

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 ESPECIFICOS 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) Primero se calculan los moles iniciales de reactivo:

Si $PM(HCl) = 36,45 \text{ g/mol}$ y $PM(O_2) = 32,0 \text{ g/mol}$

$n_{HCl} = 32,8 / 36,45 = 0,9 \text{ moles}$

$n_{O_2} = 38,4 / 32,0 = 1,2 \text{ moles}$

Equilibrio:

	$4 HCl(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2 Cl_2(g) + 2 H_2O(g)$			
Moles iniciales	0,9	1,2	0	0
Equilibrio	$0,9-4x$	$1,2-x$	$2x$	$2x$

Se calculan los moles de los productos en equilibrio,

$PM(Cl_2) = 71 \text{ g/mol}$

$n_{Cl_2} = 28,4 / 71 = 0,4 \text{ moles} \rightarrow x = 0,2$

Así, el número de moles de las demás especies en equilibrio:

$n_{HCl} = 0,9 - 0,8 = 0,1 \text{ moles}$

$n_{O_2} = 1,2 - 0,2 = 1,0 \text{ moles}$

$n_{H_2O} = 0,4 \text{ moles}$

Si se parte de la definición de la constante de equilibrio K_c ,

$$K_c = \frac{[Cl_2]^2 [H_2O]^2}{[HCl]^4 [O_2]}$$

y si se sustituyen los datos ($V = 10 \text{ L}$):

$$K_c = \frac{[0,4/10]^2 [0,4/10]^2}{[0,1/10]^4 [1/10]} = 2,56 \cdot 10^3$$

Relación entre las constantes de equilibrio K_p y K_c : $K_p = K_c (R \cdot T)^{\Delta n}$

Como $\Delta n = -1$ y $T = 273 + 400 = 673 \text{ K}$

$$K_p = 2,56 \cdot 10^3 \cdot (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 673 \text{ K})^{-1}$$

$K_p = 46,38$

[0,75 p]

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 aumenta la presión del recipiente, el sistema recupera el equilibrio desplazándose hacia el lado que presenta el menor número de moles. Como en los productos (4) hay menos moles gaseosos que en los reactivos (5), la reacción se desplazará hacia la derecha; es decir, **se generará más Cl₂**.

[0,50 p]

c) La especie oxidante es O₂, porque su estado de oxidación pasa de 0 a -2 (H₂O).

La especie reductora es Cl⁻, porque su estado de oxidación pasa de -1 a 0 (Cl₂).

[0,25 p]

d) Primero, se plantea el equilibrio de vaporización:



Posteriormente, como ambas especies se encuentran en equilibrio, se tiene que cumplir que $\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 0$

$$\text{Es decir, } T_{\text{ebull}} = \Delta H_{\text{vap}} / \Delta S_{\text{vap}}$$

Si se sustituyen los valores, $T_{\text{ebull}} = \Delta H_{\text{vap}} / \Delta S_{\text{vap}} = 10,2 \cdot 10^3 / 42,7 = 239 \text{ K} = -34 \text{ °C}$

(Es lógico que la entalpía y entropía de vaporización sean positivas, ya que en el proceso de vaporización hay que aportar energía al sistema y el desorden aumenta al pasar de fase líquida a gaseosa. Que la temperatura de ebullición sea negativa (°C) también es lógico ya que se trata de un gas a temperatura ambiente.)

[0,50 p]

BLOQUE B: SOLUCIONES (Anexo)

B1. Solución

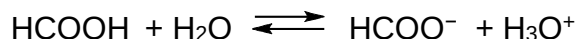
[2,00 p]

a) Ácido fórmico: HCOOH, PM = 12 + 16 x 2 + 1 x 2 = 46 g/mol

$$[\text{HCOOH}] = \frac{1,2 \cdot 10^{-6} \text{ g} / 46 \text{ g/mol}}{1 \cdot 10^{-6} \text{ L}} = 0,026 \text{ M}$$

[0,25 p]

b) La reacción de hidrólisis del ácido débil es la siguiente:



Conc. inicial	0,026	0	0
---------------	-------	---	---

En equilibrio	0,026 - x	x	x
---------------	-----------	---	---

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{x^2}{(0,026-x)} \approx \frac{x^2}{0,026} = 1,8 \cdot 10^{-4}$$

$x^2 = 4,7 \cdot 10^{-6}$, por lo tanto $x = 2,17 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

La aproximación es adecuada ya que se trata de un ácido débil.

pH = $-\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log [x] = -\log [2,17 \cdot 10^{-3}] = 2,66$

[0,75 p]

c) Como el HCl es un ácido fuerte, se disocia completamente en agua.

Por lo tanto, para que ambas disoluciones presenten el mismo pH se tiene que cumplir que $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 2,17 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.

En la disolución inicial hay $0,01 \text{ M} \times 10 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 10^{-4}$ moles de HCl

$[\text{HCl}] = 2,17 \cdot 10^{-3} \text{ M} = 10^{-4} \text{ mol} / V_{\text{dis}} \rightarrow V_{\text{dis}} = 0,046 \text{ L} = 46 \text{ mL}$

Por lo tanto, **el volumen de agua que hay que añadir es $46 - 10 = 36 \text{ mL}$**

[0,50 p]

d) La base conjugada del ácido débil HCOOH es **HCOO⁻** y por lo tanto, se trata de una **base débil**.

La base conjugada del ácido fuerte HCl es el **Cl⁻** y por lo tanto, es **no-básico**.

En conclusión, **el pH de una disolución del ion formiato es más elevado que el de una disolución de ion cloruro que presenta la misma concentración.**

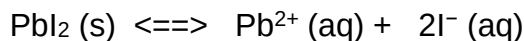
[0,50 p]

B2. Solución

[2,00 p]

a) Se calcula la solubilidad de cada una de las sales:

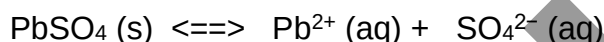
PbI₂



Saturación s 2s

Por lo tanto, $K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^{-}]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 1,39 \cdot 10^{-8}$ **$s = 1,51 \cdot 10^{-3} \text{ M}$**

PbSO₄



Saturación s s

Por lo tanto, $K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = s^2 = 1,60 \cdot 10^{-8}$ **$s = 1,26 \cdot 10^{-4} \text{ M}$**

Como $1,26 \cdot 10^{-4} \text{ M} < 1,51 \cdot 10^{-3} \text{ M}$, PbI₂ es más soluble que PbSO₄.

[0,75 p]

b) El yoduro de sodio es una sal soluble en agua; por lo tanto, se disocia completamente en los iones Na⁺ y I⁻.

En el caso del sulfato de plomo(II), la solubilidad de la sal aumentará por el efecto salino. Al no presentar iones comunes, la fuerza iónica aumenta reduciendo la interacción entre los iones de la sal original y reduciendo así su capacidad de precipitar.

Por el contrario, para el **yoduro de plomo(II)**, en la disolución de yoduro de sodio aumenta la concentración de iones yoduro, generando el **efecto del ion común**. Así, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda; es decir, **la solubilidad del yoduro de plomo(II) disminuye**.

[0,50 p]

c) Primero se calculan las nuevas concentraciones para los iones I⁻ y SO₄²⁻.

Como el volumen total de la disolución es 20 + 20 = 40 mL,

$$[\text{I}^{-}] = \frac{0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 20 \cdot 10^{-3} \text{ L}}{40 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,25 \text{ M}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 20 \cdot 10^{-3} \text{ L}}{40 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,5 \text{ M}$$

Del producto de solubilidad, $K_{ps} = [Pb^{2+}] \cdot [I^-]^2 = 1,39 \cdot 10^{-8}$

Por lo tanto, cuando PbI_2 comienza a precipitar, $[Pb^{2+}] = \frac{1,39 \cdot 10^{-8}}{(0,25)^2} = 2,22 \cdot 10^{-7} M$

Por otro lado, como $K_{ps} = [Pb^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = 1,60 \cdot 10^{-8}$,

cuando $PbSO_4$ comienza a precipitar: $[Pb^{2+}] = \frac{1,6 \cdot 10^{-8}}{0,5} = 3,20 \cdot 10^{-8} M$

Por consiguiente, el primero en precipitar es el $PbSO_4$.

