

# SELECTIVIDAD 2012

## 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, exceptuando los errores de cálculo numérico, un resultado erróneo afectará al 50% del valor del apartado siguiente. De igual forma, si un apartado consta de dos partes, la aplicación en la resolución de la segunda de un resultado erróneo obtenido en la primera afectará en la misma proporción: esta segunda parte se calificará con un máximo de 0'25 puntos.

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 puntuará de 0 a 10, con dos cifras decimales.



1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Ácido fosfórico
- Bromuro de magnesio
- Ácido benzoico
- $K_2SO_3$
- $Be(OH)_2$
- $CH_3CHO$

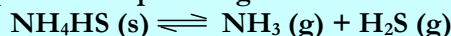
- $H_3PO_4$
- $MgBr_2$
- $C_6H_5-COOH$
- Sulfito de potasio. Trioxosulfato (IV) de potasio.
- Hidróxido de berilio. Dihidróxido de berilio.
- Etanal. Acetaldehído.

2 Para el ión fluoruro ( $Z = 9$ ) del isótopo cuyo número másico es 19:

- Indique el número de protones, electrones y neutrones.
- Escriba su configuración electrónica.
- Indique los valores de los números cuánticos de uno de los electrones externos.

- El número atómico (9) indica el número de protones en el núcleo y el número de electrones si está en estado neutro y el número másico (19) es la suma de protones y neutrones en el núcleo. Por tanto, posee 9 protones, 10 neutrones y 10 electrones al tratarse de un ión mononegativo.
- $1s^2 2s^2 2p^6$ .
- El número cuántico principal es  $n = 2$ ; el secundario es  $l = 1$ ;  $m$  puede valer -1, 0 o 1 y  $s$  puede valer  $\frac{1}{2}$  o  $-\frac{1}{2}$ .

3 Dado el sistema de equilibrio representado por la siguiente ecuación:



Indique, razonadamente, cómo varían las concentraciones de las especies participantes en la reacción en cada uno de los siguientes casos, manteniendo la temperatura y el volumen del reactor constante:

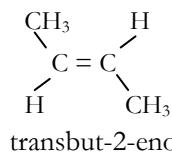
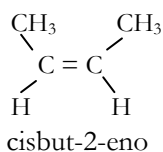
- Se añade una cantidad de  $NH_4HS (s)$ .
- Se añade una cantidad de  $NH_3 (g)$ .
- Se elimina una cantidad de  $H_2S (g)$ .

- Como se trata de una sustancia sólida, al añadir o retirar parte de ella, las concentraciones no variarán y el equilibrio no se desplazará en sentido alguno.
- Si se adiciona  $NH_3$ , según el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplazará de forma que se consuma parte de dicha adición, o sea, a la izquierda, disminuyendo de esta forma la concentración de  $H_2S$  presente en el equilibrio. La de  $NH_4HS$ , al tratarse de una sustancia sólida, siempre será la misma.
- Si se retira  $H_2S$ , ocurrirá lo contrario. Según el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplazará de forma que se recupere dicha eliminación, o sea se desplaza a la derecha y aumentará la concentración de amoníaco.

4 Sean las fórmulas  $CH_3CHClCH_2CH_2OH$  y  $CH_3CH=CHCH_3$ . Indique, razonadamente:

- La que corresponda a dos compuestos que desvían en sentido contrario el plano de polarización de la luz polarizada.
- La que corresponda a dos isómeros geométricos.
- La que corresponda a un compuesto que pueda formar enlaces de hidrógeno.

- Para ello han de ser isómeros ópticos, o sea, han de presentar un carbono asimétrico y éste es el caso del 3º carbono del primer compuesto, del 3-clorobutan-1-ol.
- Para ello ha de presentar doble enlace y tener un sustituyente igual en cada uno de los carbonos del doble enlace y distinto de los otros. O sea, el but-2-eno.



- Ha de ser un compuesto donde el hidrógeno esté unido a un elemento muy electronegativo como es el caso del oxígeno. Por tanto, el alcohol, el 3-clorobutan-1-ol.

- 5 En las condiciones adecuadas el cloruro de amonio sólido se descompone en amoníaco gaseoso y cloruro de hidrógeno gaseoso. Calcule:
- La variación de entalpía de la reacción de descomposición en condiciones estándar.
  - ¿Qué cantidad de calor, se absorberá o se desprenderá en la descomposición del cloruro de amonio contenido en una muestra de 87 g de una riqueza del 79 %?

Datos:  $\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol):  $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s}) = -315,4$ ;  $\text{NH}_3(\text{g}) = -46,3$ ;  $\text{HCl}(\text{g}) = -92,3$ . Masas atómicas. H = 1; N = 1; Cl = 35,5

La reacción correspondiente es:



- a. Por definición, la entalpía de una reacción es:

$$\Delta H_r^\circ = \sum \Delta H_f^\circ \text{Productos} - \sum \Delta H_f^\circ \text{Reactivos}$$

$$\Delta H_r^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^\circ \text{NH}_3(\text{g}) + 1 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^\circ \text{HCl}(\text{g}) - 1 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^\circ \text{NH}_4\text{Cl}(\text{s}) =$$

$$= 1 \text{ mol} \cdot (-46,3 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol} \cdot (-92,3 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ mol} \cdot (-315,4 \text{ kJ/mol}) = 176,8 \text{ kJ}$$

- b. Se pasan los gramos de cloruro de amonio a gramos y como 1 mol requiere absorber 176,8 kJ:

$$87 \text{ g NH}_4\text{Cl impuro} \cdot \frac{79 \text{ g NH}_4\text{Cl}}{100 \text{ g NH}_4\text{Cl impuro}} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{Cl}}{53,5 \text{ g NH}_4\text{Cl}} \cdot \frac{176,8 \text{ kJ}}{1 \text{ mol NH}_4\text{Cl}} = 227,1 \text{ kJ}$$

- 6 Se dispone de ácido perclórico (ácido fuerte) del 65 % de riqueza en peso y de densidad  $1,6 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ . Determine:

- El volumen al que hay que diluir 1,5 mL de este ácido para que el pH resultante sea 1,0.
- El volumen de hidróxido de potasio (base fuerte) 0,2 M que deberá añadirse para neutralizar 50 mL de la disolución anterior, de pH = 1,0.

Datos: Masas atómicas: H 1; Cl 35,5; O 16.

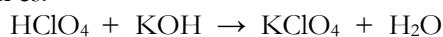
- a. Se calculan los moles de ácido perclórico en los 1,5 mL de disolución:

$$1,5 \text{ mL disolución} \cdot \frac{1,6 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{65 \text{ g HClO}_4}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HClO}_4}{100,5 \text{ g HClO}_4} = 0,015 \text{ mol HClO}_4$$

Si se quiere un pH final de 1, como el ácido es fuerte, la concentración molar de ácido, que será la de hidrógenoiones, ha de ser 0,1. Conociendo esta concentración y los moles de ácido perclórico que hay, se calcula el volumen en el que tienen que estar:

$$V = \frac{0,015 \text{ mol HClO}_4}{0,1 \text{ mol/L}} = 0,15 \text{ L} = 150 \text{ mL}$$

- b. La reacción de neutralización es:



Como 1 mol de  $\text{HClO}_4$  reaccionan con uno de hidróxido:

$$0,050 \text{ L dis. HClO}_4 \cdot \frac{0,1 \text{ mol HClO}_4}{1 \text{ L dis. HClO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol KOH}}{1 \text{ mol HClO}_4} \cdot \frac{1 \text{ L dis. KOH}}{0,2 \text{ mol KOH}} = 0,025 \text{ L dis. KOH}$$

## 1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Nitrato de hierro (III)
- Óxido de litio
- Metanol
- $\text{CaH}_2$
- $\text{HBrO}$
- $\text{CH}_2=\text{CHCH}_2\text{CH}=\text{CH}_2$

- $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
- $\text{Li}_2\text{O}$
- $\text{CH}_3\text{OH}$
- Hidruro de calcio. Dihidruro de calcio.
- Ácido hipobromoso. Oxobromato (I) de hidrógeno.
- Penta-1,4-dieno.

## 2 Calcule:

- Cuántos moles de átomos de oxígeno hay en un mol de etanol.
- La masa de  $2,6 \cdot 10^{20}$  moléculas de  $\text{CO}_2$ .
- El número de átomos de nitrógeno que hay en 0,38 g de  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ .

Masas atómicas: H = 1; C = 12; N = 14; O = 16.

- En cada mol de etanol ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ) hay un mol de átomos de oxígeno, 6 moles de átomos de hidrógeno y 2 moles de átomos de carbono.
- Como 1 mol de  $\text{CO}_2$  pesa 44 g y contiene  $6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{CO}_2$ :

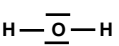
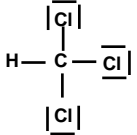
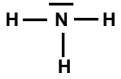
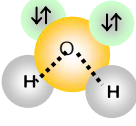
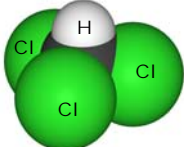
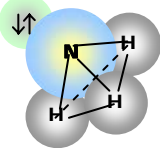
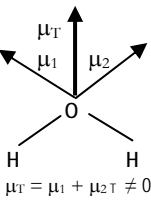
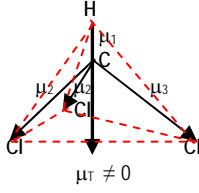
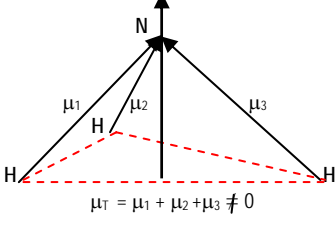
$$2,6 \cdot 10^{20} \text{ moléculas } \text{CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CO}_2}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{CO}_2} \cdot \frac{44 \text{ g } \text{CO}_2}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} = 0,019 \text{ g}$$

- Se calculan los moles y con ellos los átomos de hidrógeno:

$$0,38 \text{ g } \text{NH}_4\text{NO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{NH}_4\text{NO}_2}{64 \text{ g } \text{NH}_4\text{NO}_2} \cdot \frac{2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos N}}{1 \text{ mol } \text{NH}_4\text{NO}_2} = 7,1 \cdot 10^{21} \text{ átomos N}$$

3 Para las moléculas:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CHCl}_3$  y  $\text{NH}_3$ . Indique, justificando la respuesta:

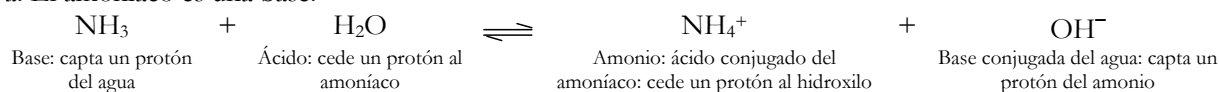
- El número de pares de electrones sin compartir del átomo central.
- La geometría de cada molécula según la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia.
- La polaridad de cada molécula.

	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{CHCl}_3$	$\text{NH}_3$
a.	El oxígeno del agua tiene dos pares de electrones compartidos y otros dos sin compartir: 	El carbono del tricloruro de metilo (cloroformo) tiene cuatro pares compartidos: 	El nitrógeno del amoníaco tiene tres pares de electrones compartidos y uno sin compartir. 
b.	Según la teoría RPECV, alrededor del oxígeno 2 pares de $e^-$ compartidos y 2 sin compartir. Es del tipo $\text{AB}_2\text{E}_2$ y su forma será plana angular. 	Molécula del tipo $\text{AB}_4$ , 4 pares de $e^-$ compartidos, tetraedro irregular. 	Molécula del tipo $\text{AB}_3\text{E}$ , 3 pares de $e^-$ compartidos y 1 sin compartir, pirámide triangular. 
c.	El enlace O-H es polar debido a la diferencia de electronegatividad entre el oxígeno y el hidrógeno. En esta molécula los momentos dipolares se suman originando un dipolo total dirigido hacia el oxígeno 	Los cloros son más electronegativos que el hidrógeno. Habrá un momento bipolar total dirigido hacia los mismos. 	Se suman los tres momentos dipolares que se originan en los tres enlaces por ser más electronegativo el nitrógeno y se origina un dipolo total dirigido hacia el mismo. 

