

## OPCION A

**CUESTIÓN 1.-** Dados los elementos  ${}_{16}^{32}\text{X}$  y  ${}_{20}^{40}\text{Y}$ . Responde a las siguientes cuestiones, justificando las respuestas:

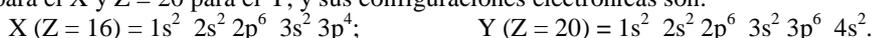
- Cuántos protones y neutrones están presentes en el núcleo de cada uno de ellos. Indica un isótopo de cada uno.**
- Indica el número atómico y la configuración electrónica de cada elemento.**
- Razona qué tipo de enlace se forma cuando se unen X e Y y cuál sería la fórmula del compuesto resultante.**

Solución:

a) Un elemento es eléctricamente neutro por tener el mismo número de protones (cargas eléctricas positiva) en el núcleo, que de electrones (cargas negativas) en la corteza de sus átomos. Luego, si el número atómico (número de protones de un átomo) de los elementos X e Y son, respectivamente, 16 y 20, han de tener esos protones en sus núcleos y los mismos electrones en la corteza; y por ser sus números másicos, A, (suma de protones y neutrones) 32 y 40, respectivamente, el número de neutrones de cada uno de los elementos es, para el X,  $A - Z = 32 - 16 = 16$  neutrones, y para el Y,  $40 - 20 = 20$  neutrones. En resumen, estos elementos contienen: 16 protones y neutrones en el núcleo y 16 electrones en la corteza el elemento X, y 20 protones y neutrones en el núcleo y 20 electrones en la corteza para el elemento Y.

Isótopos son átomos de un mismo elemento que tienen el mismo número atómico y distinto número másico, es decir, se diferencian en el número de neutrones del núcleo, por lo que, un isótopo de los elementos propuestos son:  ${}_{16}^{33}\text{X}$  y  ${}_{20}^{41}\text{Y}$ .

b) Como se expuso en el apartado anterior, el número atómico, Z, de los elementos propuestos son  $Z = 16$  para el X y  $Z = 20$  para el Y, y sus configuraciones electrónicas son:



c) En sus niveles más externo (capa de valencia), los elementos X e Y presentan 6 y 2 electrones, respectivamente, por lo que, al X le faltan los electrones que sobran al Y (2 electrones) para adquirir configuración electrónica de gas noble, luego la tendencia del elemento X es la de aceptar los 2 electrones que le faltan, y la del Y la de cederlos, y los iones que se producen  $\text{X}^{2-}$  e  $\text{Y}^{2+}$  se atraen electrostáticamente y se unen mediante un enlace iónico, correspondiendo al compuesto que forman la fórmula  $\text{YX}$ .

**CUESTIÓN 2.- a) Explica de forma razonada por qué muchas reacciones endotérmicas tienen lugar de forma espontánea a temperaturas elevadas.**

**b) Un proceso exotérmico y con aumento de orden ¿será siempre espontáneo? Razónalo**

Solución:

a) La espontaneidad de una reacción química se debe al valor negativo de su variación de energía libre de Gibbs, es decir,  $\Delta G < 0$ , y como  $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ , si la reacción es endotérmica el término  $\Delta H$  es positivo, es decir,  $\Delta H > 0$ , y si la variación de entropía es también positiva,  $\Delta S > 0$ , aumenta el desorden del sistema, a altas temperaturas el término  $T \cdot \Delta S$  es mayor que  $\Delta H$  en valor absoluto, y al restar a una cantidad positiva otra superior, el resultado es siempre negativo, es decir, se cumple que  $\Delta G < 0$ , y por esta razón, reacciones endotérmicas transcurren espontáneamente a temperaturas elevadas.

b) Si el proceso es exotérmico y se produce con aumento de orden del sistema, se cumple que  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S < 0$ , y teniendo en cuenta la expresión  $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ , ésta será negativa, y por ello el proceso espontáneo, sólo y únicamente si la temperatura es baja, pues en estas condiciones, el valor absoluto de la variación de entalpía es superior al valor absoluto del producto de la temperatura por la variación de entropía, es decir,  $|\Delta H| > |T \cdot \Delta S|$ , y la variación de energía libre es negativa. Para altas temperaturas se cumple que  $|\Delta H| < |T \cdot \Delta S|$ , y en estas condiciones nunca es negativa la variación de energía libre, y por

ello, el proceso no es espontáneo. Luego, un proceso con  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S < 0$  no siempre es espontáneo, sólo lo es cuando se cumple que la temperatura es baja.

