SELECTIVIDAD 2009

EXÁMENES RESUELTOS

El examen consta de dos opciones A y B. El alumno deberá desarrollar una de ellas completa sin mezclar cuestiones de ambas, pues, en este caso, el examen quedaría anulado y la puntuación global en Química sería cero.

Cada opción (A o B) consta de seis cuestiones estructuradas de la siguiente forma: una pregunta sobre nomenclatura química, tres cuestiones de conocimientos teóricos o de aplicación de los mismos que requieren un razonamiento por parte del alumno para su resolución y dos problemas numéricos de aplicación.

Valoración de la prueba:

- Pregunta nº 1.
  - Seis fórmulas correctas..... 1'5 puntos.
  - Cinco fórmulas correctas..... 1'0 puntos.
  - Cuatro fórmulas correctas..... 0'5 puntos
  - Menos de cuatro fórmulas correctas.....0'0 puntos.
- Preguntas nº 2, 3 y 4 ..... Hasta 1'5 puntos cada una.
- Preguntas nº 5 y 6 ..... Hasta 2'0 puntos cada una.

Cuando las preguntas tengan varios apartados, la puntuación total se repartirá, por igual, entre los mismos.

Cuando la respuesta deba ser razonada o justificada, el no hacerlo conllevará una puntuación de cero en ese apartado.

Si en el proceso de resolución de las preguntas se comete un error de concepto básico, éste conllevará una puntuación de cero en el apartado correspondiente.

Los errores de cálculo numérico se penalizarán con un 10% de la puntuación del apartado de la pregunta correspondiente. En el caso en el que el resultado obtenido sea tan absurdo o disparatado que la aceptación del mismo suponga un desconocimiento de conceptos básicos, se puntuará con cero.

En las preguntas 5 y 6, cuando haya que resolver varios apartados en los que la solución obtenida en el primero sea imprescindible para la resolución de los siguientes, se puntuarán éstos independientemente del resultado de los anteriores.

La expresión de los resultados numéricos sin unidades o unidades incorrectas, cuando sean necesarias, se valorará con un 50% del valor del apartado.

La nota final del examen se redondeará a las décimas de punto.

2009.1. OPCIÓN A.

1 **Formule o nombre los compuestos siguientes:**

a. Telururo de hidrógeno
b. Hidróxido de mercurio (II)
c. Etanal
d. $FeCl_2$
e. $K_2Cr_2O_7$
f. CH_3COCH_3

a. H_2Te
b. $Hg(OH)_2$
c. CH_3CHO
d. Cloruro de hierro (II). Dicloruro de hierro.
e. Dicromato de potasio. Heptaoxodicromato (VI) de potasio
f. Propanona. Dimetilcetona. Acetona.

2 **Considere el elemento de configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$:**

a. ¿De qué elemento se trata?
b. Justifique el periodo y el grupo del sistema periódico a los que pertenece.
c. ¿Cuál será la configuración de su ión más estable.

a. Se trata del azufre (Z = 16).
b. Es del 3º período, lo indica el número cuántico principal (n = 3) y pertenece al bloque p del sistema periódico y, dentro de éste, al cuarto grupo, o sea, pertenece al grupo 16.
c. Tenderá a ganar dos electrones para adquirir configuración de gas noble, por tanto la configuración de su ión más estable, el ión sulfuro S^{2-} , es: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$.

3 **Considere el siguiente sistema general en equilibrio:**

$$a\,A\,(g) + b\,B\,(g) \rightleftharpoons c\,C\,(g) + d\,D\,(g) \qquad \Delta H < 0$$

a. Indique razonadamente en qué caso serán iguales K_c y K_p.
b. Justifique cómo afectará al equilibrio la eliminación del producto C formado.
c. Razone cómo afectará al sistema una disminución de la temperatura manteniendo el volumen constante.

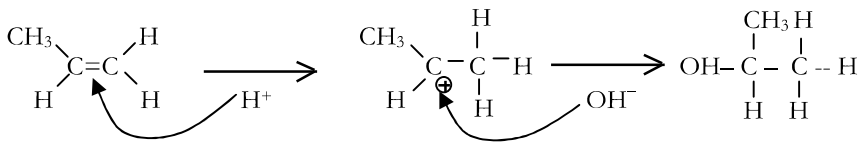
a. Los valores de K_c y K_p coinciden cuando no haya variación del número de moles de sustancias gaseosas en el equilibrio, ya que $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$. Para este caso, coincidirán sólo si a + b = c + d.
b. Si se elimina producto C, el sistema, según el Principio de Le Chatelier, tratará de reponerlo para lo que el equilibrio se ha desplazar hacia la derecha.
c. Una disminución de la temperatura favorece el sentido exotérmico de la reacción ya que de esta forma se genera calor y podrá aumentar la temperatura según, también, el Principio de Le Chatelier.

4 **Indique los compuestos principales que se obtienen cuando reacciona el propeno con:**

a. Agua en presencia de ácido sulfúrico.
b. Cloro.
c. Cloruro de hidrógeno.
Escriba las reacciones correspondientes.

Los tres casos se tratan de reacciones de adición al doble enlace que se produce según la regla de de Markovnikov, el protón siempre se une al carbono menos sustituido con la finalidad de obtener el carbocatión más estable.

a. Se obtiene mayoritariamente propan-2-ol



b. En este caso se adiciona un cloro a cada carbono obteniendo un único compuesto: 1,2-dicloropropano.

$$CH_3CH{=}CH_2 + Cl_2 \rightarrow CH_3CHClCH_2Cl$$

c. Análogamente al primer caso, se obtiene mayoritariamente el derivado halogenado: 2-cloropropano.

$$CH_3CH{=}CH_2 + Cl_2 \rightarrow CH_3CHClCH_3$$

5 **El pH de 1 L de disolución acuosa de hidróxido de litio es 13. Calcule:**

a. Los gramos de hidróxido de sodio que se han utilizado para prepararla.

b. El volumen de agua que hay que añadir a 1 L de la disolución anterior para que su pH sea 12. Suponga volúmenes aditivos.

a. Si el pH es 13, el pOH es 1 y la concentración de hidroxilos 0,1. Como el hidróxido de litio es una base fuerte que se encuentra completamente disociada, la molaridad del hidróxido tenía que ser 0,1. De este dato calculamos la masa necesaria para preparar 1 L de la disolución:

$$1\text{ L Disolución}\cdot\frac{0{,}1\text{ mol LiOH}}{1\text{ L Disolución}}\cdot\frac{24\text{ g LiOH}}{1\text{ mol LiOH}}=2{,}4\text{ g LiOH}$$

b. Para disminuir el pH a 12, el pOH ha de aumentar a 2, o sea, la concentración de hidroxilos ha de disminuir a 0,01, que tendrá que ser la molaridad de la disolución después de agregarle un volumen, V, de agua:

$$0{,}01\text{ M}=\frac{0{,}1\text{ mol LiOH}}{(1\text{ L}+V)}\Rightarrow V=\frac{0{,}1\text{ mol LiOH}}{0{,}01\text{ M}}-1\text{ L}=9\text{ L de agua}$$

6 **Si 12 g de un mineral que cotiene el 60 % de cinc se hacen reaccionar con una disolución de ácido sulfúrico del 96 % en masa y densidad 1,82 g/mL, según:**

$$\mathbf{Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2}$$

Calcule:

a. La masa de sulfato de cinc que se obtiene.

b. El volumen necesario de ácido sulfúrico.

a. Como la reacción está ajustada y teniendo en cuenta que partimos de un mineral del que sólo un parte es cinc:

$$12\text{ g mineral}\cdot\frac{60\text{ g Zn}}{100\text{ g mineral}}\cdot\frac{1\text{ mol Zn}}{65{,}4\text{ g Zn}}\cdot\frac{1\text{ mol }ZnSO_4}{1\text{ mol Zn}}\cdot\frac{163{,}4\text{ g }ZnSO_4}{1\text{ mol }ZnSO_4}=18\text{ g }ZnSO_4$$

b. De la misma forma calculamos la masa de ácido sulfúrico puro:

$$12\text{ g mineral}\cdot\frac{60\text{ g Zn}}{100\text{ g mineral}}\cdot\frac{1\text{ mol Zn}}{65{,}4\text{ g Zn}}\cdot\frac{1\text{ mol }H_2SO_4}{1\text{mol Zn}}\cdot\frac{98\text{ g }H_2SO_4}{1\text{ mol }H_2SO_4}=10{,}8\text{ g }H_2SO_4$$

Con la masa de ácido sulfúrico puro se calcula la masa de disolución y a continuación, dado que conocemos la densidad de la misma, se calcula el volumen:

$$10{,}8\text{ g }H_2SO_4\cdot\frac{100\text{ g disolución}}{96\text{ g }H_2SO_4}\cdot\frac{1\text{ mL disolución}}{1{,}82\text{ g disolución}}=6{,}2\text{ mL disoución }H_2SO_4$$

2009.1. OPCIÓN B.

1 **Formule o nombre los compuestos siguientes:**

a. Cloruro de amonio.
b. Ácido selenioso.
c. Etanoato de metilo.
d. $HClO_2$
e. Al_2O_3
f. $CH_3CH(NH_2)COOH$

a. NH_4Cl
b. H_2SeO_3
c. CH_3COOCH_3
d. Ácido cloroso. Dioxoclorato (III) de hidrógeno.
e. Trióxido de dialuminio. Óxido de aluminio.
f. Ácido 2-aminopropanoico.

2 **Calcule el número de átomos que hay en las siguientes cantidades de cada sustancia:**

a. 0,3 mol de SO_2
b. 14 g de nitrógeno molecular.
c. 67,2 L de helio en condiciones normales.

a. Con los moles se calculan las moléculas y, como en cada moléculas de SO_2 hay 3 átomos:

$$0{,}3\ \text{mol}\ SO_2 \cdot \frac{6{,}02\cdot 10^{23}\ \text{moléculas}\ SO_2}{1\text{mol}\ SO_2} \cdot \frac{3\ \text{átomos}}{1\text{molécula}\ SO_2} = 5{,}42\cdot 10^{23}\text{átomos}$$

b. Con los gramos se calculan los moles, con éstos las moléculas y, como en cada moléculas de N_2 hay 2 átomos:

$$14\ \text{g}\ N_2 \cdot \frac{1\text{mol}N_2}{28\text{g}N_2} \cdot \frac{6{,}02\cdot 10^{23}\ \text{moléculas}\ N_2}{1\text{mol}\ N_2} \cdot \frac{2\ \text{átomos}}{1\ \text{molécula}\ N_2} = 6{,}02\cdot 10^{23}\text{átomos}$$

c. Como el helio es un gas monoatómico:

$$6{,}72\ \text{L He} \cdot \frac{1\ \text{mol He}}{22{,}4\ \text{L He}} \cdot \frac{6{,}02\cdot 10^{23}\ \text{átomos He}}{1\ \text{mol He}} = 1{,}81\cdot 10^{23}\text{átomos}$$

3 **Sea una pila constituida, en condiciones estándar, por un electrodo de plata sumergido en una disolución de nitrato de plata y un electrodo de cadmio sumergido en una disolución de nitrato de cadmio.**

a. Escriba la reacción química que se produce en la pila.
b. Escriba la notación de la pila formada
c. Calcule la fuerza electromotriz de la pila.

Datos: $E^o\ (Ag^+/Ag) = 0{,}80$ V; $E^o\ (Cd^{2+}/Cd) = -0{,}40$ V

Se reducirá aquella especie que mayor potencial de reducción estándar tenga, o sea, el ión plata. Por tanto se oxidará el cadmio. Las semirreaciones que ocurren son:

$$2\ Ag^+ + 2\ e^- \rightarrow 2\ Ag \qquad E^0_{Ag/Ag^+} = 0{,}80\ \text{V}$$
$$Cd \rightarrow Cd^{2+} + 2\ e^- \qquad E^0_{Cd/Cd2+} = 0{,}40\ \text{V}$$

y a la reacción global:

$$2\ Ag^+ + Cd \rightarrow 2\ Ag + Cd^{2+}$$

le corresponde una fuerza electromotriz:

$$E^0_{pila} = E^0_{reducción} + E^0_{Oxidación} = E^0_{Ag+/Ag} + E^0_{Cd/Cd2+} = 0{,}80\ \text{V} + 0{,}40\ \text{V} = 1{,}20\ \text{V}$$

La notación de la pila es:

$$(-)\ Cd\ /\ Cd^{2+}\ //\ Ag\ /\ Ag^+\ (+)$$

4 **Para las especies CN^-, HF y CO_3^{2-}, en disolución acuosa:**

a. Escriba, según corresponda, la fórmula del ácido o base conjugada.
b. Justifique, mediante la reacción correspondiente, el carácter ácido o básico que cabe esperar de cada disolución.

$$\underset{\text{Cianuro, base: capta un protón del agua}}{CN^-} + H_2O \rightleftharpoons \underset{\text{Ácido cianhídrico: base conjugada del ión cianuro}}{HCN} + OH^-$$

$HF + H_2O \rightleftharpoons F^- + H_3O^+$

Ác. fluorhídrico: cede un protón agua

Fluoruro, base conjugada del ác. fluorhídrico

$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$

Ión carbonato, base: capta un protón del agua

Ión hidrogenocarbonato, ácido conjugado del carbonato.

