INTERROGACIÓN 1

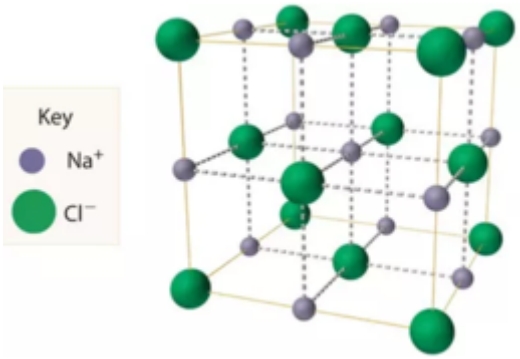
1. Con respecto al enlace metálico es **VERDADERO** afirmar:
   - I. Es un enlace más débil que las fuerzas de Van der Waals.
   - II. En general, los sólidos metálicos presentan elevados puntos de fusión
   - III. El enlace metálico es explicado mediante la teoría de bandas o la teoría del mar de electrones
   - IV. Según la teoría de bandas, los orbitales atómicos se combinan entre sí para formar orbitales moleculares
   - V. Lo forman tanto metales como no metales

a) I, II y V
b) II, III y IV
c) I, III y IV
d) III, IV y V
e) II y III

2. ¿Qué tipo de fuerza intermolecular explica que el amoniaco (NH_3) presente una **MAYOR** temperatura de ebullición que la fosfina (PH_3)

a) Puentes de hidrógeno
b) Enlace covalente
c) Ión-dipolo inducido
d) Fuerzas de dispersión de London
e) Ion-dipolo

3. En Chile la producción nacional de sal común, cloruro de sodio (NaCl) se obtiene por cristalización al concentrar salmueras naturales. Indique cuál de las siguientes afirmaciones sobre la estructura cristalina del NaCl es **VERDADERA**



a) Presenta una estructura cúbica centrada en las caras (FCC) y se caracteriza por presentar 4 átomos de Na^+ y 4 átomos de Cl^- por cada celda unitaria
b) Exhibe una estructura cúbica centrada en el cuerpo (BCC) en la que los huecos octaédricos se encuentran ocupados por átomos de Na^+
c) Presenta una estructura cúbica centrada en las caras (FCC) en la que los huecos octaédricos se encuentran desocupados

d) Presenta una estructura cúbica simple (SC) en la que el hueco cúbico está ocupado por un átomo de Na^+
e) Presenta una estructura cúbica centrada en las caras (FCC) en la que los huecos tetraédricos se encuentran ocupados por átomos de Na^+

4. Indique cuál de las siguientes afirmaciones relacionadas con la termoquímica es **VERDADERA**:

a) Un sistema cerrado puede intercambiar energía, pero no materia con el ambiente
b) Un proceso será espontáneo si $\Delta S_{universo} = 0$.
c) El trabajo de compresión (w) que se realiza sobre un sistema siempre tendrá signo negativo ($w < 0$)
d) Un proceso siempre será espontáneo cuando, $\Delta H > 0$ y $\Delta S < 0$
e) El calor cedido por un sistema siempre tendrá signo positivo, $q > 0$

5. ¿Cuáles de las siguientes propiedades son **FUNCIONES DE ESTADO**:
   I. Entalpía
   II. Energía Interna
   III. Entropía
   IV. Calor
   V. Trabajo

a) I, II y III
b) II, III y V
c) I, III y IV
d) IV y V
e) I, II, IV y V

6. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones acerca de la cinética química es **VERDADERA**?

a) La cinética química describe la espontaneidad de las reacciones químicas
b) La vida media corresponde al tiempo requerido para que la concentración inicial de un reactivo se consuma a la mitad
c) La suma de los coeficientes estequiométricos de los reactivos en una reacción química siempre coincide con su orden de reacción
d) La constante de velocidad puede tener valor negativo en algunos casos.
e) Un catalizador aumenta la energía de activación de una determinada reacción química.

ESTEQUIOMETRÍA

2. 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). Sin embargo, en esta etapa se genera dióxido de azufre (SO_2) como subproducto, el cual produce una serie de efectos agudos y crónicos sobre la salud de la población. Para evitar liberar este gas al ambiente, se hace reaccionar con oxígeno y agua para formar ácido sulfúrico (H_2SO_4), el cual es utilizado ampliamente en la producción de fertilizantes. La etapa de tostado y la de tratamiento del subproducto se pueden representar por las siguientes reacciones químicas:

Etapa 1 (Tostado): $ZnS_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow ZnO_{(s)} + SO_{2(g)}$

Tratamiento del subproducto: $SO_{2(g)} + O_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_2SO_{4(ac)}$

Si se tiene una muestra de 919 g del mineral blenda (ZnS) con una pureza del 65,3%, contestar:

a) Escriba las ecuaciones balanceadas para ambos procesos (Etapa 1 y tratamiento subproducto). **(2 puntos)**

b) ¿Cuánta masa (g) de ZnS contiene la muestra original? **(2 puntos)**

c) Si solo dispone de 74,8 g de agua, ¿Qué cantidad de ácido sulfúrico (H_2SO_4), en gramos, puede producir? Considere que la primera etapa ocurre con un 100% de rendimiento y que el tratamiento del subproducto ocurre con un 75,40 % de rendimiento. **(6 puntos)**

Datos:

$Zn_{(M.M.)}$ = 65,38 g/mol; $S_{(M.M.)}$ = 32,00 g/mol; $O_{(M.M)}$ = 16,00 g/mol; $C_{(M.M.)}$ = 12,00 g/mol; $H_{(M.M.)}$ = 1,00 g/mol.

