UNIVERSIDAD DE CANTABRIA

EVALUACIÓN DE BACHILLERATO PARA EL ACCESO A LA UNIVERSIDAD

LOMCE – JUNIO 2017

QUÍMICA

INDICACIONES

Debe elegir una opción completa.

OPCIÓN DE EXAMEN N° 1

1. [2 PUNTOS] Dada la siguiente configuración electrónica de un átomo neutro en estado fundamental: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

a) [0,5 PUNTOS] Indica a qué grupo y periodo del Sistema Periódico pertenece el átomo.
b) [0,5 PUNTOS] Escribe la configuración electrónica en un estado excitado.
c) [0,5 PUNTOS] Escribe la configuración electrónica de un catión del átomo.
d) [0,5 PUNTOS] Indica los números cuánticos posibles del electrón diferenciador.

2. [2 PUNTOS] Dado el siguiente equilibrio: $H_2O(g) + C(s) \rightleftarrows CO(g) + H_2(g)$

Se sabe que la constante de equilibrio (Kc) a 900 °C es 0,003; mientras que Kc a 1200 °C es 0,2. Responde de forma razonada a las siguientes cuestiones:

a) [0,5 PUNTOS] ¿Cuál de las dos temperaturas es más adecuada para favorecer la producción de CO?
b) [0,5 PUNTOS] ¿Cómo afectaría a la reacción un aumento de presión?
c) [0,5 PUNTOS] Si se elimina H_2 a medida que se va formando, ¿hacia dónde se desplaza el equilibrio?
d) [0,5 PUNTOS] ¿La reacción es exotérmica o endotérmica?

3. [2 PUNTOS] Calcula el pH y la concentración de una disolución de ácido acético en agua si el grado de disociación es del 4,2 %.

DATO: $K_a = 1{,}80 \cdot 10^{-5}$.

4. [2 PUNTOS] La siguiente reacción redox tiene lugar en medio ácido:

$$MnO_4^- + Cl^- + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + Cl_2 + H_2O$$

Indica, razonando la respuesta, la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:
a) [0,5 PUNTOS] El Cl^- es el agente reductor.
b) [0,5 PUNTOS] El MnO_4^- experimenta una oxidación.
c) [0,5 PUNTOS] En la reacción, debidamente ajustada, se forman 4 moles de H_2O por cada mol de MnO_4^-.
d) [0,5 PUNTOS] El MnO_4^- también puede transformarse en Mn^{2+} en ácido nítrico (HNO_3).

5. [2 PUNTOS] Dados los siguientes compuestos: $CH_3CH_2COOCH_2CH_3$, $CH_3CH_2NH_2$, $CH_3CHClCH_2CH_3$, y $CH_3COCH_2CH_3$.

a) [1 PUNTO] Nómbralos e indica los grupos funcionales de cada uno de ellos.
b) [1 PUNTO] Escribe y nombra un isómero de cada uno de ellos.

www.yoquieroaprobar.es

EBAU JUNIO 2017 QUÍMICA OPCIÓN 1

1.- Dada la siguiente configuración electrónica de un átomo neutro en estado fundamental: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

a) **(0,5 p)** Indica a qué grupo y periodo del Sistema Periódico pertenece el átomo.

El período se asigna por el nivel de energía más alto ocupado (mayor n) y el grupo por la configuración electrónica del nivel de energía más alto ocupado (nivel de valencia).

A (Z = 11): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ $\begin{cases} Período:\ 3º \\ Grupo: 1\ o\ Alcalinotérreos\ (ns^1) \end{cases}$

b) **(0,5 p)** Escribe la configuración electrónica en un estado excitado.

Existen muchas posibilidades, basta con que la configuración tenga uno o más electrones ocupando subniveles de mayor energía, habiendo subniveles de menor energía vacíos o semiocupados. Una posibilidad sería:

A* (Z = 11): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3p^1$

c) **(0,5 p)** Escribe la configuración electrónica de un catión del átomo.

Por la configuración electrónica que presenta este átomo, se trata de un metal con tendencia a perder el único electrón de su nivel de valencia, formando un catión monopositivo.

A^+ (Z = 11): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

d) **(0,5 p)** Indica los números cuánticos posibles del electrón diferenciador.

