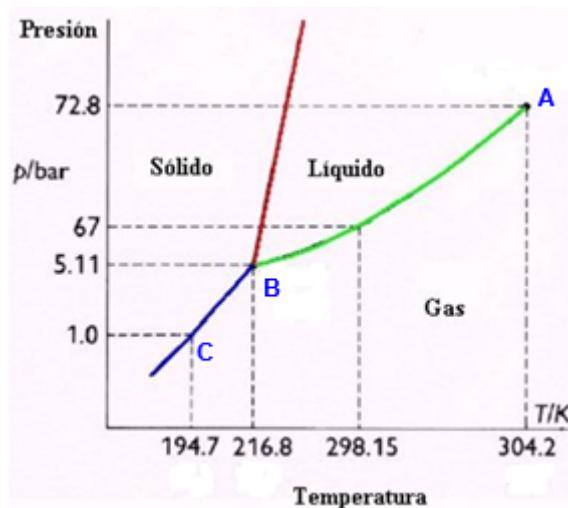


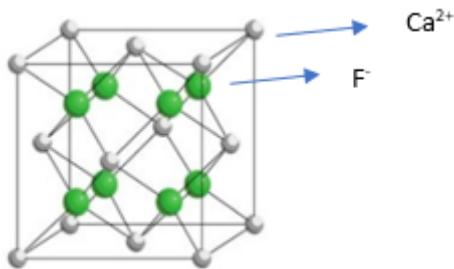
INTERROGACIÓN 1

- 1) Respecto a las fuerzas intermoleculares, indica cuál de las siguientes afirmaciones es **FALSA**:
- a) Son atracciones de tipo electrostáticas.
 - b) En fase condensada, el nitrógeno, N₂, presenta interacción por fuerzas de dispersión de London.
 - c) En fase condensada, el monóxido de carbono, CO, presenta interacción por puente de hidrógeno.
 - d) El sulfuro de hidrógeno, H₂S, presenta una menor temperatura de ebullición que el agua, H₂O.
 - e) Mientras mayor sea la polarizabilidad de los átomos y/o moléculas, mayor será la interacción por fuerzas de dispersión de London.

- 2) En base al diagrama de fases de dióxido de carbono, CO₂, es **VERDADERO** afirmar:



- a) A presión de 1 bar, CO₂ se puede encontrar en estado sólido, líquido y gaseoso.
 - b) En el punto C se produce la fusión de CO₂.
 - c) En el punto A, se encuentra el punto crítico de CO₂.
 - d) El CO₂ presenta dos puntos triples.
 - e) En el punto B se encuentra el punto crítico de CO₂.
- 3) Según la celda de fluorita, CaF₂, podemos afirmar:



- a) Los átomos de Flúor se encuentran ocupando la totalidad de los huecos octaédricos de la celda FCC.
- b) Los átomos de Flúor se encuentran ocupando un hueco cúbico de la celda FCC.
- c) Los átomos de Flúor se encuentran ocupando 4 huecos tetraédricos.
- d) Los átomos de Flúor se encuentran ocupando 8 huecos tetraédricos.**
- e) La celda se compone de 8 átomos de flúor y 8 átomos de calcio.

4) Respecto al calor y el trabajo, es **VERDADERO** afirmar:

- i) Son funciones de estado
- ii) Son independientes de la trayectoria
- iii) Son mecanismos de transferencia de energía
- a) Sólo i
- b) Sólo iii**
- c) i y ii
- d) i y iii
- e) i, ii y iii

5) Indique cuál de las siguientes afirmaciones es **FALSA**:

- a) A presión constante, la variación en la entalpía es igual al flujo calor del sistema.
- b) En un proceso espontáneo la entropía del universo aumenta.
- c) La entropía puede ser vista como una medida de aleatoriedad o desorden.
- d) La entropía posicional es menor en un gas que en un sólido**
- e) La energía de Gibbs permite predecir la espontaneidad de un proceso.

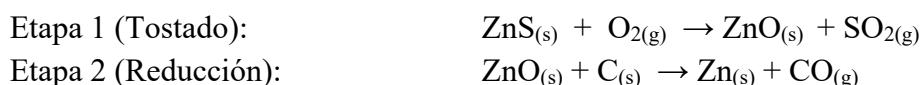
6) La ecuación de velocidad para la reacción: $a A + b B \rightarrow \text{Productos}$, viene dada por la expresión $v = k [B]^2$. Por lo tanto, es **VERDADERO** afirmar que:

- a) La constante de velocidad (k) es independiente de las concentraciones de los reactivos y de la temperatura.
- b) La velocidad de la reacción se hace cuatro veces mayor al duplicar la concentración de B.**
- c) La velocidad de la reacción aumenta el doble al duplicar la concentración de A.

