



PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD
322 - QUÍMICA
PAU2025 - JUNIO

NOTA IMPORTANTE: El examen consta de **5 BLOQUES** con dos cuestiones en cada bloque, **A y B**, con una puntuación de 2 puntos cada una. Hay que **CONTESTAR UNA CUESTIÓN DE CADA BLOQUE**, pudiéndose elegir en un bloque la opción A y en otro bloque la B.

Algunos datos y constantes que pueden ser de utilidad durante el examen:

$$K_w = 10^{-14}; \quad R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{l} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}; \quad F = 96.500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Masas atómicas ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$): **H** = 1; **C** = 12; **O** = 16; **Na** = 23; **S** = 32; **Fe** = 55,8; **Ag** = 107,9

BLOQUE 1. ESTRUCTURA ATÓMICA Y ENLACE QUÍMICO. Elegir una cuestión, **1A** o **1B**:

1A. El **indio** es un elemento metálico perteneciente al grupo de los boroideos o térreos y de alto valor económico por sus aplicaciones tecnológicas. Se utiliza para fabricar un compuesto denominado **ITO** (Indium Tin Oxide), un óxido de **indio(III)** dopado con óxido de **estaño(IV)**, que es un componente de las pantallas táctiles.

a) Los dos metales presentes en el ITO, el **indio** y el **estaño**, son elementos representativos y contiguos en el Sistema Periódico. Escriba sus símbolos atómicos e indique a qué periodo pertenecen. **(0,40 puntos)**

In (Indio) y Sn (Estaño). Están situados en el quinto periodo de la Tabla Periódica.

b) Escriba las configuraciones electrónicas de ambos metales y, en base a ellas, justifique brevemente los estados de oxidación que presentan en el ITO, indicando qué electrones pierde cada uno de ellos. **(0,60 puntos)**

In: $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^1$ ó $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^1$

Sn: $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^2$ ó $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^2$

El In presenta un e.o. +3 porque pierde los electrones más externos, $5p^1$ y $5s^2$

Igualmente, el Sn, presenta un e.o. +4 porque pierde los cuatro electrones de la última capa, $5p^2$ y $5s^2$

c) El indio debe su nombre a una línea brillante de color índigo de su espectro atómico de emisión. Si un electrón excitado del indio se encuentra en un orbital 4f, indique qué valor tomará su número cuántico l. **(0,30 puntos)**

En un orbital 4f (y, en general, en cualquier orbital f) $l = 3$.

d) En la siguiente tabla se dan los valores de dos propiedades atómicas para el indio y el estaño. Explique brevemente cuál de ellos se corresponderá con el Elemento 1 y cuál con el Elemento 2. **(0,40 puntos)**

	Elemento 1	Elemento 2
Radio atómico (Å)	1,56	1,45
Energía de ionización ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)	558	709

Como el Sn está más hacia la derecha en la Tabla Periódica, será el de menor radio y mayor energía de ionización. Por tanto el In es el Elemento 1 y el Sn es el Elemento 2.

(Nos han dicho que los dos elementos son contiguos en la Tabla Periódica y que son elementos representativos, es decir, de los grupos principales. También nos han dicho, por si no lo sabíamos, que el In es del Grupo 13, boroideos o térreos, así que el Sn tiene que ser del Grupo 14, y por tanto está más hacia la derecha)

e) Teniendo en cuenta la tabla anterior, explique brevemente a cuál de los dos elementos (1 o 2) corresponderá un valor de electronegatividad 1,8 y a cuál un valor 2,0. **(0,30 puntos)**

El más EN será el que esté más hacia la derecha, que tendrá también mayor energía de ionización y menor radio atómico. Por tanto, el valor 2,0 corresponde al Elemento 2 (que es el Sn), y el valor 1,8 al Elemento 1, (que es el In).