[0,75 p]

BLOQUE C: SOLUCIONES (Anexo)

C1. Solución

[2,00 p]

a) Identificación del tipo de enlace

• **Compuesto X: Enlace iónico.** Se justifica por el alto punto de fusión ($1520^\circ C$) y porque conduce la electricidad en estado fundido (movilidad iónica) pero no en estado sólido (los iones están fijos en las posiciones que adoptan en la red cristalina).

• **Compuesto Y: Molécula covalente.** Se justifica por el bajo punto de fusión ($-112^\circ C$) y que sea un gas a temperatura ambiente. Son características propias de compuestos con fuerzas intermoleculares débiles.

• **Compuesto Z: Red covalente.** Se justifica por el alto punto de fusión ($>3000^\circ C$), dureza elevada, insolubilidad en agua y la ausencia de conductividad eléctrica, propiedades características de sólidos que presentan redes covalentes extendidas (como el diamante o el cuarzo). En todos estos procesos hay que romper enlaces covalentes fuertes y además, este tipo de compuestos no presenta especies cargadas con movilidad (iones o electrones libres).

[0,75 p]

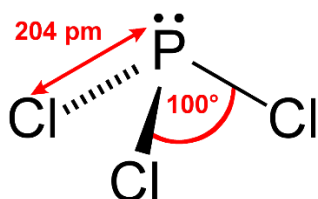
b) Estructura de Lewis y geometría molecular del compuesto Y:

P ($Z=15$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 \rightarrow 5$ electrones de valencia

Cl ($Z=17$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow 7$ electrones de valencia

Total: $5 + (3 \times 7) = 26$ electrones de valencia

El fósforo forma tres enlaces simples con tres átomos de cloro y posee un par de electrones no enlazante. Cada cloro completa su octeto con tres pares no enlazantes.



Según RPECV: 3 pares enlazantes + 1 par no enlazante = 4 pares de electrones totales

Geometría molecular: **pirámide trigonal**

La molécula es polar porque:

- Los enlaces P-Cl son polares (diferencia de electronegatividad)
- La geometría piramidal es asimétrica, por lo que los momentos dipolares no se cancelan.

[0,75 p]

c) Fuerzas intermoleculares en **Y** líquido:

En el compuesto **Y** líquido están presentes **las fuerzas de Van der Waals tipo dipolo-dipolo** permanente, ya que es una molécula polar.

[0,50 p]

C2. Solución

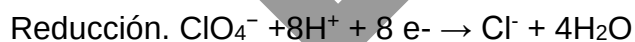
[2,00 p]

a) **Oxidación.** $C \rightarrow CO_2$. El estado de oxidación del oxígeno pasa de 0 a +4.

Reducción. $ClO_4^- \rightarrow Cl^-$. El estado de oxidación del cloro pasa de +7 a -1.

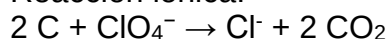
[0,25 p]

b) Semirreacciones

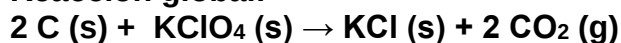


Multiplicando la segunda x 2 para igualar el número de electrones que se intercambian:

Reacción iónica:



Reacción global:



[0,50 p]

- c) Primero se calculan los moles de cloro gas liberados empleando la ecuación de los gases ideales:

$$P V = n R T$$

si, $V = 195 \text{ L}$, $P = 1 \text{ atm}$ y $T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{195 \cdot 1}{0,082 \cdot 298} = 7,98 \text{ mol CO}_2$$

Haciendo uso de la estequiometría de la reacción y suponiendo que el rendimiento de la reacción es del 100 %:

$$m_{\text{carbón}} = 7,98 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol C}}{2 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 95,76 \text{ g necesarios si fuesen puros}$$

