

EXAMEN PAU QUÍMICA MURCIA 2026

BLOQUE 1: ESTRUCTURA ATÓMICA Y ENLACE QUÍMICO

1A. Considere tres elementos químicos (A, B y C) cuyas configuraciones electrónicas son $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ para A, $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^4$ para B y $[\text{Kr}] 5s^2$ para C.

- Indique en qué periodo y grupo se halla situado cada uno de ellos en la Tabla Periódica (0,6 puntos)
- Indique el nombre y símbolo químico de cada uno de ellos (0,6 puntos)
- Indique el estado de oxidación más probable para cada uno de ellos (0,3 puntos)
- Explique el orden esperado en sus afinidades electrónicas (0,5 puntos)

1B. Para cada una de las siguientes moléculas: SF_2 , NH_4^+ , PCl_3 , SCO

- Represente su estructura de Lewis (0,8 puntos)
- Justifique su geometría según la teoría de repulsión de pares de electrones en la capa de valencia (0,6 puntos)
- Explique si son polares o apolares (0,6 puntos)

1A

a)

A: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$: Grupo 17, periodo 3. (Nos fijamos en el último electrón, pertenece al $3p^5$ El 3 indica el periodo. El 5 son los electrones que ocupan el orbital p, al ser 5 es el grupo 17)

B: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^4$: Grupo 16, periodo 4.

C: $[\text{Kr}] 5s^2$: Grupo 2, periodo 5.

b)

A: Cloro (Cl).

B: Selenio (Se).

C: Estroncio (Sr).

c)

A: Su número de oxidación es el -1.

B: Su número de oxidación es el -2.

C: Su número de oxidación es el +2.

(¡En la página web BachiQuímica puedes encontrar un vídeo para aprender los números de oxidación!)

d)

La afinidad electrónica es la energía que se libera cuando un átomo neutro (en estado gaseoso) captura un electrón para convertirse en un ion negativo (anión). Básicamente, mide las "ganas" que tiene un átomo de atrapar un electrón.

BachiQuímica

A menor radio, mayor afinidad: Cuanto más pequeño es el átomo, más cerca del núcleo estará el nuevo electrón. Por lo tanto, los protones lo atraerán con mucha más fuerza, liberando más energía en el proceso.

A mayor periodo, el átomo tiene más capas electrónicas y, por tanto, es más grande. El orden de los radios de mayor a menor es: $R_{Sr} > R_{Se} > R_{Cl}$

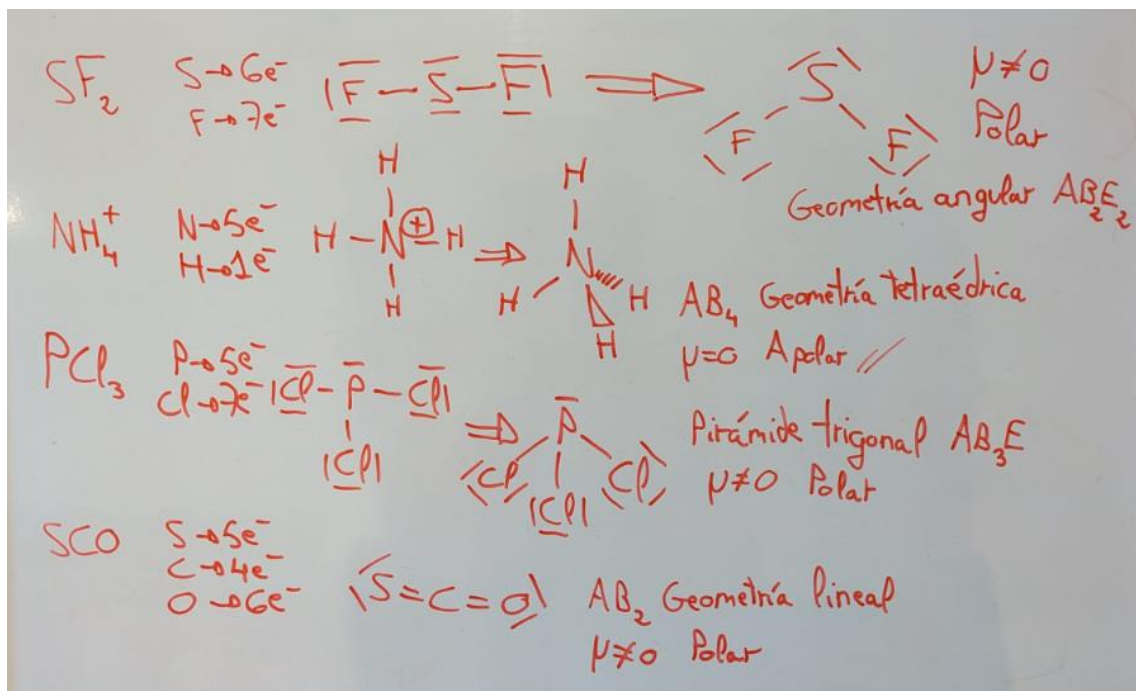
Como la afinidad es inversa al tamaño (menor radio = mayor afinidad), el Cloro tiene la mayor afinidad y el Estroncio la menor.

