



35^a OLIMPIADA ARGENTINA DE QUÍMICA
13 DE AGOSTO DE 2025
CERTAMEN INTERCOLEGIAL – NIVEL INICIAL
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.

Datos útiles:

Densidad: $\delta = m/V$

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

Ejercicio 1 (4 puntos) 1 por cada respuesta correcta

A 25°C el agua tiene una densidad de 1,00 g/cm³, mientras que los solventes orgánicos tetracloruro de carbono (CCl₄) y acetato de etilo (AcOEt) tienen densidades de 1,59 g/cm³ y 0,90 g/cm³ respectivamente. 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) 15 ml de agua tienen más masa que 10 ml de AcOEt.
(ii) 15 ml de agua tienen más masa que 10 ml de CCl₄.
(iii) 20 g de AcOEt ocupan más volumen que 20 g de agua.
(iv) 20 g de CCl₄ ocupan más volumen que 20 g de agua.

V
F
V
F

Ejercicio 2 (4 puntos)

¿Cuál de los siguientes símbolos químicos representa un elemento del grupo de los halógenos? (No debes presentar resolución de este ejercicio, sólo marcar la opción correcta en esta hoja)

- (a) Se (b) At (c) Mg (d) Zn

Ejercicio 3 (4 puntos)

Indica el número de protones de un átomo cuyo número másico es 138 y que posee 56 electrones. (No debes presentar resolución de este ejercicio, sólo marcar la opción correcta en esta hoja)

(a) 138

(b) 82

(c) 56

(d) 194

Ejercicio 4 (7 puntos) 1 por cada respuesta correcta

Completa la siguiente tabla con la información faltante (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
HBrO ₃	ácido brómico
Fe(OH) ₃	hidróxido de hierro (III)/hidróxido férrico
Mn ₂ Se ₃	seleniuro de manganeso (III)
Cu ₂ O	Óxido cuproso
Ni(NO ₂) ₃	Nitrito de níquel (III)
PCl ₅	Pentacloruro de fósforo
HI	Ácido yodhídrico

Ejercicio 5 (5 puntos) 1 por cada respuesta correcta

Se tienen tres frascos conteniendo tres líquidos incoloros. Se sabe que contienen dimetilsulfóxido (punto de fusión normal: 19°C, punto de ebullición normal: 189°C), éter etílico (punto de fusión normal: -116°C, punto de ebullición normal: 35°C) y acetona (punto de fusión normal: -95°C, punto de ebullición normal 56°C), aunque no se sabe qué contiene cada uno. 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) Si se enfrían los frascos a 0°C, sólo el dimetilsulfóxido será sólido.

V

(ii) A -100°C no se podría diferenciar entre acetona y éter etílico.

F

(iii) A 100 °C todas las sustancias serán gaseosas.

F

(iv) A 25 °C todas las sustancias serán líquidas.

V



(v) A -80°C todas las sustancias serán sólidas.

F

Ejercicio 6 (5 puntos) 1 por cada respuesta correcta

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

Especie	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones
${}_{34}^{79}\text{Se}^{2-}$	34	45	36
${}_{62}^{150}\text{Sm}$	62	88	62
${}_{47}^{108}\text{Ag}^{+}$	47	61	46

Ejercicio 7 (5 puntos)

El renio presenta dos isótopos estables, ${}^{185}\text{Re}$ y ${}^{187}\text{Re}$. Sabiendo que la abundancia relativa del más liviano es de 37,4 %, calcula la masa atómica promedio del Re. (Debes presentar la resolución completa de este ejercicio en hoja aparte).

$$\text{ab. rel. } ({}^{185}\text{Re}) = 37,4 \%$$

$$\text{ab. rel. } ({}^{187}\text{Re}) = 62,6 \%$$

Entonces,

$$\text{m. a. p.} = \frac{m^{185}\text{Re} \times \text{ab. rel. } ({}^{185}\text{Re}) + m^{187}\text{Re} \times \text{ab. rel. } ({}^{187}\text{Re})}{100}$$

$$\text{m. a. p.} = \frac{185 \text{ uma} \times 37,4\% + 187 \text{ uma} \times 62,6\%}{100} = 186,25 \text{ uma}$$

2 puntos por calcular bien la abundancia de ${}^{187}\text{Re}$, 1 punto por plantear bien la ecuación de masa atómica promedio, 2 puntos por obtener el resultado correcto.

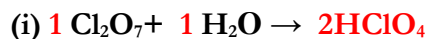
Ejercicio 8 (4 puntos)

Indica cuál o cuáles de estas especies es isoelectrónica con el catión Sc^{3+} (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) Ar (b) K^+ (c) Cl^- (d) Y^{3+} (e) Kr

Ejercicio 9 (6 puntos)

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



3 puntos por cada ecuación correcta y balanceada. - 1 pt por ecuación si los productos son correctos pero la reacción no está balanceada.

Ejercicio 10 (4 puntos) 1 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) Al aumentar el número atómico, el radio atómico siempre aumenta.

(ii) Del lado izquierdo de la tabla se encuentran los elementos con mayor carácter metálico.

(iii) Tanto el número atómico como el número másico aparecen en la tabla periódica para todos los elementos.

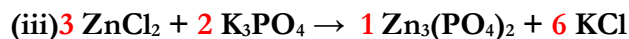
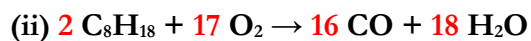
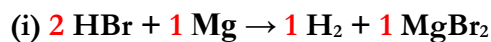
(iv) El berilio y el bario pertenecen al mismo grupo.

F
V
F
V

Ejercicio 11 (8 puntos)



Balancea las siguientes ecuaciones químicas: (No debes presentar resolución de este ejercicio, sólo completar los coeficientes estequiométricos en los lugares indicados)



Para cada ecuación i-iii, 0,5 pt por cada coeficiente correctamente planteado. Para la ecuación iv, 0,4 pt por cada coeficiente (2 pt por cada ecuación correctamente balanceada).

Ejercicio 12 (5 puntos) 1 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) Para que un sistema sea heterogéneo, se requieren al menos 2 componentes.

F

(ii) Un sistema formado por agua y aceite presenta distintas propiedades intensivas según la zona que se analice.

V

(iii) Un sistema formado por una solución de etanol en agua y virutas de madera posee 3 fases y 3 componentes.

F

(iv) Para separar un sistema compuesto por limaduras de hierro en agua, el único método útil es la atracción magnética.

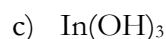
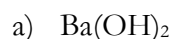
F

(v) El color de una sustancia es una propiedad intensiva.

V

Ejercicio 13 (6 puntos)

Escribe las ecuaciones químicas balanceadas para las reacciones de neutralización de los siguientes hidróxidos con HI. (Debes presentar la resolución completa de este ejercicio en hoja aparte).





- a) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{HI} \rightarrow \text{BaI}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
b) $\text{CsOH} + \text{HI} \rightarrow \text{CsI} + \text{H}_2\text{O}$
c) $\text{In}(\text{OH})_3 + 3\text{HI} \rightarrow \text{InI}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

2 puntos por cada ecuación correcta y balanceada. - 1 pt por ecuación si los productos son correctos pero la reacción no está balanceada.

Ejercicio 14 (5 puntos) 1 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) La combustión de carbón para dar oxígeno y dióxido de carbono con liberación de calor es una reacción endotérmica.

F

(ii) La masa atómica de un elemento tendrá un valor que se encuentra entre el número másico de su isótopo con mayor número de neutrones y el número másico de su isótopo con menor número de neutrones.