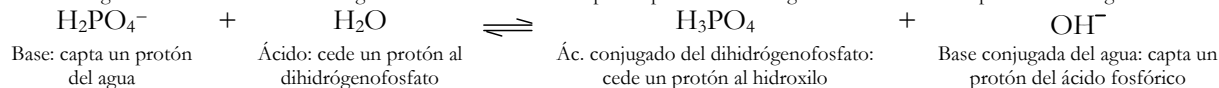
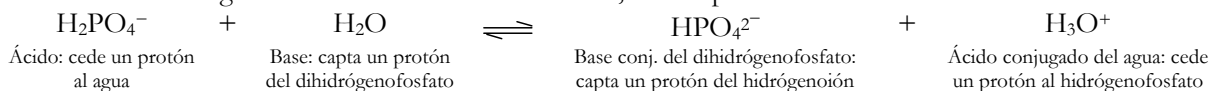
**4 Clasifique según la teoría de Brønsted–Lowry en ácido, base o anfótero, frente al agua, los siguientes especies químicas, escribiendo las reacciones que lo justifiquen:**

- $\text{NH}_3$
- $\text{H}_2\text{PO}_4^-$
- $\text{HCN}$

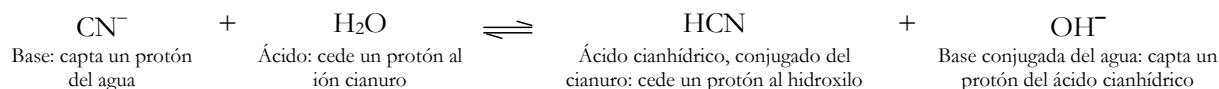
a. El amoníaco es una base:



b. El anión dihidrógenofosfato tiene carácter anfótero, se comporta como ácido o como base:



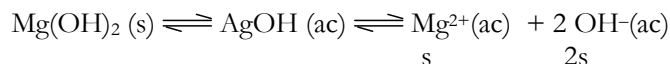
c. El cianuro es una base:



**5 El pH de una disolución saturada de  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  en agua pura, a una cierta temperatura es de 10,38.**

- ¿Cuál es la solubilidad molar del hidróxido de magnesio a esa temperatura? Calcule el producto de solubilidad.
- ¿Cuál es la solubilidad del hidróxido de magnesio en una disolución 0,01M de hidróxido de sodio?

- a. Si el pH de la disolución es 10,38, el pOH será  $14 - 10,38 = 3,62$ , por lo que la concentración de hidroxilos es  $10^{-3,62} = 2,4 \cdot 10^{-4}$ . Como la concentración de hidroxilos es el doble que la del ión  $\text{Mg}^{2+}$ , según la reacción de equilibrio:



La solubilidad, s, será:  $2,4 \cdot 10^{-4} / 2 = 1,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

Y el producto de solubilidad será:

$$K_s = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = 1,2 \cdot 10^{-4} \cdot (2,4 \cdot 10^{-4})^2 = 6,9 \cdot 10^{-12}$$

- b. Se puede considerar que la concentración total de hidroxilos es la proveniente del hidróxido de sodio ya que éste se encuentra completamente disociado. Por tanto, la solubilidad en este caso será:

$$[\text{Mg}^{2+}] = \frac{K_s}{[\text{OH}^-]^2} = \frac{6,9 \cdot 10^{-12}}{(0,01 \text{ mol/L})^2} = 6,9 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

**6 Una celda electrolítica contiene un litro de una disolución de sulfato de cobre (II). Se hace pasar una corriente de 2 A durante dos horas depositándose todo el cobre que había. Calcule:**

- La cantidad de cobre depositado.
- La concentración de la disolución de sulfato de cobre inicial.

**Datos:  $F=96.500 \text{ C}$ . Masas atómicas.  $\text{Cu} = 63,5$ .**

- a. Con la intensidad de corriente y el tiempo se calcula la carga que ha circulado por la disolución y aplicando la 2ª ley de Faraday se calculan los equivalentes-gramos de cobre depositados. Con ellos y, teniendo en cuenta que el cobre transfiere 2 electrones, se calculan los gramos de cobre.

$$Q = I \cdot t = 2 \text{ A} \cdot 7.200 \text{ s} = 14.400 \text{ C}$$

$$14.400 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ eq-g Cu}}{96.500 \text{ C}} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{2 \text{ eq-g Cu}} = 4,74 \text{ g Cu}$$

- b. Este cobre era el que estaba disuelto en el litro de la disolución. Por tanto:

$$[\text{Cu}^{2+}] = [\text{CuSO}_4] = \frac{4,74 \text{ g Cu}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,5 \text{ g Cu}} = 0,074 \text{ M}$$

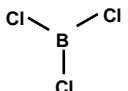
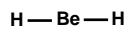
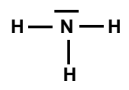
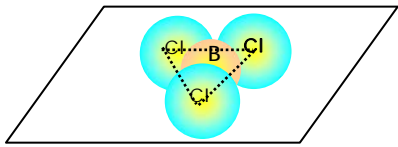
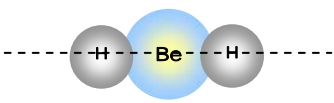
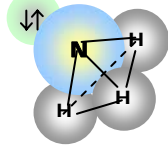
## 1 Formula o nombra los compuestos siguientes:

- Ácido clórico
- Seleniuro de hidrógeno
- Propanal
- $\text{SiCl}_4$
- $\text{NaHCO}_3$
- $\text{CH}_3\text{OCH}_3$

- $\text{HClO}_3$
- $\text{H}_2\text{Se}$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$
- Tetracloruro de silicio.
- Hidrógenocarbonato de sodio. Hidrógenotrioxocarbonato (IV) de sodio.
- Dimetiléter. Metoximetano.

## 2 Para las moléculas de tricloruro de boro, dihidruro de berilio y amoníaco, indique:

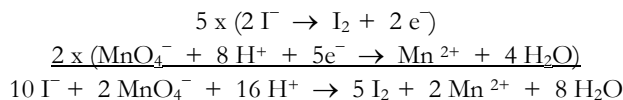
- El número de pares de electrones sin compartir en cada átomo.
- La geometría de cada molécula utilizando la teoría de RPECV.
- La hibridación del átomo central.

<p>a. El boro tiene tres pares de electrones compartidos.</p>	$\text{BCl}_3$ 	<p>a. El berilio tiene dos pares de electrones compartidos</p>	$\text{BeH}_2$ 	<p>a. El nitrógeno tiene tres pares de electrones compartidos y uno sin compartir.</p>	$\text{NH}_3$ 
<p>b. Es una molécula del tipo <math>\text{AB}_3</math>, (tres pares de electrones compartidos), tendrá forma triangular equilátera.</p>		<p>b. Molécula del tipo <math>\text{AB}_2</math>, dos pares de <math>e^-</math> compartidos, tendrá forma lineal.</p>		<p>b. Molécula del tipo <math>\text{AB}_3\text{E}</math>, 3 pares de <math>e^-</math> compartidos y 1 sin compartir, pirámide triangular.</p>	
<p>c. Tres pares de electrones (tres <math>e^-</math> del boro y tres <math>e^-</math> de los átomos de flúor) precisan tres orbitales alrededor del boro. Será hibridación <math>\text{sp}^2</math>.</p>		<p>c. Dos pares de electrones (dos <math>e^-</math> del berilio y dos <math>e^-</math> de los hidrógenos) precisan dos orbitales alrededor del boro. Será hibridación <math>\text{sp}</math>.</p>		<p>c. Cuatro pares de <math>e^-</math> (cinco <math>e^-</math> del nitrógeno y tres de los hidrógenos) precisan cuatro orbitales híbridos en el nitrógeno. Será <math>\text{sp}^3</math>.</p>	

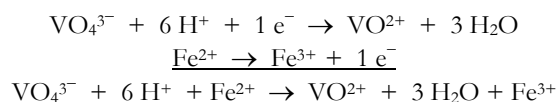
## 3 Ajuste las siguientes ecuaciones iónicas, en medio ácido, por el método del ión-electrón:

- $\text{MnO}_4^- + \text{I}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{I}_2$
- $\text{VO}_4^{3-} + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{VO}^{2+} + \text{Fe}^{3+}$
- $\text{Cl}_2 + \text{I}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{I}_2$

- a. El ión permanganato se reduce a ión Mn(II):  $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$   
 El ión yoduro se oxida a yodo:  $2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2e^-$   
 Para que el número de electrones intercambiados en cada semirreacción sea el mismo:



- b. El ión vanadato se reduce a ión vanadilo (III):  $\text{VO}_4^{3-} + 6 \text{H}^+ + 1e^- \rightarrow \text{VO}^{2+} + 3 \text{H}_2\text{O}$   
 El ión  $\text{Fe}^{2+}$  se oxida  $\text{Fe}^{3+}$ :  $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 1e^-$

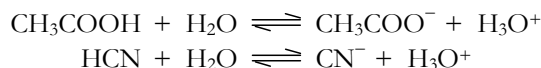


- c. El cloro se reduce a ión cloruro:  $\text{Cl}_2 + 2e^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-$   
 El ión yoduro se oxida a yodo:  $2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2e^-$   
 Sumando ambas semirreacciones:  $\text{Cl}_2 + 2 \text{I}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^- + \text{I}_2$

4 Las constantes de acidez del  $\text{CH}_3\text{COOH}$  y del  $\text{HCN}$  son  $1,8 \cdot 10^{-5}$  y  $4,93 \cdot 10^{-10}$  respectivamente.

- Escribe la reacción de disociación de ambos ácidos en agua y las expresiones de la constante de acidez.
- Justifique cuál de ellos es el ácido más débil.
- Escribe la reacción química de acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry y justifica el carácter básico del cianuro de sodio.

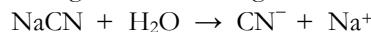
a. Las reacciones son:



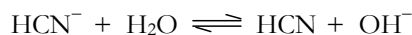
Y sus constantes de disociación respectivas son:

$$K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad K_{\text{HCN}} = \frac{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCN}]}$$

- b. La fortaleza depende de la extensión de la disociación y ésta es mayor cuanto mayor es el valor de la constante de acidez, por tanto, es más débil el ácido cianhídrico.  
 c. Cuando el cianuro de sodio se disuelve en agua, se disocia según:

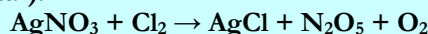


El  $\text{Na}^+$  proviene del hidróxido de sodio que es una base fuerte y se encuentra totalmente disociada por lo que no reaccionará con el agua. Pero el ión cianuro reacciona de la forma:



En esta reacción se generan hidroxilos y la disolución tendrá carácter básico.

## 5 Dada la reacción química (sin ajustar):



Calcule:

- a. Los moles de  $\text{N}_2\text{O}_5$  que se obtienen a partir de 20 g de  $\text{AgNO}_3$ , con exceso de  $\text{Cl}_2$ .  
 b. El volumen de oxígeno obtenido, medido a 20 °C y 620 mm de Hg.

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Masas atómicas:  $\text{N} = 14$ ;  $\text{O} = 16$ ;  $\text{Ag} = 108$ .

a. Se ajusta la reacción:



Con la masa de nitrato de plata se calculan los moles de la misma y con éstos se calculan los de  $\text{N}_2\text{O}_5$ :

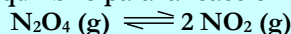
$$20 \text{ g AgNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{170 \text{ g AgNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2\text{O}_5}{2 \text{ mol AgNO}_3} = 0,059 \text{ mol N}_2\text{O}_5$$

b. A partir de los moles de nitrato se calculan los de oxígeno y, con éstos, el volumen de mismo mediante la ecuación de gases ideales:

$$20 \text{ g AgNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{170 \text{ g AgNO}_3} \cdot \frac{0,5 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol AgNO}_3} = 0,029 \text{ mol O}_2$$

$$V = \frac{0,029 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol} \cdot 293 \text{ K}}{0,816 \text{ atm}} = 0,85 \text{ L O}_2$$

## 6 A la temperatura de 60 °C la constante de equilibrio para la reacción de disociación:



$K_p = 2,49$ . Determine:

- a. El valor de  $K_c$ .  
 b. El grado de disociación del citado compuesto a la misma temperatura cuando la presión del recipiente es de 1 atm.

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

a. Se puede calcular  $K_c$  a partir de  $K_p$  según la relación:  $K_c = K_p (RT)^{-\Delta n}$  donde  $\Delta n$  es la diferencia de número de moles de sustancia gaseosas entre productos y reactivos, que en este caso es  $2 - 1 = 1$ .

