



UNIVERSIDAD DE CANTABRIA

PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

LOE – SEPTIEMBRE 2011

QUÍMICA

INDICACIONES

Debe elegir una opción completa de problemas.

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 1

1. [2 PUNTOS] Dibuja una pila voltaica construida con electrodos de cobre y plata sumergidos, respectivamente, en disoluciones 1M de sulfato cúprico y nitrato de plata.

- Indica que electrodo será el ánodo y cuál el cátodo y la dirección del flujo de electrones.
- Escribe las reacciones que tienen lugar en cada electrodo, diferenciando la de reducción y la de oxidación.
- Calcula el potencial estándar de la pila.

DATOS: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34\text{V}$; $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80\text{V}$

2. [2 PUNTOS]

- Escribe y nombra cuatro isómeros de fórmula molecular $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$.
- Pon dos ejemplos de compuestos monofuncionales que presenten isomería geométrica e isomería óptica respectivamente.

3. [2 PUNTOS] El ioduro de plomo (II), PbI_2 , es insoluble y su producto de solubilidad es 10^{-8} .

- Determina la solubilidad de la sal.
- Razona si la adición de NaI , sal soluble, aumentará la solubilidad de PbI_2 .
- Deduce cuál es la mínima concentración de anión ioduro necesario para precipitar PbI_2 , en una disolución que ya contiene cation Pb^{2+} en una concentración 10^{-3} mol/l .

4. [2 PUNTOS] Dada la reacción en equilibrio:



y sabiendo que la reacción es endotérmica, indica y razona cómo afecta al equilibrio:

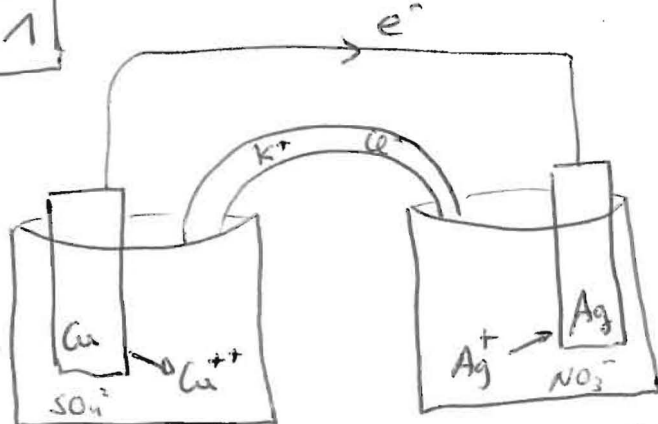
- La disminución de la presión.
- El aumento de la temperatura.
- La presencia de un catalizador.
- La adición de $\text{O}_2(\text{g})$.

5. [2 PUNTOS] Se dispone de 80 ml de una disolución 0,15 M de ácido clorhídrico, disolución A, y de 100 ml de otra disolución 0,1 M de hidróxido de sodio, disolución B.

- Determina el pH de la disolución A.
- Determina el pH de la disolución B.
- Si se mezclan ambas disoluciones, ¿Cuánto valdrá el pH de la disolución resultante?
- ¿Qué volumen adicional y de cuál de las dos disoluciones, A ó B, tendríamos que añadir a la mezcla del apartado c) para que el pH final fuera 7?

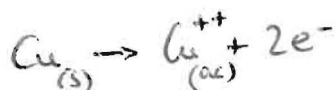
OPCIÓN 1

①



ANODO (-)

OXIDACIÓN



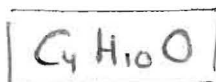
CÁTODO (+)