V

(iii) La masa atómica de los iones Ni^{2+} y Ni^{3+} es la misma.

V

(iv) El punto de ebullición normal de una sustancia varía con la presión.

F

(v) La preparación de una solución azucarada disolviendo azúcar en agua constituye una transformación química.

F

Ejercicio 15 (6 puntos)

Escribe la fórmula y nombra a la oxosal que contiene al tercer metal alcalino térreo y al cuarto halógeno en estado de oxidación +5. (Debes presentar la resolución completa de este ejercicio en hoja aparte).

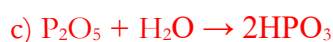
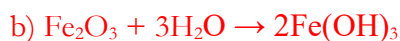
El tercer metal alcalino térreo en la tabla periódica es el calcio. Su único estado de oxidación para actuar como catión es +2. Por otro lado, el cuarto halógeno es el yodo. La fórmula de la oxosal de calcio que contiene yodo en estado de oxidación +5 es: $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$. Su nombre es iodato de calcio.

1 punto por elegir bien el metal, 1 punto por elegir bien el no metal, 2 puntos por armar bien la fórmula de la sal y 2 puntos por nombrarla correctamente. No se doble penaliza teniendo en cuenta que las respuestas sean consistentes entre sí.

Ejercicio 16 (6 puntos)

Escribe las ecuaciones químicas balanceadas para las reacciones de los siguientes óxidos con agua. (Debes presentar la resolución completa de este ejercicio en hoja aparte).

- a) Na_2O
- b) Fe_2O_3
- c) P_2O_5



2 puntos por ecuación. Se resta 1 punto por ecuación si las especies planteadas son correctas pero la reacción no está correctamente balanceada.

Ejercicio 17 (5 puntos) 1 por cada respuesta correcta

Se tiene acetona ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$, $\delta_{20^\circ\text{C}} = 0,784 \text{ g/mL}$, $P_{\text{eb}} = 56^\circ\text{C}$) y agua ($\delta_{20^\circ\text{C}} = 0,998 \text{ g/mL}$, $P_{\text{eb}} = 100^\circ\text{C}$). Ambos compuestos son miscibles 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 acetona se obtiene un sistema heterogéneo.

F

(ii) Una mezcla acetona/agua sólo podría separarse mediante destilación.

V

(iii) A 20°C , 50 ml de acetona poseen aproximadamente el 78,5% de la masa de 50 ml de agua.

V

(iv) A 70°C , 50 ml de acetona poseen una masa de 39,2 g.

F

(v) El punto de ebullición de la mezcla será 78°C.

F

Ejercicio 18 (3 puntos)

Escribe la ecuación química balanceada que corresponde a la combustión completa del naftaleno (C₁₀H₈). (Debes presentar la resolución completa de este ejercicio en hoja aparte).



0.5 punto por cada reactivo y producto bien planteado y 1 punto por balancear correctamente la ecuación.

Ejercicio 19 (4 puntos)

Indica cuál de las siguientes afirmaciones es correcta. (No debes presentar resolución de este ejercicio, sólo marcar la opción correcta en esta hoja).

- (a) El litio y el sodio son elementos isoelectrónicos.
- (b) El agua es una sustancia compuesta.
- (c) En una solución, el soluto suele ser el componente mayoritario.
- (d) Ninguna de las anteriores es correcta

Ejercicio 20 (4 puntos)

Calcula la densidad, en g/cm³, de una sustancia cuya masa es de 420 kg que ocupa un volumen de 0,031 m³. (Debes presentar la resolución completa de este ejercicio en hoja aparte).

Escribiendo la expresión de la densidad y cambiando las unidades multiplicando por factores que valen 1:

$$\delta = \frac{420 \text{ kg}}{0,031 \text{ m}^3} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \left(\frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}}\right)^3 = \frac{420 \text{ kg}}{0,031 \text{ m}^3} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{1 \text{ m}^3}{1000000 \text{ cm}^3} = 13,5 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

1 punto por plantear bien la fórmula, 1 punto por convertir bien la masa, 1 punto por convertir bien el volumen y 1 punto por obtener el resultado correcto.

Si se calcula directamente en kg/m³, otorgar sólo 1 punto.



35ª OLIMPIADA ARGENTINA DE QUÍMICA
13 DE AGOSTO DE 2025
CERTAMEN INTERCOLEGIAL – 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.

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

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:

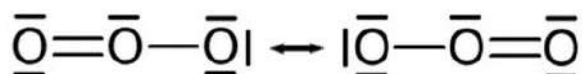
Para los ejercicios numéricos, los puntos asignados a cada cálculo individual deben considerarse independientemente de los resultados y/o planteos de los ítems anteriores. Si el/la estudiante realiza un cálculo correcto con un número incorrecto obtenido de un paso anterior, o con una suposición o deducción 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 (40 Puntos)

El ozono (O_3) es un compuesto muy reactivo que se combina tanto con metales como con no metales, formando óxidos. Estos pueden ser sólidos o gaseosos, dependiendo de cuál sea el elemento involucrado.

a) Representar la estructura de Lewis del ozono.



La estructura es correcta o no, no se asignan puntos parciales (salvo lo indicado debajo). Si sobran o faltan electrones, es incorrecta. Si sobran o faltan átomos, es incorrecta. Si alguno de los átomos no cumple la regla del octeto, es incorrecta. Si el número de átomos y electrones son los correctos pero propone alguna otra conectividad que permita representar una estructura aceptable, se considera correcta.

Se asigna la mitad del puntaje si representa sólo una de las dos estructuras resonantes. Si para una estructura incorrecta plantea dos estructuras resonantes equivalentes y coherentes entre sí, se asigna la mitad del puntaje total. Si la estructura está incorrecta y además no plantea dos estructuras resonantes, no se asignan puntos.



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 enlace) si representa algún enlace “dativo”.

12 puntos totales

b) Escribir una ecuación química balanceada que represente la reacción entre el ozono (O_3) y el metal vanadio sólido (V) para formar el sólido pentóxido de vanadio (V_2O_5). No olvides incluir los estados de agregación de todos los compuestos.



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

Se asigna el total del puntaje a cualquier otra estequiometría consistente con la anterior que esté bien balanceada.

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.

6 puntos totales

c) Escribir las fórmulas de todos los posibles óxidos de vanadio.



Se asigna el total del puntaje a cualquier otra fórmula correcta aunque no sea la fórmula mínima.

2 puntos por cada fórmula correcta. **8 puntos totales**

d) Escribir una ecuación química balanceada que represente la reacción entre el ozono y el azufre elemental, que se presenta como un sólido formado por moléculas de fórmula S_8 . No olvides incluir los estados de agregación de todos los compuestos (el producto es un gas).



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

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

Se asigna el total del puntaje a cualquier otra estequiometría consistente con las anteriores que esté bien balanceada.



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.

6 puntos totales

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

	Predominantemente iónico	Predominantemente covalente
O ₃		X
S ₈		X
Óxidos de vanadio	X	
Óxidos de azufre		X

2 puntos por cada opción correcta. **8 puntos totales**

Ejercicio 2 (30 Puntos)

El gas natural es una mezcla de *hidrocarburos*, que son compuestos formados únicamente por átomos de carbono e hidrógeno. Contiene además muy pequeñas cantidades de otros elementos, como azufre y gases nobles.

a) El principal componente del gas natural es el metano (CH₄). Este compuesto es inodoro, por lo que típicamente se agrega al gas *terbutiltiol*. Este proporciona al gas su olor característico, lo que permite identificar una fuga. Se determinó la composición porcentual en masa de este compuesto, obteniéndose 53,3 % de C, 11,1 % de H, y 35,6 % de S. Determinar su fórmula molecular, sabiendo que es igual a su fórmula empírica.

