

QUÍMICA

INDICACIONES

Debe elegir una opción completa.

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 1

1. [2 PUNTOS]

- a) [0,5 PUNTOS] Escribe las configuraciones electrónicas de los elementos A y B de números atómicos $Z = 11$ y $Z = 16$.
- b) [0,5 PUNTOS] Basándote en las configuraciones electrónicas anteriores indica de qué elementos se trata y razona la fórmula y tipo de enlace químico del compuesto binario que son capaces de formar.
- c) [0,5 PUNTOS] Utilizando el modelo de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia indica la geometría de la molécula CH_3Cl . Razona si se trata de una molécula polar.
- d) [0,5 PUNTOS] Explica cuál puede ser la razón de la diferencia en los puntos de ebullición de las siguientes sustancias:

Sustancia	Masa molecular	Punto de ebullición
CH_2O	30	-21°C
C_2H_6	30	-89°C

2. [2 PUNTOS] En el proceso de gasificación de la hulla, ésta se tritura, se mezcla con un catalizador y vapor de agua y se obtiene metano, CH_4 :



- a) [1 PUNTO] Dibuja los diagramas entálpicos para esta reacción, con y sin el catalizador, en los que se muestren las energías que intervienen.
- b) [1 PUNTO] ¿Aumentará la cantidad de metano que se obtiene?:
- 1) Al elevar la temperatura.
 - 2) Al elevar la presión.

3. [2 PUNTOS] Las constantes de acidez del ácido acético, CH_3COOH , y del ácido hipocloroso, HClO , son $1,8 \cdot 10^{-5}$ y $3,2 \cdot 10^{-8}$ respectivamente.

- a) [1 PUNTO] Escribe la reacción química que, de acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry, justifica el carácter básico de la lejía, hipoclorito de sodio (NaClO).
- b) [1 PUNTO] Demuestra cómo se puede calcular la constante de basicidad del ion acetato a partir de la constante de acidez del ácido acético.

4. [2 PUNTOS] Se dispone de sendos baños electrolíticos con disoluciones de Cu^{2+} y Ag^+ .

- a) [1 PUNTO] ¿Cuántos moles de cobre y de plata se depositarán al paso de una corriente de 5 amperios durante 193 minutos por sendos baños electrolíticos?
- b) [1 PUNTO] ¿Qué habría que hacer para depositar la misma cantidad de moles de cobre que la que se deposita de plata?

DATOS: 1 Faraday = 96500 culombios.

5. [2 PUNTOS]

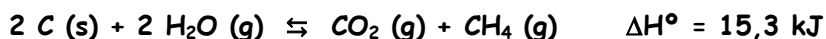
- a) [1 PUNTO] Clasifica cada uno de los siguientes compuestos orgánicos de acuerdo con sus grupos funcionales y nómbralos: 1) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$; 2) $\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{CH}_3$; 3) $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$; 4) CH_3COOH .
- b) [1 PUNTO] Escribe y nombra un producto de reducción del compuesto 4.

- d) (0,5 p) Explica cuál puede ser la razón de la diferencia en los puntos de ebullición de las siguientes sustancias:

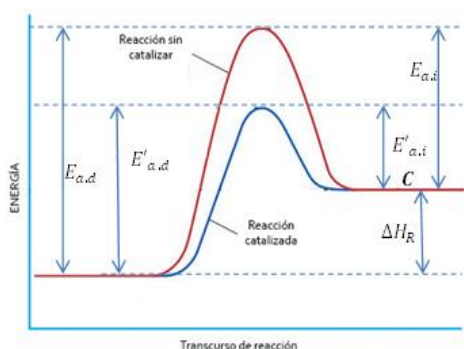
Sustancia	Masa molecular	Punto de ebullición
CH ₂ O	30	-21°C
C ₂ H ₆	30	-89°C

El metanal (CH₂O) y el etano (C₂H₆) son dos sustancias covalentes moleculares de baja polaridad. La diferencia entre sus puntos de ebullición se debe a que al aumentar el volumen molecular aumentan las fuerzas de Van der Waals, ya que las moléculas de mayor tamaño son más fácilmente polarizables y al ser más intensa la fuerza entre las moléculas se necesita más energía para separarlas.

