetona. Su masa molar es 58,08 g/mol, por lo que esta masa contiene $9,40 \text{ g} / (58,08 \text{ g/mol}) = 0,162 \text{ mol}$ de acetona y por lo tanto el mismo número de moles de átomos de oxígeno.

(2 puntos parciales)

Finalmente, 750 mL de NO_2 medidos a 298 K y 1 atm contienen $n = P \times V / (R \times T) = 1,00 \text{ atm} \times 0,750 \text{ L} / (0,082 \text{ L} \cdot \text{atm}/(\text{K} \times \text{mol}) \times 298) = 0,031 \text{ mol}$ NO_2

(1 punto parcial)

y por lo tanto el doble de moles de átomos de oxígeno: 0,0613 mol átomos de oxígeno.

(1 punto parcial)

Por lo tanto, en orden creciente de número de átomos de oxígeno, quedarían:

ii) < i) < iv) < iii)

Ejercicio 16 (5 puntos)



Se tiene un gas contenido en un recipiente cerrado, inicialmente a 22°C y a presión atmosférica. Si se lo calienta hasta 75°C , ¿cuál será la presión final ejercida por el gas? Marca la respuesta correcta en esta hoja.

760 Torr

896 Torr

2590 Torr

223 Torr

644 Torr



35^a OLIMPIADA ARGENTINA DE QUÍMICA
10 DE SEPTIEMBRE DE 2025
CERTAMEN ZONAL – NIVEL 1
RESPUESTAS

Utilizá la información de tu tabla periódica para obtener los datos atómicos que consideres necesarios. Podés suponer que las sustancias en estado gaseoso se comportan idealmente.

$$R = 0,0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} ; 0 \text{ }^{\circ}\text{C} \equiv 273 \text{ K} ; N_A = 6,02 \times 10^{23} ; pV = nRT ; x_A = n_A / n_T$$

$$Q = n \times C_p \times \Delta T ; Q = n \times \Delta H$$

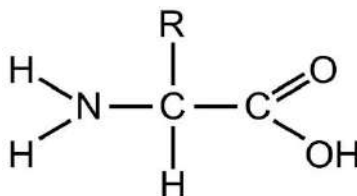
Nota: los distintos ítems de este examen no están relacionados entre sí. Si por algún motivo no podés resolver alguno de ellos, continúa con el siguiente.

Notas de corrección:

Para los ejercicios numéricos, los puntos asignados a cada cálculo individual deben considerarse independientemente de los resultados y/o planteos de los ítems anteriores. Si el/la estudiante realiza un cálculo correcto con un número incorrecto obtenido de un paso anterior, o con una suposición o deducción incorrecta previa, el cálculo se considera correcto. De lo contrario se estaría penalizando dos veces por el mismo error. Si el procedimiento utilizado por el/la estudiante no es el mismo que se muestra en esta resolución, asignar el puntaje según las ideas correctas que haya en ese procedimiento, en base al esquema proporcionado. Para todos los ítems, en ningún caso el puntaje asignado a un ítem podrá ser inferior a 0 puntos.

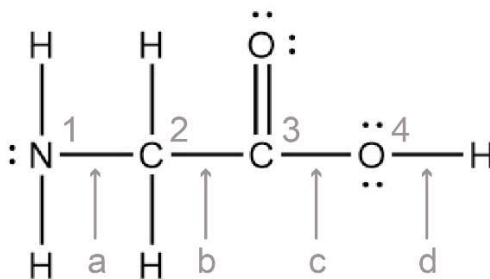
Ejercicio 1 (25 Puntos)

Los *aminoácidos* son los bloques a partir de los cuales se construyen las proteínas, biomoléculas esenciales para la vida. La estructura general de un aminoácido es la siguiente:



En esta figura, “R” es la *cadena lateral* del aminoácido, que dependiendo de sus características permite clasificarlos en: polares, no polares, cargados positivamente, cargados negativamente.

La siguiente estructura de Lewis corresponde al aminoácido glicina:



a) Completar la siguiente tabla indicando la geometría molecular local en torno a cada uno de los átomos indicados:

Átomo	Geometría molecular local
N (1)	Piramidal o pirámide de base trigonal
C (2)	Tetraédrica
C (3)	Plana trigonal
O (4)	Angular

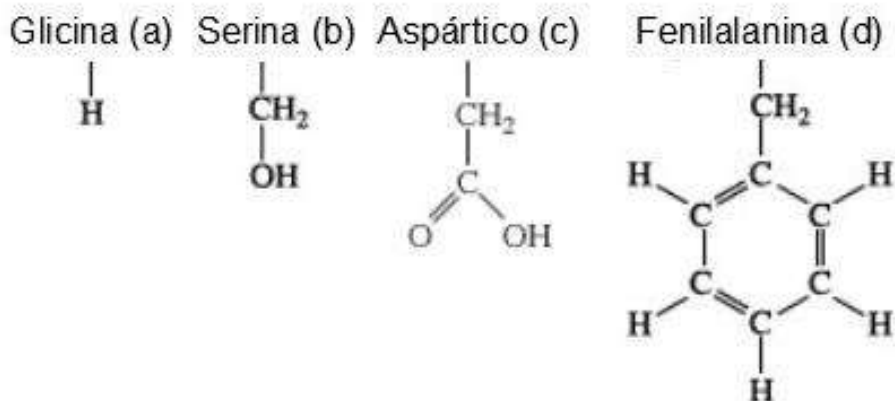
2 puntos por cada respuesta correcta. 8 puntos totales.

b) Ordenar los enlaces señalados en orden creciente de momento dipolar:

Menor momento dipolar	→		Mayor momento dipolar
b	a	c	d

Se restan 4 puntos por cada error. 7 puntos totales.

A continuación se muestran las estructuras de las cadenas laterales de algunos aminoácidos:





c) Ordenar las cadenas laterales en orden creciente de polaridad.

Menos polar	—————→		Más polar
a/d	d/a	b	c

No se asignan puntajes parciales. **5 puntos totales.**

d) Ordenar las cadenas laterales en orden creciente de *polarizabilidad* (la polarizabilidad es la tendencia de un grupo de átomos a sufrir deformaciones en su nube electrónica).

Menor polarizabilidad	—————→		Mayor polarizabilidad
a	b	c	d

Se restan 3 puntos por cada error. **5 puntos totales.**

Ejercicio 2 (40 Puntos)

El funcionamiento de un globo aerostático de aire caliente se basa en la diferencia de densidad que se genera entre el aire que se encuentra en el interior del globo y el aire que lo rodea, permitiendo que éste flote y se eleve. El globo funciona a base de propano, que se somete a combustión, liberando calor que permite calentar el aire en su interior.

a) Escribir una ecuación que represente la combustión completa del propano (C_3H_8) a $25,0\text{ }^\circ\text{C}$ y $1,00\text{ atm}$. No olvides incluir los estados de agregación. Temperaturas de fusión normales: H_2O : $0,00\text{ }^\circ\text{C}$; C_3H_8 : $-188\text{ }^\circ\text{C}$; Temperaturas de ebullición normales: H_2O : $100\text{ }^\circ\text{C}$; C_3H_8 : $-42\text{ }^\circ\text{C}$.



No se asignan puntos parciales por índices correctos (la reacción está balanceada o no).

Se resta 1 punto si el coeficiente estequiométrico del propano no es 1.

Se resta 1 punto si omite u equivoca uno o más estados de agregación (en total, no por cada uno).

Si la reacción es incorrecta pero los estados de agregación son los correctos para los compuestos indicados, se asigna 1 punto.

4 puntos totales.



b) ¿Por qué el agua presenta mayor punto de ebullición que el propano? Marcar con una X la/s opción/es que consideres correcta/s.

Porque el agua tiene menor masa molecular que el propano.	
Porque el agua presenta interacciones de dispersión entre sus moléculas más intensas que el propano.	
Porque el agua presenta interacciones dipolo – dipolo entre sus moléculas más intensas que el propano.	
Porque el agua presenta interacciones puente hidrógeno entre sus moléculas mientras que el propano no.	X

No se penaliza si además elige la respuesta (c). **2 puntos totales.**

c) El propano utilizado en los globos de aire caliente se almacena en estado líquido dentro de cilindros de acero. Teniendo en cuenta los datos proporcionados para el propano en el ítem (a), y que el acero es un buen conductor del calor (es decir, que permite el intercambio de calor entre el interior y el exterior del recipiente), ¿por qué creés que el propano se encuentra en estado líquido en el interior del cilindro? Marcar con una X la/s opción/es que consideres correcta/s.

Porque a 25,0 °C y 1,00 atm el propano es un líquido.	
Porque el cilindro se encuentra a una temperatura menor a 25,0 °C.	
Porque el cilindro se encuentra a una temperatura mayor a 25,0 °C.	
Porque el cilindro se encuentra a una presión menor a 1,00 atm.	
Porque el cilindro se encuentra a una presión mayor a 1,00 atm.	X

2 puntos totales.

Un globo que se encuentra anclado en tierra se llena con 2500 m³ de aire a 25,0 °C y 1,00 atm. El aire contiene aproximadamente 78,0 % de N₂, 21,0 % de O₂ y 1,00 % de Ar en volumen (% V/V).

d) En la atmósfera terrestre, la temperatura disminuye 6,50 °C cada 1000 m de altura, mientras que la presión disminuye 0,112 atm cada 1000 m de altura. Sabiendo que para que el globo flote la densidad del aire en su interior debe ser menor que la densidad del aire exterior que lo rodea, calcular cuál es la densidad máxima que puede tener el aire en el interior del globo para flotar a 1500 m de altura. Expresá tu resultado en g L⁻¹. Considerá que la composición del aire es independiente de la altura.



La densidad máxima del aire interno (δ_{int}) debe ser menor o igual a la del aire en el exterior (δ_{ext}) para poder flotar, por lo tanto, la máxima densidad posible será cuando sean iguales $\delta_{int} = \delta_{ext}$. Al incrementar más la δ_{int} el globo caerá hasta una nueva altitud de flote.

(2 puntos por reconocer esto)

Ahora necesitamos calcular la p y T a una altura de 1500 m sabiendo que $p_i = 1 \text{ atm}$ y $T_i = 25 \text{ }^\circ\text{C}$, Para eso:

$$p = p_i - 1500 \text{ m} \times (0,112 \text{ atm} / 1000 \text{ m}) = 0,832 \text{ atm} \text{ (1 punto)}$$

$$T = T_i - 1500 \text{ m} \times (6,5 \text{ }^\circ\text{C} / 1000 \text{ m}) = 15,3^\circ\text{C} \text{ (1 punto)}$$

A 1500 m de altura, en 1 L de aire hay:

$n = (p \times V) / RT$ (2 puntos por reconocer que hay que calcular los moles en estas condiciones)

$$n = (0,832 \text{ atm} \times 1 \text{ L}) / (0,0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \times 288 \text{ K}) = 0,0352 \text{ mol} \text{ (1 punto)}$$

En 0,0352 mol de aire hay:

0,0275 mol de N_2 (0,770 g) (1 punto)

0,00739 mol de O_2 (0,236 g) (1 punto)

0,000352 mol de Ar (0,0140 g) (1 punto)

$$\delta_{int} = \delta_{ext} = m_{\text{aire}} / V_{\text{aire}} = 1,02 \text{ g L}^{-1} \text{ (2 puntos)}$$

12 puntos totales.

e) ¿Qué volumen de propano (C_3H_8) líquido se necesita para calentar el aire del globo anclado en tierra hasta $130 \text{ }^\circ\text{C}$? Considerá que todo el calor generado por la combustión se transfiere directamente al aire en el interior del globo, sin pérdidas. Considerá que la combustión no consume O_2 del interior del globo, y que los gases liberados por la reacción no modifican ni la cantidad ni la composición del gas en el interior del globo. Si no pudiste resolver el ítem (a), considerá que por cada mol de propano se consumen 5 moles de O_2 . Capacidades caloríficas: N_2 : $29,1 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; O_2 : $29,4 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; Ar: $20,9 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$. Densidad del propano en el interior del cilindro: $0,473 \text{ g cm}^{-3}$. Entalpía de combustión del propano: $-2220 \text{ kJ mol}^{-1}$.



En 2500 m^3 de aire hay:

$$n = (p \times V) / RT \text{ (1 punto)}$$

$$n = (1,00 \times 2,50 \times 10^6 \text{ L}) / (0,0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \times 298 \text{ K}) = 102000 \text{ mol (2 puntos)}$$

En 102000 mol de aire hay:

$$79600 \text{ mol de N}_2 \text{ (1 punto)}$$

$$21400 \text{ mol de O}_2 \text{ (1 punto)}$$

$$1020 \text{ mol de Ar (1 punto)}$$

$$Q (\text{N}_2) = 79600 \text{ mol} \times 29,1 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 105 \text{ K} = 2,43 \times 10^8 \text{ J (2 puntos)}$$

$$Q (\text{O}_2) = 21400 \text{ mol} \times 29,4 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 105 \text{ K} = 6,61 \times 10^7 \text{ J (2 puntos)}$$

$$Q (\text{Ar}) = 1020 \text{ mol} \times 20,9 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 105 \text{ K} = 2,24 \times 10^6 \text{ J (2 puntos)}$$

$$Q (\text{total}) = 3,11 \times 10^8 \text{ J (1 punto)}$$

$$Q (\text{propano}) = 3,11 \times 10^8 \text{ J} = n \times 2,20 \times 10^6 \text{ J mol}^{-1} \rightarrow n = 141 \text{ mol (3 puntos)}$$

$$141 \text{ mol} \equiv 6200 \text{ g (1 punto)}$$

$$\delta = m / v \rightarrow V = 13,1 \text{ L (1 punto)}$$

18 puntos totales.

f) ¿Se necesitaría más o menos propano para alcanzar la misma temperatura si se considera que parte del calor liberado por la reacción de combustión es absorbido por el globo? Marcar con una X la opción que consideres correcta.