REDUCCIÓN

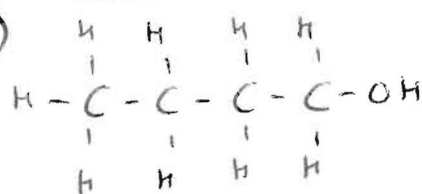


$$E^{\circ}_{PILA} = E_{+} - E_{-} = 0,8 - 0,34 = 0,46 \text{ V}$$

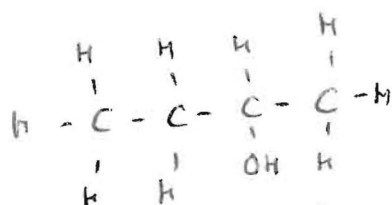
②



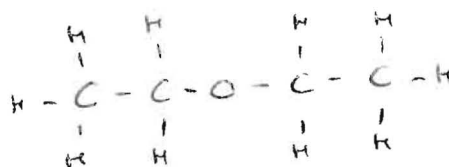
a)



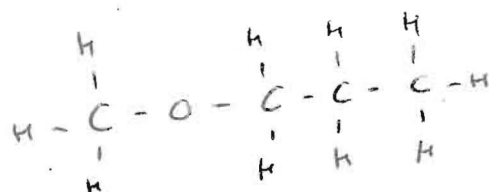
1-Butanol



2-Butanol



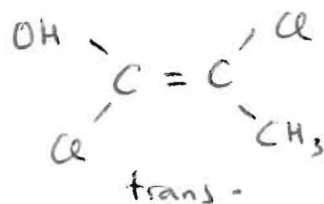
diétiléter



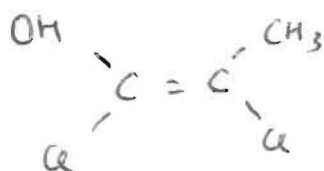
propilmetiléter
metilpropiléter (orden alfabético)

b)

Isomería geométrica



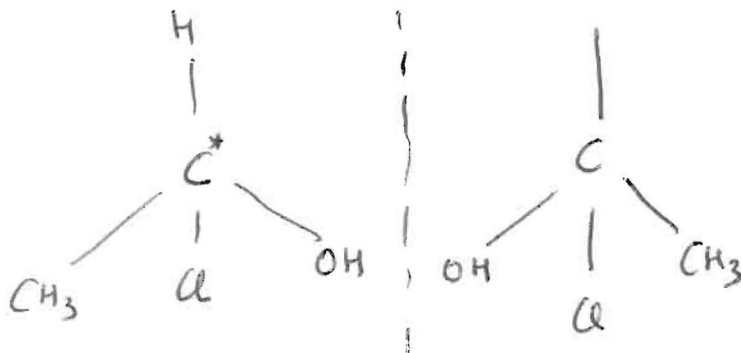
trans -

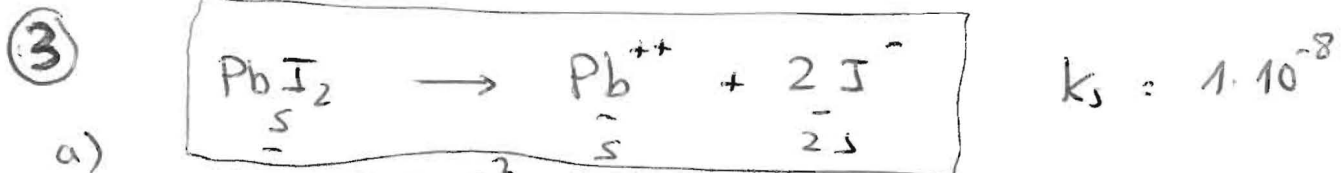


cis -

Isomería óptica

dextro (+)
levor (-)





a)

$$K_s = [\text{Pb}^{++}] [\text{I}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

$$1 \cdot 10^{-8} = 4s^3 \rightarrow \boxed{s = 1'36 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}}$$

b) Efecto del ión común

Al añadir $\text{NaI} \rightarrow$ aumenta $[\text{I}^-] \rightarrow$ se desplaza hacia la izquierda $\rightarrow$ precipita $\rightarrow$ disminuye solubilidad.

