

Nombre del alumno: \_\_\_\_\_

Firma: \_\_\_\_\_

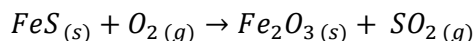
**INSTRUCCIONES:** Resuelva los cinco problemas que se ofrecen en 2 h. Se permite la consulta de formularios y tablas. **Se prohíbe el uso de cualquier dispositivo electrónico que no sea la calculadora.**

1. Un átomo de deuterio ( ${}^2_1H$ ) emite un fotón que se asocia a una onda electromagnética. El proceso de emisión ocurre cuando el único electrón salta de una órbita permitida, en donde el electrón se asocia a una onda estacionaria cuya  $\lambda_e = 2.329 \times 10^{-9} [m]$ , hacia la órbita  $n=2$ .

- Calcule la energía del fotón emitido como consecuencia del salto del electrón y determine el valor de la frecuencia asociada al fotón.
- ¿A qué región del espectro corresponde la línea asociada a la emisión del fotón?

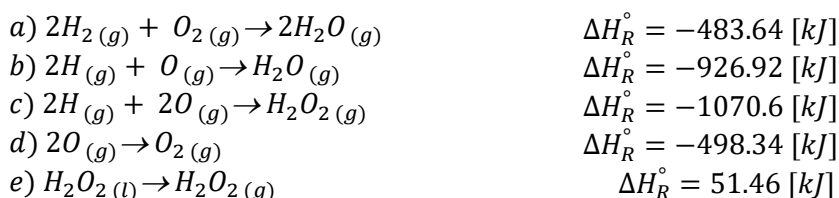
2. A una presión de una atmósfera, los puntos de ebullición del HF y del HCl son de 20[°C] y de -85[°C] respectivamente. ¿A qué se debe que el punto de ebullición del HF sea superior al del HCl, a pesar de que la masa molar del HCl sea mayor?

3. Considere la siguiente ecuación química no balanceada:



- Calcule la masa, en kilogramos, de dióxido de azufre que se genera cuando reaccionan 356 [kg] de sulfuro de hierro (II) con 289 [kg] de oxígeno.
- Si experimentalmente se obtuvieron 235.7 [kg] de óxido de hierro (III) ¿Cuál es el rendimiento porcentual?

4. Con base en las siguientes reacciones químicas a 25[°C]:



- Calcule la entalpía de formación del peróxido de hidrógeno ( $H_2O_2$ ) líquido de acuerdo con la siguiente ecuación química:  $H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{2(l)}$
- Calcule la cantidad de energía involucrada en la producción de 350 [g] de peróxido de hidrógeno.

5. El  $H_2$  se puede obtener mediante la electrólisis de disoluciones acuosas diluidas de algún electrolito (electrólisis de  $H_2O$ ). Si una disolución acuosa diluida de ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ) se somete a electrólisis durante 3 horas aplicando una corriente eléctrica de 2.5 [A];

- Escriba la ecuación química que representa la reducción del ion  $H^+$  a  $H_2$
- Calcule el volumen de  $H_2$  que se obtiene si se trabaja a 30[°C] y 1 [atm] de presión.

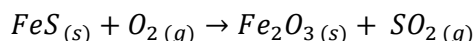
Nombre del alumno: \_\_\_\_\_

Firma: \_\_\_\_\_

**INSTRUCCIONES:** Resuelva los cinco problemas que se ofrecen en 2 h. Se permite la consulta de formularios y tablas. **Se prohíbe el uso de cualquier dispositivo electrónico que no sea la calculadora.**

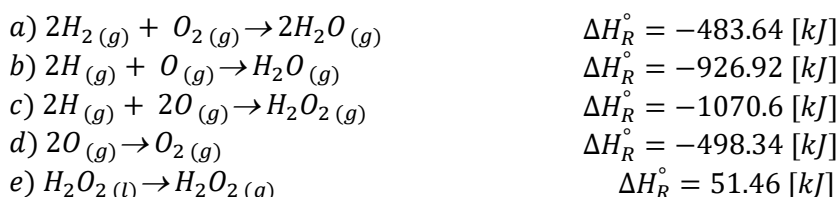
- Un átomo de deuterio ( ${}^2_1\text{H}$ ) emite un fotón que se asocia a una onda electromagnética. El proceso de emisión ocurre cuando el único electrón salta de una órbita permitida, en donde el electrón se asocia a una onda estacionaria cuya  $\lambda_e = 2.329 \times 10^{-9} \text{ [m]}$ , hacia la órbita  $n=2$ .
  - Calcule la energía del fotón emitido como consecuencia del salto del electrón y determine el valor de la frecuencia asociada al fotón.
  - ¿A qué región del espectro corresponde la línea asociada a la emisión del fotón?

- Considere la siguiente ecuación química no balanceada:



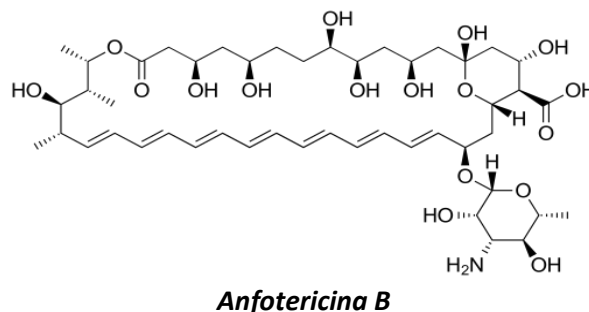
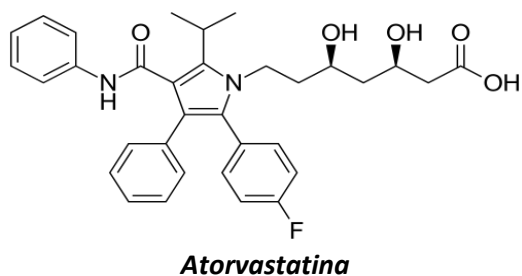
- Calcule la masa, en kilogramos, de dióxido de azufre que se genera cuando reaccionan 356 [kg] de sulfuro de hierro (II) con 289 [kg] de oxígeno.
- Si experimentalmente se obtuvieron 235.7 [kg] de óxido de hierro (III) ¿Cuál es el rendimiento porcentual?

