**FORMA 1**

1. En relación a los estados de la materia cuál (es) de las siguientes afirmaciones es (son) **VERDADERAS**:

   I. La energía potencial de un sólido es muy alta
   II. La compresibilidad de un sólido es alta
   III. La energía potencial de un gas es pequeña
   IV. La habilidad para fluir de un sólido es moderada
   V. La energía cinética de un gas es casi nula

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

2. Respecto a las fuerzas intermoleculares, indique cuál (es) de las siguientes afirmaciones es (son) **FALSAS:**

   I. Las fuerzas de dispersión de London son fuerzas atractivas temporales.
   II. Las fuerzas intermoleculares son más débiles que las fuerzas intramoleculares (fuerzas de enlace)
   III. Un ejemplo de fuerza intermolecular es el enlace covalente
   IV. Los puentes de hidrógeno son un tipo de fuerza de van der Waals
   V. Las fuerzas de dispersión de London son responsables de los estados condensados de sustancias polares.

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

3. En relación a una celda cúbica centrada en las caras (FCC) cuál de las siguientes afirmaciones es **CORRECTA**

a) Presenta un número de coordinación igual a 6
b) La celda unitaria está compuesta por dos átomos
c) El diámetro del átomo es igual a la longitud de la arista
d) Presenta un mayor factor de empaquetamiento que una celda cúbica centrada en un cuerpo (BCC)
e) Presenta un número de coordinación igual a 8

4. En relación a termoquímica indique cuál (es) de las siguientes afirmaciones es (son) **VERDADERAS**:

I. En un cambio de estado la transferencia de energía siempre ocurre del sistema al ambiente
II. El calor (q) es una función de estado
III. Un proceso exotérmico tiene un $\Delta H < 0$
IV. La energía potencial está asociada al movimiento de un objeto
V. Un calor de + 1,3 x $10^8$ J indica que el ambiente absorbe ese calor

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

5. Un proceso **SIEMPRE** será espontáneo cuando:

a) $\Delta S$ del sistema es positivo y el $\Delta S$ del ambiente es negativo
b) $\Delta H < 0$
c) $\Delta G > 0$
d) $\Delta H > 0$
e) $\Delta H < 0$ y el $\Delta S > 0$

6 ¿Cuál (es) de las siguientes afirmaciones es (son) **SIEMPRE VERDADERAS** en relación a la siguiente reacción química:

$$2\,A + \frac{1}{2}\,B \longrightarrow 3\,C + D$$

I) $v = -2\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$

II) $v = -2\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{3}\frac{\Delta[C]}{\Delta t}$

III) $v = k\,[A]^x[B]^y,\ con\ x = 2\ e\ y = \frac{1}{2}$

IV) La reacción es de 2$^{do}$ orden en A

a) I y II
b) I, II, II
c) Solo II
d) Solo III

e) III y IV

## ESTEQUIOMETRÍA

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 monóxido de carbono (CO) a altas temperaturas. Ambos procesos son representados por las siguientes reacciones químicas:

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

Etapa 2 (Reducción): $ZnO_{(s)} + CO_{(g)} \rightarrow Zn_{(s)} + CO_{2(g)}$

Si se tiene una muestra de 587 g del mineral blenda (ZnS) con una pureza del 85,2%, 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 115 g de monóxido de carbono (CO), ¿Qué cantidad de zinc metálico (Zn), en gramos, puede producir? Considere que la primera etapa ocurre con un 100% de rendimiento y que la segunda etapa ocurre con un 65,30 % de rendimiento. **(6 puntos)**

**Datos:**

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

Solución:

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

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

o bien,

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

**Etapa 2:**

**f)** $\mathbf{ZnO_{(s)} + CO_{(g)} \rightarrow Zn_{(s)} + CO_{2(g)}}$

**(2 puntos)**

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

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

$$masa\ ZnS = 587\ g\ x\ \frac{85{,}2}{100} = 500\ g\ ZnS$$

$$\mathbf{masa\ ZnS = 500\ g\ ZnS}$$

**(2 puntos)**

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

$$\text{mol de ZnO} = 5{,}13\ \text{mol}$$

Considerando los moles del segundo reactivo, se tiene:

g) $$mol\ de\ CO = 115g\ x\ \frac{1\ mol\ CO}{28{,}00\ g}$$

h) $$\text{mol CO} = 4{,}11\ \text{mol CO}$$

Ahora se puede determinar el reactivo limitante:

$$4{,}11\ mol\ CO\ x\ \frac{1\ mol\ ZnO}{1\ mol\ CO} = 4{,}11\ mol\ de\ ZnO$$

Para 4,11 mol de CO se necesitan 4,11 mol de ZnO, pero se tienen 5,13 mol de ZnO. Por lo tanto, el **Reactivo Limitante es el CO**.

Considerando un 65,30% de rendimiento, se tiene:

$$mol\ Zn = 4{,}11\ mol\ CO\ x\ \frac{1\ mol\ Zn}{1\ mol\ CO}\ x\ \frac{65{,}30}{100}$$

$$mol\ Zn = 2{,}68\ mol$$

$$masa\ Zn = 2{,}68\ mol\ x\ \frac{65{,}38\ g}{1\ mol\ Zn}$$

$$\mathbf{masa\ Zn = 175\ g\ de\ Zn}$$

**(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 0,028248 $nm^3$.

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 (100) a 20ºC. **(5 puntos)**
d) Calcular la masa molar del metal si su densidad es 7,88 $g/cm^3$ a 20°C. **(5 puntos)**

**DESARROLLO**

a) Si el volumen de la celda a 200ºC ha incrementado ~~a~~ un 20 % del volumen inicial, entonces el volumen inicial es = 0,02354 $nm^3$.