2.- En el proceso de gasificación de la hulla, ésta se tritura, se mezcla con un catalizador y vapor de agua y se obtiene metano, CH₄:



- a) (1 p) Dibuja los diagramas entálpicos para esta reacción, con y sin el catalizador, en los que se muestren las energías que intervienen.



$E_{a,d}$: energía de activación del proceso directo sin catalizador.

$E'_{a,d}$: energía de activación del proceso directo con catalizador.

$E_{a,i}$: energía de activación del proceso inverso sin catalizador.

$E'_{a,i}$: energía de activación del proceso inverso con catalizador.

ΔH_R : entalpía de reacción.

- b) (1 p) ¿Aumentará la cantidad de metano que se obtiene?:

1) Al elevar la temperatura.

Un aumento de la temperatura favorece el proceso endotérmico, por lo que en este caso el equilibrio se desplaza hacia la derecha, **favoreciendo la obtención de metano**.

2) Al elevar la presión.

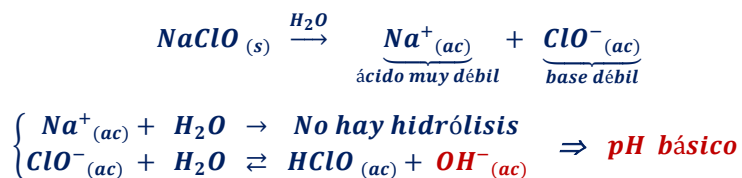
Un aumento de la presión desplaza el equilibrio en el sentido en el que disminuye el número de moles gaseosos. Como en este caso el número de moles gaseosos no varía, el equilibrio no se desplaza, por lo que **no se favorece la obtención de metano**.

3.- Las constantes de acidez del ácido acético, CH₃-COOH, y del ácido hipocloroso, HClO, son $1,8 \cdot 10^{-5}$ y $3,2 \cdot 10^{-8}$, respectivamente.

- a) (1 p) Escribe la reacción química que, de acuerdo con la teoría de Brönsted-Lowry, justifica el carácter básico de la lejía, hipoclorito de sodio (NaClO).

Se trata de una sal de ácido débil - base fuerte, en la que solo sufre hidrólisis el anión.

El catión sodio es un ácido muy débil, ya que es el conjugado de una base fuerte (el hidróxido de sodio). El anión hipoclorito es una base débil, ya que es el conjugado de un ácido débil (el ácido hipocloroso).



La reacción global es:



- b) (1 p) Demuestra cómo se puede calcular la constante de basicidad del ion acetato a partir de la constante de acidez del ácido acético.

Teniendo en cuenta los siguientes tres equilibrios:



$$K_a = \frac{[CH_3 - COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3 - COOH]}; \quad K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$$

$$K_b = \frac{[CH_3 - COOH] \cdot [OH^-]}{[CH_3 - COO^-]} \cdot \frac{[H_3O^+]}{[H_3O^+]} = \frac{K_w}{K_a}$$

4.- Se dispone de sendos baños electrolíticos con disoluciones de Cu^{2+} y Ag^+ .

- a) (1 p) ¿Cuántos moles de cobre y de plata se depositarán al paso de una corriente de 5 amperios durante 193 minutos por sendos baños electrolíticos?

DATOS: 1 Faraday = 96500 culombios.

La reacción que tiene lugar en el cátodo de cada baño electrolítico es:



La carga que ha circulado por ambos baños electrolíticos ha sido:

$$Q = I \cdot t = 5 \cdot (193 \cdot 60) = 57900 \text{ C}$$

De modo que los moles depositados de cada metal son:

$$n_{Cu} = 57900 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ F}}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cu}}{2 \text{ F}} = 0,3 \text{ mol}$$

$$n_{Ag} = 57900 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ F}}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ag}}{1 \text{ F}} = 0,6 \text{ mol}$$

- b) (1 p) ¿Qué habría que hacer para depositar la misma cantidad de moles de cobre que la que se deposita de plata?

