

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 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

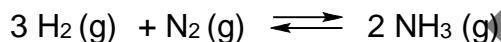
1. Con el único propósito de facilitar la labor de los correctores, se adjuntan las soluciones de los ejercicios de los exámenes en varios anexos.
 2. El objeto de los anexos no es ofrecer “exámenes perfectos”, sino recopilar brevemente las respuestas correctas.
 3. En los anexos se detallan las puntuaciones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

BLOQUE A. SOLUCIÓN (Anexo)

A. Solución

[2,00 p]

a) Equilibrio:



De la representación de la constante de equilibrio,

$$K_p = \frac{P_{\text{NH}_3}^2}{P_{\text{N}_2} P_{\text{H}_2}^3}$$

Y sustituyendo los datos:

~~$$K_p = \frac{P_{\text{NH}_3}^2}{3,5 \cdot (4,2)^3} = 4,34 \cdot 10^{-3}$$~~

~~$$P_{\text{NH}_3} = 1,06 \text{ atm}$$~~

Relación entre las constantes de equilibrio K_p y K_c :

~~$$K_p = K_c (R \cdot T)^{\Delta n}$$~~

Como $\Delta n = -2$ y $T = 273 + 20 = 293 \text{ K}$

~~$$4,34 \cdot 10^{-3} = K_c \cdot (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 293 \text{ K})^{-2}$$~~

~~$$K_c = 2,5$$~~

[0,50 p]

b) 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.

~~$$\Delta H^\circ = \sum n_p \Delta H_{f,p}^\circ - \sum n_r \Delta H_{f,r}^\circ = 2 \cdot \Delta H_{f,\text{NH}_3}^\circ = 2 \cdot (-46,2) = -92,4 \text{ kJ/mol}$$~~

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

Empleando el mismo método para el cálculo de la entropía:

~~$$\Delta S^\circ = 2 S^\circ(\text{NH}_3, \text{g}) - S^\circ(\text{N}_2, \text{g}) - 3 S^\circ(\text{H}_2, \text{g}) = 2 \cdot 192,3 - 191,5 - 3 \cdot 130,6 = -198,7 \text{ J/mol K}$$~~

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 $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$,

~~$$\Delta G = -92,4 \cdot 10^3 - 293 \cdot (-198,7) = -34181 \text{ J/mol} = -34,2 \text{ kJ/mol}$$~~

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

[0,50 p]

c) 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 hay menos moles gaseosos que en los reactivos, la reacción se desplazará hacia la derecha; es decir, **se generará más NH₃**.

[0,50 p]

d) El pH de la disolución será ligeramente **ácido**. El NH₄NO₃ proviene de un ácido fuerte (ácido nítrico) y una base débil (amoníaco). Por lo tanto, el catión amonio será ligeramente ácido, mientras que el anión nitrato es no-básico.

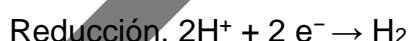
[0,50 p]

BLOQUE B: SOLUCIONES (Anexo)

B1. Solución

[2,50 p]

a) 1^a reacción:

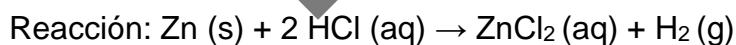


$$E^0_{\text{reacción}} = E^0_{\text{reducción}} - E^0_{\text{oxidación}} = 0 - 0,34 = -0,34 \text{ V} < 0 \text{ No-espontánea}$$

2^a reacción



$$E^0_{\text{reacción}} = E^0_{\text{reducción}} - E^0_{\text{oxidación}} = 0 - (-0,76) = 0,76 \text{ V} > 0 \text{ Espontánea}$$



[0,50 p]

b) Reductor: Zn Oxidante: HCl

[0,25 p]

c) Empleando la estequiometría de la reacción recién citada,

$$5 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} = 7,64 \cdot 10^{-2} \text{ mol H}_2$$

De la ecuación de los gases ideales

$$P V = n R T$$

si,

$$P = 700 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,92 \text{ atm}$$

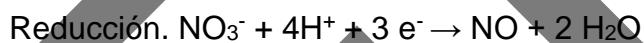
$$T = 50 + 273 = 323 \text{ K}$$

$$V = \frac{n R T}{P} = \frac{7,64 \cdot 10^{-2} \cdot 0,082 \cdot 323}{0,92} = 2,2 \text{ L H}_2$$

