

SELECTIVIDAD 2002.

EXÁMENES RESUELTOS

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

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

Valoración de la prueba:

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

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

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

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

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

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

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

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

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

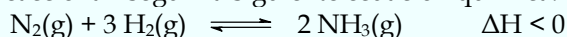
- Sulfuro de hidrógeno.
- Óxido de vanadio (V).
- Ácido 3-metilbutanoico.
- K_2SO_3
- $Hg(OH)_2$
- CH_3CH_2CHO

- H_2S
- V_2O_5
- $CH_3CH(CH_3)CH_2COOH$
- Sulfito potásico. Trioxosulfato (IV) de dipotasio.
- Hidróxido de mercurio (II). Hidróxido mercúrico. Dihidróxido de mercurio.
- Propanal.

2 a. Escriba las configuraciones electrónicas de los iones siguientes: $Na^+(Z=11)$ y $F^-(Z=9)$.
 b. Justifique que el ion Na^+ tiene menor radio que el ion F^- .
 c. Justifique que la energía de ionización del sodio es menor que la del flúor.

- $Na^+(Z=11) : 1s^2 2s^2 2p^6$ y $F^-(Z=9) : 1s^2 2s^2 2p^6$.
- El átomo de sodio ($r_{\text{atómico sodio}} = 186 \text{ pm}$) es mucho más grande que el de cloro ($r_{\text{atómico cloro}} = 99 \text{ pm}$), pero la reducción que sufre el sodio al perder el único electrón de su tercer nivel energético y el aumento de tamaño que sufre el átomo de cloro cuando capta un electrón y por tanto aumentar las repulsiones entre ellos, hace que este orden se invierta en los respectivos iones:
 $r_{\text{iónico sodio}} = 95 \text{ pm} < r_{\text{iónico cloro}} = 181 \text{ pm}$.
- Es razonable porque el átomo de flúor es mucho más pequeño que el de sodio y por tanto sus electrones estarán mucho más atraídos por el núcleo. $EI_{\text{Flúor}} = 1681 \text{ kJ/mol} > EI_{\text{Sodio}} = 495 \text{ kJ/mol}$

3 El nitrógeno y el hidrógeno reaccionan según la siguiente ecuación química:



Indique, razonadamente, qué ocurrirá cuando una vez alcanzado el equilibrio:

- Se añade N_2
- Se disminuye la temperatura.
- Se aumenta el volumen del reactor, manteniendo constante la temperatura.

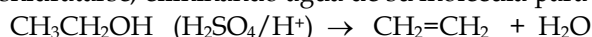
El Principio de Le Chatelier dice que si en un sistema en equilibrio se modifica alguno de los factores externos (temperatura, presión o concentración), el sistema evoluciona de forma que se desplaza en el sentido que tienda a contrarrestar dicha variación. Atendiendo a él, se pueden razonar las tres cuestiones anteriores:

- Si se añade nitrógeno, para consumir el que se adiciona, el sistema evoluciona desplazando el equilibrio hacia la derecha, hacia la formación de amoníaco.
- Una disminución de la temperatura favorece el sentido exotérmico de la reacción, ya que el sistema tenderá a generar calor para contrarrestar la bajada de temperatura. Se desplaza por tanto hacia la derecha.
- Un aumento de volumen del reactor provoca una disminución de la presión en el interior del mismo y el sistema evoluciona aumentando dicha presión. Para ello se desplazará hacia la izquierda porque por cada 2 moles de gas que desaparecen de los productos, aparecen cuatro de reactivos. Aumenta el número de moles gaseosos y por ende, aumenta la presión.

4 Los compuestos CH_3CH_2OH y $CH_3CH_2CH_3$ tienen masas moleculares similares. Indique, justificando la respuesta:

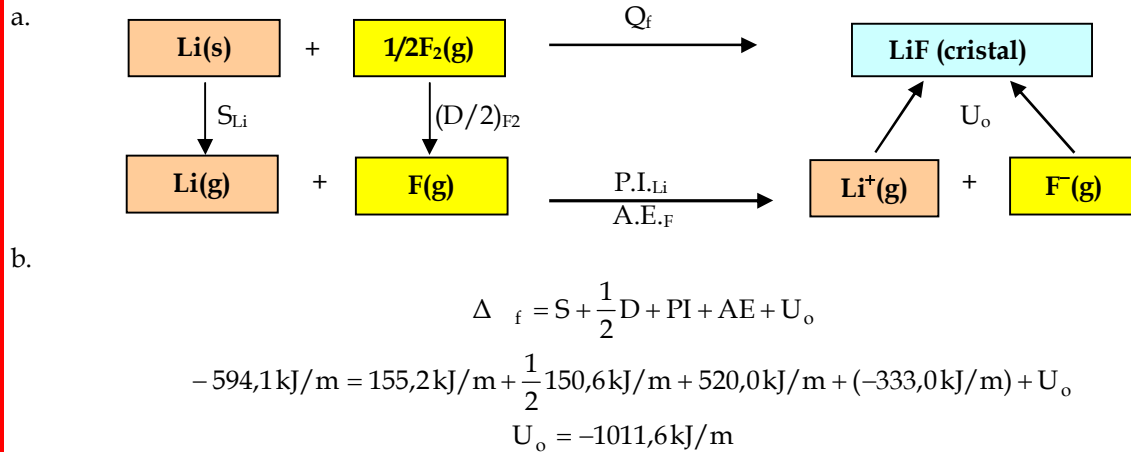
- Cuál tiene mayor punto de fusión.
- Cuál de ellos puede experimentar una reacción de eliminación y escríbala.

- El etanol, porque posee enlaces de hidrógeno entre sus moléculas.
- El etanol, puede deshidratarse, eliminando agua de su molécula para producir un alqueno: eteno.



5

- a. Represente el ciclo de Born-Haber para el fluoruro de litio.
 b. Calcule el valor de la energía reticular del fluoruro de litio sabiendo:
- o Entalpía de formación del $[\text{LiF}(s)] = -594,1 \text{ kJ/mol}$
 - o Energía de sublimación del litio = $155,2 \text{ kJ/mol}$
 - o Energía de disociación del $\text{F}_2 = 150,6 \text{ kJ/mol}$
 - o Energía de ionización del litio = $520,0 \text{ kJ/mol}$
 - o Afinidad electrónica del flúor = $-333,0 \text{ kJ/mol}$.



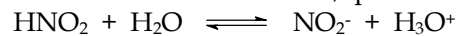
6

En una disolución acuosa de HNO_2 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 α al grado de disociación del ácido nitroso, que se disocia en agua según:



	HNO_2	NO_2^-	H_3O^+
Inicial	0,2	-	-
Disocian	$0,2\alpha$	-	-
Equilibrio	$0,2(1-\alpha)$	$0,2\alpha$	$0,2\alpha$

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

Resolviendo 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. Por definición:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c\alpha = -\log 0,2 \cdot 0,046 = 2,03$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Nitrito de hierro (II)
- Peróxido de cobre (II)
- 3-Pentanona
- LiH
- K_2HPO_4
- $CH_3COOCH_2CH_3$

- $Fe(NO_2)_2$
- CuO_2
- $CH_3CH_2COCH_2CH_3$
- Hidruro de litio (I). Hidruro lítico. Hidruro de litio.
- Hidrógenotetraoxofosfato (V) de dipotasio. Fosfato ácido de potasio. Hidrógenofosfato potásico.
- Etanato de etilo. Acetato de etilo.