5 **Considere la reacción de combustión del etanol.**

a. Escriba la reacción ajustada y calcule la entalpía de reacción en condiciones estándar.

b. Determine la cantidad de calor, a presión constante, que se libera en la combustión completa de 100 g de etanol, en la mismas condiciones de presión y temperatura.

Datos: $\Delta H^o_f[C_2H_5OH(l)] = -277{,}7$ kJ/mol; $\Delta H^o_f[CO_2(g)] = -393{,}5$ kJ/mol; $\Delta H^o_f[H_2O(g)] = -285{,}8$ kJ/mol.

a. La combustión de cualquier alcohol produce dióxido de carbono y agua:

$$CH_3CH_2OH + 3\,O_2 \rightarrow 2\,CO_2 + 3\,H_2O$$

Por definición, la entalpía de una reacción es:

$$\Delta H_r = \sum \Delta H^0_{f\,Productos} - \sum \Delta H^0_{f\,Reactivos}$$

$$\Delta H^0_c = 2\text{ mol}\cdot\Delta H^0_{f\,CO_2} + 3\text{ mol}\cdot\Delta H^0_{f\,H_2O} - 1\text{ mol}\cdot\Delta H^0_{f\,CH_3CH_2OH} =$$

$$= 2\text{ mol}\cdot(-393{,}5\text{ kJ/mol}) + 3\text{ mol}\cdot(-285{,}8\text{ kJ/mol}) - 1\text{ mol}\cdot(-277{,}7\text{ kJ/mol}) = -1366{,}7\text{ kJ}$$

b. Si cuando se quema 1 mol se desprenden 1366,7 kJ, basta con pasar los 100 g a moles y:

$$100\text{ g } CH_3CH_2OH \cdot \frac{1\text{ mol } CH_3CH_2OH}{46\text{ g } CH_3CH_2OH} \cdot \frac{1366{,}7\text{ kJ}}{1\text{ mol } CH_3CH_2OH} = 2971{,}1\text{ kJ}$$

6 **En un matraz de 2 L, en el que se ha practicado previamente el vacío, se introducen 0,4 mol de $COCl_2$ y se calienta a 900 °C, estableciéndose el equilibrio:**

$COCl_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + Cl_2(g)$

Sabiendo que a esa temperatura el valor de K_c es 0,083, calcule:

a. Las concentraciones de cada una de las especies en equilibrio.

b. El grado de disociación del fosgeno en esas condiciones.

a. En función del número de moles iniciales y de los que se disocian, se puede construir la tabla :

	$COCl_2$ (g)	$\rightleftharpoons$	CO (g)	+	CO (g)
Moles iniciales	0,4		–		–
Moles que se disocian	X		–		–
Moles en equilibrio	0,4 – x		x		x

Sustituyendo estos valores en la expresión de K_c :

$$K_c = \frac{[CO]\cdot[Cl_2]}{[COCl_2]} = 0{,}083 = \frac{\left[\frac{x}{2\text{ L}}\right]^2}{\left[\frac{0{,}4-x}{2\text{ L}}\right]} \Rightarrow x = 0{,}188\text{ mol}$$

Basta sustituir los valores de x en la tabla para saber las concentraciones de cada especie en equilibrio:

$$[COCl_2] = \frac{(0{,}4-0{,}188)\text{ mol}}{2\text{ L}} = 0{,}106\text{ mol/L}; \quad [CO] = [Cl_2] = \frac{0{,}188\text{ mol}}{2\text{ L}} = 0{,}094\text{ mol/L}$$

b. El grado de disociación es el porcentaje de moles disociados, luego:

$$\alpha = \frac{\text{moles disociados}}{\text{moles iniciales}}\cdot 100 = \frac{0{,}188\text{ mol}}{0{,}4\text{ mol}}\cdot 100 = 47\%$$

2009.2. OPCIÓN A.

1 **Formule o nombre los compuestos siguientes:**

a. Fluoruro de calcio.
b. Trióxido de wolframio.
c. Metilpropano.
d. H_2S
e. $NaHSO_4$
f. $CH_3CH(OH)CH_3$

a. CaF_2.
b. WO_3.
c. $CH_3CH(CH_3)CH_3$
d. Sulfuro de hidrógeno.
e. Hidrógenosulfato de sodio. Hidrógenotetraoxosulfato (VI) de sodio.
f. Propan-2-ol. 2-propanol.

2 **El ión positivo de un elemento tiene la configuración electrónica: M^{2+} : $1s^2\ 2s^2p^6\ 3s^2p^6d^4$.**

a. ¿Cuál es número atómico de M?
b. Cuál es la configuración electrónica de M^{3+} expresada en función del gas noble que le antecede?
c. ¿Qué números cuánticos corresponderían a un electrón 3d de ese elemento?

a. Será la suma de los electrones que tiene su ión dipositivo más los dos que ha perdido: 24.
b. M^3 : [Ar] $3d^3$
c. n = 3, l = 2, m = -2, -1, 0, 1 o 2; s = + ½ o – ½ .

3 **Considere e siguiente sistema en equilibrio:**

$$I_2\ (g)\ +\ 5\ CO_2\ (g) \rightleftharpoons 5\ CO\ (g)\ +\ I_2O_5(s) \qquad \Delta H = +\ 1175\ kJ$$

Justifique el efecto que tendrá sobre los parámetros que se indican el cambio que se propone:

	Cambio	Efecto sobre
a	Aumento de la temperatura	K_c
b	Adición de $I_2O_5(s)$	Cantidad de I_2
c	Aumento de la presión	Cantidad de CO

a. Como la reacción es endotérmica, un aumento de la temperatura hará que también aumente el valor de K_p según se puede apreciar en la ecuación de Van't Hoff integrada:

$$\ln\frac{K_{p2}}{K_{p1}} = \frac{\Delta H^o}{R}\left(\frac{1}{T_1}-\frac{1}{T_2}\right)$$

b. Si se adiciona I_2O_5 (s) no varía la concentración de ninguna de las especies por tratarse de una sustancia sólida. Entonces, el equilibrio no se desplazará y no variará la cantidad de I_2.
c. El Principio de Le Châtelier, establece que "si un sistema en equilibrio es perturbado mediante una acción exterior, este sistema evoluciona para contrarrestar dicha perturbación, llegando a un nuevo estado de equilibrio". Basándonos en él: Si se aumenta la presión total, el equilibrio tratará de compensar este aumento desplazándose hacia donde menos moles de sustancia gaseosas existan para producir menos choques moleculares con las paredes del mismo y disminuir así la presión. Es decir, hacia la derecha.

4 **Dado 1 mol de $HC{\equiv}C{-}CH_2{-}CH_3$ escriba el producto principal que se obtiene en la reacción con:**

a. Un mol de H_2.
b. Dos moles de Br_2.
c. Un mol de HCl.

Los tres casos se tratan de reacciones de adición al triple enlace.

a. Se adicionan un átomo de hidrógeno a cada carbono obteniendo un único compuesto el but-1-eno

$$CH{\equiv}C\text{-}CH_2\text{-}CH_3\ +\ H_2 \rightarrow CH_2{=}CH\text{-}CH_2\text{-}CH_3$$

b. En este caso se adicionan dos átomos de bromo a cada carbono obteniendo un único compuesto: 1,1,2,2-tetrabromobutano.

$$CH{\equiv}C\text{-}CH_2\text{-}CH_3\ +\ 2\ Br_2 \rightarrow Br_2CH\text{-}CBr_2\text{-}CH_2\text{-}CH_3$$

c. La adición al triple enlace que se produce según la regla de de Markovnikov, el protón siempre se une al carbono menos sustituido con la finalidad de obtener el carbocatión más estable.

$$CH{\equiv}C\text{-}CH_2\text{-}CH_3 + HCl \rightarrow CH_2{=}CCl\text{-}CH_2\text{-}CH_3$$

5 En condiciones estándar, la combustión de 1 g de etanol desprende 29,8 kJ y la de 1 g de ácido acético desprende 14,5 kJ. Calcule

a. La entalpía de combustión estándar del etanol y del ácido acético.

b. La variación de entalpía estándar de la siguiente reacción:

$$\mathbf{CH_3CH_2OH + O_2 \rightarrow CH_3COOH + H_2O}$$

a. Ya que se conocen ambas entalpías referidas a 1 g, bastará referirlas a un mol de sustancia de cada una de ellas:

$$\frac{-29{,}8\ \text{kJ}}{\text{g } CH_3CH_2OH} \cdot \frac{46\ \text{g } CH_3CH_2OH}{1\text{mol } CH_3CH_2OH} = -1370{,}8\ \text{kJ}$$

$$\frac{-14{,}5\ \text{kJ}}{\text{g } CH_3COOH} \cdot \frac{60\ \text{g } CH_3COOH}{1\text{mol } CH_3COOH} = -870{,}0\ \text{kJ}$$

b. Si escribimos las reacciones de combustión anteriores:

$$CH_3CH_2OH\ (l) + 3\ O_2\ (g) \rightarrow 2\ CO_2\ (g) + 3\ H_2O\ (g) \qquad \Delta H_1 = -1370{,}8\ \text{kJ/mol}$$

$$CH_3COOH\ (l) + 2\ O_2\ (g) \rightarrow 2\ CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (l) \qquad \Delta H_1 = -870{,}0\ \text{kJ/mol}$$

Se puede observar que, aplicando la Ley de Hess, la suma de la primera reacción con la inversa de la segunda da como resultado la reacción del problema:

$$CH_3CH_2OH + O_2 \rightarrow CH_3COOH + H_2O$$

Luego la entalpía de esta reacción será:

$$\Delta H_r^0 = 1\ \text{mol} \cdot \Delta H_1^0 - 1\ \text{mol} \cdot \Delta H_2^0 = 1\ \text{mol} \cdot \Delta H_{c\,CH_3CH_2OH}^0 - 1\ \text{mol} \cdot \Delta H_{c\,CH_3COOH}^0 =$$

$$= 1\ \text{mol}\ (-1370{,}8\ \text{kJ/mol}) - 1\ \text{mol} \cdot (-870{,}0\ \text{kJ/mol}) = -500{,}8\ \text{kJ}$$

6 Se tienen dos recipientes en el laboratorio, uno contiene 15 mL de disoluición acuosa de HCl de concentración 0,05 M y el otro 15 mL de disolución acuosa 0,05 M de CH_3COOH ($K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$). Calcule:

a. El pH de cada disolución.

b. La cantidad de agua que debe agregarse a la disolución más ácida para que se igualen sus pH. Suponga volúmenes aditivos.

a. El clorhídrico se encuentra completamente disociado, por lo que la concentración de hidrógenoiones será 0,05 y el pH, por tanto

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 0{,}05 = 1{,}3$$

El ácido acético es un ácido débil que se disocia según:

$$CH_3\text{-}COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3\text{-}COO^- + H_3O^+$$

	CH_3-COOH	CH_3-COO	H_3O^+
Concentración inicial	0,05	-	-
Concentración disociada	x	-	-
Concentración en equilibrio	0,05 - x	x	x

Sustituyendo en la expresión de la constante de acidez se calculan los valores de las concentraciones en equilibrio:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = \frac{x^2}{0{,}05\text{-}x} = 1{,}8 \cdot 10^{-5} \Rightarrow x = 9{,}4 \cdot 10^{-4}$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 9{,}4 \cdot 10^{-4} = 3{,}0$$

b. La disolución más ácida, com se sabía de antemano, es la de clorhídrico. Habrá que agregarle agua para que su pH pase de 1,3 a 3,0, o sea, para que su concentración de hidrógeno iones sea $9{,}4 \cdot 10^{-4}$.

$$9{,}4 \cdot 10^{-4}\ M = \frac{0{,}05\,\text{mol/L} \cdot 0{,}015\ \text{L}}{0{,}015\,\text{L} + V} \Rightarrow V = 0{,}783\ \text{L de agua}$$

2009.2. OPCIÓN B.

1 **Formule o nombre los compuestos siguientes:**

a. Ácido crómico.
b. Hidróxido de cobre (II).
c. Pentan-2-ol.
d. SrO_2.
e. AlH_3.
f. $CH_2=CHCH_2CH=CH_2$.

a. H_2CrO_4.
b. $Cu(OH)_2$.
c. $CH_3CHOHCH_2CH_2CH_3$.
d. Dióxido de estroncio. Peróxido de estroncio.
e. Trihidruro de aluminio. Hidruro de aluminio.
f. Penta-1,3-dieno. 1,3-Pentadieno.