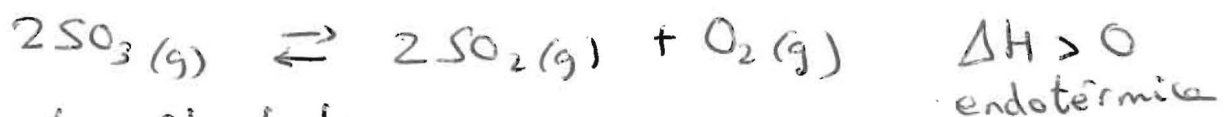
c)

$$[\text{Pb}^{++}] [\text{I}^-]^2 > K_s \rightarrow \text{PRECIPITA}$$

$$[10^{-3}] [\text{I}^-]^2 > 1 \cdot 10^{-8}$$

$$[\text{I}^-] > 3'16 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

④



endotérmica

Le Chatelier -----

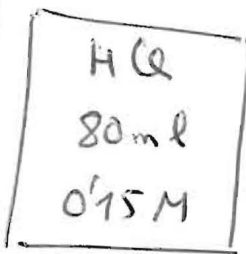
a) $\downarrow P \Rightarrow$ hacia mayor nº de moles gaseosas $\rightarrow$ DERECHA

b) $\uparrow T$ (endotérmica) $\rightarrow$ DERECHA

c) No afecta al equilibrio ---

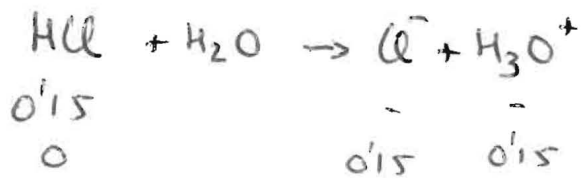
d) $\uparrow [\text{O}_2]$ Izquierda.

5)



A

a) Acido Fuerte



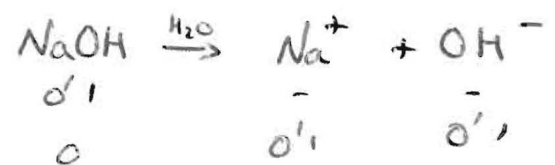
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0.15$$

$$\text{pH} = 0.82$$



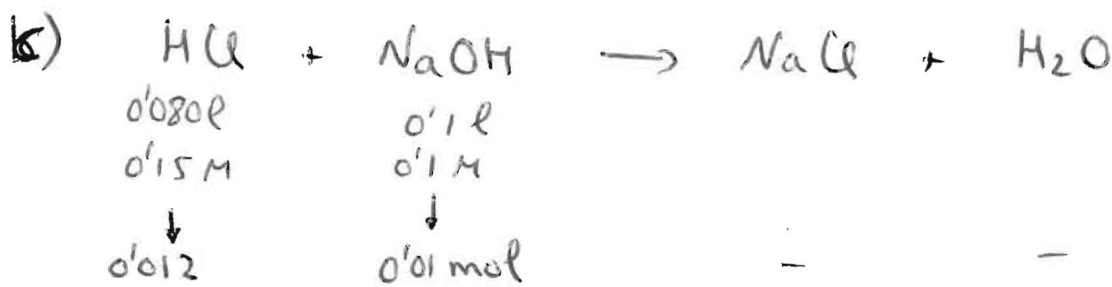
B

b) Base Fuerte



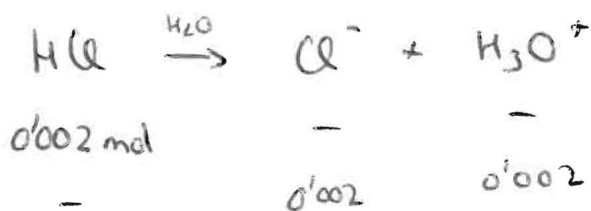
$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0.1 = 1$$

$$\text{pH} = 13$$



Neutraliza

Hay (0.012 - 0.01) moles de HCl en exceso.