Se necesitaría menos propano si la capacidad calorífica del globo es menor a la del aire.	
Se necesitaría más propano si la capacidad calorífica del globo es menor a la del aire.	
Se necesitaría menos propano si la capacidad calorífica del globo es mayor a la del aire.	
Se necesitaría más propano si la capacidad calorífica del globo es mayor a la del aire.	
Se necesitaría menos propano independientemente del valor de la capacidad calorífica del globo.	
Se necesitaría más propano independientemente del valor de la capacidad calorífica del globo.	X

2 puntos totales.



Ejercicio 3 (35 Puntos)

Los compuestos que contienen enlaces S – F son muy importantes en el diagnóstico y tratamiento del cáncer. Para estudiar las propiedades de este enlace en compuestos sencillos, se trabajó con los gases difluoruro de azufre (SF₂), tetrafluoruro de azufre (SF₄) y hexafluoruro de azufre (SF₆).

a) Sabiendo que a temperatura ambiente el azufre es un sólido y el flúor es un gas formado por moléculas diatómicas, escribir una ecuación para la reacción de formación del SF₆. No olvides incluir los estados de agregación.



No se asignan puntos parciales por índices correctos (la reacción está balanceada o no).

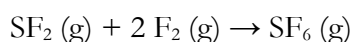
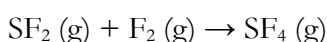
Se restan 2 puntos si el coeficiente estequiométrico del SF₆ no es 1.

Se restan 2 puntos si omite u equivoca uno o más estados de agregación (en total, no por cada uno).

Si la reacción es incorrecta pero los estados de agregación son los correctos para los compuestos indicados, se asignan 2 puntos.

5 puntos totales.

b) A partir de los datos de entalpías estándar de formación de los compuestos presentados a continuación, calcular la entalpía estándar de las reacciones:



Entalpías estándar de formación: SF₂: –297 kJ mol^{–1}; SF₄: –763 kJ mol^{–1}; SF₆: –1220 kJ mol^{–1}.



$$\Delta H = \Delta H (2) - \Delta H (1) = -763 \text{ kJ mol}^{-1} - (-297 \text{ kJ mol}^{-1}) = -466 \text{ kJ mol}^{-1}$$

3 puntos por plantear las ecuaciones correctamente y 2 puntos por el cálculo.

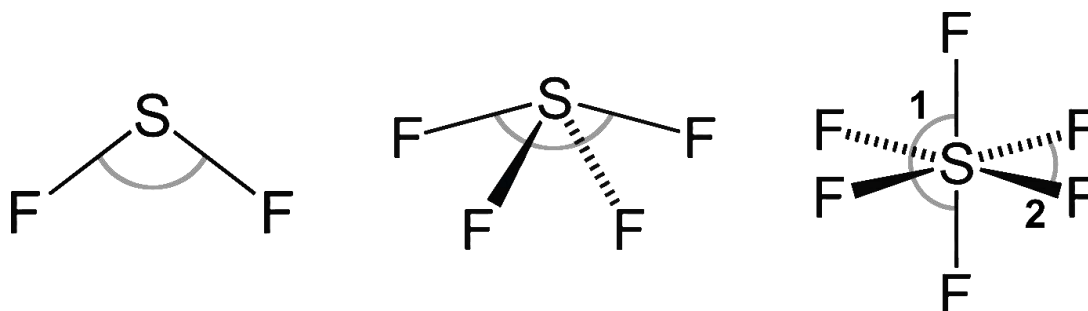


$$\Delta H = \Delta H (4) - \Delta H (3) = -1220 \text{ kJ mol}^{-1} - (-297 \text{ kJ mol}^{-1}) = -923 \text{ kJ mol}^{-1}$$

3 puntos por plantear las ecuaciones correctamente y 2 puntos por el cálculo.

10 puntos totales.

La siguiente figura muestra la disposición espacial de los átomos en estos compuestos. Las líneas sólidas se encuentran en el plano de la hoja, mientras que las líneas punteadas se alejan del plano de la hoja perpendicularmente hacia atrás, y las líneas rellenas se alejan del plano de la hoja perpendicularmente hacia adelante.



c) Completar la tabla asignando los ángulos de enlace indicados. Marcar con una X la opción correcta para cada ángulo señalado.

	90,0 °	98,3 °	173 °	180 °
SF ₂		X		
SF ₄			X	
SF ₆ (1)				X
SF ₆ (2)	X			

1 punto cada opción correcta. 4 puntos totales.

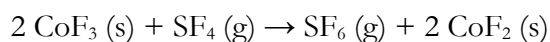
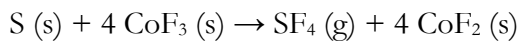
d) Ordenar los compuestos (F₂, SF₂, SF₄, SF₆) en base a la intensidad de las interacciones de dispersión entre sus moléculas.

Interacciones más débiles	→		Interacciones más fuertes
F ₂	SF ₂	SF ₄	SF ₆

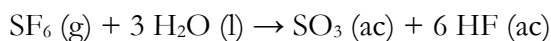
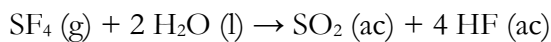
Se restan 3 puntos por cada error. 5 puntos totales.



Estos compuestos se obtienen mediante:



Estos compuestos reaccionan con agua como indican las siguientes ecuaciones:



e) Marcar con una X en la siguiente tabla qué tipo/s de interacciones presenta cada uno de los compuestos entre las moléculas/iones que los conforman:

Compuesto	Dispersión	Dipolo - Dipolo	Puente hidrógeno	Iónicas
SF ₄	X	X		
SF ₆	X			
CoF ₂ y CoF ₃	X			X
HF	X	X	X	
SO ₂	X	X		
SO ₃	X			

1 punto cada opción correcta. Cada opción incorrecta resta 2 puntos.

11 puntos totales. El puntaje total no puede ser inferior a 0 puntos.



35^a OLIMPIADA ARGENTINA DE QUÍMICA
10 DE SEPTIEMBRE DE 2025
CERTAMEN ZONAL – NIVEL 2
RESPUESTAS

Utilizá la información de tu tabla periódica para obtener los datos atómicos que consideres necesarios. A menos que se indique lo contrario, podés suponer que las sustancias en estado gaseoso se comportan idealmente.

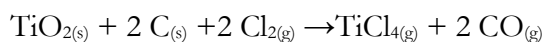
Nota: los distintos ítems de este examen no están relacionados entre sí. Si por algún motivo no podés resolver alguno de ellos, **continúa con el siguiente**.

Ejercicio 1 (35 Puntos)

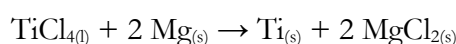
El titanio es un metal sumamente resistente y ampliamente utilizado a escala industrial. No obstante, su obtención ha sido uno de los mayores retos encontrados por la humanidad. A diferencia de otros metales, la reducción de sus óxidos con carbono no es viable. Actualmente, la obtención del Ti se realiza a través del conocido *método de Kroll*.

Este proceso parte del mineral rutilo conformado por TiO_2 , y consta de **dos etapas**:

- El $\text{TiO}_{2(s)}$ es convertido en $\text{TiCl}_{4(g)}$ a 800°C mediante el uso de $\text{C}_{(s)}$ y $\text{Cl}_{2(g)}$ (**reacción 1**):



- Seguidamente el $\text{TiCl}_{4(g)}$ es separado, condensado y finalmente reducido con $\text{Mg}_{(s)}$ para dar lugar al $\text{Ti}_{(s)}$ y $\text{MgCl}_{2(s)}$ como subproducto (**reacción 2**):



- (a) Calcule el $\Delta_r H^\circ$ para las **reacciones 1 y 2**.

Para la reacción 1:

$$\Delta_r H^\circ = \Delta_f H^\circ (\text{TiCl}_{4(g)}) + 2 \cdot \Delta_f H^\circ (\text{CO}_{(g)}) - \Delta_f H^\circ (\text{TiO}_{2(s), \text{ rutilo}})$$

$$\Delta_r H^\circ = -763 \text{ kJ mol}^{-1} + 2 \cdot (-110,5 \text{ kJ mol}^{-1}) - (-945 \text{ kJ mol}^{-1}) = -39 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Para la reacción 2:

$$\Delta_r H^\circ = 2 \cdot \Delta_f H^\circ (\text{MgCl}_{2(s)}) - \Delta_f H^\circ (\text{TiCl}_{4(l)})$$

Debe considerarse que entre los datos suministrados, se especifica la entalpía de formación del TiCl_4 en estado gaseoso y no líquido, por lo que debe calcularse la entalpía de formación para este último.

$$\Delta_f H^\circ (\text{TiCl}_{4(l)}) = \Delta_f H^\circ (\text{TiCl}_{4(g)}) - \Delta_{\text{vap}} H^\circ (\text{TiCl}_4)$$

$$\Delta_f H^\circ (\text{TiCl}_4(l)) = -763 \text{ kJ mol}^{-1} - 41 \text{ kJ mol}^{-1} = -804 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Por lo tanto,

$$\Delta_r H^\circ = 2 \cdot \Delta_f H^\circ (\text{MgCl}_2(s)) - \Delta_f H^\circ (\text{TiCl}_4(l))$$

$$\Delta_r H^\circ = 2 \cdot (-641,8 \text{ kJ mol}^{-1}) - (-804 \text{ kJ mol}^{-1}) = -479,6 \text{ kJ mol}^{-1}$$

(4 puntos parciales por cada cálculo de $\Delta_r H^\circ$ correcto. En el caso de usar $\Delta_f H^\circ$ (anatasa), penalizar con 2 puntos. Si emplea para la reacción 2 el $\Delta_f H^\circ$ (TiCl₄, gaseoso) y no $\Delta_f H^\circ$ (TiCl₄, líquido), penalizar nuevamente con 2 puntos)

8 puntos totales.

(b) Determine el ΔH° global del proceso por mol de $\text{TiO}_2(s)$ convertido a $\text{Ti}(s)$.

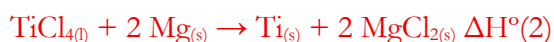
La reacción global del proceso por mol de $\text{TiO}_2(s)$ resulta ser:



$$\Delta_r H^\circ = 2 \cdot \Delta_f H^\circ (\text{MgCl}_2(s)) + 2 \cdot \Delta_f H^\circ (\text{CO}(g)) - \Delta_f H^\circ (\text{TiO}_2(s), \text{ rutilo})$$

$$\Delta_r H^\circ = 2 \cdot (-641,8 \text{ kJ mol}^{-1}) + 2 \cdot (-110,5 \text{ kJ mol}^{-1}) - (-945 \text{ kJ mol}^{-1}) = -559,6 \text{ kJ mol}^{-1}$$

También es válido calcularlo como la suma de las variaciones de entalpía de la reacción 1 y 2, considerando el cambio de fase.



$$\Delta_r H^\circ = \Delta H^\circ(1) + (-1) \cdot \Delta H^\circ(\text{vap}) + \Delta H^\circ(2)$$

$$\Delta_r H^\circ = -39 \text{ kJ mol}^{-1} + (-1) \cdot 41 \text{ kJ mol}^{-1} + (-479,6 \text{ kJ mol}^{-1}) = -559,6 \text{ kJ mol}^{-1}$$

(En el caso de que nuevamente no haya considerado el cambio de fase del TiCl_4 , no volver a penalizar si en el ítem previo ya fueron restados los puntos correspondientes).

6 puntos totales.

(c) ¿Cómo esperas que sea el signo de $\Delta_r S^\circ$ a 800°C para la reacción 1? Justifica brevemente.

La reacción 1 a 800°C presenta un $\Delta n_{\text{gas}} = +1$. Dado que la generación neta de moles gaseosos implica un mayor desorden en el sistema, se espera que $\Delta_r S^\circ > 0$.

5 puntos totales.

(d) ¿Por qué crees que el TiO_2 se presenta como un sólido a 800°C , mientras que el TiCl_4 resulta ser un gas? Justifica brevemente.

El ión Ti^{4+} es una especie altamente polarizante debido a su alta relación q/r . Por otro lado, el ión Cl^- resulta ser un anión polarizable debido a su gran tamaño, mientras que el ión O^{2-} lo es mucho menos dado su pequeño radio iónico. En consecuencia, la unión Ti-Cl presentará un alto grado de covalencia, derivando en que el TiCl_4 sea una especie molecular. Por otro lado, el Ti^{4+} no logra polarizar en gran medida la nube electrónica del ión O^{2-} , por lo que la unión Ti-O posee un mayor grado de carácter iónico. Dado que para llevar a estado gaseoso al TiCl_4 deben superarse interacciones intermoleculares del tipo Van Der Waals mucho más débiles que las interacciones carga-carga presentes en un compuesto iónico como el TiO_2 , este último resulta ser un sólido a alta temperatura, mientras que el primero es un gas.

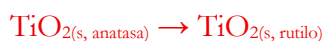
(Penalizar con 3 puntos si el estudiante explicita la diferencia del tipo de interacciones entre ambas especies, pero no analiza el origen del tipo de unión química presente en cada caso. De igual manera, penalizar con 3 puntos si el estudiante determina la diferencia de unión química entre ambas especies, pero no analiza el tipo de interacciones intermoleculares presentes).

7 puntos totales.

El TiO_2 presenta *polimorfismo*. Esto significa que el TiO_2 puede existir en más de una forma cristalina, donde difieren el arreglo tridimensional de los átomos de Ti y O en el cristal. La anatasa, otra forma cristalina del TiO_2 , es la forma más estable a temperatura ambiente. No obstante, mediante calentamiento es posible transformarla en rutilo.

(e) Determine a partir de qué temperatura una muestra de anatasa puede transformarse espontáneamente en rutilo.