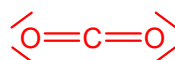
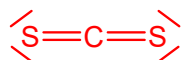
1B. El **CS₂ (l)** es un disolvente volátil, inflamable y tóxico, muy importante en muchos procesos industriales. Es un disolvente eficaz para aceites, ceras, azufre y muchos compuestos orgánicos. El **CO₂ (g)** es un gas necesario para la vida en la Tierra, pero también es el causante del efecto invernadero.

a) Nombre ambas sustancias. **(0,30 puntos)**

CS₂: disulfuro de carbono, sulfuro de carbono(IV)

CO₂: dióxido de carbono, óxido de carbono(IV)

b) Represente sus estructuras de Lewis y explique brevemente cómo será su geometría y polaridad. **(0,80 puntos)**



En ambas moléculas el átomo central (C) está rodeado por 2 dominios electrónicos y ningún par solitario (molécula tipo AB₂E₀), por lo que en ambas moléculas la geometría será lineal y la molécula será apolar (por ser el momento dipolar resultante nulo)

c) Justifique por qué el CS₂ es un líquido a temperatura ambiente y el CO₂ es un gas. **(0,50 puntos)**

Al ser ambos compuestos apolares, el punto de ebullición dependerá de las fuerzas de London entre las moléculas. Estas fuerzas aumentan al aumentar el peso molecular (o el número de electrones), por lo que son mayores en el CS₂ que en el CO₂.

d) Explique si una disolución de azufre (S₈) en CS₂ conducirá la electricidad. **(0,40 puntos)**

No conducirá la electricidad, porque tanto el soluto como el disolvente son compuestos covalentes moleculares, que no conducen la electricidad porque los electrones están localizados en los enlaces y no tienen movilidad, y las moléculas son neutras.

BLOQUE 2. ÁCIDO-BASE. Elegir una cuestión, **2A** o **2B**:

2A. El **NaHCO₃** es un antiácido que se toma para aliviar la acidez de estómago, causada principalmente por **HCl**.

a) Escriba la reacción de neutralización que tiene lugar entre estos dos compuestos. **(0,25 p)**



b) Teniendo en cuenta que el **H₂CO₃** es inestable y descompone para dar CO₂ y H₂O, calcule el volumen de CO₂(g), a 25°C y presión atmosférica, que se formará en la reacción de una pastilla que contiene 500 mg de NaHCO₃, con HCl en exceso. **(0,70 p)**

La reacción de descomposición del H₂CO₃ es: $\text{H}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

El Pm del NaHCO₃ es de 84 g/mol, así que en 500 mg (0,5 g), habrá $5,95 \cdot 10^{-3}$ moles. Como la reacción para dar CO₂ transcurre mol a mol, esa será la cantidad de CO₂ que se formará.

Según la ecuación de los gases ideales, $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

siendo $P = 1 \text{ atm}$ y $T = 298 \text{ K}$, $V = 5,95 \cdot 10^{-3} \cdot 0,082 \cdot 298 = \mathbf{0,145 \text{ L}}$

c) El anión **HCO₃⁻** es anfótero, lo que significa que puede actuar como un ácido ($K_a = 4,7 \cdot 10^{-11}$) y como una base ($K_b = 2,5 \cdot 10^{-8}$). Escriba sus reacciones de hidrólisis ácida y básica y, sin necesidad de hacer cálculos, explique si, como resultado de ambas reacciones, una disolución de HCO₃⁻ será neutra, ácida o básica. **(0,60 p)**

Hidrólisis ácida: $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+ \quad K_a = 4,7 \cdot 10^{-11}$

Hidrólisis básica: $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{HO}^- \quad K_b = 2,5 \cdot 10^{-8}$

Como $K_b > K_a$ la disolución será básica (el segundo equilibrio estará más desplazado hacia la derecha que el primero, y en el medio predominarán los aniones hidróxido)

d) Nombre los compuestos **NaHCO₃**, **HCl** y **H₂CO₃**. **(0,45 p)**

NaHCO₃: hidrogenocarbonato de sodio; bicarbonato de sodio; hidrogeno(trioxidocarbonato)(1-) de sodio

HCl: ácido clorhídrico; cloruro de hidrogeno; clorano

H₂CO₃: ácido carbónico; dihidroxidooxidocarbono; dihidrogeno(trioxidocarbonato)

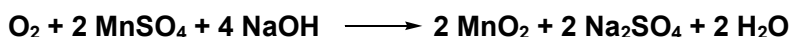
Como la K_a del ácido acético es $1,8 \cdot 10^{-5}$ (diez veces menor que la del HCOOH), y como $K_w = K_a \cdot K_b$; se cumplirá que $1,0 \cdot 10^{-14} = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot K_b$; resultando que $K_b = 5,5 \cdot 10^{-10}$