$$V_{\text{aditivos}} = 180 \text{ ml}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log \frac{0.002}{0.18} = \underline{1.95}$$

d) Para pH=7 tendremos que mezclar los mismos moles de HCl y NaOH
Como HCl está en exceso $\Rightarrow$ añadir 0.002 moles NaOH

$$M = \frac{\text{mol}}{V} \rightarrow 0.1 = \frac{0.002}{V} \rightarrow V = 0.02 \text{ l} \rightarrow \text{Añadir } 20 \text{ cm}^3 \text{ NaOH.}$$

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 2

1. [2 PUNTOS] Contesta razonadamente y escribe las ecuaciones químicas correspondientes a los procesos que describes:

- Una disolución de acetato de potasio, ¿es ácida, básica o neutra?
- Una disolución de nitrato de sodio, ¿es ácida, básica o neutra?
- Una disolución equimolecular de acetato de potasio y ácido acético, ¿es una disolución reguladora de pH?
- El ión amonio, ¿tiene carácter ácido o básico?

DATOS: $K_b(\text{amoníaco}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_a(\text{ácido acético}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

2. [2 PUNTOS] En un recipiente de 5 litros se introducen un mol de dióxido de azufre y otro de oxígeno, se calienta el sistema a 1000°C con lo que se da la reacción:



- Calcula la cantidad de trióxido de azufre formado si en el equilibrio hay 0,15 moles de dióxido.
- Calcula K_c y K_p a esa temperatura.
- Razona la influencia de un incremento de la presión en el equilibrio.

3. [2 PUNTOS] El tricloruro de boro es un gas en condiciones normales mientras que el tetracloruro de carbono es líquido. Explica y razona:

- La forma geométrica de sus moléculas.
- La polaridad de ambas moléculas.
- Cómo serán los enlaces intermoleculares en cada uno de los compuestos.
- Los motivos de que un compuesto sea gas y el otro líquido.

DATOS: Números atómicos, $\text{H} = 1$, $\text{B} = 5$, $\text{C} = 6$, $\text{Cl} = 17$.

4. [2 PUNTOS] Para determinar el hierro que contiene un acero, se disuelve en exceso de HCl una muestra de 0,2886 g del acero, obteniéndose ión Fe^{2+} ; que se valora en el medio ácido con dicromato potásico ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) 0,015 M, para obtener Cr^{3+} y Fe^{3+} .

- Identifica de forma razonada, el reductor y el oxidante en la reacción de valoración.
- Ajusta la reacción de valoración por el método ión-electrón.
- Si se han utilizado 43 ml de la disolución de dicromato, ¿cuál es el porcentaje de hierro en el acero?