El proceso bajo estudio resulta ser:



Para que el mismo resulte ser espontáneo, se requiere $\Delta_r G < 0$.

$$\Delta_r G = \Delta_r H - T \cdot \Delta_r S < 0.$$

$$\Delta_r H = \Delta_r H^\circ (\text{TiO}_{2(s), \text{rutilo}}) - \Delta_r H^\circ (\text{TiO}_{2(s), \text{anatasa}})$$

$$\Delta_r H = -945 \text{ kJ mol}^{-1} - (-954 \text{ kJ mol}^{-1}) = 9 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta_r S = S^\circ (\text{TiO}_{2(s), \text{rutilo}}) - S^\circ (\text{TiO}_{2(s), \text{anatasa}})$$

$$\Delta_r S = 50,62 \text{ J K}^{-1}\text{mol}^{-1} - 33,83 \text{ J K}^{-1}\text{mol}^{-1} = 16,79 \text{ J K}^{-1}\text{mol}^{-1}$$

Por lo tanto,

$$T > \Delta_r H / \Delta_r S$$

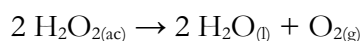
$$T > 9 \text{ kJ mol}^{-1} / 16,79 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 536 \text{ K}$$

(2 puntos parciales por cálculo de $\Delta_r H^\circ$. 2 puntos parciales por cálculo de $\Delta_r S^\circ$. 3 puntos parciales por establecimiento de condición de espontaneidad $\Delta_r G < 0$. 2 puntos parciales por cálculo de temperatura.)

9 puntos totales.

Ejercicio 2 (35 Puntos)

El peróxido de hidrógeno se descompone espontáneamente según:



Esta reacción resulta ser considerablemente lenta. Sin embargo, en presencia de iones yoduro, la reacción es catalizada y su velocidad se incrementa significativamente.

Se llevó a cabo un estudio cinético de este proceso en presencia de I^- . Para ello, se realizaron distintos experimentos a 298 K con concentración de I^- variable, donde se midió la concentración de $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{ac})}$ a distintos intervalos de tiempo t . Los resultados obtenidos se muestran a continuación:

Experimento 1: $[\text{I}^-] = 0,1 \text{ M}$

t / s	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
$[\text{H}_2\text{O}_2] / \text{M}$	0,500	0,352	0,249	0,175	0,124	0,087	0,062	0,043	0,031	0,021	0,015

Experimento 2: $[\text{I}^-] = 0,05 \text{ M}$

t / s	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
$[\text{H}_2\text{O}_2] / \text{M}$	0,500	0,420	0,352	0,296	0,249	0,208	0,175	0,147	0,124	0,104	0,087

(a) Determine los órdenes de reacción para el I^- y el H_2O_2 y escriba la ley de velocidad experimental.

La ley de velocidad del proceso puede ser escrita simbólicamente como:

$$v = k \cdot [\text{I}^-]^m [\text{H}_2\text{O}_2]^n$$

dado que el I^- es un catalizador, su concentración no varía a lo largo del proceso y puede plantearse una constante de pseudo-orden k' .

$$k' = k \cdot [\text{I}^-]^m$$

Por lo que la ley de velocidad quedaría expresada como:

$$v = k' \cdot [\text{H}_2\text{O}_2]^n$$

Una inspección en ambos experimentos muestra que los tiempos de vida media $t_{1/2}$ no dependen de la concentración de H_2O_2 . Esto es congruente a que el orden para el H_2O_2 resulte ser igual a 1. En el experimento 1 se observa que $t_{1/2}$ es aprox. 20s, mientras que para el experimento 2 es igual a 40s.

Aplicando la definición de $t_{1/2}$ para una reacción de orden 1 se tiene que:

$$t_{1/2} = \ln(2) / ak'$$

$$k' = \ln(2) / t_{1/2} \cdot a$$

Para el exp.1, $k'_1 = 0,0173 \text{ s}^{-1}$; mientras que para el exp.2, $k'_2 = 8,66 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1}$

Realizando el cociente entre ambas k' y aplicando logaritmos, se llega a que

$$\text{Log}(k'_1 / k'_2) = m \cdot \text{Log}([I]_1 / [I]_2)$$

$$m = \text{Log}(k'_1 / k'_2) / \text{Log}([I]_1 / [I]_2)$$

$$m = \text{Log}(2) / \text{Log}(2) = 1$$

En consecuencia, $n = 1$ y $m = 1$, por lo que la ley de velocidad experimental resulta ser:

$$v = k \cdot [I][\text{H}_2\text{O}_2]$$

(3 puntos parciales por plantear condición de pseudo-orden. 4 puntos parciales por cálculo de orden del H_2O_2 . 4 puntos parciales por cálculo de orden del I. 3 puntos parciales por escritura de la ley experimental de velocidad.)

14 puntos totales.

(b) Determine el valor de la constante de velocidad a 298 K.

A partir de cualquiera de los dos experimentos:

$$k = k' / [I]$$

$$k = 0,0173 \text{ s}^{-1} / 0,1\text{M} = 8,66 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1} / 0,05\text{M} = 0,173 \text{ M}^{-1}\text{s}^{-1}$$

(Penalizar con 2 puntos si las unidades de la constante de velocidad no son correctas o congruentes)

5 puntos totales.

(c) En un tercer experimento, empleando las mismas concentraciones iniciales de H_2O_2 e I que en el experimento 1 pero aumentando la temperatura a 315 K, se observa un incremento del 50% de la

velocidad de reacción con respecto a su valor a 298 K. Determine la energía de activación E_a de la reacción estudiada.

Un incremento del 50% en la velocidad bajo mismas concentraciones de reactivo implica que la k debe ser quien sufrió tal aumento. En consecuencia:

$$k_{315K} = 1,5 \cdot k_{298K}$$

Utilizando la Ecuación de Arrhenius

$$k_{315K} / k_{298K} = A \cdot \exp(-E_a / R \cdot 315 K) / A \cdot \exp(-E_a / R \cdot 298 K) = 1,5$$

$$1,5 = \exp(-E_a / R * (1/315K - 1/298K))$$

$$\ln(1,5) = -E_a / R * (1/315K - 1/298K)$$

$$E_a = -\ln(1,5) * R / (1 / 315 K - 1/298K)$$

$$E_a = -\ln(1,5) * 8.314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \text{ mol}^{-1} / (1/315K - 1/298K) = 18614 \text{ J mol}^{-1}$$

(3 puntos parciales por plantear que la constante a 315K es 1,5 veces la k a 298K. 5 puntos parciales por el resto del cálculo)

8 puntos totales.

El H_2O_2 es el subproducto de ciertos procesos celulares. Sin embargo, esta molécula debe ser rápidamente eliminada ya que altas concentraciones de este compuesto resultan ser tóxicas. Las células presentan en su interior un catalizador biológico llamado *peroxidasa* que, al igual que los iones I^- , acelera su descomposición de una manera sumamente eficaz.

- (d) Determine la concentración de peroxidasa requerida para lograr que la velocidad de descomposición de H_2O_2 sea igual a la obtenida por una solución 0,1M de I^- . Suponé que ambas reacciones de descomposición presentan el mismo orden de reacción en H_2O_2 y en el catalizador.

Datos: La constante cinética para la descomposición del H_2O_2 catalizado por peroxidasa (k_{perox}) vale $1100 \text{ M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$. Si no pudiste resolver el ítem (b), suponé que para la reacción de descomposición catalizada por ioduro (k_{ioduro}) vale $1 \text{ M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

Si para ambos procesos, la forma funcional de la ley de velocidad resulta ser la misma:

$$v_{\text{ioduro}} = v_{\text{perox}}$$

$$k_{\text{ioduro}} \cdot [\text{I}^-] \cdot [\text{H}_2\text{O}_2] = k_{\text{perox}} \cdot [\text{perox}] \cdot [\text{H}_2\text{O}_2]$$

$$k_{\text{ioduro}} \cdot [\text{I}^-] = k_{\text{perox}} \cdot [\text{perox}]$$

$$[\text{perox}] = k_{\text{ioduro}} \cdot [\text{I}^-] / k_{\text{perox}}$$

$$[\text{perox}] = 0,173 \text{ M}^{-1} \text{s}^{-1} \cdot 0,1\text{M} / 1100 \text{ M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = 1,57 \cdot 10^{-5} \text{ M} \text{ (9,09} \cdot 10^{-5} \text{ M si emplea el dato suministrado en el problema)}$$

(3 puntos parciales por plantear igualdad de velocidades. 5 puntos parciales por el resto del cálculo.)

8 puntos totales.

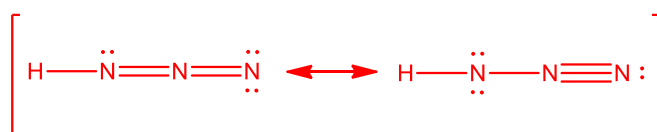
Ejercicio 3 (30 Puntos)

Justifique los siguientes hechos clara y brevemente. Emplee ecuaciones químicas y estructuras de Lewis cuando lo considere apropiado:

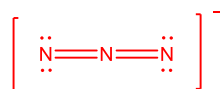
- (a) En el ácido hidrazoico HN_3 , se observan dos distancias de enlace N-N distintas, mientras que en su base conjugada, la azida N_3^- , todas las longitudes de enlace N-N son iguales.

Observando las estructuras de Lewis de ambas especies:

HN_3



N_3^-

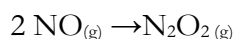


Se puede observar que para el HN_3 , uno de los enlaces N-N presenta carácter tanto de simple como doble enlace, mientras que el otro resulta ser una combinación entre un doble y un triple enlace, generando que haya dos longitudes de enlace N-N distintos. En la N_3^- en cambio, ambos enlaces son equivalentes, por lo que existe una única longitud de enlace N-N.

(penalizar con 3 puntos si no describe cada especie con sus estructuras de Lewis.)

6 puntos totales.

- (b) Para la reacción de dimerización del NO:



El $\Delta_r H$ es < 0 .

La especie NO presenta un electrón no apareado en su estructura.

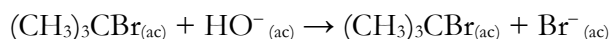


Durante la reacción de dimerización, dicho electrón se aparea con el otro electrón no apareado de otra molécula de NO dando lugar a la formación de un nuevo enlace N-N. Este nuevo enlace se genera sin la previa ruptura de ningún otro enlace químico. Dado que la formación de enlaces siempre es exotérmica, esto conlleva a que la reacción global sea exotérmica.

(En este caso no penalizar si el estudiante no escribe la estructura de Lewis del NO.)

6 puntos totales.

(c) Para la reacción



La velocidad de reacción es independiente de la concentración de HO^- , por lo que la reacción global no puede ser concertada.

La reacción planteada no puede ser concertada, es decir ocurrir en un único paso elemental, ya que, de ser así, la ley de velocidad correspondería a $v = k[(\text{CH}_3)_3\text{CBr}][\text{OH}^-]$, dado que, para procesos elementales, el orden de reacción coincide con la molecularidad del proceso. En este caso, hay una dependencia lineal de la velocidad de reacción con la concentración de HO^- , siendo contradictorio con la evidencia experimental. En consecuencia, la reacción debe proceder por un mecanismo no concertado.

6 puntos totales.

(d) La energía de ionización del N es mayor que la del C.

El N presenta un mayor número de protones en su núcleo por lo que, a igual número de electrones internos y en consecuencia igual efecto pantalla, la carga nuclear efectiva que ejerce sobre sus electrones externos es mayor que en el C. En consecuencia, a la hora de extraer un electrón de cada átomo, en el N los e^- están sometidos a una mayor fuerza electrostática atractiva que en el C, por lo que su energía de ionización resulta ser mayor.

6 puntos totales.

(a) La presión de vapor a 20°C del etanoato de metilo es mayor que la de su isómero, el ácido propanoico.

El etanoato de metilo resulta ser una molécula polar incapaz de establecer puentes hidrógenos entre sus moléculas vecinas, por lo que sus interacciones intermoleculares se restringen a las del tipo dispersivas y dipolo-dipolo. En el caso del ácido propanoico, en cambio, al tratarse de un ácido carboxílico presenta en su estructura un H unido a un O, por lo que puede además de interactuar por vía dipolo-dipolo e interacciones dispersivas, establecer puentes de H. Esto conlleva a que las interacciones entre moléculas



de ácido propanoico sean más intensas que en el etanoato de metilo y derive en una menor tendencia a evaporarse, ergo una menor presión de vapor.

6 puntos totales.

ALGUNAS ECUACIONES Y DATOS QUE PUEDEN RESULTARTE ÚTILES

$1 \text{ atm} \equiv 1,013 \text{ bar} \equiv 101325 \text{ Pa} \equiv 760 \text{ torr}$		$0^\circ\text{C} = 273,15 \text{ K}$
$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$	$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 8,314 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$	$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$
$p_{TOTAL} = p_1 + p_2 + \dots + p_N$	$p_i = X_i \cdot p_{TOTAL}$	
$\Delta T_{fus} = K_c \cdot m_{st} \cdot i$	$\Delta T_{eb} = K_{eb} \cdot m_{st} \cdot i$	$\Pi = C \cdot R \cdot T \cdot i$
$\Delta p_{sv} = p_i^0 \cdot X_{st} \cdot i$	$p_i = p_i^0 X_i$	$C_i = K_H \cdot p_i$
$H = U + pV$	$G = H - TS$	$k = A \cdot \exp\left(\frac{-Ea}{RT}\right)$
para una reacción $aA + bB \rightarrow cC, v = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = k[A]^n[B]^m$		

Dependencia temporal de las concentraciones para diferentes órdenes de reacción:

Orden 0	Orden 1	Orden 2
$[A]_{(t)} = [A]_0 - akt$	$[A]_{(t)} = [A]_0 e^{-akt}$	$\frac{1}{[A]_{(t)}} = \frac{1}{[A]_0} + akt$
$t_{1/2} = \frac{[A]_0}{2ak}$	$t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{ak}$	$t_{1/2} = \frac{1}{ak[A]_0}$

35^a OLIMPIADA ARGENTINA DE QUÍMICA
10 DE SEPTIEMBRE DE 2025
CERTAMEN ZONAL – NIVEL 2BIS
RESPUESTAS

Utilizá la información de tu tabla periódica para obtener los datos atómicos que consideres necesarios. A menos que se indique lo contrario, podés suponer que las sustancias en estado gaseoso se comportan idealmente.

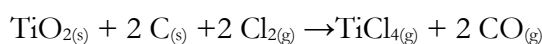
Nota: los distintos ítems de este examen no están relacionados entre sí. Si por algún motivo no podés resolver alguno de ellos, **continúa con el siguiente**.