Si "X" es la masa molar del compuesto, entonces:

$$n_C = (0,533 X) / 12,0 \text{ g} = 0,0444 X \text{ g}^{-1}$$

$$n_H = (0,111 X) / 1,00 \text{ g} = 0,111 X \text{ g}^{-1}$$

$$n_S = (0,356 X) / 32,1 \text{ g} = 0,0111 X \text{ g}^{-1}$$

$$n_H / n_C = 2,5 \text{ y } n_H / n_S = 10$$

$$\text{Si } n_S = 1 \rightarrow n_H = 10 \text{ y } n_C = 4$$

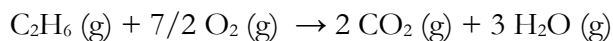


Se asigna 1 punto por el planteo para cada uno de los tres elementos (o algún planteo análogo), 3 puntos por calcular cocientes de moles, y 2 puntos por asignar un valor de 1 al elemento que presenta menos moles y calcular los otros dos a partir de ese.

8 puntos totales



Un recipiente contiene inicialmente 1,00 g de etano (C_2H_6) y 32,0 g de oxígeno (O_2). Estos compuestos reaccionan para dar CO_2 y H_2O , según la siguiente ecuación:



b) Indicar cuál es el reactivo limitante. Justificar en base a cálculos.

$$M (C_2H_6) = 30,0 \text{ g mol}^{-1} \text{ (1 punto)}$$

$$n_0 (C_2H_6) = 0,0333 \text{ mol (1 punto)}$$

$$M (O_2) = 32,0 \text{ g mol}^{-1} \text{ (1 punto)}$$

$$n_0 (O_2) = 1,00 \text{ mol (1 punto)}$$

Reactivo limitante: C_2H_6 (2 puntos; se resta 1 punto si no explicita una justificación)

6 puntos totales

c) La reacción se lleva a cabo en un recipiente rígido de 2,00 L de capacidad. Una vez concluida, la temperatura final del sistema es 200 °C. Calcular la presión total y la fracción molar de CO_2 para la mezcla gaseosa en este punto, considerando que el rendimiento de la reacción es del 100 %. Si no pudiste resolver el ítem anterior, considerará que el reactivo limitante es el etano.

$$n_f (C_2H_6) = 0,00 \text{ mol (1 punto)}$$

$$n_f (O_2) = 1,00 - 0,0333 \times 7/2 = 0,883 \text{ mol (3 puntos)}$$

$$n_f (CO_2) = 0,0333 \times 2 = 0,0666 \text{ mol (3 puntos)}$$

$$n_f (H_2O) = 0,0333 \times 3 = 0,0999 \text{ mol (3 puntos)}$$

Se restan 2 puntos por cada coeficiente estequiométrico omitido (7/2, 2, 3) y 1 punto por cada uno si lo considera pero lo utiliza mal (por ejemplo, lo suma en vez de restarlo o usa un valor incorrecto).

$$n_f (\text{total}) = 0,883 \text{ mol} + 0,0666 \text{ mol} + 0,0999 \text{ mol} = 1,05 \text{ mol (1 punto)}$$

$p_f (\text{total}) = (n_f (\text{total}) \times R \times T) / V = 20,4 \text{ atm}$ (3 puntos; se resta de a 1 punto por errores individuales, como omitir el volumen de 2 L, no considerar la temperatura en K, poner los moles totales iniciales en vez de los finales).

$$x_f (CO_2) = n_f (CO_2) / n_f (\text{total}) = 0,0634 \text{ (2 puntos)}$$

16 puntos totales

Ejercicio 3 (30 Puntos)

El NO y el NO_2 son dos de los óxidos más relevantes de nitrógeno. El primero es un compuesto muy importante en el organismo ya que actúa como una molécula de señalización en numerosos



procesos fisiológicos, mientras que el segundo es una materia prima fundamental en la producción industrial de ácido nítrico. A continuación se presentan sus estructuras de Lewis:



a) Indicar sus nombres.

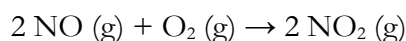
Monóxido de nitrógeno u óxido nítrico y dióxido de nitrógeno.

2 puntos cada nombre. 4 puntos totales

b) ¿Los enlaces N = O son polares o no polares?

Polares. 2 puntos totales

La siguiente ecuación química representa la reacción entre el NO y el O₂ cuando el primero se expone al aire:



En cualquier reacción química, se rompen enlaces químicos de los reactivos y se forman enlaces químicos para dar lugar a los productos. Las **energías de enlace** son las energías necesarias para **romper** un determinado enlace químico; dado que este proceso consume energía, estas son siempre números positivos; por el contrario, al formarse un enlace químico se libera energía. Para una reacción química, se puede determinar la variación de energía asociada a ella considerando el balance total de las energías de **todos** los enlaces que se rompen y se forman, con sus signos.

c) Considerando los datos de energías de enlace proporcionados a continuación, calcular la variación de energía de la reacción, teniendo en cuenta el número y tipo de enlaces que se rompen y se forman para la estequiometría indicada en la ecuación.

Datos de energías de enlace: N – O: 222 kJ mol⁻¹; N = O: 590 kJ mol⁻¹; O = O: 494 kJ mol⁻¹.

Reactivos: 1 enlace O = O → 494 kJ y 2 enlaces N = O → 1180 kJ; Total: 1674 kJ

Productos: 2 enlaces N = O → 1180 kJ y 2 enlaces N – O → 444 kJ; Total: 1624 kJ

Energía de la reacción: 1674 kJ – 1624 kJ = 50 kJ

Se asigna 1 punto por cada tipo de enlace asociado correctamente a los productos y a los reactivos (4 puntos). Se asigna 1 punto por indicar el número correcto de enlaces de un tipo determinado (4 puntos). Se asigna 1 punto por calcular el total de las energías de enlace de productos y reactivos (2 puntos; esto es independiente de los dos pasos anteriores, recordar no doble penalizar). Se asignan 2 puntos por hacer el cálculo final considerando el signo correctamente.

12 puntos totales



35^a OLIMPIADA ARGENTINA DE QUÍMICA
13 DE AGOSTO DE 2025
CERTAMEN INTERCOLEGIAL – NIVELES 2 y 2-BIS
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)

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

- (a) A 25°C, la presión de vapor de una solución acuosa 0,01 M de CaCl₂ es menor que la correspondiente a una solución acuosa de NaCl de igual concentración.

La disociación de ambas sales en solución acuosa conlleva a la generación de un distinto número de especies totales. Por un lado, el CaCl₂ produce 3 especies en solución (1 Ca²⁺ y 2Cl⁻), mientras que el NaCl genera 2 especies (1Na⁺ y 1Cl⁻), según:



Esto resulta que, para el NaCl, el factor de Van't Hoff "i" sea 2, mientras que para el CaCl₂ sea 3.

(No es necesario que el estudiante escriba las reacciones de disociación; es suficiente con explicitar el mayor número de especies en solución para el CaCl₂ frente al NaCl)

A igual concentración neta de sal (X_{st}), el descenso de la presión de vapor resultará mayor en el CaCl₂ que en el NaCl, según $\Delta P_v = X_{st} \cdot P^{\circ}_{sv} \cdot i$

7 puntos totales.

- (b) El BeCl₂ es un compuesto covalente, mientras que el MgCl₂ es iónico.