2 a. ¿Cuál es la masa, expresada en gramos, de un átomo de sodio?

b. ¿Cuántos átomos de aluminio hay en 0'5 g de este elemento?

c. ¿Cuántas moléculas hay en una muestra que contiene 0'5 g de tetracloruro de carbono?

Masas atómicas: C = 12; Na = 23; Al = 27; Cl = 35'5

a. Como en un mol de sodio hay $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de sodio, la masa del átomo se puede calcular:

$$\frac{23 \text{ g}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 3,82 \cdot 10^{-23} \text{ g / átomo}$$

b. Como en un mol de aluminio hay $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de aluminio y pesa 27 g:

$$0,5 \text{ g Al} \cdot \left(\frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Al}}{27 \text{ g}} \right) = 1,11 \cdot 10^{22} \text{ átomos Al}$$

c. Como en un mol de CCl_4 hay $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de CCl_4 y pesa 154 g:

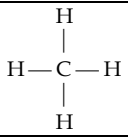
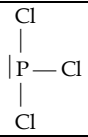
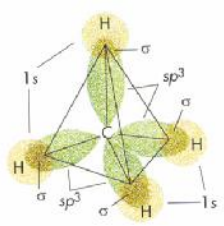
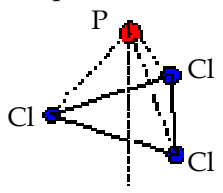
$$0,5 \text{ g } CCl_4 \cdot \left(\frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } CCl_4}{154 \text{ g}} \right) = 1,95 \cdot 10^{21} \text{ moléculas } CCl_4$$

3 Dadas las sustancias PCl_3 y CH_4 :

a. Represente sus estructuras de Lewis

b. Prediga la geometría de las moléculas anteriores según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.

c. Indique la hibridación que presenta el átomo central en cada caso.

	CH_4	PCl_3
a.		
b.	<p>Es una molécula del tipo AB_4, (cuatro pares de e^- enlazantes), tendrá forma tetraédrica.</p> 	<p>Es una molécula del tipo AB_3E, (tres pares de e^- enlazantes y uno no enlazante), tendrá forma de pirámide triangular.</p> 
c.	Hibridación sp^3 en el carbono	Hibridación sp^3 en el fósforo

4 a. Qué volumen de una disolución 0'1 M de ácido clorhídrico se necesitará para neutralizar 50 mL de una disolución 0'05 M de hidróxido de sodio.

b. Escriba la reacción de neutralización.

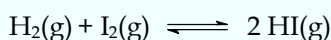
c. Describa el procedimiento e indique el material necesario para llevar a cabo la valoración anterior



b. $0,05 \text{ L DU NaOH} \cdot \frac{0,05 \text{ m NaOH}}{1 \text{ L DU}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ L DU}}{0,1 \text{ mol HCl}} = 0,025 \text{ L DU HCl}$

c. Se prepara 50 ml de disolución de NaOH 0,05 M y se vierte en un erlenmeyer. Se monta la bureta mediante la pinza en el soporte metálico y con agua comprueba su buen funcionamiento y se llena con la ayuda del embudo de la disolución de HCl 0,1 M, que se ha preparado previamente, y se enrasa correctamente. Se añade a la disolución de NaOH unas gotas del indicador apropiado que, tratándose de ácido fuerte y base fuerte, podrá ser cualquiera que vire su color en un intervalo de pH de 3 a 11 aproximadamente. A continuación, y sin dejar de agitar la disolución contenida en el erlenmeyer, se va dejando caer lentamente la disolución de la bureta hasta que se produzca el cambio de color. (Para ver mejor el cambio de color, se coloca debajo del matraz un folio y cuando se empiece a ver como se colorea la zona donde cae la disolución, se procede muy lentamente y sin dejar de agitar).

5 En un recipiente de 10 L se hacen reaccionar, a 450°C, 0,75 moles de H₂ y 0,75 moles de I₂, según la ecuación:

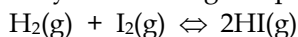


Sabiendo que a esa temperatura $K_c = 50$, calcule en el equilibrio:

- El número de moles de H₂, I₂ y de HI.
- La presión total en el recipiente y el valor de K_p .

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

a. Llamando x a la concentraciones de yodo e hidrógeno que desaparecen, ya que son las mismas:



	H ₂	I ₂	HI
Conc. Iniciales	0,75	0,75	-
Reaccionan	x	x	
Equilibrio	0,75-x	0,75-x	2x

$$50 = \frac{4x^2}{(0,75-x)^2}; \sqrt{50} = \frac{2x}{0,75-x} \Rightarrow x = 0,585$$

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 0,165 \text{ m/L} \quad [\text{HI}] = 1,170 \text{ m/L}$$

b. Como $\Delta n = 0$, $K_c = K_p = 50$ y el valor de la presión se puede calcular con el número total de moles (que será el mismo que inicialmente por ser $\Delta n = 0$), con la ecuación de los gases ideales:

$$P_T V = n_T RT; P_T \cdot 10 \text{ L} = 1,5 \text{ m} \cdot 0,082 \text{ at}\cdot\text{L}/\text{K mol} \cdot 723 \text{ K}; P_T = 8,89 \text{ atm.}$$

6 Se hace pasar una corriente de 0,5 A a través de un litro de disolución de AgNO₃ 0,1 M durante 2 horas. Calcule:

- La masa de plata que se deposita en el cátodo.
- La concentración de ion plata que queda en la disolución, una vez finalizada la electrólisis.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$. Masa atómica: $\text{Ag} = 108$.

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 plata depositados. Con ellos y, teniendo en cuenta que la plata sólo transfiere 1 electrón, se calculan los gramos de plata.

$$Q = I \cdot t = 0,5 \text{ A} \cdot 7200 \text{ s} = 3600 \text{ C}$$


$$3600 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ eq-g Ag}}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{108 \text{ g Ag}}{1 \text{ eq-g Ag}} = 4,03 \text{ g Ag}$$

b. Si a los moles iniciales se le restan los que se ha depositado en el cátodo, quedarán los que permanecen disueltos en el volumen de 1 litro:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{0,1 \text{ mol} - 4,03 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{108 \text{ g}}}{1 \text{ L}} = 0,063 \text{ M Ag}^+$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Hipobromito de sodio
- Ácido fosfórico
- m*-Dimetilbenceno
- FeO
- SiI₄
- CH₂=CH-CH=CH₂

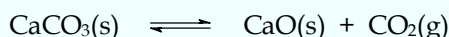
- NaBrO
- H₃PO₄
- 
- Óxido ferroso. Óxido de hierro (II). Monóxido de hierro.
- Tetrayoduro de silicio. Yoduro de silicio (IV).
- 1,3-Butadieno.