BLOQUE 3. REDOX. Elegir una cuestión, 3A o 3B:

Una de las mayores amenazas que se cierne sobre el **Mar Menor** es la **eutrofización**, proceso en el que un exceso de nutrientes produce un crecimiento desmesurado del fitoplancton ("sopa verde"), que impide que la luz solar llegue a las zonas más profundas, y que el resto de organismos fotosintéticos pueda seguir produciendo oxígeno (mueren las praderas de algas). Se genera así un desequilibrio entre los organismos consumidores de oxígeno, nutridos por el exceso de materia orgánica, y los que lo generan, causando episodios de hipoxia (muy bajos niveles de oxígeno) y la muerte masiva de la fauna del ecosistema.

3A. Se considera que un ecosistema acuático está en **peligro de hipoxia si la concentración de O₂ en el agua es inferior a 4 mg·L⁻¹**. La determinación de este parámetro puede hacerse mediante el **método de Winkler**:

a) El primer paso consiste en fijar *in situ* el O₂ de la muestra de agua mediante la siguiente reacción redox:



Indique cuál es la especie oxidante y la reductora, y cómo varían sus números de oxidación. **(0,60 p)**

La especie oxidante es el O₂ (que se reduce al anión óxido, O²⁻), pasando de un e.o. 0 a -2

La especie reductora es el Mn²⁺ (que se oxida a Mn(IV)), pasando de un e.o. +2 a +4

(Por eso hacen falta 2 moles de Mn por cada mol de O₂)

b) Una vez en el laboratorio, el MnO₂ se reduce en medio ácido con KI, que se oxida I₂:



Ajuste esta reacción mediante el método del ion-electrón, escribiendo ambas semirreacciones. **(0,60 p)**

Semirreacción de reducción: $\text{MnO}_2 + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$

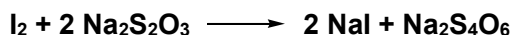
Semirreacción de oxidación: $2 \text{I}^- \longrightarrow \text{I}_2 + 2 \text{e}^-$

Se suman las dos semirreacciones y se añaden los iones sulfato y K⁺:



Comprobación: I: 2; Mn: 1; O: 10; H: 4; S: 2

c) Finalmente, el I₂ se valora con una disolución de tiosulfato sódico, que se oxida a tetrationato:

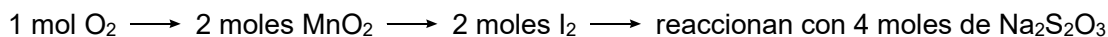


Indique el número de oxidación del S en las oxosales involucradas en esta reacción. **(0,30 p)**

Para el Na₂S₂O₃ el e.o. es +2 y para el Na₂S₄O₆ el e.o. es +2.5

(Teniendo en cuenta que el e.o. del O en las oxosales es -2, el del Na es +1, y la carga total es cero, para la fórmula general Na_aS_bO_c se puede aplicar 2c = a + bx, donde x será el e.o. del S.)

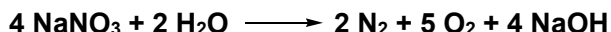
d) De todo lo anterior se deduce que el método Winkler sigue la siguiente secuencia estequiométrica:



Si para una muestra inicial de 100 mL de agua se consumieron en la valoración final 6,875·10⁻⁵ moles de Na₂S₂O₃, calcule cuál era la concentración de O₂ en la muestra, en mg·L⁻¹, y si hay riesgo de hipoxia. **(0,50 p)**

Según la secuencia estequiométrica, 6,875·10⁻⁵ moles de Na₂S₂O₃ corresponden a una cantidad inicial de 1,719·10⁻⁵ moles de O₂, que equivalen a 5,5·10⁻⁴ g = 0,55 mg (en 100 mL). Luego la concentración en mg/L será 5,5 mg/L que, según el enunciado, es considerado un nivel adecuado. No hay riesgo de hipoxia