Por la disolución que contiene la disolución de iones Ag^+ habría que hacer circular la mitad de carga que la que pasa por la disolución que contiene los iones Cu^{2+} .

Para ello o hacemos pasar la disolución de iones Ag^+ una corriente de la mitad de intensidad durante el mismo tiempo o hacemos pasar una corriente de la misma intensidad durante la mitad de tiempo.

5.-

- a) (1 p) Clasifica cada uno de los siguientes compuestos orgánicos de acuerdo con sus grupos funcionales y nómbralos: 1) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$; 2) $\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{CH}_3$; 3) $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$; 4) CH_3COOH .

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$ Se trata de una amina primaria, ya que presenta el grupo amino $-\text{NH}_2$. **Etilamina.**
 $\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{CH}_3$ Se trata de una cetona, ya que presenta el grupo carbonilo, $-\text{CO}-$, en un carbono secundario. **Butanona o Etilmetilcetona.**

$\text{CH}_3\text{COOCH}_3$ Se trata de un éster, ya que presenta el grupo éster, $-\text{COO}-$. **Etanoato de metilo o Acetato de metilo.**

CH_3COOH Se trata de un ácido carboxílico, ya que posee el grupo carboxilo, $-\text{COOH}$. **Ácido etanoico o Ácido acético.**

- b) (1 p) Escribe y nombra un producto de reducción del compuesto 4.

Un reductor débil reduciría el ácido acético a un aldehído, el etanal ($\text{CH}_3\text{-CHO}$), mientras que un reductor fuerte lo reduciría a un alcohol primario, el etanol ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$).

OPCIÓN DE EXAMEN N° 2

1. [2 PUNTOS] Explica las siguientes observaciones utilizando las diferentes teorías de enlace químico:

- a) [0,5 PUNTOS] La longitud del enlace C – C en el C_2H_4 es 0,134 nm, mientras que el enlace C – C en el C_2H_6 es de 0,154 nm.
- b) [0,5 PUNTOS] El NH_3 es una molécula piramidal pero el BH_3 es plana.
- c) [0,5 PUNTOS] El cloro molecular es un gas a temperatura ambiente mientras que el bromo molecular es un líquido a la misma temperatura.
- d) [0,5 PUNTOS] La temperatura de ebullición del H_2O es 373 K mientras que la del H_2S es de 212 K.

DATOS: Números atómicos C = 6; O = 8; Be = 4; B = 5; N = 7; Cl = 17; H = 1; Br = 35; S = 16.

2. [2 PUNTOS]

- a) [1 PUNTO] Escribe el equilibrio de solubilidad de yoduro de plomo (II), PbI_2 . Calcula la solubilidad en agua del yoduro de plomo (II) en moles $\cdot L^{-1}$.
- b) [1 PUNTO] Explica, justificando la respuesta, hacia donde se desplaza el equilibrio de precipitación si se añade a una disolución saturada de PbI_2 volúmenes de otra disolución de $PbSO_4$. ¿Se disolverá más o menos el yoduro de plomo (II)?

DATOS: $K_{ps}(PbI_2) = 1,4 \cdot 10^{-8}$.

3. [2 PUNTOS] Se tiene una disolución de ácido nítrico de pH 2,30.

- a) [0,5 PUNTOS] Determina el número de moles de ión nitrato en disolución sabiendo que el volumen de la misma es de 250 mL.
- b) [0,5 PUNTOS] Calcula la masa de hidróxido de sodio necesaria para neutralizar 25 mL de la disolución anterior.
- c) [0,5 PUNTOS] Determina el pH de la disolución obtenida al añadir 25 mL de hidróxido de sodio 0,001 M a 25 mL de la primera disolución de ácido nítrico, suponiendo que los volúmenes son aditivos.
- d) [0,5 PUNTOS] Variará el pH de la disolución inicial de ácido nítrico si se diluye con agua.

