



33^a OLIMPIADA ARGENTINA DE QUÍMICA
18 DE AGOSTO DE 2023
CERTAMEN INTERCOLEGIAL
RESPUESTAS

NIVEL INICIAL

Ejercicio 1 (*Puntaje sugerido: 2 Puntos*)

Un átomo de un dado elemento químico tiene 76 neutrones, y la suma de sus electrones y protones es igual 104. ¿Cuál es su número másico? (No debes presentar resolución de este ejercicio, sólo marcar la opción correcta en esta hoja)

- (a) 104 (b) 128 (c) 76 (d) 180

Ejercicio 2 (*Puntaje sugerido: 2 Puntos*)

¿Cuál de los siguientes símbolos representa un miembro de la familia de los calcógenos? (No debes presentar resolución de este ejercicio, sólo marcar la opción correcta en esta hoja)

- (a) Cl (b) He (c) Ca (d) Te

Ejercicio 3 (*Puntaje sugerido: 3 Puntos. 0 Puntos si alguna respuesta es incorrecta*)

¿Cuál/es de las siguientes especies es isoelectrónica con el átomo de azufre (es decir, tiene la misma cantidad de electrones)? (No debes presentar resolución de este ejercicio, sólo marcar la/s opción/es correcta/s en esta hoja)

- (a) S^{2-} (b) O (c) O_2 (d) Cl^- (e) Ne

Ejercicio 4 (*Puntaje sugerido: 3 Puntos*)

La sucralosa es un edulcorante artificial que ha ganado popularidad en los últimos años. Su peso molecular es de 397 g/mol. Sabiendo además que su fórmula molecular es de la forma $C_{12}H_{19}Cl_3O_x$, responde: ¿Cuál es el número de átomos de oxígeno presentes en una molécula de sucralosa? (No debes presentar resolución de este ejercicio, sólo marcar la opción correcta en esta hoja).



- (a) 8 (b) 10 (c) 15 (d) 2 (e) ninguno de los anteriores

Ejercicio 5 (Puntaje sugerido: 6 Puntos)

El elemento más denso que existe es el osmio (Os). A temperatura ambiente su densidad es de $22,540 \text{ g/cm}^3$. Por otro lado, el mercurio (Hg), aunque mucho menos denso que el Os, a temperatura ambiente tiene una densidad de $13,534 \text{ g/cm}^3$, que es muy superior a la del agua en las mismas condiciones ($0,997 \text{ g/cm}^3$). Indica cuál de las siguientes afirmaciones es correcta a temperatura ambiente: (No debes presentar resolución de este ejercicio, sólo marcar la opción correcta en esta hoja).

- (a) 200 cm^3 agua tienen menor masa que $0,200 \text{ g}$ de Hg
- (b) 40 cm^3 de Os tienen mayor masa que $1,5 \times 10^{24}$ átomos de Hg
- (c) $13,534 \text{ g}$ de Hg ocupan el mismo volumen que 1 mol de Os
- (d) Ninguna de las anteriores es correcta

Ejercicio 6 (Puntaje sugerido: 6 Puntos. 1,5 Puntos por cada respuesta correcta.)

Dos sustancias, A y B, poseen puntos de fusión normales de 5 y -15 °C, respectivamente. El punto de ebullición normal de A es de 220 °C, y el de B es superior a este por más de 20 °C. Teniendo en cuenta únicamente estos datos, 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 70 °C ninguna de las sustancias es gaseosa.
- (ii) A -5 °C una de las sustancias es líquida y la otra sólida.
- (iii) A 230 °C solo una de ellas es gaseosa.
- (iv) A 250 °C ambas sustancias necesariamente son gaseosas.

V
V
V
F

Ejercicio 7 (Puntaje sugerido: 6 Puntos. 1,5 Puntos por cada respuesta correcta.)



Indica si las siguientes afirmaciones, relacionadas con la tabla periódica de los elementos, son verdaderas (V) o falsas (F). (No debes presentar resolución de este ejercicio, sólo indicar tus respuestas en los casilleros correspondientes)

- | | |
|--|---|
| (i) El telurio pertenece al mismo grupo que el carbono. | F |
| (ii) El número atómico aumenta de a uno en uno al descender un mismo grupo. | F |
| (iii) El sodio y el molibdeno son metales. | V |
| (iv) Los átomos pertenecientes a distintos elementos de un mismo periodo, son isoelectrónicos. | F |

Ejercicio 8 (*Puntaje sugerido: 6 Puntos. 1 Punto por cada casillero completado correctamente respuesta correcta.*)

Completa la siguiente tabla. (No debes presentar resolución de este ejercicio, sólo indicar tus respuestas en los casilleros correspondientes)

Elemento	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones
${}_{57}^{139}\text{La}$	57	82	57
${}_{19}^{39}\text{K}$	19	20	19
${}_{54}^{131}\text{Xe}$	54	77	54

Ejercicio 9 (*Puntaje total sugerido: 7 puntos. 1 Punto por cada respuesta correcta. Aclaración: se sugiere se den por válidas las respuestas si se usan las nomenclaturas IUPAC, numerales de Stock o tradicional*).

Completa la siguiente tabla (si existe más de una forma de nombrar al compuesto, simplemente elige una de ellas). (No debes presentar resolución de este ejercicio, sólo indicar tus respuestas en los casilleros correspondientes)

Compuesto	Nomenclatura
PbSO_3	Sulfito plumboso
N_2O_3	Trióxido de dinitrógeno



Sb_2Te_3	Teleruro de antimonio (III)
$Cu(OH)_2$	Hidróxido de cobre (II)
$Hg(IO_3)_2$	Yodato de mercurio (II)
$HClO_3$	Ácido clórico
AsH_3	Trihidruro de arsénico

Ejercicio 10 (Puntaje total sugerido: 8 Puntos.)

El plomo presenta cuatro isótopos ^{204}Pb , ^{206}Pb , ^{207}Pb y ^{208}Pb . La abundancia de los tres primeros es 1,4 %, 24,1 % y 22,1 %, respectivamente. Calcula la masa atómica del plomo, asumiendo que, en cada caso, la masa isotópica es igual al número másico. Expresa tu resultado en unidades de masa atómica. (Debes presentar la resolución completa de este ejercicio en hoja aparte)

Si un elemento E presenta cuatro isótopos A, B, C y D de abundancias relativas X_A , X_B , X_C , y X_D , y masas isotópicas m_A , m_B , m_C y m_D , se tiene que la masa atómica de E es:

$$m_E = m_A \times X_A + m_B \times X_B + m_C \times X_C + m_D \times X_D$$

Luego, si asumimos que las masas isotópicas son iguales a los números másicos, para el plomo:

$$m_{Pb} = 204 \text{ uma} \times 0,014 + 206 \text{ uma} \times 0,241 + 207 \text{ uma} \times 0,221 + 208 \times (1 - 0,014 - 0,241 - 0,221)$$

$$m_{Pb} = 207,2 \text{ uma}$$

Ejercicio 11 (Puntaje total sugerido: 2 Puntos. 0,5 Puntos por cada respuesta correcta.)

Indica si las siguientes propiedades son intensivas (I) o extensivas (E). (No debes presentar resolución de este ejercicio, sólo indicar tus respuestas en los casilleros correspondientes)

(i) Masa.

(ii) Densidad.

(iii) Volumen.

(iv) Punto de fusión.

E
I
E
I

Ejercicio 12 (Puntaje total sugerido: 5 Puntos. 1 Punto por cada respuesta correcta.)



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) Una mezcla formada por clavos de hierro y arena podría ser separada mediante un método de separación de fases conocido como destilación empleando un imán.

F

(ii) En una mezcla binaria de líquidos, se define como solvente al componente mayoritario.

V

(iii) En una mezcla homogénea, todas las zonas poseen las mismas propiedades intensivas.

V

(iv) En la tabla periódica, los elementos se ordenan en orden estrictamente creciente de número másico.

F

(v) Un catión y un anión del mismo elemento poseen el mismo número de protones y neutrones que el átomo neutro del mismo elemento.

V

Ejercicio 13 (Puntaje total sugerido: 2 Puntos. 0,5 Puntos por cada respuesta correcta.)

Indica si las siguientes oraciones describen transformaciones químicas (Q) o físicas (F). (No debes presentar resolución de este ejercicio, sólo indicar tus respuestas en los casilleros correspondientes)

(i) La descomposición de los alimentos que consumimos durante su digestión.

