



KIMIKA / QUÍMICA

CRITERIOS GENERALES DE CORRECCIÓN

1. El alumnado debe reconocer por su símbolo y nombre los elementos de la Tabla Periódica, y saber situar en ella, al menos, los elementos representativos. Deberán ser capaces de reconocer la periodicidad que es característica a la posición de los elementos en la Clasificación Periódica.
2. El alumnado deberá saber nombrar y/o formular, indistintamente, mediante los sistemas usuales, los compuestos químicos sencillos (óxidos, ácidos comunes, sales, compuestos orgánicos sencillos con una única función orgánica, etc.).
3. Si en una cuestión o en un problema se hace referencia a uno o varios procesos químicos, el alumnado deberá ser capaz de escribir estos procesos y ajustarlos adecuadamente. Si no escribe y ajusta correctamente la/s ecuación/es, la cuestión o problema no podrá ser calificado con la máxima puntuación.
4. Cuando sea necesario, se facilitarán las masas atómicas, los potenciales electroquímicos (siempre los de reducción), las constantes de equilibrio, etc. No obstante, el alumno podrá utilizar datos adicionales de conocimiento general.
5. Se valorará positivamente la inclusión de diagramas explicativos, esquemas, gráficas, dibujos, etc. que evidencien madurez de conocimientos químicos. La claridad y coherencia de la expresión, así como el rigor y la precisión en los conceptos involucrados serán igualmente valoradas positivamente.
6. El profesorado específico de la asignatura Química que forma parte de los Tribunales calificadores, en uso de su discrecionalidad, podrá ayudar a resolver las dudas que pudieran suscitarse en la interpretación de los enunciados del examen.
7. Se valorará positivamente la utilización de un lenguaje científico apropiado, la presentación del ejercicio (orden, limpieza), la correcta ortografía y la calidad de redacción. Por errores ortográficos graves, deficiente presentación o redacción podrá bajarse hasta un punto la calificación.

CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN

1. Son de aplicación específica los criterios generales de corrección antes expuestos.
2. En las cuestiones y problemas la evaluación reflejará claramente si se ha utilizado la nomenclatura y formulación correcta, y si los conceptos involucrados se han aplicado adecuadamente.
3. Se valorará fundamentalmente la coherencia del planteamiento, la aplicación de los conceptos y el razonamiento continuado hasta la consecución de las respuestas, teniendo menor valor las manipulaciones matemáticas que conducen a la resolución del ejercicio. La presentación de una mera secuencia de expresiones matemáticas, sin ningún tipo de razonamiento o explicación, no podrá dar lugar a una puntuación máxima. Para los cálculos, se podrá emplear la calculadora.

4. Se valorará positivamente el uso correcto de unidades, especialmente las correspondientes al S.I. (y derivadas) y las que son habituales en Química. Se penalizará la utilización incorrecta de unidades o su ausencia
 5. El procedimiento a seguir en la resolución de los ejercicios es libre, no se debería valorar con mayor o menor puntuación el hecho de que se utilicen “factores de conversión”, “reglas de tres”, etc. salvo que en el enunciado se requiera una actuación concreta (p.ej. el método de ion-electrón en el ajuste de reacciones redox). En todo caso, un resultado incorrecto por un error algebraico no debería invalidar un ejercicio. Se penalizarán los resultados manifiestamente incoherentes.
 6. En los ejercicios de varios apartados donde la solución obtenida en uno de ellos sea necesaria para la resolución del siguiente, se valorará éste independientemente del resultado del anterior, excepto si el resultado es claramente incoherente.

ANEXOS

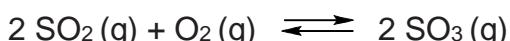
1. Con el único propósito de facilitar la labor de los correctores, se adjuntan las soluciones de los ejercicios de los exámenes en varios anexos.
 2. El objeto de los anexos no es ofrecer “exámenes perfectos”, sino recopilar brevemente las respuestas correctas.
 3. En los anexos se detallan las puntuaciones máximas que los correctores podrán otorgar a cada ejercicio y cada apartado.