DATOS: Masas atómicas, (Na) = 23; (O) = 16; (H) = 1.

4. [2 PUNTOS] Los electrodos de una pila galvánica son de aluminio (Al) y cobre (Cu), introducidos en disoluciones 1 M de $AlCl_3$ y $CuCl_2$ respectivamente. Ambas disoluciones están unidas por un puente salino.

- a) [0,5 PUNTOS] Escribe las reacciones que se producen en cada electrodo, indicando cuál será el ánodo y cuál será el cátodo.
- b) [0,5 PUNTOS] Indica la especie oxidante y la reductora.
- c) [0,5 PUNTOS] Calcula la fuerza electromotriz de la pila.
- d) [0,5 PUNTOS] Razona si alguno de los dos metales produciría hidrógeno gaseoso al ponerlo en contacto con ácido clorhídrico (HCl). En caso afirmativo, escribe la reacción global correspondiente.

DATOS: $E^\circ(Al^{3+}/Al) = -1,67 V$; $E^\circ(Cu^{2+}/Cu) = 0,34 V$; $E^\circ(H^+/H_2) = 0,00 V$.

5. [2 PUNTOS]

- a) [1 PUNTO] Formula y nombra un compuesto en cada uno de los siguientes casos de isomería: 1) Un isómero del butano. 2) Uno de los isómeros geométricos de 2-buteno. 3) Un isómero de posición del 2-propanol. 3) Un isómero de función del propanal.
- b) [1 PUNTO] Escribe y nombra el producto que resulta de la adición de Cl_2 a $CH_2 = CH - CH_3$.

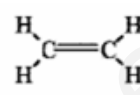
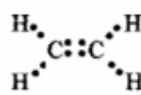
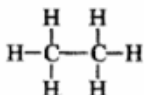
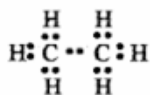
1.- Explica las siguientes observaciones utilizando las diferentes teorías de enlace químico:

DATOS: Números atómicos C = 6; O = 8; Be = 4; B = 5; N = 7; Cl = 17; H = 1; Br = 35; S = 16.

- a) (0,5 p) La longitud del enlace C - C en el C_2H_4 es 0,134 nm, mientras que el enlace C - C en el C_2H_6 es de 0,154 nm.

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

Si establecemos las estructuras de Lewis de ambas sustancias:



En el eteno (C_2H_4) existe un enlace covalente doble entre los dos átomos de carbono, mientras que en el etano (C_2H_6) existe un enlace covalente sencillo entre los dos átomos de carbono. Esta es la razón de que la longitud de enlace entre los dos átomos de carbono sea menor en el eteno que en el etano.

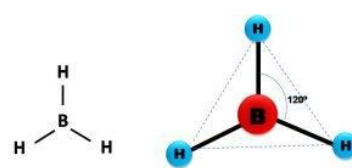
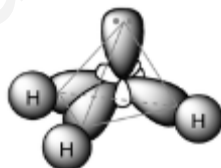
- b) (0,5 p) El NH_3 es una molécula piramidal pero el BH_3 es plana.

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

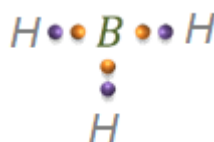
H (Z = 1): $1s^1$

El nitrógeno en el amoníaco forma una hibridación sp^3 , pero donde solo tres de los orbitales híbridos sp^3 son enlazantes (el cuarto es ocupado por un par de electrones no-enlazantes del átomo de nitrógeno). La geometría del amoníaco es de pirámide trigonal.

El boro cuando se combina con el hidrógeno adquiere una hibridación sp^2 . La geometría del trihidruro de boro es triangular plana.