2 **Un cilindro contiene 0,13 g de etano. Calcule:**

a. El número de moles de etano.
b. El número de moléculas de etano.
c. El número de átomos de carbono.

a. Como la masa molar del etano es 30 g/mol:

$$0{,}13 \text{ g de } C_2H_6 \cdot \left(\frac{1 \text{ mol } C_2H_6}{30 \text{ g } C_2H_6} \right) = 4{,}3 \cdot 10^{-3} \text{ mol } C_2H_6$$

b. Como cada mol tiene $6{,}023 \cdot 10^{23}$ moléculas de etano:

$$4{,}3 \cdot 10^{-3} \text{ mol } C_2H_6 \cdot \left(\frac{6{,}023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } C_2H_6}{1 \text{ mol } C_2H_6} \right) = 2{,}61 \cdot 10^{21} \text{ moléculas } C_2H_6$$

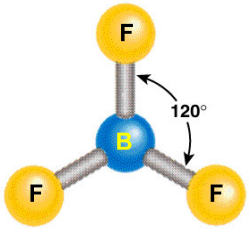
c. Como cada molécula de etano posee 2 átomos de carbono:

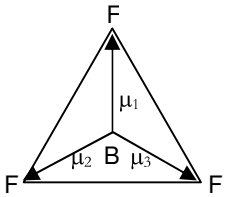
$$2{,}61 \cdot 10^{21} \text{ moléculas } C_2H_6 \cdot \left(\frac{2 \text{ átomos de C}}{1 \text{ molécula } C_2H_6} \right) = 5{,}22 \cdot 10^{21} \text{ átomos C}$$

3 **Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:**

a. La molécula de BF_3 es apolar aunque sus enlaces estén polarizados.
b. El cloruro de sodio tiene menor punto de fusión que el cloruro de cesio.
c. El cloruro de sodio sólido no conduce la corriente eléctrica y el cobre sí.

a. Verdadero. La molécula de BF_3 es del tipo AB_3, triangular equilátera. Ello hace que los tres momentos dipolares dirigidos hacia los átomos de flúor se anulen dando un momento dipolar total nulo.





b. Falso. El punto de fusión será mayor cuanto mayor sea la energía reticular, y ésta aumenta con la carga de los iones y y disminuye con la distancia interiónica (suma de radios iónicos) que es mayor en el cloruro de cesio ya que el ión Cs^+ es mayor que el ión Na^+. Por tanto, la energía reticular, así como punto de fusión, en el cloruro de sodio será mayor que en el cloruro de cesio. (Pf NaCl: 801 ºC; Pf CsCl: 645 ºC)

c. Verdadero. Un conductor ha de cumplir dos condiciones para serlo: que posea cargas (ambos las poseen) y que éstas estén libres para poder moverse en el interior de un campo eléctrico: el cobre posee muchos electrones libres (teoría del gas electrónico) pero el cloruro de sodio la tiene fijas ocupando determinados vértices de una red cristalina. El cobre será conductor y el cloruro de sodio sólido no.

4 **En medio acuoso, según la teoría de Bronsted-Lowry:**

a. Justifique el carácter básico del amoníaco.
b. Explique si el CH_3COONa genera pH básico.
c. Razone si la especie HNO_2 puede dar lugar a una disolución de pH > 7.

a. El amoníaco tiene carácter básico porque capta protones del agua según la teoría de Brönsted-Lowry.

NH_3	+	H_2O	$\rightleftharpoons$	NH_4^+	+	OH^-
Base: capta un protón del agua		Ácido: cede un protón al amoníaco		Ácido conjugado del amoníaco: cede un protón al hidroxilo		Base conjugada del agua: capta un protón del amonio

b. El acetato de sodio se disociará en agua en iones CH_3COO^- y Na^+. El ión Na^+ no se hidroliza porque proviene de una base fuerte (hidróxido de sodio) pero sí lo hace el ión acetato que tiene carácter básico, captará protones del agua generando hidroxilos y dando a la disolución carácter básico:

$$CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$$

c. Según Brönsted y Lowry, una sustancia es ácida y por tanto genera disoluciones acuosas de pH < 7, si cede protones al disolvente. El ácido nitroso los cede y por tanto no puede dar lugar a disoluciones de pH > 7.

$$HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons NO_2^- + H_3O^+$$

5 El CO_2 reacciona con el H_2S a altas temperaturas según:

$$CO_2\,(g) + H_2S\,(g) \rightarrow COS\,(g) + H_2O\,(g)$$

Se introducen 4,4 g de CO_2 en un recipiente de 2,55 L a 337 °C, y una cantidad suficiente de H_2S para que, una vez alcanzado el equilibrio, la presión total sea de 10 atm. En la mezcla en equilibrio hay 0,01 mol de agua. Calcule:

a. El número de moles de cada una de las especies en equilibrio.

b. El valor de K_c y K_p a esa temperatura.

a. En función del número de moles iniciales y de los que se disocian, se puede construir la tabla :

	CO_2 (g)	H_2S (g)	$\rightleftharpoons$	COS (g)	+	H_2O (g)
n iniciales	0,1			–		–
n que se disocian	Los mismos que aparecen de agua: 0,01			–		–
Moles en equilibrio	Reaccionan 0,01, por tanto, quedan 0,09	n		Igual que el vapor de agua: 0,01		0,01

El número total de moles en equilibrio es: 0,9 + n + 0,1 + 0,1 = 0,11 + n.

Aplicando la ecuación de los gases ideales:

$$PV = nRT \Rightarrow 10\ atm \cdot 2{,}55\ L = (0{,}11 + n) \cdot 0{,}082\ (atm \cdot L/K \cdot mol) \cdot 610\ K \Rightarrow n = 0{,}4\ mol\ H_2S$$

En el equilibrio coexistirán, por tanto:

	CO_2 (g)	H_2S (g)	$\rightleftharpoons$	COS (g)	+	H_2O (g)
Moles en equilibrio	0,09	0,40		0,01		0,01

b. Sustituyendo en la expresión de K_c:

$$K_c = \frac{[COS]\cdot[H_2O]}{[CO_2]\cdot[H_2S]} = \frac{\left[\frac{0{,}01\ mol}{2{,}55\ L}\right]^2}{\left[\frac{0{,}09\ mol}{2{,}55\ L}\right]\cdot\left[\frac{0{,}4\ mol}{2{,}55\ L}\right]} = 2{,}78\cdot10^{-3}$$

Como no hay variación del número de moles, el valor de K_p será el mismo.

6 Para platear un objeto se ha estimado que son necesarios 40 g de plata.

a. Si se realiza la electrolisis de una disolución acuosa de sal de plata con una corriente de 2 A, ¿cuánto tiempo se tardará en realizar el plateado.

b. ¿Cuántos moles de electrones han sido necesarios para ello?

a. Se calculan los equivalentes de plata y con ellos la carga que ha circulado:

$$40\ g\ de\ Ag \cdot \left(\frac{1\ eq\text{-}g\ Ag}{107{,}8\ g\ Ag}\right)\cdot\left(\frac{96.500\ C}{1\ eq\text{-}g\ Ag}\right) = 35.807\ C$$

Con la carga y la intensidad, se calcula el tiempo necesario:

$$t = Q / I = 35.807\ C / 2\ A = 17.903\ s = 298{,}4\ min.$$

b. Como para obtener cada átomo de plata se precisa 1 electrón:

$$Ag^+ + 1\ e^- \rightarrow Ag$$

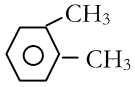
el número de moles de plata y de electrones será el mismo:

$$40\ g\ de\ Ag \cdot \left(\frac{1\ mol\ Ag}{107{,}8\ g\ Ag}\right) = 0{,}37\ mol\ Ag \Rightarrow 0{,}37\ mol\ de\ electrones$$

2009.3. OPCIÓN A.

1 **Formule o nombre los compuestos siguientes:**

a. Hidróxido de calcio.
b. Ácido fosfórico.
c. 1,2-Dimetilbenceno.
d. Br_2O_5.
e. $Fe_2(SO_4)_3$.
f. $CH_3COCH_2CH_3$.

a. $Ca(OH)_2$.
b. H_3PO_4.
c. 
d. Pentaóxido de dibromo. Óxido de bromo (V).
e. Sulfato de hierro (III)- Bis[tetraoxosulfato (VI)] de hierro.
f. Butanona.

2 **La siguiente tabla proporciona los valores de la energía de ionización (eV) de tres elementos.**

	1ª	2ª	3ª	4ª
Li	5,4	75,6	122,5	----
Na	5,1	47,3	71,9	99,1
K	4,3	31,8	46,1	61,1

a. ¿Por qué la 1ª energía de ionización disminuye del litio al potasio?
b. ¿Por qué la 2ª energía de ionización de cada elemento es mucho mayor que la primera?
c. ¿Por qué no se da valor de la 4ª energía de ionización del litio?

a. Porque aumenta el radio atómico (r_{Li} = 1,55 Å; r_{Na} = 1,90 Å; r_K = 2,35 Å). El último electrón del litio se encuentra en el orbital 2s y el del potasio en el 4s, o sea, mucho más retirado del núcleo y menos atraído por tanto.
b. Porque los elementos alcalinos (Li: [He]$2s^1$; Na: [Ne]$3s^1$; K: [Ar]$4s^1$) cuando han perdido un electrón adquieren configuración muy estable de gas noble (Li^+: [He]; Na^+: [Ne]; K^+: [Ar])y será muy difícil arrancarles un segundo electrón.
c. Porque sólo posee tres electrones: $1s^22s^1$.

3 **Para las siguientes sales NaCl, NH_4NO_3 y K_2CO_3:**

a. Escriba las ecuaciones químicas correspondientes a su disolución en agua.
b. Clasifique las disoluciones según sean ácidas, básicas o neutras.

a. El cloruro de sodio proviene del ácido clorhídrico y del hidróxido de sodio. En agua se disocia:

$$NaCl + H_2O \rightarrow Cl^- + Na^+$$

Ni el Na^+ ni el Cl^- se hidrolizan por provenir respectivamente de una base y un ácido fuertes (hidróxido de sodio y ácido clorhídrico). No se generan ni OH^- ni H_3O^+ por lo que la disolución se mantendrá neutra, es decir, con pH = 7.

b. El nitrato de amonio proviene del ácido nítrico y del amoníaco y en agua se disocia:

$$NH_4NO_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$$

El NO_3^- no reaccionará con el agua, pero el ión amonio si se hidroliza de la forma:

$$NH_4^+ + H_2O \rightarrow NH_3 + H_3O^+$$

En la hidrólisis se generan hidrogenoiones y la disolución tendrá carácter ácido, pH < 7.

c. El carbonato de potasio proviene del ácido carbónico y del hidróxido de potasio y en agua se disocia:

$$K_2CO_3 + H_2O \rightarrow CO_3^{2-} + 2\,K^+$$

El K^+ no reaccionará con el agua por tratarse de un ácido conjugado demasiado débil proveniente del hidróxido de potasio, pero el ión carbonato si se hidroliza (proviene de un ácido débil) de la forma:

$$CO_3^{2-} + H_2O \rightarrow HCO_3^- + OH^-$$

En la hidrólisis se generan hidroxilos y la disolución tendrá carácter básico, pH > 7.