Q

(ii) La dilatación del mercurio dentro de un termómetro antiguo, debida al aumento de la temperatura.

F

(iii) La conversión de lactosa en ácido láctico durante la fermentación de la leche, durante la producción de yogur.

Q

(iv) La sublimación de una muestra de yodo.

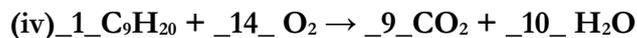
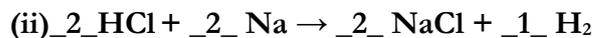
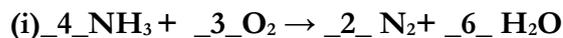
F

Ejercicio 14 (Puntaje total sugerido: 4 Puntos. 1 Punto por cada ecuación correctamente balanceada.)

Balancea las siguientes ecuaciones químicas: (No debes presentar resolución de este ejercicio, sólo

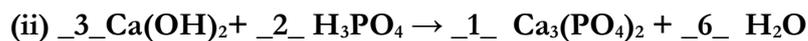
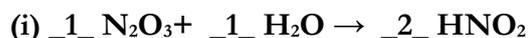


completar los coeficientes estequiométricos en los lugares indicados)



Ejercicio 15 (*Puntaje total sugerido: 4 Puntos. 2 Puntos por cada ecuación correctamente escrita y balanceada. 0 Puntos si la ecuación no está correctamente balanceada.*)

Escribe los productos y balancea las ecuaciones químicas de las siguientes reacciones: (Debes escribir las reacciones balanceadas en esta misma hoja)



Ejercicio 16 (*Puntaje total sugerido: 8 Puntos.*)

Calcula el porcentaje en peso (%m/m) de sodio en una mezcla formada por masas iguales de NaHCO_3 y Na_2CO_3 . (Debes presentar la resolución completa de este ejercicio en hoja aparte)



Arbitrariamente asumiremos que la mezcla total tiene una masa de 100 g, teniendo en cuenta que el resultado final no depende de la masa total de la mezcla. Comenzaremos por determinar la masa de 1 mol del compuesto (es decir, su masa molar, M_r), de ambos componentes de la mezcla:

$$M_r(\text{NaHCO}_3) = 84,00675 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 105,9886 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Si la masa total es 100 g, y por lo tanto la masa de cada componente es 50 g, los moles totales de sodio en la mezcla son:

$$n(\text{Na}) = n(\text{NaHCO}_3) + n(\text{Na}_2\text{CO}_3)$$

$$n(\text{Na}) = \frac{50 \text{ g}}{84,00675 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} + 2 \times \frac{50 \text{ g}}{105,9886 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,539 \text{ mol}$$

La masa de sodio en la mezcla es:

$$m(\text{Na}) = 1,54 \text{ mol} \times 2,9898 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 35,37 \text{ g}$$

$$\% \text{ en peso de Na} = 35,37 \% \text{ p/p}$$

Ejercicio 17 (Puntaje total sugerido: 6 Puntos.)

La hemoglobina es una proteína cuya función es la de transportar oxígeno en sangre. La concentración de hemoglobina en la sangre es aproximadamente 15 %p/v. Considerando que la masa molar de la hemoglobina es 64500 g/mol y que hay 4 átomos de hierro en cada molécula de hemoglobina, calcula el número de átomos de hierro que hay en los 6 L de sangre de una persona adulta promedio. (Debes presentar la resolución completa de este ejercicio en hoja aparte)



Comenzamos calculando el número de moles de hemoglobina (Hb) en sangre:

$$m(\text{Hb}) = 6000 \text{ mL} \times \frac{15 \text{ g}}{100 \text{ mL}} = 900 \text{ g}$$

$$n(\text{Hb}) = \frac{m(\text{Hb})}{M_r(\text{Hb})} = 1,40 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Y luego calculamos el número de átomos de hierro:

$$\# \text{ átomos de Fe} = 4 \times n(\text{Hb}) \times N_{Av}$$

$$\# \text{ átomos de Fe} = 3,36 \times 10^{22} \text{ átomos}$$

Ejercicio 18 (Puntaje total sugerido: 6 Puntos.)

Del análisis elemental de un compuesto se determinó que su composición centesimal es 0,8 %m/m de H; 36,5 %m/m de Na; 24,6 %m/m de P y 38,1 %m/m de O. ¿Cuál es la fórmula mínima (o empírica) del compuesto? (Debes presentar la resolución completa de este ejercicio en hoja aparte)



Determinamos primero los moles de cada elemento en 100 gramos de compuesto:

$$n(H) = \frac{0,8 \text{ g}}{Ar(H)} = 0,794 \text{ mol}$$

$$n(Na) = \frac{36,5 \text{ g}}{Ar(Na)} = 1,588 \text{ mol}$$

$$n(P) = \frac{24,6 \text{ g}}{Ar(P)} = 0,794 \text{ mol}$$

$$n(O) = \frac{38,1 \text{ g}}{Ar(O)} = 2,381 \text{ mol}$$

Y ahora calculamos las relaciones a, por ejemplo, los moles de P:

$$\frac{n(H)}{n(P)} = 1$$

$$\frac{n(Na)}{n(P)} = 2$$

$$\frac{n(O)}{n(P)} = 3$$

Esto quiere decir que por cada átomo de P, hay 1 átomo de H, 3 átomos de O y 2 de Na.

La fórmula empírica del compuesto es entonces: Na_2HPO_3

Ejercicio 19 (Puntaje total sugerido: 6 Puntos.)

La masa molar de un líquido volátil puede determinarse mediante el método de Dumas. El experimento consiste en volatizar completamente una masa conocida del líquido y recoger parte del gas formado en un recipiente previamente pesado y de volumen conocido, a una presión de 1 bar y una temperatura de 100 °C. Luego de recoger el vapor del gas, este se condensa rápidamente y se pesa para determinar la masa de líquido volátil en su interior. Teniendo esta descripción en cuenta, determina la masa molar de un líquido volátil sometido al método de Dumas, en el que se recogieron 0,345 g de este dentro de un recipiente de 120 mL, a 100 °C y 1 bar de presión. (Debes presentar la resolución completa de este ejercicio en hoja aparte)



Partimos de la ecuación de los gases ideales:

$$PV = nRT = \frac{m}{M_r} RT$$

Y de aquí podemos simplemente despejar la masa molar del compuesto volátil:

$$M_r = \frac{mRT}{PV} = \frac{0,345 \text{ g} \times 0,08314 \frac{\text{bar L}}{\text{K mol}} \times 373,15 \text{ K}}{1 \text{ bar} \times 0,120 \text{ L}}$$

$$M_r = 89,2 \text{ g/mol}$$

Ejercicio 20 (Puntaje total sugerido: 8 Puntos.)

Al analizar la muestra de un compuesto gaseoso, se encontró que contiene 85,7 %m/m de C y 14,3 %m/m de H. Por otro lado, en condiciones normales de presión y temperatura, 100 mL del mismo compuesto tienen masa de 0,188 g. Determina la fórmula molecular del compuesto. (Debes presentar la resolución completa de este ejercicio en hoja aparte)

Comenzamos determinando la masa molar, a partir de los datos en CNPT:

$$PV = nRT = \frac{m}{M_r} RT$$

$$M_r = \frac{mRT}{PV} = \frac{0,188 \text{ g} \times 0,08314 \frac{\text{bar L}}{\text{K mol}} \times 273,15 \text{ K}}{1 \text{ bar} \times 0,100 \text{ L}}$$

$$M_r = 42,69 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Por otro lado, para la fórmula mínima, determinamos primero los moles de cada elemento en 100 gramos de compuesto:

$$n(\text{H}) = \frac{14,3 \text{ g}}{Ar(\text{H})} = 14,187 \text{ mol} \quad n(\text{C}) = \frac{85,7 \text{ g}}{Ar(\text{C})} = 7,135 \text{ mol}$$

Es decir, en forma relativa: $\frac{n(\text{H})}{n(\text{C})} = 2$

Lo cual quiere decir que hay dos C por cada H en la fórmula molecular del compuesto. La fórmula mínima es, por lo tanto, CH_2 , cuya masa molar es de 14,03 g/mol. La fórmula molecular del compuesto debe ser algún múltiplo de CH_2 , que podemos determinar tomando el cociente $\frac{42,69}{14,03} = 3$. Luego, la fórmula molecular del compuesto es C_3H_6 .