El electrón diferenciador es el último electrón de la configuración, ya que es este electrón el que diferencia a este átomo de un átomo del elemento químico del elemento situado antes que el en la tabla periódica. En este átomo el electrón diferenciador ocupa el subnivel 3s. Por lo tanto, sus números cuánticos n y ℓ, son n = 3 y ℓ = 0. Para el valor del número cuántico m le damos uno de los valores posibles compatible con el valor de ℓ, en este caso solo sería válido el valor 0. Para el valor de s asignamos uno de los posibles: +1/2 o -1/2. Por lo que habría dos combinaciones posibles: (3, 0, 0, $\frac{1}{2}$) y (3, 0, 0, $-\frac{1}{2}$)

2.- Dado el siguiente equilibrio: **H_2O (g) + C (s) ⇆ CO (g) + H_2 (g)**
Se sabe que la constante de equilibrio (Kc) a 900 °C es 0,003; mientras que Kc a 1200 °C es 0,2. Responde de forma razonada a las siguientes cuestiones:

a) **(0,5 p)** ¿Cuál de las dos temperaturas es más adecuada para favorecer la producción de CO?

Se trata de un equilibrio heterogéneo cuya constante K_c es:

$$K_C = \frac{[CO]\ .\ [H_2]}{[H_2O]}$$

Un mayor valor de K_C indica que, cuando se alcanza el equilibrio, hay una mayor concentración de CO, por lo que trabajar a 1200 °C favorece la producción de CO.

b) **(0,5 p)** ¿Cómo afectaría a la reacción un aumento de presión?

Un aumento de la presión total, de acuerdo al principio de Le Chatelier, desplaza el equilibrio en el sentido en el que disminuye el número de moles de gas, por lo que el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

www.yoquieroaprobar.es

c) **(0,5 p)** Si se elimina H_2 a medida que se va formando, ¿hacia dónde se desplaza el equilibrio?

Por el principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplaza hacia la derecha, para favorecer la formación de H_2 y de este modo contrarrestar la disminución de concentración que se produce al irlo eliminando a medida que se va formando.

d) **(0,5 p)** ¿La reacción es exotérmica o endotérmica?

Al aumentar la temperatura se produce un aumento de la constante K_c, lo que implica que el equilibrio se desplaza hacia la derecha. Como el aumento de temperatura, de acuerdo al principio de Le Chatelier, favorece el proceso endotérmico, podemos deducir que se trata de un equilibrio endotérmico.

3.- (**2 p**) Calcula el pH y la concentración de una disolución de ácido acético en agua si el grado de disociación es del 4,2 %.

DATO: $K_a = 1{,}80.10^{-5}$

	$CH_3\text{-}COOH\ (ac)$	+ $H_2O\ (l)$ ⇄	$CH_3\text{-}COO^-\ (ac)$	+ $H_3O^+\ (ac)$
Conc. Inicial (mol/L)	c		--	--
Reacción (mol/L)	-cα		cα	cα
Conc. Equilibrio (mol/L)	c . (1-α)		cα	cα

$$K_a = \frac{[CH_3 - COO^-]\,.\,[H_3O^+]}{[CH_3 - COOH]} = \frac{c\alpha\,.\,c\alpha}{c\,.\,(1-\alpha)} = \frac{c\,.\,\alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow 1{,}8.10^{-5} = \frac{c\,.\,(0{,}042)^2}{1-0{,}042}$$

$$c = 9{,}78.10^{-3}\ mol/l$$

$$pH = -\log\,[H_3O^+] = -log\,(c\alpha) = -log\,(9{,}78.10^{-3}\ .\ 0{,}042) = -log\,(4{,}11.10^{-4}) = 3{,}39$$

Una forma alternativa de resolver el ejercicio es:

	$CH_3\text{-}COOH\ (ac)$	+ $H_2O\ (l)$ ⇄	$CH_3\text{-}COO^-\ (ac)$	+ $H_3O^+\ (ac)$
Conc. Inicial (mol/L)	c		--	--
Reacción (mol/L)	-x		x	x
Conc. Equilibrio (mol/L)	c-x		x	x

$$K_a = \frac{[CH_3 - COO^-]\,.\,[H_3O^+]}{[CH_3 - COOH]} = \frac{x\,.\,x}{c-x} = \frac{x^2}{c-x}$$