2 Explique, en función del tipo de enlace que presentan, las siguientes afirmaciones:

- El cloruro de sodio es soluble en agua.
- El hierro es conductor de la electricidad.
- El metano tiene bajo punto de fusión

- El cloruro sódico es un compuesto iónico y como tal, se disolverá bien en disolventes polares como el agua, dada la facilidad con que las moléculas de agua solvatarán los iones cloruro y los iones sódico.
- En general todos los metales, y entre ellos el hierro, son buenos conductores de la electricidad por poseer muchos electrones libres (teoría del gas electrónico) o por no haber diferencia de energía entre la banda de valencia y la banda de conducción (teoría de orbitales moleculares).
- El metano es un gas en el que las moléculas están atraídas por débiles fuerzas de Van der Waals, Sus puntos de fusión y ebullición serán muy bajos: -182,5 y -161,6°C respectivamente.

3 Sea el sistema en equilibrio



Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- La presión total del reactor será igual a la presión parcial del CO₂.
- K_p es igual a la presión parcial del CO₂.
- K_p y K_c son iguales.

- Verdadero porque el único gas existente en el reactor es el dióxido de carbono.
- Verdadero por la misma razón.
- Falso. Para que así fuese, la variación del número de moles de sustancias gaseosas tendría que ser cero, pero en este caso vale 1 por lo que $K_p = K_c \cdot (RT)^1 = K_c \cdot RT$

- Enuncie el primer principio de la termodinámica.
- Razone si cuando un sistema gaseoso se expande disminuye su energía interna.
- Justifique cómo varía la entropía en la reacción:



- Se puede enunciar de varias formas, la más usual es diciendo que "La energía no puede crearse ni destruirse, pero sí puede transformarse", o lo que es igual: la energía que absorbe o desprende un sistema es igual a la que desprende o absorbe, repectivamente, el entorno.
- En las reacciones químicas en las que se produce un aumento del número de moles de gas hay una expansión de los gases contra la presión exterior y por ello se realiza un trabajo a costa de la energía interna del sistema, razón por la que ésta disminuirá.
- Al aparecer sustancias gaseosas se produce un aumento del desorden y como la entropía se puede considerar como una medida precisamente del aumento del desorden del sistema, ésta aumentará.

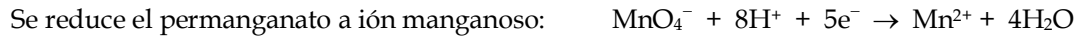
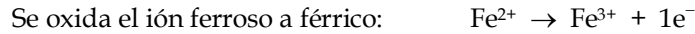
5 Dada la reacción :



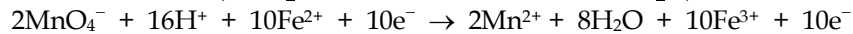
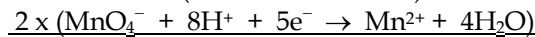
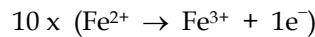
- Ajuste la reacción anterior por el método del ión-electrón.
- Calcule los mL de disolución 0'5 M de KMnO_4 necesarios para que reaccionen completamente con 2'4 g de FeSO_4 .

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

a. En la reacción:



Para que el número de electrones intercambiados en las semireacciones sea el mismo y, dado que el número de iones férrico ha de ser par, se multiplica por 10 y por 2 respectivamente, en vez de por 5 y por 1:



- Como la reacción ya está ajustada, se puede hacer una sencilla proporción con los moles de ambos reactivos:

$$2,4 \text{ g FeSO}_4 \cdot \left(\frac{1 \text{ mol FeSO}_4}{151,6 \text{ g FeSO}_4} \right) \cdot \left(\frac{2 \text{ mol KMnO}_4}{10 \text{ mol FeSO}_4} \right) \cdot \left(\frac{1 \text{ L Disol.}}{0,5 \text{ mol KMnO}_4} \right) = 0,0063 \text{ LDU} = 6,3 \text{ mL DU}$$

6 En la etiqueta de un frasco comercial de ácido clorhídrico se especifican los siguientes datos: 35% en peso; densidad 1'18 g/mL. Calcule:

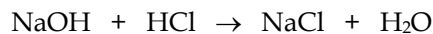
- El volumen de disolución necesario para preparar 300 mL de HCl 0'3 M.
- El volumen de NaOH 0'2 M necesario para neutralizar 100 mL de la disolución 0'3 M de HCl.

Masas atómicas: H = 1; Cl = 35'5.

a. A partir de la cantidad de disolución que quiere prepararse:

$$(300 \text{ mL DU}) \left(\frac{0,3 \text{ mol SO}}{1000 \text{ mL DU}} \right) \left(\frac{36,5 \text{ g SO}}{1 \text{ mol SO}} \right) \left(\frac{100 \text{ g DU}'}{35 \text{ g SO}} \right) \left(\frac{1 \text{ mL DU}'}{1,18 \text{ g DU}'} \right) = 7,95 \text{ mL DU}'$$

b. La reacción de neutralización es:



y como se produce mol a mol de HCl y NaOH:

$$(100 \text{ mL DU HCl}) \left(\frac{0,3 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ mL DU HCl}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCl}} \right) \left(\frac{1000 \text{ mL DU NaOH}}{0,2 \text{ mol NaOH}} \right) = 150 \text{ mL DU NaOH}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Perclorato de cromo (III)
- Nitrato de paladio (II)
- 1,3-Propanodiol
- FeCl_2
- Ag_2O
- $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$

- $\text{Cr}(\text{ClO}_4)_3$
- $\text{Pd}(\text{NO}_3)_2$
- $\text{CH}_2\text{OHCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$
- Cloruro ferroso. Cloruro de hierro (II). Dicloruro de hierro.
- Óxido de diplata. Óxido de plata (I). Óxido argéntico.
- Acetato de propilo. Etanato de propilo.

2 Razone si las siguientes afirmaciones son correctas o no:

- 17 g de NH_3 ocupan, en condiciones normales, un volumen de 22,4 litros.
- En 17 g NH_3 hay $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas.
- En 32 g de O_2 hay $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno.

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

- Correcta. 17 g de amoníaco (gas en condiciones normales) es un mol de amoníaco y ocupará el volumen molar que en condiciones normales vale 22,4 L.
- Correcta. 17 g de amoníaco es un mol de amoníaco y en él habrá, según la Avogadro $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de amoníaco.
- Falso. 32 g de O_2 es un mol de oxígeno molecular y en él hay $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de O_2 y como es diatómico, habrá el doble de átomos: $1,205 \cdot 10^{24}$ átomos e O.

3 Dados los elementos A (Z=13), B (Z=9) y C (Z=19)

- Escriba sus configuraciones electrónicas.
- Ordénelos de menor a mayor electronegatividad.
- Razone cuál tiene mayor volumen.

- A(Z=13, Al): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.
B(Z=9, F): $1s^2 2s^2 2p^5$.
C(Z=19, K): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.
- La electronegatividad es la tendencia de los elementos a atraer hacia sí los electrones que forman parte de un enlace dentro de una molécula y aumentará a medida que el átomo del elemento en cuestión sea más pequeño ya que más cerca del núcleo estarán los electrones que están formando dicho enlace. Luego se ordenarán: $\epsilon_C < \epsilon_A < \epsilon_B$ ($\epsilon_K < \epsilon_{Al} < \epsilon_F$)
- El C(K). Su mayor número cuántico principal, que es quien da información del tamaño de los orbitales vale 4, mientras que en los otros vale 3 (A) y 2 (B) respectivamente.