Ministerio de Educación
Argentina





NIVEL 1

Notas de corrección:

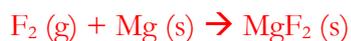
Los puntos de los cálculos se asignan a cada cálculo individual. Si el/la estudiante realiza un cálculo correcto con un número incorrecto obtenido de un paso anterior, el cálculo se considera correcto. De lo contrario se estaría penalizando dos veces por el mismo error.

En ningún caso el puntaje asignado a un ítem podrá ser inferior a 0 puntos.

Ejercicio 1 (40 Puntos)

El gas flúor (F_2) es un compuesto muy reactivo que se combina tanto con metales como con no metales, formando compuestos denominados fluoruros. Estos pueden ser sólidos (si la reacción ocurre con metales) o gaseosos (si la reacción ocurre con no metales).

a) Escribir una ecuación química balanceada que represente la reacción entre el gas flúor (F_2) y el metal magnesio sólido (Mg) para formar la sal fluoruro de magnesio (MgF_2). No olvides incluir los estados de agregación de todos los compuestos.



6 puntos totales

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

Se asigna el total del puntaje a cualquier otra estequiometría bien balanceada.

Restar 2 puntos si omite u equivoca uno o más estados de agregación (no más de 2 puntos).

b) Escribir la/s fórmula/s de el/los posible/s fluoruro/s de titanio (Ti).



6 puntos totales (2 puntos por cada fórmula correcta)

c) Escribir una ecuación química balanceada que represente la reacción entre el gas flúor (F_2) y el fósforo, un compuesto sólido cuya fórmula molecular es P_4 . No olvides incluir los estados de agregación de todos los compuestos (el producto es un gas).



6 puntos totales

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



Se asigna el total del puntaje a cualquier otra estequiometría bien balanceada.

Restar 2 puntos si omite u equivoca uno o más estados de agregación (no más de 2 puntos).

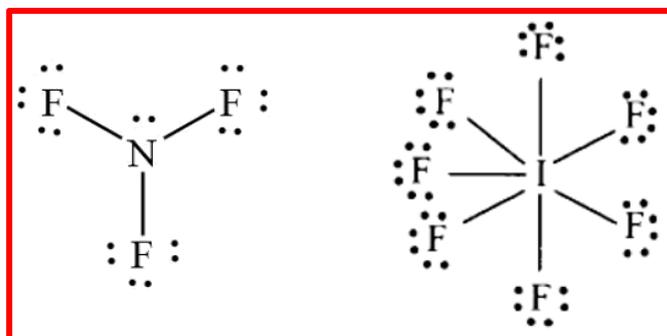
Cualquiera de las dos reacciones propuestas se considera correcta (sólo debe plantear una).

d) Marcar con una X la opción que mejor represente el carácter de los compuestos indicados:

	Predominantemente iónico	Predominantemente covalente
F ₂		X
P ₄		X
Fluoruro de titanio	X	
Fluoruro de fósforo		X

8 puntos totales (2 puntos por cada opción correcta)

e) El flúor forma con el nitrógeno un compuesto de fórmula NF₃ y con el yodo otro compuesto de fórmula IF₇. Representar las estructuras de Lewis de ambos compuestos.



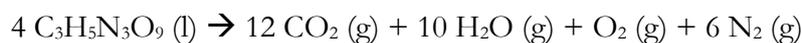
14 puntos totales (7 puntos cada estructura)

La estructura es correcta o no, no se asignan puntos parciales. Si faltan electrones, está incorrecta. Si faltan átomos, está incorrecta. Si la cantidad de átomos y electrones es la correcta pero propone alguna otra conectividad que permita representar una Lewis aceptable, se considera correcta. Los electrones son indistinguibles y por lo tanto se considera incorrecto utilizar distintos símbolos para representarlos. Se restan 3 puntos (en total, no por cada estructura) si utiliza símbolos distintos para los electrones, y 3 puntos más (en total, no por cada estructura) si representa alguna unión “dativa”.



Ejercicio 2 (30 Puntos)

La nitroglicerina es un explosivo cuya descomposición puede representarse mediante la siguiente ecuación química:



En un recipiente vacío de 100 mL de capacidad se introducen 2,69 g de nitroglicerina con una pureza del 99 %, y se lleva a cabo la reacción de descomposición. Considerando que el rendimiento de la reacción es del 95 % y que se alcanza una temperatura de 1000 °C:

a) ¿Cuál es la presión en el interior del recipiente?

18 puntos totales

MM (nitroglicerina) = 227 g mol⁻¹ (1 punto)

n (nitroglicerina impura) = 0,01185 mol (1 punto)

n (nitroglicerina pura) = 0,01173 mol (3 puntos por considerar la pureza)

n CO₂ = 0,03519 mol (0,03343 mol considerando rendimiento)

n H₂O = 0,02933 mol (0,02786 mol considerando rendimiento)

n O₂ = 0,00293 mol (0,00278 mol considerando rendimiento)

n N₂ = 0,01760 mol (0,01671 mol considerando rendimiento)

n totales = 0,08505 mol (0,08078 mol considerando rendimiento)

p = nRT/V = 88,79 atm (84,33 atm considerando rendimiento) (3 puntos por el cálculo final)

Los 10 puntos restantes se asignan al cálculo de los moles de cada gas y de los moles totales.

2 puntos por calcular la cantidad de moles totales.

8 puntos por calcular la cantidad de moles de cada uno de los gases (2 puntos cada uno).

Restar 3 puntos por no tener en cuenta el rendimiento de la reacción en alguno de los cálculos (una sola vez, no por cada vez que no lo tiene en cuenta).

Matizar el puntaje restando de a 1 punto por errores de cuenta.



Los puntos de los cálculos se asignan a cada cálculo individual. Si el/la estudiante realiza un cálculo correcto con un número incorrecto obtenido de un paso anterior, el cálculo se considera correcto. De lo contrario se estaría penalizando dos veces por el mismo error.

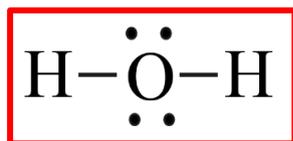
Si el procedimiento utilizado por el/la estudiante no es el mismo que se muestra en esta resolución, asignar el puntaje según las ideas correctas que haya en ese procedimiento, en base al esquema proporcionado aquí.

b) ¿Cuál es la fracción molar del N_2 en la mezcla gaseosa? Si no pudiste resolver el ítem anterior, considerará que se formaron 0,015 mol de N_2 y 0,100 mol de gas en total).

$$x_{N_2} = n_{N_2} / N_T = 0,207$$

4 puntos totales

c) Representar la estructura de Lewis del H_2O e indicar si sus enlaces son polares o no polares.



Sus enlaces son polares.

8 puntos totales

4 puntos por la estructura de Lewis. No volver a penalizar lo que ya se penalizó en 1e).

4 puntos por indicar la polaridad de los enlaces.

Ejercicio 3 (30 Puntos)

Los compuestos que contienen oxígeno se denominan de manera genérica “óxidos”. Como regla general, los óxidos de los metales son básicos mientras que los óxidos de los no metales son ácidos. Esto significa que, al reaccionar con agua, los primeros forman bases (que en agua dan OH^-) mientras que los segundos forman ácidos (que en agua dan H^+ o H_3O^+).

a) Escribir una ecuación química balanceada que represente la reacción entre el óxido de bario (BaO) y agua (H_2O). No es necesario que indiques los estados de agregación.



5 puntos totales



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

Se asigna el total del puntaje a cualquier otra estequiometría bien balanceada.

Cualquiera de las dos reacciones propuestas se considera correcta (sólo debe plantear una).

b) Escribir una ecuación química balanceada que represente la reacción entre el dióxido de azufre (SO_2) y agua (H_2O). No es necesario que indiques los estados de agregación.



5 puntos totales

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

Se asigna el total del puntaje a cualquier otra estequiometría bien balanceada.

Cualquiera de las tres reacciones propuestas se considera correcta (sólo debe plantear una).

Si escribe H_3O^+ en vez de H^+ se considera correcto.

c) Las siguientes estructuras de Lewis corresponden a óxidos de carbono. **8 puntos totales**



i – Indicar sus nombres. **Dióxido de carbono y monóxido de carbono.** 2 puntos cada nombre.

ii – ¿Se trata de óxidos ácidos o básicos? **Son óxidos ácidos.** 2 puntos (1 punto cada uno). El CO en realidad es neutro, si alguien da esa respuesta se considera correcta.

iii – ¿Cuál de ellos tiene el enlace C-O más corto? ¿Por qué?