[0,75 p]

d) El metal que no se disuelve en HCl es el Cu:

Las semirreacciones



Multiplicando la primera x3 y la segunda x2 para igualar el número de electrones que se comparten:



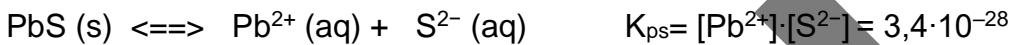
$$E^0_{\text{reacción}} = E^0_{\text{reducción}} - E^0_{\text{oxidación}} = 0,78 - 0,34 = 0,44 \text{ V} > 0 \text{ Espontánea}$$

[1,00 p]

B2. Solución

[2,50 p]

a) Reacción de hidrólisis de la sal en agua:



Saturación s s

Para calcular la concentración de Pb^{2+} :

$$K_{\text{ps}} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}] := s^2 = 3,4 \cdot 10^{-28} \quad s = [\text{Pb}^{2+}] = 1,84 \cdot 10^{-14} \text{ M}$$

Como la concentración máxima legislada es de $7,2 \cdot 10^{-8}$ M,
la concentración de iones plomo(II) NO supera la concentración máxima legislada.

b) El sulfuro de amonio es una sal soluble en agua que se disocia totalmente en los iones NH_4^+ y S^{2-} . Al añadirlo sobre el sulfuro de plomo(II), el incremento de la concentración de los iones sulfuro genera el efecto del ion común de tal forma que el equilibrio se desplaza hacia la izquierda; es decir, **la solubilidad del sulfuro de plomo(II) disminuye**.

[0,50 p]

c) Primero, se calcula la nueva concentración de iones sulfuro y plomo(II):

$$\text{Moles de Pb}^{2+} = M \cdot V = 4 \cdot 10^{-4} \text{ M} \cdot 0,10 \text{ L} = 4 \cdot 10^{-5} \text{ mol;}$$

$$\text{Moles de } S^{2-} = M \cdot V = 2 \cdot 10^{-3} \text{ M} \cdot 0,25 \text{ L} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol;}$$

Por lo tanto, siendo los volúmenes aditivos.

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{n_{\text{Pb}^{2+}}}{V_{\text{dis}}} = \frac{4 \cdot 10^{-5} \text{ mol}}{0.35 \text{ L}} = 1,14 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{S}^{2-}] = \frac{n_{\text{SO}_4^{2-}}}{V_{\text{dis}}} = \frac{5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{0.35 \text{ L}} = 1,43 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Si se calcula el producto iónico Q y se compara con el producto de solubilidad K_s , se puede saber si se formará algún precipitado:

$$Q = [Pb^{2+}] \cdot [S^{2-}] = 1.14 \cdot 10^{-4} \cdot 1.43 \cdot 10^{-3} = 1.63 \cdot 10^{-7}$$

Como el valor de Q es muy superior a la K_s del sulfuro de plomo(II) ($3,4 \cdot 10^{-28}$) se confirma que **se formará precipitado**.

[1,00 p]



BLOQUE C: SOLUCIONES (Anexo)

C1. Solución

[2,50 p]

a)

NaBr	H ₂ O	CH ₄	Ag	C(diamante)
Metal + no- metal	No-metal + no-metal	No-metal + no-metal	Metal	No-metal
Tipo de enlace	Iónico	Molécula covalente	Molécula covalente	Metálico

NaBr: compuesto iónico tridimensional formado por los iones Na⁺ y Br⁻.

H₂O: molécula covalente.

CH₄: molécula covalente.

Ag: metal.