Si han reaccionado 120 g, se calcula la pureza del carbón:

$$\text{Pureza} = 95,76 / 120 \times 100 = 79,8 \%$$

[0,75 p]

- d) **Sí.** En una combustión, se produce una oxidación rápida del combustible (a menudo carbón o materia orgánica) mediante un oxidante fuerte (en este caso, perclorato, aunque a menudo es el oxígeno del aire). Sin embargo, es necesario superar una energía de activación inicial (una chispa). En la reacción exotérmica, el combustible se oxida formando CO_2 en estado gaseoso y el oxidante se reduce (en este caso, a cloruro, aunque en el caso del oxígeno se libera vapor de agua).

[0,50 p]

BLOQUE D: SOLUCIONES (Anexo)

D1. Solución

[2,00 p]

- a) Procedimiento experimental y material

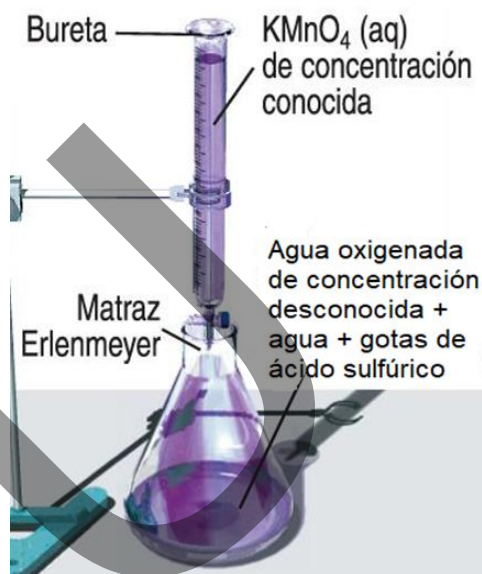
Material necesario:

- Bureta (de 25 mL)
- Matraz Erlenmeyer (de 250 mL)
- Pipeta aforada (de 2 mL) equipado con el correspondiente mecanismo de succión.
- Vaso de precipitados
- Soporte con pinza o nuez para bureta
- Embudo pequeño

Esquema del montaje: bureta sujeta al soporte conteniendo KMnO_4 , con la llave en la parte inferior; Erlenmeyer debajo de la bureta que conteniendo la muestra diluida de $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$

Procedimiento:

1. Se toma con la pipeta un volumen concreto de la solución antiséptica de agua oxigenada (por ej. 2 mL), y se coloca en un matraz Erlenmeyer. Se diluye con agua destilada hasta los ≈ 25 mL y se añaden unas gotas de ácido sulfúrico.
2. Llenar la bureta con la disolución 0,020 M de KMnO_4 , eliminando burbujas y enrasando al cero.
3. Añadir lentamente la disolución de la bureta sobre la disolución colocada en el Erlenmeyer mientras que se agita este último hasta que se produzca un cambio de color persistente. La disolución del matraz Erlenmeyer pasará de ser incolora a ser morada-rosácea, que no desaparece con la agitación.



[1,00 p]

b) Cálculo de la concentración

Paso 1: Calcular los moles de KMnO_4 consumidos:

$$n(\text{KMnO}_4) = M \times V = 0,020 \text{ mol/L} \times 0,0185 \text{ L} = 3,70 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Paso 2: Aplicar la estequiometría de la reacción (relación 2:5):

$$n(\text{H}_2\text{O}_2) = (5/2) \times 3,70 \times 10^{-4} = 9,25 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Paso 3: Calcular la masa de H_2O_2 , si $\text{PM} = 34 \text{ g/mol}$

$$m(\text{H}_2\text{O}_2) = 9,25 \times 10^{-4} \text{ mol} \times 34 \text{ g/mol} = 0,031 \text{ g}$$

Paso 4: Calcular la masa de la muestra original de 2,0 mL de disolución antiséptica:

$$m(\text{muestra}) = 2,0 \text{ mL} \times 1,01 \text{ g/mL} = 2,02 \text{ g}$$

Paso 5: Calcular el % en masa: $\% (m/m) = (0,031 \text{ g} / 2,02 \text{ g}) \times 100 = 1,53 \%$

[0,50 p]

c) Detección del punto final: El punto final de la permanganometría se detecta **visualmente** por la aparición de una **coloración rosada o violeta** pálida persistente en la disolución que se está valorando.