El CO tiene el enlace C-O más corto ya que se trata de un enlace triple, mientras que el enlace en el CO_2 es doble. 4 puntos. Si no da ninguna justificación no se asigna puntaje.

d) El ácido sulfúrico es un compuesto de gran importancia a nivel industrial. Generalmente se obtiene en forma de una solución acuosa 98 % m/m, cuya densidad es $1,84 \text{ g mL}^{-1}$. **12 puntos totales.**

i – Calcular la concentración molar de la solución de ácido sulfúrico 98 % m/m. **8 puntos**



100 g sc \rightarrow 54,35 mL (98 g st) (3 puntos por considerar la densidad)

1000 mL \rightarrow 1803,13 g st (2 puntos por considerar el volumen correcto)

MM (ácido sulfúrico) = 98 g mol⁻¹ (1 punto)

1803,13 g st \rightarrow 18,40 mol \rightarrow 18,40 M (2 puntos por el cálculo de la molaridad)

ii – ¿Qué volumen de esta solución se necesita para preparar 500 mL de solución al 25 % m/V? Si no pudiste resolver el ítem anterior, considerá que la solución de ácido sulfúrico es 20 M. 4 puntos

500 mL sc 25 % m/V \rightarrow 125 g st (2 puntos por calcular la masa necesaria)

La solución inicial es 180,31 % m/V.

Se necesitan 69,33 mL de esta solución. (2 puntos por calcular el volumen necesario)

Matizar el puntaje restando de a 1 punto por errores de cuenta.

Los puntos de los cálculos se asignan a cada cálculo individual. Si el/la estudiante realiza un cálculo correcto con un número incorrecto obtenido de un paso anterior, 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 aquí.



NIVEL 2

Ejercicio 1 (35 Puntos)

Justifique los siguientes hechos clara y brevemente, planteando reacciones químicas correctamente balanceadas cuando corresponda:

- a) Las siguientes especies se encuentran ordenadas según su radio creciente: $F < F^- < Cl^-$

Podemos justificar este orden analizando las especies de a pares. Por un lado, el anión fluoruro tendrá un mayor radio que el átomo de flúor, debido a que el electrón adicional disminuye la carga nuclear efectiva percibida por todos los electrones y aumentan las repulsiones interelectrónicas, lo cual produce una expansión de la nube electrónica de la especie. Por otro lado, el anión cloruro presentará un mayor radio que el anión fluoruro debido a que se encuentra debajo en el grupo de los halógenos - es decir, pertenece a un período mayor. Por lo tanto, sus electrones de valencia se encuentran en orbitales más externos, lo que implica un mayor radio. **7 puntos totales.**

- b) La energía de ionización de los metales alcalinotérreos (grupo del berilio) disminuye al bajar en el grupo.

Al bajar en el grupo, los orbitales que contienen a los electrones de valencia se hacen cada vez más externos, por lo que se requerirá menos energía para sustraerlos y ionizar al elemento. **7 puntos totales.**

- c) Cuando 0,015 moles de H_2O_2 se descomponen completamente formando agua y oxígeno gaseoso, se obtienen 183 mL de gas medidos a $25^\circ C$ y 1 atm.

Teniendo en cuenta la descomposición de agua oxigenada:



(3 puntos parciales por escribir y balancear correctamente la ecuación).

Se espera que se produzcan $7,5 \times 10^{-3}$ mol de $O_2(g)$ Medidos a $25^\circ C$ y 1 atm, utilizando gases ideales, estos equivalen a 183 mL de gas (empleando $p.V=nRT$).

(4 puntos parciales. Si realiza bien el cálculo utilizando una ecuación química incorrecta, dar todo el puntaje. Si usa la ecuación de gases ideales usando los moles de H_2O_2 , restar 2 puntos. Si a partir de la



ecuación vincula mal los moles de H_2O_2 con los de O_2 pero utiliza bien la ecuación de gases ideales, restar 1 punto.) 7 puntos totales.

- d) El punto de ebullición del agua es considerablemente mayor al de las otras especies de fórmula H_2X del grupo ($X = S, Se, Te$).

Esto puede justificarse comparando el tipo de interacciones intermoleculares presentes en cada caso. Todos los hidruros presentan interacciones de Van der Waals, y como son moléculas polares, también interacciones de tipo dipolo-dipolo. Sin embargo, sólo en el agua se encuentran también presentes interacciones tipo puente de hidrógeno, lo cual aumenta la magnitud total de las fuerzas intermoleculares resultando en un punto de ebullición mucho mayor. 7 puntos totales.

- e) Aunque la polaridad de los enlaces $H-X$ aumenta en el orden $X = I < Br < Cl$, el punto de ebullición de dichos hidrácidos aumenta según: $HCl < HBr < HI$.

Los hidrácidos mencionados son moléculas polares, que presentan interacciones intermoleculares de tipo dipolo-dipolo permanente y dipolo inducido (Van der Waals). El punto de ebullición observado dependerá de la magnitud total de las interacciones intermoleculares entre las mismas. Al aumentar la polaridad de las moléculas, se espera un aumento de la intensidad de las interacciones dipolo-dipolo (en este caso, $HI_{\text{dipolo-dipolo}} < HBr_{\text{dipolo-dipolo}} < HCl_{\text{dipolo-dipolo}}$). Por otro lado, la magnitud de las interacciones de tipo Van der Waals aumenta con el tamaño de la nube electrónica de las sustancias (en este caso, $HCl_{\text{vaw}} < HBr_{\text{vaw}} < HI_{\text{vaw}}$). Los puntos de ebullición aumentan según este último orden, dado que las contribuciones por interacciones de Van der Waals producen una mayor interacción atractiva total. 7 puntos totales.

Ejercicio 2 (40 Puntos)

Describe la estructura electrónica de las siguientes moléculas empleando la teoría de enlace que se indica en cada caso:

- a) HNO_3 , empleando estructuras de Lewis.



(5 puntos parciales por las estructuras de Lewis. Si no dibuja las dos resonantes, restar 3 puntos)



5 puntos totales

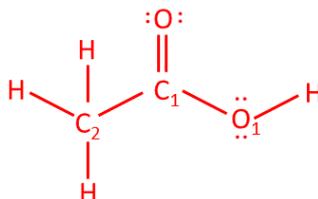
b) SNO_2^- , empleando estructuras de Lewis.



(5 puntos parciales por las estructuras de Lewis. Si no dibuja las dos resonantes, restar 3 puntos)

5 puntos totales

c) Ácido etanoico empleando teoría de enlace de valencia.



(dar 3 puntos parciales por describir bien la estructura).

En esta estructura, los carbonos y el oxígeno O_1 hibridizan y lo hacen según: C_1 , es sp^2 y tanto O_1 como C_2 son sp^3 . *(describir bien la hibridización de los átomos: 3 puntos parciales, 1 por cada átomo).*

Teniendo en cuenta que no se necesita plantear un modelo de hibridización para los átomos terminales, se describen los enlaces de la siguiente manera:

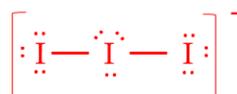
- Los enlaces C-H son del tipo σ (sp^3 -s) en todos los casos. Hay 3 enlaces en total de este tipo.
- El enlace C_1 - C_2 es de tipo σ (sp^3 - sp^2).
- El enlace C_1 =O es doble y tiene dos componentes: σ (sp^2 -p) y π (p-p). Hay sólo un enlace de este tipo.
- El enlace C_1 - O_1 es de tipo σ (sp^2 - sp^3).
- El enlace O-H es de tipo σ (sp^3 -s).

(describir bien los enlaces: 5 puntos parciales en total, 1 por tipo de enlace)

11 puntos totales

d) I_3^- empleando estructuras de Lewis y teoría del enlace de valencia.