- Con base en las siguientes reacciones químicas a 25[°C]:



- Calcule la entalpía de formación del peróxido de hidrógeno ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) líquido de acuerdo con la siguiente ecuación química:  $\text{H}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2(l)$
  - Calcule la cantidad de energía involucrada en la producción de 350 [g] de peróxido de hidrógeno.
- El  $\text{H}_2$  se puede obtener mediante la electrólisis de disoluciones acuosas diluidas de algún electrolito (electrólisis de  $\text{H}_2\text{O}$ ). Si una disolución acuosa diluida de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) se somete a electrólisis durante 3 horas aplicando una corriente eléctrica de 2.5 [A];
    - Escriba la ecuación química que representa la reducción del ion  $\text{H}^+$  a  $\text{H}_2$
    - Calcule el volumen de  $\text{H}_2$  que se obtiene si se trabaja a 30[°C] y 1 [atm] de presión.

- Identifique y haga una lista de los grupos funcionales presentes en las siguientes moléculas:

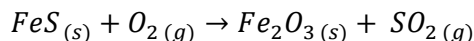


Nombre del alumno: \_\_\_\_\_

Firma: \_\_\_\_\_

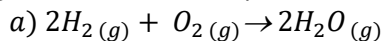
**INSTRUCCIONES:** Resuelva los cinco problemas que se ofrecen en 2 h. Se permite la consulta de formularios y tablas. **Se prohíbe el uso de cualquier dispositivo electrónico que no sea la calculadora.**

1. Considere la siguiente ecuación química no balanceada:

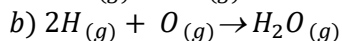


- Calcule la masa, en kilogramos, de dióxido de azufre que se genera cuando reaccionan 356 [kg] de sulfuro de hierro (II) con 289 [kg] de oxígeno.
- Si experimentalmente se obtuvieron 235.7 [kg] de óxido de hierro (III) ¿Cuál es el rendimiento porcentual?

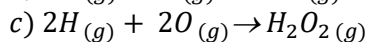
2. Con base en las siguientes reacciones químicas a 25[°C]:



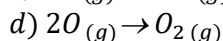
$$\Delta H_R^\circ = -483.64 [kJ]$$



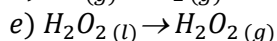
$$\Delta H_R^\circ = -926.92 [kJ]$$



$$\Delta H_R^\circ = -1070.6 [kJ]$$



$$\Delta H_R^\circ = -498.34 [kJ]$$



$$\Delta H_R^\circ = 51.46 [kJ]$$

- Calcule la entalpía de formación del peróxido de hidrógeno ( $H_2O_2$ ) líquido de acuerdo con la siguiente ecuación química:  $H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{2(l)}$
- Calcule la cantidad de energía involucrada en la producción de 350 [g] de peróxido de hidrógeno.

3. El  $H_2$  se puede obtener mediante la electrólisis de disoluciones acuosas diluidas de algún electrolito (electrólisis de  $H_2O$ ). Si una disolución acuosa diluida de ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ) se somete a electrólisis durante 3 horas aplicando una corriente eléctrica de 2.5 [A];

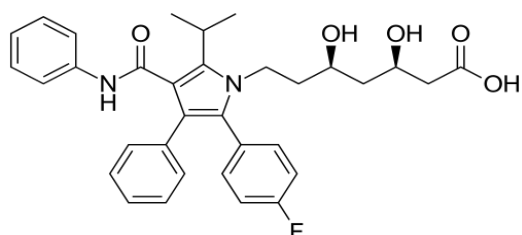
- Escriba la ecuación química que representa la reducción del ion  $H^+$  a  $H_2$
- Calcule el volumen de  $H_2$  que se obtiene si se trabaja a 30[°C] y 1 [atm] de presión.

4. Al hacer el estudio de la cinética de descomposición de un pigmento en una pintura acrílica se obtienen los siguientes datos:

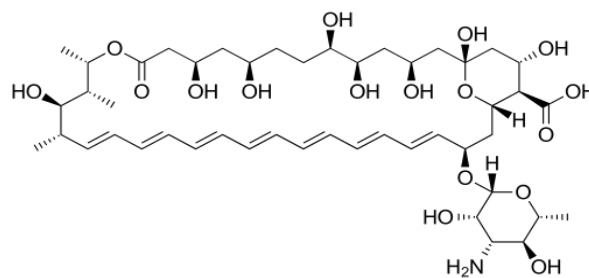
tiempo (meses)	6	15	33	48	60
% pigmento	40	25	6.5	3	1.3

A partir de ellos se determina que la descomposición sigue una cinética de primer orden. A partir de esta información calcule el tiempo de vida media del pigmento.

5. Identifique y haga una lista de los grupos funcionales presentes en las siguientes moléculas:



**Atorvastatina**



**Anfotericina B**

## RESOLUCIONES

1. Un átomo de deuterio ( ${}^2_1H$ ) emite un fotón que se asocia a una onda electromagnética. El proceso de emisión ocurre cuando el único electrón salta de una órbita permitida, en donde el electrón se asocia a una onda estacionaria cuya  $\lambda_e = 2.329 \times 10^{-9} [m]$ , hacia la órbita  $n=2$ .
- Calcule la energía del fotón emitido como consecuencia del salto del electrón y determine el valor de la frecuencia asociada al fotón.
  - ¿A qué región del espectro corresponde la línea asociada a la emisión del fotón?