4

a. ¿Cuántos moles de carbono hay en 1,5 moles de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)?
b. Determine la masa en kilogramos de $2,6 \cdot 10^{20}$ moléculas de NO_2.
c. Indique el número de átomos de nitrógeno que hay en 0,76 g de NH_4NO_3.

a. Como un mol de sacarosa contiene 12 moles de carbono:

$$1{,}5 \text{ mol de } C_{12}H_{22}O_{11} \cdot \left(\frac{12 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}} \right) = 18 \text{ mol C}$$

b. Se pasan a moles, éstos a gramos mediante la mas molar, y después a kg:

$$2{,}6 \cdot 10^{20} \text{ moléculas } NO_2 \cdot \left(\frac{1 \text{ mol } NO_2}{6{,}023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } NO_2} \right) \cdot \left(\frac{60 \text{ g } NO_2}{1 \text{ mol } NO_2} \right) \cdot \left(\frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} \right) = 2{,}6 \cdot 10^{-5} \text{ kg}$$

c. Los gramos se pasan a moles, éstos a moléculas y como cada **"molécula" (*)** de nitrato de amonio posee 2 átomos de nitrógeno:

$$0{,}76 \text{ g } NH_4NO_3 \cdot \left(\frac{1 \text{ mol } NH_4NO_3}{80 \text{ g } NH_4NO_3} \right) \cdot \left(\frac{6{,}023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } NH_4NO_3}{1 \text{ mol } NH_4NO_3} \right) \cdot$$

$$\cdot \left(\frac{2 \text{ átomos N}}{1 \text{ moléculas } NH_4NO_3} \right) = 1{,}14 \cdot 10^{22} \text{ átomos N}$$

(*) El nitrato de amonio es un compuesto iónico y, como tal no formará moléculas. Estará formado por iones nitrato (NO_3^-) e iones amonio (NH_4^+). No obstante, para el cálculo, se permite la licencia.

5 **El ácido sulfúrico reacciona con bromuro de potasio según:**

$$H_2SO_4 + KBr \rightarrow K_2SO_4 + Br_2 + SO_2 + H_2O$$

a. Ajuste la reacción por el método del ión-electrón y escriba las dos semireacciones.

b. Calcule el volumen de bromo líquido (densidad = 2,92 g/mL) que se obtendrá al tratar 90,1 g de bromuro de potasio con suficiente cantidad de ácido sulfúrico.

a. La reacción iónica correspondiente es:

$$Br^- + SO_4^{2-} + H^+ \rightarrow SO_2 + Br_2$$

Se oxida el bromuro a bromo: $2\ Br^- \rightarrow Br_2 + 2\ e^-$

y se reduce el sulfato a dióxido de azufre: $SO_4^{2-} + 4\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow SO_2 + 2\ H_2O$

Sumando ambas reacciones:

$$SO_4^{2-} + 2\ Br^- + 4\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow Br_2 + SO_2 + 2\ e^- + 2\ H_2O$$

Trasladando estos coeficientes a la ecuación molecular, queda:

$$2\ H_2SO_4 + 2\ KBr \rightarrow Br_2 + SO_2 + K_2SO_4 + 2\ H_2O$$

b. Con la masa de KBr se calcula la de bromo y, mediante la densidad, el volumen del mismo:

$$(90{,}1 \text{ g KBr}) \cdot \left(\frac{1 \text{ mol KBr}}{119 \text{ g KBr}} \right) \cdot \left(\frac{1 \text{ mol } Br_2}{2 \text{ mol KBr}} \right) \cdot \left(\frac{180 \text{ g } Br_2}{1 \text{ mol } Br_2} \right) = 68{,}1 \text{ g } Br_2$$

$$V = \frac{68{,}1 \text{ g}}{2{,}92 \text{ g/mL}} = 23{,}3 \text{ mL } Br_2$$

6 **Calcule:**

a. La entalpía de combustión estándar del octano líquido.

b. La energía que necesita un automóvil por cada kilómetro si consume 5 L de octano por cada 100 km.

Datos: $\Delta H^o_f[C_8H_{18}(l)] = -250{,}0$ kJ/mol; $\Delta H^o_f[CO_2(g)] = -393{,}5$ kJ/mol; $\Delta H^o_f[H_2O(g)] = -241{,}8$ kJ/mol; densidad del octano líquido: 0,8 kg/L.

a. La combustión de cualquier hidrocarburo produce dióxido de carbono y agua:

$$C_8H_{18}(l) + 25/2\ O_2(g) \rightarrow 8\ CO_2(g) + 9\ H_2O(g)$$

Por definición, la entalpía de una reacción es:

$$\Delta H_r = \sum \Delta H^0_{f\,\text{Productos}} - \sum \Delta H^0_{f\,\text{Reactivos}}$$

$$\Delta H^0_c = 8 \text{ mol} \cdot \Delta H^0_{f\,CO_2} + 9 \text{ mol} \cdot \Delta H^0_{f\,H_2O} - 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^0_{f\,C_8H_{18}} =$$

$$= 8 \text{ mol} \cdot (-393{,}5 \text{ kJ/mol}) + 9 \text{ mol} \cdot (-241{,}8 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ mol} \cdot (-250{,}0 \text{ kJ/mol}) = -5074{,}2 \text{ kJ}$$

b. Se calcula la cantidad de octano que consume en 1 km, se pasa a moles y se calcula la energía precisa proveniente de la combustión del octano:

$$1\text{km} \cdot \frac{5 \text{ L } C_8H_{18}(l)}{100 \text{ km}} \cdot \frac{800 \text{ g } C_8H_{18}(l)}{1 \text{ L } C_8H_{18}(l)} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_8H_{18}(l)}{114 \text{ g } C_8H_{18}(l)} \cdot \frac{5.074{,}2 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } C_8H_{18}(l)} = 1780{,}4 \text{ kJ}$$

2009.3. OPCIÓN B.

1 **Formule o nombre los compuestos siguientes:**

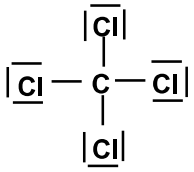
a. Monóxido de carbono.
b. Nitrito de cobre (II).
c. Etilmetiléter.
d. LiOH.
e. MnS.
f. CH_3CH_2COOH.

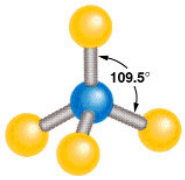
a. CO
b. $Cu(NO_2)_2$
c. CH_2CH_3-O-CH_3
d. Hidróxido de litio
e. Sulfuro de manganeso (II). Sulfuro de manganeso.
f. Ácido propanoico. Ácido propiónico.

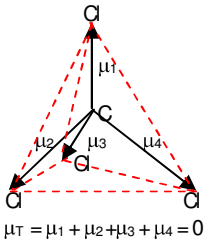
2 **Dada la molécula de CCl_4:**

a. Represéntela mediante la estructura de Lewis.
b. ¿Por qué la molécula es apolar si los enlaces están polarizados?
c. ¿Por qué, a temperatura ambiente, el CCl_4 es líquido si el CI_4 es sólido?

a. Su estructura de Lewis:







b. Aunque los enlaces sean polares con dipolos eléctricos dirigidos hacia los átomos de cloro, la geometría de la molécula (tetraédrica regular) hace que los cuatro dipolos eléctricos se anulen y la molécula en su conjunto es apolar.
c. En ambas sustancias las fuerzas de unión intermoleculares son fuerzas de Van der Waals. Éstas aumentan con el número de electrones de los átomos que forman la molécula, o sea, con la masa molar del compuesto que, en el caso de tetrayoduro de carbono es mucho mayor (520 frente a 154 uma). Por esta razón el CI_4 es sólido a temperatura ambiente mientras que el CCl_4 es líquido.

3 **Para el proceso:**

$$2\,NO\,(g) + 2\,H_2\,(g) \rightarrow N_2\,(g) + 2\,H_2O\,(g)$$

la ecuación de velocidad es: $v = k \cdot [NO]^2 \cdot [H_2]$

a. Indique el orden de reacción respecto a cada uno de los reactivos.
b. ¿Cuál es el orden total de reacción?
c. Deduzca las unidades de la constante de velocidad.

a. El orden de la reacción respecto a un reactivo es el exponente al que está elevada la concentración de dicho reactivo en la ecuación de velocidad, o sea, orden 2 respecto al monóxido de nitrógeno y 1 respecto al hidrógeno.
b. El orden total de la reacción es la suma de los exponentes a los que están elevadas las concentraciones de los reactivos en la ecuación de velocidad, en este caso, 3.
c. Basta con despejar la constante de velocidad de la ecuación de velocidad:

$$k = \frac{v}{[NO]^2 \cdot [H_2]} \Rightarrow \text{Unidades de } k = \frac{mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}}{(m \cdot L^{-1})^3} = mol^{-2} \cdot L^2 \cdot s^{-1}$$

4 **Dados los compuestos CH_3OH, $CH_3CH{=}CH_2$, $CH_3CH{=}CHCH_3$, indique razonadamente:**

a. Los que pueden presentar enlaces de hidrógeno.
b. Los que pueden experimentar reacciones de adición.
c. Los que pueden presentar isomería geométrica.

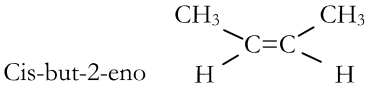
a. Los que posean un hidrógeno muy polarizado, unido a un átomo de oxígeno. En este caso, el metanol CH_3OH.
b. Aquellos que posean un doble enlace entre carbonos como el propeno y but-2-eno para adicionar

hidrógeno, halógenos, haluros de hidrógeno y agua dando, respectivamente, un alcano, un derivado dihalogenado saturado, un derivado halogenado saturado y un alcohol.

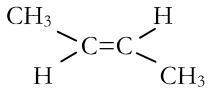
$$CH_3CH=CH_2 + H_2/X_2/HX/H_2O \rightarrow CH_3CH_2CH_3/CH_3CHXCH_2X/CH_3CHXCH_3/CH_3CHOHCH_3$$

$$CH_3CH=CHCH_3 + H_2 / X_2 / HX / H_2O \rightarrow CH_3CH_2CH_2CH_3 / CH_3CHXCHXCH_3 / CH_3CHXCH_2CH_3 / CH_3CHOHCH_2CH_3$$

c. Sólo aquellos que, teniendo en su molécula un doble enlace, tiene en cada carbono del doble enlace un sustituyente igual entre sí y diferente al los otros dos. En este caso el but-2-eno.



Cis-but-2-eno



Trans-but-2-eno

5 La codeína es un compuesto monobásico de carácter débil cuya constante es $K_b = 9 \cdot 10^{-7}$. Calcule:

a. El pH de una disolución 0,2 M de codeína.

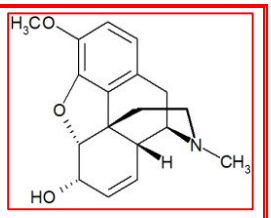
b. El valor de la constante de acidez del ácido conjugado de la codeína.

a. La codeína es una base débil que se disocia según:

$$Cd + H_2O \rightleftharpoons CdH^+ + OH^-$$

Llamando x a la concentración disociada se construye la tabla:

	Cd	CdH^+	OH^-
Concentración inicial	0,2	-	-
Concentración disociada	x	-	-
Concentración en equilibrio	0,2 - x	x	x



CODEÍNA: 4,5a-Epoxy-3-methoxy-17-methylmorphinan-6-one tartrate (1:1) hydrate (2:5)

Sustituyendo en la expresión de K_b se calculan las concentraciones en equilibrio:

$$K_a = \frac{[CdH^+][OH^-]}{[Cd]} \Rightarrow 9 \cdot 10^{-7} = \frac{x^2}{0,2 - x} \; ; \quad \frac{x^2}{0,2} \Rightarrow x = 4,2 \cdot 10^{-4}$$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 4,2 \cdot 10^{-4} = 3,4 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 10,6$$

b. El ácido conjugado de cualquier base posee una constante de acidez que viene dada por:

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{9 \cdot 10^{-7}} = 1,1 \cdot 10^{-8}$$

6 A 30 °C y 1 atm de presión, el N_2O_4 se encuentra disociado en un 20 % según el equilibrio:

$$N_2O_4\,(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2\,(g)$$

Calcule:

a. El valor de las constates K_c y K_p a esa temperatura.

b. El porcentaje de disociación a 30º C y 0,1 atm de presión total.

a. Se puede construir una tabla con los moles que hay inicialmente y en el equilibrio en función del grado de disociación, α:

	N_2O_4	NO_2	Totales
Moles iniciales	n	-	n
Reaccionan	n	-	nα
Moles en equilibrio	n(1-α)	2 · nα	n(1+α)