En primer lugar, planteamos la estructura de Lewis teniendo en cuenta que el I puede expandir el octeto:



(plantear bien la estructura: 5 puntos parciales)



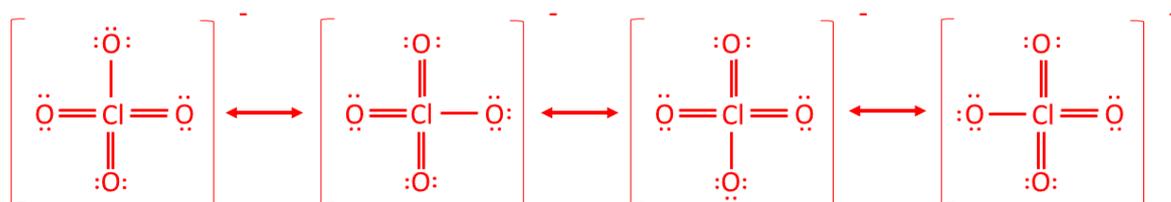
En torno al I central, la geometría electrónica será una bipirámide trigonal. Por lo tanto, la hibridación del I será sp^3d . Los enlaces I-I entonces son de tipo σ (sp^3d-p).

(Describir bien la geometría y la hibridación: 2 puntos parciales. Describir bien los enlaces: 2 puntos parciales).

9 puntos totales

e) ClO_4^- empleando estructuras de Lewis y teoría del enlace de valencia.

En primer lugar, planteamos la estructura de Lewis teniendo en cuenta que el Cl puede expandir el octeto:



(5 puntos parciales por la estructura de Lewis. Si no dibuja las resonantes, restar 3 puntos)

En esta estructura, la carga formal negativa queda sobre un átomo de oxígeno, que es más electronegativo que el Cl.

Nota: Podrían haber seguido hasta que la carga formal del Cl iguale a la carga de la especie. En este caso queda sólo una estructura, asignar 2 puntos. Si las incluyen junto con la correcta, dar todo el puntaje.

Alrededor del Cl, la geometría electrónica y molecular será tetraédrica, por lo tanto, el Cl hibridiza sp^3 .

- El enlace Cl-O simple consiste en un enlace σ (sp^3-p).
- Los enlaces Cl-O dobles, están formados cada uno por un enlace de tipo σ (sp^3-p) y 1 enlace de tipo π ($d-p$). *(Describir bien la geometría y el esquema de hibridación: 2 puntos parciales. Describir bien los enlaces: 3 puntos parciales, 1 por enlace)*

10 puntos totales

Recordatorio: Describir la estructura electrónica de una molécula empleando Teoría de Enlace de Valencia implica determinar la cantidad y el tipo de enlaces químicos presentes en el sistema y también describir qué orbitales atómicos forman los mismos.

Ejercicio 3 (25 Puntos)



Se disuelven 1,255 g de una sustancia en 50 g de ciclohexano. Teniendo en cuenta que dicha solución ($\delta = 0,781 \text{ g/mL}$) funde a $2,8^\circ\text{C}$, calcule:

- a) La concentración de la solución, expresada en % m/V.

Para expresar en % m/V necesitamos saber cuántos gramos de soluto se encuentran por 100 mL de solución. Tenemos como dato la masa del soluto, la masa del solvente y la densidad de la solución.

$$m_{\text{ST}} = 1,255 \text{ g}$$

$$m_{\text{SC}} = m_{\text{ST}} + m_{\text{SV}} = 1,255 \text{ g} + 50,00 \text{ g} = 51,255 \text{ g}$$

(2 puntos parciales por calcular bien la masa de la solución)

$$V_{\text{SC}} = m_{\text{SC}} / \delta_{\text{SC}} = 51,255 \text{ g} / (0,781 \text{ g/mL}) = 65,63 \text{ mL}$$

(1 punto parcial por calcular correctamente el volumen de la solución)

$$\% \text{ m/V} = 1,255 \times 100 / 65,63 = 1,91\% \text{ m/V}$$

(1 punto parciales por expresar bien el % m/V)

4 puntos totales

- b) La masa molar de la sustancia.

$$T_f^* - T_f = 6,6^\circ\text{C} - 2,8^\circ\text{C} = 3,8^\circ\text{C}$$

Como $\Delta T_f = K_c \times m$, entonces:

$$m = 3,8^\circ\text{C} / (20,8^\circ\text{C kg mol}^{-1}) = 0,183 \text{ m}$$

(2 puntos parciales por calcular la molalidad de la solución)

O sea, hay 0,183 mol de soluto por cada kg de solvente.

Como hay 1,255 g soluto por cada 50,00 g de solvente, por cada kg de solvente habrá:

$$1,255 \text{ g}_{\text{ST}} \times 1000 \text{ g}_{\text{SV}} / 50,00 \text{ g}_{\text{SV}} = 25,2 \text{ g}_{\text{ST}}$$

Entonces la masa molar de la sustancia es: $M_r = 25,1 \text{ g}_{\text{ST}} / 0,183 \text{ mol}_{\text{ST}} = 137 \text{ g/mol}$.

(2 puntos parciales por calcular bien la masa molar del compuesto)

4 puntos totales

- c) La fórmula molecular de la sustancia disuelta, teniendo en cuenta que su composición en % m/m es la siguiente: **C:** 61,3%, **H:** 5,1%, **N:** 10,2 %, **O:** 23,4 %. *Nota: si no pudo realizar el ítem b), considere que la masa molar del soluto es de 137 g/mol.*



El % m/m corresponde a los g correspondientes a cada elemento por cada 100 g de sustancia. Por mol de compuesto se tiene que:

$$\% X = \text{mol de átomos de X por mol de sustancia} \times \text{masa molar de X} \times 100 / M_r \text{ del compuesto}$$

Entonces,

$$\text{mol átomos de X por mol de sustancia} = \% X \times M_r \text{ del compuesto} / (\text{masa molar de X} \times 100)$$

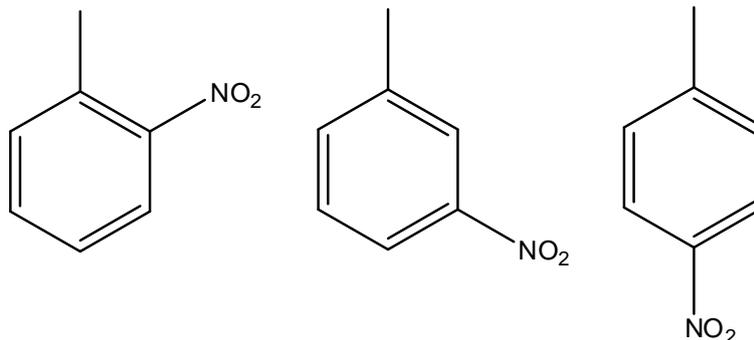
- C: mol átomos de C por mol de sustancia = $61,3 \times 137 \text{ g/mol} / (12 \text{ g/mol} \times 100) = 7$
- H: mol átomos de H por mol de sustancia = $5,1 \times 137 \text{ g/mol} / (1 \text{ g/mol} \times 100) = 7$
- N: mol átomos de N por mol de sustancia = $10,2 \times 137 \text{ g/mol} / (14 \text{ g/mol} \times 100) = 1$
- O: mol átomos de O por mol de sustancia = $23,4 \times 137 \text{ g/mol} / (16 \text{ g/mol} \times 100) = 2$

Fórmula molecular de la sustancia: $C_7H_7NO_2$.

5 puntos totales. (1 punto parcial por cada cálculo y 1 por la fórmula molecular correcta).

- d) Dibuja una molécula orgánica compatible con la masa molar hallada en el ítem c), y nómbrala. Nota: Si no pudiste calcular el ítem c), considera que la fórmula del compuesto es $C_6H_4N_2O_4$.

Un compuesto compatible con la fórmula hallada ($C_7H_7NO_2$) es algún nitro-tolueno. La fórmula de los tres isómeros (orto-, meta- y para-nitrotolueno) se presentan a continuación:



No es necesario que los estudiantes dibujen las tres estructuras, con que armen una obtendrán todos los puntos. En cuanto a nombrar el compuesto, pueden o bien llamarlo nitro-tolueno ó metil-nitro-benceno (agregando el prefijo orto-, meta-, o para-). Ambas formas estarán correctas. Si usan la fórmula dada por la Nota del enunciado, deberán dibujar a algún dinitro-benceno.

3 puntos totales (2 puntos la estructura y 1 punto nombrar el compuesto).

- e) La presión de vapor de la solución. Nota: si no pudo realizar el ítem b), considere que la masa molar del soluto es de 137 g/mol.

$$p^* - p = x_{ST} \times p^*$$

$$x_{ST} = n_{ST} / n_{\text{TOTALES}}$$

En 51,255 g de solución hay 1,255 g soluto = $9,16 \times 10^{-3}$ mol de soluto



(1 punto parcial por calcular bien los moles de soluto. No penalizar si se arrastra error del ítem anterior).

y hay 50,00 g de solvente. El ciclohexano tiene fórmula C_6H_{12} , o sea que su $M_r = 84$ g/mol.