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

$$\mathbf{ZnS_{(s)} + 3/2\ O_{2(g)} \rightarrow ZnO_{(s)} + SO_{2(g)}}$$

o bien,

$$\mathbf{2ZnS_{(s)} + 3\ O_{2(g)} \rightarrow 2ZnO_{(s)} + 2SO_{2(g)}}$$

Etapa 2 (existen dos formas de balancear esta ecuación)**:**

$$\mathbf{SO_{2(g)} + ½\ O_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_2SO_{4(ac)}}$$

o bien,

$$\mathbf{2SO_{2(g)} + O_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2H_2SO_{4(ac)}}$$

(2 puntos)

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

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

$$masa\ ZnS = 919\ g\ x\ \frac{65{,}3}{100} = 600\ g\ ZnS$$

$$\mathbf{masa\ ZnS = 600\ g\ ZnS}$$

(2 puntos)

c) Tomando en cuenta que la primera reacción ocurre al 100%, todo el ZnS es convertido en SO_2, por lo tanto:

$$\text{mol de } SO_2 = 6{,}16 \text{ mol}$$

Considerando los moles del segundo reactivo, se tiene:

$$mol\ de\ H_2O = 74{,}8g\ x\ \frac{1\ mol\ H_2O}{18{,}00\ g}$$

$$\text{mol de } H_2O = 4{,}16 \text{ mol } H_2O$$

Ahora se puede determinar el reactivo limitante:

$$4{,}16\ mol\ H_2O\ x\ \frac{1\ mol\ SO_2}{1\ mol\ H_2O} = 4{,}16\ mol\ de\ SO_2$$

Para 4,16 mol de H_2O se necesitan 4,16 mol de SO_2, pero se tienen 6,16 mol de SO_2. Por lo tanto, el **Reactivo Limitante es el H_2O**.

Considerando un 75,40% de rendimiento, se tiene:

$$mol\ H_2SO_4 = 4{,}16\ mol\ H_2O\ x\ \frac{1\ mol\ H_2SO_4}{1\ mol\ H_2O}\ x\ \frac{75{,}40}{100}$$

$$mol\ H_2SO_4 = 3{,}14\ mol$$

$$masa\ H_2SO_4 = 3{,}14\ mol\ x\ \frac{98{,}00\ g}{1\ mol\ H_2SO_4}$$

masa H_2SO_4 = 307 − 308 g de H_2SO_4 Considere intervalo de valores

(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 0,02628 0, nm^3.

a) Calcular el parámetro de celda (arista) a 20 ºC. **(5 puntos)**
b) Calcular el radio del átomo a 20ºC. **(5 puntos)**
c) Calcular la densidad planar del plano (200) a 20ºC. **(5 puntos)**
d) Calcular la masa molar del metal si su densidad es 8,908 g/cm^3 a 20º C **(5 puntos)**

DESARROLLO

a) Si el volumen de la celda a 200ºC ha incrementado un 20 % del volumen inicial, entonces el volumen inicial es = 0,0219 nm^3.

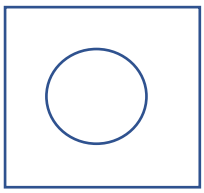
Entonces, el parámetro de la celda es: a = $\sqrt[3]{(0{,}0219\ nm^3)}$= **0,2797 nm**

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

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

$$r = \frac{0{,}2797\ nm * 1.7320}{4} = \mathbf{0{,}1211\ nm}$$

c) El número de átomos en el plano (200) en la estructura BCC es:



En el plano hay 1 átomos:

Densidad = $\frac{1}{(0.2797\ nm)^2} = 12{,}78\ atomos/nm^2$

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

$$\mathbf{8{,}908\ g/cm^3} = \frac{2\ átomos * X}{(0{,}0219\ nm^3)\left(1 * 10^{-7}\ \frac{cm}{nm}\right)^3 (6{,}02\ x10^{23}\ \frac{átomos}{mol})}$$

X = 58,69 g/mol

TERMOQUÍMICA

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

$$X\ (l) + 3\ O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CO_2\ (g) + 3\ H_2O\ (l)$$