Y establecer el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\begin{cases} 1{,}8.10^{-5} = \dfrac{x^2}{c-x} \\ \dfrac{x}{c} = 0{,}042 \end{cases} \Rightarrow Resolviendo \begin{cases} c = 9{,}78.10^{-3}\ mol/L \\ x = 4{,}11.10^{-4}\ mol/L \end{cases}$$

$$pH = -log\,[H_3O^+] = -log\,(x) = -log\,(4{,}11.10^{-4}) = 3{,}39$$

4.- La siguiente reacción redox tiene lugar en medio ácido:

$$MnO_4^- + Cl^- + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + Cl_2 + H_2O$$

Indica, razonando la respuesta, la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:

Los procesos redox que tienen lugar son:

$$\begin{cases} Semirreacción\ de\ oxidación: & (2\,Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\,e^-)\,x\,5 \\ Semirreacción\ de\ reducción: & (MnO_4^- + 8\,H^+ + 5\,e^- \rightarrow Mn^{+2} + 4\,H_2O)\,x\,2 \end{cases}$$

$$Ajuste\ iónico:\ 10\,Cl^- + 2\,MnO_4^- + 16\,H^+ \rightleftarrows 5\,Cl_2 + 2\,Mn^{+2} + 8\,H_2O$$

www.yoquieroaprobar.es

a) **(0,5 p)** El Cl^- es el agente reductor.

Cierto, el Cl^- al oxidarse a cloro molecular cede electrones que favorecen la reducción del permanganato a Mn (II).

b) **(0,5 p)** El MnO_4^- experimenta una oxidación.

Falso, el permanganato experimenta una reducción, ya que capta electrones, lo que permite que el manganeso disminuya su número de oxidación de +7 a +2.

c) **(0,5 p)** En la reacción, debidamente ajustada, se forman 4 moles de H_2O por cada mol de MnO_4^-

Cierto, como podemos ver en el ajuste iónico de la reacción, a partir de 2 moles de permanganato se forman 8 moles de agua, es decir, se forman 4 moles de agua por cada mol de permanganato.

d) **(0,5 p)** El MnO_4^- también puede transformarse en Mn^{2+} en ácido nítrico (HNO_3).

Falso, si sustituimos el ácido clorhídrico por ácido nítrico, el permanganato ya no se reduce a manganeso (II) debido a que ni los iones nitrato ni los protones pueden oxidarse, ya que ambos se encuentran en el máximo estado de oxidación.

5.- Dados los siguientes compuestos: CH_3-CH_2-COO-CH_2-CH_3, CH_3-CH_2-NH_2, CH_3-$CHCl$-CH_2-CH_3, y CH_3-CO-CH_2-CH_3.

a) **(1 p)** Nómbralos e indica los grupos funcionales de cada uno de ellos.

CH_3-CH_2-COO-CH_2-CH_3: **Propanoato de etilo. Se trata de un éster (grupo funcional: éster)**

CH_3-CH_2-NH_2 **Etilamina. Se trata de una amina primaria (grupo funcional: amino)**

CH_3-$CHCl$-CH_2-CH_3: **2-clorobutano. Se trata de un derivado halogenado (grupo funcional: halo (cloro))**

CH_3-CO-CH_2-CH_3: **Butanona. Se trata de una cetona (grupo funcional: carbonilo)**

b) **(1 p)** Escribe y nombra un isómero de cada uno de ellos.

Hay varias posibles respuestas. Una podría ser:

- **Isómero del propanoato de etilo: CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-$COOH$ ácido pentanoico (isómero de función).**
- **Isómero de etilamina: CH_3-NH-CH_3 dietilamina (isómero de cadena)**
- **Isómero del 2-clorobutano: CH_2Cl-CH_2-CH_2-CH_3 1-clorobutano (isómero de posición).**
- **Isómero de la butanona: CH_3-CH_2-CH_2-CHO butanal (isómero de función).**

www.yoquieroaprobar.es

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 2

1. [2 PUNTOS] Para las siguientes moléculas: NH_3, H_2S, CH_4. Razona qué proposiciones de las siguientes son correctas y cuáles falsas:

a) [0,5 PUNTOS] La única con geometría lineal es H_2S.
b) [0,5 PUNTOS] La única con geometría tetraédrica es NH_3.
c) [0,5 PUNTOS] En los tres casos el átomo central presenta hibridación sp^3.
d) [0,5 PUNTOS] Las tres moléculas son polares.