Ejercicio 1 (35 Puntos)

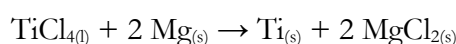
El titanio es un metal sumamente resistente y ampliamente utilizado a escala industrial. No obstante, su obtención ha sido uno de los mayores retos encontrados por la humanidad. A diferencia de otros metales, la reducción de sus óxidos con carbono no es viable. Actualmente, la obtención del Ti se realiza a través del conocido *método de Kroll*.

Este proceso parte del mineral rutilo conformado por TiO_2 , y consta de **dos etapas**:

- El $\text{TiO}_{2(s)}$ es convertido en $\text{TiCl}_{4(g)}$ a 800°C mediante el uso de $\text{C}_{(s)}$ y $\text{Cl}_{2(g)}$ (**reacción 1**):



- Seguidamente el $\text{TiCl}_{4(g)}$ es separado, condensado y finalmente reducido con $\text{Mg}_{(s)}$ para dar lugar al $\text{Ti}_{(s)}$ y $\text{MgCl}_{2(s)}$ como subproducto (**reacción 2**):



- (a) Calcule el $\Delta_r H^\circ$ para las **reacciones 1 y 2**.

Para la reacción 1:

$$\Delta_r H^\circ = \Delta_f H^\circ (\text{TiCl}_{4(g)}) + 2 \Delta_f H^\circ (\text{CO}_{(g)}) - \Delta_f H^\circ (\text{TiO}_{2(s), \text{ rutilo}})$$

$$\Delta_r H^\circ = -763 \text{ kJ mol}^{-1} + 2 \cdot (-110,5 \text{ kJ mol}^{-1}) - (-945 \text{ kJ mol}^{-1}) = -39 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Para la reacción 2:

$$\Delta_r H^\circ = 2 \cdot \Delta_f H^\circ (\text{MgCl}_{2(s)}) - \Delta_f H^\circ (\text{TiCl}_{4(l)})$$

Debe considerarse que entre los datos suministrados, se especifica la entalpía de formación del TiCl_4 en estado gaseoso y no líquido, por lo que debe calcularse la entalpía de formación para este último.

$$\Delta_f H^\circ (\text{TiCl}_{4(l)}) = \Delta_f H^\circ (\text{TiCl}_{4(g)}) - \Delta_{\text{vap}} H^\circ (\text{TiCl}_4)$$

$$\Delta_f H^\circ (\text{TiCl}_{4(l)}) = -763 \text{ kJ mol}^{-1} - 41 \text{ kJ mol}^{-1} = -804 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Por lo tanto,

$$\Delta_r H^\circ = 2 \cdot \Delta_f H^\circ (\text{MgCl}_{2(s)}) - \Delta_f H^\circ (\text{TiCl}_{4(l)})$$

$$\Delta_r H^\circ = 2 \cdot (-641,8 \text{ kJ mol}^{-1}) - (-804 \text{ kJ mol}^{-1}) = -479,6 \text{ kJ mol}^{-1}$$

(4 puntos parciales por cada cálculo de $\Delta_r H^\circ$ correcto. En el caso de usar $\Delta_f H^\circ$ (anatasa), penalizar con 2 puntos. Si emplea para la reacción 2 el $\Delta_f H^\circ$ (TiCl₄, gaseoso) y no $\Delta_f H^\circ$ (TiCl₄, líquido), penalizar nuevamente con 2 puntos)

8 puntos totales.

(b) Determine el ΔH° global del proceso por mol de $\text{TiO}_{2(s)}$ convertido a $\text{Ti}_{(s)}$.

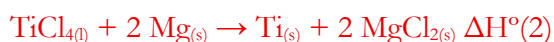
La reacción global del proceso por mol de $\text{TiO}_{2(s)}$ resulta ser:



$$\Delta_r H^\circ = 2 \cdot \Delta_f H^\circ (\text{MgCl}_{2(s)}) + 2 \cdot \Delta_f H^\circ (\text{CO}_{(g)}) - \Delta_f H^\circ (\text{TiO}_{2(s), \text{ rutilo}})$$

$$\Delta_r H^\circ = 2 \cdot (-641,8 \text{ kJ mol}^{-1}) + 2 \cdot (-110,5 \text{ kJ mol}^{-1}) - (-945 \text{ kJ mol}^{-1}) = -559,6 \text{ kJ mol}^{-1}$$

También es válido calcularlo como la suma de las variaciones de entalpía de la reacción 1 y 2, considerando el cambio de fase.



$$\Delta_r H^\circ = \Delta H^\circ(1) + (-1) \cdot \Delta H^\circ(\text{vap}) + \Delta H^\circ(2)$$

$$\Delta_r H^\circ = -39 \text{ kJ mol}^{-1} + (-1) \cdot 41 \text{ kJ mol}^{-1} + (-479,6 \text{ kJ mol}^{-1}) = -559,6 \text{ kJ mol}^{-1}$$

(En el caso de que nuevamente no haya considerado el cambio de fase del TiCl₄, no volver a penalizar si en el ítem previo ya fueron restados los puntos correspondientes).

6 puntos totales.

(c) ¿Cómo esperas que sea el signo de $\Delta_r S^\circ$ a 800°C para la reacción 1?

La reacción 1 a 800°C presenta un $\Delta n_{\text{gas}} = +1$. Dado que la generación neta de moles gaseosos implica un mayor desorden en el sistema, se espera que $\Delta_r S^\circ > 0$.

5 puntos totales.

(d) ¿Por qué crees que el TiO_2 se presenta como un sólido a 800°C , mientras que el TiCl_4 resulta ser un gas? Justifica brevemente.

El ión Ti^{4+} es una especie altamente polarizante debido a su alta relación q/r . Por otro lado, el ión Cl^- resulta ser un anión polarizable debido a su gran tamaño, mientras que el ión O^{2-} lo es mucho menos dado su pequeño radio iónico. En consecuencia, la unión Ti-Cl presentará un alto grado de covalencia, derivando en que el TiCl_4 sea una especie molecular. Por otro lado, el Ti^{4+} no logra polarizar en gran medida la nube electrónica del ión O^{2-} , por lo que la unión Ti-O posee un mayor grado de carácter iónico. Dado que para llevar a estado gaseoso al TiCl_4 deben superarse interacciones intermoleculares del tipo Van Der Waals mucho más débiles que las interacciones carga-carga presentes en un compuesto iónico como el TiO_2 , este último resulta ser un sólido a alta temperatura, mientras que el primero es un gas.

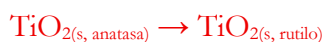
(Penalizar con 3 puntos si el estudiante explicita la diferencia del tipo de interacciones entre ambas especies, pero no analiza el origen del tipo de unión química presente en cada caso. De igual manera, penalizar con 3 puntos si el estudiante determina la diferencia de unión química entre ambas especies, pero no analiza el tipo de interacciones intermoleculares presentes).

7 puntos totales.

El TiO_2 presenta *polimorfismo*. Esto significa que el TiO_2 puede existir en más de una forma cristalina, donde difieren el arreglo tridimensional de los átomos de Ti y O en el cristal. La anatasa, otra forma cristalina del TiO_2 , es la forma más estable a temperatura ambiente. No obstante, mediante calentamiento es posible transformarla en rutilo.

(e) Determine a partir de qué temperatura una muestra de anatasa puede transformarse espontáneamente en rutilo.

El proceso bajo estudio resulta ser:



Para que el mismo resulte ser espontáneo, se requiere $\Delta_r G < 0$.

$$\Delta_r G = \Delta_r H - T \cdot \Delta_r S < 0.$$

$$\Delta_r H = \Delta_f H^\circ (\text{TiO}_{2(s), \text{rutilo}}) - \Delta_f H^\circ (\text{TiO}_{2(s), \text{anatasa}})$$

$$\Delta_r H = -945 \text{ kJ mol}^{-1} - (-954 \text{ kJ mol}^{-1}) = 9 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta_r S = S^\circ (\text{TiO}_{2(s), \text{rutilo}}) - S^\circ (\text{TiO}_{2(s), \text{anatasa}})$$

$$\Delta_r S = 50,62 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} - 33,83 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 16,79 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

Por lo tanto,

$$T > \Delta_r H / \Delta_r S$$

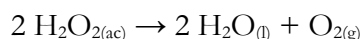
$$T > 9 \text{ kJ mol}^{-1} / 16,79 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 536 \text{ K}$$

(2 puntos parciales por cálculo de $\Delta_r H^\circ$. 2 puntos parciales por cálculo de $\Delta_r S^\circ$. 3 puntos parciales por establecimiento de condición de espontaneidad $\Delta_r G < 0$. 2 puntos parciales por cálculo de temperatura.)

9 puntos totales.

Ejercicio 2 (35 Puntos)

El peróxido de hidrógeno se descompone espontáneamente según:



Esta reacción resulta ser considerablemente lenta. Sin embargo, en presencia de iones yoduro, la reacción es catalizada y su velocidad se incrementa significativamente.

Se llevó a cabo un estudio cinético de este proceso en presencia de I^- . Para ello, se realizaron distintos experimentos a 298 K con concentración de I^- variable, donde se midió la concentración de $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{ac})}$ a distintos intervalos de tiempo t . Los resultados obtenidos se muestran a continuación:

Experimento 1: $[\text{I}^-] = 0,1 \text{ M}$

t / s	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
$[\text{H}_2\text{O}_2] / \text{M}$	0,500	0,352	0,249	0,175	0,124	0,087	0,062	0,043	0,031	0,021	0,015

Experimento 2: $[\text{I}^-] = 0,05 \text{ M}$

t / s	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
$[\text{H}_2\text{O}_2] / \text{M}$	0,500	0,420	0,352	0,296	0,249	0,208	0,175	0,147	0,124	0,104	0,087

(a) Determine los órdenes de reacción para el I^- y el H_2O_2 y escriba la ley de velocidad experimental.

La ley de velocidad del proceso puede ser escrita simbólicamente como:

$$v = k \cdot [\text{I}^-]^m [\text{H}_2\text{O}_2]^n$$

dado que el I^- es un catalizador, su concentración no varía a lo largo del proceso y puede plantearse una constante de pseudo-orden k' .

$$k' = k.[I]^m$$

Por lo que la ley de velocidad quedaría expresada como:

$$v = k'. [H_2O_2]^n$$

Una inspección en ambos experimentos muestra que los tiempos de vida media $t_{1/2}$ no dependen de la concentración de H_2O_2 . Esto es congruente a que el orden para el H_2O_2 resulte ser igual a 1. En el experimento 1 se observa que $t_{1/2}$ es aprox. 20s, mientras que para el experimento 2 es igual a 40s.

Aplicando la definición de $t_{1/2}$ para una reacción de orden 1 se tiene que:

$$t_{1/2} = \ln(2) / ak'$$

$$k' = \ln(2) / t_{1/2} \cdot a$$

Para el exp.1, $k'_1 = 0,0173 \text{ s}^{-1}$; mientras que para el exp.2, $k'_2 = 8,66 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1}$

Realizando el cociente entre ambas k' y aplicando logaritmos, se llega a que

$$\text{Log} (k'_1 / k'_2) = m \cdot \text{Log} ([I]_1 / [I]_2)$$

$$m = \text{Log} (k'_1 / k'_2) / \text{Log} ([I]_1 / [I]_2)$$

$$m = \text{Log} (2) / \text{Log} (2) = 1$$

En consecuencia, $n = 1$ y $m = 1$, por lo que la ley de velocidad experimental resulta ser:

$$v = k.[I][H_2O_2]$$

(3 puntos parciales por plantear condición de pseudo-orden. 4 puntos parciales por cálculo de orden del H_2O_2 . 4 puntos parciales por cálculo de orden del I. 3 puntos parciales por escritura de la ley experimental de velocidad.)

14 puntos totales.

(b) Determine el valor de la constante de velocidad a 298 K.

A partir de cualquiera de los dos experimentos:

$$k = k' / [I]$$

$$k = 0,0173 \text{ s}^{-1} / 0,1M = 8,66 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1} / 0,05M = 0,173 \text{ M}^{-1}\text{s}^{-1}$$

(Penalizar con 2 puntos si las unidades de la constante de velocidad no son correctas o congruentes)

5 puntos totales.



- (c) En un tercer experimento, empleando las mismas concentraciones iniciales de H_2O_2 e I^- que en el experimento 1 pero aumentando la temperatura a 315 K, se observa un incremento del 50% de la velocidad de reacción con respecto a su valor a 298 K. Determine la energía de activación E_a de la reacción estudiada.

Un incremento del 50% en la velocidad bajo mismas concentraciones de reactivo implica que la k debe ser quien sufrió tal aumento. En consecuencia:

$$k_{315\text{K}} = 1,5 \cdot k_{298\text{K}}$$

Utilizando la Ecuación de Arrhenius

$$k_{315\text{K}} / k_{298\text{K}} = A \cdot \exp(-E_a/R \cdot 315\text{K}) / A \cdot \exp(-E_a/R \cdot 298\text{K}) = 1,5$$

$$1,5 = \exp(-E_a / R * (1/315\text{K} - 1/298\text{K}))$$

$$\ln(1,5) = -E_a / R * (1/315\text{K} - 1/298\text{K})$$

$$E_a = -\ln(1,5) * R / (1 / 315\text{K} - 1/298\text{K})$$

$$E_a = -\ln(1,5) * 8.314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \text{ mol}^{-1} / (1/315\text{K} - 1/298\text{K}) = 18614 \text{ J mol}^{-1}$$

(3 puntos parciales por plantear que la constante a 315K es 1,5 veces la k a 298K. 5 puntos parciales por el resto del cálculo)

8 puntos totales.

El H_2O_2 es el subproducto de ciertos procesos celulares. Sin embargo, esta molécula debe ser rápidamente eliminada ya que altas concentraciones de este compuesto resultan ser tóxicas. Las células presentan en su interior un catalizador biológico llamado *peroxidasa* que, al igual que los iones I^- , acelera su descomposición de una manera sumamente eficaz.

- (d) Determine la concentración de peroxidasa requerida para lograr que la velocidad de descomposición de H_2O_2 sea igual a la obtenida por una solución 0,1M de I^- . Suponé que ambas reacciones de descomposición presentan el mismo orden de reacción en H_2O_2 y en el catalizador.