3B. La **contaminación por nitratos** se ha señalado como una de las causas de la eutrofización del Mar Menor y, a nivel mundial, afecta a la calidad de las aguas superficiales y subterráneas. Uno de los métodos propuestos para su eliminación es la desnitrificación electroquímica, en la que se consigue su transformación en los gases inocuos N_2 y O_2 . Aunque se trata de un proceso complejo, una versión global simplificada sería:



a) Indique qué compuesto se reduce, cómo varía su estado de oxidación y, por tanto, cuántos moles de electrones se intercambian tal y como está escrita la reacción (ya está ajustada). **(0,50 p)**

Se reduce el N del NO_3^- , a N_2 , pasando de e.o. +5 a 0. Por tanto, tal y como está escrita la reacción se intercambian 20 moles de electrones (hay 4 moles de átomos de N)

(Se oxidan el oxígeno del NO_3^- y parte del oxígeno del H_2O , pasando a O_2 , es decir, pasan de e.o. -2 a 0)

b) Según la Ley de Faraday, $I \cdot t = n_e \cdot F$, donde I es la intensidad de corriente en amperios ($1 \text{ A} = 1 \text{ C} \cdot \text{s}^{-1}$) y n_e son los moles de electrones que circulan en la celda electrolítica. Calcule n_e si para eliminar 40 moles de NaNO_3 se han necesitado $1,93 \cdot 10^7 \text{ C}$, y explique si el resultado es coherente con el del apartado a). **(0,50 p)**

Si se han necesitado $1,93 \cdot 10^7 \text{ C}$, esa es la cantidad de carga eléctrica consumida, $Q = I \cdot t = n_e \cdot F$,

luego $1,93 \cdot 10^7 = n_e \cdot 96.500$, y $n_e = 200$ moles de electrones para 40 moles de NaNO_3 , lo que es coherente con el resultado del apartado a) (20 moles de electrones para 4 moles de NaNO_3)

c) Calcule qué volumen conjunto de N_2 y O_2 se habrá formado en el apartado b), a 25°C y 1 atm. **(0,50 p)**

Si a partir de 4 moles de NaNO_3 se forman 7 moles de N_2 y O_2 , a partir de 40 moles se formarán 70 moles. Según la ecuación de los gases ideales $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, siendo $P = 1 \text{ atm}$ y $T = 298 \text{ K}$,

$$V = 70 \cdot 0,082 \cdot 298 = 1711 \text{ L}$$

d) Explique brevemente si durante el transcurso de la reacción el pH aumentará o disminuirá. **(0,25 p)**

Se está generando un medio básico (NaOH), así que el pH aumentará durante la reacción.

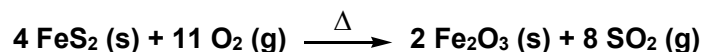
e) Indique cómo será el signo de ΔG° y de E° para la reacción. **(0,25 p)**

$\Delta G^\circ > 0$ y $E^\circ < 0$ (porque se trata de una reacción no espontánea, en una celda electrolítica)

BLOQUE 4. TERMOQUÍMICA, EQUILIBRIO Y CINÉTICA. Elegir una cuestión, 4A o 4B:

La **Sierra Minera de Cartagena-La Unión** ha sido explotada desde la Antigüedad, siendo fuente de riqueza y desarrollo, pero causando también un enorme impacto medioambiental, dramáticamente visible en la bahía de Portmán, que quedó enterrada bajo millones de toneladas de estériles mineros en la segunda mitad del S. XX. De las minas de la Unión se han extraído tres sulfuros: la **galena** (PbS), la **blenda** (ZnS) y la **pirita** (FeS₂).

4A. La **pirita** (FeS₂) no es un sulfuro de Fe(IV), sino un **persulfuro de Fe(II)**. Por su alto contenido en S se emplea, entre otros usos, para la obtención de ácido sulfúrico, siendo el primer paso la tostación de la pirita, proceso en el que se produce la oxidación tanto del Fe(II) como del S:



a) Indique cuál es el estado de oxidación del S en el FeS₂. **(0,20 puntos)**

Si el Fe está en e.o. +2, el S tiene que estar en e.o. -1 (análogamente al oxígeno en los peróxidos). Por eso es un persulfuro, como dice el enunciado

b) Calcule la entalpía de reacción estándar de la tostación del FeS₂, a partir de los siguientes datos: **(0,80 puntos)**

$$\Delta H^\circ_f (\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}): \text{FeS}_2 (\text{s}) = -177,5; \text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{s}) = -822,2; \text{SO}_2 (\text{g}) = -296,8$$