DATOS: Números atómicos: C = 6; S = 16; N = 7; H = 1.

2. [2 PUNTOS] La solubilidad del hidróxido de cobre (II), $Cu(OH)_2$, es de $3{,}42 \cdot 10^{-7}$ mol/l.

a) [1 PUNTO] Calcula la constante del producto de solubilidad del $Cu(OH)_2$.
b) [1 PUNTO] Razona si se modificará el producto de solubilidad y la solubilidad al añadir una sal con un ión común.

3. [2 PUNTOS] Para el equilibrio $H_2(g) + CO_2(g) \rightleftarrows H_2O(g) + CO(g)$, la constante Kc = 4,40 a 2000 K.

a) [1 PUNTO] Calcula las concentraciones en el equilibrio cuando se introducen simultáneamente en un reactor de 4,68 litros, 1 mol de hidrógeno, 1 mol de dióxido de carbono y 2 moles de agua a dicha temperatura.
b) [1 PUNTO] ¿En qué sentido se establecerá el equilibrio cuando se introducen en dicho reactor 1 mol de hidrógeno, 1 mol de dióxido de carbono, 1 mol de monóxido de carbono y 2 moles de agua?

4. [2 PUNTOS] Al efectuar la electrolisis de una disolución de nitrato de cobalto (II), $Co(NO_3)_2$, se depositan 3,2 g de cobalto.

a) [0,5 PUNTOS] ¿Qué intensidad de corriente es necesaria para depositarlos en 10 minutos?
b) [0,5 PUNTOS] ¿Cuántos electrones han sido necesarios?
c) [0,5 PUNTOS] Si la sal de Co fuese un cloruro $CoCl_2$, ¿se necesitaría más tiempo con la misma intensidad?
d) [0,5 PUNTOS] Si el metal que se deposita fuese monovalente M^+, ¿se necesitaría el mismo número de electrones para depositar 3,2 g de dicho metal M?

DATOS: : Peso atómico Co = 59; Nº Avogadro: $6{,}023.10^{23}$; 96.500 culombios = 1 F.

5. [2 PUNTOS] La siguiente fórmula molecular, C_4H_8O, corresponde a varios compuestos orgánicos isómeros.

a) [1 PUNTO] Escribe la formula desarrollada de dos isómeros con grupos funcionales diferentes.

b) [1 PUNTO] Indica el grupo funcional y nombra los isómeros del apartado anterior.

www.yoquieroaprobar.es

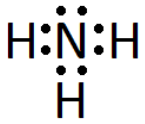
EBAU JUNIO 2017 QUÍMICA OPCIÓN 2

1.- Para las siguientes moléculas: NH_3, H_2S, CH_4. Razona qué proposiciones de las siguientes son correctas y cuáles falsas:

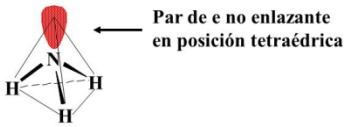
DATOS: Números atómicos C = 6 S = 16 N = 7 H = 1

En primer lugar voy a determinar la estructura de las tres moléculas utilizando diagramas de Lewis y la teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia. Según la teoría de repulsión de los pares de electrones, los pares de electrones que rodean al átomo central se disponen espacialmente lo más alejados posibles.

NH_3

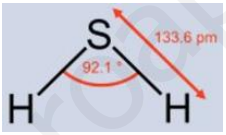


El átomo de nitrógeno se rodea de 4 pares de electrones, de los cuales uno es no-enlazante y tres son enlazantes. La geometría más probable es de pirámide trigonal.

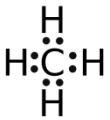


H_2S

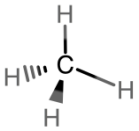
El átomo de azufre se rodea de 4 pares de electrones, de los cuales dos son no-enlazantes y dos son enlazantes. La geometría más probable es angular.



CH_4



El átomo de carbono se rodea de 4 pares de electrones, todos ellos enlazantes. La geometría más probable es tetraédrica.



a) **(0,5 p)** La única con geometría lineal es H_2S.

Falso. Como hemos visto, de acuerdo a la teoría de repulsión de los pares de electrones, ninguna de las tres moléculas es lineal. En el caso del H_2S, se trata de una molécula angular.