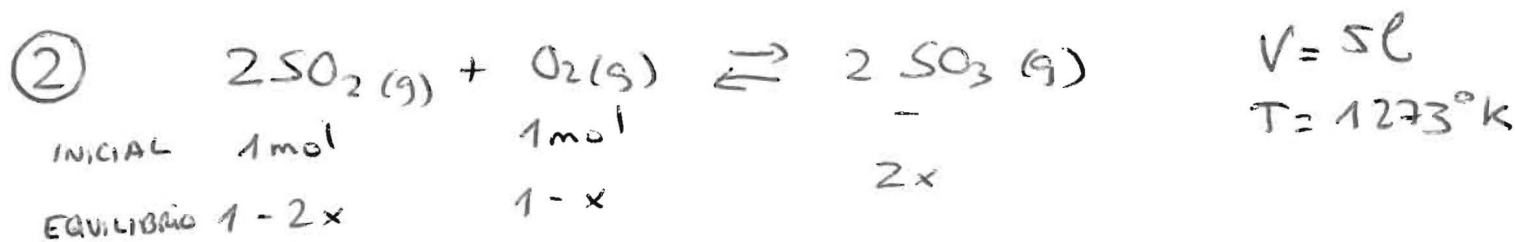
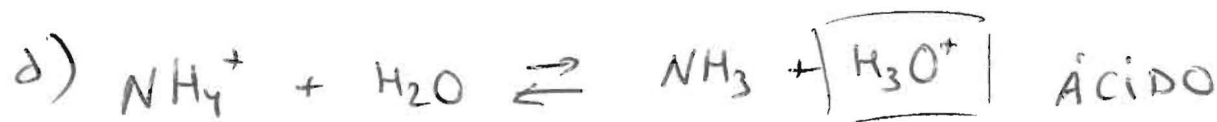
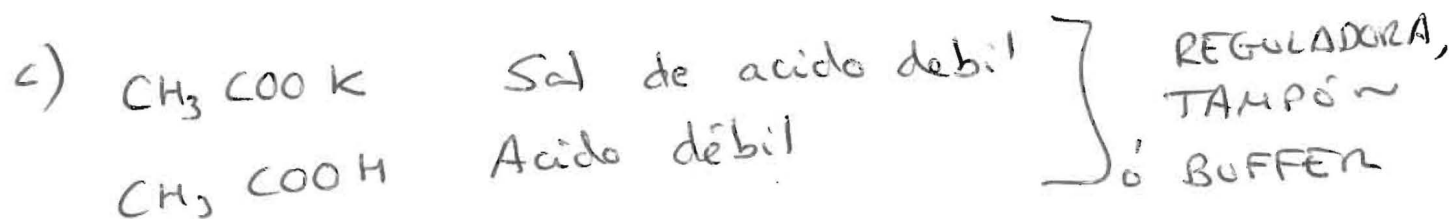
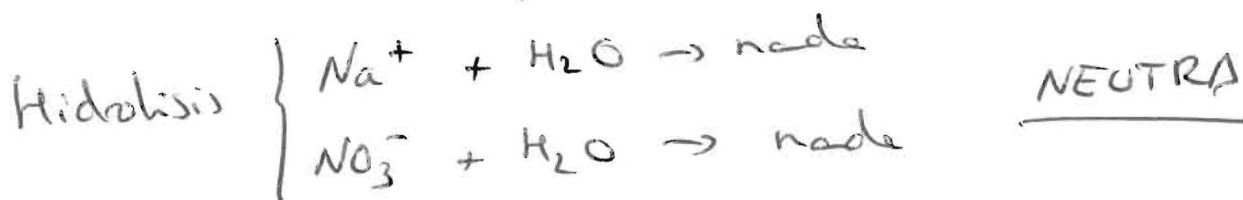
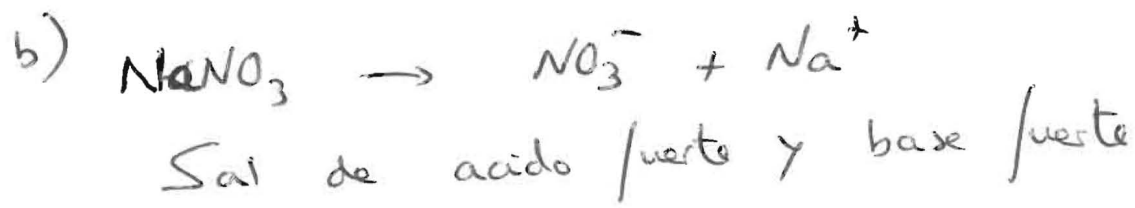
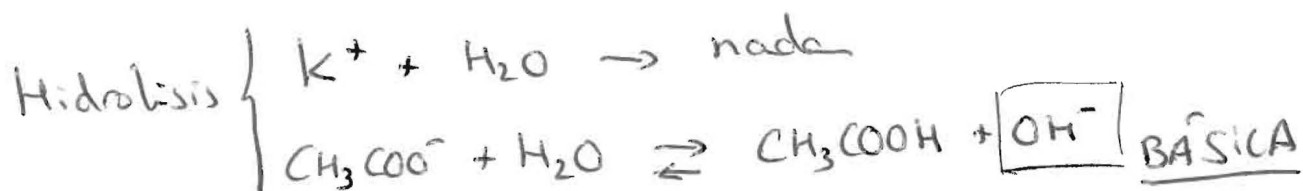
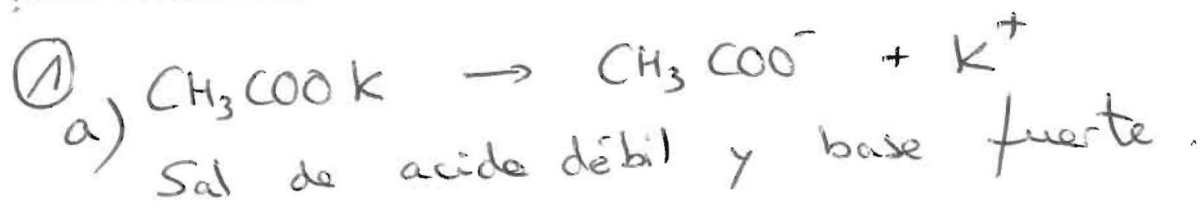
DATO: Peso atómico $\text{Fe} = 55,9$.