Tenemos que calcular la ΔH de esta reacción, lo que se puede hacer a partir de las entalpías de formación de reactivos y productos, teniendo en cuenta que la del O₂ es cero por ser un elemento:

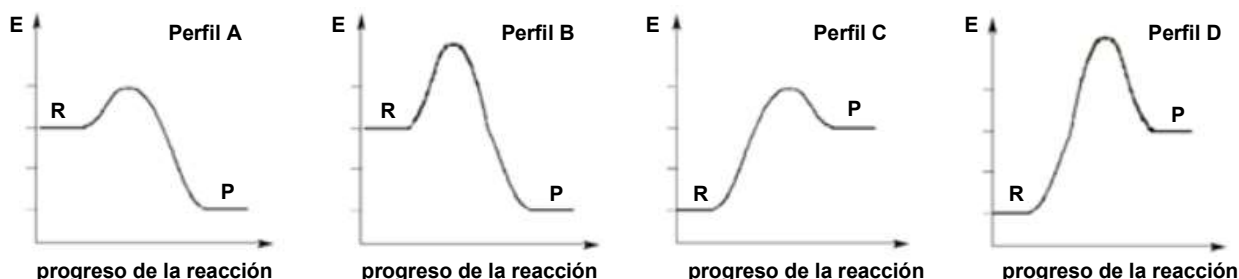
$$\Delta H^\circ_r = \sum (n \cdot \Delta H^\circ_f)_{\text{productos}} - \sum (n \cdot \Delta H^\circ_f)_{\text{reactivos}}$$

$$\Delta H^\circ_r = 8 \Delta H^\circ_f (\text{SO}_2) + 2 \Delta H^\circ_f (\text{Fe}_2\text{O}_3) - 4 \Delta H^\circ_f (\text{FeS}_2)$$

$$\Delta H^\circ_r = 8 \cdot (-296,8) + 2 \cdot (-822,2) - 4 \cdot (-177,5) = -3308,8 \text{ kJ}$$

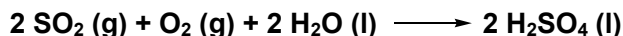
(no kJ·mol⁻¹ porque se refiere a 4 moles de pirita)

c) La tostación de la pirita es un proceso exotérmico, pero aun así necesita altas temperaturas para vencer la energía de activación. Explique brevemente cuál de los siguientes diagramas entálpicos (perfiles de reacción) representa mejor el proceso (R y P indican reactivos y productos): **(0,40 puntos)**



El Perfil B porque representa a una reacción exotérmica pero con una elevada energía de activación.

d) El SO₂ obtenido a partir del FeS₂ se usa para la obtención de H₂SO₄, según la siguiente reacción:



¿Cuántos moles de H₂SO₄ se obtendrán a partir de 100 kg de pirita del 80% de pureza en FeS₂? **(0,60 puntos)**

Si la pureza es del 80%, tendremos realmente 80 kg (8·10⁴ g) de FeS₂ que, teniendo en cuenta el Pm (119,8 g·mol⁻¹), equivalen a 668 moles de FeS₂.

Siguiendo la estequiometría del proceso global, 4 moles de FeS₂ generan 8 moles de SO₂ que resultan en 8 moles de H₂SO₄. Por lo tanto, de 668 moles de FeS₂ se formarán 1336 moles de H₂SO₄.

4B. La **galena (PbS)** era ya conocida y usada por los antiguos egipcios siendo, por ejemplo, el principal componente del **kohl**, un polvo cosmético usado como máscara de ojos. Sin embargo, el plomo es un elemento muy tóxico, que se acumula en el organismo y produce daños neurológicos (saturismo).

a) Afortunadamente, la solubilidad del PbS es muy pequeña ($K_{ps} = 1,3 \cdot 10^{-28}$). Calcule las concentraciones de iones Pb^{2+} y S^{2-} en una disolución saturada de kohl (PbS). **(0,50 puntos)**

El equilibrio de solubilidad es: $PbS(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + S^{2-}(aq)$

Concentraciones ($mol \cdot L^{-1}$): s s

$$K_{ps} = [Pb^{2+}][S^{2-}] = s^2; \quad 1,3 \cdot 10^{-28} = s^2; \quad s = 1,14 \cdot 10^{-14} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

b) Razone cualitativamente cómo variará la $[Pb^{2+}]$ en un cierto volumen de disolución saturada de PbS si:

b1) Se adiciona una sal soluble de Ag(I), cuyo anión no interfiere con el equilibrio.