BLOQUE A. SOLUCIÓN (Anexo)

A. Solución

[2,00 p]

a) Equilibrio:



Primero, se calcula el incremento de entalpía de la reacción siguiendo la ley de Hess y conociendo que la formación de entalpía de elementos que se encuentran en su estado nativo es nula.

$$\Delta H^0 = \sum n_p \Delta H_{f,p}^0 - \sum n_r \Delta H_{f,r}^0 = 2 \cdot \Delta H_{f,SO_3}^0 - 2 \cdot \Delta H_{f,SO_2}^0 = 2 \cdot (-395,8) - 2 \cdot (-296,8) = -198 \text{ kJ/mol}$$

La reacción es exotérmica porque $\Delta H < 0$.

Empleando el mismo método para el cálculo de la entropía:

$$\Delta S^{\circ} = 2 S^{\circ}(SO_3, q) - S^{\circ}(O_2, q) - 2 S^{\circ}(SO_2, q) = 2 \cdot 256.8 - 205.2 - 2 \cdot 248.2 = -187.8 \text{ J/mol K}$$

La entropía disminuye en el proceso, ya que $\Delta S < 0$. Es lógico porque hay más moles de productos gaseosos en los reactivos que en los productos.

Por último, si $\Delta G = \Delta H - TAS$.

$$\Delta G = -198 \cdot 10^3 - (25+273) \cdot (-187,8) = - 142 \cdot 10^3 \text{ J/mol} = - 142 \text{ kJ/mol}$$

Como $\Delta G < 0$, la reacción es espontánea.

[0,50 pl]

b) Según el principio de LeChâtelier la perturbación de cualquier sistema químico que se encuentra en equilibrio provoca un cambio de composición que contrarresta dicha alteración.

Si disminuye la temperatura, el sistema se desplazará hacia el lado donde se libera calor; es decir, en el sentido exotérmico. Así, **se generará más SO₃**. Es por ello que el riesgo de padecer lluvia ácida será mayor en los días fríos de invierno.

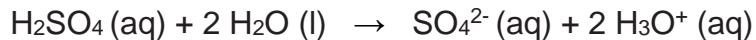
[0,50 p]

c) Reacción: $\text{SO}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$

Si, $M(SO_3) = 80,1 \text{ g/mol}$, y empleando la estequiométría de la reacción:

$$10^{-6} \text{ g SO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_3}{80 \text{ g SO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol SO}_3} \cdot \frac{1}{0,25 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 5 \cdot 10^{-5} \text{ M H}_2\text{SO}_4$$

Si los dos protones del ácido diprótico se disocian totalmente según la siguiente reacción,



Por lo tanto, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \cdot 10^{-5} \cdot 2 = 10^{-4} \text{ M}$ y $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log [10^{-4}] = 4$

Es decir, habrá **lluvia ácida**.

[1,00 p]

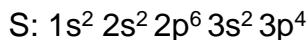
BLOQUE B: SOLUCIONES (Anexo)

B1. Solución

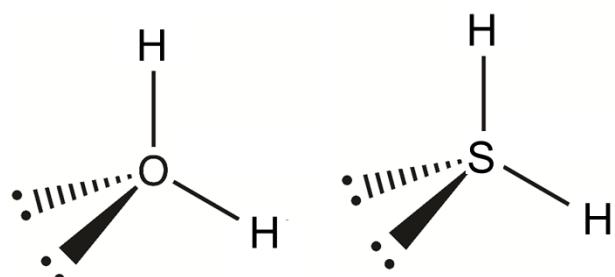
[2,50 p]

a) H_2O y H_2S

Configuraciones electrónicas. O: $1s^2 2s^2 2p^4$

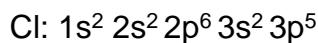


Tanto el O como el S presentan seis electrones en la capa más externa, de los cuales comparten dos con dos átomos de H para formar dos enlaces covalentes simples/sencillos (dos pares enlazantes). Así, quedan otros dos pares de electrones, es decir, dos pares no-enlazantes sin compartir (pares solitarios). Por tanto, dos pares enlazantes y dos no-enlazantes resultan en una distribución electrónica tetraédrica alrededor del átomo central. Sin embargo, la geometría molecular es **angular**.