(2 puntos parciales por calcular bien la fórmula y el M_r del ciclohexano).

Esa masa corresponde a $50,00 \text{ g}_{SV} / (84 \text{ g/mol}) = 0,595 \text{ mol}$

Entonces:

$$x_{ST} = 9,16 \times 10^{-3} / (9,16 \times 10^{-3} + 0,595) = 0,015$$

(1 puntos parciales por calcular bien los moles de ciclohexano y la fracción molar de soluto)

$$p = 78 \text{ mmHg} - 0,015 \times 78 \text{ mmHg} = 76,83 \text{ mmHg}$$

(1 punto parcial por calcular bien la presión de vapor).

5 puntos totales

- f) La presión osmótica de la solución a 30°C . *Nota: si no pudo realizar los ítems a) y/o b), considere que la solución es 2,00 % m/V y que la masa molar del soluto es de 137 g/mol.*

$\pi = MRT$ donde M es la molaridad de la solución.

La solución es 1,91 % m/V, o sea que hay 1,91 g_{ST} en 100 mL de solución, es decir, habría 19,1 g_{ST} en 1000 mL de solución.

Esa masa corresponde a $19,1 \text{ g} / (137 \text{ g/mol}) = 0,139 \text{ mol}_{ST}$, o sea que la solución es 0,139 M.

(2 puntos parciales por calcular bien la molaridad de la solución a partir del % m/V y el M_r del soluto, sean los exactos o los dados en el enunciado).

$$T (\text{K}) = 273 \text{ K} + 30 \text{ K} = 303 \text{ K}$$

$$\pi = 0,139 \text{ mol dm}^{-3} \times 0,082 \text{ dm}^3 \text{ atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \times 303 \text{ K} = 3,45 \text{ atm}$$

(2 puntos parciales por calcular bien la presión osmótica).

4 puntos totales

Si se utiliza el % m/V y el M_r del enunciado

Hay 2,00 g_{ST} en 100 mL de solución, es decir, habría 20,0 g_{ST} en 1000 mL de solución.

Esa masa corresponde a $20,0 \text{ g} / (137 \text{ g/mol}) = 0,146 \text{ mol}_{ST}$, o sea que la solución es 0,146 M.

$$\pi = 0,146 \text{ mol dm}^{-3} \times 0,082 \text{ dm}^3 \text{ atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \times 303 \text{ K} = 3,63 \text{ atm}$$

Datos del ciclohexano: $T_f = 6,6^\circ\text{C}$; $K_c = 20,8^\circ\text{C kg mol}^{-1}$, $p^* = 78 \text{ mmHg}$



NIVEL 3

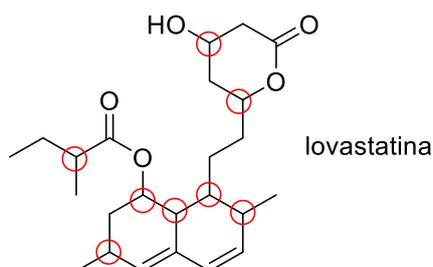
Notas de corrección:

Los puntos de las estructuras se asignan a cada estructura. Si el/la estudiante proporciona una estructura coherente con la estructura propuesta en el punto anterior, dicha estructura se considerará correcta. De lo contrario se estaría penalizando dos veces por el mismo error.

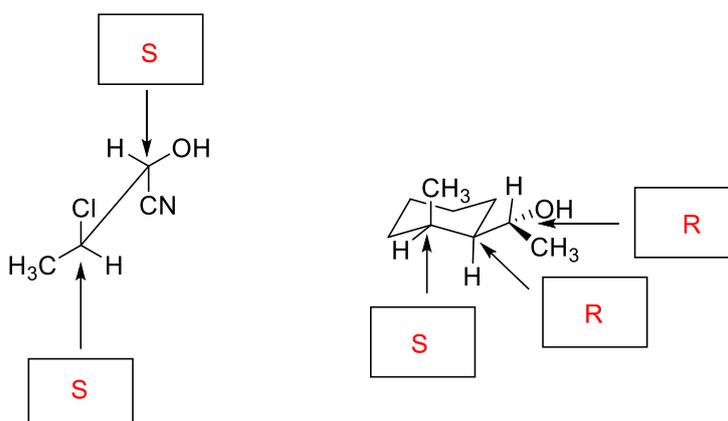
En ningún caso el puntaje asignado a un ítem podrá ser inferior a 0 puntos.

Ejercicio 1 (21 Puntos)

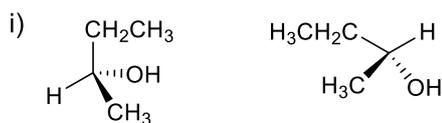
a) La lovastatina es una droga comercial utilizada para reducir la concentración de colesterol en sangre. Marca todos los carbonos asimétricos presentes en la molécula dibujando un círculo alrededor de cada uno: 0.5 pts por cada asignación correcta (total = 4 puntos). Se restan 0.5 pts por cada asignación incorrecta hasta llegar a 0 pts.



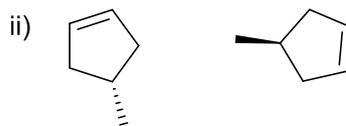
b) Para las estructuras que figuran a continuación, determina la configuración absoluta de los carbonos señalados por las flechas: 1 pt por cada asignación correcta (total = 5 puntos).



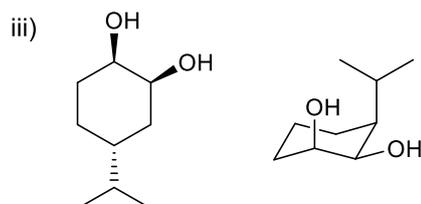
c) Para cada uno de los siguientes pares de estructuras, indica qué relación de isomería existe entre ambas moléculas: 3 pts por cada respuesta correcta (total = 12 puntos).



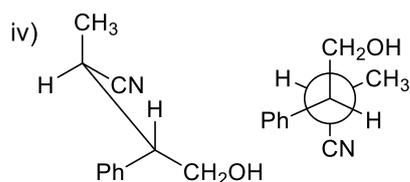
ENANTIÓMEROS



IDÉNTICAS



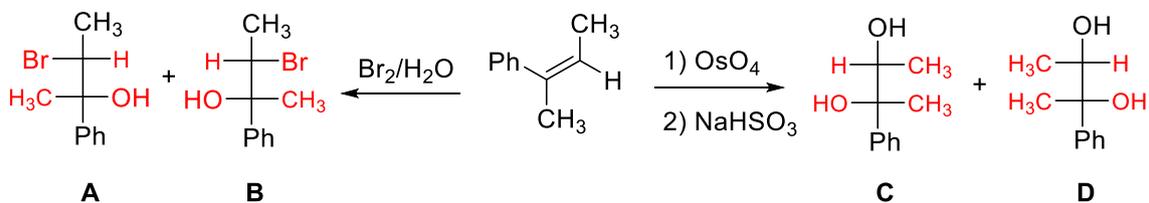
DIASTEREÓMEROS



DIASTEREÓMEROS

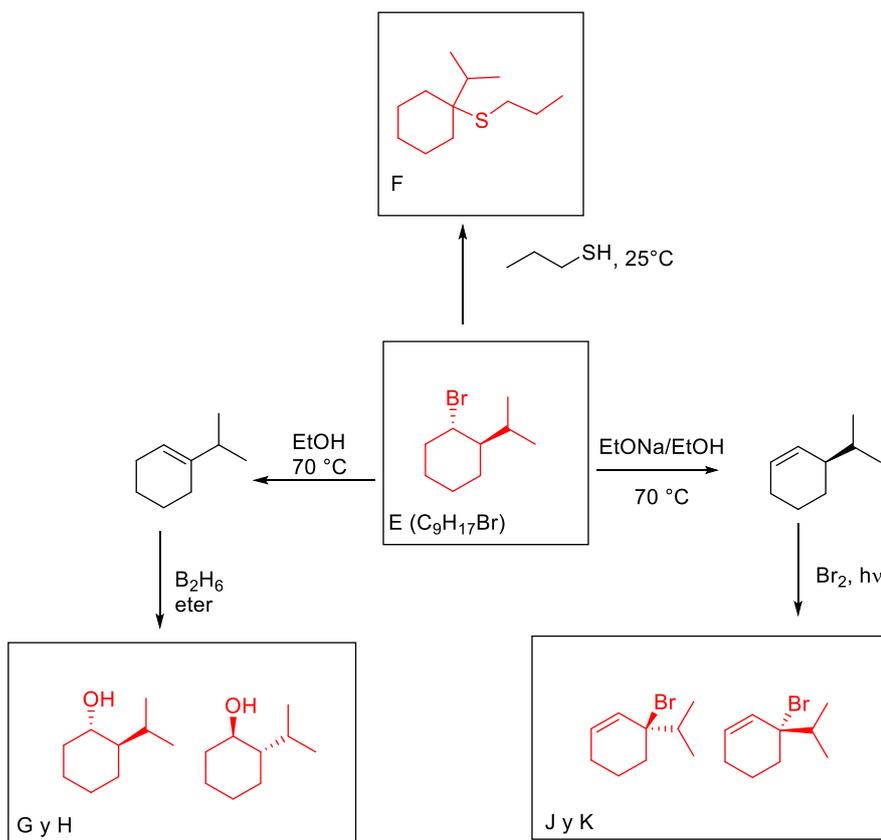
Ejercicio 2 (16 Puntos)