Datos: La constante cinética para la descomposición del H_2O_2 catalizado por peroxidasa (k_{perox}) vale $1100 \text{ M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$. Si no pudiste resolver el ítem (b), suponé que para la reacción de descomposición catalizada por yoduro (k_{ioduro}) vale $1 \text{ M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

Si para ambos procesos, la forma funcional de la ley de velocidad resulta ser la misma:

$$v_{\text{ioduro}} = v_{\text{perox}}$$

$$k_{\text{ioduro}} \cdot [\text{I}^-] \cdot [\text{H}_2\text{O}_2] = k_{\text{perox}} \cdot [\text{perox}] \cdot [\text{H}_2\text{O}_2]$$

$$k_{\text{ioduro}} \cdot [\text{I}^-] = k_{\text{perox}} \cdot [\text{perox}]$$

$$[\text{perox}] = k_{\text{ioduro}} \cdot [\text{I}^-] / k_{\text{perox}}$$



$[\text{perox}] = 0,173 \text{ M}^{-1}\text{s}^{-1} \cdot 0,1\text{M} / 1100 \text{ M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = 1,57 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ ($9,09 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ si emplea el dato suministrado en el problema)

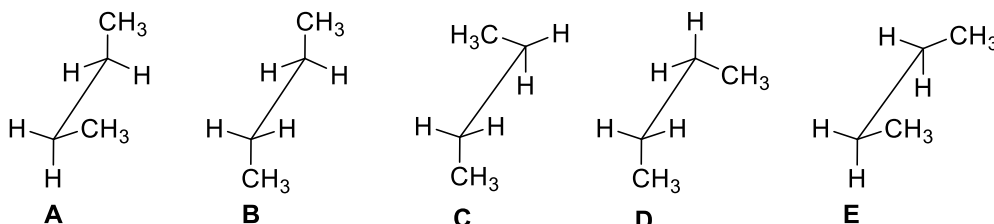
(3 puntos parciales por plantear igualdad de velocidades. 5 puntos parciales por el resto del cálculo.)

8 puntos totales.

Ejercicio 3 (30 Puntos)

El análisis conformacional de moléculas orgánicas es crucial porque predice la estabilidad y reactividad de las moléculas al identificar sus diferentes "formas" o conformeros, permitiendo entender cómo la disposición espacial de los átomos influye en sus propiedades químicas y biológicas. Su importancia se refleja en el diseño de fármacos, la predicción de la selectividad en reacciones químicas, y la comprensión de la actividad de enzimas y proteínas, que dependen de su estructura tridimensional.

1. Dadas las siguientes conformaciones del n-butano. Indique: **(3,5 puntos)**



(a) Cuáles conformaciones son isoenergéticas:

A, D 1,5 puntos

(b)Cuál es la de menor energía

B 1 punto

(c)Cuál es la de mayor energía:

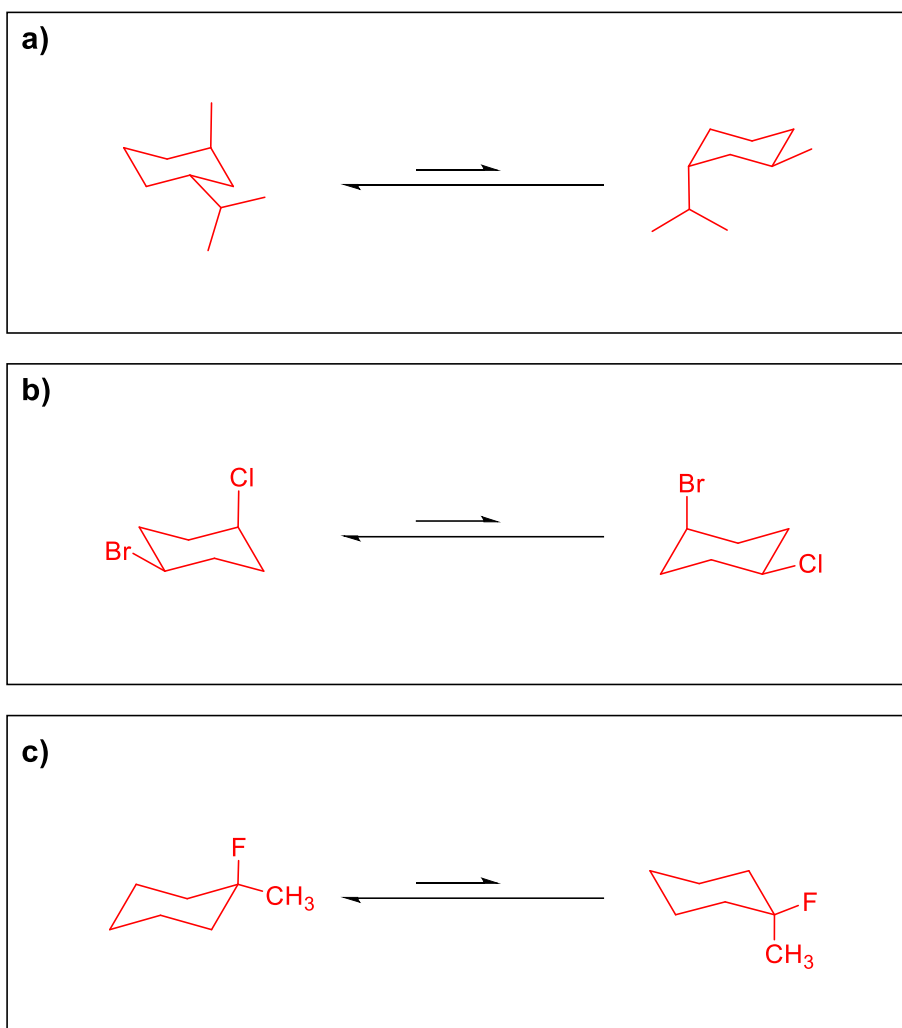
E 1 punto

2. Representa el equilibrio conformacional de los siguientes ciclohexanos disustituídos dibujando a la izquierda el más estable. **4,5 puntos**

(a) Trans-1-metil-3-isopropilciclohexano 1,5 puntos

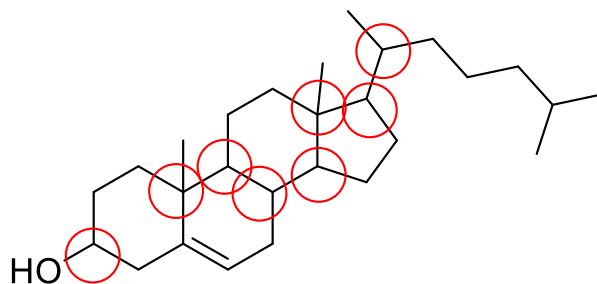
(b) Cis-1-cloro-4-bromociclohexano 1,5 puntos

(c) 1-Fluor-1-metilciclohexano 1,5 puntos

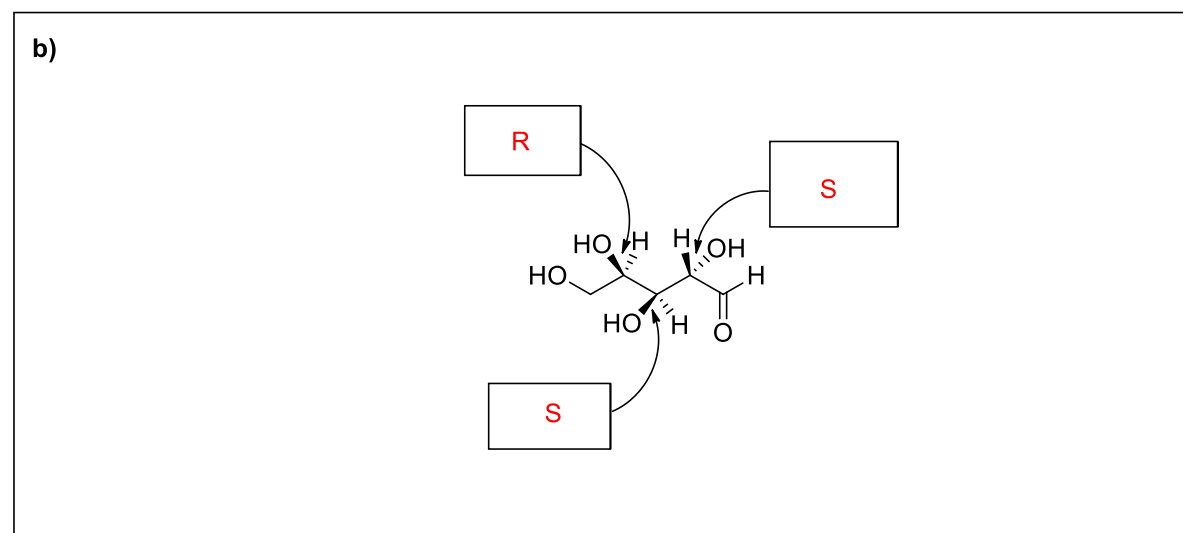
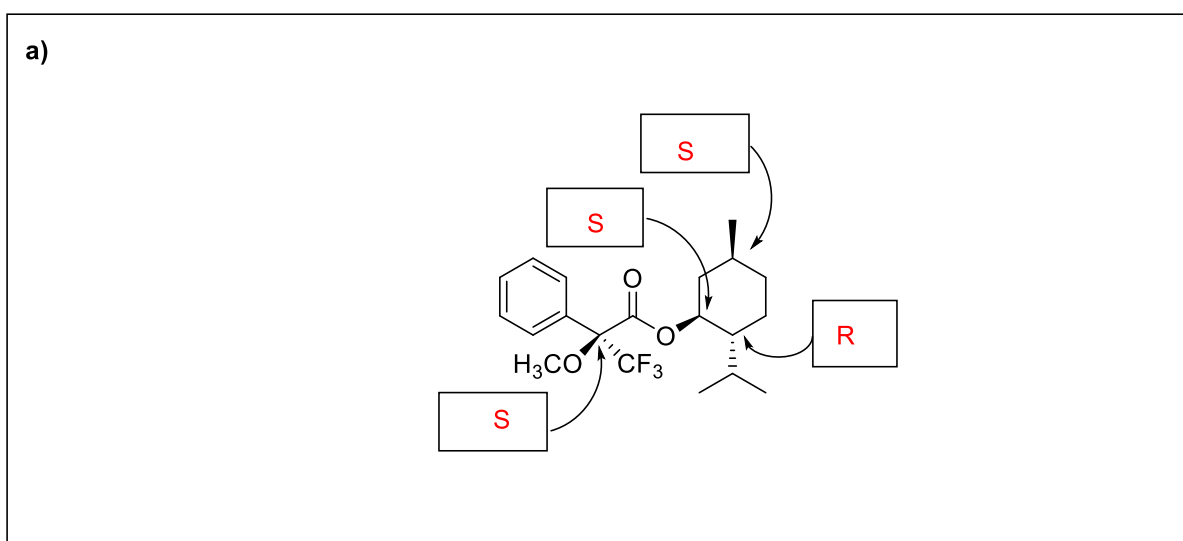


Un cambio en la disposición espacial de los átomos en una molécula puede alterar drásticamente sus propiedades físicas, químicas y biológicas, lo que es crucial en campos como la farmacología, la biotecnología y la ciencia de materiales. Un ejemplo histórico clave es el del desastre de la talidomida, donde un enantiómero era seguro y el otro causaba graves malformaciones congénitas, resaltando la necesidad de comprender y controlar la estereoquímica para el desarrollo de fármacos seguros y eficaces.

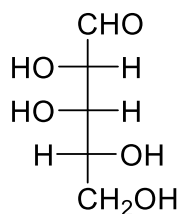
3. Señala sobre la estructura cuáles son los carbonos asimétricos del colesterol. Redondea cada uno con un círculo. **2 puntos** (0.25 c/u bien asignado; mal asignado -0.25 puntos)



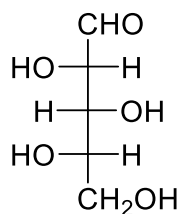
4. Indica la estereoquímica absoluta (R/S) de los carbonos que se señalan **3,5 puntos** (0,5 puntos cada uno)



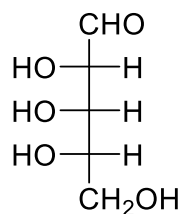
5. Dadas las siguientes proyecciones de Fischer **4,5 puntos**



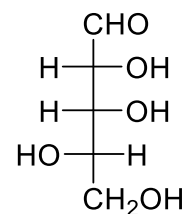
A



B



C



D

(a) Indica cuál corresponde a la molécula del ítem 4 b)

A

1,5 puntos

(b) ¿Cuál es la relación entre los compuestos A y D? 1,5 puntos

Enantiómeros

Diastereómeros

Idénticas

Ninguna

(c) ¿Cuál es la relación entre los compuestos B y C? 1,5 puntos

Enantiómeros

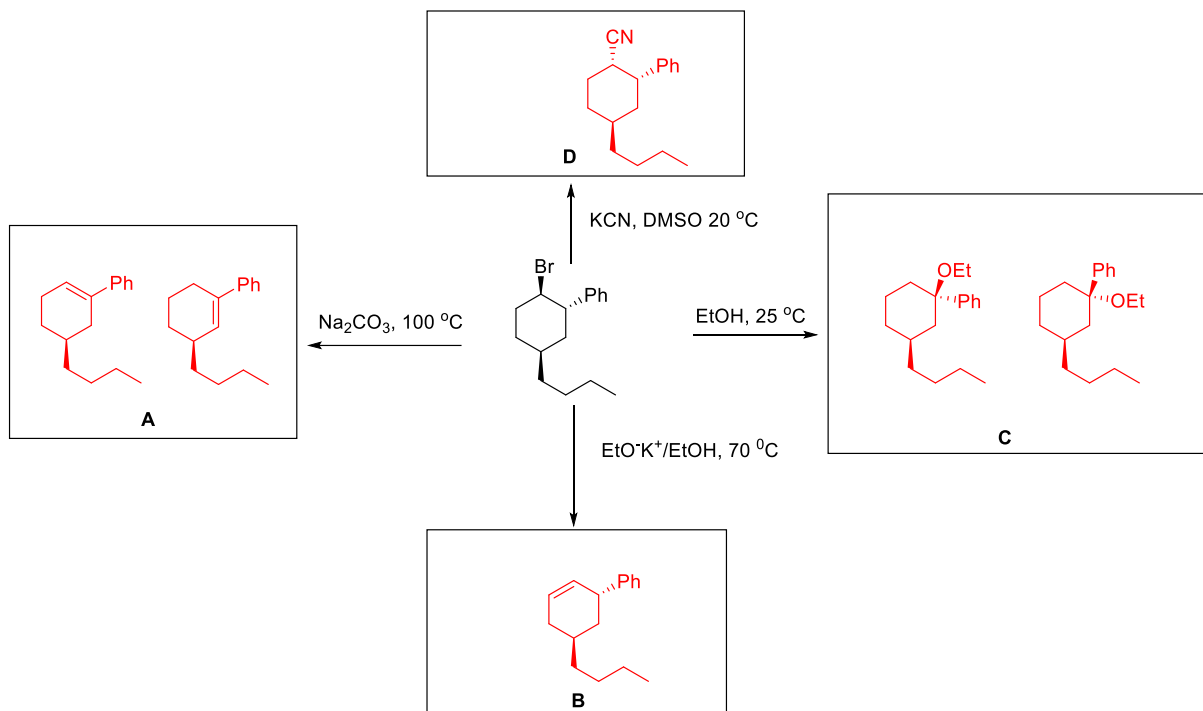
Diastereómeros

Idénticas

Ninguna

Las reacciones de sustitución y eliminación son fundamentales en química orgánica porque permiten la síntesis de una vasta gama de compuestos químicos esenciales para la industria, como plásticos, combustibles, fármacos y productos de cuidado personal. El dominio de estas reacciones es vital para diseñar y optimizar la producción de sustancias químicas diarias y para el desarrollo de nuevas tecnologías.