4 En 500 mL de una disolución acuosa 0,1 M de NaOH.

- Cuál es la concentración de OH^- .
- Cuál es la concentración de H_3O^+ .
- Cuál es su pH.

- Como es una base fuerte, se encuentra completamente disociada y $[\text{OH}^-]$ vale 0,1 M.
- A partir del producto iónico del agua:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-].$$

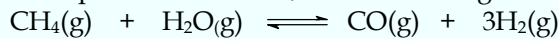
Despejando queda:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 0,1 = 10^{-13} \text{ M.}$$

- Según su definición:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-13} = 13$$

5 En un recipiente de 1 L y a una temperatura de 800°C, se alcanza el siguiente equilibrio:



Calcule:

a. Los datos que faltan en la tabla.

	[CH ₄]	[H ₂ O]	[CO]	[H ₂]
Moles iniciales	2'00	0'50		0'73
Variación en el n° de moles al alcanzar el equilibrio		-0'40		
N° de moles en el equilibrio			0'40	

b. La constante de equilibrio K_p.

Dato: R = 0'082 atm.L.K⁻¹.mol⁻¹.

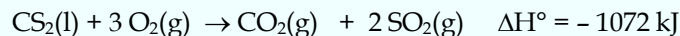
a. Dado que de agua se consume lo mismo que de metano, la variación de moles de metano será la misma que la de agua (-0,40) y también será esta cantidad de moles que aparecen de monóxido y de hidrógeno, aunque de hidrógeno habrá más que de monóxido en el equilibrio, ya que había una cantidad inicial que habrá que sumársela a la que aparece. Así, la tabla quedará:

	CH ₄	H ₂ O	CO	H ₂
Moles iniciales	2,00	0,50	-	0,73
Variación del n° moles al alcanzar el equilibrio	-0,40	-0,40	-	-
Moles en el equilibrio	1,60	0,10	0,40	1,13

b. Se calcula K_c sin más que sustituir en la expresión de la constante de equilibrio y con ésta, se calcula K_p, o directamente, teniendo en cuenta que Δn = 2:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = \frac{\left(\frac{0,4}{1}\right) \cdot \left(\frac{1,13}{1}\right)^3}{\left(\frac{1,6}{1}\right) \cdot \left(\frac{0,1}{1}\right)} (\text{m/L})^2 (0,082 \text{at} \cdot \text{L/K mol})^2 \cdot (1073 \text{K})^2 = 4,25 \cdot 10^4 \text{at}^2$$

6 Dadas las entalpías estándar de formación del CO₂, -393'5 kJ. mol⁻¹ y del SO₂, -296'1 kJ.mol⁻¹ y la de combustión:



Calcule:

a. La entalpía estándar de formación del disulfuro de carbono.

b. La energía necesaria para la síntesis de 2'5 kg de disulfuro de carbono.

Masas atómicas: C = 12; S = 32.

a. Para cualquier reacción:

$$\Delta H_r^\circ = \Sigma(\Delta H_f^\circ \text{Productos}) - \Sigma(\Delta H_f^\circ \text{Reactivos})$$

$$\Delta H_r^\circ = \Delta H_f^\circ \text{CO}_2 + 2\Delta H_f^\circ \text{SO}_2 - \Delta H_f^\circ \text{CS}_2$$

$$-1072 \text{ kJ} = 1 \text{ m} \cdot (-393,5 \text{ kJ/mol}) + 2 \text{ m} \cdot (-296,1 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ m} \cdot \Delta H_f^\circ \text{CS}_2$$


$$\Delta H_f^\circ \text{CS}_2 = 86,3 \text{ kJ/mol}$$

b. Mediante una simple proporción o mediante factores de conversión:

$$2500 \text{ g CS}_2 \cdot \left(\frac{1 \text{ mol CS}_2}{76 \text{ g CS}_2}\right) \cdot \left(\frac{86,3 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CS}_2}\right) = 2.838,8 \text{ kJ}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Hidróxido de hierro (III)
- Sulfato de potasio
- Ciclohexano
- BaCO₃
- H₂O₂
- CH₃CH₂CHCl₂

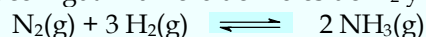
- Fe(OH)₃
- K₂SO₄
- 
- Carbonato bórico. Trioxocarbonato (IV) de bario.
- Peróxido de hidrógeno. Agua oxigenada.
- 1,1-Dicloropropano.

2 Defina afinidad electrónica.

- ¿ Qué criterio se sigue para ordenar los elementos en la tabla periódica?
- ¿ Justifique cómo varía la energía de ionización a lo largo de un periodo?

- El orden creciente del número atómico (número de protones que el elemento tiene en el núcleo atómico).
- Puesto que a medida que se avanza en un período, el radio atómico va disminuyendo, el potencial de ionización irá aumentando ya que se precisará más energía para arrancar un electrón al estar éste más cerca del núcleo y, por tanto, más atraído por él. En los períodos largos, cuando se ha sobrepasado aproximadamente la mitad del período, puede haber un pequeño aumento del radio atómico debido a la repulsión electrónica y al efecto pantalla que hace disminuir la carga nuclear efectiva, en estos casos habrá una ligera disminución del potencial de ionización como ocurre en el caso del Ga, In Tl... Pero en general aumentará a medida que se avanza en el período.

3 En un matraz vacío se introducen igual número de moles de H₂ y N₂ que reaccionan según la ecuación:



Justifique si, una vez alcanzado el equilibrio, las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Hay doble número de moles de amoníaco de los que había inicialmente de N₂.
- La presión parcial de nitrógeno será mayor que la presión parcial de hidrógeno.
- La presión total será igual a la presión de amoníaco elevada al cuadrado.

- Falso. Habrá doble número de moles de amoníaco de los que han desaparecido de hidrógeno pero no de los que inicialmente había.
- Verdadero. Por cada mol que se consume de nitrógeno, se consumen tres de hidrógeno. Si inicialmente se introduce igual número de moles de ambos, cuando se llegue al equilibrio habrá más moles de nitrógeno que es del que menos se gasta, y, si hay más moles de nitrógeno, su presión parcial será mayor.
- Falso. La presión total será la suma de las presiones parciales de los tres gases en equilibrio: amoníaco, nitrógeno e hidrógeno.