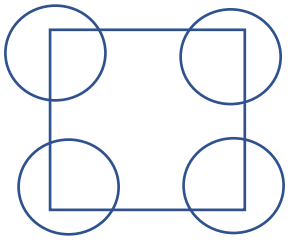
Entonces, el parámetro de la celda es: a = $\sqrt[3]{(0{,}02345\ nm^3)}$= **0,2866 nm**

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

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

$$r = \frac{0{,}2866\ nm * 1{,}7320}{4} = \mathbf{0{,}1241\ nm}$$

c) El número de átomos en el plano **(100)** en la estructura BCC es:



En el plano hay 1 átomo:

$$\text{Densidad} = \frac{1}{(0.2866\ nm)^2} = 12{,}17\ átomos/nm^2$$

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

$$\mathbf{7{,}88}\frac{\boldsymbol{g}}{\boldsymbol{cm^3}} = \frac{2\ átomos * X}{(0.02354\ nm^3)\left(1 * 10^{-7}\ \frac{cm}{nm}\right)^3\left(6{,}02\ x10^{23}\ \frac{átomos}{mol}\right)}$$

X = 55,85 g/mol

## TERMOQUÍMICA

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

$$X\ (l) + 9/2\ O_2\ (g) \longrightarrow 3\ CO_2\ (g) + 4\ H_2O\ (l)$$

El calor producido por la llama de esta combustión se utiliza para calentar 350 g de agua contenida en un recipiente de aluminio de 15,0 g. Cuando 0,277 g del compuesto **X** han reaccionado, la temperatura del sistema se incrementa en 6,31 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 60,1 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:**

$c_{Al} = 0{,}897\ \frac{J}{g \cdot K}$

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

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

| **Sustancia** | $\Delta \boldsymbol{H_f^\circ}\ (\frac{\boldsymbol{kJ}}{\boldsymbol{mol}})$ |
|---|---|
| $H_2O$ (l) | -286 |
| $CO_2$ (g) | -393.5 |

**Solución:**

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

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

$\left(15{,}0\ g \cdot 0{,}897 \frac{J}{g \cdot K} \cdot 6{,}31\ K\right) + \left(350\ g \cdot 4{,}18 \frac{J}{g \cdot K} \cdot 6{,}31\ K\right) = -q_{cedido}$

$84{,}9\ J + 9231{,}5\ J = -q_{cedido}$

$9316{,}4\ J = -q_{cedido}$

$-9316{,}4\ J = q_{cedido}$

$\therefore\ El\ calor\ producido\ por\ la\ reacción\ es - 9316{,}4\ J$ **(10 puntos)**

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

$moles\ de\ \boldsymbol{X} = \frac{0{,}277 g}{60{,}1 \frac{g}{mol}} = 0{,}00461\ moles$

Luego:

$\Delta H_X^\circ = \frac{-9316{,}4\ J}{0{,}00461\ moles} = -2020911 \frac{J}{mol} = -2021 \frac{kJ}{mol}$

**(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:

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

$$\Delta H_X^\circ = -2021 \frac{kJ}{mol}$$

$$= \left[3 \cdot \left(-393{,}5 \frac{kJ}{mol}\right) + 4 \cdot \left(-286 \frac{kJ}{mol}\right)\right] - \left[\frac{9}{2} \cdot \left(0 \frac{kJ}{mol}\right) + 1 \cdot (X)\right]$$

$$-2021 \frac{kJ}{mol} = -1180{,}5 \frac{kJ}{mol} - 1144 \frac{kJ}{mol} - X$$

$$X = -2324{,}5 \frac{kJ}{mol} + 2021 \frac{kJ}{mol} = -304 \frac{kJ}{mol}$$ **(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 0.2 $h^{-1}$:

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

a) Determine el porcentaje de $H_2O_2$ consumido luego de 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 80 °C la constante de velocidad se duplica. 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 = 5.55 * $10^{-5}$ $s^{-1}$
Por lo tanto, después de 30 minutos (1800 s) tendremos:

$$ln\frac{[H_2O_2]}{[H_2O_2]_0} = -5.55\ x\ 10^{-5}\ s^{-1} \times 1800\ s$$

$$ln\frac{[H_2O_2]}{[H_2O_2]_0} = -0{,}1$$

$$\frac{[H_2O_2]}{[H_2O_2]_0} = 0{,}90$$

La relación $[H_2O_2] = 0{,}90 \times [H_2O_2]_0$ indica que luego de 30 minutos, la concentración de $H_2O_2$ es el 90% de la concentración inicial. Por lo tanto, luego de 30 minutos se ha consumido un 10% del $H_2O_2$.

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:

$$t_{1/2} = \frac{0{,}693}{5{,}55 * 10^{-5}} = 12486\ s$$

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 $k_1 = 5.55 * 10^{-5}\ s^{-1}$, se tiene que $k_2 = 1.11 * 10^{-4}\ s^{-1}$
Del mismo modo $T_1 = 293.15$ K y $T_2 = 353.15$ K
Reemplazando los valores en la ecuación:

$$ln\frac{5.55\ x\ 10^{-5}s^{-1}}{1.11\ x\ 10^{-4}s^{-1}} = \frac{E_a}{8.314\frac{J}{mol\ K}}\left[\frac{1}{353.15\ K} - \frac{1}{293.15\ K}\right]$$

Resolviendo:

$$E_a = 9600\frac{J}{mol} = 9.6\ \frac{kJ}{mol}$$