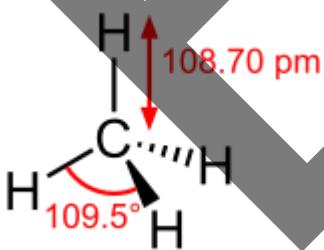
Diamante: red covalente tridimensional. Cada átomo de C se une a otros cuatro mediante enlace covalente.

b) Para el CH₄:

[0,50 p]

Configuración electrónica. C: 1s² 2s² 2p²

El átomo de C posee cuatro electrones en la capa más externa, que comparte con cuatro átomos de H. De esta forma, se establecen cuatro enlaces covalentes sencillos (cuatro pares de electrones enlazantes). Por consiguiente, la **geometría** será **tetraédrica** y la **molécula apolar**. Al ser una molécula apolar, las fuerzas intermoleculares serán del tipo **fuerzas de London o dipolo instantáneo-dipolo inducido**.



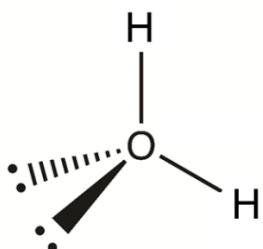
Para el H₂O:

Configuración electrónica. O: 1s² 2s² 2p⁴

H₂O. En esta molécula el átomo de O posee seis electrones en la capa más externa, de los cuales comparte dos con dos átomos de H. De esta forma, se establecen, dos enlaces covalentes sencillos (dos pares de electrones enlazantes) y quedan otros cuatro



electrones, es decir, dos pares electrónicos no-enlazantes sin compartir. Por tanto, dos pares enlazantes y dos no enlazantes, resultan en una distribución electrónica tetraédrica alrededor del átomo de central. Sin embargo, la **geometría molecular** es **angular** y por lo tanto, la molécula es polar. Al ser una molécula polar, las fuerzas intermoleculares serían de tipo dipolo-dipolo. No obstante, al presentar un átomo de alta electronegatividad como el O unido a átomos de H, las fuerzas intermoleculares predominantes serán de tipo **enlaces de hidrógeno**.



Para moléculas de peso molecular similar, como los enlaces de hidrógeno son más fuertes que las fuerzas de London, el **punto de ebullición del agua (100 °C)** es mucho más elevado que el del metano (-162°C). De hecho, el agua es líquida a temperatura ambiente, mientras que el metano es un gas.

[1,50 p]

c) Para fabricar un hilo que conduce la electricidad: **Ag**. Los metales son conductores debido a que el movimiento electrónico está permitido en la nube de electrones deslocalizados que se genera al establecerse el enlace metálico.

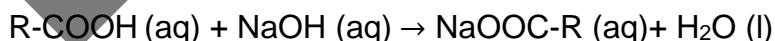
Para fabricar herramientas de corte: **diamante (C)**. Al presentar una red covalente tridimensional donde cada átomo de C se une a otros cuatro mediante enlaces covalentes fuertes, es el compuesto más duro de la naturaleza. Al contrario que los compuestos iónicos, es insoluble en agua, porque los enlaces covalentes apolares que deben romperse en su disolución son demasiado fuertes.

[0,50 p]

C2. Solución

[2,50 p]

a) El ácido débil se valora con una base fuerte siguiendo la siguiente reacción:



En el punto de equivalencia se cumple:

Número de moles de ácido = número de moles de la base

Al terminar la valoración se han consumido 8,2 mL de una disolución 0,05 M de NaOH,

$$0,05 \text{ M} \times 8,2 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 4,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol NaOH} \rightarrow 4,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol R-COOH}$$

Estos moles provienen de 20 mL de disolución; por lo tanto, la concentración molar del ácido es:

$$M_{R-COOH} = 4,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol / 0,02 L} = 0,02 \text{ M}$$

[0,50 p]

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



Conc. inicial	0,02	0	0
Equilibrio	0,02 - x	x	x

$$K_a = \frac{[R-COO^-][H_3O^+]}{[R-COOH]} = \frac{x^2}{(0,02-x)} \approx \frac{x^2}{0,02} = 1,38 \cdot 10^{-4}$$

$$x^2 = 2,76 \cdot 10^{-6} ; \text{ por lo que } x = 1,66 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

La aproximación es apropiada porque se trata de un ácido débil.