$$Sr < Se < Cl$$

Periodic Table of the Elements

© 2019 Pearson Education, Inc.

1B



BachiQuímica

La Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia (TRPECV) establece que las nubes electrónicas (tanto los pares de electrones enlazantes como los no enlazantes) alrededor de un átomo central se repelen entre sí. Para minimizar esta repulsión eléctrica, se distribuyen en el espacio lo más lejos posible unas de otras, determinando así la forma final de la molécula.

Compuesto / Ion	Tipo de Molécula	Geometría Molecular	Explicación
SF ₂	AB ₂ E ₂	Angular	El átomo central tiene 2 enlaces y 2 pares de electrones libres que "empujan" los enlaces hacia abajo.
NH ₄ ⁺	AB ₄	Tetraédrica	El átomo central se une a 4 sustitutos de forma completamente simétrica, sin electrones libres.
PCl ₃	AB ₃ E	Pirámide trigonal	Tiene 3 enlaces y 1 par de electrones libres en la parte superior que deforma la estructura.
SCO	AB ₂	Lineal	El átomo central forma enlaces dobles hacia ambos lados y no le quedan pares de electrones libres.

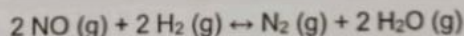
SF₂ (Polar): Al tener una forma angular (asimétrica), los momentos dipolares de los enlaces S-F apuntan en direcciones que no se oponen directamente. No se cancelan, dando un momento dipolar total neto distinto de cero ($\mu \neq 0$).

NH₄⁺ (Apolar): Es una estructura perfectamente simétrica. Los momentos dipolares de los cuatro enlaces N-H tiran con la misma fuerza en direcciones opuestas hacia los vértices de un tetraedro, cancelándose mutuamente ($\mu = 0$).

PCl₃ (Polar): El átomo de fósforo tiene un par de electrones solitarios que empuja los enlaces P-Cl hacia abajo. Esta falta de simetría impide que los momentos dipolares se compensen, por lo que la molécula tiene una polaridad neta ($\mu \neq 0$).

SCO (Polar): Aunque la geometría es lineal (lo que usualmente sugeriría simetría), los átomos de los extremos son diferentes (Azufre y Oxígeno). Como el oxígeno atrae los electrones con más fuerza que el azufre, los dos vectores de enlace no valen lo mismo y no se pueden cancelar, haciendo que la molécula sea polar ($\mu \neq 0$).

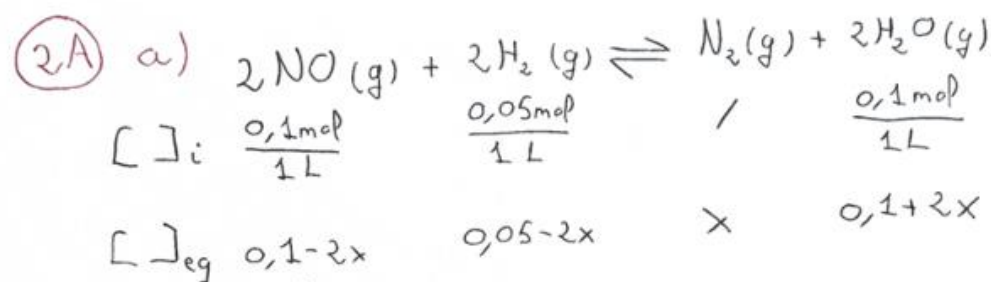
2A. La reacción química:



es muy útil en contextos ambientales ya que permite reducir el nivel de óxido nítrico, contaminante común de la combustión de combustibles fósiles.