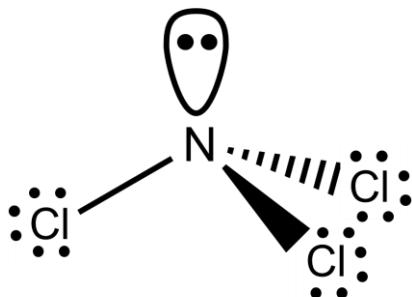


NCI₃

Configuraciones electrónicas. N: $1s^2 2s^2 2p^3$



El átomo de N presenta cinco electrones en la capa más externa, de los cuales comparte tres con tres átomos de Cl. De esta forma, se establecen, tres enlaces covalentes sencillos (tres pares de electrones enlazantes) y quedan otros dos electrones, es decir, un par no-enlazante sin compartir (par solitario). Por tanto, tres pares enlazantes y uno no-enlazante resultan en una distribución electrónica tetraédrica alrededor del átomo de N. Sin embargo, la geometría molecular es **piramidal**.

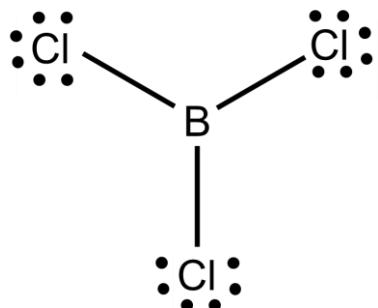


BCl₃

Configuraciones electrónicas. B: $1s^2 2s^2 2p^1$

Cl: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

El B presenta tres electrones de valencia en la capa más externa, que comparte con tres átomos de Cl, formando tres enlaces covalentes sencillos (tres pares de electrones enlazantes). Como no presenta pares de electrones solitarios, su geometría es **trigonal plana**.



[1,00 p]

b) La geometría de las moléculas de **H₂O** y **H₂S** es angular. Como la repulsión interelectrónica que generan los pares no-enlazantes es mayor, el ángulo de enlace es más pequeño que el del tetraedro ideal (< 109,5°). (En este caso concreto son de 104,5 y 92°, respectivamente).

NCI₃ La molécula es piramidal. Como la repulsión que ejercen los pares de electrones no-enlazantes hace que el ángulo sea algo menor que el del tetraedro ideal (< 109,5°); en este caso concreto de 107°.

La molécula de **BCl₃** es triangular plana por lo que presenta un ángulo de enlace de **120°**, es decir, el más grande de entre las cuatro moléculas en cuestión.

[0,50 p]

c) En las moléculas **H₂O** y **H₂S**, como el átomo central forma dos enlaces sigma (sencillos) y presenta dos pares solitarios, su **hibridación** es **sp³**.

En la molécula **NCl₃** como el átomo central forma tres enlaces sigma (sencillos) y presenta un par solitario, su **hibridación** es **sp³**.

En la molécula **BCl₃** como el átomo central forma dos enlaces sigma (sencillos) y no presenta pares solitarios, su **hibridación** es **sp²**.

[0,50 p]

d) Los puntos de ebullición dependen de las fuerzas intermoleculares:

H₂O y **H₂S**: son dos moléculas polares, pero solo la primera es capaz de formar **enlaces de hidrógeno**. Como los enlaces de hidrógeno son más fuertes que las fuerzas de Van der Waals de tipo **dipolo-dipolo** presentes en H₂S, en relación a los puntos de ebullición: **H₂O >> H₂S** (El agua es líquida a temperatura ambiente, mientras que el sulfuro de hidrógeno es un gas: 100 vs -60 °C).

NCl₃ y BCl₃: la primera es una molécula polar, mientras que la segunda es apolar. Como las fuerzas de Van der Waals de tipo **dipolo-dipolo** son más fuertes que las fuerzas de London (dipolo instantáneo – dipolo inducido), en relación a los puntos de ebullición: **NCl₃ > BCl₃** (71 vs 13 °C).