También podemos responder utilizando el modelo de Lewis y el modelo de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (los pares de electrones que rodean al átomo central se disponen espacialmente lo más alejados posibles para disminuir la repulsión).

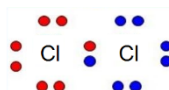


En el amoníaco el átomo de nitrógeno se rodea de 4 pares de electrones, de los cuales uno es no-enlazante y tres son enlazantes. La geometría más probable es la pirámide trigonal.

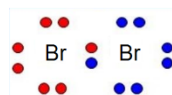
En el trihidruro de boro el átomo central, el B, está rodeado de 3 pares de electrones enlazantes, por lo que su geometría más probable es la triangular plana.

- c) (0,5 p) El cloro molecular es un gas a temperatura ambiente mientras que el bromo molecular es un líquido a la misma temperatura.

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



Br (Z = 35): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$



Ambas son sustancias covalentes moleculares apolares donde existe un enlace covalente sencillo entre los dos átomos de halógeno.

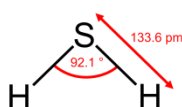
Por tratarse de sustancias apolares entre sus moléculas las únicas fuerzas intermoleculares son débiles fuerzas de dispersión o fuerzas de London. La intensidad de estas fuerzas aumenta con la masa molecular, esta es la razón por la que el bromo molecular, que tiene mayor masa molecular, es líquido, mientras que el cloro molecular, con menor masa molecular, es un gas.

d) (0,5 p) La temperatura de ebullición del H_2O es 373 K mientras que la del H_2S es de 212 K.

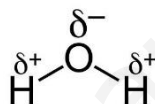
Ambas son sustancias covalentes moleculares polares, ya que ambas tienen estructura angular.



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.



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.



En ambas moléculas existen fuerzas intermoleculares de tipo Van der Waals, pero en el agua existen, además, enlaces de hidrógeno debido a la gran diferencia de electronegatividad entre el O y el H. La existencia de enlace de hidrógeno en el agua, que es el tipo de fuerza intermolecular más intensa, es lo que explica su mayor temperatura de ebullición.

2.-

a) (1 p) Escribe el equilibrio de solubilidad de yoduro de plomo (II), PbI_2 . Calcula la solubilidad en agua del yoduro de plomo (II) en $mol.L^{-1}$.

DATOS: $K_{ps}(PbI_2) = 1,4 \cdot 10^{-8}$

	$PbI_2 (s)$	$\rightleftharpoons$	$Pb^{+2} (ac)$	+	$2 I^- (ac)$
Concentración inicial (mol/L)	a		--		--
Variación (mol/L)	-s		+s		+2s
Concentración en equilibrio (mol/L)	a - s		s		2s

$$K_{ps} = [Pb^{+2}] \cdot [I^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1,4 \cdot 10^{-8}}{4}} = 1,52 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

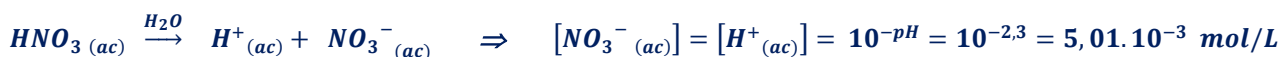
b) (1 p) Explica, justificando la respuesta, hacia donde se desplaza el equilibrio de precipitación si se añade a una disolución saturada de PbI_2 volúmenes de otra disolución de $PbSO_4$. ¿Se disolverá más o menos el yoduro de plomo (II)?

El aumento de la concentración de iones Pb^{+2} en la disolución, desplaza el equilibrio hacia la izquierda, de acuerdo al principio de Le Chatelier, **disminuyendo la solubilidad del yoduro de plomo**. Este proceso se conoce como "efecto del ion común".

3.- Se tiene una disolución de ácido nítrico de pH 2,30.

- a) (0,5 p) Determina el número de moles de ión nitrato en disolución sabiendo que el volumen de la misma es de 250 mL.