Durante la valoración, el ion permanganato (MnO_4^-) de color violeta intenso, se reduce a Mn^{2+} , que es prácticamente incoloro. **Mientras haya H_2O_2 en exceso, todo el KMnO_4 añadido reacciona inmediatamente**, por lo que la disolución permanece incolora. **Cuando se alcanza el punto de equivalencia**, ya no queda H_2O_2 para reaccionar, por lo que **la siguiente gota de KMnO_4 añadida no se reduce** y permanece en la disolución, dándole su color característico rosa-violeta.

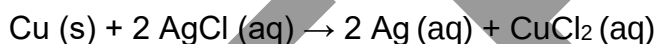
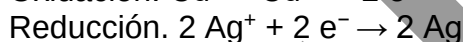
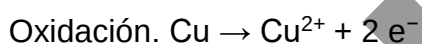
Por esta razón, el permanganato actúa como autoindicador, no siendo necesario añadir ningún indicador externo a la valoración.

[0,50 p]

D2. Solución

[2,00 p]

a) La reacción que se propone es la siguiente:



Para ver si la reacción tendrá lugar, habrá que analizar la espontaneidad del proceso:

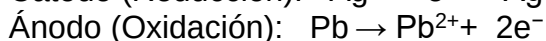
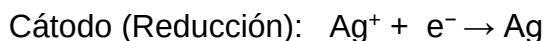
Para que la reacción sea espontánea, $\Delta G = -nFE < 0$ y por lo tanto $E^\circ_{\text{reacción}} > 0$.

$$E^\circ_{\text{reacción}} = E^\circ_{\text{reducción}} - E^\circ_{\text{oxidación}} = 0,80 - 0,34 = 0,46\text{ V} > 0 \text{ Es espontánea}$$

Por consiguiente, la afirmación es **VERDADERA**.

[0,50 p]

b) Para construir la pila, en el electrodo que presenta un potencial de reducción más alto tendrá lugar la reducción (cátodo), mientras que en el ánodo ocurre la oxidación.



Por lo tanto, la fuerza electromotriz de la pila (f.e.m.):

$$\epsilon_{\text{pila}}^0 = \epsilon_{\text{cátodo}}^0 - \epsilon_{\text{ánodo}}^0 = 0,80\text{ [V]} - (-0,13\text{ [V]}) = +0,93\text{ V}$$

Por lo tanto, la afirmación es **FALSA**.

[0,50 p]

c) Los metales que se oxidan fácilmente presentan potenciales de reducción negativos; por lo tanto, el Zn metálico será el que antes se oxide de todos los metales. Sin embargo, el más noble ("el que más cuesta oxidar") será la plata.

Por lo tanto, la afirmación es **FALSA**.

[0,50 p]

d) Para construir la pila, en el electrodo que presenta un potencial de reducción más alto tendrá lugar la reducción (cátodo), mientras que en el ánodo ocurre la oxidación.

Cátodo (Reducción): $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$

Ánodo (Oxidación): $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

Por lo tanto, la afirmación es **FALSA**.

[0,50 p]

BLOQUE E: SOLUCIONES (Anexo)

E1 Solución

[2,00 p]

a) Configuraciones electrónicas

A ($Z = 7$): $1s^2 2s^2 2p^3$

B ($Z = 17$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

C ($Z = 19$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Números cuánticos del último electrón de **C**:

- $n = 4$ (cuarto nivel energético)
- $l = 0$ (orbital tipo s)
- $m_l = 0$ (único valor posible para $l=0$)
- $m_s = -\frac{1}{2}$ (o $\frac{1}{2}$)

Es decir, $(4, 0, 0, \frac{1}{2})$ o $(4, 0, 0, -\frac{1}{2})$.