6. Completa el siguiente esquema de reacciones proporcionando estructuras para A, B, C y D. Cada letra puede representar **más de un compuesto**. Indicar claramente la **estereoquímica** de los carbonos asimétricos. **12 puntos** (A: 3 puntos, 1 punto si pone 1 sola estructura; B: 3 puntos; C, 3 puntos, 1 punto si no traspone pero pone los dos isómeros, 1 punto si traspone pero pone 1 solo isómero; D, 3 puntos)





ALGUNAS ECUACIONES Y DATOS QUE PUEDEN RESULTARTE ÚTILES

$1 \text{ atm} \equiv 1,013 \text{ bar} \equiv 101325 \text{ Pa} \equiv 760 \text{ torr}$		$0^\circ\text{C} = 273,15 \text{ K}$
$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$	$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 8,314 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$	$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$
$p_{TOTAL} = p_1 + p_2 + \dots + p_N$	$p_i = X_i \cdot p_{TOTAL}$	
$\Delta T_{fus} = K_c \cdot m_{st} \cdot i$	$\Delta T_{eb} = K_{eb} \cdot m_{st} \cdot i$	$\Pi = C \cdot R \cdot T \cdot i$
$\Delta p_{sv} = p_i^0 \cdot X_{st} \cdot i$	$p_i = p_i^0 X_i$	$C_i = K_H \cdot p_i$
$H = U + pV$	$G = H - TS$	$k = A \cdot \exp\left(\frac{-Ea}{RT}\right)$
para una reacción $aA + bB \rightarrow cC, v = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = k[A]^n[B]^m$		

Dependencia temporal de las concentraciones para diferentes órdenes de reacción:

Orden 0	Orden 1	Orden 2
$[A]_{(t)} = [A]_0 - akt$	$[A]_{(t)} = [A]_0 e^{-akt}$	$\frac{1}{[A]_{(t)}} = \frac{1}{[A]_0} + akt$
$t_{1/2} = \frac{[A]_0}{2ak}$	$t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{ak}$	$t_{1/2} = \frac{1}{ak[A]_0}$

35^a OLIMPIADA ARGENTINA DE QUÍMICA
10 DE SEPTIEMBRE DE 2025
CERTAMEN ZONAL – NIVEL 3
RESPUESTAS

Utilizá la información de tu tabla periódica para obtener los datos atómicos que consideres necesarios. Podés suponer que las sustancias en estado gaseoso se comportan idealmente.

Nota: los distintos ítems de este examen no están relacionados entre sí. Si por algún motivo no podés resolver alguno de ellos, **continúa con el siguiente**.

Ejercicio 1 (34 Puntos)

Notas de corrección: En algunos problemas, el puntaje se encuentra distribuido en etapas parciales del desarrollo. Si el estudiante comete un error en una etapa, no se otorgan los puntos parciales correspondientes a dicha etapa. Sin embargo, si en etapas siguientes aplica correctamente el procedimiento esperado, se otorgan los puntos respectivos, aunque el resultado numérico no coincida con el valor esperado (siempre que la diferencia se deba a haber arrastrado el error anterior). Esto evita penalizar dos veces por el mismo error.

PARTE A

En la industria alimentaria es común la incorporación de compuestos químicos con el fin de modificar o mejorar ciertas propiedades de los productos. Estos aditivos pueden cumplir funciones diversas, como edulcorantes, conservantes, acidulantes, antioxidantes, entre otras. A modo de ejemplo, se consideran dos compuestos típicos que pueden encontrarse en bebidas dietéticas: el ácido benzoico (que puedes llamar **HBen**) se utiliza como conservante, y la sacarina sódica (que puedes llamar **NaSac**) se utiliza como un endulzante no calórico. Ambos compuestos están involucrados en equilibrios ácido-base monopróticos: el ácido benzoico puede donar un protón, y la sacarina sódica puede aceptar un protón.

Datos: $K_a(\text{HBen}) = 6,3 \times 10^{-5}$; $K_b(\text{NaSac}) = 4,0 \times 10^{-13}$;
 $M_r(\text{HBen}) = 122 \text{ g/mol}$; $M_r(\text{NaBen}) = 144 \text{ g/mol}$

- (a) Marca con una “X” la/s opción/es que consideres correcta/s: **4 puntos totales, 2 por cada respuesta correcta. Restar 1,5 puntos si se marca alguna respuesta incorrecta (el puntaje mínimo de este ítem es de 0 puntos).**

1. Una solución de sacarina sódica (NaSac) 0,100 M tendrá un pH mayor que una solución de benzoato de sodio (NaBen) de igual concentración.	
---	--



2. Una solución reguladora de pH = 12, se puede preparar utilizando solamente NaSac, HSac y agua.	
3. Una solución reguladora de pH = 2, se puede preparar utilizando solamente NaSac, HSac y agua.	X
4. Una solución reguladora de pH = 4, se puede preparar utilizando solamente NaBen, HCl y agua.	X
5. Si se mezclan volúmenes iguales de una solución de HBen 0,100 M y NaOH 0,100 M, se obtiene una excelente solución reguladora de pH.	

- (b) Se disuelven 1,000 g de ácido benzoico (HBen) y 1,000 g de benzoato de sodio (NaBen) en 250 mL de agua. Calcula el pH de la solución resultante. **3 puntos totales.**

La solución contiene un par ácido-base conjugado: ácido benzoico (HBen) y benzoato (Ben⁻). Dichas especies se encuentran en concentraciones altas y parecidas. Por lo tanto, tenemos una solución reguladora de pH cercano al pK_a del ácido benzoico (4,20)

Primero calculamos las concentraciones agregadas de ambas especies en la solución:

$$[\text{HBen}]_{\text{Agregada}} = \frac{n_{\text{HBen Agregado}}}{V_{\text{Solución}}} = \frac{m_{\text{HBen Agregado}}}{M_r(\text{HBen}) \times V_{\text{Solución}}} = \frac{1 \text{ g}}{122 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \times 0,25 \text{ L}} = 0,033 \text{ M}$$

$$[\text{NaBen}]_{\text{Agregada}} = \frac{n_{\text{NaBen Agregado}}}{V_{\text{Solución}}} = \frac{m_{\text{NaBen Agregado}}}{M_r(\text{NaBen}) \times V_{\text{Solución}}} = \frac{1 \text{ g}}{144 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \times 0,25 \text{ L}} = 0,028 \text{ M}$$

(1 punto parcial: 0,5 por calcular correctamente la concentración de HBen + 0,5 por calcular correctamente la concentración de Ben⁻)

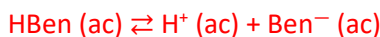
Si el pH de la solución es cercano a 4,20, las concentraciones de H⁺ y OH⁻ serán despreciables frente a las de HBen y Ben⁻. Por lo tanto, las concentraciones de ácido benzoico y benzoato en el equilibrio serán iguales a las calculadas previamente (son despreciables los procesos de hidrólisis). Y, además, resulta válida la ecuación de Henderson-Hasselbach para el cálculo exacto del pH:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{Ben}^-]_{\text{Equilibrio}}}{[\text{HBen}]_{\text{Equilibrio}}} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{Ben}^-]_{\text{Agregada}}}{[\text{HBen}]_{\text{Agregada}}} = 4,20 + \log \frac{0,028 \text{ M}}{0,033 \text{ M}} = 4,13$$

(2 puntos)

- (c) Se desean preparar 200 mL de una solución reguladora de pH = 5,00, cuya concentración total sea 0,200 M. Para ello se dispone de ácido benzoico sólido, una solución de NaOH 1 M y agua. Calcula el volumen de la solución de NaOH a utilizar, y la masa (en gramos) de ácido benzoico necesaria. **4 puntos totales.**

Para que la solución funcione como reguladora de pH, debe contener un par ácido-base conjugado en concentraciones apreciables, y con un valor de pK_a cercano al pH deseado (a menos de una unidad de diferencia). En este caso, el ácido benzoico (HBen) y su base conjugada (Ben⁻) cumplen con esta condición, ya que el pK_a del ácido benzoico es de aproximadamente 4,20.



Como disponemos de ácido benzoico en forma sólida (y no de su base conjugada), tendremos que generar el benzoato *in situ*, a partir de una neutralización parcial del ácido con hidróxido de sodio:



Dado que el benzoato se obtiene a partir de la neutralización del ácido, la cantidad total de ácido benzoico agregado determina la suma de las concentraciones de ácido no disociado (HBen) y de su base conjugada (Ben⁻). Dicho de otro modo, la concentración total del buffer es igual a la concentración total de ácido benzoico agregado antes de la neutralización: $[\text{HBen}]_{\text{Total}} = 0,200 \text{ M}$

De este modo, podemos calcular la masa de ácido benzoico necesaria a partir de la concentración total del buffer, su masa molar, y el volumen de solución requerido:

$$m_{\text{HBen}} = [\text{HBen}]_{\text{Total}} \times V_{\text{Solución}} \times M_r(\text{HBen}) = 0,200 \text{ M} \times 200 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times 122 \text{ g/mol} = 4,88 \text{ g}$$

(2 puntos parciales: 1 por el cálculo de masa a partir de la concentración + 1 por realizar la cuenta a partir de $[\text{HBen}]_{\text{Total}} = 0,200 \text{ M}$ y no de $[\text{HBen}]_{\text{Equilibrio}} = 0,027 \text{ M}$)

Luego, para determinar la cantidad de NaOH agregada, necesitamos conocer la concentración de Ben⁻ presente en el equilibrio. Para esto podemos utilizar la ecuación de Henderson-Hasselbach, ya que el sistema es un buffer y se encuentra en condiciones en las que dicha ecuación es válida (concentraciones altas de ácido y base conjugada frente a las concentraciones de H⁺ y OH⁻):

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{Ben}^-]}{[\text{HBen}]} \rightarrow \frac{[\text{Ben}^-]}{[\text{HBen}]} = 10^{(\text{pH} - \text{pK}_a)} = 10^{(5,00 - 4,20)} = 6,3 \rightarrow [\text{Ben}^-] = 6,3 \times [\text{HBen}]$$

Por lo tanto, si $[\text{Ben}^-] = 6,3 \times [\text{HBen}]$, y la concentración total del sistema es la suma de ambas especies, podemos obtener el valor de la concentración de cada especie:

$$0,200 \text{ M} = [\text{HBen}]_{\text{Total}} = [\text{HBen}] + [\text{Ben}^-] = [\text{HBen}] + 6,3 \times [\text{HBen}] = 7,3 \times [\text{HBen}]$$
$$[\text{HBen}] = 0,027 \text{ M}$$

$$[\text{Ben}^-] = 0,200 \text{ M} - [\text{HBen}] = 0,200 \text{ M} - 0,027 \text{ M} = 0,173 \text{ M}$$

(1 punto parcial: 0,5 por calcular encontrar correctamente la relación entre $[\text{Ben}^-]$ y $[\text{HBen}]$ + 0,5 por calcular correctamente las concentraciones finales de HBen y Ben⁻)

Dado que el benzoato se genera exclusivamente a partir de la neutralización con NaOH, y que esta reacción es cuantitativa y de estequiometría 1:1, la concentración de benzoato coincide con la concentración de NaOH agregada: $[\text{NaOH}]_{\text{Agregado}} = [\text{Ben}^-] = 0,173 \text{ M}$

Finalmente, podemos calcular el volumen de la solución de NaOH necesario:

$$[\text{NaOH}]_{\text{Agregado}} = \frac{n_{\text{NaOH Agregado}}}{V_{\text{Solución}}} = \frac{[\text{NaOH}] \times V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{Solución}}} = \frac{1 \text{ M} \times V_{\text{NaOH}}}{200 \text{ mL}}$$

$$\rightarrow V_{\text{NaOH}} = \frac{0,173 \text{ M} \times 200 \text{ mL}}{1 \text{ M}} = 34,5 \text{ mL} \quad \text{(1 punto)}$$

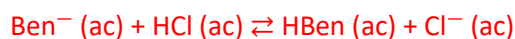


- (d) Se tiene una solución compuesta por ácido benzoico (**HBen**) y benzoato de sodio (**NaBen**), en la cual se verifica que las concentraciones en el equilibrio son $[\text{HBen}] = [\text{Ben}^-] = 0,100 \text{ M}$. A 200 mL de dicha solución se le agregan 10 mL de HCl 0,500 M, y se requiere que el pH no varíe en más de $\pm 0,25$ unidades tras la perturbación. ¿Cumple esta solución con dicho requerimiento? Puedes considerar volúmenes aditivos. **3 puntos totales.**

La solución preparada en el ítem (c) es un sistema buffer constituido por ácido benzoico y su base conjugada. El pH inicial del sistema es 4,20 (igual al pK_a del ácido benzoico), ya que las concentraciones de HBen y Ben^- son idénticas.