El ión Be²⁺ presenta un radio considerablemente menor que el Mg²⁺, por lo que la relación q/r y, consecuentemente su poder polarizante, es mayor. Esto conlleva que los enlaces Be-Cl presenten un grado alto de covalencia mientras que, el menor poder polarizante del Mg²⁺ deriva en que la unión Mg-Cl sea mejor descrita como una unión iónica.

No asignar puntos si considera argumentos de diferencia de electronegatividad para justificar la covalencia del enlace.

7 puntos totales.

(c) La energía de ionización del Li es mayor que la del Na.

Al considerar el proceso de ionización, la principal diferencia radica en que el electrón más externo del Li se localiza en un orbital 2s, más interno que el correspondiente 3s en el Na. Esto conlleva a que, a prácticamente igual carga nuclear efectiva Z_{eff} , la atracción electrostática núcleo – electrón sea mayor en el Li frente al Na, resultando en una mayor energía de ionización.

7 puntos totales.

(d) A pesar de tener prácticamente la misma masa molecular, a temperatura ambiente el 1-propanol es un líquido mientras que el n-butano es un gas.

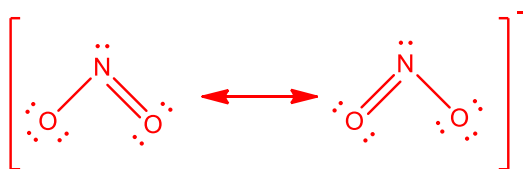
Primero debe analizarse qué tipo de interacciones presentan ambos sistemas. El n-butano se trata de una molécula no polar, por lo que únicamente puede presentar interacciones dispersivas del tipo Van der Waals. En el caso del 1-propanol, la presencia del grupo -OH en su estructura permite que las moléculas puedan establecer adicionalmente interacciones del tipo dipolo-dipolo y puente hidrógeno. Dado que la masa molecular de ambas moléculas es similar, sus polarizabilidades y, en consecuencia, la intensidad de las interacciones de Van der Waals también lo serán. Sin embargo, el adicional de las interacciones dipolo-dipolo y puente hidrógeno en el 1-propanol conlleva a que éste presente un mayor punto de ebullición y que a temperatura ambiente se presente como un líquido en vez de un gas.

7 puntos totales.

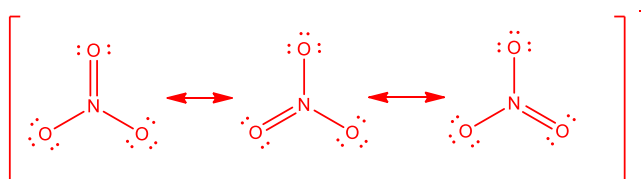
(e) La longitud de enlace N-O en el ión NO_2^- es menor que en el NO_3^- .

Al observar las estructuras de Lewis de ambos aniones:

NO_2^- :



NO_3^- :



Podemos ver que el enlace N-O en el NO_2^- presenta un 50% carácter de doble enlace, mientras que para el NO_3^- posee un 33% de carácter de doble enlace. Debido a que los dobles enlaces resultan ser más cortos que los enlaces simples, el mayor carácter de doble enlace en el NO_2^- implica que su enlace N-O sea más corto.

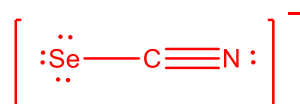
(Restar 3 puntos si no escribe las estructuras de Lewis correspondientes. Restar 2 puntos si muestra la existencia de enlaces N-O no equivalentes dentro de cada ion.)

7 puntos totales.

Ejercicio 2 (32 Puntos)

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

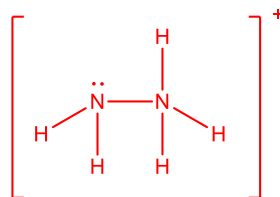
(a) SeCN^- empleando estructuras de Lewis.



(No penalizar si escribe una estructura de Lewis correcta que presente otra conectividad, siempre y cuando las cargas formales entre los átomos sean 0 excepto -1 para uno de ellos. Restar 2 puntos si es una estructura de Lewis correcta pero las cargas formales en cada átomo no cumplen la condición descrita previamente).

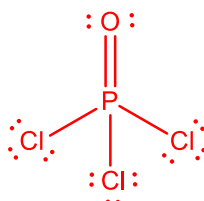
4 puntos totales.

(b) N_2H_5^+ empleando estructuras de Lewis.



4 puntos totales

(c) POCl_3 empleando estructuras de Lewis y teoría del enlace de valencia.



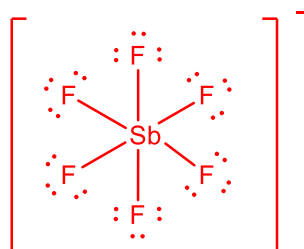
Teniendo en cuenta una geometría tetraédrica en torno al P, el mismo adopta un esquema de hibridización sp^3 . Tanto el O como los Cl, al ser átomos terminales no hibridizan. Los enlaces descritos por teoría de enlace de valencia son los siguientes:

- i. El enlace $P = O$ tiene una componente σ ($sp^3 - p$) y una componente π ($p - d$)
- ii. Los tres enlaces P-Cl son equivalentes y son σ ($sp^3 - p$)

(4 puntos parciales por estructura de Lewis correcta. Restar 2 puntos si no considera que el P es capaz de expandir su octeto. 2 puntos parciales por cada tipo de enlace bien descrito)

8 puntos totales

(d) SbF_6^- empleando estructuras de Lewis y teoría del enlace de valencia.



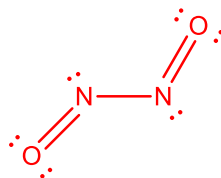
La geometría en torno al átomo de Sb es octaédrica, por lo que se plantea un esquema de hibridización sp^3d^2 . Los F al ser átomos terminales, no se plantea un esquema de hibridización.

Los 6 enlaces Sb-F son equivalentes y corresponden a enlaces σ ($sp^3d^2 - p$).

(4 puntos parciales por estructura de Lewis correcta. 4 puntos parciales por descripción de enlace correcta. Restar 2 puntos si describe mal la hibridización del Sb)

8 puntos totales

(e) N_2O_2 empleando estructuras de Lewis y teoría del enlace de valencia.



La geometría electrónica en torno a cada átomo de N es plana trigonal, por lo que se plantea una hibridización sp^2 para cada uno de ellos. Los átomos de O al ser terminales, se considera que no hibridizan.

La descripción de cada unión por teoría de enlace de valencia sería:

- 1 enlace N-N es del tipo $\sigma(sp^2 - sp^2)$.
- 2 enlaces N=O equivalentes y que tienen dos componentes, una σ ($sp^2 - p$) y una π ($p - p$)

(4 puntos parciales por estructura de Lewis correcta. Restar 2 puntos si plantea otra conectividad molecular donde las cargas formales no sean 0 en cada átomo. 2 puntos parciales por cada descripción de enlace correcta).

8 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 (33 Puntos)

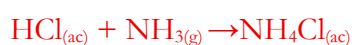
Las proteínas son una familia de biomoléculas formadas por la unión de numerosos bloques estructurales llamados *aminoácidos*, enlazados mediante lo que se conoce como **enlaces peptídicos**. Estos enlaces corresponden a grupos amida “–CO–NH–” que conectan entre sí los aminoácidos que conforman la proteína.