- d) Si la concentración de B se reduce a la mitad, la velocidad también se reduce a la mitad
e) La reacción es de orden 3.

ESTEQUIMETRÍA

3. El proceso industrial para la obtención de zinc metálico (Zn) a partir del mineral blenda (ZnS) se realiza en dos etapas consecutivas. En la primera etapa, conocida como “tostado”, el mineral es tratado con aire caliente a unos 800°C para convertirlo en óxido de zinc (ZnO). En la segunda etapa (reducción), el óxido de zinc (ZnO) proveniente de la primera etapa es reducido a zinc metálico (Zn) en presencia de coque (C) a altas temperaturas. Ambos procesos son representados por las siguientes reacciones químicas:



Si se tiene una muestra de 817 g del mineral blenda (ZnS) con una pureza del 85,7%, contestar:

- a) Escriba las ecuaciones balanceadas para ambos procesos (Etapa 1 y Etapa 2). **(2 puntos)**
- b) ¿Cuánta masa (g) de ZnS contiene la muestra original? **(2 puntos)**
- c) Si se dispone de 98,4 g de carbono coque (C), ¿Qué cantidad de zinc metálico (Zn), en gramos, se puede producir? Considere que la primera etapa ocurre con un 100% de rendimiento y que la segunda etapa ocurre con un 53,8 % de rendimiento. **(6 puntos)**

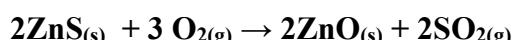
Datos:

$$\text{Zn}_{(\text{M.M.})} = 65,38 \text{ g/mol}; \text{S}_{(\text{M.M.})} = 32,00 \text{ g/mol}; \text{O}_{(\text{M.M.})} = 16,00 \text{ g/mol}; \text{C}_{(\text{M.M.})} = 12,00 \text{ g/mol.}$$

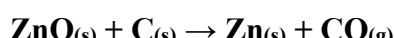
- a) **etapa 1** (existen dos formas de balancear esta ecuación):



o bien,



Etapa 2:



(2 puntos)

- b) Para calcular la masa de ZnS contenida en el mineral, debemos considerar su pureza:

$$\text{masa ZnS} = \text{masa mineral} \times \frac{\text{porcentaje de pureza}}{100}$$

$$\text{masa ZnS} = 817 \text{ g} \times \frac{85,7}{100} = 700 \text{ g ZnS}$$

$$\text{masa ZnS} = 700 \text{ g ZnS}$$

(2 puntos)

c) Tomando en cuenta que la primera reacción ocurre al 100%, todo el ZnS es convertido en ZnO, por lo tanto:

$$\text{mol de ZnO} = 7,19 \text{ mol}$$

Considerando los moles del segundo reactivo, se tiene:

$$\text{mol de C} = 98,4 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12,00 \text{ g}}$$

$$\text{mol C} = 8,20 \text{ mol CO}$$

Ahora se puede determinar el reactivo limitante:

$$8,20 \text{ mol CO} \times \frac{1 \text{ mol ZnO}}{1 \text{ mol C}} = 8,20 \text{ mol de ZnO}$$

Para 8,20 mol de CO se necesitan 8,20 mol de ZnO, pero se tienen 7,19 mol de ZnO. Por lo tanto, el **Reactivo Limitante es el ZnO**.

Considerando un 53,80% de rendimiento, se tiene:

$$\text{mol Zn} = 7,19 \text{ mol ZnO} \times \frac{1 \text{ mol Zn}}{1 \text{ mol ZnO}} \times \frac{53,80}{100}$$

$$\text{mol Zn} = 3,87 \text{ mol}$$

$$\text{masa Zn} = 3,87 \text{ mol} \times \frac{65,38 \text{ g}}{1 \text{ mol Zn}}$$

$$\text{masa Zn} = 253 \text{ g de Zn}$$

(6 puntos)

QUÍMICA DEL ESTADO SÓLIDO

Un metal desconocido presenta estructura cristalina cúbica centrada en el cuerpo (BCC). Al calentarlo de 20°C a 200°C su volumen de celda unitaria aumenta un 20%, obteniéndose un volumen de 0,1820 nm³.