El ácido nítrico es fuerte por lo que se disocia completamente:

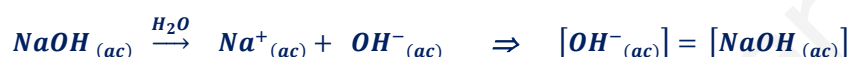


$$n_{\text{NO}_3^-} = 5,01 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,25 \text{ L} = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

- b) (0,5 p) Calcula la masa de hidróxido de sodio necesaria para neutralizar 25 mL de la disolución anterior.

DATOS: Masas atómicas, (Na) = 23; (O) = 16; (H) = 1.

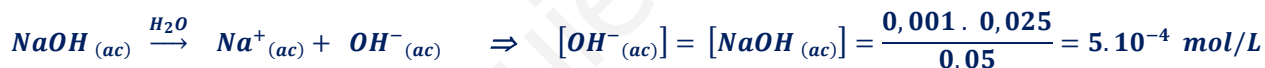
El hidróxido de sodio es una base fuerte que está completamente disociada:



$$n_{\text{NO}_3^-} = n_{\text{OH}^-} \Rightarrow n_{\text{NO}_3^-} = n_{\text{NaOH}} \Rightarrow n_{\text{NO}_3^-} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{M_{\text{molar}}} \Rightarrow m_{\text{NaOH}} = n_{\text{NO}_3^-} \cdot M_{\text{molar}}$$

$$m_{\text{NaOH}} = n_{\text{NO}_3^-} \cdot M_{\text{molar}} = 5,01 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,025 \text{ L} \cdot 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 5,01 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

- c) (0,5 p) Determina el pH de la disolución obtenida al añadir 25 mL de hidróxido de sodio 0,001 M a 25 mL de la primera disolución de ácido nítrico, suponiendo que los volúmenes son aditivos.



En esta mezcla hay un exceso de concentración de protones, lo que determinará que el pH final sea ácido.

$$[\text{H}^+_{(ac)}]_{\text{exc}} = 2,505 \cdot 10^{-3} - 5 \cdot 10^{-4} = 2,005 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+_{(ac)}]_{\text{exc}} = -\log 2,005 \cdot 10^{-3} = 2,7$$

- d) (0,5 p) Variará el pH de la disolución inicial de ácido nítrico si se diluye con agua.

Si, ya que disminuye la concentración de protones como consecuencia de la dilución.

Si la disolución de ácido nítrico tiene una concentración molar M, una disolución de x mL de dicha disolución tiene una concentración de protones:

$$[\text{H}^+_{(ac)}] = M$$

Si diluimos los x mL de ácido con y mL de agua, la disolución tiene una concentración de protones:

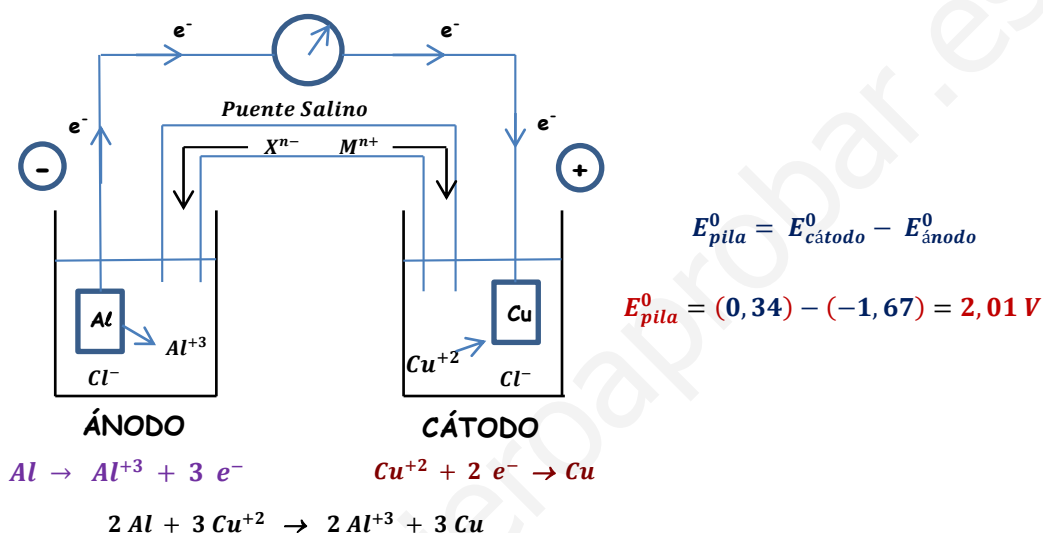
$$[\text{H}^+_{(ac)}]' = \frac{x \cdot M}{x + y} \Rightarrow [\text{H}^+_{(ac)}]' < [\text{H}^+_{(ac)}] \Rightarrow \text{pH}' > \text{pH}$$