Expresando la constante K_p en función del grado de disociación:

$$K_p = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{N_2O_4}} = \frac{x_{NO_2}^2 \cdot P^2}{x_{N_2O_4} \cdot P} = \frac{\left(\frac{2n\alpha}{n(1+\alpha)} \cdot P\right)^2}{\frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} P} = \frac{4\alpha^2}{1 - \alpha^2} \cdot P = \frac{4 \cdot 0,2^2}{1 - 0,2^2} \cdot 1at = 0,167 \text{ atm}$$

Para calcular K_c:

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 0,167\,atm \cdot \left[0,082\,atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1} \cdot 303\,K\right]^{-1} = 6,7 \cdot 10^{-3}\ mol/L^{-1}$$

b. Si la presión disminuye, el equilibrio se desplazará hacia donde se produzcan más moles de sustancias gaseosas, es decir, hacia la derecha. El grado de disociación, por tanto, aumentará al disminuir la presión. Puesto que la temperatura permanece constante, el valor de la constante sigue siendo el mismo, volviendo a utilizar la misma expresión:

$$K_p = \frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2} \cdot P \Rightarrow 0,167 \text{ atm} = \frac{4 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha^2} \cdot 0,1 at \Rightarrow \alpha = 0,54 = 54\ \%$$

2009.4. OPCIÓN A.

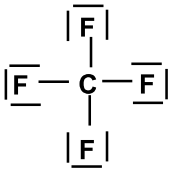
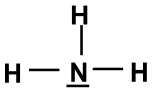
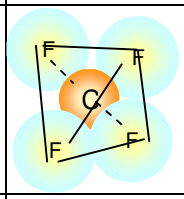
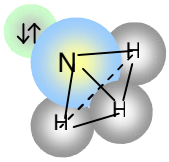
1 **Formule o nombre los compuestos siguientes:**

a. Permanganato de potasio.
b. Sulfuro de plata.
c. Heptan-2-ona.
d. PtO_2.
e. $Cu(NO_3)_2$.
f. CCl_4.

a. $KMnO_4$.
b. Ag_2S.
c. $CH_3(CH_2)_4COCH_3$.
d. Dióxido de platino. Óxido de platino (IV).
e. Nitrato de cobre (II). Bis[trioxonitrato (V)] de cobre.
f. Tetracloruro de carbono. Tetraclorometano.

2 **Dadas las moléculas CF_4 y NH_3 :**

a. Represente sus respectivas estructuras de Lewis.
b. Establezca su geometría mediante la teoría de RPECV.
c. Indique la hibridación del átomo central.

	CF_4	NH_3
a. Estructuras de Lewis		
b. Geometría Teoría de RPECV.	 Molécula del tipo AB_4, cuatro pares de e^- compartidos, tendrá forma tetraédrica regular.	Molécula del tipo AB_3E, tres pares de e^- compartidos y uno sin compartir, pirámide triangular. 
b. Hibridación	Alrededor del carbono hay cuatro pares de electrones compartidos y equivalentes entre sí, se necesitarán cuatro orbitales híbridos para colocarlos y se trata por tanto de una hibridación sp^3.	Alrededor del nitrógeno hay cuatro pares de electrones (tres compartidos y uno sin compartir) que necesitan cuatro orbitales híbridos para colocarlos y se trata por tanto de una hibridación sp^3.

3 **Escriba la expresión de la constante K_c para cada uno d elos siguientes equilibrios:**

a. $2\ H_2O\ (g) + 2\ SO_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ H_2S\ (g) + 3\ O_2\ (g)$
b. $2\ HBr\ (g) \rightleftharpoons H_2\ (g) + Br_2\ (l)$
c. $CaCO_3\ (s) \rightleftharpoons CaO\ (s) + CO_2\ (g)$

a.	b.	c.
$K_c = \frac{[H_2S]^2 \cdot [O_2]^3}{[H_2O]^2 \cdot [SO_2]^2}$	$K_c = \frac{[H_2]}{[HBr]^2}$	$K_c = [CO_2]$

4

a. Explique si un proceso exotérmico será siempre espontáneo.
b. Indique si un proceso que suponga un aumento de desorden será siempre espontáneo.
c. ¿Por qué hay procesos que son espontáneos a determinadas temperaturas y no lo son a otras?

a. Puede ser espontánea, pero no necesariamente. Si una reacción transcurre con aumento del orden o, lo que es lo mismo, variación de entropía negativa ($\Delta S < 0$) y, además $|\Delta H| < |T\Delta S|$, entonces sucede que $\Delta G > 0$ y por tanto no será espontánea.
b. Si un proceso transcurre con un aumento del desorden molecular ΔS es positivo: será espontáneo siempre que sea exotérmico o, si es endotérmico pero además $|\Delta H| < |T\Delta S|$. De esta forma $\Delta G < 0$, o sea, es espontáneo.
c. Contestado en los apartados a y b. Cuando la variación de entalpía y la entropía tiene el mismo signo, el

valor de la variación de energía libre depende de la temperatura. Existe una temperatura de equilibrio: $\Delta G^o = 0 \Rightarrow T_{eq} = \Delta H^o / \Delta S^o$. Por encima o por debajo de ésta (según sea la reacción) ΔG puede ser negativo o positivo, o sea, espontánea o no.

5 **El ácido nítrico concentrado reacciona con el mercurio elemental en presencia de ácido clorhídrico produciendo cloruro de mercurio (II) , monóxido de nitrógeno y agua.**

a. Ajuste la reacción iónica por el método del ión-electrón.

b. Calcule el volumen de ácido nítrico 2 M que se debe emplar para oxidar completamente 3 g de mercurio.

a. El ácido nítrico se reduce a monóxido de nitrógeno:

$$NO_3^- + 4\,H^+ + 3\,e^- \rightarrow NO + 2\,H_2O$$

El mercurio metálico se oxida a mercurio (II):

$$Hg \rightarrow Hg^{2+} + 2\,e^-$$

Para que el número de electrones intercambiados en cada semirreacción sea el mismo:

$$2 \times (NO_3^- + 4\,H^+ + 3\,e^- \rightarrow NO + 2\,H_2O)$$

$$3 \times (Hg \rightarrow Hg^{2+} + 2\,e^-)$$

$$2\,NO_3^- + 8\,H^+ + 6\,e^- + 3\,Hg \rightarrow 2\,NO + 4\,H_2O + 3\,Hg^{2+} + 6\,e^-$$

Trasladando los coeficientes obtenidos a la ecuación molecular:

$$8\,HNO_3 + 3\,Hg \rightarrow 3\,Hg(NO_3)_2 + 2\,NO + 4\,H_2O$$

b. Con la masa de mercurio se calculan los moles del mismo y, con éstos, los de ácido nítrico:

$$(3\text{ g Hg}) \cdot \left(\frac{1\text{ mol Hg}}{200{,}8\text{ g Hg}}\right) \cdot \left(\frac{8\text{ mol } HNO_3}{3\text{ mol Hg}}\right) = 0{,}04\text{ mol } HNO_3$$

Puesto que se conoce la molaridad de la disolución de ácido nítrico:

$$(0{,}04\text{ mol } HNO_3) \cdot \left(\frac{1\text{ L disolución}}{2\text{ mol } HNO_3}\right) = 0{,}02\text{ L disolución} = 20\text{ mL}$$

6 **En 500 mL de agua se disuelven 3 g de ácido acético. Calcule:**

a. El pH de la disolución.

b. El porcentaje de ácido ionizado.

Datos: $K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$.

a. El ácido acético es un ácido débil que se disocia según:

$$CH_3\text{-}COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3\text{-}COO^- + H_3O^+$$

La concentración inicial que se puede calcular fácilmente:

$$c = \frac{3\text{ g } CH_3\text{-}COOH}{0{,}5\text{ L disolución}} \cdot \frac{1\text{ mol } CH_3\text{-}COOH}{60\text{ g } CH_3\text{-}COOH} = 0{,}1\text{ M}$$

En función de la concentración inicial y del grado de disociación, α, se puede construir la tabla:

	CH_3-COOH	CH_3-COO^-	H_3O^+
Concentración inicial	0,1	-	-
Concentración disociada	$0{,}1\alpha$	-	-
Concentración en equilibrio	$0{,}1(1-\alpha)$	$0{,}1\alpha$	$0{,}1\alpha$

Sin más que sustituir en la expresión de la constante de acidez se puede calcular el grado de disociación:

$$K_a = \frac{[CH_3\text{-}COO^-][H_3O^+]}{[CH_3\text{-}COOH]} \Rightarrow 1{,}8 \cdot 10^{-5} = \frac{c^2\alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{0{,}1\alpha^2}{1-\alpha};\ 0{,}1\alpha^2 \Rightarrow \alpha = 0{,}0134 = 1{,}34\ \%$$

b. La concentración de hidrógenoiones será:

$$[H_3O^+] = c\alpha = 0{,}1 \cdot 0{,}0134 = 1{,}34 \cdot 10^{-3}$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 1{,}34 \cdot 10^{-3} = 2{,}87$$

2009.4. OPCIÓN B.

1 **Formule o nombre los compuestos siguientes:**

a. Ácido perclorico.
b. Hidróxido de paladio (II).
c. Pent-2-eno.
d. Na_3AsO_4.
e. $FeCl_2$.
f. $(CH_3)_2CHCH_2CH_2CH_3$.

a. $HClO_4$.
b. $Pd(OH)_2$.
c. $CH_3CH{=}CHCH_2CH_3$.
d. Ortoarseniato de sodio. Tetraoxoarseniato (V) de sodio.
e. Dicloruro de hierro. Cloruro de hierro (II).
f. 2-Metilpentano.

2 **Calcule:**

a. El número de moléculas contenidas en 1 L de metanol (d = 0,8 g/mL).
b. La masa de aluminio que contiene el mismo número de átomos que hay en 19,07 g de cobre.

a. Con el volumen y la densidad se calcula la masa de metanol, con ésta se calculan los moles y con ellos las moléculas:

$$1000\ \text{mL}\ CH_3OH \cdot \frac{0{,}8\ \text{g}\ CH_3OH}{1\ \text{mL}\ CH_3OH} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_3OH}{32\ \text{g}\ CH_3OH} \cdot \frac{6{,}023 \cdot 10^{23}\ \text{moléc.}\ CH_3OH}{1\ \text{mol}\ CH_3OH} = 1{,}51 \cdot 10^{25}\ \text{moléc.}\ CH_3OH$$

b. Si han contener el mismo número de átomos, deberán ser los mismos moles. Con la masa de cobre se calculan los moles de cobre. Estos serán los mismos de aluminio y con ellos se calcula la masa de Al.

$$19{,}07\ \text{g Cu} \cdot \frac{1\ \text{mol Cu}}{63{,}5\ \text{g Cu}} = 0{,}3\ \text{mol Cu} \Rightarrow \quad 0{,}3\ \text{mol Al} \cdot \frac{27\ \text{g Al}}{1\ \text{mol Al}} = 8{,}1\ \text{g Al}$$

3 **Conteste a las siguientes cuestiones relativas a un átomo con Z = 7 y A = 14:**

a. Indique el número de protones neutrones y electrones.
b. Escriba su configuración electrónica e indique el número de electrones desapareados en su estado fundamental.
c. ¿Cuál es el número máximo de electrones para los que n = 2, l = 1 y m = 0?

a. El número de protones es el número atómico: 7; el de electrones es el mismo si se trata de un átomo neutro: 7; el de neutrones es el número másico (número de nucleones) menos el atómico: 7.
b. La configuración electrónica del nitrógeno es: $1s^2\ 2s^2\ 2px^1\ 2py^1\ 2z^1$. Posee tres electrones desapareados en los tres orbitales 2p.
c. Los números cuánticos n l y m describen un único orbital que, en este caso, se trata de un 2p. Como establece el principio de exclusión de Pauli, sólo caben dos electrones con estos números: (2, 1, 0, ½) o (2, 1, 0, - ½)

4 **Se dispone de un recipiente que contiene una disolución acuosa de HCl 0,1 M:**

a. ¿Cuál es el volumen de esa disolución necesario para neutralizar 20 mL de una disolución 0,02 m de hidróxido de potasio?
b. Describa el procedimiento e indique el material necesario para llevar a cabo la valoración anterior.

a. Teniendo en cuenta que el número de moles consumidos de cada especie en la valoración es el mismo:

$$\text{Moles HCl} = \text{Moles KOH} \Rightarrow V_{HCl} \cdot M_{HCl} = V_{KOH} \cdot M_{KOH} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow V_{HCl} = \frac{20\ \text{mL} \cdot 0{,}02\ \text{M}}{0{,}1\ \text{M}} = 4\ \text{mL disolución de HCl}$$

b. Se monta la bureta mediante una pinza en el soporte metálico y se llena con la ayuda del embudo de la disolución 0,1 M de HCl, enrasándose correctamente y sin que quede aire en la parte inferior de la bureta.
En un matraz erlenmeyer se vierten los 20 mL de la disolución de KOH. Se añaden a esta disolución unas gotas del indicador. A continuación, y sin dejar de agitar la disolución contenida en el erlenmeyer, se va dejando caer la disolución de la bureta hasta que

se produzca el cambio de color.
En este caso ha de producirse cuando se lleven 4 mL de HCl agregados. Para visualizar mejor el cambio de color, se coloca debajo del matraz un fondo blanco y cuando comienza a apreciarse como se colorea la zona donde cae la disolución, se procede lentamente y sin dejar de agitar hasta que el cambio de color persiste. En ese momento se deja de añadir base y se mide el volumen consumido de la bureta.