**CUESTIÓN 5.- Dadas las reacciones: 1)  $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KI} \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$**

**2)  $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$**

**Se pide:**

- Indica en cada caso cuáles son los agentes oxidantes y reductores.**
- Ajústalas por el método del ión-electrón.**

Solución:

a) Agente o especie oxidante es la que provoca la oxidación de otra especie reduciéndose ella, mientras que agente o especie reductora es la que provoca la reducción de otra oxidándose ella. Luego, asignando el número de oxidación a las especies que lo cambian en ambas reacciones, se determinan cuales son los agentes oxidantes y reductores.

En la primera reacción el Mn pasa su número de oxidación de +7 a +2, lo que pone de manifiesto que se ha reducido, luego, según la definición anterior, el  $\text{KMnO}_4$ , es un agente oxidante, mientras que por el contrario, el I pasa su número de oxidación de -1 a 0, lo que indica que se ha oxidado, luego, según la definición inicial, el KI, es un agente reductor.

En la segunda reacción el Zn pasa su número de oxidación de 0 a +2, lo que indica que se ha oxidado, luego es el agente reductor, mientras que el S pasa su número de oxidación desde +6 a -2, sufriendo una reducción, por lo que el  $\text{H}_2\text{SO}_4$  es un agente oxidante.

b) Las semirreacciones de oxido-reducción de cada reacción son:

Semirreacción de reducción:  $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$

Semirreacción de oxidación:  $2 \text{I}^- - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{I}_2$

Multiplicamos la primera semirreacción por 2, la segunda por 5 y sumándolas para eliminar los electrones queda la ecuación iónica ajustada:

$2 \text{MnO}_4^- + 16 \text{H}^+ + 10 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O}$

$10 \text{I}^- - 10 \text{e}^- \rightarrow 5 \text{I}_2$

---

$2 \text{MnO}_4^- + 10 \text{I}^- + 16 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{I}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$

y llevando estos coeficientes a la ecuación molecular y ajustando las sustancias que no han intervenido en las semirreacciones anteriores, queda:

$2 \text{KMnO}_4 + 8 \text{H}_2\text{SO}_4 + 10 \text{KI} \rightarrow 2 \text{MnSO}_4 + 5 \text{I}_2 + 6 \text{K}_2\text{SO}_4 + 8 \text{H}_2\text{O}$

En la segunda reacción:

Semirreacción de oxidación:  $\text{Zn} - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$

Semirreacción de reducción:  $\text{SO}_4^{2-} + 8 \text{H}^+ + 8 \text{e}^- \rightarrow \text{S}^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O}$

Multiplicamos la semirreacción de oxidación por 4 y sumándolas para eliminar los electrones queda la ecuación iónica ajustada:

$4 \text{Zn} - 8 \text{e}^- \rightarrow 4 \text{Zn}^{2+}$

$\text{SO}_4^{2-} + 8 \text{H}^+ + 8 \text{e}^- \rightarrow \text{S}^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O}$

---

$4 \text{Zn} + \text{SO}_4^{2-} + 8 \text{H}^+ \rightarrow 4 \text{Zn}^{2+} + \text{S}^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O}$ , y llevando estos coeficientes a la ecuación

molecular se tiene ésta ajustada:  $4 \text{Zn} + 5 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4 \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4 \text{H}_2\text{O}$ .