[0,50 p]

b) Primero, se sitúan los elementos en la Tabla Periódica:

A: 2º periodo y grupo 15 (N).

B: 3º periodo y grupo 17 (Cl).

C: 4º periodo y grupo 1 (K).

Radio atómico: **B < C**

Cuanto mayor sea la atracción que el núcleo ejerce sobre los electrones, más pequeño será el átomo. A medida que avanzamos de izquierda a derecha en un período de la tabla periódica (el número de electrones de valencia coincide con el número del grupo en el que se encuentran), la carga nuclear efectiva aumenta; en consecuencia, los átomos son cada vez más pequeños. Por otro lado, cuanto mayor sea el número de niveles de energía n de la capa de valencia (el valor del número cuántico n coincide con el número del período en el que se encuentran), los átomos serán más grandes. En este caso, como el elemento **C** pertenece al período 4 y al grupo 1 (está más abajo y más a la izquierda en la tabla periódica), sus átomos serán más grandes que los del elemento **B** (período 3 y grupo 17).

Primer potencial de ionización: **C < A**

El potencial de ionización define la dificultad para formar cationes, y aumenta a medida que los átomos son más pequeños. En este caso, como el elemento **C** pertenece al período 4 y al grupo 1 (se encuentra más abajo y a la izquierda en la tabla periódica), sus átomos son más grandes que los del elemento **A** (período 2 y grupo 15) y, por lo tanto, su potencial de ionización será menor.

[0,75 p]

c) Entre el no-metal **A** (grupo 15) y el no-metal **B** (halógeno): **enlace covalente**

A posee 5 electrones de valencia (grupo 15) y los compartirá con **B**, que es más electronegativo (elemento del grupo 17), para alcanzar la configuración electrónica de capa completa propia de los gases nobles. Como a **A** le faltan 3 electrones para completar el octeto y a **B** solo 1, se formará una estructura molecular **AB₃** (NCl₃) y los enlaces covalentes entre **A** y **B** serán enlaces simples/sencillos.

Entre el no-metal **B** (halógeno) y el metal **C** (metal alcalino): **enlace iónico**

B posee 7 electrones de valencia (grupo 17) y una alta afinidad electrónica; por ello, tenderá a captar un electrón y formar el ion **B⁻**, completando así su octeto. En cambio, **C** tiene un solo electrón de valencia (grupo 1) y un potencial de ionización bajo; por ello, tenderá a perder un electrón y formar el ion **C⁺**, completando también su octeto. Por tanto, la fórmula del compuesto iónico será **CB** (KCl).

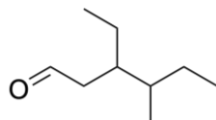
[0,75 p]

E2 Solución

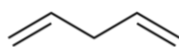
[2,00 p]

a) Formulas semidesarrolladas:

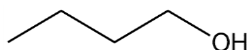
- 3-etil-4-metilhexanal: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}(\text{CH}_2\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CHO}$



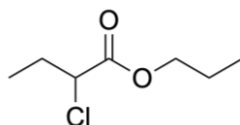
- Penta-1,4-dieno: $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2$



- Butan-1-ol: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$

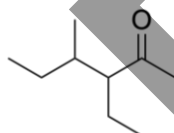


- 2-clorobutanoato de propilo: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OOCCHClCH}_2\text{CH}_3$

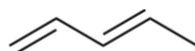


[1,00 p]

b) Isómero de función. 3-etil-4-metil-hexan-2-ona (cetona)

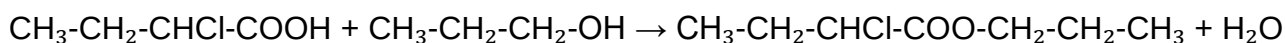


Isómero de posición: penta-1,3-dieno



[0,50 p]

c) Ecuación química:



Reactivos: ácido 2-clorobutanoico y propanol

Productos: 2-clorobutanoato de propilo y agua

Tipo de reacción: Esterificación

[0,50 p]