(1 punto por el cálculo del pH inicial)

La adición de HCl representa una perturbación al equilibrio. Los H^+ aportados por el ácido clorhídrico reaccionan con el benzoato, consumiéndolo y formando más ácido benzoico:



Para evaluar el efecto de esta perturbación sobre el pH, debemos calcular las nuevas concentraciones luego del agregado de HCl, considerando además la dilución que implica el aumento del volumen total de la solución:

$$[\text{HBen}] = [\text{HBen}]_{\text{inicial}} \times f_{\text{dilución HBen}} + [\text{HCl}] \times f_{\text{dilución HCl}} = 0,100 \text{ M} \times \frac{200 \text{ mL}}{210 \text{ mL}} + 0,500 \text{ M} \times \frac{10 \text{ mL}}{210 \text{ mL}}$$
$$[\text{HBen}] = 0,119 \text{ M}$$

$$[\text{Ben}^-] = [\text{Ben}^-]_{\text{inicial}} \times f_{\text{dilución Ben}^-} - [\text{HCl}] \times f_{\text{dilución HCl}} = 0,100 \text{ M} \times \frac{200 \text{ mL}}{210 \text{ mL}} - 0,500 \text{ M} \times \frac{10 \text{ mL}}{210 \text{ mL}}$$
$$[\text{Ben}^-] = 0,071 \text{ M}$$

(1 punto parcial: 0,5 puntos por considerar los factores de dilución + 0,5 puntos por calcular las concentraciones finales de HBen y Ben^- en base a lo consumido / generado por el HCl)

En este punto tenemos una solución de un ácido y su base conjugada (HBen y Ben^-) en concentraciones altas y parecidas. Por lo tanto, tenemos una solución reguladora de pH cercano al pK_a del ácido benzoico. A este pH, las concentraciones de H^+ y OH^- serán despreciables frente a las de HBen y Ben^- . Por lo tanto, las concentraciones de ácido benzoico y benzoato en el equilibrio serán iguales a las calculadas previamente (son despreciables los procesos de hidrólisis). Y, además, resulta válida la ecuación de Henderson-Hasselbach para el cálculo exacto del pH:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{Ben}^-]}{[\text{HBen}]} = 4,20 + \log \frac{0,071 \text{ M}}{0,119 \text{ M}} = 3,98$$

Finalmente, podemos ver que la diferencia entre el pH antes y después del agregado solo varía en 0,35 unidades ($\Delta\text{pH} = 4,20 - 3,98 = 0,22$). Dado que esta variación es menor que el límite establecido de $\pm 0,25$ unidades, la solución reguladora cumple con el requerimiento.

(1 punto)



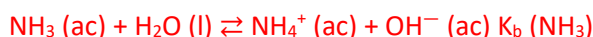
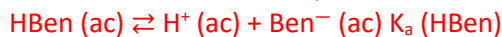
(e) En un procedimiento similar al del ítem (c), por error se utilizó una solución de amoníaco (NH_3) en lugar de NaOH ($K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$). Se mezclaron 60 mL de una solución 0,100 M de **HBen** con 40 mL de una solución de NH_3 0,050 M. Puedes considerar volúmenes aditivos. **6 puntos totales.**

(i) Escribe la reacción de neutralización que ocurre entre el ácido benzoico y el amoníaco. Calcula la constante de equilibrio de esta reacción. **2 puntos.**



(1 punto parcial por escribir correctamente la reacción)

Esta reacción se puede obtener a partir de la suma de la reacción de acidez del ácido benzoico, la reacción de basicidad del amoníaco, y la reacción inversa a la autoprotólisis del agua:



La constante de la reacción global se puede obtener sumando los correspondientes ΔG o, lo que es análogo, multiplicando las constantes de equilibrio de las reacciones:

$$K_{\text{eq}} = K_a(\text{HBen}) \times K_b(\text{NH}_3) \times K_w^{-1} = 6,3 \times 10^{-5} \times 1,8 \times 10^{-5} \times (1 \times 10^{-14})^{-1} = 1,1 \times 10^5 \quad \text{(1 punto)}$$

Esta constante, con un valor mucho mayor a 1, indica que la reacción está fuertemente desplazada hacia los productos. En otras palabras, el amoníaco actúa como una base lo suficientemente fuerte como para aceptar el protón del ácido benzoico.

(ii) Calcula el pH de la solución resultante. **4 puntos.**

Como vimos en el ítem anterior, la reacción de neutralización entre el amoníaco y el ácido benzoico se encuentra desplazada hacia productos. Como el amoníaco está en defecto, podemos suponer que reacciona completamente para dar benzoato y amonio. Si esto es así, la solución resultante estará compuesta principalmente por ácido benzoico (que estaba en exceso), benzoato de sodio y amonio. Al tener concentraciones altas y parecidas de HBen y Ben^- podemos afirmar que estamos en presencia de una solución reguladora de pH, en la cual el valor de dicho pH se encuentra cerca del $\text{p}K_a$ del ácido benzoico (4,20).

Primero planteamos los balances de masa (BM) y de carga (BC) de la solución, teniendo en cuenta la dilución que se produce al mezclar las dos soluciones:

$$\text{BM:} \quad [\text{HBen}]_{\text{Total}} = [\text{HBen}] + [\text{Ben}^-] = 0,100 \text{ M} \times \frac{60 \text{ mL}}{60 \text{ mL} + 40 \text{ mL}} = 0,060 \text{ M}$$

$$[\text{NH}_3]_{\text{Total}} = [\text{NH}_3] + [\text{NH}_4^+] = 0,050 \text{ M} \times \frac{40 \text{ mL}}{60 \text{ mL} + 40 \text{ mL}} = 0,020 \text{ M}$$

$$\text{BC:} \quad [\text{H}^+] + [\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] + [\text{Ben}^-]$$

(1 punto parcial por calcular correctamente las concentraciones totales, teniendo en cuenta la dilución)



Sabiendo que el pH de la solución va a estar alrededor de 4,20, podemos realizar algunos desprecios en los balances:

- En primer lugar, las concentraciones de H^+ y OH^- serán despreciables frente a las del buffer, en particular frente a la concentración de Ben^- . De este modo, el BC se simplifica a $[NH_4^+] = [Ben^-]$

- Luego, podemos afirmar con seguridad que la concentración de NH_3 presente en la solución a este pH resulta despreciable frente a la de NH_4^+ (el pK_a del amonio es 9,25). Por lo tanto, el BM se simplifica a $[NH_4^+] = 0,020 M$

Aclaración: es posible deducir estas mismas expresiones sin necesidad de plantear balances, simplemente teniendo en cuenta que la reacción de neutralización es completa y estableciendo relaciones estequiométricas.

(1 punto parcial por notar que todo el amoníaco agregado inicialmente, en el equilibrio se encontrará como NH_4^+)

Bajo estas dos premisas podemos calcular tanto la concentración de Ben^- como la de $HBen$:

- $[Ben^-] = [NH_4^+] = 0,020 M$

La cantidad de benzoato formada es exactamente igual a la cantidad de ion amonio generada (o, equivalentemente, a la cantidad de amoníaco consumida). Esto se debe a que, como dijimos, la reacción ácido-base entre el ácido benzoico y el amoníaco se encuentra fuertemente desplazada hacia los productos, por lo que puede considerarse cuantitativa (ocurre en su totalidad hasta que se agota el reactivo limitante).

- $[HBen] = 0,060 M - [Ben^-] = 0,060 M - 0,020 M = 0,040 M$

(1 punto parcial por calcular correctamente las concentraciones de $HBen$ y Ben^-)

Finalmente, podemos recurrir a la ecuación de Henderson-Hasselbach para calcular el pH:

$$pH = pK_a + \log \frac{[Ben^-]}{[HBen]} = 4,20 + \log \frac{0,020 M}{0,040 M} = 3,90 \quad \text{(1 punto)}$$

Efectivamente, a este pH se cumplen los desprecios que habíamos realizado.

PARTE B

La fluorita es un mineral abundante en la corteza terrestre, compuesto por fluoruro de calcio (CaF_2). Presenta una gran relevancia industrial por ser la principal fuente de iones fluoruro, empleados en diversos procesos químicos. La yttriofluorita es un mineral mucho menos común, estructuralmente similar a la fluorita, pero que contiene además fluoruro de itrio (YF_3) en su composición. El itrio es un elemento de creciente importancia, utilizado en aplicaciones tecnológicas como pantallas, láseres y superconductores, entre otras.

Datos: $K_{ps}(Ca(OH)_2) = 6,5 \times 10^{-6}$; $K_{ps}(LiF) = 1,7 \times 10^{-3}$; $K_{ps}(YF_3) = 8,6 \times 10^{-21}$

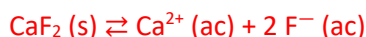
$M_r(NaF) = 42 \text{ g/mol}$

A menos que se indique lo contrario, considera que **los únicos equilibrios relevantes son los de solubilidad.**

Se coloca un exceso de CaF_2 sólido en un vaso de precipitados que contiene 50 mL de agua pura. Luego de alcanzado el equilibrio, se determina mediante espectrofotometría que la concentración de iones calcio en la solución saturada es $[\text{Ca}^{2+}] = 2,10 \times 10^{-4} \text{ M}$.

- (f) Calcula la constante del producto de solubilidad (K_{ps}) del CaF_2 . **3 puntos totales.**

En primer lugar, planteamos la reacción de disolución del fluoruro de calcio:



A partir de la estequiometría de la reacción podemos encontrar una relación entre las concentraciones de los iones, ya que por cada mol de $\text{Ca}(\text{II})$ que se disuelve, se disuelven dos moles de fluoruro: $[\text{F}^-] = 2 \times [\text{Ca}^{2+}]$

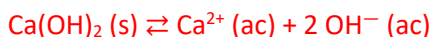
(1 punto parcial por tener en cuenta la estequiometría 2:1)

Finalmente, reemplazamos esas concentraciones en la expresión de la K_{ps} para obtener su valor numérico: $K_{ps} (\text{CaF}_2) = [\text{Ca}^{2+}] \times [\text{F}^-]^2 = 2,10 \times 10^{-4} \times (2 \times 2,10 \times 10^{-4})^2 = 3,7 \times 10^{-11}$

(2 puntos)

- (g) El $\text{Ca}(\text{II})$, además de precipitar con fluoruro, puede formar precipitados con iones hidroxilo (OH^-), dependiendo del pH de la solución. ¿Cuál es el valor máximo de pH que puede tener la solución saturada de CaF_2 sin que se produzca la precipitación de hidróxido de calcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$)? **2 puntos totales.**

En primer lugar, planteamos la reacción de disolución del hidróxido de calcio:



Buscamos la concentración máxima de OH^- que puede haber en la solución sin que el $\text{Ca}(\text{OH})_2$ comience a precipitar. El equilibrio entre el precipitado y los iones en solución se establece cuando la concentración de OH^- alcanza un valor tal que el producto iónico de Ca^{2+} y OH^- iguala la constante del producto de solubilidad del $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Por lo tanto, usando la K_{ps} y la concentración de $\text{Ca}(\text{II})$ en solución ($2,10 \times 10^{-4} \text{ M}$) podemos calcular dicha concentración de OH^- :

$$K_{ps} (\text{Ca}(\text{OH})_2) = [\text{Ca}^{2+}] \times [\text{OH}^-]^2 \rightarrow [\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_{ps} (\text{Ca}(\text{OH})_2)}{[\text{Ca}^{2+}]}} = \sqrt{\frac{6,5 \times 10^{-6}}{2,10 \times 10^{-4}}} = 0,176 \text{ M}$$

(1 punto parcial por calcular correctamente la concentración de OH^-)

Luego, utilizando la K_w , podemos calcular la concentración de H^+ presente en dicha solución, para luego calcular el pH:

$$K_w = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] \rightarrow [\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{0,176} = 5,68 \times 10^{-14}$$

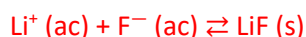
$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (5,68 \times 10^{-14}) = 13,24 \quad \text{(1 punto)}$$

El ion fluoruro, además del calcio o el itrio, puede precipitar otros cationes de la tabla periódica. Esto posibilita su uso en procesos de recuperación y separación de metales por filtración.