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 2,49 \text{ atm} \cdot (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol} \cdot 333 \text{ K})^{-1} = 0,091 \text{ mol/L}$$

b. Se puede construir una tabla en función del grado de disociación,  $\alpha$ , y los moles iniciales:

	$\text{N}_2\text{O}_4$	$\text{NO}_2$	Totales
Reaccionan	n	-	$n\alpha$
Moles en equilibrio	$n(1-\alpha)$	$2 \cdot n\alpha$	$n(1+\alpha)$

Expresando la constante  $K_p$  en función del grado de disociación:

$$K_p = \frac{P_{\text{NO}_2}^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}} = \frac{x_{\text{NO}_2}^2 \cdot P^2}{x_{\text{N}_2\text{O}_4} \cdot P} = \frac{\left( \frac{2n\alpha}{n(1+\alpha)} \cdot P \right)^2}{\frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} P} = \frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2} \cdot P$$

Como la temperatura no cambia, el valor de la constante de equilibrio seguirá siendo el mismo, por lo que, conocida la presión y el valor de la constante, podemos despejar el grado de disociación:

$$K_p = \frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2} \cdot P \Rightarrow 2,49 \text{ atm} = \frac{4 \cdot \alpha^2}{1-\alpha^2} \cdot 1 \text{ atm} \Rightarrow \alpha = 0,62$$



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

- Fosfato de hierro (III)
- Hidruro de berilio
- Nitrobenceno
- CO
- CuBr<sub>2</sub>
- CH<sub>3</sub>NH<sub>2</sub>

- FePO<sub>4</sub>
- BeH<sub>2</sub>
- C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>-NO<sub>2</sub>
- Monóxido de carbono
- Bromuro de cobre (II). Dibromuro de cobre.
- Metilamina. Metanamina.

**2 Escriba la configuración electrónica correspondiente al estado fundamental de:**

- El gas noble del tercer periodo.
- El elemento del cuarto periodo con mayor radio atómico.
- El elemento del grupo 15 con mayor electronegatividad.

- Se trata del argón (Z = 18). Su configuración electrónica es:  
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .
- El mayor radio atómico de cualquier período corresponde siempre al metal alcalino. En este caso es el potasio (Z = 19). Su configuración electrónica es:  
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ .
- La electronegatividad en un grupo crece a medida que subimos en él ya que el átomo es de menor radio y puede atraer los electrones de los enlaces covalentes que forme con más intensidad que otro de mayor radio. En el grupo 15, el elemento de menor radio atómico y, por tanto, de mayor electronegatividad es el nitrógeno (Z = 7). Su configuración electrónica es:  
 $1s^2 2s^2 2p^3$ .

**3 Indique razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:**

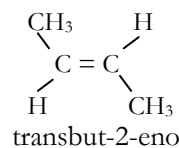
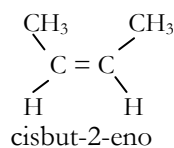
- Toda reacción exotérmica es espontánea.
- En toda reacción química espontánea la variación de entropía es positiva.
- En el cambio de estado H<sub>2</sub>O (l) → H<sub>2</sub>O (g) se produce un aumento de entropía.

- Falso. Puede ser espontánea, pero no necesariamente. Si una reacción exotérmica transcurre con aumento del orden o, lo que es lo mismo, con 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.
- Falso. Puede suceder que una reacción exotérmica transcurra con aumento del orden ( $\Delta S < 0$ ) y que  $|\Delta H| > |T\Delta S|$ . Entonces será espontánea aunque  $\Delta S < 0$ .
- Verdadero. Se produce un aumento del desorden molecular al pasar de estado líquido a gaseoso y ello conlleva un aumento de la entropía.

**4 Dados los siguientes compuestos: CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>CH=CH<sub>2</sub>; CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>CHO; CH<sub>3</sub>OCH<sub>3</sub>; CH<sub>3</sub>CH=CHCH<sub>3</sub>; CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH; CH<sub>3</sub>COCH<sub>3</sub>. Indique:**

- Los que son isómeros de posición.
- Los que presentan isomería geométrica.
- Los que son isómeros de función.

- El primero y el cuarto: but-1-eno y but-2-eno.
- Para ello ha de presentar doble enlace y tener un sustituyente igual en cada uno de los carbonos del doble enlace y distinto de los otros. O sea, el but-2-eno.



- El segundo respecto al sexto: se trata de un aldehído (propanal) y una cetona (propanona) y el tercero respecto al quinto: se trata de un éter (dimetiléter) y un alcohol (etanol).

5 Se preparan 25 mL de una disolución 2,5 M de  $\text{FeSO}_4$ .

- Calcule cuántos gramos de sulfato de hierro (II) se utilizarán para preparar la disolución.
- Si la disolución anterior se diluye hasta un volumen de 450 mL ¿Cuál será la molaridad de la disolución?

Masas atómicas: O = 16; S = 32; Fe = 56.

- Con el volumen de disolución y la molaridad se calculan los moles de sulfato de hierro (II) y se pasan a gramos:

$$0,025 \text{ L disolución} \cdot \frac{2,5 \text{ mol FeSO}_4}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{152 \text{ g FeSO}_4}{1 \text{ mol FeSO}_4} = 9,5 \text{ g FeSO}_4$$

- La molaridad será tantas veces menor como veces se hace mayor el volumen:

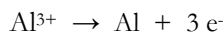
$$M = \frac{0,025 \text{ L disolución} \cdot \frac{2,5 \text{ mol FeSO}_4}{1 \text{ L disolución}}}{0,45 \text{ L disolución}} = 0,139 \text{ M}$$

6 Una corriente de 8 A atraviesa durante dos horas dos celdas electrolíticas conectadas en serie que contienen sulfato de aluminio la primera y un sulfato de cobre la segunda.

- Calcule la cantidad de aluminio depositada en la primera celda.
- Sabiendo que en la segunda celda se han depositado 18,95 g de cobre, calcule el estado de oxidación en que se encontraba el cobre.

Datos: F = 96.500 C. Masas atómicas: Al = 27; Cu = 63,5.

- Con la intensidad de corriente y el tiempo se calcula la carga que ha circulado por la disolución y aplicando la 2ª ley de Faraday se calculan los equivalentes-gramos de aluminio depositados. Con ellos y, teniendo en cuenta que el aluminio transfiere 3 electrones en su reducción:



se calcula la masa de aluminio.

$$Q = I \cdot t = 8 \text{ A} \cdot 7.200 \text{ s} = 57.600 \text{ C}$$

$$57.600 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ eq-g Al}}{96.500 \text{ C}} \cdot \frac{27 \text{ g Al}}{3 \text{ eq-g Al}} = 5,37 \text{ g Al}$$

- Como los equivalentes depositados serán los mismos que en el caso del aluminio, 18,95 g de cobre corresponden a 0,6 equivalentes-gramo de cobre. Operando de la misma forma:

$$57.600 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ eq-g Cu}}{96.500 \text{ C}} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{n \text{ eq-g Cu}} = 18,95 \text{ g Cu} \Rightarrow n = 2$$

El estado de oxidación del cobre es, por tanto, 2.

**1** Formula o nombra los compuestos siguientes:

- Hidróxido de estaño (IV)
- Perclorato de sodio
- Propino
- $K_2O_2$
- $(NH_4)_2S$
- $CH_3COOCH_3$

- $Sn(OH)_4$
- $NaClO_4$
- $CH_3-C\equiv CH$
- Peróxido de potasio. Dióxido de dipotasio.
- Sulfuro de amonio. Sulfuro de diamonio.
- Acetato de metilo. Etanato de metilo.

**2** Indique razonadamente:

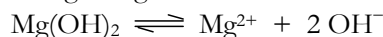
- La posición en el sistema periódico y el estado de oxidación más probable de un elemento cuyos electrones de mayor energía poseen la configuración  $3s^2$ .
- Si un elemento de configuración electrónica de su capa de valencia  $4s^2p^5$  es un metal o no metal.
- Por qué en los halógenos la energía de ionización disminuye a medida que aumenta el número atómico del elemento.

- Se trata del magnesio. Tenderá a perder 2 electrones para conseguir configuración de gas noble y el ión más probable será, por tanto,  $Mg^{2+}$ .
- Sólo le falta un electrón para adquirir configuración de gas noble. Es, por tanto, un halógeno (grupos 17). Es un no metal. Concretamente se trata del bromo.
- La energía de ionización (energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo en estado fundamental) depende fundamentalmente del radio atómico y de la estructura. Todos poseen la misma estructura electrónica externa, por lo que sólo dependerá del radio atómico. Según el radio atómico, será bastante más difícil arrancar un electrón cuanto menor sea éste por estar más atraído por el núcleo. Esta es la razón por la que decrece a medida que descendemos en el grupo. Concretamente la 1ª E.I. del F, Cl, Br e I es respectivamente: 1.651, 1.251, 1.140 y 1.008 kJ/mol.

**3** A 25 °C la constante del equilibrio de solubilidad del  $Mg(OH)_2$  sólido es,  $K_s = 3,4 \cdot 10^{-11}$ .

- Establezca la relación que existe entre la constante  $K_s$  y la solubilidad (s) del  $Mg(OH)_2$ .
- Explique, razonadamente, cómo se podría disolver, a 25 °C y mediante procedimientos químicos un precipitado de  $Mg(OH)_2$ .
- ¿Qué efecto tendría sobre la solubilidad del  $Mg(OH)_2$  a 25 °C la adición de cloruro de magnesio? Razone la respuesta.

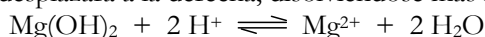
El hidróxido de magnesio se disocia en agua según:



- Llamando s a la solubilidad del  $Mg(OH)_2$  en agua, en equilibrio las concentraciones de  $Mg^{2+}$  e hidroxilos son respectivamente: s y 2s, por lo que el producto de solubilidad se relaciona con la solubilidad según:

$$K_s = [Mg^{2+}] \cdot [OH^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

- Añadiendo ácido, los hidrógenoiones de éste reaccionan con los hidroxilos del hidróxido formando agua y el equilibrio de arriba se desplazará a la derecha, disolviéndose más hidróxido.



- Al añadir  $MgCl_2$  aumenta la concentración de  $Mg^{2+}$  y el equilibrio, según el Principio de Le Chatelier, se desplazará hacia la izquierda, disminuyendo de esta forma la solubilidad del hidróxido de magnesio y aumentando la cantidad de precipitado.

**4** Un litro de  $CO_2$  se encuentra en condiciones normales. Calcule:

- El número de moles que contiene.
- El número de moléculas de  $CO_2$  presentes.
- La masa en gramos de una molécula de  $CO_2$ .

Masas atómicas: C = 12; O = 16.

- a. Como 1 mol de CO<sub>2</sub> en condiciones normales ocupa 22,4 L:

$$1 \text{ L CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{22,4 \text{ L CO}_2} = 0,045 \text{ moles CO}_2$$

- b. Puesto que en un mol hay 6,023·10<sup>23</sup> átomos:

$$0,045 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 2,71 \cdot 10^{22} \text{ moléculas CO}_2$$

- c. En un mol hay 6,023·10<sup>23</sup> y su masa es 44 g:

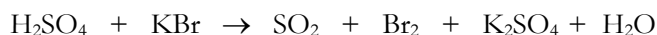
$$\frac{44 \text{ g CO}_2}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2} = 7,30 \cdot 10^{-23} \text{ g/molécula}$$

**5 El ácido sulfúrico concentrado reacciona con el bromuro de potasio para dar bromo, dióxido de azufre, sulfato de potasio y agua.**

- a. Escriba y ajuste la ecuación molecular por el método del ión-electrón.  
 b. Calcule los gramos de bromo que se producirán cuando se traten 50 g de bromuro de potasio con exceso de ácido sulfúrico.

Masas atómicas: K = 39; Br = 80.

