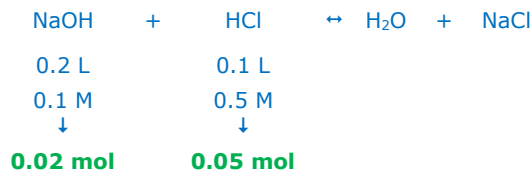


**Universidad de Castilla la Mancha – LOGSE – Septiembre 2.005****Opción A**

1.- En la neutralización de 200 ml de hidróxido de sodio 0,1 M se emplean 100 ml de ácido clorhídrico 0,5 M. Calcula:

- Los moles de ácido clorhídrico añadidos en exceso.
- El pH de la disolución resultante.



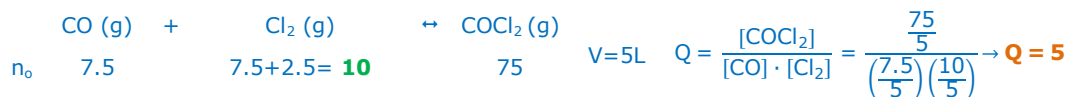
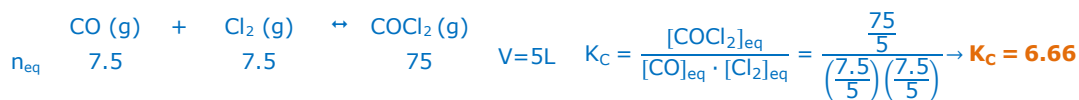
$$\text{mol HCl en exceso} = 0.05 - 0.02 \rightarrow \mathbf{0.03 \text{ mol HCl en exceso}}$$

El HCl es un ácido muy fuerte que se encuentra totalmente disociado:

$$[\text{HCl}]_{\text{eq}} = \frac{0.03 \text{ mol}}{(0.2+0.1) \text{ L}} \rightarrow [\mathbf{\text{HCl}}]_{\text{eq}} = \mathbf{0.1} = [\mathbf{\text{H}^+}]_{\text{eq}} \rightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}^+] = \log[0.1] \rightarrow \mathbf{\text{pH} = 1}$$

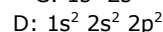
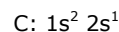
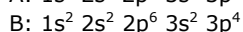
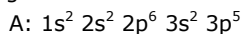
2.- La siguiente reacción se lleva a cabo en un reactor de 5 litros de capacidad: $\text{CO(g)} + \text{Cl}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{COCl}_2(\text{g})$. Cuando se alcanza el equilibrio se tienen 7.5 moles de CO(g) , 7.5 moles de $\text{Cl}_2(\text{g})$ y 75 moles de $\text{COCl}_2(\text{g})$.

- Calcula el valor de la constante K_c .
- Si se añaden posteriormente 2,5 moles de cloro, calcula el cociente de reacción (Q) en las nuevas condiciones y razona a partir del valor obtenido hacia donde se desplaza el equilibrio.



Como $Q < K_c$: el sistema no está en equilibrio. Al haber menor concentración de productos que en el equilibrio, la reacción evolucionará hacia la **derecha (R→P)** para alcanzarlo y compensar el defecto de productos, o lo que es lo mismo, el exceso de reactivos.

3.- Dadas las configuraciones electrónicas de los elementos A, B, C y D:



Razona si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Los elementos B y D forman un enlace iónico.
- El elemento con mayor carácter metálico es el C y el de mayor electronegatividad el A.

a) **Falsa.** Ambos elementos son no metálicos, es decir, cuando se unen lo hacen compartiendo electrones y no por cesión-captación de los mismos. El enlace es por ello covalente y no iónico.

b) **Verdadera.** El elemento C se ubica, según su configuración electrónica en el grupo 1, por lo que es un metal alcalino, mientras que los otros pertenecen a los grupos 14 el D, 16 el B y 17 el A. Como el carácter metálico de los elementos disminuye al avanzar en la tabla hacia la derecha, puede afirmarse que el elemento más metálico es el C. La electronegatividad es la propiedad periódica que mide la tendencia de un átomo para atraer hacia sí los electrones del enlace que lo une a otro. En los periodos ↑ con el Z, mientras que en los grupos ↑ al ↓ Z. Por tanto, el de mayor electronegatividad es el A por encontrarse más a la derecha en el tercer período.