Respuesta:

- a) Se calcula la velocidad a partir de la longitud de la onda estacionaria asociada al electrón en la órbita inicial

$$v = \frac{h}{m\lambda_e}$$
$$v = 3.1232 \times 10^5 \left[ \frac{m}{s} \right]$$

Con la velocidad se obtiene la energía cinética a partir de

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2$$
$$E_c = 4.4428 \times 10^{-20} [J]$$

Se calcula el valor de  $n$  para la órbita inicial:  $n_i$

$$n = \sqrt{\left( \frac{K_C e^2}{2R_{Bohr}} \right) \frac{Z^2}{E_c}}$$
$$n = 7$$

Al sustituir el valor de  $n_i$  en

$$\Delta E = \left( \frac{K_C e^2}{2R_{Bohr}} \right) Z^2 \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

$$\Delta E = -5.0117 \times 10^{-19} [J]$$

En este caso, el valor de la energía también puede tener un valor positivo

- b) Con este valor de  $\Delta E$  se calcula la frecuencia  $\nu$ .

$$\nu = \frac{h}{\Delta E}$$
$$\nu = 7.5637 \times 10^{14} [s^{-1}]$$

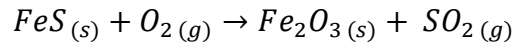
Para esta frecuencia la longitud de onda correspondiente es de 396.63 [nm] y por lo tanto la línea de emisión se encuentra en la región **UV-visible**.

2. A una presión de una atmósfera, los puntos de ebullición del HF y del HCl son de 20[°C] y de -85[°C] respectivamente. ¿A qué se debe que el punto de ebullición del HF sea superior al del HCl, a pesar de que la masa molar del HCl sea mayor?

Respuesta:

El punto de ebullición del HF es mayor porque las interacciones entre sus moléculas son más intensas. Son del tipo puente de hidrógeno mientras que las interacciones entre las moléculas de HCl son dipolo-dipolo.

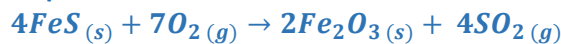
3. Considere la siguiente ecuación química no balanceada:



- Calcule la masa, en kilogramos, de dióxido de azufre que se genera cuando reaccionan 356 [kg] de sulfuro de hierro (II) con 289 [kg] de oxígeno.
- Si experimentalmente se obtuvieron 235.7 [kg] de óxido de hierro (III) ¿Cuál es el rendimiento porcentual?

Respuesta:

a) Se ajusta la ecuación química:



Calculamos el número de moles para cada reactivo para identificar al reactivo limitante:

$$3.56 \times 10^5 \frac{[g]_{FeS}}{[g]_{FeS}} \times \frac{1 [mol]_{FeS}}{87.91 [g]_{FeS}} = 4049.59 [mol]_{FeS}$$

$$2.89 \times 10^5 \frac{[g]_{O_2}}{[g]_{O_2}} \times \frac{1 [mol]_{O_2}}{32 [g]_{O_2}} = 9031.25 [mol]_{O_2}$$

$$\frac{4049.596 [mol]_{FeS}}{4 [mol]_{FeS}} = 1012.39 \quad y \quad \frac{9031.25 [mol]_{O_2}}{7 [mol]_{O_2}} = 1290.17$$

Por lo que el Sulfuro de hierro (II) es el reactivo limitante.

Ahora, calculamos la masa de dióxido de azufre que se genera:

$$4049.59 [mol]_{FeS} \times \frac{4 [mol]_{SO_2}}{4 [mol]_{FeS}} \times \frac{64.06 [g]_{SO_2}}{1 [mol]_{SO_2}} \times \frac{1 [kg]_{SO_2}}{10^3 [g]_{SO_2}} = 259.416 [kg]_{SO_2}$$

Se generan 259.416 kilogramos de dióxido de azufre

b) Para calcular el rendimiento, calculamos las moles que en teoría deberían generarse del óxido de hierro (III):

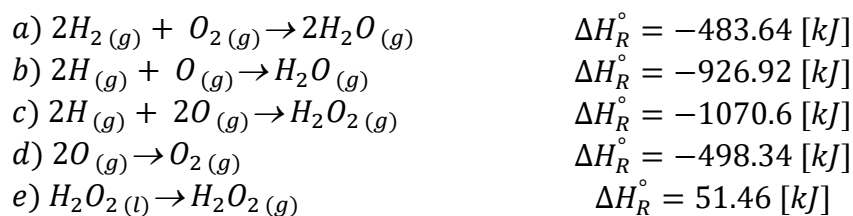
$$4049.59 [mol]_{FeS} \times \frac{2 [mol]_{Fe_2O_3}}{4 [mol]_{FeS}} \times \frac{159.69 [g]_{Fe_2O_3}}{1 [mol]_{Fe_2O_3}} \times \frac{1 [kg]_{Fe_2O_3}}{10^3 [g]_{Fe_2O_3}} = 323.339 [kg]_{Fe_2O_3}$$

Ahora se puede calcular el rendimiento a partir del valor de masa experimental proporcionado:

$$\frac{235.7 [kg]_{Fe_2O_3}}{323.339 [kg]_{Fe_2O_3}} \times 100 = 72.89\%$$

El rendimiento del proceso es del 72.89%.

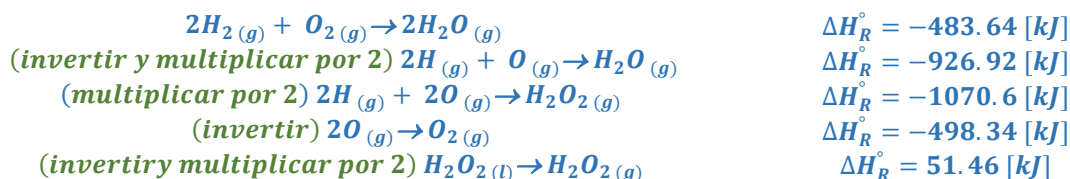
4. Con base en las siguientes reacciones químicas a 25[°C]:



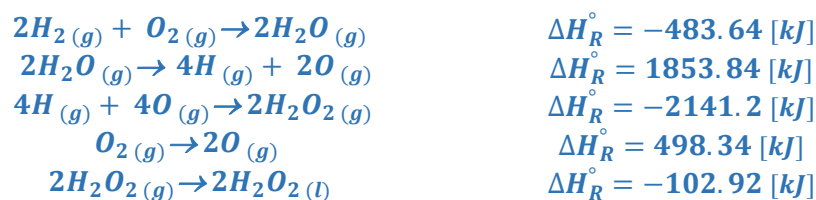
- a) Calcule la entalpía de formación del peróxido de hidrógeno ( $H_2O_2$ ) líquido de acuerdo con la siguiente ecuación química:  $H_2(g) + O_2(g) \rightarrow H_2O_2(l)$
- b) Calcule la cantidad de energía involucrada en la producción de 350 [g] de peróxido de hidrógeno.