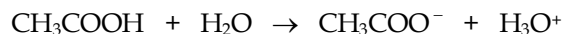
4 Complete las siguientes reacciones y ajuste la que corresponda a una combustión:

- CH₃CH=CHCH₃ + H₂ →
- CH₃CH₃ + O₂ →
- CH₄ + Cl₂ $\xrightarrow{h\nu}$

- CH₃CH=CHCH₃ + H₂ → CH₃CH₂CH₂CH₃
- CH₃CH₃ + 7/2O₂ → 2CO₂ + 3H₂O
- CH₄ + Cl₂ $\xrightarrow{h\nu}$ CH₃Cl + HCl

- 5 Sabiendo que la constante de ionización del ácido acético (K_a) tiene un valor de $1,8 \cdot 10^{-5}$, calcule:
- El grado de disociación.
 - El pH de una disolución 0,01 M. de ácido acético (CH_3COOH).

a. Para el equilibrio:



conociendo la concentración inicial de ácido y llamando α al grado de disociación, se puede construir la tabla:

	CH_3COOH	CH_3COO^-	H_3O^+
Inicial	c	-	-
Disociados	$c\alpha$	-	-
Equilibrio	$c(1-\alpha)$	$c\alpha$	$c\alpha$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$$

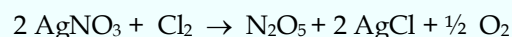
Como el valor de la constante de equilibrio es muy pequeño, el equilibrio se encuentra muy desplazado hacia la izquierda y se podrá hacer la aproximación $1 - \alpha \approx 1$ sin correr riesgo de alterar el resultado de la ecuación. Queda:

$$K_a = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha} \approx c\alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,01}} = 0,042 = 4,2\%$$

b. Aplicando la definición de pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c\alpha = -\log 0,01 \cdot 0,042 = 3,37$$

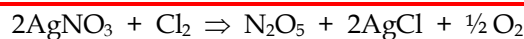
- 6 Dada la siguiente reacción química :



Calcule:

- Los moles de N_2O_5 que se obtienen a partir de 20 g de AgNO_3 .
- El volumen de oxígeno obtenido, medido a 20°C y 620 mm de mercurio.

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



a. Con la reacción ajustada, a partir de los 20 de nitrato de plata:

$$(20 \text{ g AgNO}_3) \left(\frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{170 \text{ g AgNO}_3} \right) \left(\frac{1 \text{ mol N}_2\text{O}_5}{2 \text{ mol AgNO}_3} \right) = 0,059 \text{ moles N}_2\text{O}_5$$

b. Se procede de la misma manera, pero llegando hasta el volumen a través de la ecuación de los gases ideales:

$$(20 \text{ g AgNO}_3) \left(\frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{170 \text{ g AgNO}_3} \right) \left(\frac{0,5 \text{ moles O}_2}{2 \text{ mol AgNO}_3} \right) = 0,029 \text{ moles de O}_2$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \left(\frac{0,029 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ at}\cdot\text{L}/\text{K} \cdot 293 \text{ K}}{0,947 \text{ at}} \right) = 0,75 \text{ L de O}_2$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Permanganato de bario
- Dióxido de azufre
- Ácido 3-metilbutanoico
- NaNO_2
- AgF
- CH_3COCH_3

- $\text{Ba}(\text{MnO}_4)_2$
- SO_2
- $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{COOH}$
- Nitrito sódico. Dioxonitrato (III) de sodio.
- Fluoruro de plata. Fluoruro argéntico.
- Propanona. Acetona.

2 En 0,5 moles de CO_2 , calcule:

- El número de moléculas de CO_2 .
- La masa de CO_2 .
- El número total de átomos.

Masas atómicas: C = 12; O = 16.

- Como en un mol de dióxido de carbono hay $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas del mismo:

$$0,5 \text{ mol } \text{CO}_2 \cdot \left(\frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{CO}_2}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} \right) = 3,011 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{CO}_2$$

- Como cada mol pesa 44 g:

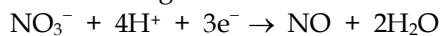
$$0,5 \text{ mol } \text{CO}_2 \cdot \left(\frac{44 \text{ g } \text{CO}_2}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} \right) = 22 \text{ g } \text{CO}_2$$

- Como cada molécula está formada por tres átomos:

$$3,011 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{CO}_2 \cdot \left(\frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula } \text{CO}_2} \right) = 9,033 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

3 a. Indique los números de oxidación del nitrógeno en las siguientes moléculas: N_2 ; NO ; N_2O ; N_2O_4 .
b. Escriba la semirreacción de reducción del HNO_3 a NO .

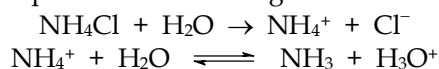
- Teniendo en cuenta que el estado de oxidación del oxígeno es siempre -2 (excepto en los peróxidos), el del nitrógeno será respectivamente: 0, +2, +1 y +4.
- El ácido nítrico pasa a monóxido de nitrógeno:



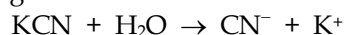
4 Razone, mediante un ejemplo, si al disolver una sal en agua:

- Se puede obtener una disolución de pH básico.
- Se puede obtener una disolución de pH ácido.
- Se puede obtener una disolución de pH neutro.

- Cualquier sal proveniente de ácido fuerte y base débil, por ejemplo, cloruro amónico. En una disolución de esta sal sólo se hidrolizarán los cationes que, como provienen de una base débil, constituirán ácidos conjugados relativamente fuertes, produciendo en su hidrólisis hidrogeniones y haciendo que la disolución tenga carácter ácido.



- Cualquier sal proveniente de ácido débil y base fuerte, por ejemplo, cianuro potásico. En una disolución de esta sal sólo se hidrolizarán los aniones que, como provienen de un ácido débil, constituirán bases conjugadas relativamente fuertes, produciendo en su hidrólisis hidroxilos y haciendo que la disolución tenga carácter básico.

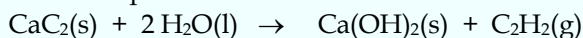




- c. Cualquier sal proveniente de ácido fuerte y base fuerte, por ejemplo, cloruro potásico. Ninguno de sus iones se hidroliza y no variará la concentración de hidrógenoiones ni la de hidroxilos. Ambas serán 10^{-7} y la disolución será neutra.

5

- a. Calcule la variación de la entalpía estándar de la reacción:



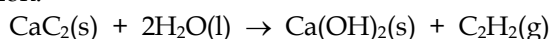
- b. Qué calor se desprende en la combustión de 100 dm^3 de acetileno, C_2H_2 , medidos a 25°C y 1 atm .

Datos: Entalpías estándar de formación en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$: $\text{CaC}_2 = -59'0$; $\text{CO}_2 = -393'5$; $\text{H}_2\text{O} = -285'8$; $\text{Ca}(\text{OH})_2 = -986'0$; $\text{C}_2\text{H}_2 = 227'0$.