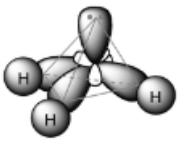
b) **(0,5 p)** La única con geometría tetraédrica es NH_3.

Falso. Como hemos visto, de acuerdo a la teoría de repulsión de los pares de electrones, de las tres moléculas, la única tetraédrica es el metano. En el caso del amoniaco, se trata de una molécula piramidal.

c) **(0,5 p)** En los tres casos el átomo central presenta hibridación sp^3.

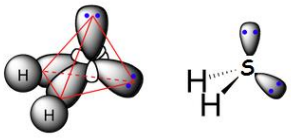
Cierto.

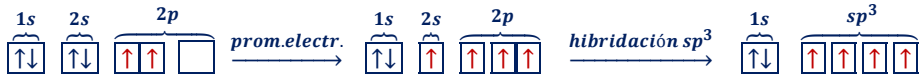
N (Z = 7):

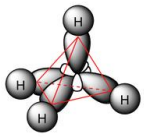


www.yoquieroaprobar.es

S (Z = 16):

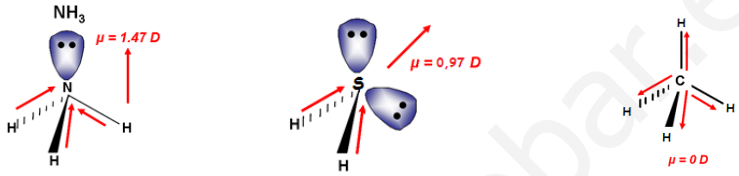


C (Z = 6): 



d) **(0,5 p)** Las tres moléculas son polares.

Falso. Solo son polares el amoniaco y el sulfuro de hidrógeno. El metano, debido a su simetría molecular es apolar.



2.- La solubilidad del hidróxido de cobre (II), $Cu(OH)_2$, es de $3{,}42.10^{-7}$ mol/L.

a) **(1 p)** Calcula la constante del producto de solubilidad del $Cu(OH)_2$.

	$Cu(OH)_2$ (s)	⇄	Cu^{+2} (ac)	+	2 OH^- (ac)
Conc. Inicial (mol/L)	a		--		--
Variación (mol/L)	-s		+s		+2s
Conc. Equilibrio (mol/L)	a - s		s		2s

$$K_{ps} = [Cu^{+2}] \cdot [OH^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot (3{,}42.10^{-7})^3 = 1{,}6.10^{-19}$$

b) **(1 p)** Razona si se modificará el producto de solubilidad y la solubilidad al añadir una sal con un ion común.

El valor del producto de solubilidad no varía, ya que como todas las constantes de equilibrio, solo cambia al modificar la temperatura.

Al añadir una sal con un ion común aumenta la concentración de dicho ion en la disolución, lo que provoca, según el principio de Le Chatelier, el desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda (efecto del ion común), produciéndose una disminución de la solubilidad.

3.- Para el equilibrio **H_2 (g) + CO_2 (g) ⇆ H_2O (g) + CO (g)**, la constante K_c = 4,40 a 2000 K.

a) **(1 p)** Calcula las concentraciones en el equilibrio cuando se introducen simultáneamente en un reactor de 4,68 litros, 1 mol de hidrógeno, 1 mol de dióxido de carbono y 2 moles de agua a dicha temperatura.

	H_2 (g)	+	CO_2 (g)	⇄	H_2O (g)	+	CO (g)
Moles iniciales	1		1		2		-
Reacción	-x		-x		+x		+x
Moles en equilibrio	1 - x		1 - x		2+x		x

$$K_C = \frac{[CO] \cdot [H_2O]}{[CO_2] \cdot [H_2]} \Rightarrow 4{,}4 = \frac{\left({}^{x}/_{4{,}68}\right) \cdot \left({}^{2+x}/_{4{,}68}\right)}{\left({}^{1-x}/_{4{,}68}\right) \cdot \left({}^{1-x}/_{4{,}68}\right)} \Rightarrow 4{,}4 = \frac{2x + x^2}{1 - 2x + x^2}$$

www.yoquieroaprobar.es

Resolviendo la ecuación:

$$x = 0,473\ mol$$

De modo que las concentraciones en el equilibrio son:

$$[H_2] = [CO_2] = \frac{1-x}{V} = \frac{1-0,473}{4,68} = 0,113\ \frac{mol}{L}; \qquad [H_2O] = \frac{2+x}{V} = \frac{2+0,473}{4,68} = 0,528\ \frac{mol}{L}$$

$$[CO] = \frac{x}{V} = \frac{0,473}{4,68} = 0,101\ \frac{mol}{L}$$

b) **(1 p)** ¿En qué sentido se establecerá el equilibrio cuando se introducen en dicho reactor 1 mol de hidrógeno, 1 mol de dióxido de carbono, 1 mol de monóxido de carbono y 2 moles de agua?