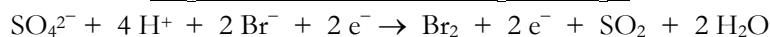
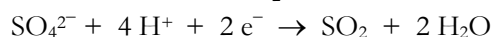
- a. La reacción del problema es:



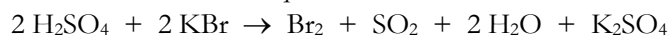
En ella se oxida el ión bromuro hasta bromo molecular:  $2 \text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2 \text{e}^-$

y se reduce el ión sulfato hasta dióxido de azufre:  $\text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

Como el número de electrones intercambiados en ambas semirreacciones es el mismo, se suman y queda:



Se simplifica y se trasladan los coeficientes estequiométricos a la reacción molecular:



- b. Con la masa de bromuro de potasio empleada se calcula la masa de bromo que se obtendrá:

$$50 \text{ g KBr} \cdot \frac{1 \text{ mol KBr}}{119 \text{ g Br}} \cdot \frac{1 \text{ mol Br}_2}{2 \text{ mol KBr}} \cdot \frac{160 \text{ g Br}_2}{1 \text{ mol Br}_2} = 33,6 \text{ g Br}_2$$

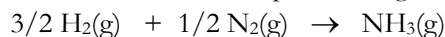
**6 a. Calcule la variación de entalpía de formación del amoníaco, a partir de los siguientes datos de energías de enlace: E (H-H) = 436 kJ/mol; E (N-H) = 389 kJ/mol; E (N≡N) = 945 kJ/mol.  
 b. Calcule la variación de energía interna en la formación del amoníaco a la temperatura de 25 °C.**

Dato: R = 8,31 J·K<sup>-1</sup>·mol<sup>-1</sup>.

- a. Para una reacción entre sustancias covalentes, se puede definir la entalpía de reacción de la forma:

$$\Delta H_r^0 = \Sigma(\text{Energía de enlaces rotos}) - \Sigma(\text{Energía de enlaces formados})$$

Para la reacción de formación del amoníaco, la entalpía será, según la fórmula anterior:



$$\Delta H_r^0 = 3/2 \cdot E_{\text{H-H}} + 1/2 \cdot E_{\text{N}\equiv\text{N}} - 3 \cdot E_{\text{H-N}} =$$

$$= 3/2 \text{ mol} \cdot 436 \text{ kJ/mol} + 1/2 \text{ mol} \cdot 945 \text{ kJ/mol} - 3 \text{ mol} \cdot 389 \text{ kJ/mol} = -40,5 \text{ kJ}$$

- b. La relación entre la energía interna y la entalpía viene dada por la ecuación:

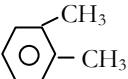
$$\Delta H = \Delta U + \Delta nRT$$

donde Δn es la variación del número de moles de sustancias gaseosas que intervienen en la reacción. Sin más que despejar y sustituir:

$$\Delta U = \Delta H - \Delta nRT = -40,5 \text{ kJ} - (-1 \text{ mol}) \cdot 8,31 \cdot 10^{-3} \text{ kJ K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K} = -38,0 \text{ kJ}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

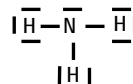
- Hidruro de magnesio
- Ácido nítrico
- 1,2-Dimetilbenceno
- $\text{Na}_2\text{CrO}_4$
- $\text{CsCl}$
- $\text{HOCH}_2\text{CHO}$

- $\text{MgH}_2$
- $\text{HNO}_3$
- 
- Cromato de sodio. Tetraoxocromato (VI) de sodio.
- Cloruro de cesio.
- Hidroxietanal.

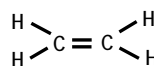
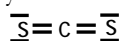
2 Dadas las siguientes moléculas:  $\text{F}_2$ ;  $\text{CS}_2$ ;  $\text{C}_2\text{H}_4$ ;  $\text{C}_2\text{H}_2$ ;  $\text{N}_2$ ;  $\text{NH}_3$ , justifique mediante la estructura de Lewis en qué moléculas:

- Todos los enlaces son simples.
- Existe algún enlace doble.
- Existe algún enlace triple.

a. Sólo en el flúor y el amoníaco. Se puede justificar mediante las estructuras de Lewis:



b. En el sulfuro de carbono y en el eteno.



c. En el etino y en el nitrógeno:

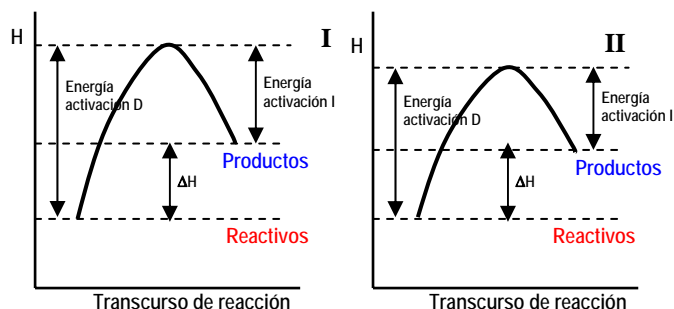


3 En una reacción endotérmica:

- Dibuja el diagrama entálpico de la reacción.
- ¿Cuál es mayor, la energía de activación directa o la inversa?
- ¿Cómo afectará al diagrama anterior la adición de un catalizador?

En la gráfica I se aprecia como la energía de activación de la reacción directa es mayor que la de la inversa ya que, al ser endotérmica, el contenido entálpico de los reactivos es menor que el de los productos.

La presencia de un catalizador hará que aumente la velocidad de reacción porque rebaja la energía de activación. Le corresponde la gráfica II.



4 Dados los siguientes compuestos:  $\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2$  y  $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3$ , elija el más adecuado para cada caso (justifique la respuesta):

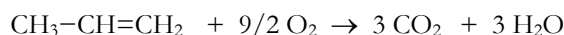
- El compuesto reacciona con  $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2\text{SO}_4$  para dar otro compuesto que presenta isomería óptica.
- La combustión de 2 moles de compuesto produce 6 moles de  $\text{CO}_2$ .
- El compuesto reacciona con  $\text{HBr}$  para dar un compuesto que no presenta isomería óptica.

a. El compuesto que se hidrata dando lugar a un compuesto con un carbono asimétrico el but-2-eno, para formar el butan-2-ol según la reacción:



Este compuesto posee isomería óptica al tener un centro asimétrico en el carbono del grupo alcohol.

b. Si dos moles del compuesto producen seis de dióxido de carbono es porque el compuesto ha de presentar tres carbonos, o sea, el propeno:



c. Lo contrario a lo que sucede en el apartado a. Será el propeno, según la reacción, regida por la regla de Markovnikov:



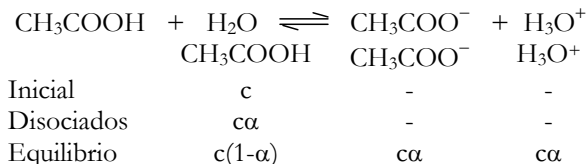
Este compuesto no tiene carbonos asimétricos y, por tanto, no posee isomería óptica.

5 Se dispone de una disolución acuosa de ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) de  $\text{pH} = 3$ .

- Calcule la concentración del ácido acético en la citada disolución.
- ¿Cuántos mililitros de ácido clorhídrico 0,1 M habría que tomar para preparar 100 mL de una disolución con el mismo pH que la disolución anterior de ácido acético?

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

- Con el valor de la constante y el de la concentración de hidrogenoiones, podemos calcular el valor de la concentración inicial.



Si el  $\text{pH} = 3$ , la concentración de hidrogenoiones es:  $10^{-3} = c\alpha$ ,

$$K_a = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha} \approx c\alpha^2 = c \cdot c\alpha = c \cdot 10^{-3} = 1,8 \cdot 10^{-5} \Rightarrow c = 0,018$$

- Como el pH es 3, la concentración en la disolución del HCl, al estar totalmente disociado, ha de ser 0,001. Si se preparan 100 mL, el número de moles será:

$$0,001 \text{ mol/L} \cdot 0,1 \text{ L} = 10^{-4} \text{ mol HCl}$$

Como estos moles se han de tomar de una disolución 0,1 M, habrá que tomar de la misma:

$$V = \frac{10^{-4} \text{ mol}}{0,1 \text{ mol/L}} = 10^{-3} \text{ mL} = 1 \text{ mL}$$

6 En un recipiente que tiene una capacidad de 4 L, se introducen 5 moles de  $\text{COBr}_2$  (g) y se calienta hasta una temperatura de 350 K. Si la constante de disociación del  $\text{COBr}_2$  (g) para dar  $\text{CO}$  (g) y  $\text{Br}_2$  (g) es  $K_c = 0,190$ . Determine:

- El grado de disociación y la concentración de las especies en equilibrio.
- A continuación, a la misma temperatura, se añaden 4 moles de  $\text{CO}$  al sistema. Determine la nueva concentración de todas las especies una vez alcanzado el equilibrio.

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

	$\text{COBr}_2$ (g)	$\rightleftharpoons$	$\text{CO}$ (g)	+	$\text{Br}_2$ (g)
Concentración inicial (mol/L)	1,25		-		-
Concentración disociada (mol/L)	x		-		-
Concentración en equilibrio (mol/L)	1,25 - x		x		x

Sustituyendo estos valores en la expresión de  $K_c$ :

$$K_c = \frac{[\text{CO}][\text{Br}_2]}{[\text{COBr}_2]} = 0,190 = \frac{[x]^2}{1,25-x} \Rightarrow x = 0,4 \text{ mol/L}$$

Las concentraciones de cada especie en equilibrio son:

$$[\text{COBr}_2] = (1,25 - 0,40) \text{ mol/L} = 0,85 \text{ mol/L}; \quad [\text{CO}] = [\text{Br}_2] = 0,40 \text{ mol/L}$$

Y el grado de disociación (porcentaje de moles disociados) es:

$$\alpha = \frac{\text{moles disociados}}{\text{moles iniciales}} \cdot 100 = \frac{0,40 \text{ mol}}{1,25 \text{ mol}} \cdot 100 = 32 \%$$

- Si se añade  $\text{CO}$  al sistema, éste reaccionará, según el Principio de Le Chatelier, formando más  $\text{COBr}_2$ , o sea, se desplaza a la izquierda, por lo que se plantea la situación de la forma:

	$\text{COBr}_2$ (g)	$\rightleftharpoons$	$\text{CO}$ (g)	+	$\text{Br}_2$ (g)
Concentración inicial (mol/L)	0,85		0,40 + 1,00		0,40
Concentración disociada (mol/L)	-		x		x
Concentración en equilibrio (mol/L)	0,85 + x		1,40 - x		0,40 - x

Como la temperatura no cambia,  $K_c$  seguirá siendo el mismo valor, por lo que:

$$K_c = 0,190 = \frac{(1,40 - x) \cdot (0,40 - x)}{0,85 + x} \Rightarrow x = 0,22 \text{ mol/L}$$

Las nuevas concentraciones de cada especie en equilibrio son:

$$[\text{COBr}_2] = 1,07 \text{ mol/L}; \quad [\text{CO}] = 1,18 \text{ mol/L}; \quad [\text{Br}_2] = 0,18 \text{ mol/L}$$

## 1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Peróxido de estroncio
- Nitrato de hierro (II)
- Dietilamina
- H<sub>2</sub>S
- Cr(OH)<sub>3</sub>
- CH<sub>3</sub>COCH<sub>3</sub>

- SrO<sub>2</sub>
- Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>
- CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-NH-CH<sub>2</sub>-CH<sub>3</sub>
- Sulfuro de hidrógeno.
- Trihidróxido de cromo. Hidróxido de cromo (III)
- Propanona. Acetona.

## 2 Dados los elementos A, B y C de números atómicos 9, 12 y 14, respectivamente, indique de forma razonada:

- La configuración electrónica de cada uno de ellos.
- Grupo y periodo que ocupan en la tabla periódica.
- El orden creciente de electronegatividad.

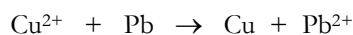
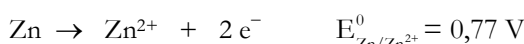
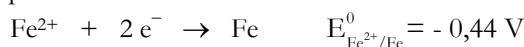
- A: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>5</sup>. B: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup>. C: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>2</sup>.
- A: Segundo período y grupo 17 (es el flúor). B: Tercer período y grupo 2 (es el magnesio). C: Tercer período y grupo 14 (es el silicio).
- La electronegatividad es la tendencia de un elemento para atraer hacia sí los electrones que le rodean formando enlace covalente. Esta propiedad es inversa al radio atómico. El más electronegativo es el de menor tamaño ya que el núcleo se encuentra más cerca de dichos electrones y los atraerá con más fuerza. Como el orden de los radios atómicos es r<sub>F</sub> (0,64 Å) < r<sub>Si</sub> (1,17 Å) < r<sub>Mg</sub> (1,60 Å), el orden creciente de las electronegatividades será ε<sub>Mg</sub> (1,2) < ε<sub>Si</sub> (1,8) < ε<sub>F</sub> (4).