- (h) Se disponen de 50 mL de una solución acuosa de LiCl 0,50 M, y se desea recuperar el Li(I) mediante la precipitación de LiF por agregado de NaF. ¿Cuál es la mínima masa de NaF (en gramos) que debe agregarse para que precipite al menos el 99 % del Li(I) presente? **4 puntos totales.**

El proceso de precipitación ocurre según la siguiente reacción de equilibrio:



Para determinar la cantidad de NaF necesaria, podemos plantear el correspondiente balance de masa para los iones fluoruro. Es conveniente plantear el BM en términos de cantidad de sustancia (moles) en lugar de concentraciones, ya que se está considerando conjuntamente a especies disueltas y especies en estado sólido. De este modo, el total de moles agregado con el NaF ($n_{\text{NaF}}^{\text{Totales}}$) se distribuye en el fluoruro que permanece disuelto en solución ($n_{\text{F}}^{\text{Solución}}$) y el que reacciona para formar el precipitado ($n_{\text{LiF}}^{\text{Precipitado}}$): $n_{\text{NaF}}^{\text{Totales}} = n_{\text{F}}^{\text{Solución}} + n_{\text{LiF}}^{\text{Precipitado}}$

Sabiendo que precipita el 99% del total del Li(I), podemos calcular los moles de LiF precipitados:

$$n_{\text{LiF}}^{\text{Precipitado}} = 0,99 \times n_{\text{LiCl}}^{\text{Totales}} = 0,99 \times [\text{LiCl}] \times V_{\text{sc}} = 0,99 \times 0,50 \text{ M} \times 50 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}}$$
$$n_{\text{LiF}}^{\text{Precipitado}} = 2,48 \times 10^{-2} \text{ moles}$$

(1 punto parcial por calcular los moles de precipitado)

Luego, utilizando la expresión de la K_{ps} y sabiendo que permanece en solución un 1% del total del Li(I), podemos calcular la cantidad de fluoruro que permanece en solución:

$$K_{\text{ps}} (\text{LiF}) = [\text{Li}^+] \times [\text{F}^-] \rightarrow [\text{F}^-] = \frac{K_{\text{ps}} (\text{LiF})}{[\text{Li}^+]} = \frac{1,7 \times 10^{-3}}{0,01 \times 0,50} = 3,4 \text{ M}$$

$$n_{\text{F}}^{\text{Solución}} = [\text{F}^-] \times V_{\text{Solución}} = 3,4 \text{ M} \times 50 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 1,70 \times 10^{-2} \text{ moles}$$

(1 punto parcial por calcular los moles de F^- que permanecen disueltos)

Finalmente, se suman los moles de fluoruro que reaccionan para formar LiF con los que permanecen en solución para obtener los moles totales de NaF que deben agregarse:

$$n_{\text{NaF}}^{\text{Totales}} = n_{\text{F}}^{\text{Solución}} + n_{\text{LiF}}^{\text{Precipitado}} = 2,48 \times 10^{-2} \text{ moles} + 1,70 \times 10^{-2} \text{ moles} = 4,18 \times 10^{-2} \text{ moles}$$

Multiplicando por la masa molar del NaF (aproximadamente 42 g/mol), se obtiene la masa mínima que debe agregarse:

$$m_{\text{NaF}} = n_{\text{NaF}}^{\text{Totales}} \times M_r (\text{NaF}) = 4,18 \times 10^{-2} \text{ moles} \times 42 \text{ g/mol} = 1,75 \text{ g} \quad \textbf{(2 puntos)}$$

El ion fluoruro participa además en un equilibrio ácido-base con el agua ($\text{p}K_a (\text{HF}) = 3,20$). Al bajar el pH lo suficiente, una fracción apreciable del F^- se convierte en HF, reduciendo su concentración efectiva y desplazando el equilibrio de solubilidad hacia la disolución de los precipitados.

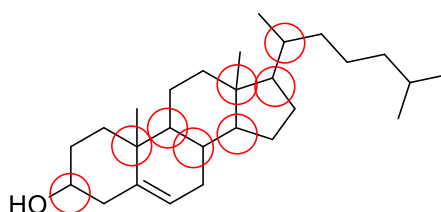
- (i) Indica si las siguientes afirmaciones son Verdaderas (V) o Falsas (F): **5 puntos totales, 1 por cada respuesta correcta.**

1. Como la K_{ps} del YF_3 es mucho menor que la K_{ps} del LiF , puedo afirmar sin necesidad de hacer ninguna cuenta que la solubilidad del YF_3 es mucho menor que la del LiF .	F
2. Si se agrega lentamente NaF a una solución que contiene $[Ca^{2+}]_{Total} = [Y^{3+}]_{Total} = 2,10 \times 10^{-4} M$ (a pH 7), se observa primero la precipitación del YF_3 .	V
3. Si se agrega lentamente NaF a una solución que contiene $[Ca^{2+}]_{Total} = [Y^{3+}]_{Total} = 2,10 \times 10^{-4} M$ (a pH 7), cuando comienza a precipitar el CaF_2 , la concentración de $Y(III)$ que permanece en solución es menor al 99 % del total.	V
4. La solubilidad del CaF_2 es mucho mayor a pH 5,5 que en agua pura (pH 7).	F
5. La solubilidad del CaF_2 es mucho mayor a pH 1,5 que en agua pura (pH 7).	V

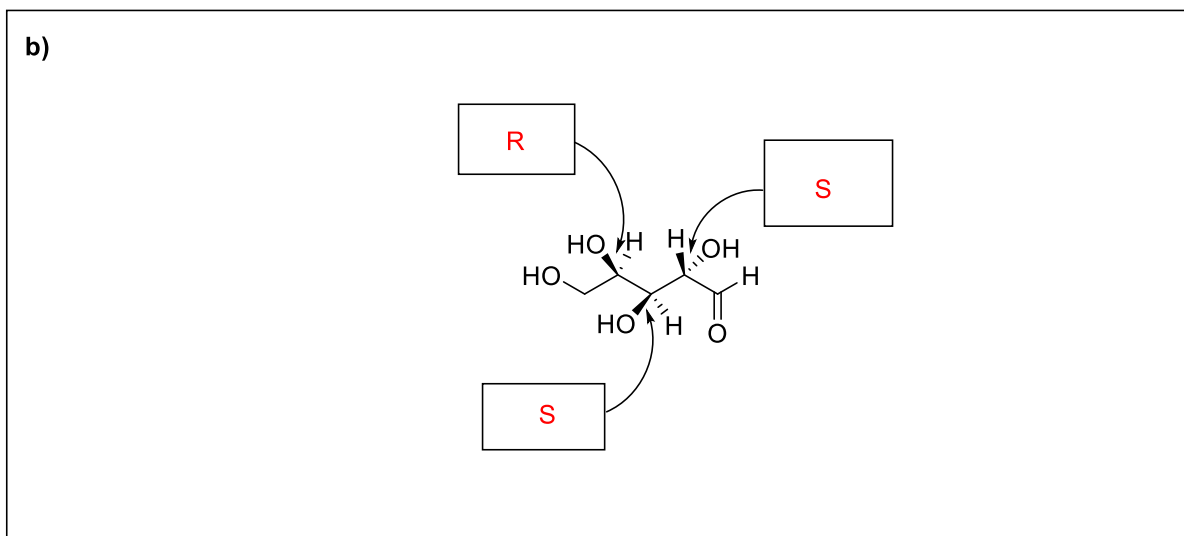
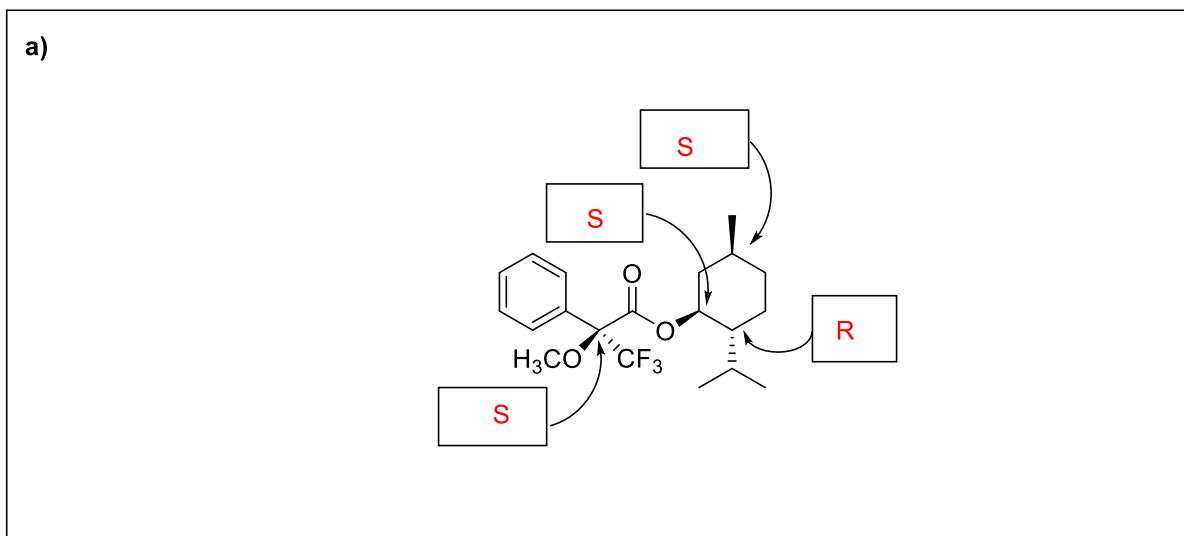
Ejercicio 2 (20 Puntos)

Un cambio en la disposición espacial de los átomos en una molécula puede alterar drásticamente sus propiedades físicas, químicas y biológicas, lo que es crucial en campos como la farmacología, la biotecnología y la ciencia de materiales. Un ejemplo histórico clave es el del desastre de la talidomida, donde un enantiómero era seguro y el otro causaba graves malformaciones congénitas, resaltando la necesidad de comprender y controlar la estereoquímica para el desarrollo de fármacos seguros y eficaces

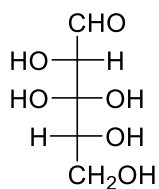
1. Señala sobre la estructura cuáles son los carbonos asimétricos del colesterol. Redondea cada uno con un círculo. **4 puntos** (0.5 c/u bien asignado; mal asignado -0.25 puntos)



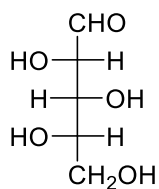
2. Indica la estereoquímica absoluta (R/S) de los carbonos que se señalan. **7 puntos** (1 punto cada uno)



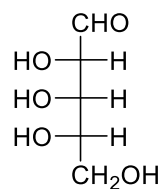
3. Dadas las siguientes proyecciones de Fischer **9 puntos**



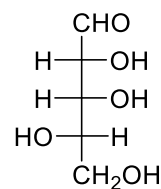
A



B



C



D

- a) Indica cuál corresponde a la molécula del ítem 2 b)

A

3 puntos



b) ¿Cuál es la relación entre los compuestos A y D? **3 puntos**

Enantiómeros Diastereómeros

Idénticas Ninguna

c) ¿Cuál es la relación entre los compuestos B y C? **3 puntos**

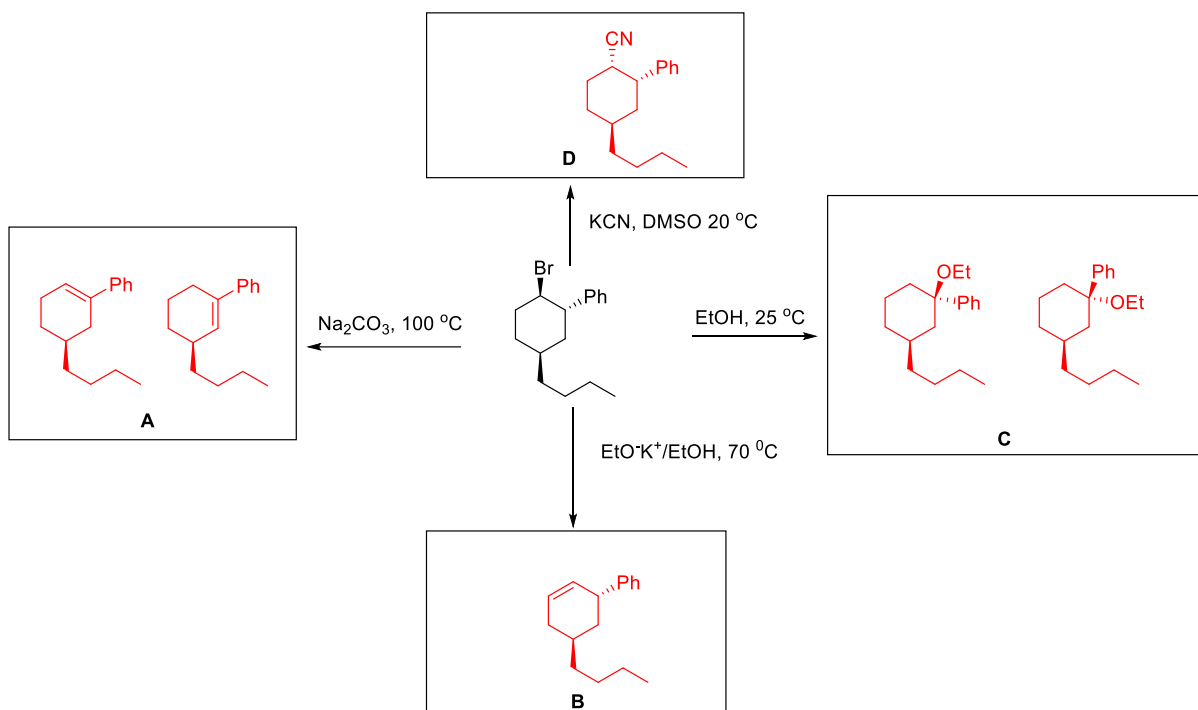
Enantiómeros Diastereómeros

Idénticas Ninguna

Ejercicio 3 (46 Puntos)

Las reacciones de sustitución y eliminación son fundamentales en química orgánica porque permiten la síntesis de una vasta gama de compuestos químicos esenciales para la industria, como plásticos, combustibles, fármacos y productos de cuidado personal. El dominio de estas reacciones es vital para diseñar y optimizar la producción de sustancias químicas diarias y para el desarrollo de nuevas tecnologías.

1. Completa el siguiente esquema de reacciones proporcionando estructuras para A, B, C y D. Cada letra puede representar **más de un compuesto**. Indicar claramente la **estereoquímica** de los carbonos asimétricos. **20 puntos** (A: 5 puntos, 2 punto si pone 1 sola estructura; B: 5 puntos; C, 5 puntos, 2 puntos si no traspone pero pone los dos isómeros, 2 puntos si traspone pero pone 1 solo isómero; D, 5 puntos)



Los alquenos son precursores sintéticos clave para la fabricación de una amplia gama de productos, incluyendo polímeros, anticongelantes, detergentes y adhesivos. Su doble enlace carbono-carbono les otorga alta reactividad, facilitando la formación de nuevos enlaces y la creación de moléculas orgánicas más complejas y materiales diversos.

2. Completa el siguiente esquema de reacciones proporcionando estructuras para B, C, D, E, G y H y condiciones para los reactivos 1 y 2. Cada letra puede representar **más de un compuesto**. Para **B**, **C**, **D** y **E**, indicar claramente la **estereoquímica** de los carbonos asimétricos. **26 puntos** (B+C, 4 puntos, 2 si ponen 1 solo sin la estereoquímica; D: 3 puntos; E: 4 puntos, 2 si ponen mal la sustitución; G: 3 puntos; H: 4 puntos, 3 puntos si ponen el producto alfa,beta-insaturado; Reactivo 1: 4 puntos; Reactivo 2: 4 puntos)