Completa las proyecciones de Fischer **A**, **B**, **C** y **D** teniendo en cuenta los requerimientos estereoquímicos de las reacciones involucradas: 4 pts por cada respuesta correcta (total = 16 puntos). No se otorgan puntos por respuestas incompletas o parcialmente correctas.

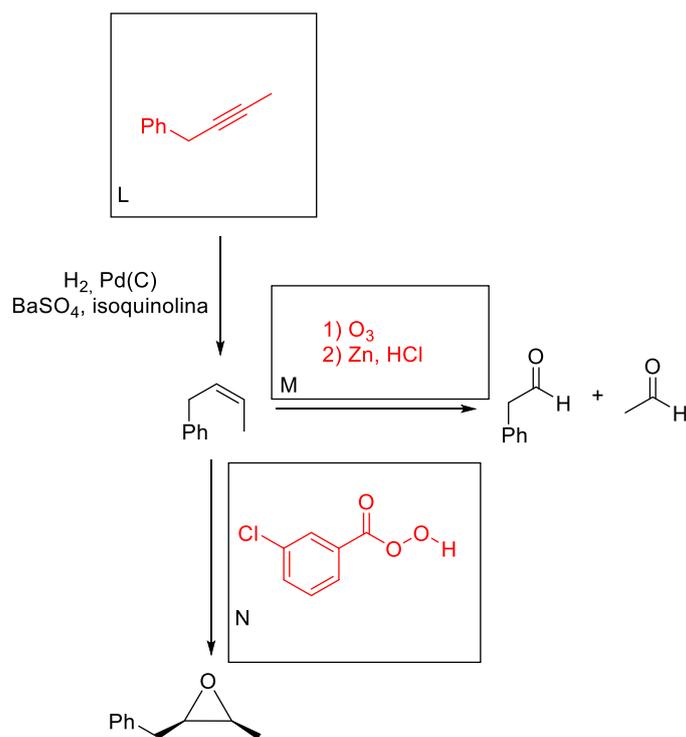


Ejercicio 3 (29 Puntos)

a) Completá el siguiente esquema de reacciones indicando claramente la estereoquímica de los centros asimétricos para los compuestos **E**, **F**, **G**, **H**, **J** y **K** (en el dibujo, no es necesario determinar R/S). 4 pts por E, 4 pts por F, 6 pts por G y H (3 por estructura correcta pero con estereoquímica incorrecta o no especificada), 6 pts por J y K (3 por estructura correcta pero con estereoquímica incorrecta o no especificada) (total = 20 puntos).



b) Completá la siguiente secuencia de reacciones proporcionando estructuras para el compuesto de partida (**L**) y para los reactivos **M** y **N**: 3 pts por cada respuesta correcta (total = 9 puntos).





Ejercicio 4. (34 puntos)

El **ácido fórmico**, también conocido como **ácido metanoico**, toma su nombre de la palabra latina *formica*, que significa “hormiga”. Esto se debe a que el mismo es un agente irritante secretado por algunas especies de hormigas a modo de defensa. Es un ácido monoprotico débil ($pK_a = 3,75$ a 25°C) que se presenta como un líquido de olor penetrante. Su densidad a temperatura ambiente es de $1,22 \text{ g mL}^{-1}$. Para resolver este ejercicio puedes escribir al ácido fórmico como “HFor”. Y, recuerda, que la K_w vale 1×10^{-14} a 25°C .

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

i- Una solución de HFor $0,05 \text{ M}$ tendrá exactamente el mismo pH que una solución de HNO_3 de idéntica concentración.

ii- El grado de disociación del HFor será mayor cuanto mayor sea $[\text{HFor}]_{\text{total}}$ en la solución.

iii- En una solución en la que $[\text{HFor}]_{\text{total}} = [\text{HNO}_3]_{\text{total}} = 0,05 \text{ M}$, la concentración de $[\text{For}^-]$ en el equilibrio es despreciable.

iv- El grado de disociación del HFor en una solución $0,05 \text{ M}$ será mayor al del ácido acético (HAc, $pK_a = 4,75$) en una solución de la misma concentración.

X
X

b) Determina la concentración molar de todas las especies (H^+ , OH^- , HFor, For^-) en el equilibrio en una solución acuosa $0,25\% \text{ v/v}$ de ácido fórmico. **9 puntos totales.**

Primero calculamos la concentración molar analítica del ácido fórmico. El ácido fórmico es el ácido metanoico, con lo cual su fórmula será HCOOH y su masa molar será de 46 g mol^{-1} .

(1 punto parcial por escribir correctamente la fórmula del ácido fórmico y calcular bien su masa molar)

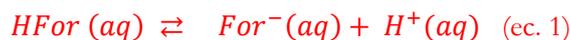
Usamos este dato y la densidad del soluto para obtener la molaridad a partir del $\% \text{ v/v}$:

$$[\text{HFor}]_{\text{total}} = [\text{HFor}] + [\text{For}^-] = \frac{0,25 \text{ mL HFor}}{100 \text{ mL sc}} \times \frac{1,22 \text{ g}}{\text{mL HFor}} \times \frac{1}{M_r \text{ HFor}} \times \frac{1000 \text{ mL sc}}{\text{L sc}}$$

$$= 6,63 \times 10^{-2} \text{ M}$$

(1 punto parcial por calcular correctamente la concentración molar de la solución)

La reacción ácido-base que tiene lugar es la siguiente:



Luego, se plantean los balances de masa (BM) y de carga (BQ) de la solución:

BM: $[HFor]_{total} = [HFor] + [For^-] = 6,63 \times 10^{-2} M$

BQ:

$$[H^+] = [For^-] + [OH^-]$$

Luego, $[OH^-]$ es despreciable frente a $[For^-]$ ya que se espera pH ácido, dada la presencia de HFor que es un ácido con una $pK_a = 3,75$ y se encuentra lo suficientemente concentrado. Entonces, el BQ se simplifica a: $[H^+] = [For^-]$.

Entonces, reemplazando esto último en BM se obtiene que $[HFor] = 6,63 \times 10^{-2} M - [H^+]$.

(cabe mencionar que se llega a las mismas expresiones mirando la ec. 1)

Planteamos ahora la expresión de la K_a del HFor:

$$K_{a\ HFor} = \frac{[H^+][For^-]}{[HFor]} = 1,78 \times 10^{-4} = \frac{[H^+]^2}{6,63 \times 10^{-2} - [H^+]}$$

(la expresión anterior es una cuadrática en $[H^+]$ y también se podría haber planteado en función de $[For^-]$).