## 3 Considerando condiciones estándar a 25 °C, justifique cuáles de las siguientes reacciones tienen lugar espontáneamente y cuáles sólo pueden llevarse a cabo por electrólisis:

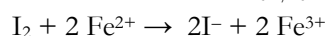
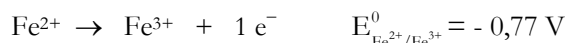
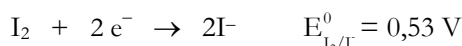
- Fe<sup>2+</sup> + Zn → Fe + Zn<sup>2+</sup>.
- I<sub>2</sub> + 2 Fe<sup>2+</sup> → 2I<sup>-</sup> + 2 Fe<sup>3+</sup>.
- Fe + 2 Cr<sup>3+</sup> → Fe<sup>2+</sup> + 2 Cr<sup>2+</sup>.

Datos: ε°(Fe<sup>2+</sup>/Fe) = - 0,44 V; ε°(Zn<sup>2+</sup>/Zn) = - 0,77 V; ε°(Fe<sup>3+</sup>/Fe<sup>2+</sup>) = 0,77 V; ε°(Cr<sup>3+</sup>/Cr<sup>2+</sup>) = - 0,42V; ε°(I<sub>2</sub>/I<sup>-</sup>) = 0,53 V.

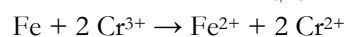
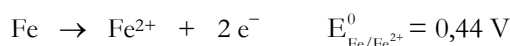
Para que una reacción química sea espontánea, su variación de la energía libre de Gibbs ha de ser negativa, y ésta está relacionada con el potencial de la pila según la ecuación: ΔG<sup>0</sup> = - nFE<sup>0</sup>. O sea, que si el potencial de la pila es positivo, la reacción es espontánea.



$$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{reducción}}^0 + E_{\text{oxidación}}^0 = E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 + E_{\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}}^0 = 0,44 \text{ V} + 0,77 \text{ V} = 0,33 \text{ V} > 0 \Rightarrow \text{Espontáneo}$$



$$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{reducción}}^0 + E_{\text{oxidación}}^0 = E_{\text{I}_2/\text{I}^{-}}^0 + E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}}^0 = 0,53 \text{ V} + (-0,77 \text{ V}) = -0,24 \text{ V} < 0 \Rightarrow \text{No espontáneo}$$



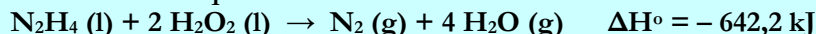
$$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{reducción}}^0 + E_{\text{oxidación}}^0 = E_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}}^0 + E_{\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}}^0 = -0,42 \text{ V} + 0,44 \text{ V} = 0,02 \text{ V} > 0 \Rightarrow \text{Espontáneo}$$

**4** Escriba la fórmula desarrollada de:

- Dos compuestos que tengan la misma fórmula empírica.
- Un alqueno que no presente isomería geométrica.
- Un alcohol que presente isomería óptica.

- Se pueden elegir tan fácil como uno quiera (acetileno y benceno, por ejemplo, cuya fórmula empírica es CH) o más complejos: ácido butanoico (CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-COOH) y 3-hidroxibutanal (CH<sub>3</sub>-CHOH-CH<sub>2</sub>-CHO). A los dos le corresponde la misma fórmula empírica: C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O.
- O sea, que posea un doble enlace, pero que no tenga carbonos asimétricos. El más simple es el eteno. CH<sub>2</sub>=CH<sub>2</sub>.
- Es decir, que presente el grupo hidroxilo y tenga un carbono asimétrico, por ejemplo, el butan-2-ol: CH<sub>3</sub>-CHOH-CH<sub>2</sub>-CH<sub>3</sub>.

**5** La reacción de la hidracina, N<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, con el peróxido de hidrógeno se usa en la propulsión de cohetes, según la siguiente ecuación termoquímica:



- Calcula la entalpía de formación estándar de la hidracina.
- Calcula el volumen en litros de los gases formados al reaccionar 320 g de hidracina con la cantidad adecuada de peróxido de hidrógeno a 600 °C y 650 mm de Hg.

Datos: Masas atómicas: H = 1; N = 14;  $\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}_2(\text{l})] = -187,8 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{g})] = -241,8 \text{ kJ/mol}$ . R = 0,082 atm·L·K<sup>-1</sup>·mol<sup>-1</sup>.

- Como la entalpía de cualquier reacción, por definición, es:

$$\begin{aligned} \Delta H_r^\circ &= \Sigma(\Delta H_f^\circ \text{Productos}) - \Sigma(\Delta H_f^\circ \text{Reactivos}) \\ \Delta H_r^\circ &= 4 \cdot \Delta H_f^\circ \text{Agua} - 2 \cdot \Delta H_f^\circ \text{Peróxido} - \Delta H_f^\circ \text{Hidracina} \\ 2 \quad 642,2 \text{ kJ} &= 4 \text{ mol} \cdot (-241,8 \text{ kJ/mol}) - 2 \text{ mol} \cdot (-187,8 \text{ kJ/mol}) - \Delta H_f^\circ \text{Hidracina} \\ \Delta H_f^\circ \text{Hidracina} &= 50,6 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

- Los gramos de hidracina se pasan a moles y como con cada mol de hidracina se obtiene 5 moles de gas (1 de nitrógeno y 4 de agua):

$$320 \text{ g N}_2\text{H}_4 \cdot \left( \frac{1 \text{ mol N}_2\text{H}_4}{32 \text{ g N}_2\text{H}_4} \right) \cdot \left( \frac{5 \text{ mol gases}}{1 \text{ mol N}_2\text{H}_4} \right) = 50 \text{ mol de gas}$$

Mediante la ecuación de los gases ideales se calcula el volumen de los mismos:

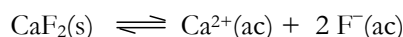
$$V = \frac{50 \text{ mol} \cdot 0,082 (\text{atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol}) \cdot 600 \text{ K}}{0,855 \text{ atm}} = 2.877 \text{ L}$$

**6** En diversos países la fluoración del agua de consumo humano es utilizada para prevenir caries.

- Si el producto de solubilidad K<sub>s</sub> del CaF<sub>2</sub> es 1,0·10<sup>-10</sup> ¿cuál es la solubilidad de una disolución saturada de CaF<sub>2</sub>?
- ¿Qué cantidad en gramos de NaF hay que añadir a un litro de una disolución acuosa que contiene 20 mg de Ca<sup>2+</sup> para que empiece a precipitar CaF<sub>2</sub>?

Masas atómicas: F=19; Na=23; Ca=40.

- El equilibrio de solubilidad es:



Como por cada mol de ión calcio (II) que aparece en equilibrio, aparecen dos de ión fluoruro, si llamamos s a la concentración molar del ión calcio (II), la del ión fluoruro será 2s:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^{-}]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1,0 \cdot 10^{-10}}{4}} = 2,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

- Con el producto de solubilidad y la concentración de Ca<sup>2+</sup>:

$$\frac{0,02 \text{ g Ca}^{2+}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}^{2+}}{40 \text{ g Ca}^{2+}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

se calcula la concentración de F<sup>-</sup> proveniente del fluoruro de sodio, y ésta se pasa a gramos/L:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^{-}]^2 \Rightarrow [\text{F}^{-}] = \sqrt{\frac{K_s}{[\text{Ca}^{2+}]}} = \sqrt{\frac{1,0 \cdot 10^{-10}}{5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}}} = 4,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\frac{4,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol NaF}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{42 \text{ g NaF}}{1 \text{ mol NaF}} \cdot 1 \text{ L} = 0,019 \text{ g NaF}$$



## 1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Hipoyodito de calcio
- Óxido de cobalto (III)
- Fenol
- NaHSO<sub>4</sub>
- CuH<sub>2</sub>
- CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>CONH<sub>2</sub>

- Ca(IO)<sub>2</sub>
- Co<sub>2</sub>O<sub>3</sub>
- C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>-OH
- Hidrógenosulfato de sodio. Hidrógenotetraoxosulfato (VI) de sodio.
- Hidruro de cobre. Hidruro de cobre (II).
- Propanamida.

2 Exprese en moles las siguientes cantidades de SO<sub>3</sub>:

- 6,023·10<sup>20</sup> moléculas.
- 67,2 g.
- 25 litros medidos a 60 °C y 2 atm de presión.

Masas atómicas: O = 16; S = 32. R = 0,082 atm·L·K<sup>-1</sup>·mol<sup>-1</sup>.

- Como cada mol tiene 6,023·10<sup>23</sup> moléculas de SO<sub>3</sub>:

$$6,023 \cdot 10^{20} \text{ moléculas SO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_3}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas SO}_3} = 10^{-3} \text{ mol SO}_3$$

- Puesto que la masa molar del óxido es 80 g/mol:

$$67,2 \text{ g SO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_3}{80 \text{ g SO}_3} = 0,84 \text{ mol SO}_3$$

- Aplicando la ecuación de los gases ideales:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2 \text{ atm} \cdot 25 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol} \cdot 333 \text{ K}} = 1,83 \text{ mol SO}_3$$

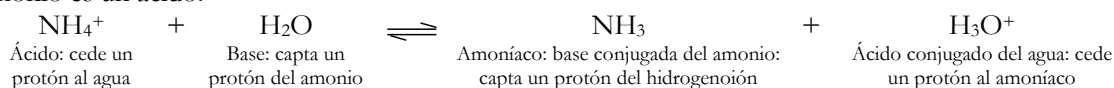
3 En las siguientes moléculas, H<sub>2</sub>S; N<sub>2</sub> y CH<sub>3</sub>OH:

- Representélas mediante un diagrama de Lewis.
- Justifique razonadamente la polaridad de las moléculas.
- Identifique las fuerzas intermoleculares que actuarán cuando se encuentran en estado líquido.

	H <sub>2</sub> S	N <sub>2</sub>	CH <sub>3</sub> OH
a.	$\text{H} - \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{S}}} - \text{H}$	$\text{N} \equiv \text{N}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H} - \text{C} - \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}} - \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$
b.	Según la teoría RPECV, alrededor del oxígeno hay 4 pares de electrones, dos compartidos y dos sin compartir. Es del tipo AB <sub>2</sub> E <sub>2</sub> y su forma será plana angular. Como el azufre es más electronegativo que el hidrógeno, resultará un dipolo dirigido hacia el azufre. Por tanto, la molécula es polar.	La molécula es apolar ya que no hay diferencia de electronegatividad entre los átomos que la forman.	Molécula con dos átomos centrales: el carbono, del tipo AB <sub>3</sub> E, 3 pares de e <sup>-</sup> compartidos y 1 sin compartir, pirámide triangular, y el oxígeno, del tipo AB <sub>2</sub> E <sub>2</sub> y su forma será angular. Como el oxígeno es bastante más electronegativo, habrá un momento dipolar dirigido hacia él que hará de esta molécula sea polar.
c.	Entre azufre e hidrógeno no hay suficiente diferencia de electronegatividad como para formar enlaces de hidrógeno. Las fuerza serán fuerzas de Van der Waals de tipo dipolo permanente-dipolo permanente (fuerzas de Keesom o interacción dipolo-dipolo)	Las únicas fuerzas existentes entre las moléculas de nitrógeno será de Van der Waals dipolo inducido instantáneo-dipolo inducido (de London)	La molécula posee un átomo de oxígeno que es mucho más electronegativo, atraerá hacia sí los electrones de sus enlaces covalentes y se generará un dipolo en la molécula que provoca la formación de enlaces de hidrógeno entre ésta y las contiguas.

- 4
- Escriba el equilibrio de hidrólisis del ión amonio ( $\text{NH}_4^+$ ), identificando en el mismo las especies que actúan como ácidos o bases de Brønsted-Lowry.
  - Razone como varía la concentración de ión amonio al añadir una disolución de hidróxido de sodio.
  - Razone como varía la concentración de iones amonio al disminuir el pH.

a. El amonio es un ácido:



- Al Añadir NaOH, los hidroxilos reaccionan con los hidrógenoiones para formar agua desplazándose el equilibrio hacia la derecha e hidrolizándose, por tanto, más cantidad de amonio. Es decir, la concentración de amonio disminuirá.
- Disminuir el pH es aumentar la concentración de hidrógenoiones y el equilibrio se desplazará a la izquierda, aumentando de esta manera la concentración de amonio.