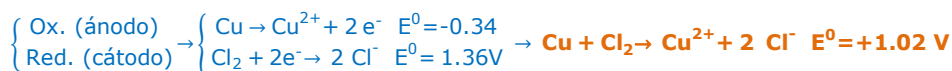
4.- Considera la celda electroquímica en la que el ión Cl^- se oxida a Cl_2 y el ión Cu^{2+} se reduce a Cu^0 .

- Escribe la reacción química global de la celda.
- Indica si se trata de una celda galvánica o electrolítica.

Datos: $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36\text{V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34\text{V}$.

Cuando se mezclan especies con diferentes números de oxidación, siempre ocurre que la especie reducida perteneciente al par con potencial normal de reducción menos positivo o más negativo, reduce (se oxida) a la especie oxidada del par con

potencial normal de reducción menos negativo o más positivo, en nuestro caso se oxidará el cromo metálico y se reducirá el ión cúprico.

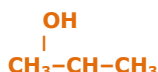


La diferencia entre una celda galvánica o electrolítica está en su espontaneidad, siendo la primera espontánea y la segunda no. En nuestro caso, $E^0 > 0$, y como $\Delta G^0 = -n \cdot F \cdot E^0$, el $\Delta G^0 < 0$. Por tanto, nuestra pila es espontánea y, por tanto, se trata de una **celda galvánica**.

5.- El 2-propanol y el etilmetil éter son compuestos isómeros con propiedades muy diferentes. Formula esas sustancias y explica, en base al enlace, la razón por la que el alcohol presenta mayor punto de ebullición que el éter.

2-propanol

Etil metil éter



En ambos casos el tipo de enlace que se da entre los átomos es de tipo covalente, por lo que la diferencia en los puntos de fusión estará en las distintas fuerzas intermoleculares que presenten ambos compuestos. Cuánto más fuertes sean estas fuerzas, mayor punto de ebullición tendrá el compuesto.

Los puentes de hidrógeno se forman cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O, F) de una molécula cercana.

El 2-propanol ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$) sí cumple la condición propuesta, mientras que el etilmetil éter ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$) no ya que sus átomos de hidrógeno se encuentran unidos al carbono, un elemento poco electronegativo.

Por tanto, el alcohol tendrá un mayor punto de ebullición, ya que se necesita más energía para romper los puentes de hidrógeno que las fuerzas de van der Waals presentes en los dos compuestos.

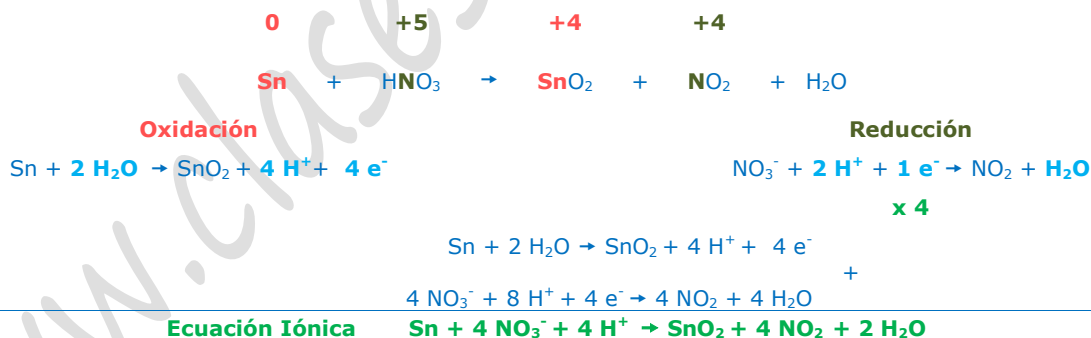
Opción B

1.- El estaño metálico es oxidado por el ácido nítrico (trioxonitrato (V) de hidrógeno) a óxido de estaño (IV), reduciéndose aquel a su vez a dióxido de nitrógeno. Asimismo, también se obtiene agua en la reacción anterior.

a) Ajusta la ecuación iónica y molecular por el método del ion-electrón.

b) Calcula los gramos de estaño que reaccionan con 2 litros de disolución de ácido nítrico 2 molar.