De la definición del grado porcentual de ionización,

$$\alpha = \frac{[\text{R}-\text{COO}^-] \text{ equilibrio}}{[\text{R}-\text{COOH}] \text{ inicial}} \cdot 100 = \frac{1,66 \cdot 10^{-3}}{0,02} \cdot 100 = \% 8,3$$

[0,50 p]

c) En el punto de equivalencia en pH de la disolución será **básico**. La sal NaOOCR proviene de un ácido débil y una base fuerte; por lo tanto, el anión será básico y el catión no-ácido.



[0,50 p]

d) Si se conoce el pH de la disolución se calcula la concentración de iones hidronio en equilibrio:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,2 \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 6,31 \cdot 10^{-3} \text{ M} = x$$

De la definición de la constante de acidez, se calcula la concentración inicial del ácido:

$$K_a = \frac{[R-COO^-][H_3O^+]}{[R-COOH]} = \frac{x^2}{[R-COOH]} = \frac{(6,31 \cdot 10^{-3})^2}{[R-COOH]} = 1,38 \cdot 10^{-4} \rightarrow [R-COOH] = 0,29 \text{ M}$$

Como la concentración es mayor que la de la leche de buena calidad

0,29 M >> 0,02 M no es de calidad (apta para el consumo).

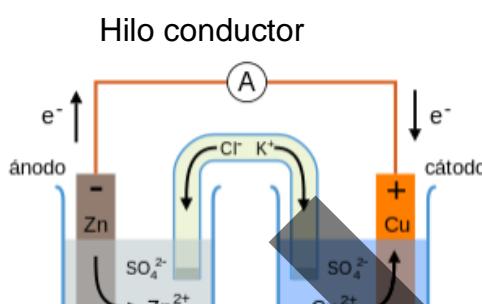
[1,00 p]

BLOQUE D: SOLUCIONES (Anexo)

D1. Solución

[1,50 p]

a) Dibujo/esquema de la pila:



Puente salino

Ánodo. Electrodo negativo: $Zn - 2 e^- \rightarrow Zn^{2+}$ Oxidación

Cátodo. Electrodo positivo: $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ Reducción

Reactivos necesarios:

- Disolución acuosa saturada de KCl (u otra sal inerte).
 - Electrodos de cobre y cinc metálico.
 - Disoluciones acuosas de CuSO_4 y ZnSO_4 .

[0,75 p]

b) Función del puente salino:

- Evitar la mezcla entre las dos disoluciones.
 - Permitir el contacto eléctrico entre las dos semipilas.
 - Mantener la neutralidad eléctrica de las dos semipilas.

[0,25 p]

c) Fuerza electromotriz de la pila original (f.e.m.):

$$\epsilon_{pila}^0 = \epsilon_{cátodo}^0 - \epsilon_{ánodo}^0 = 0,34 \text{ [V]} - (-0,76 \text{ [V]}) = + 1,10 \text{ V}$$

f.e.m. de la nueva pila:

$$\epsilon_{pila}^0 = \epsilon_{cátodo}^0 - \epsilon_{ánodo}^0 = 0,34 \text{ [V]} - (-0,13 \text{ [V]}) = + 0,47 \text{ V}$$

Si se sustituye el electrodo de Zn^{2+}/Zn por el de Pb^{2+}/Pb , la f.e.m. de la pila será más pequeña.

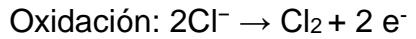
[0,50 p]



D2. Solución

[1,50 p]

a) Reacción que tiene lugar en el **ánodo** de la celda electrolítica:



Primero, se calcula el número de moles liberados en el proceso mediante la ecuación de los gases ideales:

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \cdot 0,050}{0,082 \cdot 293} = 2,08 \cdot 10^{-3} \text{ mol Cl}_2$$

Después, se calcula la carga de la corriente necesaria para generar esos moles:

$$Q = 2,08 \cdot 10^{-3} \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Cl}_2} \cdot \frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} = 401,65 \text{ C}$$

Por último, se calcula la intensidad de la corriente:

$$Q = I \cdot t = I \cdot 0,5 \text{ h} \cdot 3600 \text{ s/h} = 401,65 \text{ C} \rightarrow I = 0,22 \text{ A}$$

[1,00 p]

b) Reacción que tiene lugar en el **cátodo** de la celda electrolítica:



Carga de la corriente:

$$Q = I \cdot t = 2 \text{ A} \cdot 1 \text{ h} \cdot 3600 \text{ s/h} = 7200 \text{ C}$$

Empleando la constante de Faraday y conociendo la masa del Fe metálico que precipita, se calcula el número de electrones necesarios en el proceso:

$$m_{\text{Fe}} = 7200 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{n \text{ mol e}^-} \cdot \frac{55,8 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = 1,4 \text{ g Fe}$$

Como $n = 3$, la sal empleada es FeCl_3 .