En un recipiente de 1 L se coloca una mezcla compuesta por 0,10 moles de NO, 0,05 moles de H₂ y 0,10 moles de H₂O y se mantiene el sistema a 27 °C, estableciéndose el citado equilibrio. Si la concentración de NO en el equilibrio es 0,062 M:

- Calcule las concentraciones en el equilibrio de H₂, N₂ y H₂O (1 punto)
- Calcule K_c (0,5 puntos)
- Calcule K_p (0,5 puntos)



$$\boxed{[\text{NO}] = 0,062 \text{ M}} \quad \left. \begin{array}{l} \\ \end{array} \right\} 0,1 - 2x = 0,062 \Rightarrow x = 0,019$$

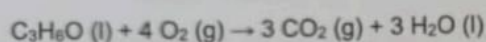
$$\text{Como } x = 0,019 \quad \left\{ \begin{array}{l} [\text{H}_2] = 0,05 - 2(0,019) = 0,012 \text{ M} \\ [\text{N}_2] = 0,019 \text{ M} \\ [\text{H}_2\text{O}] = 0,1 + 2 \cdot (0,019) = 0,138 \text{ M} \end{array} \right.$$

$$\text{b) } K_c = \frac{[\text{N}_2][\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{NO}]^2[\text{H}_2]^2} = \frac{0,019 \cdot (0,138)^2}{(0,062)^2 \cdot (0,012)^2} = 653,68$$

$$\text{c) } K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 653,68 \cdot (0,082 \cdot 300)^{3-4} = 26,57$$

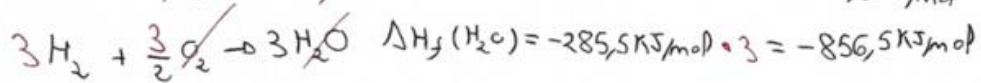
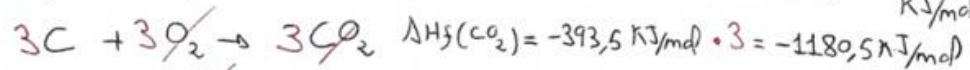
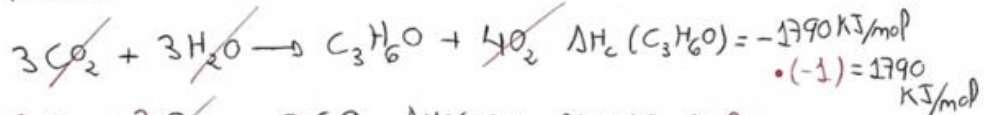
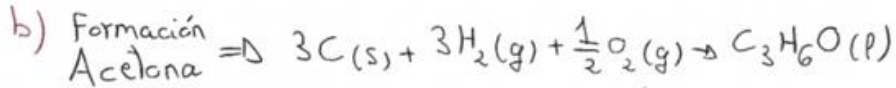
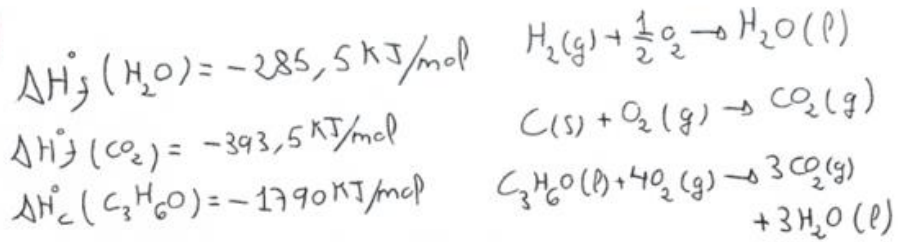
2B. Sean las entalpías de formación estándar (en kJ·mol⁻¹) para H₂O(l) = -285,5 y para CO₂(g) = -393,5.