5 **El proceso Deacon tiene lugar según:**

$$4\ HCl\ (g)\ +\ O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ Cl_2\ (g)\ +\ 2\ H_2O\ (g)$$

A 390 ºC se mezclan 0,080 mol de HCl y 0,100 mol de O_2 y cuando se establece el equilibrio hay 0,034 mol de Cl_2 y la presión total es de 1 atm. Calcule:

a. **La constante K_p a esa temperatura.**
b. **El volumen del recipiente que contiene la mezcla.**

a. Razonando los detalles siguientes:
- ß En el equilibrio hay 0,034 mol de cloro lo que implica que se han de consumir el doble de cloruro de hidrógeno, o sea, 0,068 mol. Si inicialmente había 0,080 mol, quedará en equilibrio 0,012 mol.
- ß Como de oxígeno se gastan la cuarta parte que de cloruro de hidrógeno, se habrán gastado 0,017 y, por tanto, quedarán en equilibrio 0,100 - 0,083 = 0,083.
- ß De vapor de agua han de aparecer los mismos que de cloruro de hidrógeno, o sea, 0,034 mol.
- ß El número total de moles en equilibrio es: 0,012 + 0,083 + 0,034 + 0,034 = 0,163 mol.

Con el valor de la temperatura, el número total de moles y el valor de la presión se puede calcular el volumen del recipiente:

	HCl (g)	O_2 (g)	Cl_2 (g)	H_2O (g)	Totales
Moles iniciales	0,080	0,100			0,180
Reaccionan	0,068	0,017			0,085
Moles en equilibrio	0,012	0,083	0,034	0,034	0,163

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0{,}163\ mol \cdot 0{,}082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1} \cdot 663\ K}{1\ atm} = 8{,}86\ L$$

b. Se puede calcular K_p con las presiones parciales directamente o calcular primero K_c y después K_p:

$$K_c = \frac{[H_2O]^2[Cl_2]^2}{[HCl]^4[O_2]} = \frac{\left(\frac{0{,}034\ mol}{8{,}86\ L}\right)^4}{\left(\frac{0{,}012\ mol}{8{,}86\ L}\right)^4 \cdot \frac{0{,}083\ mol}{8{,}86\ L}} = 6{,}88 \cdot 10^3\ \ (mol \cdot L^{-1})^{-1}$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 2{,}23 \cdot 10^3\ (mol \cdot L^{-1})^{-1} \cdot (0{,}082\ atm \cdot L \cdot K^{-1}\ mol^{-1}\ 663\ K)^{-1} = 126{,}5\ atm^{-1}$$

6 **Calcule:**

a. **La entalpía de combustión del etino a partir de los siguientes datos: $\Delta H^o_f[C_2H_2(g)] = 227{,}0$ kJ/mol; $\Delta H^o_f[CO_2(g)] = -393{,}5$ kJ/mol; $\Delta H^o_f[H_2O(l)] = -285{,}8$ kJ/mol;**
b. **La cantidad de calor a presión constante que se desprende en la combustión de 1 kg de etino.**

a. La combustión de cualquier hidrocarburo produce dióxido de carbono y agua:

$$C_2H_2(g) + 5/2\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + H_2O(l)$$

Por definición, la entalpía de una reacción es:

$$\Delta H_r = \sum \Delta H^0_{f\ Productos} - \sum \Delta H^0_{f\ Reactivos}$$

En este caso:

$$\Delta H^0_c = 2\ mol \cdot \Delta H^0_{f\,CO_2} + 1\ mol \cdot \Delta H^0_{f\,H_2O} - 1\ mol \cdot \Delta H^0_{f\,C_2H_2} =$$

$$= 2\ mol \cdot (-393{,}5\ kJ/mol) + 1\ mol \cdot (-285{,}8\ kJ/mol) - 1\ mol \cdot (227{,}0\ kJ/mol) = -1.299{,}8\ kJ$$

b. Se calcula la cantidad de etino en moles y con ellos la energía producida en la combustión:

$$1000\ g\ C_2H_2 \cdot \frac{1\ mol\ C_2H_2}{26\ g\ C_2H_2} \frac{-1.299{,}8\ kJ}{1\ mol\ C_2H_2} = -49.992{,}3\ kJ$$

2009.5. OPCIÓN A.

1 **Formule o nombre los compuestos siguientes:**

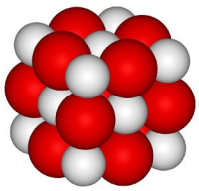
a. Amoníaco.
b. Hidrógenosulfato de aluminio.
c. Ácido etanoico.
d. $Ni(OH)_2$.
e. KNO_3.
f. $CH_2=CHCOCH_3$

a. NH_3.
b. $Al(HSO_4)_3$.
c. CH_3COOH.
d. Hidróxido de níquel (II). Dihidróxido de níquel.
e. Nitrato de potasio. Trioxonitrato (V) de potasio.
f. Butenona. (But-3-en-2-ona)

2

a. Justifique la naturaleza del enlace que se formará cuando el oxígeno se combine con el calcio.
b. Justifique la naturaleza del enlace que se formará cuando el oxígeno se combine con el hidrógeno.
c. ¿Cuál de los dos compuestos formados tendrá mayor punto de fusión? Razone la respuesta.

a. Dado que los elementos implicados tienen elevadas diferencias de electronegatividad, se produce una transferencia electrónica casi total de un átomo a otro formándose iones de diferente signo y colocándose en una red cristalina que forman todos los compuestos iónicos.



Óxido de calcio

b. Se produce un enlace covalente por compartición de electrones entre ambos. Aunque hay diferencia de electronegatividad entre ellos, no es suficiente como para que se produzca una transferencia de electrones, razón por la que el enlace, a pesar de ser covalente, estará muy polarizado.
c. El óxido de calcio es un sólido cristalino a temperatura ambiente, en el que habrá que aportar gran cantidad de energía para fundirlo. El agua es líquida a temperatura ambiente. El óxido de calcio tendrá mucho mayor punto de fusión (2.927 ºC) que el agua (100 ºC).

3 **Teniendo en cuenta los potenciales de reducción estándar de los pares E^o (Hg_2^{2+}/Hg) = 0,27 V; E^o (Cu^{2+}/Cu) = 0,34 V:**

a. ¿Cuál es la fuerza electromotriz de la pila que se podrá construir?
b. Escriba las semirreacciones y la reacción global de esa pila.
c. Indique cuál es el cátodo, el ánodo y sus signos.

Se reducirá aquella especie que mayor potencial de reducción estándar tenga, o sea, el ión cobre (II). Por tanto se oxidará el mercurio. Las semirreaciones que ocurren son:

$$Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu \qquad E^0_{Cu2+/Cu} = 0{,}34\ V$$
$$Hg \rightarrow Hg^{2+} + 2\,e^- \qquad E^0_{Hg/Hg2+} = -\,0{,}27\ V$$

y a la reacción global:

$$Cu^{2+} + Hg \rightarrow Cu + Hg^{2+}$$

le corresponde una fuerza electromotriz:

$$E^0_{pila} = E^0_{reducción} + E^0_{Oxidación} = E^0_{Cu2+/Cu} + E^0_{Hg/Hg2+} = 0{,}37\ V + (-0{,}27)\ V = 0{,}07\ V$$

La notación de la pila es:

$$(-)\ Hg\ /\ Hg^{2+}\ //\ Cu^{2+}/\ Cu\ (+)$$

El ánodo es el electrodo donde se produce la oxidación, o sea, el de mercurio. El cátodo es el electrodo donde se produce la reducción, es decir, el de mayor potencial de reducción estándar, el cobre.

4 **Completa los siguientes equilibrios ácido-base e identifique los pares conjugados, según la teoría de Brönsted-Lowry:**

a. _____ + $H_2O \rightleftharpoons$ HPO_4^{2-} + H_3O^+
b. HCN + $OH^- \rightleftharpoons$ H_2O + _____
c. _____ + $H_2O \rightleftharpoons$ HSO_4^- + H_3O^+

a.

$H_2PO_4^-$	+	H_2O	$\rightleftharpoons$	HPO_4^{2-}	+	H_3O^+
Ión dihidrógenofosfato Ácido: cede un protón al agua		Base: capta un protón de dihidrógenofosfato		Ión hidrógenofosfato: base conjugada del dihidrógenofosfato		Hidronio: ácido conjugado del agua

b.

HCN	+	OH^-	$\rightleftharpoons$	CN^-	+	H_2O
Ácido cianhídrico: cede un protón al hidroxilo		Base: capta un protón del ácido cianhídico		Cianuro: base conjugada del ácido cianhídico: capta un protón del agua		Ácido conjugado del hidroxilo: cede un protón al cianuro

c.

H_2SO_4	+	H_2O	$\rightleftharpoons$	HSO_4^-	+	H_3O^+
Ácido sulfúrico: cede un protón al agua		Base: capta un protón de ácido sulfúrico		Ión hidrógenosulfato: base conjugada del ácido sulfúrico		Hidronio: ácido conjugado del agua

5 **Sabiendo que el rendimiento de la reacción:**

$$FeS_2 + O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2$$

es del 75 %, a partir de 360 g de disulfuro de hierro, calcule:

a. La cantidad de óxido de hierro (III) producido.

b. El volumen de SO_2 medido en condiciones normales que se obtendrá.

Antes de todo, se ha de ajustar la reacción:

$$2\ FeS_2 + 11/2\ O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + 4\ SO_2$$

a. Estableciendo una relación entre la cantidad de disulfuro de hierro y de óxido de hierro (III):

$$360\ g\ FeS_2 \cdot \frac{1\ mol\ FeS_2}{119,8\ g\ FeS_2} \cdot \frac{1\ mol\ Fe_2O_3}{2\ mol\ FeS_2} \cdot \frac{159,6\ g\ Fe_2O_3}{1\ mol\ Fe_2O_3} \cdot \frac{75\ g\ reales\ Fe_2O_3}{100\ g\ teóricos\ Fe_2O_3} = 179,8\ g\ Fe_2O_3$$

b. Se procede de la misma forma, pero con el dióxido de azufre:

$$360\ g\ FeS_2 \cdot \frac{1\ mol\ FeS_2}{119,8\ g\ FeS_2} \cdot \frac{4\ mol\ SO_2}{2\ mol\ FeS_2} \cdot \frac{75\ mol\ reales\ SO_2}{100\ mol\ teóricos\ SO_2} = 4,51\ mol\ SO_2$$

Como se trata de un gas en condiciones normales:

$$4,51\ mol\ SO_2 \cdot \frac{22,4\ L\ SO_2}{1\ mol\ SO_2} = 101\ L\ SO_2$$

6 **En un recipiente de 2 L de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 2 mol de CuO. Se cierra, se calienta a 1024 ºC y se establece el siguiente equilibrio:**

$$4\ CuO\ (s) \rightleftharpoons 2\ Cu_2O\ (s) + O_2\ (g)$$

Sabiendo que el valor de la constante K_p es 0,49 a esa temperatura, calcule:

a. La concentración molar de oxígeno en el equilibrio.

b. La masa de CuO que hay en el equilibrio.[1]

a. Como el óxido de cobre (II) y el de cobre (I) se encuentran en estado sólido:

$$K_p = P_{O_2}$$

Conocida la presión del oxígeno y la temperatura, se calcula la concentración con la ecuación de los gases ideales:

$$\frac{n_{O_2}}{V} = \frac{P_{O_2}}{RT} = \frac{0,49\ atm}{0,082\ atm\ L\ K^{-1}mol^{-1} \cdot 1297\ K} = 4,6 \cdot 10^{-3}\ mol/L$$

b. Con la concentración de oxígeno y el volumen, se calculan los moles producidos de este gas, que serán la cuarta parte de los consumidos de óxido de cobre:

$$2\ L \cdot \frac{4,6 \cdot 10^{-3}\ mol\ O_2}{1\ L} \cdot \frac{4\ mol\ CuO}{1\ mol\ O_2} = 3,68 \cdot 10^{-2}\ mol\ CuO\ se\ han\ consumido$$

Como inicialmente se colocaron en el recipiente 2 mol de CuO, quedarán sin reaccionar:

$$2\ mol - 0,0368\ mol = 1,9632\ mol\ de\ CuO$$

Que corresponden a una masa de :

$$1,9632\ mol\ CuO \cdot \frac{79,5\ g\ CuO}{1\ mol\ CuO} = 156,07\ g\ CuO$$

2009.5. OPCIÓN B.

1 **Formule o nombre los compuestos siguientes:**

a. Sulfito de amonio.
b. Peróxido de bario.
c. Hexa-1,4-dieno.
d. HIO_3.
e. SO_3.
f. $CH_3CH_2NH_2$.

a. $(NH_4)_2SO_3$.
b. BaO_2.
c. $CH_2{=}CHCH_2CH{=}CHCH_3$.
d. Ácido yódico. Trioxoyodato (V) de hidrógeno.
e. Trióxido de azufre. Óxido de azufre (VI).
f. Etilamina. Etanamina.