[0,50 p]

BLOQUE E: SOLUCIONES (Anexo)

E1 Solución

[1,50 p]

- a) Configuración electrónica del elemento A: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ ($Z = 10 - Ne$)

Configuración electrónica del elemento B: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ ($Z = 17 - Cl$)

Configuración electrónica del elemento C: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$ ($Z = 19 - K$)

Los números cuánticos del electrón situado en el orbital 4s:

$n = 4, l = 0, m_l = 0, m_s = \frac{1}{2} \text{ o } -\frac{1}{2}$. Es decir, $(4, 0, 0, \frac{1}{2})$ o $(4, 0, 0, -\frac{1}{2})$.

[0,50 p]

- b) El potencial de ionización, que representa la dificultad para formar cationes, aumenta cuando avanzamos en el mismo periodo de la Tabla Periódica de izquierda a derecha porque aumenta la carga nuclear efectiva. Cuanto mayor es la atracción generada por el núcleo sobre el último electrón de valencia, más difícil será arrancarlo (se necesitará más energía) y, por lo tanto, mayor será el potencial de ionización

El número de electrones de valencia de cada átomo coincide con el número del grupo de la Tabla Periódica al que pertenece. Así, se concluye que elemento C es un metal alcalino (G1), mientras que B es un halógeno (G17). El primero presentará una gran tendencia para formar cationes porque obtiene la configuración electrónica de capa completa de un gas noble al perder su último electrón, pero el segundo requerirá de mucha más energía para arrancar su último electrón de valencia. Por lo tanto, en relación al **potencial de ionización**, **B > C.**

(Potencial de ionización, B (Cl) = 12,97 eV, C (K) = 4,34 eV).

[0,50 p]

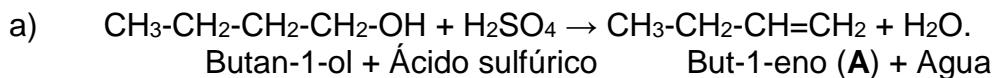
- c) El elemento B, con 7 electrones en su última capa, presentará gran tendencia para aceptar un nuevo electrón y conseguir la configuración electrónica de capa completa de un gas noble (alta afinidad electrónica). Por el contrario, tal y como se ha mencionado, C tenderá a perder su último electrón de valencia (potencial de ionización bajo). Así el metal alcalino C generará el catión C^+ y el halógeno B, el anión B^- , por lo que el **enlace** entre ambos será **iónico** y la fórmula del compuesto binario generado **CB** (KCl).

Por el contrario, **A** será el elemento que muestra la reactividad más baja, ya que presenta la configuración electrónica de capa completa típica de un gas noble (Ne) y, por lo tanto, no tenderá a perder, aceptar o compartir electrones en presencia de otros átomos.

[0,50 p]

E2 Solución

[1,50 p]



Deshidratación (Eliminación)

b) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH=CH}_2 + \text{HBr} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHBr-CH}_3 + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{Br}$
But-1-eno (**A**) + Bromuro de hidrógeno 2-bromobutano + 1-bromobutano

Adición sobre el doble enlace (hidrohalogenación).

Según la regla de Markonikov-en, el 2-bromobutano es el producto mayoritario.

c) CH₃-CH₂-CH=CH₂ But-1-eno (A)

CH3-CH=CH-CH3 But-2-eno – isómero de posición

$(CH_3)_2-C=CH_2$ 2-metilprop-1-eno - isómero de cadena

[0,50 p]

[0,50 p]

[0.50 pl]