Respuesta:

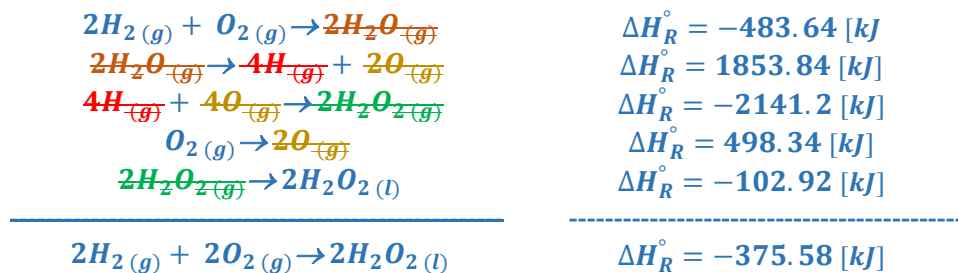
- a) Considerando las ecuaciones químicas proporcionadas, se puede utilizar la Ley de Hess para realizar las siguientes operaciones:



Por lo que ahora tendremos las siguientes ecuaciones químicas que podemos sumar:



Realizando la suma obtenemos el siguiente resultado:



Solo resta multiplicar por un medio para obtener el valor de entalpía de formación del peróxido de hidrógeno líquido:



b) Considerando el valor de entalpía obtenido y la estequiometría del proceso:

$$350 \text{ [g]}_{\text{H}_2\text{O}_2} \times \frac{1 \text{ [mol]}_{\text{H}_2\text{O}_2}}{34 \text{ [g]}_{\text{H}_2\text{O}_2}} \times \frac{-187.79 \text{ [kJ]}}{1 \text{ [mol]}_{\text{H}_2\text{O}_2}} = -1933.132 \text{ [kJ]}$$

En la formación de 350 [g] de peróxido, se liberan 1933.132 [kJ] de energía ( $\Delta H_R = -1933.132 \text{ [kJ]}$ )

5. El H<sub>2</sub> se puede obtener mediante la electrólisis de disoluciones acuosas diluidas de algún electrolito (electrólisis de H<sub>2</sub>O). Si una disolución acuosa diluida de ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) se somete a electrólisis durante 3 horas aplicando una corriente eléctrica de 2.5 [A];
- escriba la ecuación química que representa la reducción del ion H<sup>+</sup> a H<sub>2</sub>
  - calcule el volumen de H<sub>2</sub> que se obtiene si se trabaja a 30[°C] y 1 [atm] de presión.

Respuesta:

- a) Ecuación de reducción del ion H<sup>+</sup>.



- b) Para obtener el volumen de H<sub>2</sub> primero se calcula la carga eléctrica: Q que pasa por el sistema. Si se usan 2.5 [A] durante la electrólisis que dura 3 [h] la cantidad de carga eléctrica es de:

$$Q = i \cdot t$$
$$Q = 2.5 \text{ [A]} \cdot 3 \text{ horas} \cdot \left( \frac{3600 \text{ [s]}}{1 \text{ hora}} \right) = 27000 \text{ [C]}$$

Luego se calculan los moles de electrones: n<sub>e</sub>.

$$n_e = \frac{Q}{96485.3329 \left[ \frac{\text{C}}{\text{mol}} \right]} = \frac{27000 \text{ [C]}}{96485.3329 \left[ \frac{\text{C}}{\text{mol}} \right]} = 0.2798 \text{ [mol] de } \bar{e}$$

Con los moles de electrones: n<sub>e</sub> y la relación estequiométrica del proceso de reducción se obtienen los moles de H<sub>2</sub>.

$$n_{\text{H}_2} = 0.2798 \text{ [mol] de } \bar{e} \times \left( \frac{1 \text{ [mol] de H}_2}{2 \text{ [mol] de } \bar{e}} \right) = 0.1399 \text{ [mol] de H}_2$$

Para conocer el volumen se usa la ecuación del gas ideal.

$$V_{\text{H}_2} = \frac{nRT}{P} = \frac{0.1399 \text{ [mol]} \cdot 0.08205 \left[ \frac{\text{l} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right] \cdot 303.15 \text{ [K]}}{1 \text{ [atm]}} = 3.4802 \text{ litros de H}_2$$

NOTA: Los alumnos pueden resolver este problema con el valor de la constante de Faraday que se emplea en el manual de prácticas de modo que:

$$\text{Si } F = 96500 \left[ \frac{\text{C}}{\text{mol}} \right], \text{ entonces } V_{\text{H}_2} = 3.479 \text{ litros de H}_2$$

## RESOLUCIONES

1. Un átomo de deuterio ( ${}^2_1H$ ) emite un fotón que se asocia a una onda electromagnética. El proceso de emisión ocurre cuando el único electrón salta de una órbita permitida, en donde el electrón se asocia a una onda estacionaria cuya  $\lambda_e = 2.329 \times 10^{-9} [m]$ , hacia la órbita  $n=2$ .
- Calcule la energía del fotón emitido como consecuencia del salto del electrón y determine el valor de la frecuencia asociada al fotón.
  - ¿A qué región del espectro corresponde la línea asociada a la emisión del fotón?