Dato: el Ag_2S es aún más insoluble ($K_{ps} = 2,1 \cdot 10^{-49}$) que el PbS. **(0,30 puntos)**

Se producirá la precipitación de Ag_2S , retirando iones S^{2-} de la disolución, por lo que el equilibrio se desplazará hacia la derecha y aumentará la $[Pb^{2+}]$

b2) Se aumenta la T (la disolución de PbS en agua es un proceso endotérmico). **(0,30 puntos)**

La $[Pb^{2+}]$ aumentará, porque el equilibrio se desplazará hacia la derecha, al ser un proceso endotérmico.

b3) Se duplica la cantidad de PbS (s). **(0,30 puntos)**

La $[Pb^{2+}]$ no variará, porque la cantidad de sólido en equilibrio con la disolución no afecta a la solubilidad.

c) En la **galena argentífera**, el **PbS** se encuentra asociado con **Ag_2S** . El **Cabezo Rajao**, en la Unión, debe su nombre a la explotación a cielo abierto de un filón de este mineral, en época romana. Si se procesaron un millón de toneladas de tierra con una riqueza media del 5% en galena argentífera que, a su vez, contenía un 0,5% en masa de Ag_2S , calcule la masa de Ag metálica que se obtuvo del yacimiento, suponiendo un aprovechamiento total en el proceso de extracción, separación y reducción de la Ag. Exprese el resultado con dos cifras significativas. **(0,60 puntos)**

El 5% de un millón de toneladas son 50.000 toneladas de galena argentífera, y el 0,5% de esa cantidad son 250 toneladas de Ag_2S .

El Pm del Ag_2S es igual a: $2 \cdot 107,9 + 32 = 247,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, por lo que el % en peso de Ag en el Ag_2S es del 87%, así que se habrían obtenido **217,5** toneladas de Ag. Redondeando, 220 toneladas de Ag.

BLOQUE 5. QUÍMICA ORGÁNICA. Elegir una cuestión, **5A** o **5B**:

5A. Dada la siguiente reacción: $CH_3-CHOH-CH_3 \xrightarrow{K_2Cr_2O_7, H^+} CH_3-CO-CH_3 + \dots$

a) Indique qué tipo de reacción es, y nombre el compuesto de Cr que participa en ella. **(0,40 puntos)**

Es una reacción de oxidación $K_2Cr_2O_7$ es el dicromato de potasio (heptaoxidodicromato de dipotasio)

b) Nombre el reactivo y el producto de la reacción, y explique brevemente si alguno de ellos puede presentar isomería espacial (óptica o geométrica). **(0,60 puntos)**

$CH_3-CHOH-CH_3$: propan-2-ol / 2-propanol $CH_3-CO-CH_3$: propanona o acetona

Ninguno, porque no tienen carbonos quirales (isomería óptica), ni dobles enlaces o una estructura cíclica que permita la isomería geométrica.

c) Nombre los siguientes compuestos y explique brevemente si son isómeros (y de qué tipo), de algunas de las sustancias que participan en la reacción: **(0,60 puntos)**

c1) CH_3-CH_2-CHO Propanal (propionaldehído, aldehído propiónico).

Es un isómero estructural de función de la cetona

c2) CH_3-O-CH_3 Dimetil éter (éter dimetílico / metoximetano). No es isómero de ninguno.

d) Uno de los cuatro compuestos orgánicos que aparecen en esta pregunta está siendo investigado como combustible alternativo, ya que puede obtenerse a partir de biomasa renovable. Cada mol produce, al quemarse, 2 moles de CO_2 y 3 moles de H_2O . Indique qué compuesto es y escriba su reacción de combustión ajustada. **(0,40 puntos)**

De las 4 sustancias, la única que produce 2 moles de CO_2 al quemarse es el dimetil éter, que es el único que tiene dos carbonos (las demás tienen tres). Su reacción de combustión es:



5B. Los **isómeros** son compuestos que presentan la misma _____ (1) pero cuyos átomos están enlazados de forma diferente (isomería _____ (2)) o presentan una distinta disposición espacial (isomería _____ (3)).