- a. La variación de entalpía en una reacción química es, por definición:

$$\Delta H_{\text{r}}^\circ = \Sigma(\Delta H_{\text{f}}^\circ \text{Productos}) - \Sigma(\Delta H_{\text{f}}^\circ \text{Reactivos})$$

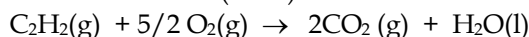
Para la reacción:



$$\Delta H_{\text{r}}^\circ = \Delta H_{\text{f}}^\circ \text{Acetileno} + \Delta H_{\text{f}}^\circ \text{Hidróxido} - 2\Delta H_{\text{f}}^\circ \text{Agua} - \Delta H_{\text{f}}^\circ \text{Carburo} =$$

$$= 1 \text{ m} \cdot (227,0 \text{ kJ/m}) + 1 \text{ m} \cdot (-986 \text{ kJ/m}) - 2 \text{ m} \cdot (-285,8 \text{ kJ/m}) - 1 \text{ m} \cdot (-59 \text{ kJ/m}) = -128,4 \text{ kJ}$$

- b. La reacción de combustión del acetileno (etino) es:



Y de forma similar al apartado anterior:

$$\Delta H_{\text{r}}^\circ = \Delta H_{\text{f}}^\circ \text{Agua} + 2\Delta H_{\text{f}}^\circ \text{Dióxido} - \Delta H_{\text{f}}^\circ \text{Acetileno} =$$

$$= 1 \text{ m} \cdot (-285,8 \text{ kJ/m}) + 2 \text{ m} \cdot (-393,5 \text{ kJ/m}) - 1 \text{ m} \cdot (227,0 \text{ kJ/m}) = -1299,8 \text{ kJ}$$

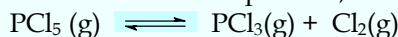
Esta es la energía desprendida cuando se quema un mol de acetileno. Para 100 L a 25°C y 1 atm :

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 0,1 \text{ L}}{0,082(\text{at} \cdot \text{L}/\text{K} \cdot \text{m}) \cdot 298 \text{ K}} = 0,0041 \text{ m}$$

$$0,0041 \text{ mol} \cdot (-1299,8 \text{ kJ/mol}) = -5,32 \text{ kJ}$$

6

Al calentar $\text{PCl}_5(\text{g})$ a 250°C , en un reactor de 1 litro de capacidad, se descompone según:



Si una vez alcanzado el equilibrio, el grado de disociación es $0'8$ y la presión total es 1 atm , calcule:

- El número de moles de PCl_5 iniciales.
- La constante K_p a esa temperatura.

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



Llamando n al número de moles iniciales y α al grado de disociación, se construye la tabla:

	PCl_5	PCl_3	Cl_2	Total
Inicial	n	-	-	
Disociados	$n\alpha$	-	-	
Equilibrio	$n(1-\alpha)$	$n\alpha$	$n\alpha$	$n(1+\alpha)$

- a. Aplicando la ecuación de los gases ideales a la totalidad de los gases en equilibrio, se puede calcular el número de gases totales y con él, el número de moles iniciales de pentacloruro:

$$PV = n(1+\alpha)RT; n = \frac{PV}{(1+\alpha)RT} = \frac{1 \text{ at} \cdot 1 \text{ L}}{(1+0,8) \cdot 0,082 \text{ at} \cdot \text{L}/\text{K} \cdot \text{mol} \cdot 523 \text{ K}} = 0,013 \text{ moles}$$

- b. K_p se puede relacionar con la presión total y el grado de disociación de la forma:

$$K_p = \frac{P_{\text{PCl}_3} \cdot P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{PCl}_5}} = \frac{\left(\frac{n\alpha}{n(1+\alpha)}\right)^2 P^2}{\left(\frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)}\right) P} = \frac{\alpha^2}{1-\alpha^2} P = \frac{0,8^2}{1-0,8^2} 1 \text{ at} = 1,78 \text{ at}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Clorato de calcio
- Hidróxido de níquel (II)
- Propanal
- Na_2O_2
- Fe_2S_3
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NHCH}_3$

- $\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$
- $\text{Ni}(\text{OH})_2$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$
- Peróxido de sodio. Dióxido de disodio.
- Trisulfuro de dihierro. Sulfuro de hierro (III). Sulfuro férrico.
- Etilmetilamina. N-Metiletanamina.

2

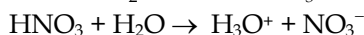
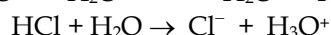
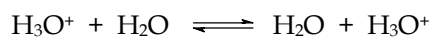
- ¿Por qué el volumen atómico aumenta al bajar en un grupo de la tabla periódica?
- ¿Por qué los espectros atómicos son discontinuos?
- Defina el concepto de electronegatividad.

- Porque aumenta el número cuántico principal, n , que es el que condiciona el tamaño de los orbitales que existen en el átomo.
- Porque corresponden a absorciones o emisiones de ciertas frecuencias solamente que pertenecen al espectro electromagnético.
- Consiste en la tendencia por parte de un átomo a atraer hacia sí los electrones de cualquier enlace que forma dentro de una molécula.

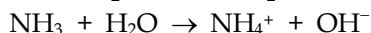
3 Dadas las siguientes especies químicas: H_3O^+ , OH^- , HCl , HCO_3^- , NH_3 y HNO_3 , justifique, según la teoría de Brønsted-Lowry:

- Cuáles pueden actuar sólo como ácidos.
- Cuáles pueden actuar sólo como bases.
- Cuáles pueden actuar como ácidos y como bases.

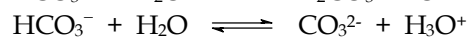
a. Como ácido:



b. Como base:



c. Anfótero:



4 Un vaso contiene 100 mL de agua. Calcule:

- Cuántos moles de agua hay en el vaso.
- Cuántas moléculas de agua hay en el vaso.
- Cuántos átomos de hidrógeno y oxígeno hay en el vaso.

Masas atómicas: H = 1; O = 16.

a. Como la densidad del agua es 1 g/mL y cada mol pesa 18 g:

$$100 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \left(\frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \right) = 5,55 \text{ m H}_2\text{O}$$

b. Como en un mol de agua hay $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de la mismo:

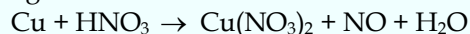
$$5,55 \text{ m H}_2\text{O} \cdot \left(\frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \right) = 3,342 \cdot 10^{24} \text{ moléculas H}_2\text{O}$$

c. Como cada molécula está formada por tres átomos (2 de hidrógeno y 1 de oxígeno):

$$3,342 \cdot 10^{24} \text{ moléculas H}_2\text{O} \cdot \left(\frac{2 \text{ átomos O}}{1 \text{ molécula H}_2\text{O}} \right) = 6,684 \cdot 10^{24} \text{ átomos de O}$$

$$3,342 \cdot 10^{24} \text{ moléculas H}_2\text{O} \cdot \left(\frac{1 \text{ átomo H}}{1 \text{ molécula H}_2\text{O}} \right) = 3,342 \cdot 10^{24} \text{ átomos de H}$$

5 El óxido nítrico (NO) se prepara según la reacción:

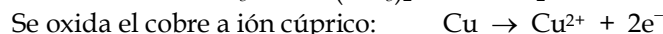
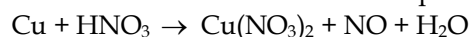


a. Ajuste la reacción molecular por el método del ion-electrón.

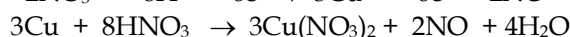
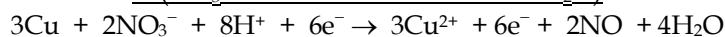
b. Calcule la masa de cobre que se necesita para obtener 0'5 L de NO medidos a 750 mm de mercurio y 25 °C.