5. [2 PUNTOS] Las entalpías de combustión estándar del carbono, $\text{C}(\text{s})$, y del benceno, $\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$, son respectivamente $-393,7 \text{ KJ/mol}$ y -3267 KJ/mol , y la de formación del agua, $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ es $-285,9 \text{ KJ/mol}$.

- Calcula la entalpía de formación estándar del benceno, $\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$
- ¿Cuántas calorías se desprenden en la combustión de un kg de benceno (l), y en su formación?

DATOS: pesos atómicos, $\text{C} = 12$, $\text{H} = 1$.

OPCIÓN 2



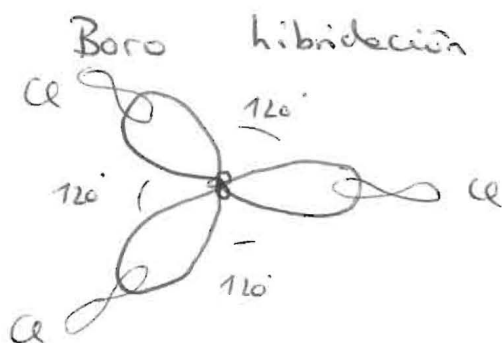
b) $K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]} = \frac{\left(\frac{2x}{5}\right)^2}{\left(\frac{1-2x}{5}\right)^2 \left(\frac{1-x}{5}\right)} = 279,22 \text{ M}^{-1}$

$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 279,22 (0,082 \cdot 1273)^{2-2-1} = 2,67 \text{ atm}^{-1}$

c) $\uparrow P \Rightarrow$ hacia menos moles gaseosas $\Rightarrow$ DERECHA

③

a)
b)

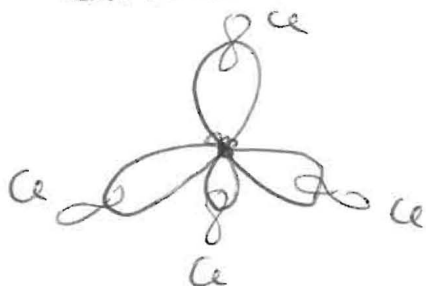


APOLAR

Simétrica



Carbono hibridación $sp^3 \rightarrow$ tetraédrica.



APOLAR

Simétrica.