[0,50 p]

B2. Solución

[2,50 p]

a) Oxidante: anión dicromato, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

Reductor: anión sulfito, SO_3^{2-}

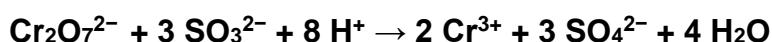
[0,50 pl]

b) Semirreacciones:

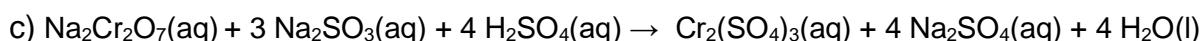
$$\text{Reducción: } \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{ H}^+ + 6 \text{ e}^- \rightarrow 2 \text{ Cr}^{3+} + 7 \text{ H}_2\text{O}$$

$$\text{Oxidación: } \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$$

Si se multiplica la segunda $\times 3$, se intercambian 6 electrones en cada semirreacción. Sumando las dos, la reacción iónica queda ajustada:



[1,00 p]



[0,50 p]

$$d) 0,015 \text{ mol L}^{-1} \cdot 0,25 \text{ L} = 3,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

Si $M(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 23 \times 2 + 32,1 + 16 \times 3 = 126,1 \text{ g/mol}$ y haciendo uso de la estequiométría de la reacción,

$$3,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{3 \text{ mol Na}_2\text{SO}_3}{1 \text{ mol Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{126,1 \text{ g Na}_2\text{SO}_3}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_3} = 1,42 \text{ g Na}_2\text{SO}_3$$

[0,50 p]

BLOQUE C: SOLUCIONES (Anexo)

C1. Solución

[2,50 p]

a) La concentración inicial de aspirina es:

Masa molar de la aspirina (HA): $12 \times 9 + 8 + 16 \times 4 = 180 \text{ g/mol}$

$$C_0 = [\text{HA}] = 0,98 \text{ g HA} \cdot \frac{1 \text{ mol HA}}{180 \text{ g}} \cdot \frac{1}{25 \cdot 10^{-3} \text{ L dis.}} = 0,22 \text{ M}$$

Equilibrio:



| | | | | |
|------------|-----------|---|-----|-----|
| Inicial | C_0 | — | 0 | 0 |
| Cambio | $-x$ | — | x | x |
| Equilibrio | (C_0-x) | — | x | x |

Como el valor de K_a es conocido, aplicando la ley de acción de masas, se puede calcular la concentración de iones hidronio y por tanto el pH de la disolución:

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = \frac{x^2}{(c_0-x)} \approx \frac{x^2}{c_0} = \frac{x^2}{0,22} = 3,24 \cdot 10^{-4}$$

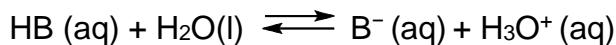
$x = 8,4 \cdot 10^{-3} \text{ M} = [\text{H}_3\text{O}^+]$ La aproximación es correcta porque se trata de un ácido débil.

$$\text{Beraz, pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log[8,4 \cdot 10^{-3}] = 2,10$$

[1,00 p]

b) Masa molar de ibuprofeno (HB): $12 \times 13 + 18 + 16 \times 2 = 206 \text{ g/mol}$

Equilibrio:



| | | | | |
|------------|-------------|---|-----|-----|
| Inicial | C_0 | — | 0 | 0 |
| Cambio | $-x$ | — | x | x |
| Equilibrio | $(C_0 - x)$ | — | x | x |

Como el valor de K_a es conocido, aplicando la ley de acción de masas y sabiendo que $x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,9 \cdot 10^{-3} \text{ M}$, se puede calcular la concentración inicial c_0 :

$$K_a = \frac{[B^-][H_3O^+]}{[HB]} = \frac{(8,4 \cdot 10^{-3})^2}{(c_0 - x)} \approx \frac{(8,4 \cdot 10^{-3})^2}{c_0} = 3,55 \cdot 10^{-5}$$

c₀= 2 M y si el volumen es de 25 mL, 2 mol / L x 0,025 L = 0.005 mol HB

$$0,005 \text{ mol} \frac{206 \text{ g}}{1 \text{ mol HB}} = \mathbf{10,3 \text{ g ibuprofeno}}$$