- Calcular el parámetro de celda (arista) a 20 °C. **(5 puntos)**
- Calcular el radio del átomo a 20°C. **(5 puntos)**
- Calcular la densidad planar del plano (101) a 20°C. **(5 puntos)**
- Calcular la masa molar del metal si su densidad es 0,856 g/cm³ a 20°C. **(5 puntos)**

DESARROLLO

- Si el volumen de la celda a 200°C incrementado a un 20 % del volumen inicial, entonces el volumen inicial es = 0,15168 nm³.

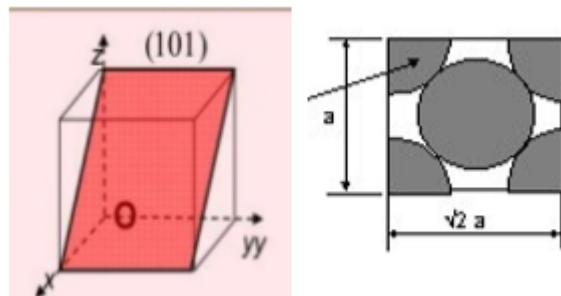
Entonces, el parámetro de la celda es: $a = \sqrt[3]{(0,15168 \text{ nm}^3)} = 0.5333 \text{ nm}$

- Usando la relación de radio y parámetro de la celda (arista) de una estructura BCC se obtiene:

$$r = \frac{a\sqrt{3}}{4}$$

$$r = \frac{0,5333 \text{ nm} * 1,7320}{4} = 0.2309 \text{ nm}$$

- El número de átomos en el plano (101) en la estructura BCC es:



En el plano hay 2 átomos:

$$\text{Densidad} = \frac{2}{\sqrt{2}(0,5333 \text{ nm})^2} = 4,972 \text{ atomos/nm}^2$$

d)

$$\rho = \frac{\frac{\text{átomos}}{\text{celda}} \times \text{masa atómica}}{(\text{volumen de celda unitaria})(N_{\text{avogadro}})}$$

$$0,856 \text{ g/cm}^3 = \frac{2 \text{ átomos} * X}{(0,15168 \text{ nm}^3) \left(1 * 10^{-7} \frac{\text{cm}}{\text{nm}}\right)^3 (6,02 \times 10^{23} \frac{\text{átomos}}{\text{mol}})}$$

$$X=39,098\;g/mol$$

TERMOQUÍMICA

Un compuesto orgánico **X** se hace reaccionar con un exceso de oxígeno, de acuerdo a la siguiente reacción:



El calor producido por la llama de esta combustión se utiliza para calentar 250 g de agua contenida en un recipiente de cobre de 30,0 g. Cuando 0,271 g del compuesto **X** han reaccionado, la temperatura del sistema se incrementa en 9,25 °C. Asumiendo que la transferencia de calor desde la combustión al sistema es cuantitativa, y que el proceso ocurre bajo condiciones estándar, calcule:

- El calor producido por **X**
- Un análisis químico paralelo, determina que la masa molar del compuesto **X** es de 74,1 g/mol. Calcule la entalpía de combustión estándar por mol para **X**, y exprésela en kJ/mol
- Usando el valor obtenido en 2, determine la entalpía de formación estándar para el compuesto **X**

Datos:

$$c_{Cu} = 0,385 \frac{J}{g \cdot K}$$

$$c_{H_2O} = 4,18 \frac{J}{g \cdot K}$$

$$\text{densidad para } H_2O = 1,00 \frac{g}{mL}$$

Sustancia	$\Delta H_f^\circ (\frac{kJ}{mol})$
H ₂ O (l)	-286
CO ₂ (g)	-393,5

Solución:

$$a) q_{absorbido \ por \ recipiente} = -q_{cedido \ por \ la \ reacción}$$

$$(m_{Cu} \cdot c_{Cu} \cdot \Delta T) + (m_{H_2O} \cdot c_{H_2O} \cdot \Delta T) = -q_{cedido}$$

$$\left(30 \text{ g} \cdot 0,385 \frac{J}{g \cdot K} \cdot 9,25 \text{ K}\right) + \left(250 \text{ g} \cdot 4,18 \frac{J}{g \cdot K} \cdot 9,25 \text{ K}\right) = -q_{cedido}$$

$$106,8 \text{ J} + 9666 \text{ J} = -q_{cedido}$$

$$9773 \text{ J} = -q_{cedido}$$

$$-9773 \text{ J} = q_{cedido}$$

∴ El calor producido por la reacción es -9773 J **(10 puntos)**

- b) Primero se calcula el número de moles consumidos en la reacción:

$$\text{moles de } X = \frac{0,271 \text{ g}}{74,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,00366 \text{ moles}$$