5 Calcule la molaridad de una disolución preparada mezclando 150 mL de ácido nitroso 0,2 M con cada uno de los siguientes líquidos:

- Con 100 mL de agua destilada.
- Con 100 mL de una disolución de ácido nitroso 0,5 M.

a. Al añadirle agua no cambiará el número de moles de ácido, que serán los que inicialmente había en los 150 mL:

$$0,15 \text{ L disolución} \cdot \frac{0,2 \text{ mol HNO}_2}{1 \text{ L disolución}} = 0,03 \text{ mol HNO}_2$$

Estos moles estarán en un volumen total de 250 mL, por tanto:

$$M = \frac{0,03 \text{ mol HNO}_2}{0,25 \text{ L disolución}} = 0,12 \text{ M}$$

b. Habrá que sumar los moles de soluto provenientes de ambas disoluciones de ácido:

$$0,150 \text{ L disolución}_1 \cdot \frac{0,2 \text{ mol HNO}_2}{1 \text{ L disolución}_1} + 0,100 \text{ L disolución}_2 \cdot \frac{0,5 \text{ mol HNO}_2}{1 \text{ L disolución}_2} = 0,08 \text{ mol HNO}_2$$

Que estarán en un volumen total de 200 mL, por tanto:

$$M = \frac{0,08 \text{ mol HNO}_2}{0,250 \text{ L disolución}} = 0,32 \text{ M}$$

6 El clorato de potasio reacciona en medio ácido sulfúrico con el sulfato de hierro (II) para dar cloruro de potasio, sulfato de hierro (III) y agua:

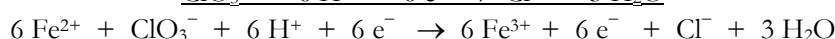
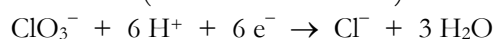
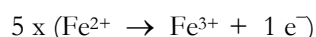
- Escriba y ajuste la ecuación iónica y molecular por el método del ión-electrón.
- Calcule la riqueza en clorato de potasio de una muestra sabiendo que 1 g de la misma han reaccionado con 25 mL de sulfato de hierro 1 M.

Masas atómicas: O = 16; Cl = 35,5; K = 39.

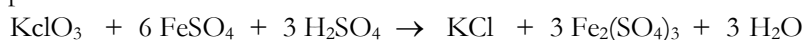
a. El ión clorato se reduce a ión cloruro:  $\text{ClO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$

El hierro(II) se oxida a hierro (III):  $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 1 \text{e}^-$

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



Trasladando los coeficientes obtenidos a la ecuación molecular y teniendo en cuenta que el número de iones Fe(III) es par:



b. Se calculan los moles de sulfato de hierro(II) consumidos con los datos de la disolución y, con ellos, el número de moles de clorato que se pasan a gramos:

$$25 \text{ mL disolución} \cdot \frac{1 \text{ mol FeSO}_4}{1000 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{6 \text{ mol FeSO}_4} \cdot \frac{122,5 \text{ g KClO}_3}{1 \text{ mol KClO}_3} = 0,51 \text{ g KClO}_3$$

Como la muestra pesaba 1 g, la riqueza de la misma será del 51 %.

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

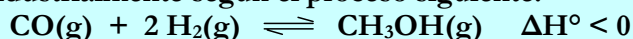
- Dicromato de plata
- Hidróxido de vanadio (V)
- Butan-2-ol
- MnO<sub>2</sub>
- HIO<sub>2</sub>
- CH<sub>3</sub>COOH

- Ag<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>
- V(OH)<sub>5</sub>
- CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-CHOH-CH<sub>3</sub>
- Dióxido de manganeso. Óxido de manganeso (IV)
- Ácido yodoso. Dioxoyodato (III) de hidrógeno.
- Ácido etanoico. Ácido acético.

**2 Indique razonadamente:**

- Cómo evoluciona la primera energía de ionización en los elementos de un mismo periodo al aumentar el número atómico.
- Si el radio del ión cloruro será mayor o menor que el radio atómico del cloro.
- Que tienen en común el Na<sup>+</sup> y el O<sup>2-</sup>.

- El potencial de ionización es la energía que hay que suministrar a un átomo neutro, gaseoso y en estado fundamental, para arrancarle el electrón más débil retenido. En los elementos de un mismo período, el potencial de ionización crece a medida que aumenta el número atómico ya que el electrón diferenciador o último de los elementos de un período está situado en el mismo nivel energético (el mismo número cuántico principal), mientras que la carga nuclear efectiva aumenta, por lo que será mayor la fuerza de atracción.
- El radio de un anión siempre será mayor que el de su respectivo átomo ya que al aumentar el número de electrones sin que varíe el de protones existentes en el núcleo, aumentará las repulsiones electrostáticas y aumentará el radio del mismo. ( $r(\text{Cl}^-) = 1,81 \text{ \AA} > r(\text{Cl}) = 0,99 \text{ \AA}$ ).
- Que son especies isoelectrónicas, ambas con la configuración electrónica del neón:  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

**3 El metanol se prepara industrialmente según el proceso siguiente:**

Razona como afecta al rendimiento de la reacción:

- Aumentar la temperatura.
- Retirar del reactor el CH<sub>3</sub>OH (g).
- Aumentar la presión.

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:

- Un aumento de temperatura desplazará la reacción en el sentido en que se consuma calor, o sea, en sentido endotérmico. Se desplazará hacia la izquierda produciéndose más hidrógeno y monóxido de carbono. Disminuye el rendimiento de la reacción.
- Si se disminuye la concentración de metanol, el equilibrio se desplaza hacia la derecha para reponer la pérdida de concentración. Aumentará el rendimiento de la reacción.
- Si se aumenta la presión total, el equilibrio tratará de compensar este aumento desplazándose hacia donde menos moles de sustancias gaseosas existan, para producir menos choques moleculares con las paredes del mismo y disminuir así la presión. Es decir, hacia la derecha (por cada tres moles de reactivos que desaparecen, aparece sólo uno de productos). Aumentará el rendimiento de la reacción.

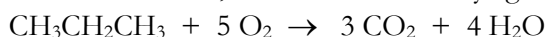
**4**

- Escriba la reacción de adición de cloruro de hidrógeno a CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>CH=CH<sub>2</sub>.
- Escriba y ajuste la reacción de combustión del propano.
- Escriba el compuesto que se obtiene cuando el cloro molecular se adiciona al metilpropeno.

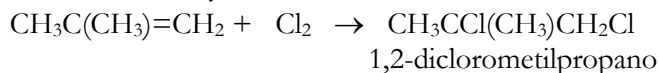
- a. Reacción de adición electrófila al doble enlace que sigue la regla de Markovnikov. Se produce un derivado halogenado con el hidrógeno unido al carbono menos sustituido y el cloro al más sustituido, o sea, el 2-clorobutano:



- b. Producirá, como todos los hidrocarburos, dióxido de carbono y agua:



- c. En este caso se rompe el doble enlace y entra un cloro a cada uno de los carbonos que lo formaban:



**5 Se disuelven 5 g de NaOH en agua suficiente para preparar 300 mL de disolución. Calcule:**

- a. La molaridad de la disolución y el valor del pH.  
 b. La molaridad de una disolución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , de la que 30 mL de la misma son neutralizados con 25 mL de la disolución de la base Datos: Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23.

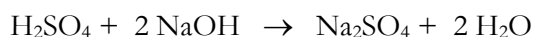
- a. La molaridad se obtiene sin más que pasar los gramos de sosa a moles:

$$\frac{5 \text{ g NaOH}}{0,3 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 0,42 \text{ M}$$

Como la sosa es una base fuerte, se encuentra completamente disociada. La concentración de hidroxilos es también 0,42 M. Se calcula el pOH y después el pH:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log 0,42 = 0,38 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 0,38 = 13,62$$

- b. La reacción de neutralización es:



Con el volumen y concentración de la sosa se calculan los moles de la misma consumidos, con éstos los de ácido y a continuación la concentración del mismo:

$$0,025 \text{ L disolución NaOH} \cdot \frac{0,42 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L disolución NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NaOH}} = 0,005 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Como estos moles están en 30 mL:

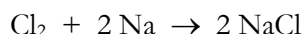
$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{5 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{0,03 \text{ L disolución}} = 0,175 \text{ M}$$

**6 Se mezclan 2 litros de cloro gas medidos a 97 °C y 3 atm de presión con 3,45 g de sodio metal y se dejan reaccionar hasta completar la reacción. Calcule:**

- a. Los gramos de cloruro de sodio obtenidos.  
 b. Los gramos del reactivo no consumido.

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Masas atómicas: Na = 23; Cl = 35,5

- a. La reacción entre en cloro y el sodio es:



Se calcula cuál es el reactivo limitante y para ello es necesario saber los moles o los gramos que hay de cloro:

$$n_{\text{Cl}_2} = \frac{3 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol} \cdot 370 \text{ K}} = 0,20 \text{ mol Cl}_2$$

$$3,45 \text{ g Na} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}}{23 \text{ g Na}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ mol Na}} = 0,075 \text{ mol Cl}_2 < 0,2 \text{ mol Cl}_2$$

El reactivo limitante es el sodio. La cantidad de cloruro de sodio obtenida será:

$$3,45 \text{ g Na} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}}{23 \text{ g Na}} \cdot \frac{2 \text{ mol NaCl}}{2 \text{ mol Na}} \cdot \frac{58,5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 8,77 \text{ g NaCl}$$

- b. El reactivo limitante es el sodio y sobran 0,125 mol de cloro (0,20 – 0,075), que pasados a gramos.

$$0,125 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{71 \text{ g Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = 8,875 \text{ g Cl}_2$$

## 1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

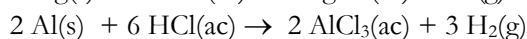
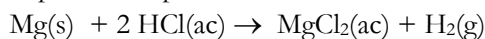
- Peróxido de calcio
- Sulfuro de hidrógeno
- 1,2-Dicloroetano
- $\text{KmnO}_4$
- $\text{LiH}$
- $\text{HCHO}$

- $\text{CaO}_2$
- $\text{H}_2\text{S}$
- $\text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_2\text{Cl}$
- Permanganato de potasio. Tetraoxomanganato (VII) de potasio.
- Hidruro de litio.
- Metanal. Formaldehído.

## 2 Razone si son verdaderas o falsas las siguientes proposiciones:

- En 22,4 L de oxígeno, a  $0^\circ\text{C}$  y 1 atm, hay el número de Avogadro de átomos de oxígeno.
- Al reaccionar el mismo número de moles de Mg o de Al con HCl se obtiene el mismo volumen de hidrógeno, a la misma presión y temperatura.
- A presión constante, el volumen de un gas a  $50^\circ\text{C}$  es el doble que a  $25^\circ\text{C}$ .

- Falso. El oxígeno es diatómico. En esas condiciones hay un número de Avogadro de moléculas, pero no de átomos. Habrá doble número de átomos.
- Falso. Por cada mol de magnesio se obtiene un mol de hidrogeno y por cada dos de aluminio se obtienen tres de hidrógeno como podemos apreciar en la reacciones:



Para la misma cantidad de moles de Mg y Al, se obtiene 1,5 veces más con el aluminio.

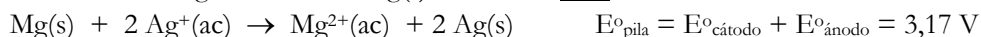
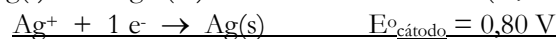
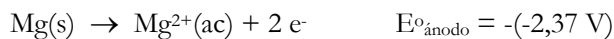
- Falso. Según la ley Charles y Gay-Lussac, sería el doble si la temperatura medida en kelvin aumentase al doble, pero ésta sólo aumenta de 323 K a 373 K. Para que aumentase al doble, se tendría que calentar a 646 K, o sea, a  $373^\circ\text{C}$ .

3 La notación de una pila electroquímica es:  $\text{Mg/Mg}^{2+}(1\text{M}) \parallel \text{Ag}^+(1\text{M})/\text{Ag}$ .

- Calcule el potencial estándar de la pila.
- Escriba y ajuste la ecuación química para la reacción que ocurre en la pila.
- Indique la polaridad de los electrodos.

Datos:  $\epsilon^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$ ;  $\epsilon^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,36 \text{ V}$ .