[1,00 p]

c) De la definición del grado porcentual de ionización,

Para la aspirina:

$$\alpha = \frac{[A^-] \text{ equilibrio}}{[HA] \text{ inicial}} \cdot 100 = \frac{8,4 \cdot 10^{-3}}{0,22} \cdot 100 = \% \ 3,82$$

Para el ibuprofeno:

$$\alpha = \frac{[B^-] \text{ equilibrio}}{[HB] \text{ inicial}} \cdot 100 = \frac{8,4 \cdot 10^{-3}}{2} \cdot 100 = \% 0,42$$

[0,50 p]

C2. Solución

[2,50 p]

a) Se calcula la solubilidad de cada sal.



Por lo tanto, $K_{ps} = [Ag^+][Br^-] = s \cdot s = s^2 = 5,35 \cdot 10^{-13}$

$$s = \sqrt{5,35 \cdot 10^{-13}} = 7,31 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$



$$K_{ps} = [Ag^+]^3 [PO_4^{3-}] = (3s)^3 \cdot s = 8,89 \cdot 10^{-17}$$

$$s^4 = \frac{8,89 \cdot 10^{-17}}{27} \text{ por lo que, } s = \sqrt[4]{3,29 \cdot 10^{-18}} \text{ y } s = 4,26 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Como $7,31 \cdot 10^{-7} \text{ M} <<< 4,26 \cdot 10^{-5} \text{ M}$, el Ag_3PO_4 es más soluble que AgBr .

[0,75 p]

b) Primero, hay que calcular las nuevas concentraciones de los iones Br^- y PO_4^{3-} .

Si el volumen total de la disolución es de $12 + 12 = 24$ mL,

$$[\text{Br}^-] = \frac{1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 12 \cdot 10^{-3} \text{L}}{24 \cdot 10^{-3} \text{L}} = 0,5 \text{ M}$$

$$[\text{PO}_4^{3-}] = \frac{2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 12 \cdot 10^{-3} \text{ L}}{24 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 1 \text{ M}$$

Del producto de solubilidad, $K_{ps} = [Ag^+][Br^-] = 5,35 \cdot 10^{-13}$

Por lo tanto, cuando AgBr empieza a precipitar, $[\text{Ag}^+] = \frac{5,35 \cdot 10^{-13}}{0,5} = 1,07 \cdot 10^{-12} \text{ M}$

Por otro lado:

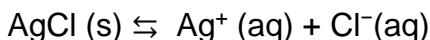
$$K_{ps} = [Ag^+]^3[PO_4^{3-}] = 8,89 \cdot 10^{-17}$$

Cuando Ag_3PO_4 empieza a precipitar: $[\text{Ag}^+] = \sqrt[3]{8,89 \cdot 10^{-17}} = 4,46 \cdot 10^{-6} \text{ M}$

Por tanto, el primero en precipitar es AgBr.

[1,00 p]

c) Masa molar del AgCl: $107,9 + 35,5 = 143,4$ g/mol



Saturación s s

Por lo tanto, $[Ag^+]$ en la disolución saturada:

$$[\text{Ag}^+] = 5,76 \cdot 10^{-3} \text{ g AgCl} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{143,4 \text{ g}} \cdot \frac{1}{3 \text{ L}} = 1,34 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$Si \ [Ag^+] = [Cl^-] = s = 1,34 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-] = s^2 = (1,34 \cdot 10^{-5})^2 = 1,79 \cdot 10^{-10}$$

Como $1,34 \cdot 10^{-5} \text{ M} >>> 7,31 \cdot 10^{-7} \text{ M}$, AgCl es más soluble que AgBr.