Una técnica ampliamente utilizada para cuantificar el contenido de proteínas en un alimento es el *método Kjeldhal*, el cual consiste en la determinación del nitrógeno total presente en la muestra. Este procedimiento comprende el tratamiento de la muestra con ácido sulfúrico concentrado y calor, convirtiendo todo el nitrógeno en iones NH_4^+ (ac) (**solución A**). Seguidamente, el NH_4^+ es liberado como NH_3 (g) y neutralizado en otra solución con exceso de HCl (ac) (**solución B**). El HCl (ac) no neutralizado es finalmente titulado con una solución de NaOH (ac) de concentración conocida. Una vez obtenido el contenido de nitrógeno en la muestra ($\%^{\text{m}}/\text{m N}$), el porcentaje de proteína ($\%^{\text{m}}/\text{m proteína}$) es calculado mediante la multiplicación del $\%^{\text{m}}/\text{m N}$ por un factor de conversión específico según el tipo de alimento analizado.

- (a) Una muestra de 1,19g de leche en polvo es analizada mediante el método Kjeldhal. El NH_3 (g) liberado es absorbido en 25,00 mL de HCl (ac) 0,200 M, requiriéndose finalmente 13,50 mL de NaOH 0,100 M para su titulación. Determine el $\%^{\text{m}}/\text{m N}$ en la muestra de leche en polvo.

Ayuda: Tanto la reacción entre NH_3 y HCl , como la de NaOH con HCl son 1 a 1.

Para determinar el $\%^{\text{m}}/\text{m N}$, primero se debe calcular cuántos moles de amoníaco (n_{NH_3}) fueron liberados de la solución A. Para ello, se sabe que el HCl presente en la solución B es neutralizado mediante dos reacciones:



$$n_{\text{HCl}} = n_{\text{NH}_3} + n_{\text{NaOH}}$$

(No penalizar si el estudiante no escribe las reacciones correspondientes)

Primero se calculan los n_{NaOH} y los n_{HCl} según:

$$n_{\text{HCl}} = V_{\text{HCl}} \cdot C_{\text{HCl}} = 25,00 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot 0,200 \text{ M} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

(2 puntos parciales por calcular los moles de HCl totales)

$$n_{\text{NaOH}} = V_{\text{NaOH}} \cdot C_{\text{NaOH}} = 13,5 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot 0,100 \text{ M} = 1,35 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

(2 puntos parciales por calcular los moles de NaOH)

Luego, los n_{NH_3} según:

$$n_{\text{NH}_3} = n_{\text{HCl}} - n_{\text{NaOH}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} - 1,35 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 3,65 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

(3 puntos parciales por calcular bien los moles de amoníaco)

Finalmente, el $\% \text{ m/m N}$ se calcula según:

$$\% \text{ m/m N} = (n_{\text{NH}_3} \cdot \text{Ar N} / m_{\text{muestra}}) \cdot 100 = (3,65 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} / 1,19 \text{ g}) \cdot 100 = 4,29\%$$

(3 puntos parciales por calcular bien el $\% \text{ m/m N}$)

10 puntos totales

- (b) Un niño de 1 año debe ingerir al menos 13 gramos de proteína al día para estar bien nutrido. ¿Cuál es la masa mínima que debe consumir por día de la leche en polvo analizada para poder suplir su requerimiento diario? Considerá que es el único alimento que consume y que el factor de conversión es igual a 6,38. Si no pudiste calcular el ítem anterior, suponé que el $\% \text{ N}$ es del 5%.

Primero obtenemos el $\% \text{ m/m}$ proteína según:

$$\% \text{ m/m proteína} = \% \text{ m/m N} \cdot 6,38 = 27,37 \% \text{ m/m proteína} \quad (31,9 \% \text{ m/m si utiliza el dato de 5 \%})$$

(3 puntos parciales por calcular bien el $\% \text{ m/m}$ proteína)

Para determinar la masa de leche en polvo a consumir (m_{alimento}), se utiliza el valor del requerimiento diario (RD) según la siguiente proporcionalidad:

$$m_{\text{alimento}} = \text{RD} \cdot 100 / \% \text{ m/m proteína} = 13 \text{ g} \cdot 100\% / 27,37\% = 47,5 \text{ g} \quad (40,8 \text{ g si emplea el dato de 5 \%})$$

(3 puntos parciales por calcular bien la masa de alimento)

6 puntos totales

- (c) Si todo el $\text{NH}_3(\text{g})$ liberado luego de la alcalinización de la solución A es capturado en un recipiente cerrado y rígido, se observa que la presión medida de dicho gas es ligeramente menor a la predicha mediante el modelo de gases ideales. ¿A qué se debe este comportamiento? Justifique brevemente y comente si son válidos los supuestos del modelo en el sistema de estudio.



El hecho que la presión del gas sea ligeramente menor a la predicha por gases ideales indica que hay desviaciones del comportamiento ideal. Los supuestos del modelo de gases ideales considera que las moléculas de gas carecen de volumen (puntuales) y son no interactuantes (colisiones elásticas). Si el primer supuesto no fuese válido en las condiciones experimentales, el espacio disponible para las moléculas del gas sería inferior y la presión real resultaría mayor a la ideal. Con respecto al segundo supuesto, en el caso de que las moléculas del gas puedan establecer interacciones atractivas entre ellas, la energía potencial de interacción implica una menor energía cinética promedio del gas y las colisiones de las moléculas con el recipiente resultan menos vigorosas. En consecuencia, la presión real es menor a la ideal.

El NH_3 es una molécula pequeña, por lo que la aproximación de un gas puntual resulta válida. No obstante, su fuerte momento dipolar y capacidad de establecer puente hidrógeno conlleva a que sea un gas con fuertes interacciones intermoleculares, por lo que el segundo supuesto no resulta 100% válido.

(3 puntos parciales por enunciar los supuestos del modelo del gas ideal. Restar 2 puntos si no enuncia uno de ellos). 4 puntos parciales por tener en cuenta que el efecto predominante son las interacciones atractivas entre moléculas de NH_3 . 2 puntos parciales por discutir el efecto del volumen molecular y considerar que no es relevante en este caso).

9 puntos totales

(d) Una de las proteínas más abundantes en la leche es la caseína. Una muestra pura de 0,53 g de caseína es disuelta en agua hasta un volumen final de 25,00 mL. La presión osmótica de la solución resultante es de 2250 Pa a 25°C. ¿Cuál es la masa molar de la caseína?

Primero se determina la concentración molar C de la solución a partir del dato de la presión osmótica Π :

$$C = \Pi / R \cdot T = 2250 \text{ Pa} / (8.314 \text{ J.K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298,15 \text{ K}) = 0,9077 \text{ mol.m}^{-3} = 9,077 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

(3 puntos parciales por calcular bien la concentración molar de la proteína)

Considerando el volumen de solución V_{sc} , se calcula el número de moles de caseína en la muestra

$n_{\text{caseína}}$:

$$n_{\text{caseína}} = C \cdot V_{sc} = 25 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot 9,077 \cdot 10^{-4} \text{ M} = 2,269 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

(3 puntos parciales por calcular bien el número de moles de caseína)

Finalmente, la masa molar M_r se obtiene según:

$$M_{r_{\text{caseína}}} = m_{\text{caseína}} / n_{\text{caseína}} = 0,53 \text{ g} / 2,269 \cdot 10^{-5} \text{ mol} = 23360 \text{ g.mol}^{-1}$$

(2 puntos parciales por calcular bien la masa molar de la proteína)