- Escriba las reacciones a las que se refieren estos datos (0,5 puntos)
- Calcule la entalpía de formación estándar de la acetona, sabiendo que la combustión completa de 1 mol de acetona libera 1790 kJ: (1 punto)



- ¿Es espontánea la reacción de combustión de la acetona a 298 K? Justifique su respuesta sabiendo que la entropía de la reacción a dicha temperatura es igual a -170 J·mol⁻¹·K⁻¹ (0,5 puntos)

2B a)



$$\begin{aligned} \Delta H_f(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) &= 3 \cdot \Delta H_f(\text{H}_2\text{O}) + 3 \cdot \Delta H_f(\text{CO}_2) + (-1) \cdot \Delta H_c(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = \\ &= -856,5 - 1180,5 + 1790 = -247 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

c) $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

Es espontánea cuando ΔG es negativa $\Delta G < 0$

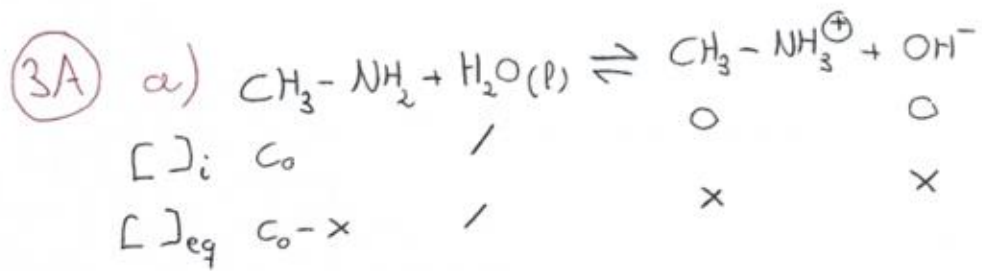
$$\Delta G = -1790 \text{ kJ/mol} - (298 \text{ K} \cdot (-0,170 \text{ J/molK}))$$

$$\Delta G = -1739,34 \text{ kJ/mol} \quad (\text{Es espontánea})$$

BLOQUE 3: ÁCIDO-BASE. Elegir una cuestión, 3A o 3B

3A. La $\text{CH}_3\text{-NH}_2$ se emplea en la fabricación de algunos productos fitosanitarios. Se quiere preparar 1 L de una disolución de $\text{CH}_3\text{-NH}_2$ de $\text{pH}=11$. Datos: $K_b=4,4 \cdot 10^{-4}$; Masas atómicas ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$): C=12; H=1; N=14

- Escriba el equilibrio de disociación que tiene lugar y calcule la masa necesaria de $\text{CH}_3\text{-NH}_2$ (1,4 puntos)
- Calcule el grado de disociación de $\text{CH}_3\text{-NH}_2$ (0,3 puntos)
- Indique cual será el ácido conjugado de $\text{CH}_3\text{-NH}_2$ y calcule su constante de acidez (0,3 puntos)



$\text{pH} = 11 \rightarrow \text{pOH} = 3$
 $[\text{OH}^{-}] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-3} \text{ M} \rightarrow x = 10^{-3}$

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^{\oplus}][\text{OH}^{-}]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2][\text{H}_2\text{O}]} = 4,4 \cdot 10^{-4} = \frac{10^{-3} \cdot 10^{-3}}{C_0 - 10^{-3}}$$

$$C_0 = 3,27 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \frac{31 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \cdot 1 \text{ L} = 0,101 \text{ g CH}_3\text{NH}_2 //$$

b) $\alpha = \frac{x}{C_0} = \frac{10^{-3}}{3,27 \cdot 10^{-3}} = 0,306$

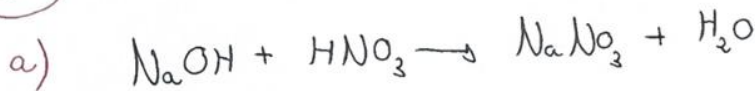
c) $K_a \cdot K_b = K_w \Rightarrow K_a = \frac{10^{-14}}{4,4 \cdot 10^{-4}} = 2,27 \cdot 10^{-11}$

$$K_w = 10^{-14}$$

3B. Sea la valoración de 20 mL de una disolución de NaOH 0,15 M con una disolución de HNO₃ 0,3 M:

- Escriba la reacción que tiene lugar y explique cómo será el pH en el punto de equivalencia (0,5 puntos)
- ¿Qué volumen de la disolución de HNO₃ será necesario para llegar al punto de equivalencia? (0,5 puntos)
- Si se utiliza como indicador azul de bromotimol (amarillo en su forma ácida y azul en su forma básica; intervalo de viraje: pH 6,0-7,6), explique brevemente de qué color estará la disolución valorada antes de alcanzar el punto de equivalencia (0,3 puntos)
- Suponiendo que los volúmenes son aditivos, calcule el pH de la disolución resultante cuando se ha añadido un total de 12 mL de valorante (0,7 puntos)

3B



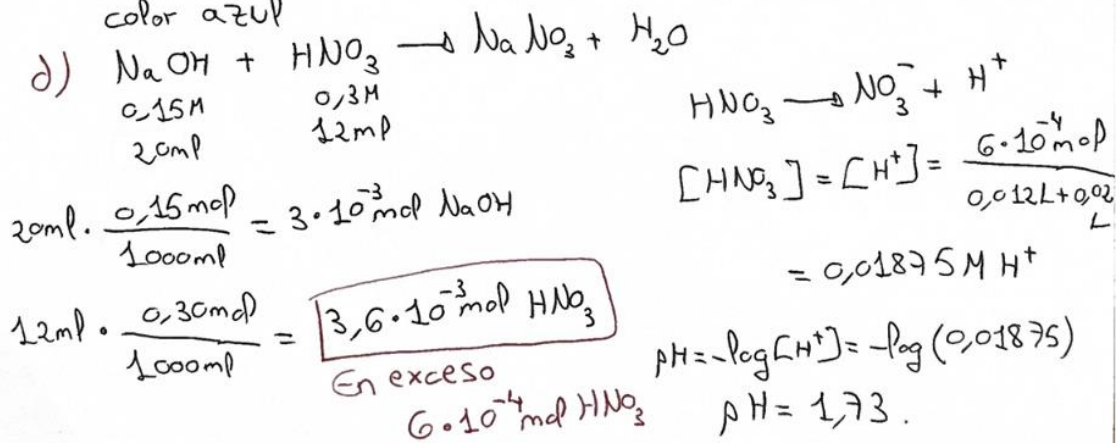
Cuando se realiza una valoración entre un ácido fuerte y una base fuerte, el punto de equivalencia es completamente neutro ($\text{pH}=7$)
 Sal de ácido fuerte y base fuerte = sal neutra. No hay hidrólisis, punto de equivalencia $\text{pH}=7$.

Reacción 1:1

b)
$$20 \text{ ml} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ ml}} \cdot \frac{0,15 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{0,3 \text{ mol HNO}_3} =$$

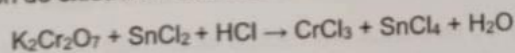
$$= 0,01 \text{ L dis HNO}_3$$

c) Estamos valorando una base fuerte con un ácido fuerte, antes de alcanzar el pEq queda NaOH sin neutralizar, al haber exceso de base (OH^-), la disolución es básica ($\text{pH}>7$).
 El azul de bromotimol es azul en su forma básica. Por tanto, antes de llegar al pEq , la disolución tendrá un color azul.



BLOQUE 4: REDOX. Elegir una cuestión, 4A o 4B

4A. Sea la siguiente reacción de oxidación-reducción:



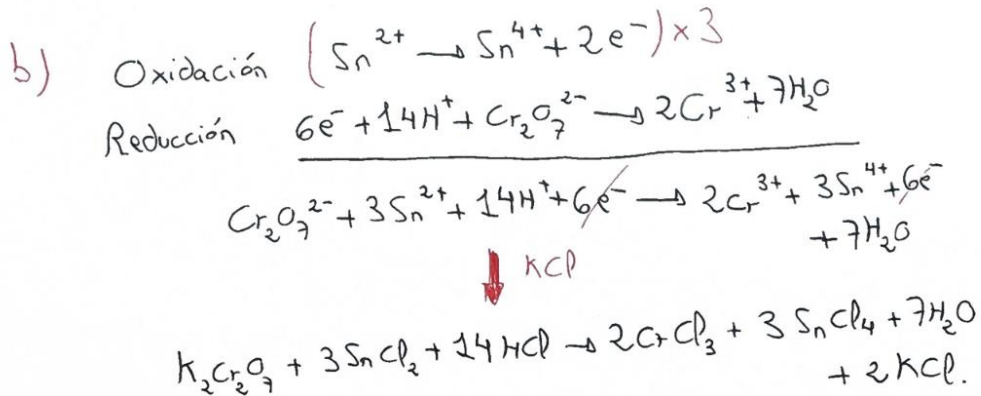
- a) Explique cuál es el agente oxidante y cuál el agente reductor, y qué cambios se producen en sus números de oxidación (0,5 puntos)
- b) Ajuste la reacción mediante el método del ion electrón, escribiendo correctamente las semirreacciones de oxidación y reducción (1,5 puntos)