## OPCIÓN B

**CUESTIÓN 1.- Indica, de forma razonada, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:**

- Los números cuánticos (2, 2, 0, 1/2) representan un orbital 2s.**
- El radio de un elemento A es siempre menor que el radio de su ion  $\text{A}^+$ .**
- Isótopos son átomos de un mismo elemento que difieren en el número de electrones.**
- Los iones  $\text{Na}^+$  [ $Z(\text{Na}) = 11$ ],  $\text{Mg}^{2+}$  [ $Z(\text{Mg})=12$ ] y  $\text{Al}^{3+}$  [ $Z(\text{Al})=13$ ] ¿son isoelectrónicos?**

**Nota: (isoelectrónicos = mismo número de electrones).**

Solución:

- a) Falsa. Para un orbital 2s los números cuánticos que lo representa son:  
 $n = 2$ ; número cuántico principal que indica el nivel energético del orbital.  
 $l = 0$ ; número cuántico secundario que indica la geometría del orbital.  
 $m_l = 0$ ; número cuántico magnético que indica la orientación espacial del orbital.  
 $m_s = \pm \frac{1}{2}$ ; número cuántico de spin que indica el giro del electrón en el orbital.

Luego, los números cuántico indicados (2, 2, 0, 1/2) no corresponden a una combinación válida de números cuánticos para el orbital 2s, porque si  $n = 2$ ,  $l$  sólo y únicamente puede tomar el valor 0.

b) Falsa. En un elemento neutro el número de cargas positivas del núcleo (protones) es igual al número de cargas negativas de la corteza (electrones), por lo que si un átomo de ese elemento pierde un electrón, aparece un ión con un exceso de carga positiva, lo que provoca un aumento de la fuerza atractiva del núcleo sobre los electrones y en consecuencia, una contracción del volumen del ión y, por ello, una disminución de su radio. Es decir, el radio del ión es menor que el del átomo neutro.

c) Falsa. Isótopos son átomos de un mismo elemento que tienen el mismo número atómico,  $Z$ , y distinto número másico,  $A$ , es decir, tienen el mismo número de protones y electrones y se diferencian sólo en el número de neutrones del núcleo.

d) Verdadera. Especies isoelectrónicas son aquellas que poseen el mismo número de electrones en su corteza. Los números atómicos de cada elemento indican el número de electrones del átomo neutro del que procede el ión, y la carga positiva del ión el número de electrones que ha perdido el átomo neutro, luego, si se resta a cada número atómico la carga positiva de cada ión, se tiene el número de electrones que tiene cada uno en la corteza: para el  $\text{Na}^+$   $11 - 1 = 10$  electrones en su corteza; para el  $\text{Mg}^{2+}$   $12 - 2 = 10$  electrones en la corteza; para el  $\text{Al}^{3+}$   $13 - 3 = 10$  electrones en su corteza. Luego, los tres iones por tener el mismo número de electrones en sus cortezas son isoelectrónicas.

#### **CUESTIÓN 2.-Razona las siguientes cuestiones:**

- a) Los alcanos pueden adicionar átomos de hidrógeno.**  
**b) ¿Cuántas moléculas de  $\text{Br}_2$  puede adicionar el 2-propeno (prop-2-eno).**  
**c) Los alquenos pueden experimentar reacciones de adición de HCl.**  
**d) El metano ( $\text{CH}_4$ ) presenta hibridación  $sp^3$ .**

#### Solución:

a) Los alcanos son compuestos orgánicos constituidos por átomos de carbono e hidrógeno. En ellos cada átomo de carbono tiene saturada sus cuatro valencias al unirse a otro u otros átomos de carbono e hidrógenos mediante enlaces covalentes sencillos, por lo que, no pueden adicionar átomos de hidrógeno.

b) Por tratarse de un hidrocarburo insaturado con un doble enlace y tres átomos de carbono, su nombre correcto es 1-propeno, y por presentar un doble enlace carbono-carbono, fácilmente rompible, una molécula de este compuesto puede adicionar una molécula biatómica, formada por dos átomos, de bromo.

c) Los alquenos son compuestos orgánicos constituidos por carbono e hidrógeno que presentan uno ó más dobles enlaces entre átomos de carbonos consecutivos, por lo que pueden producir reacciones de adición de HCl.

d) En el metano el átomo de carbono se encuentra unido a cuatro átomos de hidrógeno mediante enlaces sencillos.