8 puntos totales

ALGUNAS ECUACIONES Y DATOS QUE PUEDEN RESULTARTE ÚTILES

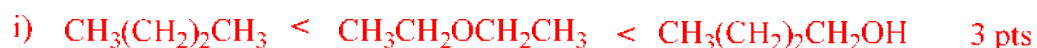
$1 \text{ atm} \equiv 1,013 \text{ bar} \equiv 101325 \text{ Pa} \equiv 760 \text{ torr}$	$0^\circ\text{C} = 273,15 \text{ K}$
$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$	$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 8,314 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$
$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$	$p_i = p_i^0 X_i$
$p_i = X_i \cdot p_{TOTAL}$	$\Delta p_{sv} = p_i^0 X_{st} \cdot i$
$p_{TOTAL} = p_1 + p_2 + \dots + p_N$	$\Delta T_{eb} = K_{eb} \cdot m_{st} \cdot i$
$\Delta T_{fus} = K_c \cdot m_{st} \cdot i$	$\Pi = C \cdot R \cdot T \cdot i$

35^a OLIMPIADA ARGENTINA DE QUÍMICA
13 DE AGOSTO DE 2025
CERTAMEN INTERCOLEGIAL – NIVEL 3
RESPUESTAS

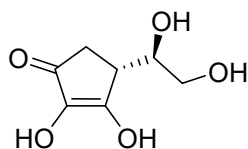
Utilizá la información de tu tabla periódica para obtener los datos atómicos que consideres necesarios. Podés suponer que las sustancias en estado gaseoso se comportan idealmente.

Ejercicio 1 (12 Puntos)

(a) Ordena los compuestos de cada serie en orden de punto de ebullición creciente.

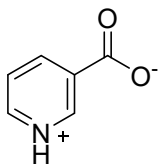


(b) Las vitaminas pueden clasificarse como solubles en agua o liposolubles (solubles en solventes muy poco polares). Decide una clasificación para cada una de las vitaminas que se muestran a continuación:



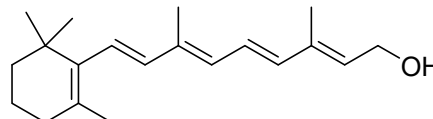
Vitamina C

soluble en agua
2 pts



Vitamina B3

soluble en agua
2 pts



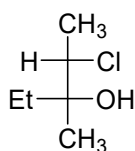
Vitamina A

liposoluble
2 pts

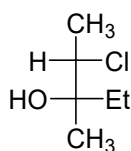
Ejercicio 2 (24 Puntos)

(a) Determina qué relación de isomería existe entre los compuestos **A**, **B**, **C** y **D** (6 relaciones). **12**

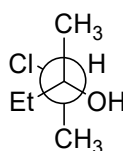
pts total



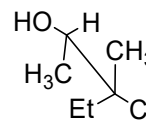
A



B



C



D

Rtas:

A-B: Diastereómeros 2 pts

A-C: Enantiómeros 2 pts

A-D: Isómeros estructurales 2 pts

B-C: Diastereómeros 2 pts

B-D: Isómeros estructurales 2 pts

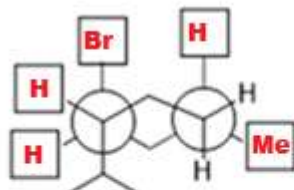
C-D: Isómeros estructurales 2 pts

(b) Dado el compuesto **A**:

- Determina la configuración absoluta (R/S) de sus carbonos asimétricos. **3 pts total**
- Completa la proyección de Newman de manera que representen a la molécula de la izquierda. **2.5 pts total**
- Completa el ciclohexano de la derecha de manera que represente a la conformación silla más estable. **2.5 pts total**



1 pt c/u

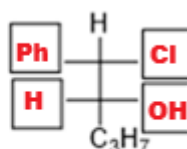
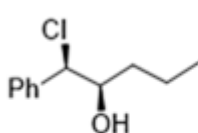


0.5 pts c/u



2.5 pts

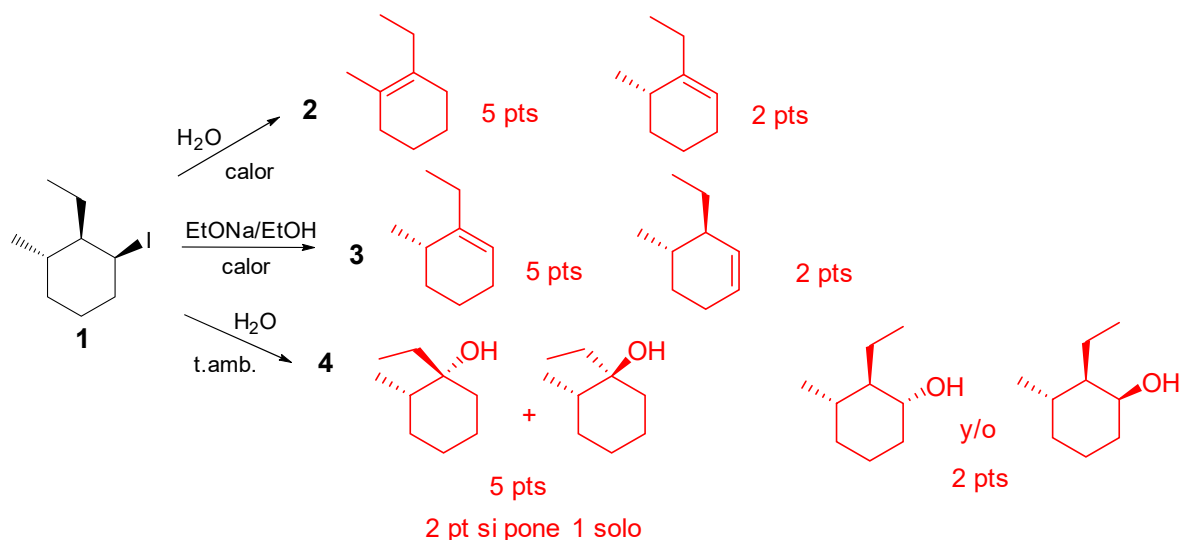
(c) Completa la proyección de Fischer de manera que represente a la molécula de la izquierda. **4 pts total**



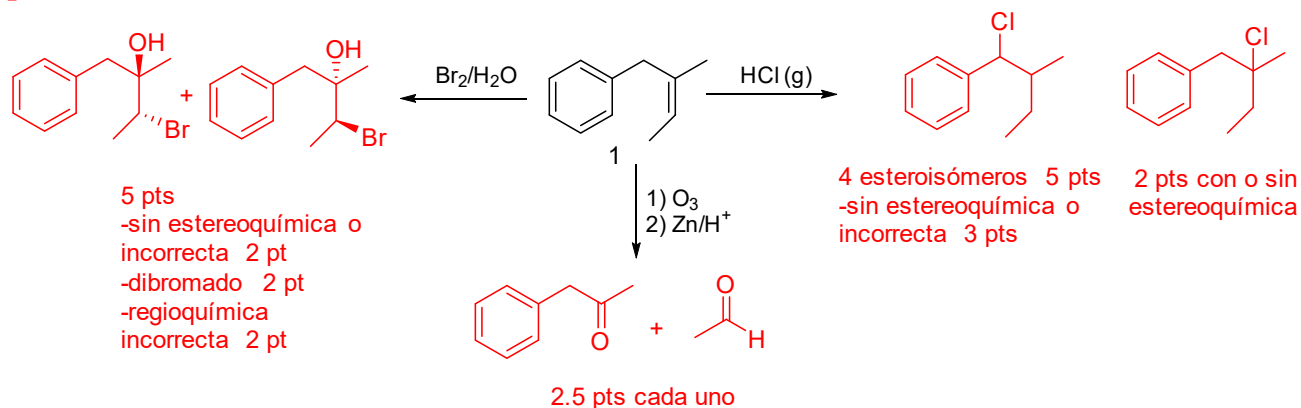
1 pt c/u

Ejercicio 3 (30 Puntos)

(a) Completa el siguiente esquema de reacciones indicando la estructura de los productos **2, 3, 4** y **5** teniendo en cuenta su estereoquímica. **15 pts total**



(b) Completa el siguiente esquema de reacciones indicando la estructura de los productos **A**, **B** y **C** teniendo en cuenta su estereoquímica. Cada letra puede corresponder a más de un compuesto. **15 pts total**



Ejercicio 2 (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.