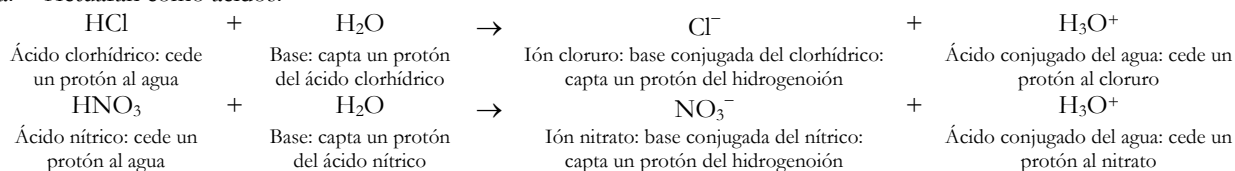
Actuará como cátodo (electrodo positivo) el de mayor potencial de reducción, o sea, el par  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  y como ánodo (electrodo negativo) el de menor potencial, el  $\text{Mg}/\text{Mg}^{2+}$ . Los electrones irán del electrodo de Mg al de Ag (siempre del ánodo al cátodo); se disolverá el Mg metálico pasando a la disolución y se depositará la  $\text{Ag}^+$  de la disolución en el electrodo de Ag en forma metálica. Las reacciones que tiene lugar serán:

4 Dadas las siguientes especies químicas, en disolución acuosa:  $\text{HCl}$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HNO}_3$  y  $\text{CN}^-$  justifique según la teoría de Brönsted-Lowry, cuál o cuales pueden actuar :

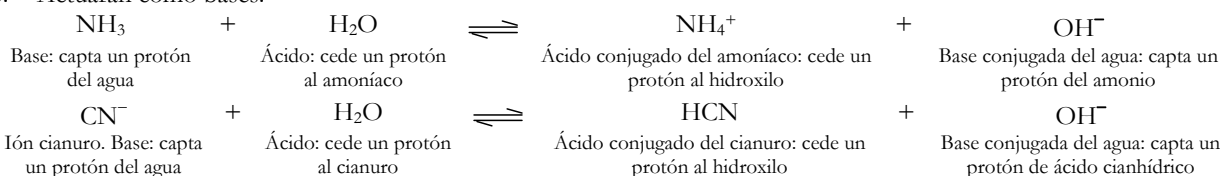
- Sólo como ácidos.
- Sólo como bases.
- Como ácidos y como bases.

Según Brönsted-Lowry, una sustancia es ácida si, en disolución, cede protones al disolvente y base si los capta del disolvente.

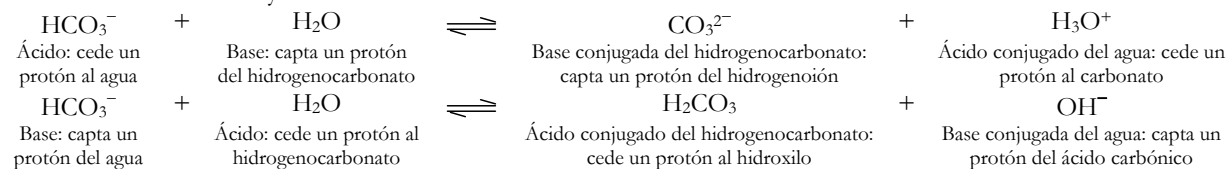
- Actuarán como ácidos:



b. Actuarán como bases:



c. Tendrá carácter ácido y básico:



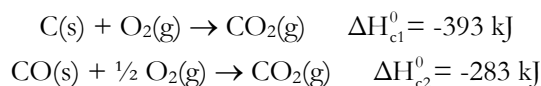
**5 Las entalpías estándar de combustión a 25 °C del C (grafito), y del CO gaseoso son respectivamente – 393 kJ/mol y –283 kJ/mol.**

a. Calcule la entalpía estándar, a 25 °C, de formación del CO gaseoso.

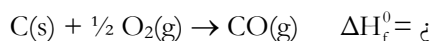
b. Si se hace reaccionar a presión constante 140 g de CO con exceso de O<sub>2</sub> para formar CO<sub>2</sub> gaseoso ¿Qué cantidad de calor se desprenderá en esa reacción?

**Masas atómicas: C=12; O=16.**

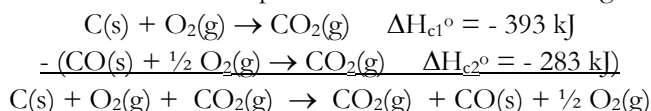
a. Las reacciones aludidas son:



Y la de formación del monóxido de carbono es:



Esta reacción se puede obtener sumando la primera con la inversa de la segunda:

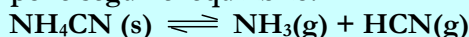


Según la ley de Hess, su entalpía será:  $\Delta H_f^0 = \Delta H_{c1}^0 - \Delta H_{c2}^0 = -110 \text{ kJ/mol}$

b. Los gramos se pasan a moles y como por cada mol de CO oxidado se desprenden 283 kJ:

$$140 \text{ g CO} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}}{28 \text{ g CO}} \cdot \frac{-283 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CO}} = 1.415 \text{ kJ}$$

**6 El cianuro de amonio se descompone según el equilibrio:**



Quando se introduce una cantidad de cianuro de amonio en un recipiente de 2 L en el que previamente se ha hecho el vacío, se descompone en parte y cuando se alcanza el equilibrio a la temperatura de 11 °C la presión es de 0,3 atm. Calcule:

a. Los valores de K<sub>c</sub> y K<sub>p</sub> para dicho equilibrio.

b. La cantidad máxima de cianuro de amonio que puede descomponerse a 11 °C en un recipiente de 2 L.

**Datos: R = 0'082 atm·L·K<sup>-1</sup>·mol<sup>-1</sup>. Masas atómicas: H = 1; C = 12; N = 14.**

a. Como en el equilibrio aparece la misma cantidad de amoníaco que de cianuro, si la presión total es 0,3 atm, la parcial de cada uno será 0,15 atm. Por tanto:

$$K_p \Rightarrow P_{\text{NH}_3} \cdot P_{\text{HCN}} = 0,15 \text{ atm} \cdot 0,15 \text{ atm} = 2,25 \cdot 10^{-2} \text{ atm}^2$$

Y, a partir de K<sub>p</sub>, se calcula K<sub>c</sub>, según:

$$K_c = K_p (\text{RT})^{-\Delta n} = 2,25 \cdot 10^{-2} \text{ atm}^2 \cdot (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 284 \text{ K})^{-2} = 4,1 \cdot 10^{-5} \text{ (mol/L)}^2$$

b. El número de moles de amoníaco o de cianuro que aparece será el mismo que desaparece de cianuro de amonio:

$$n_{\text{NH}_3 \text{ aparecen}} = n_{\text{NH}_4\text{CN reaccionan}} = \frac{PV}{RT} = \frac{0,15 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol} \cdot 284 \text{ K}} = 0,015 \text{ mol NH}_4\text{CN}$$

Que pasados a gramos:

$$0,015 \text{ mol NH}_4\text{CN} \cdot \frac{44 \text{ g NH}_4\text{CN}}{1 \text{ mol NH}_4\text{CN}} = 0,66 \text{ g NH}_4\text{CN}$$

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

- Bromato de aluminio
- Tetrahidruro de silicio
- Penta-1,3-dieno
- $\text{KH}_2\text{PO}_4$
- $\text{CaO}$
- $\text{CH}_3\text{CHO}$

- $\text{Al}(\text{BrO}_3)_3$
- $\text{SiH}_4$
- $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$
- Dihidrógenofosfato de potasio. Dihidrógenotetraoxofosfato (V) de potasio.
- Óxido de calcio.
- Etanal. Acetaldehído.

**2 Dados los siguientes compuestos NaF,  $\text{CH}_4$  y  $\text{CH}_3\text{OH}$ :**

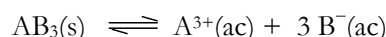
- Indique el tipo de enlace.
- Ordene de mayor a menor según su punto de ebullición. Razone la respuesta.
- Justifique la solubilidad o no en agua.

- El NaF es un sólido cristalino con enlace iónico ya que se trata de un metal y no metal con mucha diferencia de electronegatividad entre ellos. En el caso del metano el enlace entre carbono e hidrógeno el enlace es covalente y entre las moléculas de metano habrá débiles fuerzas de Van der Waals que hacen del metano un gas de muy bajo punto de ebullición. En el caso del metanol, los enlaces intramoleculares son covalentes, pero entre las moléculas existirán (dada la diferencia elevada de electronegatividad entre hidrógeno y oxígeno) enlaces de hidrógeno, razón por la cual el metano es líquido a temperatura ambiente.
- Por lo dicho anteriormente el orden será  $PE_{\text{NaF}} = 1.695\text{ }^\circ\text{C} > PE_{\text{CH}_3\text{OH}} = 65\text{ }^\circ\text{C} > PE_{\text{CH}_4} = -162\text{ }^\circ\text{C}$ .
- La solubilidad en agua depende de la polaridad de la sustancia a disolver. Sólo las sustancias polares se disolverán fácilmente en agua. Por tanto, en agua serán solubles el NaF y el  $\text{CH}_3\text{OH}$ .

**3 En un vaso de agua se pone una cierta cantidad de una sal poco soluble, de fórmula general  $\text{AB}_3$ , y no se disuelve completamente. El producto de solubilidad de la sal es  $K_s$ :**

- Deduzca la expresión que relaciona la concentración molar de  $\text{A}^{3+}$  con el producto de solubilidad de la sal.
- Si se añade una cantidad de sal muy soluble  $\text{CB}_2$ . Indique, razonadamente, la variación que se produce en la solubilidad de la sal  $\text{AB}_3$ .
- Si B es el ion  $\text{OH}^-$  ¿Cómo influye la disminución del pH en la solubilidad del compuesto?

- El equilibrio de solubilidad es:

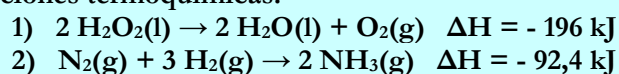


Como por cada mol de ión  $\text{A}^{3+}$  que aparece en equilibrio, aparecen tres de ión  $\text{B}^-$ , si llamamos s a la concentración molar del ión  $\text{A}^{3+}$ :

$$K_s = [\text{A}^{3+}][\text{B}^-]^3 = s \cdot (3s)^3 = 27s^4 \Rightarrow s = \sqrt[4]{\frac{K_s}{27}}$$

- Por efecto de ión común, al añadir  $\text{CB}_2$  aumenta la concentración de  $\text{B}^-$  y, según el Principio de Le Châtelier, equilibrio se desplazará a la izquierda disminuyendo la solubilidad de la sal.
- Disminuir el pH es lo mismo que añadir ácido. En este caso, los hidrógenoiones del ácido reaccionan con los hidroxilos formando agua y el equilibrio se desplazará a la derecha, disolviéndose más hidróxido. O sea, aumentará la solubilidad.

**4 Dadas las siguientes ecuaciones termoquímicas:**



Justifique:

- El signo que probablemente tendrá la variación de entropía en cada caso.
- El proceso que será siempre espontáneo.
- El proceso que dependerá de la temperatura para ser espontáneo.

- a. En la primera, puesto que aumenta el desorden molecular: los reactivos se encuentran en estado líquido y aparecen productos en estado gaseoso, la variación de entropía será positiva. En la segunda aumenta el orden molecular: por cada cuatro moléculas de sustancias gaseosas que desaparecen, sólo aparecen dos moléculas de sustancia gaseosa, la variación de entropía será negativa.
- b. La espontaneidad de una reacción viene determinada por la variación de la energía libre de Gibbs que, a su vez, depende de la variación de entalpía, la temperatura y la variación de entropía de la forma:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Para que sea espontánea ha de ocurrir que  $\Delta G < 0$ . En ambas  $\Delta H < 0$  y en la primera, además,  $\Delta S > 0$ , o sea que esta será siempre espontánea porque  $\Delta G < 0$ .

- c. La segunda dependerá de la temperatura. Sólo si la temperatura es suficientemente baja como para  $|\Delta H| > |T\Delta S|$ , será espontánea.

**5 El dióxido de manganeso reacciona en medio de hidróxido de potasio con clorato de potasio para dar permanganato de potasio, cloruro de potasio y agua.**

- a. Ajuste la ecuación molecular por el método del ión-electrón.  
 b. Calcule la riqueza en dióxido de manganeso de una muestra si 1 g de la misma reacciona exactamente con 0,35 g de clorato de potasio.

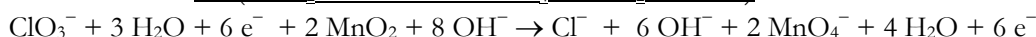
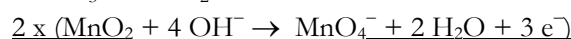
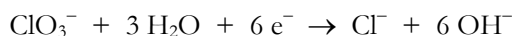
Masas atómicas: O = 16; Cl = 35,5; K = 39; Mn = 55.