[0,75 p]

BLOQUE D: SOLUCIONES (Anexo)

D1. Solución

[1,50 p]

$$a) \text{PM} (\text{CH}_3\text{COOH}) = 12 \times 2 + 16 \times 2 + 4 = 60 \text{ g/mol}$$

La concentración molar de ácido es, $63 \text{ g/L} \text{ CH}_3\text{COOH} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{60,05 \text{ g}} = 1,05 \text{ M} \text{ CH}_3\text{COOH}$

Si se valoran 15 mL: $15 \cdot 10^{-3} L \cdot \frac{1,05 \text{ mol}}{1L} = 0,016 \text{ moles de CH}_3\text{COOH que se han consumido.}$

En el punto de equivalencia: los moles de H_3O^+ = los moles de OH^-

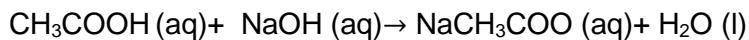
Por tanto, se necesitan 0,016 mol de NaOH. Teniendo en cuenta que la disolución de NaOH es 1M se necesitan **0,016 L o 16 mL**.

[0,50 p]

b) Se considera que el único ácido presente en el vinagre es el ácido acético. Para determinar la concentración de la disolución de ácido acético, se seguirían los siguientes pasos:

1. Introducir la disolución de CH_3COOH (vinagre) en el matraz Erlenmeyer donde se va a valorar y diluirlo con agua.
 2. Llenar, aforando, una bureta con la disolución de NaOH de concentración conocida.
 3. Añadir un indicador ácido-base a la disolución de CH_3COOH contenida en el matraz Erlenmeyer. Como se trata de una valoración ácido débil-base fuerte, se pueden utilizar unas gotas de fenolftaleína como indicador. La fenolftaleína en medio ácido permanecerá incolora.
 4. Agitando la disolución contenida en el matraz Erlenmeyer continuamente, se va adicionando desde la bureta la disolución de NaOH gota a gota.

A medida que se añade la base NaOH se produce la neutralización del CH_3COOH según la ecuación global:

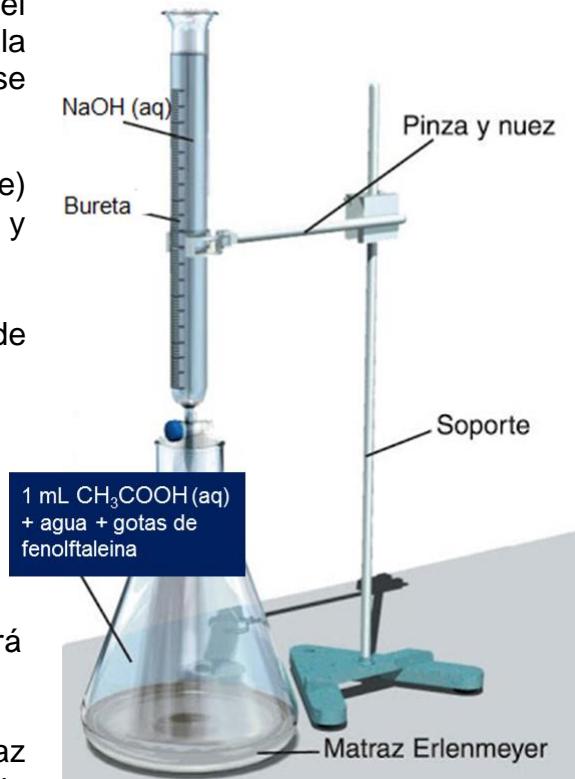


El proceso de adición de la base se continúa hasta que el indicador, la fenolftaleína, vira de incoloro hasta el color rosa persistente. En ese momento se da por terminada la valoración, anotándose el volumen de NaOH de concentración conocida que se ha gastado. A partir de este valor se realizan los cálculos necesarios.

[0,75 p]

- c) En el punto de equivalencia tenemos la sal acetato de sodio que procede de un ácido débil y una base fuerte. Por tanto, en el punto de equivalencia el pH será **básico** debido a la presencia del ion acetato, mientras que el ion sodio es no-ácido.