### Respuesta:

- a) Se calcula la velocidad a partir de la longitud de la onda estacionaria asociada al electrón en la órbita inicial

$$v = \frac{h}{m\lambda_e}$$
$$v = 3.1232 \times 10^5 \left[ \frac{m}{s} \right]$$

Con la velocidad se obtiene la energía cinética a partir de

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2$$
$$E_c = 4.4428 \times 10^{-20} [J]$$

Se calcula el valor de  $n$  para la órbita inicial:  $n_i$

$$n = \sqrt{\left( \frac{K_C e^2}{2R_{Bohr}} \right) \frac{Z^2}{E_c}}$$
$$n = 7$$

Al sustituir el valor de  $n_i$  en

$$\Delta E = \left( \frac{K_C e^2}{2R_{Bohr}} \right) Z^2 \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

$$\Delta E = -5.0117 \times 10^{-19} [J]$$

En este caso, el valor de la energía también puede tener un valor positivo

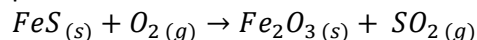
- b) Con este valor de  $\Delta E$  se calcula la frecuencia  $\nu$ .

$$\nu = \frac{h}{\Delta E}$$
$$\nu = 7.5637 \times 10^{14} [s^{-1}]$$

Para esta frecuencia la longitud de onda correspondiente es de 396.63 [nm] y por lo tanto la línea de emisión se encuentra en la región **UV-visible**.



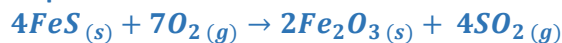
2. Considere la siguiente ecuación química no balanceada:



- a) Calcule la masa, en kilogramos, de dióxido de azufre que se genera cuando reaccionan 356 [kg] de sulfuro de hierro (II) con 289 [kg] de oxígeno.
- b) Si experimentalmente se obtuvieron 235.7 [kg] de óxido de hierro (III) ¿Cuál es el rendimiento porcentual?

Respuesta:

a) Se ajusta la ecuación química:



Calculamos el número de moles para cada reactivo para identificar al reactivo limitante:

$$3.56 \times 10^5 \frac{[g]_{FeS}}{[g]_{FeS}} \times \frac{1 [mol]_{FeS}}{87.91 [g]_{FeS}} = 4049.59 [mol]_{FeS}$$

$$2.89 \times 10^5 \frac{[g]_{O_2}}{[g]_{O_2}} \times \frac{1 [mol]_{O_2}}{32 [g]_{O_2}} = 9031.25 [mol]_{O_2}$$

$$\frac{4049.596 [mol]_{FeS}}{4 [mol]_{FeS}} = 1012.39 \quad y \quad \frac{9031.25 [mol]_{O_2}}{7 [mol]_{O_2}} = 1290.17$$

Por lo que el Sulfuro de hierro (II) es el reactivo limitante.

Ahora, calculamos la masa de dióxido de azufre que se genera:

$$4049.59 [mol]_{FeS} \times \frac{4 [mol]_{SO_2}}{4 [mol]_{FeS}} \times \frac{64.06 [g]_{SO_2}}{1 [mol]_{SO_2}} \times \frac{1 [kg]_{SO_2}}{10^3 [g]_{SO_2}} = 259.416 [kg]_{SO_2}$$

Se generan 259.416 kilogramos de dióxido de azufre

b) Para calcular el rendimiento, calculamos las moles que en teoría deberían generarse del óxido de hierro (III):

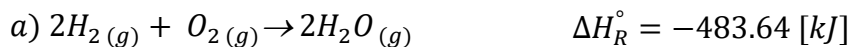
$$4049.59 [mol]_{FeS} \times \frac{2 [mol]_{Fe_2O_3}}{4 [mol]_{FeS}} \times \frac{159.69 [g]_{Fe_2O_3}}{1 [mol]_{Fe_2O_3}} \times \frac{1 [kg]_{Fe_2O_3}}{10^3 [g]_{Fe_2O_3}} = 323.339 [kg]_{Fe_2O_3}$$

Ahora se puede calcular el rendimiento a partir del valor de masa experimental proporcionado:

$$\frac{235.7 [kg]_{Fe_2O_3}}{323.339 [kg]_{Fe_2O_3}} \times 100 = 72.89\%$$

El rendimiento del proceso es del 72.89%.

3. Con base en las siguientes reacciones químicas a 25[°C]:

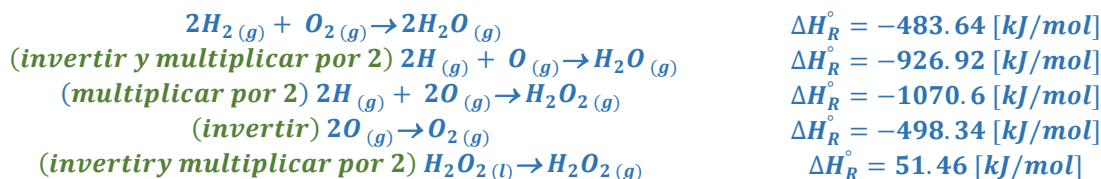


a) Calcule la entalpía de formación del peróxido de hidrógeno (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) líquido de acuerdo con la siguiente ecuación química:  $H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{2(l)}$

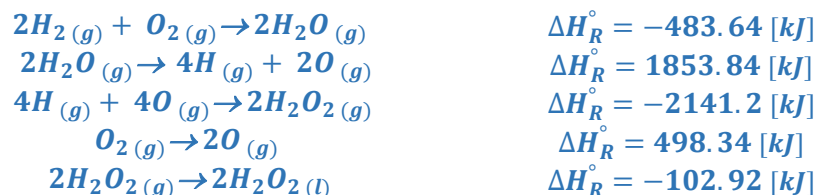
- b) Calcule la cantidad de energía involucrada en la producción de 350 [g] de peróxido de hidrógeno.