Luego:

$$\Delta H_X^\circ = \frac{-9773 \text{ J}}{0,00366 \text{ moles}} = -2670218 \frac{\text{J}}{\text{mol}} = -2670 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \quad \text{ (5 puntos)}$$

- c) Dado que la reacción ocurre bajo condiciones estándar, la energía calculada en 2) corresponde a la entalpía estándar de combustión. Por lo tanto:

$$\Delta H_X^\circ = \sum n_p \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum n_r \Delta H_f^\circ (\text{reactivos})$$

$$\begin{aligned} \Delta H_X^\circ &= -2670 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \\ &= \left[4 \cdot \left(-393,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) + 5 \cdot \left(-286 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) \right] - \left[6 \cdot \left(0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) + 1 \cdot (X) \right] \end{aligned}$$

$$-2670 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = -1574 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 1430 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - X$$

$$X = -334 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \quad \text{ (5 puntos)}$$

CINÉTICA QUÍMICA

El peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , se descompone en medio básico a 25°C según la siguiente reacción de primer orden con una constante de velocidad de 0.8 h^{-1} :



- a) Determine el porcentaje de H_2O_2 consumido luego de 30 minutos **(8 puntos)**

- b) Determine el tiempo de vida media. **(4 puntos)**

c) Determine la energía de activación, si al aumentar la temperatura a 100 °C la constante de velocidad se cuadriplica. Exprese el resultado en kJ mol⁻¹ **(8 puntos)**

Nota: Utilice el tiempo en segundos para todos los cálculos

Solución:

a) Teniendo en cuenta que: $\ln [A] = \ln[A]_0 - kt$

Para esta reacción en particular tendremos que: $\ln [H_2O_2] = \ln[H_2O_2]_0 - kt$

Reorganizando:

$$\ln \frac{[H_2O_2]}{[H_2O_2]_0} = -kt$$

La relación $\frac{[H_2O_2]}{[H_2O_2]_0}$ representa el porcentaje de peróxido de hidrógeno remanente en la reacción.

Por otra parte 1 h = 3600 s, por lo que $k = 2.22 * 10^{-4} \text{ s}^{-1}$

Por lo tanto, después de 30 minutos (1800 s) tendremos:

$$\begin{aligned} \ln \frac{[H_2O_2]}{[H_2O_2]_0} &= -2.22 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1} \times 1800 \text{ s} \\ \ln \frac{[H_2O_2]}{[H_2O_2]_0} &= -0,3996 \\ \frac{[H_2O_2]}{[H_2O_2]_0} &= 0,64 \text{ -0,67(intervalo)} \end{aligned}$$

La relación $[H_2O_2] = 0,64 \times [H_2O_2]_0$ indica que luego de 30 minutos, la concentración de H₂O₂ es el 64-67% de la concentración inicial. Por lo tanto, luego de 30 minutos se ha consumido 36-33% del H₂O₂.

b) El tiempo de vida media para una reacción de primer orden está determinado por:

$$t_{1/2} = \frac{0,693}{k}$$

Reemplazando términos se tiene que:

$$t_{1/2} = \frac{0,693}{2,22 * 10^{-4}} = 3122 \text{ s}$$

c) Utilizando la relación:

$$\ln \frac{k_1}{k_2} = \frac{E_a}{R} \left[\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right]$$

Considerando $k_1 = 2.22 * 10^{-4} \text{ s}^{-1}$, se tiene que $k_2 = 8.88 * 10^{-4} \text{ s}^{-1}$

Del mismo modo $T_1 = 298.15 \text{ K}$ y $T_2 = 373.15 \text{ K}$

Reemplazando los valores en la ecuación:

$$\ln \frac{2.22 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}}{8.88 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}} = \frac{E_a}{8.314 \frac{\text{J}}{\text{mol K}}} \left[\frac{1}{373.15 \text{ K}} - \frac{1}{298.15 \text{ K}} \right]$$

Resolviendo:

$$E_a = 17100 \frac{J}{mol} = 17.1 \; \frac{kJ}{mol}$$