Datos: Masa atómica del Sn=118,7.



$$2 \text{ L HNO}_3 \cdot \frac{2 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol Sn}}{4 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{118.7 \text{ gr Sn}}{1 \text{ mol Sn}} = \mathbf{118.7 \text{ gr Sn}}$$

2.- La gasolina es un combustible cuya fórmula molecular podemos asumir que es C_8H_{18} (l). Escribe la reacción de combustión ajustada para este compuesto, quedando el agua en forma líquida, y calcula:

a) El calor de combustión de la gasolina en condiciones estándar.

b) El calor obtenido al quemarse 2 litros de gasolina de densidad 0,75 gr/cm³.

Datos: ΔH_f^0 (kJ/mol): CO₂(g) = -393,5; H₂O(l) = -285,8; C_8H_{18} (l) = -268,8. Masas atómicas: C=12, H=1.



$$\Delta H^0_R = \sum \Delta H^0_F (\text{productos}) - \sum \Delta H^0_F (\text{reactivos}) = (8 \cdot (-393.5) + 9 \cdot (-285.8)) - (-268.8) \rightarrow \Delta H^0_R = \mathbf{-5451.4 \text{ kJ/mol}}$$

$$2 \text{ L C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{0.75 \text{ gr}}{0.001 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{114 \text{ gr C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{-5451.4 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} = \mathbf{-7.17 \cdot 10^4 \text{ kJ}}$$

Por tanto, por la combustión de cada mol de gasolina, se desprenden $7.17 \cdot 10^4$ kJ.



3.- Para las moléculas de NH_3 y BCl_3 , indica razonadamente:

- La hibridación que presentan los átomos de N y B en estos compuestos
- La forma geométrica de cada molécula
- Si se trata de moléculas polares o no.

a) N: $1s^2 2s^2 2p^3$: el orbital 2s y los tres orbitales 2p se combinan linealmente para formar **cuatro orbitales híbridos sp^3** , en uno de los cuales se sitúa el par de electrones no compartidos y en los otros tres un electrón en cada uno (3 enlaces sigma).

B: $1s^2 2s^2 2p^1$: para poder formar tres enlaces, necesita promocionar un electrón 2s a uno de los orbitales 2p vacío, y por combinación lineal de los orbitales 2s y los dos 2p semicupados se forman **tres orbitales híbridos sp^2** .

b) La geometría que corresponde a la hibridación sp^3 (NH_3) es tetraédrica, pero debido a que en uno de estos orbitales se sitúa el par de electrones no compartidos del átomo de nitrógeno, la geometría de la molécula NH_3 es **piramidal trigonal**.

La hibridación sp^2 dirige los tres orbitales hacia los vértices de un triángulo equilátero, por lo que la molécula BCl_3 es **triangular plana**.

c) En la molécula NH_3 la resultante de los momentos dipolares de enlace y par de electrones libres es mayor que cero, por lo que dicha molécula es **polar**.

La geometría de la molécula BCl_3 , simétrica, hace que la resultante de los momentos dipolares de enlace sea cero, siendo dicha molécula **apolar**.

4.- Indica los valores de n y l para los siguientes orbitales atómicos:

- 4s
- 5p

- 3d
- 2s

	4s	5p	3d	2s
n	4	5	3	2
l	0	1	2	0
m	0	-1, 0, +1	-2, -1, 0, +1, +2	0
s	$\pm 1/2$	$\pm 1/2$	$\pm 1/2$	$\pm 1/2$

5.- Escribe la base conjugada de cada uno de los siguientes ácidos de Brønsted-Lowry: NH_4^+ , HCO_3^- , H_2O , H_2S .

Un ácido de Brønsted-Lowry se define como cualquier sustancia que tenga la capacidad de perder, o donar un protón. Una base de Brønsted-Lowry es una sustancia capaz a ganar o aceptar un protón. La reacción ácido-base es aquella en la que el ácido transfiere un protón a una base. El ácido se convierte en una base conjugada y la base en un ácido conjugado.