2 **Considerando las configuraciones electrónicas de los átomos: A ($1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$) y B ($1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 6p^1$), razone si las siguientes afirmaciones son falsas o no:**

a. A y B representan elementos distintos.
b. Se necesita energía para pasar de A a B.
c. Se requiere menor energía para arrancarr un electrón de B que de A.

a. No representan elementos distintos. Las configuraciones corresponden al mismo elemento (se trata del sodio), la primera en su estado fundamental y la segunda a un estado excitado.
b. Es cierto. Para promocionar electrones de un nivel energético a otro de energía superior hay que aportarles una energía igual a la diferencia que hay entre ambos niveles.

$$Na\ (1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1) \xrightarrow{h\upsilon} Na\ (1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 6p^1)$$

c. Es falso. El electrón más externo de la configuración excitada está muy alejado del núcleo y, por tanto, mucho menos atraído. Ello hace que se requiera menos energía para arrancarlo en este estado que en la configuración fundamental.

3 **El proceso de formación del amoníaco gaseoso a partir de sus elementos es exotérmico. razone:**

a. ¿Cómo varía la entropía de este proceso?
b. ¿Será siempre espontánea la síntesis del amoníaco?
c. ¿Serán iguales los calores de formación a presión constante y a volumen constante?

a. Para el proceso:

$$1/2\ N_2(g) + 3/2\ H_2(g) \rightarrow NH_3(g)$$

Se produce una disminución del desorden al reducirse el número de moles de sustancias gaseosas (sólo aparece 1 mol de sustancia gaseosas por cada 2 mol que desaparecen) y ello conlleva una disminución de la entropía.
b. Puede ser espontánea, pero no necesariamente. Cuando una reacción transcurre con aumento del orden como es este caso, o sea, variación de entropía negativa ($\Delta S < 0$) y, además $\Delta H < 0$, como también ocurre aquí, puede suceder que $|\Delta H| < |T\Delta S|$, entonces sucede que $\Delta G > 0$ y por tanto no será espontánea. La espontaneidad, por tanto, va a depender de la temperatura.
a. Ambos calores se relacionen entre sí de la forma: $Q_p = Q_v + \Delta nRT$
Como en este caso $\Delta n = 1 - 3/2 - 1/2 = -1$, $Q_p(\Delta H)$ y $Q_v(\Delta U)$ serán diferentes:

$$Q_p = Q_v - 1\ mol \cdot RT$$

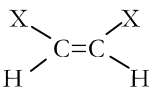
4

a. Completa la reacción: 1 mol $CH{\equiv}CH$ + 1 mol Cl_2 →
b. Escriba la fórmula desarrollada de los isómeros que se forman.
c. ¿Qué tipo de isomería presentan estos compuestos?

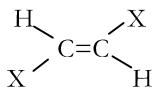
a. Se trata de una reacción de adición de halógenos formándose un derivado dihalogenado de un hidrocarburo insaturado ya que se adiciona sólo 1 mol de cloro:

$$CH{\equiv}CH + Cl_2 \rightarrow CHCl{=}CHCl$$

b. Se puede formar:



Cis-1,2-dicloroeteno



Trans-1,2-dicloroeteno

c. Isomería geométrica. Contestada en el b.

5 **Una disolución de ácido nítrico 15 M tiene una densidad de 1,40 g/mL. Calccule:**

a. La concentración de dicha disolución en tanto por ciento en masa.

b. El volumen de la misma que debe toamrse parta preparar 1 L de disolución 0,5 M de ácido nítrico.

a. Sólo hay que pasar los moles de soluto a gramos del mismo y referir dichos 100 g de disolución:

$$\left(\frac{15\ \text{mol HNO}_3}{1000\ \text{mL Disolución}}\right)\cdot\left(\frac{63\ \text{g HNO}_3}{1\ \text{mol HNO}_3}\right)\cdot\left(\frac{1\ \text{mL disolución}}{1{,}4\ \text{g disolución}}\right)\cdot 100\ \text{g disolución} = 67{,}5\ \%$$

b. Se calculan los moles necesarios para preparar la segunda disolución y, con éstos, el volumen que los contiene de la disolución original:

$$1\ \text{L disolución}_2\cdot\left(\frac{0{,}5\ \text{mol HNO}_3}{1\ \text{L disolución}_2}\right)\cdot\left(\frac{1000\ \text{mL disolución}_1}{15\ \text{mol HNO}_3}\right) = 33{,}3\ \text{mL disolución}_1$$

6 **Se electroliza una disolución acuosa de ácido sulfúrico y se desprende oxígeno e hidrógeno.**

a. ¿Qué carga eléctrica se ha de utilizar para obtener 1 L de oxígeno en condiciones normales?

b. ¿Cuántos moles de hidrógeno se obtendrán en esas condiciones?

a. En la electrolisis de ácido sulfúrico diluido se produce hidrógeno en el cátodo, polo negativo, mediante la reacción de reducción siguiente:

$$2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow H_2\uparrow$$

Debido al bajo potencial de deposición comparado con el del ión sulfato el agua se descompone en el ánodo, polo positivo, produciéndose oxígeno mediante la reacción de oxidación siguiente:

$$2\ H_2O \rightarrow 4\ H^+ + 2\ e^- + O_2\uparrow$$

Se calculan los moles de oxígeno equivalentes a 1 L en C.N. Con éstos se calculan los equivalentes–gramo y a continuación la carga precisada:

$$1\ \text{L O}_2\cdot\left(\frac{1\ \text{mol O}_2}{22{,}4\ \text{L O}_2}\right)\cdot\left(\frac{2\ \text{eq-g O}_2}{1\ \text{mol O}_2}\right) = 0{,}09\ \text{eq-g O}_2$$

$$0{,}09\ \text{eq-g O}_2\cdot\left(\frac{96.500\ \text{C}}{1\ \text{eq-g O}_2}\right) = 8.685\ \text{C}$$

b. Por cada mol de oxígeno se obtiene 2 moles de hidrógeno, por tanto:

$$1\ \text{L O}_2\cdot\left(\frac{1\ \text{mol O}_2}{22{,}4\ \text{L O}_2}\right)\cdot\left(\frac{2\ \text{mol H}_2}{1\ \text{mol O}_2}\right) = 0{,}09\ \text{mol H}_2$$

2009.6. OPCIÓN A.

1 **Formule o nombre los compuestos siguientes:**

a. Ácido perbrómico.
b. Hidróxido de plata.
c. Dimetilamina.
d. NH_4NO_3.
e. Cu_2O.
f. $CHCl_3$.

a. $HBrO_4$.
b. AgOH.
c. $(CH_3)_2NH$.
d. Nitrato de amonio. Trioxonitrato (V) de amonio.
e. Óxido de dicobre. Óxido de cobre (I).
f. Triclorometano. (Cloroformo)

2

a. Justifique, de las siguientes especies: F^-, Ar, Na^+, cuáles son isoelectrónicas.
b. Enuncie el principio de Pauli y ponga un ejemplo.
c. Enuncie la regla de Hund y ponga un ejemplo para su aplicación.

a. Lo serán aquellas que tengan la misma configuración electrónica, o sea, los tres ya que los tres tienen configuración electrónica de neón: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$.
b. El principio de Pauli sostiene que "Dos electrones en la corteza de un átomo no pueden tener al mismo tiempo los mismos números cuánticos". Esta es la razón de que en un orbital sólo existan dos electrones como máximo, para que, al menos, se diferencien en el número cuántico de spin. Ejemplo de ello serían los dos electrones del He, que tendrían números cuánticos (1,0,0,½) y (1,0,0,-½).
c. La regla de máxima multiplicidad de Hund dice que cuando varios electrones se encuentran en orbitales degenerados (misma energía), la mayor estabilidad energética es aquella en donde los espines electrónicos están desapareados. Un ejemplo de ello es la configuración electrónica del nitrógeno: $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$.

3 **Razone si se produce alguna reacción, en condiciones estándar, al añadir:**

a. Cinc metálico a una disolución acuosa de Pb^{2+}.
b. Plata metálico a una disolución acuosa de Pb^{2+}.
$E^o\ (Ag^+/Ag) = 0{,}80$ V; $E^o\ (Zn^{2+}/Zn) = -0{,}76$ V; $E^o\ (Pb^{2+}/Pb) = -0{,}13$ V.

a. Lo único que podría ocurrir es que el cinc se oxide y el ión plomo (II) se reduzca. Para ello, el potencial resultante será:

$$Pb^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Pb \qquad E^0_{Pb2+/Pb} = -0{,}13\ V$$
$$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^- \qquad E^0_{Zn/An2+} = 0{,}76\ V$$
$$Zn + Pb^{2+} \rightarrow Pb + Zn^{2+}$$

A la que le corresponde un potencial:

$E^o_{pila} = E^o(Pb^{2+}/Pb) + E^o(Zn/Zn^{2+}) = -0{,}13\ V + 0{,}76\ V = 0{,}63\ V > 0 \Rightarrow$ Si ocurre la reacción.

b. Lo único que podría ocurrir es que la plata se oxide y el ión plomo (II) se reduzca. Para ello, el potencial resultante será:

$$Pb^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Pb \qquad E^0_{Pb2+/Pb} = -0{,}13\ V$$
$$Ag \rightarrow Ag^+ + 1\ e^- \qquad E^0_{Zn/An2+} = -0{,}80\ V$$
$$2\ Ag + Pb^{2+} \rightarrow Pb + 2\ Ag^+$$

A la que le corresponde un potencial:

$E^o_{pila} = E^o(Pb^{2+}/Pb) + E^o(Ag/Ag^+) = -0{,}13\ V - 0{,}80\ V = -0{,}93\ V < 0 \Rightarrow$ No ocurre la reacción.