Un tipo de isómeros especialmente interesante son los **enantiómeros**, que son imágenes especulares no superponibles. Son tan similares entre sí que tienen *idénticas propiedades físicas y químicas*, excepto si éstas están relacionadas con factores de simetría espacial (como, por ejemplo, su interacción con la luz polarizada).

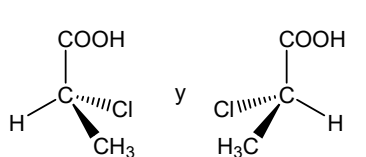
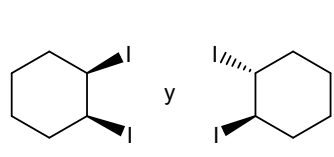
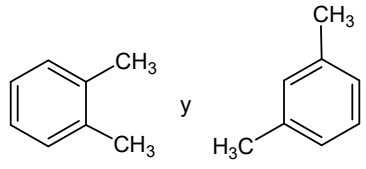
a) Complete los huecos del texto anterior con *una o dos palabras*, indicando en el cuadernillo de respuestas la numeración del hueco y la palabra (o palabras) que irían en él. No copie el texto completo. **(0,30 puntos)**

(1) **fórmula molecular (también se admite, composición)**

(2) **estructural (o constitucional)**

(3) **espacial (o estereoisomería)**

b) Considere los siguientes pares de compuestos y copie y complete en el cuadernillo de respuestas la siguiente tabla, indicando la fórmula molecular de cada par de compuestos, si son, o no, isómeros estructurales o espaciales, y si la pareja tiene, o no, idéntico punto de fusión. (No se preocupe por la calidad del aspecto de la tabla en el cuadernillo de respuestas, sino por su claridad) **(0,75 puntos)**

					
A1	A2	B1	B2	C1	C2
Pareja A		Pareja B		Pareja C	
	Fórmula molecular	¿Isómeros estructurales? (Sí/No)	¿Isómeros espaciales? (Sí / No)	¿Idéntico punto de fusión?	
Pareja A	C₃H₅ClO₂¹	No	Sí	Sí²	
Pareja B	C₆H₁₀I₂	No	Sí	No	
Pareja C	C₈H₁₀	Sí	No	No	

¹ También se admite C₃H₅O₂Cl

² Se explica en el enunciado que los isómeros ópticos tienen idénticas propiedades físicas, por tanto tienen idéntico punto de fusión.

c) Nombre los compuestos anteriores distinguiéndolos según su isomería (excepto en el caso de los isómeros ópticos, para los que no hace falta distinguirlas). **(0,50 puntos)**

A1 y A2: Es el CH₃-CHCl-COOH ácido 2-cloropropánico, o 2-cloropropiónico

B1: *cis*-1,2-diiodociclohexano; **B2:** *trans*-1,2-diiodociclohexano

C1: 1,2-dimetilbenceno, *o*-dimetilbenceno (nombre común, *o*-xileno)

C2: 1,3-dimetilbenceno, *m*-dimetilbenceno (nombre común, *m*-xileno)

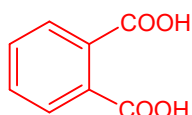
d) Elija una de las parejas anteriores y especifique para ella el tipo y subtipo de isomería. **(0,20 puntos)**

Pareja A: Isomería espacial (o estereoisomería) óptica (son enantiómeros)

Pareja B: Isomería espacial (o estereoisomería) geométrica (*cis/trans*)

Pareja C: Isomería estructural de posición

e) El ácido ftálico es un importante compuesto químico que se utiliza para la fabricación de polímeros y resinas. Dibuje su fórmula e indique a partir de qué compuesto del apartado b) podrá obtenerse ácido ftálico mediante una reacción de oxidación (no es necesario que escriba dicha reacción). **(0,25 puntos)**



Se obtendrá por oxidación a partir de C1