Datos: R = 0'082 atm.L.K⁻¹.mol⁻¹. Masa atómica: Cu = 63'5.

a. Asignando los respectivos estados de oxidación se observa que cambian su estado el Cu y el N:



Para que el número de electrones intercambiados en las semirreacciones sea igual:

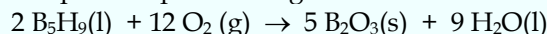


b. Aplicando la ecuación de los gases isocólicas al NO obtenido, se calculan los moles de éste y con ellos, la cantidad de Cu

$$n = \frac{PV}{RT} = \left(\frac{0,5 \text{ L} \cdot 0,986 \text{ at}}{0,082 \text{ at} \cdot \text{L/K m} \cdot 298 \text{ K}} \right) = 0,02 \text{ moles NO}$$

$$0,02 \text{ m NO} \cdot \left(\frac{3 \text{ m Cu}}{2 \text{ m NO}} \right) \cdot \left(\frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ m Cu}} \right) = 1,92 \text{ g Cu}$$

6 La combustión del pentaborano líquido se produce según la reacción:



Calcule:

a. La entalpía estándar de la reacción.

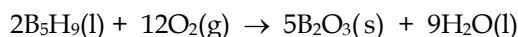
b. El calor que se desprende, a presión constante, en la combustión de un gramo de pentaborano.

Datos: Masas atómicas: H = 1; B = 11. $\Delta H_f^\circ[\text{B}_5\text{H}_9(\text{l})] = 73'2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ[\text{B}_2\text{O}_3(\text{s})] = -1263'6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285'8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a. La variación de entalpía en una reacción química es, por definición:

$$\Delta H_r^\circ = \Sigma(\Delta H_f^\circ \text{Productos}) - \Sigma(\Delta H_f^\circ \text{Reactivos})$$

Para la reacción:



$$\Delta H_r^\circ = 5\Delta H_f^\circ \text{Óxido} + 9\Delta H_f^\circ \text{Agua} - 2\Delta H_f^\circ \text{Pentaborano} =$$


$$5 \text{ m} \cdot (-1263,6 \text{ kJ/m}) + 9 \text{ m} \cdot (-285,8 \text{ kJ/m}) - 2 \text{ m} \cdot (73,2 \text{ kJ/m}) = -9036,6 \text{ kJ}$$

b. Como la energía calculada es la correspondiente a la combustión de 1 mol, mediante una sencilla operación:

$$(1 \text{ g B}_5\text{H}_9) \cdot (1 \text{ m B}_5\text{H}_9 / 64 \text{ g B}_5\text{H}_9) \cdot (-9036,6 \text{ kJ} / 2 \text{ m B}_5\text{H}_9) = -70,6 \text{ kJ}$$


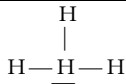
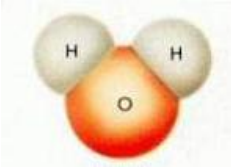
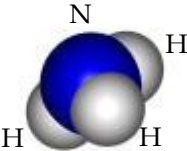
1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Hidruro de aluminio
- Hipoyodito de cobre (II)
- o*-Dibromobenceno
- NH_4Cl
- BaCr_2O_7
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_3$

- AlH_3
- $\text{Cu}(\text{IO})_2$
- 
- Cloruro amónico. Cloruro de amonio.
- Dicromato de bario. Heptaoxodicromato (VI) de bario.
- Etilmetiléter. Metoxietano.

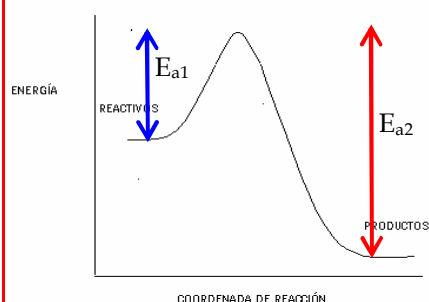
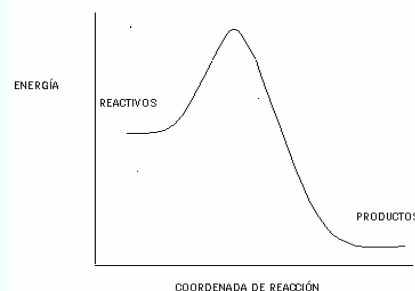
2 Dadas las sustancias: NH_3 y H_2O .

- Represente sus estructuras de Lewis.
- Prediga la geometría de las moléculas anteriores mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
- Indique la hibridación del átomo central en cada caso.

	H_2O	NH_3
a.		
b.	Es una molécula del tipo AB_2E_2 , (dos pares de e^- enlazantes y dos no enlazantes), tendrá forma angular. 	Es una molécula del tipo AB_3E , (tres pares de e^- enlazantes y uno no enlazante), tendrá forma de pirámide triangular. 
c.	Hibridación sp^3 en el oxígeno	Hibridación sp^3 en el nitrógeno

3 En la figura se muestra el diagrama de energía para una hipotética reacción química. Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- La reacción directa es exotérmica.
- La energía de activación de la reacción directa es mayor que la energía de activación de la reacción inversa.
- La energía de la reacción química es igual a la diferencia entre las energías de activación de la reacción inversa y directa.



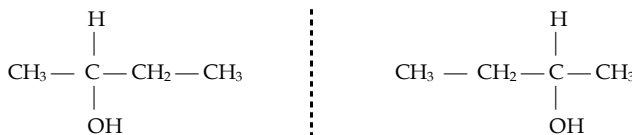
- Verdadero: la entalpía de los productos es inferior a la de los reactivos y se desprenderá energía en la reacción.
- Falso. En la figura se puede apreciar que E_{a1} (energía de activación de la reacción directa) es menor que E_{a2} (energía de activación de la reacción inversa)
- Falso. La energía de la reacción química es igual a la diferencia entre las energías de activación de la reacción directa e inversa

$$\Delta H = E_{a1} - E_{a2}$$

4 Dados los compuestos: 2-butanol, $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_2\text{CH}_3$, y 3-metilbutanol, $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$, responda razonadamente, a las siguientes cuestiones:

- ¿Son isómeros entre sí?
- ¿Presenta alguno de ellos isomería óptica?

- No, porque no tiene el mismo número de átomos de cada elemento. La fórmula molecular del 2-butanol es $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ y la del 3-metil-1-butanol es $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$.
- Sí, el 2-butanol, porque su segundo carbono es asimétrico. En el plano se pueden representar sus enantiómeros de la forma:



5 Calcule:

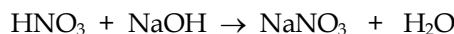
- El pH de una disolución 0,02 M de ácido nítrico y el de una disolución 0,05 M de NaOH.
- El pH de la disolución que resulta al mezclar 75 mL de la disolución del ácido con 25 mL de la disolución de la base. Suponga los volúmenes aditivos.