4 **Complete las siguientes reacciones e indique el tipo a que pertenecen:**

a. $CH_3CH_3 + O_2 \rightarrow$
b. CH_3CH_2OH (H_2SO_4, calor) $\rightarrow$
c. C_6H_6 (benceno) + HNO_3 (H_2SO_4) $\rightarrow$

a. Se trata de una reacción de combustión: se produce dióxido de carbono y agua:

$$CH_3CH_3 + 7/2\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$$

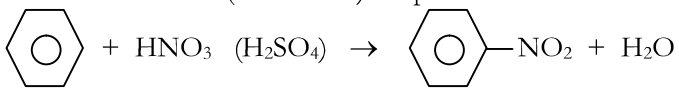
b. Es una reacción de eliminación que, según se produzca sobre 180 o 130 ºC, ocurre con eliminación intra o intermolecular respectivamente, dando lugar, en cada caso a un alqueno (eteno) o un éter

(dietiléter):

$$CH_3CH_2OH \ \ (H_2SO_4, \text{calor}) \ \ (180\ ^oC) \rightarrow CH_2{=}CH_2 + H_2O$$

$$2\ CH_3CH_2OH \ \ (H_2SO_4, \text{calor}) \ \ (130\ ^oC) \rightarrow CH_2{=}CH_2{-}O{-}CH_2{-}CH_3 + H_2O$$

c. Se trata de una reacción de nitración (sustitución). Se produce un nitroderivado (nitrobenceno) y agua:



5 **Dadas las siguientes ecuaciones termoquímicas:**

$$N_2\ (g) + 2\ O_2\ (g) \rightarrow 2\ NO_2\ (g) \qquad \Delta H_1 = -\ 67{,}78\ kJ$$

$$2\ NO\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ NO_2\ (g) \qquad \Delta H_2 = -\ 112{,}92\ kJ$$

a. Calcule la entalpía de formación del monóxido de nitrógeno en las mismas condiciones de presión y temperatura.

b. Determine la cantidad de calor, a presión constante, que se desprende en la combustión de 90 g de monóxido de nitrógeno en las mismas condiciones.

a. La reacción de formación precisada es:

$$\tfrac{1}{2}\ N_2(g) + \tfrac{1}{2}\ O_2(g) \rightarrow NO(g) \qquad \Delta H_R = ¿$$

Esta reacción se puede obtener, aplicando la ley de Hess, con las dos reacciones del enunciado: si ambas se suman, previamente multiplicadas por ½ :

$$\tfrac{1}{2}\ [N_2\ (g) + 2\ O_2\ (g) \rightarrow 2\ NO_2\ (g) \qquad \Delta H_1 = -\ 67{,}78\ kJ]$$

$$\underline{\tfrac{1}{2}\ [2\ NO\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ NO_2\ (g) \qquad \Delta H_2 = -\ 112{,}92\ kJ]}$$

$$\tfrac{1}{2}\ N_2\ (g) + O_2\ (g) + NO_2\ (g) \rightarrow NO\ (g) + \tfrac{1}{2}\ O_2\ (g) + NO_2\ (g)$$

Simplificando en ambos miembros se obtiene la reacción buscada:

$$\tfrac{1}{2}\ N_2(g) + \tfrac{1}{2}\ O_2(g) \rightarrow NO(g)$$

La entalpía de esta reacción será, por tanto:

$$\Delta H_R = \tfrac{1}{2}\ \Delta H_1 + \tfrac{1}{2}\ \Delta H_2 = \tfrac{1}{2}\ (-\ 67{,}78\ kJ) + \tfrac{1}{2}\ (-\ 112{,}92\ kJ) = -\ 90{,}35\ kJ$$

b. Como se conoce la entalpía molar de combustión, se calcula la cantidad de monóxido de nitrógeno en moles y:

$$90\ g\ NO \cdot \frac{1\ mol\ NO}{30\ g\ NO} \cdot \frac{-\ 112{,}92\ kJ}{2\ mol\ NO} = -\ 338{,}76\ kJ$$

NOTA: Los datos de este problema son incorrectos. La verdadera entalpía de la primera reacción es positiva y la entalpía de formación del monóxido tendría que obtenerse positiva también.

6 **En una disolución acuosa 0,03 M de amoníaco, éste se encuentra disociado en un 2,4 %. Calcule:.**

a. El valor de la constante de disociación de la base.

b. ¿Qué cantidad de agua habrá que añadir a 100 mL de dicha disolución para que el pH de la disolución resultante sea 10,5? Suponer volúmenes aditivos.

a. El amoníaco se disocia según:

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

	NH_3	H_2O	NH_4^+	OH^-
Concentración inicial	0,03	-	-	-
Concentración que se disocia	0,03α	-	-	-
Concentración en equilibrio	0,03 (1 - α)	-	0,03α	0,03α

Sustituyendo en la expresión de la constante de basicidad:

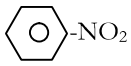
$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{(0{,}03\alpha)^2}{0{,}03(1-\alpha)} = \frac{0{,}03 \cdot 0{,}024^2}{1 - 0{,}024} = 1{,}77 \cdot 10^{-5}$$

b. La concentración de OH^-, cα, es:

2009.6. OPCIÓN B.

1 **Formule o nombre los compuestos siguientes:**

a. Hidruro de berilio.
b. Cromato de bario.
c. Nitrobenceno.
d. $Ca_3(PO_4)_2$.
e. H_2O_2.
f. $CH_3C{\equiv}CCH_2CH_2Cl$.

a. BeH_2.
b. $BaCrO_4$.
c. 
d. Fosfato de calcio. Bis[tetraoxofosfato (V)]de calcio.
e. Peróxido de hidrógeno. Agua oxigenada.
f. 5-Cloropent-2-ino.

2 **Razone si en dos recipientes de la misma capacidad que contiene uno hidrógeno y otro oxígeno, ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura, existe:**

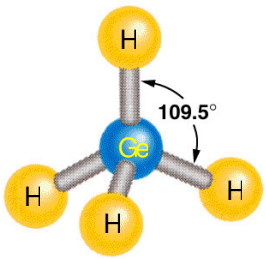
a. El mismo número de moles.
b. Igual número de átomos.
c. La misma masa.

a. Hipótesis de Avogadro: En volúmenes iguales de todos los gases, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, existen igual número de moléculas. Y, por tanto, de moles.
b. Si hay las mismas moléculas y ambas son diatómicas, habrá también el mismo número de átomos.
c. No. Si hay las mismas moléculas, pero una de ellas es más pesada que la otra (la de oxígeno tiene 32 uma y la de hidrógeno 2 uma), tendrá más masa el recipiente que contiene oxígeno.

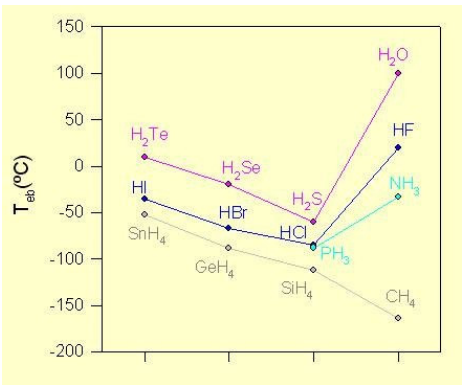
3 **Para la molécula GeH_4:**

a. Establezca su geometría mediante la teoría de RPECV.
b. Indique la hibridación del átomo central.
c. Ordene, de forma razonada, de menor a amyor punto de fusión los compuestos CH_4 y GeH_4.

a. Según la teoría RPECV, alrededor del germanio hay cuatro zonas de máxima densidad electrónica., los cuatro pares de electrones compartidos. Es del tipo AB_4 y su forma será tetraédrica:



b. Los cuatro pares de electrones compartidos precisan cuatro orbitales híbridos alrededor del fósforo.Será hibridación de tipo sp^3.
c. Apenas hay diferencia de electronegatividad entre germanio (1,8) e hidrógeno (2,1). La fuerzas de unión entre las moléculas serán fuerzas de Van der Waals de dispersión. La intensidad de las fuerzas de London depende de la facilidad con que se polarizan los electrones de una molécula, y eso depende del número de electrones en la molécula y de la fuerza con que los sujeta la atracción nuclear. En general, cuantos más electrones haya en una molécula más fácilmente podrá polarizarse. O sea, a mayor masa molecular, más intensas son. Por tanto el GeH_4 tendrá mayor punto de fusión que el CH_4. De hecho el P.F. del GeH_4 es - 80 ºC y el del CH_4 es – 182 ºC.



4 **Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:**

a. Un ácido puede tener carácter débil y estar concentrado en disolución.
b. Un ión negativo puede ser un ácido.
c. Existen sustancias que pueden actuar como base y como ácido.

a. Verdadero. Un ácido débil es aquel que tiene poca tendencia a ceder sus protones al disolvente y esta tendencia viene dada por el valor de su constante de acidez y no por su concentración. Por tanto,

puede ser débil (acético, nitroso, fórmico, cianhídrico…) y estar muy concentrado. En todo caso, la disociación de un ácido débil decrece con la concentración. Sea un ácido cualquiera HA:

$$HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$$

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = \frac{(c\alpha)^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{(1-\alpha)} \approx c\alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}}$$

b. Verdadero, siempre que aún posea hidrógenos que pueda ceder en disolución acuosa:

$H_2PO_4^-$	+	H_2O	$\rightleftharpoons$	HPO_4^{2-}	+	H_3O^+
Ión dihidrógenofosfato Ácido: cede un protón al agua		Base: capta un protón de dihidrógenofosfato		Ión hidrógenofosfato: base conjugada del $H_2PO_4^-$		Ácido conjugado del agua

c. Verdadero, se trata de sustancias anfóteras. Por ejemplo, la anterior:

Como ácido: $H_2PO_4^- + H_2O \rightleftharpoons HPO_4^{2-} + H_3O^+$

Como base: $H_2PO_4^- + H_2O \rightleftharpoons H_3PO_4 + OH^-$

5 Se prepara 1 L de disolución acuosa de ácido clorhídrico 0,5 M a partir de uno comercial de 35 % en peso y 1,15 g/mL de densidad. Calcule:

a. El volumen de ácido concentrado necesario para preparar la disolución.

b. El volumen de agua que hay que añadir a 20 mL de HCl 0,5 M, para que la disolución pase a ser 0,01 M suponiendo que los volúmenes son aditivos.

a. Con el volumen que se ha de preparar de disolución (2) y la molaridad de la misma, se calculan los moles y los gramos necesarios de HCl que se han de tomar de la disolución concentrada (1):

$$1\ \text{L disolución}_2 \cdot \frac{0{,}5\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L disolución}_2} \cdot \frac{36{,}5\ \text{g HCl}}{1\ \text{mol HCl}} = 18{,}25\ \text{g HCl}$$

Con estos se calcula la masa de la disolución concentrada y con ayuda de la densidad, el volumen de la misma:

$$18{,}25\ \text{g HCl} \cdot \frac{100\ \text{g disolución}_1}{35\ \text{g HCl}} \cdot \frac{1\ \text{mL disolución}_1}{1{,}15\ \text{g disolución}_1} = 43{,}3\ \text{mL disolución}_1$$

b. Se procede de la misma manera:

$$20\ \text{mL disolución}_2 \cdot \frac{0{,}5\ \text{mol HCl}}{1000\ \text{mL disolución}_2} = 0{,}01\ \text{mol HCl}$$

Si llamamos V al volumen de agua que hay que añadir:

$$0{,}01\ \text{M} = \frac{0{,}01\ \text{mol HCl}}{(0{,}02\ \text{L} + \text{V})} \Rightarrow \text{V} = \frac{0{,}01\ \text{mol}}{0{,}01\ \text{M}} - 0{,}02\ \text{L} = 0{,}98\ \text{L de agua}$$

6 El estaño metálico es oxidado por el ácido nítrico produciéndose óxido de estaño (IV), dióxido de nitrógeno y agua.

a. Ajuste las reacciones iónica y molecular del proceso por el método del ión-electrón.

b. Calcula la masa de estaño que reaccionará con 2 L de disolución 2 M de ácido nítrico.

a. El ácido nítrico se reduce a dióxido de nitrógeno: $NO_3^- + 2\ H^+ + 1\ e^- \rightarrow NO_2 + H_2O$

El estaño metálico se oxida a estaño(IV): $Sn \rightarrow Sn^{4+} + 4\ e^-$

Para que el número de electrones intercambiados en cada semirreacción sea el mismo:

$$4 \times (NO_3^- + 2\ H^+ + 1\ e^- \rightarrow NO_2 + H_2O)$$

$$\underline{1 \times (Sn \rightarrow Sn^{4+} + 4\ e^-)}$$

$$4\ NO_3^- + 8\ H^+ + 4\ e^- + Sn \rightarrow 4\ NO_2 + 4\ H_2O + Sn^{4+} + 4\ e^-$$

Trasladando los coeficientes obtenidos a la ecuación molecular:

$$8\ HNO_3 + Sn \rightarrow 4\ NO_2 + 4\ H_2O + Sn(NO_3)_4$$

b. Se calculan los moles de ácido nítrico consumidos con los datos de la disolución y, con ellos, el número de moles de estaño que, después, se pasan a gramos:

$$(2\ \text{L disolución}) \cdot \left(\frac{2\ \text{moles HNO}_3}{1\ \text{L disolución}}\right) \cdot \left(\frac{1\ \text{mol Sn}}{8\ \text{mol HNO}_3}\right) \cdot \left(\frac{119\ \text{gl Sn}}{1\ \text{mol Sn}}\right) = 59{,}5\ \text{g Sn}$$