El ácido glicólico (ácido hidroxiaacético) es un ácido orgánico de fórmula molecular $C_2H_4O_3$ similar al ácido acético. Se comercializa como un sólido cristalino blanco, muy soluble en agua y es comúnmente utilizado en productos cosméticos por su acción exfoliante, evitando la acumulación de células muertas y mejorando la textura y el aspecto de la piel. Una vez disuelto en agua, el ácido glicólico (que puedes escribir como **HGli**) se comporta como un ácido monoprótico débil.

Datos: $pK_a(\text{HGli}) = 3,83$; $pK_a(\text{HAcO}) = 4,75$; Constante de ionización del agua (K_w): $1,0 \times 10^{-14}$

Densidad de una solución acuosa de $[\text{HGli}]_{\text{Total}} = 70\% \text{ p/p} = 1,25 \text{ g/mL}$

$M_r(\text{HGli}) = 76 \text{ g/mol}$; $M_r(\text{HTio}) = 92 \text{ g/mol}$

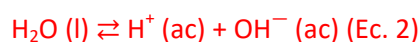
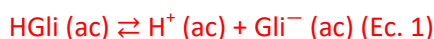
- (a) Para la preparación de un producto cosmético se requiere trabajar con una solución de ácido glicólico (HGli) de concentración analítica 3,8 % p/p y densidad = 1,1 g/mL. Determina la concentración molar de todas las especies presentes en el equilibrio en dicha solución. **9 puntos totales.**

Primero necesitamos calcular la concentración molar analítica del ácido glicólico (HGli). Para ello usamos los datos de la densidad de la solución y de la masa molar del HGli :

$$[\text{HGli}]_{\text{Total}} = \% \text{ p/p} \times \frac{1}{M_r(\text{HGli})} \times \delta_{\text{Sc}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = \frac{3,8 \text{ g}_{\text{st}}}{100 \text{ g}_{\text{sc}}} \times \frac{1}{76 \frac{\text{g}_{\text{st}}}{\text{mol}_{\text{st}}}} \times 1,1 \frac{\text{g}_{\text{sc}}}{\text{mL}_{\text{sc}}} \times \frac{1000 \text{ mL}_{\text{sc}}}{1 \text{ L}_{\text{sc}}} = 0,550 \text{ M}$$

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

Las reacciones ácido-base que tienen lugar son las siguientes:



Luego, planteamos los balances de masa (BM) y de carga (BC) de la solución:

BM: $[\text{HGli}] + [\text{Gli}^-] = [\text{HGli}]_{\text{Total}} = 0,550 \text{ M}$

BC: $[\text{H}^+] = [\text{Gli}^-] + [\text{OH}^-]$

Debido a que se tiene un ácido débil con $pK_a = 3,83$ y se encuentra lo suficientemente concentrado, esperamos un pH ácido en el cual $[\text{OH}^-]$ es despreciable frente a $[\text{H}^+]$. De este modo, el BC se simplifica a: $[\text{H}^+] = [\text{Gli}^-]$.

(1 punto parcial por establecer esta igualdad)

Esta última expresión puede usarse para reemplazar en el BM, despejar $[\text{HGli}]$ y escribirlo así en función de $[\text{H}^+]$: $[\text{HGli}] = 0,550 \text{ M} - [\text{Gli}^-] = 0,550 \text{ M} - [\text{H}^+]$

(1 punto parcial por establecer esta igualdad)

Aclaración: es posible deducir estas mismas expresiones sin necesidad de plantear balances. Observando la Ec. 1, se pueden establecer relaciones estequiométricas entre estas especies.

Ahora utilizamos la K_a del HGli y las expresiones halladas anteriormente:

$$K_a(\text{HGli}) = 10^{-pK_a(\text{HGli})} = 10^{-3,83} = 1,48 \times 10^{-4} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{Gli}^-]}{[\text{HGli}]} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{H}^+]}{0,550 - [\text{H}^+]} = \frac{[\text{H}^+]^2}{0,550 - [\text{H}^+]}$$

Reordenando se obtiene una expresión cuadrática: $[\text{H}^+]^2 + 1,48 \times 10^{-4} [\text{H}^+] - 8,14 \times 10^{-5} = 0$

(esta expresión también se podría haber planteado en función de $[\text{Gli}^-]$ en lugar de $[\text{H}^+]$):

$$[\text{Gli}^-]^2 + 1,48 \times 10^{-4} [\text{Gli}^-] - 8,14 \times 10^{-5} = 0$$

(2 puntos parciales por plantear y despejar la expresión cuadrática)

Al resolver la cuadrática se obtiene $[\text{H}^+] = 8,95 \times 10^{-3} \text{ M}$ **(1 punto)**

Luego, como $[\text{H}^+] = [\text{Gli}^-]$, entonces $[\text{Gli}^-] = 8,95 \times 10^{-3} \text{ M}$ **(1 punto)**

Como $[\text{HGli}] = 0,550 \text{ M} - [\text{H}^+] = 0,550 \text{ M} - 8,95 \times 10^{-3} \text{ M}$, $[\text{HGli}] = 0,541 \text{ M}$ **(1 punto)**

Finalmente, como despreciamos $[\text{OH}^-]$ en el BC, debemos recurrir a la expresión de K_w para calcularlo: $K_w = 1 \times 10^{-14} = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-]$. Así $[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}^+] = 1 \times 10^{-14} / 8,95 \times 10^{-3} \text{ M}$. Por lo tanto, $[\text{OH}^-] = 1,12 \times 10^{-12} \text{ M}$ **(1 punto)**

Se verifica el desprecio que habíamos realizado ($[\text{OH}^-] \ll [\text{H}^+]$)

- (b)** Marca con una “X” la/s opción/es que consideres correcta/s: **6 puntos totales, 3 por cada respuesta correcta. Restar 2 puntos si se marca alguna respuesta incorrecta (el puntaje mínimo de este ítem es de 0 puntos).**

(i) Una solución de ácido glicólico (HGli) 0,05 M tiene un pH menor que una solución de ácido clorhídrico (HCl) 0,05 M.	
(ii) Una solución de ácido glicólico (HGli) 0,05 M tiene un pH menor que una solución de ácido acético (HAcO) 0,05 M.	X
(iii) El grado de disociación del ácido glicólico (HGli) en una solución 0,05 M es menor que el grado de disociación del ácido acético (HAcO) en una solución 0,05 M.	
(iv) En una solución de ácido glicólico (HGli) regulada a pH = 4 se verifica la siguiente relación para las concentraciones en el equilibrio: $[\text{HGli}] > [\text{Gli}^-]$.	
(v) En una solución que contiene $[\text{HGli}]_{\text{Total}} = 0,1 \text{ M}$ y $[\text{HCl}] = 0,1 \text{ M}$ se verifica que, una vez alcanzado el equilibrio, $[\text{Gli}^-]$ es depreciable frente a $[\text{HGli}]$.	X