Respuesta:

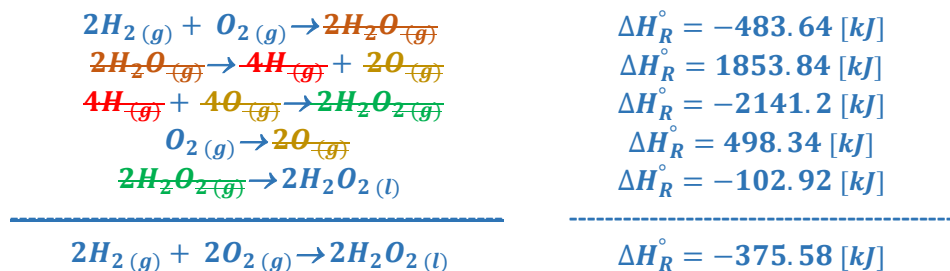
- a) Considerando las ecuaciones químicas proporcionadas, se puede utilizar la Ley de Hess para realizar las siguientes operaciones:



Por lo que ahora tendremos las siguientes ecuaciones químicas que podemos sumar:



Realizando la suma obtenemos el siguiente resultado:



Solo resta multiplicar por un medio para obtener el valor de entalpía de formación del peróxido de hidrógeno líquido:



- b) Considerando el valor de entalpía obtenido y la estequiometría del proceso:

$$350 [g]_{H_2O_2} \times \frac{1 [mol]_{H_2O_2}}{34 [g]_{H_2O_2}} \times \frac{-187.79 [kJ]}{1 [mol]_{H_2O_2}} = -1933.132 [kJ]$$

En la formación de 350 [g] de peróxido, se liberan 1933.132 [kJ] de energía ( $\Delta H_R = -1933.132 [kJ]$ )

4. El  $H_2$  se puede obtener mediante la electrólisis de disoluciones acuosas diluidas de algún electrolito (electrólisis de  $H_2O$ ). Si una disolución acuosa diluida de ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ) se somete a electrólisis durante 3 horas aplicando una corriente eléctrica de 2.5 [A];
- escriba la ecuación química que representa la reducción del ion  $H^+$  a  $H_2$
  - calcule el volumen de  $H_2$  que se obtiene si se trabaja a  $30^\circ C$  y 1 [atm] de presión.

Respuesta:

a) Ecuación de reducción del ion  $H^+$ .



b) Para obtener el volumen de  $H_2$  primero se calcula la carga eléctrica:  $Q$  que pasa por el sistema. Si se usan 2.5 [A] durante la electrólisis que dura 3 [h] la cantidad de carga eléctrica es de:

$$Q = i \cdot t$$
$$Q = 2.5 [A] \cdot 3 \text{ horas} \cdot \left(\frac{3600 [s]}{1 \text{ hora}}\right) = 27000 [C]$$

Luego se calculan los moles de electrones:  $n_e$ .

$$n_e = \frac{Q}{96485.3329 \left[\frac{C}{mol}\right]} = \frac{27000 [C]}{96485.3329 \left[\frac{C}{mol}\right]} = 0.2798 [mol] \text{ de } \bar{e}$$

Con los moles de electrones:  $n_e$  y la relación estequiométrica del proceso de reducción se obtienen los moles de  $H_2$ .

$$n_{H_2} = 0.2798 [mol] \text{ de } \bar{e} \times \left(\frac{1 [mol] \text{ de } H_2}{2 [mol] \text{ de } \bar{e}}\right) = 0.1399 [mol] \text{ de } H_2$$

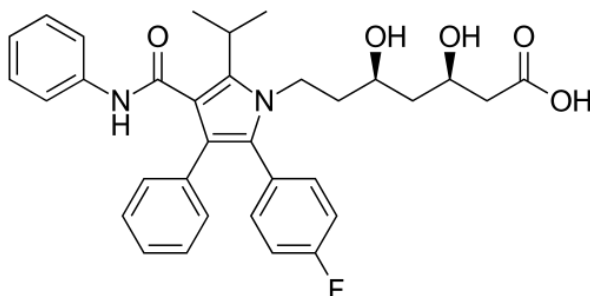
Para conocer el volumen se usa la ecuación del gas ideal.

$$V_{H_2} = \frac{nRT}{P} = \frac{0.1399 [mol] \cdot 0.08205 \left[\frac{l \cdot atm}{mol \cdot K}\right] \cdot 303.15 [K]}{1 [atm]} = 3.4802 \text{ litros de } H_2$$

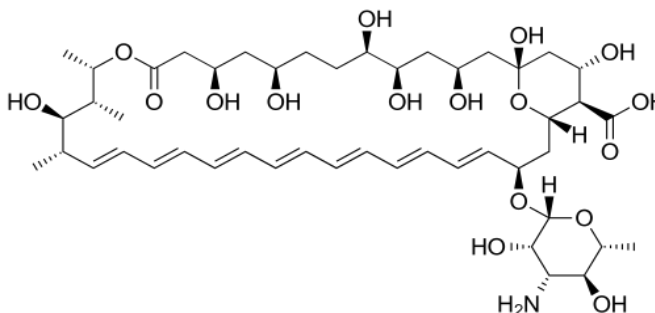
NOTA: Los alumnos pueden resolver este problema con el valor de la constante de Faraday que se emplea en el manual de prácticas de modo que:

$$\text{Si } F = 96500 \left[\frac{C}{mol}\right], \text{ entonces } V_{H_2} = 3.479 \text{ litros de } H_2$$

5. Identifique y haga una lista de los grupos funcionales presentes en las siguientes moléculas:



**Atorvastatina**



**Anfotericina B**

**En la estructura de la Atorvastatina**

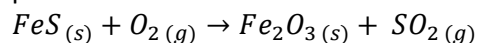
- Amida (CONH)
- Alcohol (OH)
- Ácido carboxílico (COOH)
- Halógeno (flúor: F)
- Amina (NH<sub>2</sub>)

**En la estructura de la Anfotericina B**

- Amina (NH<sub>2</sub>)
- Alcohol (OH)
- Ácido carboxílico (COOH)
- Éster (COOR)
- Éter (R-O-R)

### RESOLUCIONES

1. Considere la siguiente ecuación química no balanceada:



- a) Calcule la masa, en kilogramos, de dióxido de azufre que se genera cuando reaccionan 356 [kg] de sulfuro de hierro (II) con 289 [kg] de oxígeno.  
b) Si experimentalmente se obtuvieron 235.7 [kg] de óxido de hierro (III) ¿Cuál es el rendimiento porcentual?