Calculamos el cociente de concentraciones en las condiciones iniciales:

$$Q = \frac{[CO]\,.\,[H_2O]}{[CO_2]\,.\,[H_2]} = \frac{\left(1/4,68\right)\cdot\left(2/4,68\right)}{\left(1/4,68\right)\cdot\left(1/4,68\right)} = 2 < K_C$$

Como el cociente de reacción es menor que la constante de equilibrio, para alcanzarse el equilibrio el sistema debe desplazarse hacia la derecha, incrementándose las concentraciones de CO y de agua, a la vez que disminuyen las concentraciones de hidrógeno y dióxido de carbono, hasta que el valor del cociente de reacción iguale al de la constante de equilibrio.

4.- Al efectuar la electrolisis de una disolución de nitrato de cobalto (II), $Co(NO_3)_2$, se depositan 3,2 g de cobalto.

DATOS: Peso atómico Co = 59 Nº Avogadro: $6,023.10^{23}$ 96.500 culombios = 1 F

a) **(0,5 p)** ¿Qué intensidad de corriente es necesaria para depositarlos en 10 minutos?

La reacción que tiene lugar en el cátodo de la celda electrolítica es: $Co^{+2} + 2\ e^- \rightarrow Co$

Calculamos en primer lugar la carga necesaria para depositar los 3,2 g:

$$Q = 3,2\ g\ Co\,.\,\frac{1\ mol\ Co}{59\ g}\,.\,\frac{2\ F}{1\ mol\ Co}\,.\,\frac{96500\ C}{1\ F} = 10467,8\ C$$

De modo que la intensidad de corriente necesaria para depositarlos en 10 minutos será:

$$I = \frac{Q}{t} = \frac{10467,8}{10\,.\,60} = 17,45\ A$$

b) **(0,5 p)** ¿Cuántos electrones han sido necesarios?

$$n = 10467,8\ C\,.\,\frac{1\ F}{96500\ C}\,.\,\frac{6,023.10^{23}\ e^-}{1\ F} = 6,53.10^{22}\ e^-$$

c) **(0,5 p)** Si la sal de Co fuese un cloruro $CoCl_2$, ¿se necesitaría más tiempo con la misma intensidad?

El tiempo sería el mismo ya que la reacción que tendría lugar en el cátodo sería la misma.

d) **(0,5 p)** Si el metal que se deposita fuese monovalente M^+, ¿se necesitaría el mismo número de electrones para depositar 3,2 g de dicho metal M?

La reacción que tendría lugar en el cátodo de la celda electrolítica sería: $M^+ + 1\ e^- \rightarrow M$

Para depositar 1 mol de metal M se necesita la mitad de electrones que se necesita para depositar 1 mol de cobalto. En cuanto a la masa no podemos decir nada, ya que no conocemos la masa atómica del metal M. Si el metal M tuviese una masa atómica similar a la del cobalto, se

www.yoquieroaprobar.es

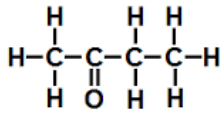
necesitarían aproximadamente la mitad de electrones para depositar la misma masa del metal M que de cobalto.

5.- La siguiente fórmula molecular, C_4H_8O, corresponde a varios compuestos orgánicos isómeros.

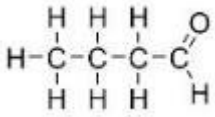
a) **(1 p)** Escribe la formula desarrollada de dos isómeros con grupos funcionales diferentes.

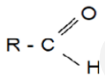
b) **(1 p)** Indica el grupo funcional y nombra los isómeros del apartado anterior.

Respondo los dos apartados conjuntamente.



(butanona, C_4H_8O. Cetona. Grupo funcional carbonilo: **)**



(butanal, C_4H_8O. Aldehído. Grupo funcional carbonilo:  **)**

www.yoquieroaprobar.es