BachiQuímica

a)

- Agente oxidante (se reduce): Es la sustancia que disminuye su número de oxidación. Aquí es el cromo (Cr), cuyo estado de oxidación baja de +6 a +3.
- Agente reductor (se oxida): Es la sustancia que aumenta su número de oxidación. Aquí es el estaño (Sn), cuyo estado de oxidación sube de +2 a +4.

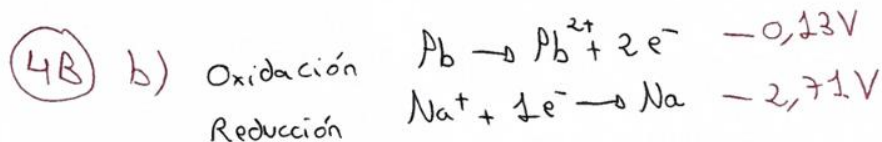
(4A)



4B. Considere los siguientes sistemas para los que se proporcionan sus potenciales estándar de reducción: $E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Na}^+/\text{Na}) = -2,71 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,77 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}) = -1,18 \text{ V}$

- Explique qué metal es más oxidante (0,5 puntos)
- Explique si se producirá alguna reacción redox espontánea al adicionar virutas de plomo a una disolución de NaOH, en condiciones estándar (0,5 puntos)
- ¿Qué dos sistemas conectaría para obtener la pila más eficiente, en términos de fuerza electromotriz? Escriba la reacción que tendría lugar, calcule el valor de dicha fuerza electromotriz y calcule la variación de energía libre (1 punto)

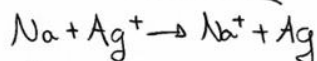
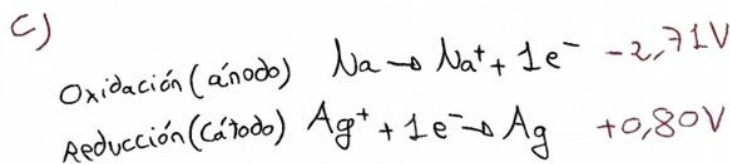
- Para identificar al agente más oxidante, debemos fijarnos en quién tiene más facilidad para ganar electrones; es decir, quien tenga el potencial de reducción más alto. En este caso, el ion plata (Ag^+) es el más oxidante porque es el que mejor atrae los electrones hacia sí. (Aunque hablamos de la plata, nos referimos específicamente al ion que está en disolución, ya que es el que actúa como oxidante)
- Para saber si una reacción ocurre por sí sola (espontaneidad), nos fijamos en el voltaje total (E^0):
 - Si el resultado es positivo, la reacción ocurre.
 - Si el resultado es negativo, la reacción no ocurre.
 Como en este caso el voltaje es $-2,58 \text{ V}$, nos indica que la reacción no se producirá de forma espontánea; es decir, no ocurrirá por sí sola.



$$E^\circ = -2,71 - (-0,13) = -2,58V$$

$$\Delta G = -nFE^\circ$$

$-(+)(+)(-) = \oplus$ $\Delta G > 0 \Rightarrow$ No espontánea



$$E^\circ_{pila} = E^\circ_{ánodo} - E^\circ_{cátodo} = 0,80 - (-2,71) = 3,51V \Rightarrow \text{Espontánea}$$

$$\Delta G = -nF E^\circ_{pila} = -1 \cdot 96500 \cdot 3,51 = -338715J$$

$\Delta G = -nFE^\circ = \ominus$

- c) Para conseguir la pila con el mayor voltaje posible, hay que combinar el elemento que se oxida más fácilmente con el que se reduce más fácilmente. Por eso, el sodio (Na) actuará como reductor al tener el menor potencial de reducción, mientras que la plata (Ag) será el oxidante por tener el mayor potencial.