(si llegaron hasta acá correctamente, se sugiere asignar 3 puntos parciales)

Al resolver la cuadrática, se obtiene que $[H^+] = 3,35 \times 10^{-3} M$ (1 punto)

Luego, como $[H^+] = [For^-]$, entonces $[For^-] = 3,35 \times 10^{-3} M$ (1 punto)

Siguiendo, como $[HFor] = 6,63 \times 10^{-2} M - [H^+] = 6,63 \times 10^{-2} M - 3,35 \times 10^{-3} M$
 $[HFor] = 6,30 \times 10^{-2} M$ (1 punto)

Finalmente, para conocer $[OH^-]$ es necesario recurrir a la expresión de K_w :

$$K_w = [H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{3,35 \times 10^{-3}}$$

Por lo tanto, $[OH^-] = 2,99 \times 10^{-12} M$ (1 punto)

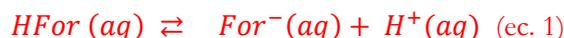
c) Se desean preparar 150,0 mL de solución de ácido fórmico de pH = 5 a partir de una solución $5,00 \times 10^{-2} M$ en este soluto. Calcula el volumen necesario de la misma (en μL). **8 puntos totales.**

Queremos calcular la concentración analítica, $[HFor]_{total}$, en la solución diluida para poder averiguar cuánto se tuvo que utilizar de la solución concentrada. Como la solución diluida es de pH = 5, entonces $[H^+] = 1,00 \times 10^{-5} M$ y $[OH^-] = 1,00 \times 10^{-9} M$

(1 punto parcial)



La solución es ácida debido a la reacción:



Planteando balances de masa (BM) y de carga (BQ) de la solución:

BM: $[HFor]_{total} = [HFor] + [For^{-}]$

BQ: $[H^{+}] = [For^{-}] + [OH^{-}]$

Como sabemos el pH, podemos asegurar que $[OH^{-}]$ será despreciable y

$$[H^{+}] = [For^{-}] = 1,00 \times 10^{-5} M$$

Planteando K_a :

$$K_{a\ HFor} = \frac{[H^{+}][For^{-}]}{[HFor]} = \frac{[H^{+}]^2}{[HFor]} = \frac{(1,00 \times 10^{-5})^2}{[HFor]} = 1,78 \times 10^{-4}$$

(si llegaron hasta acá correctamente, se sugiere asignar 3 puntos parciales)

Despejamos $[HFor] = 5,62 \times 10^{-7} M$

(1 punto parcial)

Entonces $[HFor]_{total} = 5,62 \times 10^{-7} M + 1,00 \times 10^{-5} M = 1,05 \times 10^{-5} M$

(1 punto parcial)

En 150,0 mL de solución diluida, entonces, habrá:

$$n_{HFor\ totales} = 1,05 \times 10^{-5} \frac{mol}{Lsc} \frac{1\ Lsc}{1000\ mL\ sc} \times 150,0\ mL\ sc = 1,58 \times 10^{-6} mol$$

(1 punto parcial)

Como la solución concentrada era $5,00 \times 10^{-2} M$ en ácido fórmico entonces $1,58 \times 10^{-6}$ moles de soluto se encontrarán contenidos en $0,0316\ mL = 31,6\ \mu L$ de la misma.

(1 punto parcial)

Se puede también utilizar la fórmula:

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f$$

Entonces :

$$V_i = C_f \times V_f / C_i = 1,05 \times 10^{-5} M \times 150,0\ mL / 5,00 \times 10^{-2} M = 3,15 \times 10^{-2} mL = 31,5\ \mu L$$

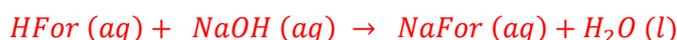
d) Para determinar la producción de ácido fórmico de una especie particular de hormigas se procedió según el siguiente protocolo. En primer lugar, se tomó una muestra de 10 hormigas, cuyo peso total resultó ser de 35 mg. La muestra se homogeneizó y se transfirió cuantitativamente a un



Erlenmeyer con 50,0 mL de agua destilada y unas gotas de fenolftaleína. Se tituló dicha solución con NaOH 0,005 M ($f = 0,9875$) hasta viraje del indicador, que se observó luego de agregar 9,65 mL de titulante. **5 puntos totales**

- (i) Escribe la reacción que tiene lugar cuando se le agrega NaOH a una solución de ácido fórmico.
1 punto parcial.

Se trata de una reacción de neutralización:



- (ii) Suponiendo que todo el ácido presente en las hormigas es ácido fórmico, calcula el % m/m de este ácido en la muestra de hormigas analizada.

Los moles gastados de titulante serán iguales a los moles de ácido presentes en la mezcla. Entonces:

$$n_{NaOH} = \frac{V_{NaOH} \times [NaOH] \times f_{NaOH}}{1000 \text{ mL L}^{-1}} = \frac{9,65 \text{ mL} \times 0,005 \text{ M} \times 0,9875}{1000 \text{ mL L}^{-1}} = 4,76 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

(1 punto parcial)

$$n_{NaOH} = 4,76 \times 10^{-5} \text{ mol} = n_{HFor}$$

$$m_{HFor} = n_{HFor} \times Mr_{HFor} = 4,76 \times 10^{-5} \text{ mol} \times \frac{46 \text{ g}}{\text{mol}} \times \frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = 2,19 \text{ mg HFor}$$

(1 punto parcial)

Esta masa corresponde al ácido fórmico en la totalidad de las hormigas analizadas. Teniendo en cuenta la masa total de las hormigas:

$$\% m/m_{HFor} = \frac{m_{HFor}}{m_{Total}} \times 100\% = \frac{2,19 \text{ mg}}{35 \text{ mg}} \times 100\% = 6,26 \% m/m$$

(2 puntos parciales)

- e) Calcula el pH del punto final de la titulación realizada en el ítem (d), considerando que los volúmenes son aditivos y que el volumen de la solución titulada no varía por el agregado de la muestra de hormigas. **5 puntos totales**



En el punto final de la titulación, todo el ácido ha sido neutralizado por la base. Por lo tanto, como suponemos que todo el ácido en las hormigas es ácido fórmico, tendremos como resultado una solución de NaFor, que hidroliza en solución según:



Como $\text{pK}_a \text{HFor} = 3,75$, entonces $\text{pK}_b \text{For}^{-} = 14 - 3,75 = 10,25$

Como $n_{\text{NaFor}} = 4,76 \times 10^{-5} \text{ mol}$ y

$V_{\text{TOT}} = 50,0 \text{ mL} + 9,65 \text{ mL} = 59,65 \text{ mL}$, entonces $[\text{NaFor}] = 7,98 \times 10^{-4} \text{ M}$.

Como el For^{-} es una base, se espera que el pH de la solución sea mayor que 7. Al igual que en el ítem (b) se pueden plantear los BM y BQ de esta solución o, también, mirar la reacción de hidrólisis del For^{-} , obteniéndose que: $[\text{HFor}] = [\text{OH}^{-}]$ y que $[\text{For}^{-}] = 7,98 \times 10^{-4} \text{ M} - [\text{HFor}] = 7,98 \times 10^{-4} \text{ M} - [\text{OH}^{-}]$. Reemplazando en la expresión de la K_b del For^{-} :

$$K_{b \text{ For}^{-}} = \frac{K_w}{K_{a \text{ HFor}}} = \frac{[\text{OH}^{-}][\text{HFor}]}{\frac{[\text{For}^{-}]}{[\text{OH}^{-}]^2}} = 5,62 \times 10^{-11} = \frac{[\text{OH}^{-}]^2}{[\text{HFor}]_{\text{total}} - [\text{OH}^{-}]}$$

$$= \frac{[\text{OH}^{-}]^2}{7,98 \times 10^{-4} - [\text{OH}^{-}]}$$

(se sugiere asignar, hasta acá resuelto correctamente, 3 puntos)

Se trata de una cuadrática en $[\text{OH}^{-}]$. Al resolverla, se obtiene que $[\text{OH}^{-}] = 2,12 \times 10^{-7} \text{ M}$.

Por lo tanto, **pH = 7,33**. *(2 puntos adicionales por el pH correcto)*

f) Indica si las siguientes afirmaciones son Verdaderas (V) o Falsas (F) en los recuadros correspondientes: **3 puntos totales. 1 por cada respuesta correcta. Restar 1 punto por cada respuesta incorrecta (el puntaje mínimo de este ítem es de 0 puntos).**

i- El pH de una solución de NaFor 0,05 M será menor que el de una solución de NaAc de la misma concentración ($\text{pK}_a \text{HAc} = 4,75$).

V

ii- En una solución donde se cumple que $[\text{NaOH}]_{\text{total}} = [\text{NaFor}]_{\text{total}} = 0,025 \text{ M}$, la concentración de For^{-} en el equilibrio será prácticamente 0,025 M.

V

iii- Si se agregan 0,05 moles de NaFor a un litro de solución de NaOH 0,05 M, el pH de la misma prácticamente no se modifica.

V



Ministerio de Educación
Argentina