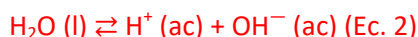
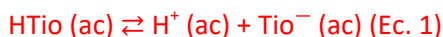
- (c)** El ácido tioglicólico ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2\text{S}$) es un ácido monoprótico débil análogo de **HGli**. Según los datos de su hoja de seguridad, 100 mL de una solución acuosa que contienen 1,000 g de ácido tioglicólico (**HTio**) presenta un pH = 1,50. En base a estos datos, determina la constante acidez del ácido tioglicólico (**HTio**). **6 puntos totales**

Primero necesitamos calcular la concentración molar analítica del ácido tioglicólico (HTio). Para ello usamos el dato de la masa molar del HTio:

$$[\text{HTio}]_{\text{Total}} = \frac{\text{masa HTio}}{\text{Volumen}_{sc}} \times \frac{1}{M_r(\text{HTio})} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = \frac{1,000 \text{ g}_{st}}{100 \text{ mL}_{sc}} \times \frac{1}{92 \frac{\text{g}_{st}}{\text{mol}_{st}}} \times \frac{1000 \text{ mL}_{sc}}{1 \text{ L}_{sc}} = 0,109 \text{ M}$$

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

Las reacciones ácido-base que tiene lugar son las siguientes:



Luego, se plantean los balances de masa (BM) y de carga (BC) de la solución, y la expresión de la constante de acidez de HTio:

$$\text{BM: } [\text{HTio}] + [\text{Tio}^-] = [\text{HTio}]_{\text{Total}} = 0,109 \text{ M}$$

$$\text{BC: } [\text{H}^+] = [\text{Tio}^-] + [\text{OH}^-]$$

$$K_a (\text{HTio}) = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{Tio}^-]}{[\text{HTio}]}$$

Para determinar el valor de K_a es necesario calcular las concentraciones $[\text{HTio}]$, $[\text{Tio}^-]$ y $[\text{H}^+]$:

- Sabiendo que $\text{pH} = 1,50$ podemos calcular $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1,50} = 0,032 \text{ M}$ **(1 punto)**

- Además la concentración de OH^- resulta despreciable, por lo que la expresión del BC se simplifica a $[\text{H}^+] = [\text{Tio}^-]$. De este modo, $[\text{Tio}^-] = 0,032 \text{ M}$ **(1 punto)**

- Finalmente puede calcularse $[\text{HTio}]$ a partir del BM: $[\text{HTio}] = [\text{HTio}]_{\text{Total}} - [\text{Tio}^-] = 0,109 \text{ M} - 0,032 \text{ M} = 0,077 \text{ M}$ **(1 punto)**

Luego se reemplazan las concentraciones obtenidas en la expresión de la constante de acidez:

$$K_a (\text{HTio}) = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{Tio}^-]}{[\text{HTio}]} = \frac{0,032 \times 0,032}{0,077} \rightarrow K_a (\text{HTio}) = 1,30 \times 10^{-2} \text{ (2 puntos)}$$

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

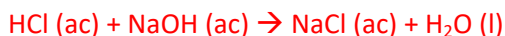
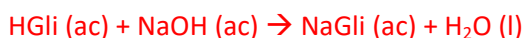
(i) Una solución que contiene $[\text{NaGli}]_{\text{Total}} = 0,02 \text{ M}$ presenta un $\text{pH} = 7$	F
(ii) Una solución que contiene $[\text{NaGli}]_{\text{Total}} = 0,02 \text{ M}$ presenta el mismo pH que una solución contiene $[\text{NaOH}]_{\text{Total}} = 0,02 \text{ M}$	F



(iii) En una solución que contiene $[\text{NaGli}]_{\text{Total}} = 0,02 \text{ M}$, se verifica que la concentración de Gli^- en equilibrio será prácticamente $0,02 \text{ M}$.	V
(iv) En una solución que contiene $[\text{NaOH}]_{\text{Total}} = [\text{NaGli}]_{\text{Total}} = 0,02 \text{ M}$, se verifica que la concentración de Gli^- en equilibrio será prácticamente $0,02 \text{ M}$.	V
(iv) Para neutralizar completamente una solución que contiene $[\text{NaOH}]_{\text{Total}} = 0,02 \text{ M}$ se necesita la misma cantidad de HCl que para neutralizar completamente una solución que contiene $[\text{NaGli}]_{\text{Total}} = 0,02 \text{ M}$.	V

(e) Para la fabricación de otro producto se disolvió una cierta cantidad de ácido glicólico (HGli) en 1 L de una solución que contiene ácido clorhídrico (HCl) en concentración $0,02 \text{ M}$. Sin embargo, por un error en la calibración de la balanza, se desconoce con exactitud la masa pesada. Para solucionar este inconveniente se tomaron $10,00 \text{ mL}$ de la solución preparada y se realizó una neutralización con $\text{NaOH } 0,1 \text{ M}$ ($f = 0,9855$). Para la neutralización completa de ambos ácidos se requirieron $17,25 \text{ mL}$ de la solución de NaOH . **8 puntos totales**

- i. Escribe la ecuación química que representa la reacción neutralización del ácido glicólico (HGli) y la del ácido clorhídrico (HCl). **2 puntos parciales (uno por cada ecuación química escrita correctamente).**



- ii. Determina la masa de ácido glicólico (HGli) pesada.

De acuerdo a las ecuaciones químicas planteadas en el ítem anterior, el hidróxido de sodio reacciona tanto con el HCl como con el HGli con estequiometría 1:1. De este modo:

$$n_{\text{NaOH}} = n_{\text{HCl}} + n_{\text{HGli}}$$

(1 punto por plantear la neutralización de ambas especies y la estequiometría correcta)

Podemos calcular los moles de NaOH utilizados para neutralizar ambos ácidos a partir del volumen de solución empleado, su concentración y el factor:

$$n_{\text{NaOH}} = [\text{NaOH}] \times f_{\text{NaOH}} \times V_{\text{NaOH}} = 0,1 \text{ M} \times 0,9855 \times 17,25 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 1,70 \times 10^{-3} \text{ moles}$$

(1 punto)

Podemos calcular los moles de HCl a partir de su concentración y el volumen de solución que se tomó para realizar la neutralización:

$$n_{\text{HCl}} = [\text{HCl}] \times V_{\text{HCl}} = 0,0200 \text{ M} \times 10,00 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 2,00 \times 10^{-4} \text{ moles}$$

(1 punto)



Luego, podemos calcular los moles de HGli que reaccionaron como:

$$n_{\text{HGli}} = n_{\text{NaOH}} - n_{\text{HCl}} = 1,70 \times 10^{-3} \text{ moles} - 2,00 \times 10^{-4} \text{ moles} = 1,50 \times 10^{-3} \text{ moles}$$

(1 punto)

Finalmente, podemos calcular la masa de HGli que se pesó utilizando el dato de la masa molar y teniendo en cuenta que la neutralización se realizó sobre una alícuota de 10 mL respecto del total de la solución (1 L = 1000 mL):

$$m_{\text{HGli}} = n_{\text{HGli}} \times M_r(\text{HGli}) \times \frac{1000 \text{ mL}}{10 \text{ mL}} = 1,50 \times 10^{-3} \text{ moles} \times 76 \text{ g/mol} \times \frac{1000 \text{ mL}}{10 \text{ mL}} = 11,40 \text{ g}$$

(2 puntos parciales: 1 punto por tener en cuenta la alícuota + 1 punto por el cálculo de la masa).