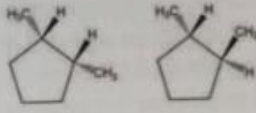
BLOQUE 5: QUÍMICA ORGÁNICA

5. I) Formule o nombre los siguientes compuestos: (1 punto)

a) Ácido fórmico; b) N-metilacetamida; c) $CH_3-CH_2-CH=CH-CH=CH-CH_3$;
 d) $CH_3-C \equiv C(OH)-CH_3$; e) $CH_3-O-CH(CH_3)_2$

II) Indique qué tipo y subtipo de isomería presentan los siguientes pares de compuestos orgánicos: (0,5 puntos)

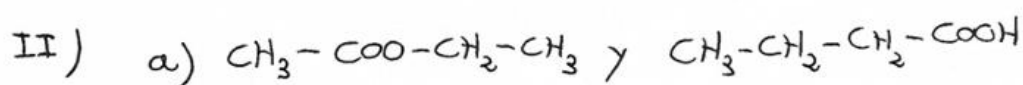
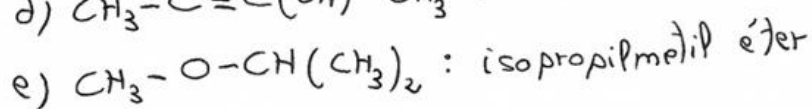
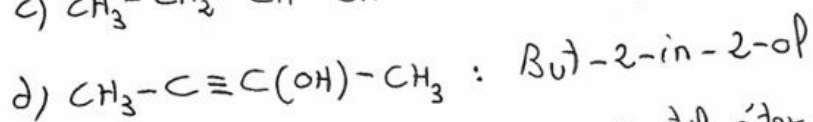
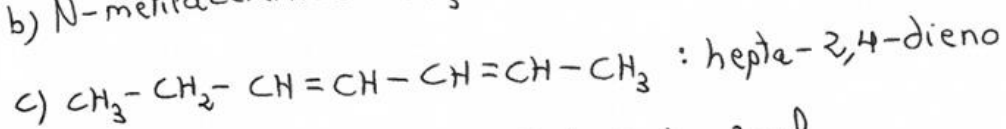
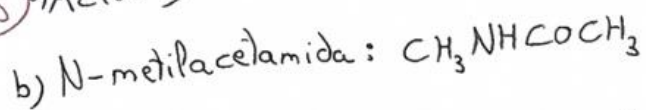
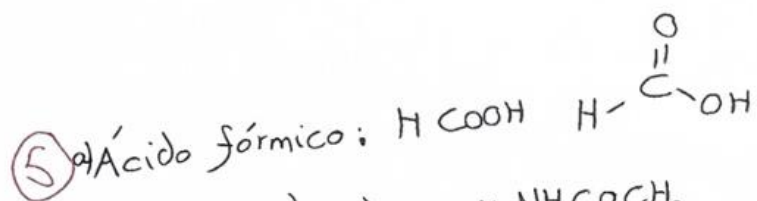
a) $CH_3-COO-CH_2-CH_3$ y $CH_3-CH_2-CH_2-COOH$

b) 

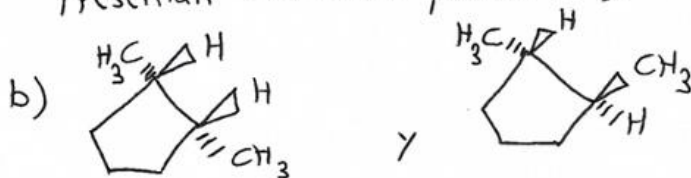
III) Teniendo en cuenta el tipo de reacción indicado en cada caso, escriba los productos mayoritarios esperados para las siguientes reacciones: (0,5 puntos)

a) Adición: $CH_3-CH_2-CHO \xrightarrow{H_2, Pd (cat.)}$

b) Eliminación: $CH_3-CHOH-CH_2-CH_3 \xrightarrow{H^+ (cat.), 180^\circ C}$



Presentan isomería plana de función



Isomería espacial geométrica (cis-trans)

III)