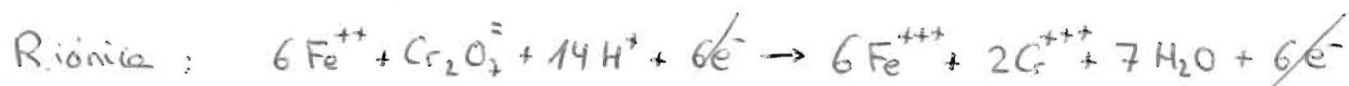
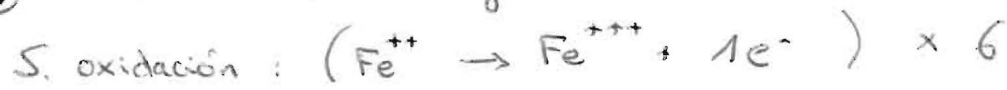
c) Moleculas Apolares

Fuerzas de Van der Waals (Dispersión o London)
dipolo instantaneo - dipolo inducido

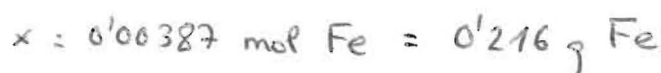
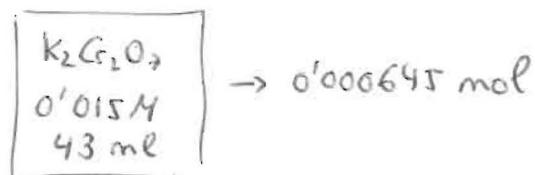
d) La única explicación es la diferencia de masa molecular.



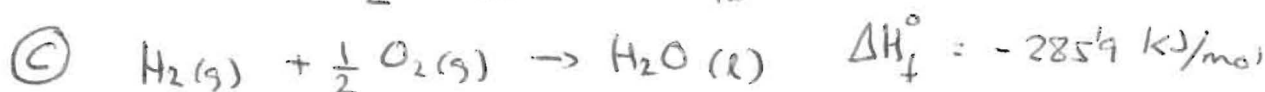
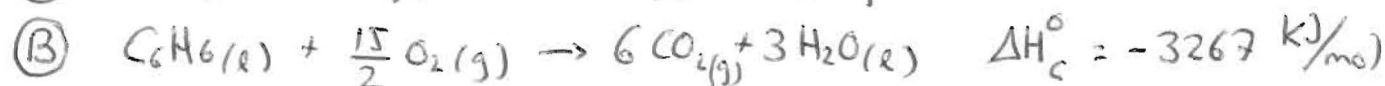
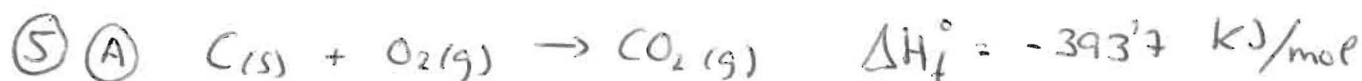
④ Acero : 0'2886g



a) Fe : reductor $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$: oxidante

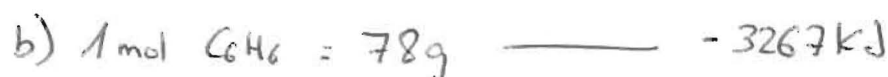


% = $\frac{0'216}{0'2886} \cdot 100 = 74'96\%$ de Fe en acero



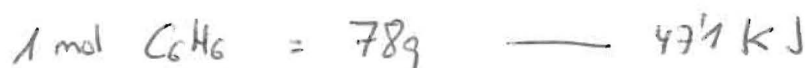
$\Delta H_{\text{Reacción}} = n_p \sum \Delta H_f^\circ (\text{PROD}) - n_r \sum \Delta H_f^\circ (\text{REACT})$

(B) = 6(A) + 3(C) - \phi - 1(D) $\Delta H_f^\circ (\text{C}_6\text{H}_6(l)) = 47'1 \text{ kJ/mol}$



Combustión C_6H_6

-41884'6 kJ = -10.020'2 Kcal (exotérmica)



Formación C_6H_6

+ 603'8 kJ = +144'4 Kcal (endotérmica)