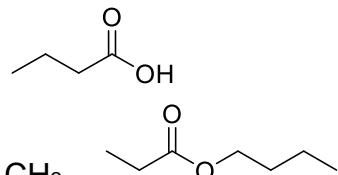
[0,25 p]



D2. Solución

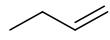
[1,50 p]

a) Ácido butanoico $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--COOH}$



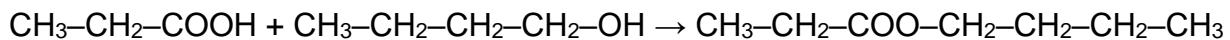
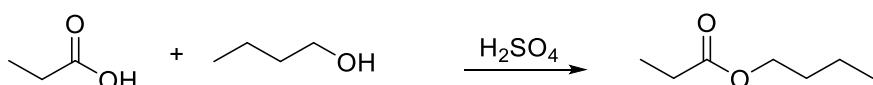
Propanoato de butilo $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--COO--CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_3$

But-1-eno $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH=CH}_2$



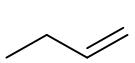
[0,50 p]

b) Para preparar el propanoato de butilo se condensan un ácido carboxílico, el ácido propanoico, y un alcohol primario, el butanol, en presencia de un catalizador ácido (por ejemplo, H_2SO_4). Esterificación (de Fischer).

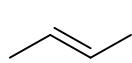


[0,50 p]

c) El but-2-eno es isómero de posición del but-1-eno. El 2-metilprop-1-eno es isómero de cadena del but-1-eno.



but-1-eno



but-2-eno



2-metilprop-1-eno



[0,50 p]

BLOQUE E: SOLUCIONES (Anexo)

E1 Solución

[1,50 p]

- a) La especie más **oxidante** es aquella que, dentro de las especies que se pueden reducir, presenta el E° más positivo. Es decir, Ag^+ .

La especie más **reductora** es aquella que, dentro de las especies que se pueden oxidar, presenta el E^0 más negativo. Es decir, **Al**.

[0,25 p]

- b) La pila con fuerza electromotriz más alta (f.e.m.):

$$\epsilon_{pila}^0 = \epsilon_{cátodo}^0 - \epsilon_{ánodo}^0 = 0,80 \text{ [V]} - (-1,66 \text{ [V]}) = + 2,46 \text{ V}$$

[0,50 p]

- c) Ánodo. Al \rightarrow Al³⁺ + 3 e⁻ Oxidación

Cátodo. $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$ Reducción

Por lo tanto, reacción global de la pila: $3 \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Al}(\text{s}) \rightarrow 3 \text{Ag}(\text{s}) + \text{Al}^{3+}(\text{aq})$

[0,50 p]

- d) Electrodo negativo: Ánodo**

Electrodo positivo: Cátodo

Los electrones, al ser partículas de carga negativa que se liberan en el ánodo, **van del ánodo al cátodo**

[0,25 p]

E2 Solución

[1,50 p]

- a)

| | | | | |
|-----------------------|-----------------------------|--|-------|--------------------|
| Compuesto | Cl ₂ | CaCl ₂ | Ca | C(diamante) |
| Átomos | No-metal + no-metal | Metal + no-metal | Metal | No-metal |
| Tipo de enlace | Molécula covalente (apolar) | Iónico (Ca ²⁺ y Cl ⁻) | - | Red covalente (3D) |

[0,50 p]

- b) Conductor en estado sólido: **Ca**. Los metales son conductores porque la nube de electrones deslocalizados que se genera en el enlace metálico permite la movilidad electrónica.

[0,25 p]

- c) Conductor fundido o en disolución acuosa: **CaCl₂**. Los compuestos iónicos son conductores cuando están fundidos o disueltos en agua porque la movilidad de partículas cargadas está permitida (iones), no así en estado sólido.

[0,25 p]

- d) Presenta el punto de fusión más bajo: **Cl₂**. Además de ser la única especie molecular, se trata de una molécula apolar. Por ende, las interacciones que se tendrán que superar en el proceso de fusión son fuerzas de Van der Waals de tipo dipolo instantáneo – dipolo inducido (fuerzas de London) El Cl₂ es un gas mientras que el resto de las especies son sólidas a temperatura ambiente.

[0,25 p]

- e) El único muy soluble en agua: **CaCl₂**. Los compuestos iónicos son muy solubles en disolventes polares como agua porque permiten la solvatación de los iones. (Nota: el Cl₂ gas se disuelve ligeramente en agua por medio de una reacción redox; sin embargo, al ser una especie apolar no es soluble en agua).

[0,25 p]