El calor producido por la llama de esta combustión se utiliza para calentar 400 g de agua contenida en un recipiente de cobre de 20,0 g. Cuando 0,313 g del compuesto **X** han reaccionado, la temperatura del sistema se incrementa en 5,54 ºC. Asumiendo que la transferencia de calor desde la combustión al sistema es cuantitativa, y que el proceso ocurre bajo condiciones estándar, calcule:

a) El calor producido por **X**

b) Un análisis químico paralelo, determina que la masa molar del compuesto **X** es de 46,1 g/mol. Calcule la entalpía de combustión estándar por mol para **X**, y exprésela en kJ/mol

c) Usando el valor obtenido en 2, determine la entalpía de formación estándar para el compuesto **X**

Datos:

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

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

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

Sustancia	$\Delta \boldsymbol{H_f^\circ}\ (\frac{\boldsymbol{kJ}}{\boldsymbol{mol}})$

H_2O (l)	-286
CO_2 (g)	-393.5

Solución:

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

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

$$\left(20\ g \cdot 0{,}385 \frac{J}{g \cdot K} \cdot 5{,}54\ K\right) + \left(400\ g \cdot 4{,}18 \frac{J}{g \cdot K} \cdot 5{,}54\ K\right) = -q_{cedido}$$

$$42{,}7\ J + 9262{,}9\ J = -q_{cedido}$$

$$9306\ J = -q_{cedido}$$

$$-9306\ J = q_{cedido}$$

$\therefore El\ calor\ producido\ por\ la\ reacción\ es - 9306\ J$ **(10 puntos)**

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

$$moles\ de\ \boldsymbol{X} = \frac{0{,}313 g}{46{,}1 \frac{g}{mol}} = 0{,}0068\ moles$$

Luego:

$$\Delta H_X^\circ = \frac{-9306\ J}{0{,}0068\ moles} = -1368471 \frac{J}{mol} = -1368 \frac{kJ}{mol}$$ **(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:

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

$$\Delta H_X^\circ = -1368 \frac{kJ}{mol}$$

$$= \left[2 \cdot \left(-393{,}5 \frac{kJ}{mol}\right) + 3 \cdot \left(-286 \frac{kJ}{mol}\right)\right] - \left[3 \cdot \left(0 \frac{kJ}{mol}\right) + 1 \cdot (X)\right]$$

$$-1368 \frac{kJ}{mol} = -787 \frac{kJ}{mol} - 858 \frac{kJ}{mol} - X$$

$X = -277\,\frac{kJ}{mol}$ - $-297\frac{kJ}{mol}$ **Considere Intervalo de valores (5 puntos)**

CINÉTICA QUÍMICA

El peróxido de hidrógeno, H_2O_2, se descompone en medio básico a 20 °C según la siguiente reacción de primer orden con una constante de velocidad de 0.3 h^{-1}:

$$2\ H_2O_2\ (ac) \rightarrow 2\ H_2O\ (l) + O_2\ (g)$$

a) Determine el porcentaje de H_2O_2 consumido luego de 40 minutos (**8 puntos**)

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

c) Determine la energía de activación, si al aumentar la temperatura a 80 °C la constante de velocidad se triplica. 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 = 8.33 * 10^{-5} s^{-1}
Por lo tanto, después de 40 minutos (2400 s) tendremos:

$$ln\frac{[H_2O_2]}{[H_2O_2]_0} = -8.33\ x\ 10^{-5}\ s^{-1} \times 2400\ s$$

$$ln\frac{[H_2O_2]}{[H_2O_2]_0} = -0{,}20$$

$$\frac{[H_2O_2]}{[H_2O_2]_0} = 0{,}80$$

La relación $[H_2O_2] = 0{,}80 \times [H_2O_2]_0$ indica que luego de 40 minutos, la concentración de H_2O_2 es el 80% de la concentración inicial. Por lo tanto, luego de 40 minutos se ha consumido un 20% del H_2O_2.

Se obtiene entre un 18 a 20% de H_2O_2.

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:

$$t_{1/2} = \frac{0{,}693}{8{,}33 * 10^{-5}} = 8316\ s - 8319\text{s}$$ considere intervalo de valores

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 $k_1 = 8.33 * 10^{-5}\ s^{-1}$, se tiene que $k_2 = 2.5 * 10^{-4}\ s^{-1}$

Del mismo modo $T_1 = 293.15$ K y $T_2 = 353.15$ K

Reemplazando los valores en la ecuación:

$$ln\frac{8.33\ x\ 10^{-5}s^{-1}}{2.5\ x\ 10^{-4}s^{-1}} = \frac{E_a}{8.314\frac{J}{mol\ K}}\left[\frac{1}{353.15\ K} - \frac{1}{293.15\ K}\right]$$

Resolviendo:

$$E_a = 15740\frac{J}{mol} - \ 15760\frac{J}{mol} = 15.76\ \frac{kJ}{mol} - 15.76\ \frac{kJ}{mol}$$

Considere intervalo de valores que se pueden obtener