Se trata de una reacción redox en medio básico:

- a. El ión clorato se reduce a ión cloruro:  $\text{ClO}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O} + 6 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^- + 6 \text{OH}^-$

El dióxido de manganeso se oxida a ión permanganato:  $\text{MnO}_2 + 4 \text{OH}^- \rightarrow \text{MnO}_4^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e}^-$

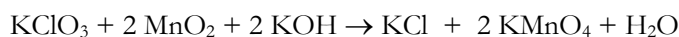
Para que el número de electrones intercambiados en cada semirreacción sea el mismo:



Simplificándola:



Trasladando los coeficientes obtenidos a la ecuación molecular:



- b. Se calculan los moles de clorato de potasio y, con ellos, el número de moles de dióxido de manganeso que se pasan a gramos:

$$0,35 \text{ g KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122,5 \text{ g KClO}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol MnO}_2}{1 \text{ mol KClO}_3} \cdot \frac{87 \text{ g MnO}_2}{1 \text{ mol MnO}_2} = 0,5 \text{ g MnO}_2$$

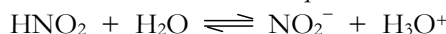
Como la muestra pesaba 1 g, la riqueza de la misma en dióxido de manganeso será del 50 %.

**6 En una disolución acuosa de HNO<sub>2</sub> 0,2 M, calcule:**

- a. El grado de disociación del ácido.  
 b. El pH de la disolución.

Dato:  $K_a = 4,5 \cdot 10^{-4}$ .

- a. Llamando  $\alpha$  al grado de disociación del ácido nitroso, que se disocia en agua según:



se puede construir la siguiente tabla:

	HNO <sub>2</sub>	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>
Concentración inicial	0,2	-	-
Concentración disociada	0,2 $\alpha$	-	-
Concentración en equilibrio	0,2(1- $\alpha$ )	0,2 $\alpha$	0,2 $\alpha$

Sustituyendo estos valores en la expresión de la constante de equilibrio:

$$4,5 \cdot 10^{-4} = \frac{0,2\alpha^2}{1-\alpha}; 0,2\alpha^2 + 4,5 \cdot 10^{-4}\alpha - 4,5 \cdot 10^{-4} = 0$$

Al resolver la ecuación de segundo grado se obtienen dos soluciones de las que una es absurda porque es negativa. La positiva es:

$$\alpha = 0,046 = 4,6\%$$

- b. Aplicando la definición de pH:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c\alpha = -\log 0,2 \cdot 0,046 = 2,04$$



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

- a. **Ácido selenioso**
- b. **Óxido de titanio (IV)**
- c. **Etanamina**
- d. **SF<sub>6</sub>**
- e. **KNO<sub>3</sub>**
- f. **CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>COCH<sub>2</sub>CH<sub>3</sub>**

- a. H<sub>2</sub>SeO<sub>3</sub>
- b. TiO<sub>2</sub>
- c. CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-NH<sub>2</sub>
- d. Hexafluoruro de azufre. Fluoruro de azufre (VI)
- e. Nitrato de potasio. Trioxonitrato (V) de potasio.
- f. Penta-3-ona.

**2 Se disponen de tres recipientes que contienen en estado gaseoso 1 litro de metano, 2 litros de nitrógeno y 1,5 litros de ozono (O<sub>3</sub>), respectivamente, en las mismas condiciones de presión y temperatura. Justifique:**

- a. ¿Cuál contiene mayor número de moléculas?
- b. ¿Cuál contiene mayor número de átomos?
- c. ¿Cuál tiene mayor densidad?

**Masas atómicas: H = 1; C = 12; N = 14; O = 16.**

- a. Según la hipótesis de Avogadro, "volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de partículas, a la misma presión y temperatura". Luego contendrá más moléculas el recipiente del nitrógeno. Si llamamos N<sub>A</sub> al número de Avogadro, concretamente:

$$n^{\circ} \text{ moléculas CH}_4 = n_{\text{CH}_4} \cdot N_A = \frac{P \cdot V_{\text{CH}_4}}{RT} \cdot N_A = 1 \frac{P}{RT} \cdot N_A \text{ moléculas CH}_4$$

$$n^{\circ} \text{ moléculas N}_2 = n_{\text{N}_2} \cdot N_A = \frac{P \cdot V_{\text{N}_2}}{RT} \cdot N_A = 2 \frac{P}{RT} \cdot N_A \text{ moléculas N}_2$$

$$n^{\circ} \text{ moléculas O}_3 = n_{\text{O}_3} \cdot N_A = \frac{P \cdot V_{\text{O}_3}}{RT} \cdot N_A = 1,5 \frac{P}{RT} \cdot N_A \text{ moléculas O}_3$$

$$2 \frac{P}{RT} \cdot N_A > 1,5 \frac{P}{RT} \cdot N_A > 1 \frac{P}{RT} \cdot N_A$$

- b. Sabiendo que las moléculas de CH<sub>4</sub>, N<sub>2</sub> y O<sub>3</sub> tienen respectivamente 5, 2 y 3 átomos cada una, el orden será:

$$5 \frac{PN_A}{RT} \text{ átomos en el CH}_4 > 4,5 \frac{PN_A}{RT} \text{ átomos en el O}_3 > 4 \frac{PN_A}{RT} \text{ átomos en el N}_2$$

- c. La densidad de una gas puede calcular:  $PV = nRT = \frac{m}{M} RT \Rightarrow \frac{m}{V} = \rho = \frac{PM}{RT}$

o sea, es directamente proporcional a su masa molar. Luego el orden densidad será:  $\rho_{\text{O}_3} > \rho_{\text{N}_2} > \rho_{\text{CH}_4}$

**3 Indique razonadamente la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:**

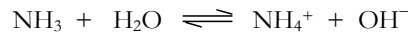
- a. Un electrón situado en un orbital 2p podría representarse por los siguientes números cuánticos (2, 1, 0, 1/2).
- b. Un elemento químico que presenta propiedades químicas semejantes al carbono tiene de configuración electrónica de su capa de valencia ns<sup>2</sup>np<sup>2</sup>.
- c. Si un elemento químico que pertenece al grupo 2 pierde dos electrones adquiere una configuración electrónica en su capa de valencia correspondiente al grupo 18.

- a. Verdadero. Si está en un orbital 2p, su número cuántico principal es 2 y el secundario es 1. El número cuántico magnético puede tomar los valores -1, 0 o 1 y el de spin puede valer 1/2 o -1/2.
- b. Verdadero. Las propiedades químicas las confiere la estructura electrónica externa. Como la del carbono es 2s<sup>2</sup>2p<sup>2</sup>, un átomo con la configuración externa ns<sup>2</sup>np<sup>2</sup>, por ejemplo Si (3s<sup>2</sup>3p<sup>2</sup>), tendrá propiedades similares.
- c. Verdadero. Los elementos del grupo 2 tienen una configuración electrónica externa ns<sup>2</sup>. Cuando pierden estos dos electrones quedan con la configuración del gas noble anterior: (n-1)p<sup>6</sup>, que pertenece al grupo 18.

**4 Indique, razonadamente, si el pH de las disoluciones acuosas de las especies químicas siguientes es mayor, menor o igual a 7:**

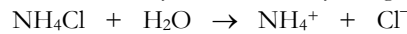
- a. **NH<sub>3</sub>**
- b. **NH<sub>4</sub>Cl.**
- c. **CaCl<sub>2</sub>**

- a. El amoníaco es una base:



Se generan hidroxilos y la disolución tendrá carácter básico,  $\text{pH} > 7$ .

- b. El cloruro de amonio proviene del ácido clorhídrico y del amoníaco y en agua se disocia:

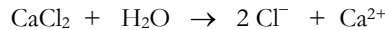


El  $\text{Cl}^-$  no reaccionará con el agua, pero el ión amonio sí se hidroliza de la forma:



En la hidrólisis se generan hidrogenoiones y la disolución tendrá carácter ácido,  $\text{pH} < 7$

- c. El cloruro de calcio proviene del ácido clorhídrico y del hidróxido de calcio. En agua se disocia:



Ni el  $\text{Ca}^{2+}$  ni el  $\text{Cl}^-$  se hidrolizan por provenir de una base y un ácido fuertes (hidróxido de calcio y ácido clorhídrico). No se generan  $\text{OH}^-$  ni  $\text{H}_3\text{O}^+$  y la disolución será neutra,  $\text{pH} = 7$ .

- 5 En una vasija de 10 L mantenida a 270 °C y previamente evacuada se introducen 2,5 moles de pentacloruro de fósforo y se cierra herméticamente. La presión en el interior comienza entonces a elevarse debido a la disociación térmica del pentacloruro:**



**Cuando se alcanza el equilibrio la presión es de 15,6 atm.**

- a. Calcule el número de moles de cada especie en el equilibrio.  
b. Obtenga los valores de  $K_c$  y  $K_p$ .

- a. En función del número de moles iniciales y el grado de disociación,  $\alpha$ , podemos construir la tabla:

	$\text{PCl}_5(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$\text{PCl}_3(\text{g})$	+	$\text{Cl}_2(\text{g})$	Totales
Moles iniciales	n		-		-	n
Moles que se disocian	$n\alpha$		-		-	$n\alpha$
Moles en equilibrio	$n(1-\alpha)$		$n\alpha$		$n\alpha$	$n(1+\alpha)$

Aplicando la ecuación de los gases ideales a los moles totales presentes en el equilibrio se puede calcular el grado de disociación:

$$PV = nRT; PV = n(1 + \alpha)RT$$

$$\alpha = \frac{PV}{nRT} - 1 = \frac{15,6 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}}{2,5 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 543 \text{ K}} - 1 = 0,40 = 40 \%$$

Sin más que sustituir en la tabla tendremos los moles de cada especie en equilibrio

$$n_{\text{PCl}_5} = n(1-\alpha) = 2,5 \text{ mol} \cdot 0,6 = 1,5 \text{ mol}; n_{\text{PCl}_3} = n_{\text{Cl}_2} = n\alpha = 2,5 \text{ mol} \cdot 0,4 = 1 \text{ mol}$$

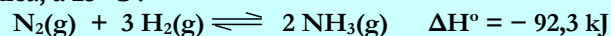
- b. Sin más que sustituir en la expresión de  $K_c$ :

$$K = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{0,10 \text{ mol/L} \cdot 0,10 \text{ mol/L}}{0,15 \text{ mol/L}} = 0,067$$

Y a partir de ésta,  $K_p$ :

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 0,067 \text{ mol L}^{-1} \cdot (0,082 \text{ at} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 543 \text{ K})^1 = 2,97 \text{ atm}$$

- 6 Dada la ecuación termoquímica, a 25 °C :**



calcule:

- a. El calor de la reacción a volumen constante.  
b. La energía libre de Gibbs a la temperatura de 25°C.

Datos:  $S^\circ[(\text{NH}_3)\text{g}] = 192,3 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$ ;  $S^\circ[(\text{N}_2)\text{g}] = 191 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$ ;  $S^\circ[(\text{H}_2)\text{g}] = 130,8 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$ ;  $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

- a. La relación entre la energía interna y la entalpía viene dada por la ecuación:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta nRT$$

donde  $\Delta n$  es la variación del número de moles de sustancias gaseosas que intervienen en la reacción. Sin más que despejar y sustituir:

$$\Delta U = \Delta H - \Delta nRT = -92,3 \text{ kJ} - (-2 \text{ mol}) \cdot 8,31 \cdot 10^{-3} \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K} = -87,3 \text{ kJ}$$

- b. La energía libre de Gibbs viene dada por la expresión:  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

Para calcular ésta, se ha de calcular antes la variación de entropía:

$$\Delta S_r^\circ = \sum S_{\text{Productos}}^\circ - \sum S_{\text{Reactivos}}^\circ$$

$$\Delta S_r^\circ = 2 \text{ mol} \cdot S_{\text{NH}_3(\text{g})}^\circ - 3 \text{ mol} \cdot S_{\text{H}_2(\text{g})}^\circ - 1 \text{ mol} \cdot S_{\text{N}_2(\text{g})}^\circ =$$

$$= 2 \text{ mol} \cdot (192,3 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}) - 3 \text{ mol} \cdot (130,8 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}) - 1 \text{ mol} \cdot (191,0 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}) = -198,8 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$$

$$\Delta G = -92,3 \text{ kJ} - 298 \text{ K} \cdot (-0,199 \text{ kJ/K}) = -33,0 \text{ kJ}$$