Cada enlace está constituido por un par de electrones y puesto que el átomo de carbono sólo dispone de 2 electrones desapareados en dos orbitales 2p, sufre una promoción de uno de los electrones del orbital 2s al 2p vacío, y los cuatro electrones desapareados, uno 2s y tres 2p, sufren una combinación lineal produciendo cuatro orbitales híbridos  $sp^3$  que son los que utiliza para unirse a los cuatro átomos de hidrógeno.

**PROBLEMA 1.- Si se introduce 1 mol de trióxido de azufre (SO<sub>3</sub>) en un recipiente de 1 litro a 25°C y 1 atm de presión, se produce el siguiente equilibrio: 2 SO<sub>3</sub> (g) ⇌ 2 SO<sub>2</sub> (g) + O<sub>2</sub> (g).**

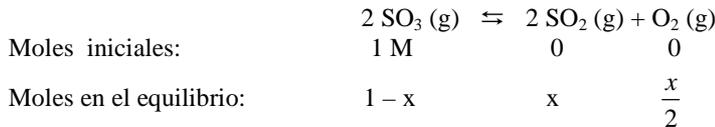
**Se pide:**

- Calcula la composición de la mezcla resultante una vez alcanzado el equilibrio.
- Calcula el grado de disociación del trióxido de azufre.
- Calcula el valor de K<sub>p</sub>.

**DATOS: K<sub>c</sub> = 6,75 · 10<sup>-8</sup>.**

Solución:

a) Siendo x los moles de trióxido de azufre que se disocian, los moles iniciales y en el equilibrio para todas las especies son:



y las concentraciones de cada especie en el equilibrio son: [SO<sub>3</sub>] =  $\frac{(1-x) \text{ moles}}{1 L}$  M; [SO<sub>2</sub>] =  $\frac{x \text{ moles}}{1 L}$  M;

[O<sub>2</sub>] =  $\frac{\frac{x}{2} \text{ moles}}{1 L}$  M, y llevando estas concentraciones a la constante de equilibrio, despreciando x frente a 1

y operando, sale para x el valor:

$$K_c = \frac{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}{[SO_3]^2} \Rightarrow 6,75 \cdot 10^{-8} = \frac{x^2 \cancel{M^2} \cdot \frac{x}{2} M}{(1-x)^2 \cancel{M^2}} \Rightarrow 6,75 \cdot 10^{-8} \cdot 2 = x^3 \Rightarrow x = \sqrt[3]{13,5 \cdot 10^{-8}} = 5,13 \cdot 10^{-3} \text{ moles.}$$

Los moles de cada una de las especies en el equilibrio son: n (SO<sub>3</sub>) = 0,99 moles;  
n (SO<sub>2</sub>) = 0,00513 moles y n (O<sub>2</sub>) = 0,00257 moles

b) El grado de disociación, expresado en tanto por ciento, se obtiene multiplicando por 100 el cociente entre los moles de SO<sub>3</sub> disociados en el equilibrio y los moles iniciales:

$$\alpha = \frac{0,00513}{1} \cdot 100 = 0,513 \%$$

c) De la relación entre ambas constantes se obtiene el valor de K<sub>p</sub>: K<sub>p</sub> = K<sub>c</sub> · (R · T)<sup>Δn</sup>, y sabiendo que Δn = 3 - 2 = 1, resulta para K<sub>p</sub> el valor:

$$K_p = 6,75 \cdot 10^{-8} \cancel{\text{moles} \cdot L^{-1}} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \cancel{L \cdot \text{mol}^{-1} \cdot K^{-1}} \cdot 298 \cancel{K} = 1,65 \cdot 10^{-6} \text{ atm.}$$

**Resultado: a) 0,99 moles SO<sub>3</sub>; 0,00513 moles SO<sub>2</sub>; 0,00257 moles O<sub>2</sub>; b) α = 0,513 %;**  
**c) K<sub>p</sub> = 1,65 · 10<sup>-6</sup>**