4.- Los electrodos de una pila galvánica son de aluminio (Al) y cobre (Cu), introducidos en disoluciones 1 M de $AlCl_3$ y $CuCl_2$ respectivamente. Ambas disoluciones están unidas por un puente salino.

- (0,5 p) Escribe las reacciones que se producen en cada electrodo, indicando cuál será el ánodo y cuál será el cátodo.
- (0,5 p) Indica la especie oxidante y la reductora.
- (0,5 p) Calcula la fuerza electromotriz de la pila.

Contesto estos tres apartados a la vez.

En esta pila el electrodo de cobre actuará de cátodo, ya que al poseer un mayor potencial normal de reducción los iones Cu^{+2} se reducen más fácilmente que los iones Al^{+3} . La especie oxidante son los iones Cu^{+2} , ya que experimentan una reducción; mientras que el reductor es el aluminio metálico, ya que experimenta una oxidación.



- (0,5 p) Razona si alguno de los dos metales produciría hidrógeno gaseoso al ponerlo en contacto con ácido clorhídrico (HCl). En caso afirmativo, escribe la reacción global correspondiente.

DATOS: $E^0 (Al^{3+}/Al) = -1,67 V$; $E^0 (Cu^{2+}/Cu) = 0,34 V$; $E^0 (H^+/H_2) = 0,00 V$.

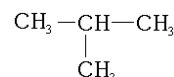
Para que un metal pueda reducir los protones a hidrógeno gaseoso debe tener un potencial normal de reducción inferior al del H^+/H_2 , por lo que solo el aluminio tiene esta capacidad.



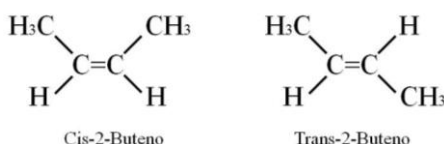
5.-

- (1 p) Formula y nombra un compuesto en cada uno de los siguientes casos de isomería: 1) Un isómero del butano. 2) Uno de los isómeros geométricos de 2-buteno. 3) Un isómero de posición del 2-propanol. 3) Un isómero de función del propanal.

Isómero del butano: **Metilpropano (isómero de cadena)**



Isómero geométrico del 2-buteno: Hay dos posibles isómeros el cis-2-buteno y el trans-2-buteno.

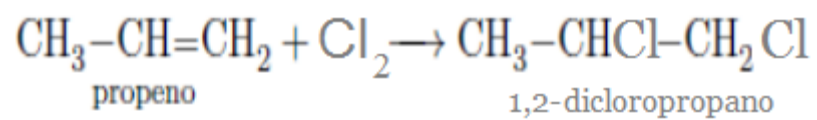


Isómero de posición del 2-propanol: **1-propanol** $CH_2OH-CH_2-CH_3$

Isómero de función del propanal: **Propanona** $CH_3-CO-CH_3$

b) (1 p) Escribe y nombra el producto que resulta de la adición de Cl_2 a $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3$.

Se trata del 1,2-dicloropropano:



www.yoquieroaprobar.es