Respuesta:

a) Se ajusta la ecuación química:



Calculamos el número de moles para cada reactivo para identificar al reactivo limitante:

$$3.56 \times 10^5 [g]_{FeS} \times \frac{1 [mol]_{FeS}}{87.91 [g]_{FeS}} = 4049.59 [mol]_{FeS}$$

$$2.89 \times 10^5 [g]_{O_2} \times \frac{1 [mol]_{O_2}}{32 [g]_{O_2}} = 9031.25 [mol]_{O_2}$$

$$\frac{4049.596 [mol]_{FeS}}{4 [mol]_{FeS}} = 1012.39 \quad y \quad \frac{9031.25 [mol]_{O_2}}{7 [mol]_{O_2}} = 1290.17$$

Por lo que el Sulfuro de hierro (II) es el reactivo limitante.

Ahora, calculamos la masa de dióxido de azufre que se genera:

$$4049.59 [mol]_{FeS} \times \frac{4 [mol]_{SO_2}}{4 [mol]_{FeS}} \times \frac{64.06 [g]_{SO_2}}{1 [mol]_{SO_2}} \times \frac{1 [kg]_{SO_2}}{10^3 [g]_{SO_2}} = 259.416 [kg]_{SO_2}$$

Se generan 259.416 kilogramos de dióxido de azufre

b) Para calcular el rendimiento, calculamos las moles que en teoría deberían generarse del óxido de hierro (III):

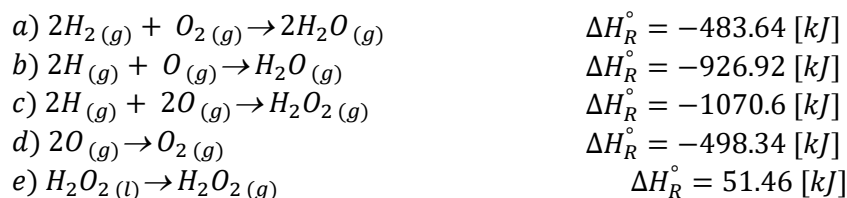
$$4049.59 [mol]_{FeS} \times \frac{2 [mol]_{Fe_2O_3}}{4 [mol]_{FeS}} \times \frac{159.69 [g]_{Fe_2O_3}}{1 [mol]_{Fe_2O_3}} \times \frac{1 [kg]_{Fe_2O_3}}{10^3 [g]_{Fe_2O_3}} = 323.339 [kg]_{Fe_2O_3}$$

Ahora se puede calcular el rendimiento a partir del valor de masa experimental proporcionado:

$$\frac{235.7 [kg]_{Fe_2O_3}}{323.339 [kg]_{Fe_2O_3}} \times 100 = 72.89\%$$

El rendimiento del proceso es del 72.89%.

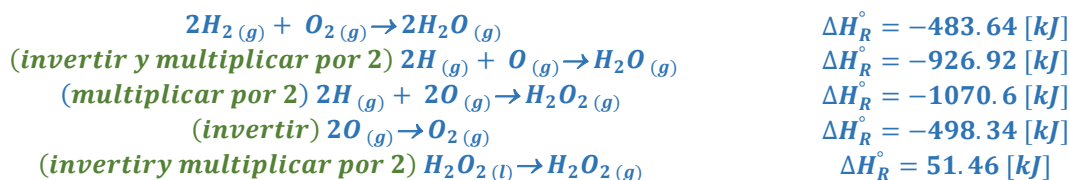
2. Con base en las siguientes reacciones químicas a 25[°C]:



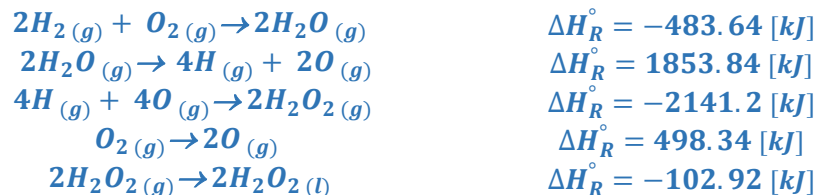
- a) Calcule la entalpía de formación del peróxido de hidrógeno ( $H_2O_2$ ) líquido de acuerdo con la siguiente ecuación química:  $H_2(g) + O_2(g) \rightarrow H_2O_2(l)$
- b) Calcule la cantidad de energía involucrada en la producción de 350 [g] de peróxido de hidrógeno.

Respuesta:

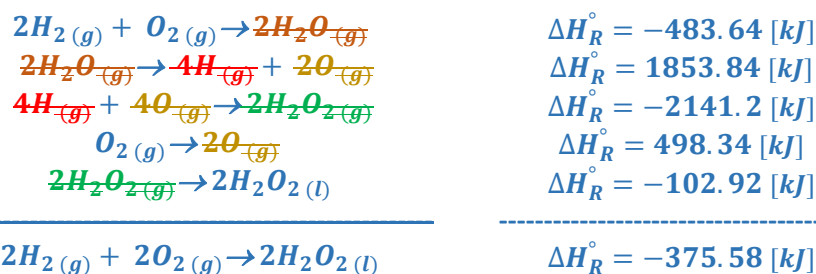
- a) Considerando las ecuaciones químicas proporcionadas, se puede utilizar la Ley de Hess para realizar las siguientes operaciones:



Por lo que ahora tendremos las siguientes ecuaciones químicas que podemos sumar:



Realizando la suma obtenemos el siguiente resultado:



Solo resta multiplicar por un medio para obtener el valor de entalpía de formación del peróxido de hidrógeno líquido:



b) Considerando el valor de entalpía obtenido y la estequiometría del proceso:

$$350 \text{ [g]}_{\text{H}_2\text{O}_2} \times \frac{1 \text{ [mol]}_{\text{H}_2\text{O}_2}}{34 \text{ [g]}_{\text{H}_2\text{O}_2}} \times \frac{-187.79 \text{ [kJ]}}{1 \text{ [mol]}_{\text{H}_2\text{O}_2}} = -1933.132 \text{ [kJ]}$$

En la formación de 350 [g] de peróxido, se liberan 1933.132 [kJ] de energía ( $\Delta H_R = -1933.132 \text{ [kJ]}$ )

3. El H<sub>2</sub> se puede obtener mediante la electrólisis de disoluciones acuosas diluidas de algún electrolito (electrólisis de H<sub>2</sub>O). Si una disolución acuosa diluida de ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) se somete a electrólisis durante 3 horas aplicando una corriente eléctrica de 2.5 [A];

- escriba la ecuación química que representa la reducción del ion H<sup>+</sup> a H<sub>2</sub>
- calcule el volumen de H<sub>2</sub> que se obtiene si se trabaja a 30[°C] y 1 [atm] de presión.

Respuesta:

a) Ecuación de reducción del ion H<sup>+</sup>.



b) Para obtener el volumen de H<sub>2</sub> primero se calcula la carga eléctrica: Q que pasa por el sistema. Si se usan 2.5 [A] durante la electrólisis que dura 3 [h] la cantidad de carga eléctrica es de:

$$Q = i \cdot t$$

$$Q = 2.5 \text{ [A]} \cdot 3 \text{ horas} \cdot \left( \frac{3600 \text{ [s]}}{1 \text{ hora}} \right) = 27000 \text{ [C]}$$

Luego se calculan los moles de electrones: n<sub>e</sub>.

$$n_e = \frac{Q}{96485.3329 \frac{\text{C}}{\text{mol}}} = \frac{27000 \text{ [C]}}{96485.3329 \frac{\text{C}}{\text{mol}}} = 0.2798 \text{ [mol] de } \bar{e}$$

Con los moles de electrones: n<sub>e</sub> y la relación estequiométrica del proceso de reducción se obtienen los moles de H<sub>2</sub>.

$$n_{\text{H}_2} = 0.2798 \text{ [mol] de } \bar{e} \times \left( \frac{1 \text{ [mol] de H}_2}{2 \text{ [mol] de } \bar{e}} \right) = 0.1399 \text{ [mol] de H}_2$$

Para conocer el volumen se usa la ecuación del gas ideal.

$$V_{\text{H}_2} = \frac{nRT}{P} = \frac{0.1399 \text{ [mol]} \cdot 0.08205 \frac{\text{l} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 303.15 \text{ [K]}}{1 \text{ [atm]}} = 3.4802 \text{ litros de H}_2$$

NOTA: Los alumnos pueden resolver este problema con el valor de la constante de Faraday que se emplea en el manual de prácticas de modo que:

$$\text{Si } F = 96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}, \text{ entonces } V_{\text{H}_2} = 3.479 \text{ litros de H}_2$$

4. Al hacer el estudio de la cinética de descomposición de un pigmento en una pintura acrílica se obtienen los siguientes datos:

tiempo (meses)	6	15	33	48	60
% pigmento	40	25	6.5	3	1.3

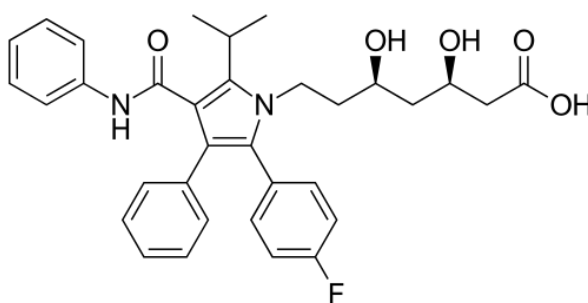
A partir de ellos se determina que la descomposición sigue una cinética de primer orden. A partir de esta información calcule el tiempo de vida media del pigmento.

**Respuesta:**

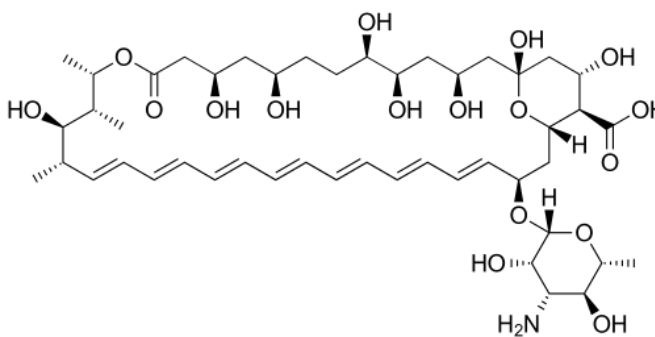
Al trazar la gráfica de  $\ln(\% \text{pigmento})$  en función de  $t$  se obtiene una línea recta cuya pendiente es: **- 0.0638**. Por lo tanto, el valor de la constante de rapidez es de  $k=0.0638 \text{ [mes}^{-1}\text{]}$ . Con este valor de  $k$ , el tiempo de vida media se obtiene a partir de:

$$t_{1/2} = \frac{1}{k} \ln 2$$
$$t_{1/2} = \frac{1}{0.0638 \text{ mes}^{-1}} \ln 2 = \mathbf{10.86 \text{ meses}}$$

5. Identifique los grupos funcionales en las siguientes moléculas:



**Atorvastatina**



**Anfotericina B**

En la estructura de la Atorvastatina

- Amida (CONH)
- Alcohol (OH)
- Ácido carboxílico (COOH)
- Halógeno (flúor: F)
- Amina (NH)

En la estructura de la Anfotericina B

- Amina (NH<sub>2</sub>)
- Alcohol (OH)
- Ácido carboxílico (COOH)
- Éster (COOR)
- Éter (R-O-R)