- Tanto uno como el otro (ácido y base) son fuertes, se encuentran completamente disociados y por tanto:

Para el ácido nítrico: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,02 = 1,7$

Para el hidróxido sódico: $\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-] = 14 + \log 0,05 = 12,7$

- Antes se ha de calcular el exceso de uno o de otro en la reacción de neutralización;



Moles de $\text{HNO}_3 = 0,075 \text{ L} \cdot 0,02 \text{ mol/L} = 0,00150 \text{ moles}$

Moles de $\text{NaOH} = 0,025 \text{ L} \cdot 0,05 \text{ mol/L} = 0,00125 \text{ moles}$

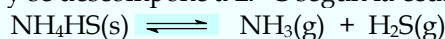
Moles de HNO_3 en exceso = $0,00150 \text{ moles} - 0,00125 \text{ moles} = 0,00025 \text{ moles}$

Como el volumen total es $0,075 \text{ L} + 0,025 \text{ L} = 0,100 \text{ L}$, la concentración final de ácido será:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,00025 \text{ mol} / 0,1 \text{ L} = 0,0025 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,0025 = 2,6$$

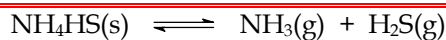
6 Una muestra de 6,53 g de NH_4HS se introduce en un recipiente de 4 L de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, y se descompone a 27°C según la ecuación:



Una vez establecido el equilibrio la presión total en el interior del recipiente es 0,75 atm. Calcule:

- Las constantes de equilibrio K_c y K_p .
- El porcentaje de hidrógenosulfuro de amonio que se ha descompuesto.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $\text{H} = 1$, $\text{N} = 14$; $\text{S} = 32$.



- Se trata de un equilibrio heterogéneo en el que los únicos gases son los que aparecen en los productos y como aparece la misma cantidad de cada uno, la presión parcial de cada uno de ellos será la mitad de la total de modo que la expresión de K_p es:

$$K_p = P_{\text{NH}_3} \cdot P_{\text{H}_2\text{S}} = \left(\frac{P_T}{2}\right)^2 = (0,375 \text{ atm})^2 = 0,141 \text{ atm}$$

$$K_c = K_p (\text{RT})^{-\Delta n} = 0,141 \cdot (0,082 \cdot 300)^{-2} = 2,32 \cdot 10^{-4} (\text{mol/L})^2$$

- Los moles que desaparecen de NH_4HS son los mismo que aparecen de amoníaco o de sulfuro de hidrógeno:

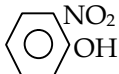
$$n_{\text{NH}_4\text{HS disociados}} = n_{\text{NH}_3 \text{ aparecidos}} = \frac{P_{\text{NH}_3} V}{RT} = \frac{0,375 \text{ atm} \cdot 4 \text{ L}}{0,082 (\text{at}\cdot\text{L}/\text{K mol}) \cdot 300 \text{ K}} = 0,061 \text{ mol} = 3,11 \text{ g}$$

El porcentaje disociado se calcula fácilmente como la fracción de sólido disociado entre la de sólido inicial:

$$\% \text{ disociado} = \frac{3,11}{6,53} \cdot 100 = 47,64\%$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Nitrato de plata
- Sulfuro de cobalto (II)
- o*-Nitrofenol
- SiO₂
- TiF₄
- CH₃NH₂

- AgNO₃
- CoS
- 
- Dióxido de silicio. Óxido de silicio (IV). Óxido silíceo.
- Tetrafluoruro de titanio. Fluoruro titánico. Fluoruro de titanio (IV).
- Metilamina. Matanamina.

2 Dados los elementos cuyos números atómicos son 7, 17 y 20.

- Escriba sus configuraciones electrónicas.
- Razone a qué grupo y periodo de la tabla periódica pertenecen.
- ¿Cuál será el ion más estable de cada uno? Justifique la respuesta.

- Z = 7, Nitrógeno: 1s²2s²2p³.
Z = 17, Cloro: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁵.
Z = 20, Calcio: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶4s².
- Nitrógeno: 2º período, grupo 15; Cloro: 3º período, grupo 17; Calcio: 4º período, grupo 2.
- Tomando como criterio la consecución de la estructura de gas noble en cada uno de ellos, el nitrógeno tenderá a ganar 3 electrones y formar el ión N³⁻ adquiriendo de esta forma la estructura electrónica del helio, el cloro ganará 1 electrón formando el ión Cl⁻ y llegando a la configuración electrónica del argón y el calcio perderá 2 electrones, formando el ion Ca²⁺ y quedando con la estructura electrónica del argón..

3 Dados los potenciales normales de reducción E°(Pb²⁺/Pb) = - 0'13 V y E°(Zn²⁺/Zn) = - 0'76 V

- Escriba las semirreacciones y la reacción ajustada de la pila que se puede formar.
- Calcule la fuerza electromotriz de la misma.
- Indique qué electrodo actúa como ánodo y cuál como cátodo.

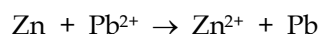
- En el ánodo se oxida el Zn:



Y en el cátodo se reduce el ión plumboso:



La reacción global es:



- E° = E°Reducción plomo + E°Oxidación cinc = - 0,13 V + 0,76 V = 0,63 V
- Ánodo es el electrodo donde se produce la oxidación: el de cinc, y cátodo donde ocurre la reducción: el de plomo.

4 a. Defina serie homóloga.

- Escriba la fórmula de un compuesto que pertenezca a la misma serie homóloga de cada uno de los que aparecen a continuación: CH₃CH₃; CH₃CH₂CH₂OH; CH₃CH₂NH₂

- Serie homóloga es un conjunto de compuestos que, teniendo el mismo grupo funcional, cada uno de ellos se diferencia del anterior en que posee un carbono más en la cadena carbonada.
- Sólo hay que alargar la cadena carbonada en algún carbono: Propano (CH₃CH₂CH₃), 1-butanol (CH₃CH₂CH₂CH₂OH) y propilamina (CH₃CH₂CH₂NH₂) respectivamente

- 5 Si 25 mL de una disolución 2'5 M de CuSO_4 se diluyen con agua hasta un volumen de 450 mL:
- ¿Cuántos gramos de cobre hay en la disolución original?
 - ¿Cuál es la molaridad de la disolución final?
- Masas atómicas: O = 16; S = 32; Cu = 63'5.

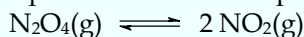
- a. Aplicando la definición de molaridad o mediante factores de conversión:

$$(25\text{ mL DU}) \left(\frac{2,5\text{ mol SO}}{1000\text{ mL DU}} \right) \left(\frac{63,5\text{ g SO}}{1\text{ mol SO}} \right) = 3,97\text{ g Cu}$$

- b. Como al diluir a 450 mL se hace 18 veces más grande el volumen, la molaridad será 18 veces más pequeña. Aplicando la definición de molaridad:

$$M = \frac{\text{moles CuSO}_4}{V} = \frac{(25\text{ mL DU}_1) \left(\frac{2,5\text{ mol SO}}{1000\text{ mL DU}_1} \right)}{0,45\text{ L DU}_2} = 0,139\text{ M}$$

- 6 A 25°C el valor de la constante K_p es 0'114 para la reacción en equilibrio:



En un recipiente de un litro de capacidad se introducen 0'05 moles de N_2O_4 a 25°C. Calcule, una vez alcanzado el equilibrio:

- El grado de disociación del N_2O_4 .
- Las presiones parciales de N_2O_4 y de NO_2 .

Dato: R = 0'082 atm.L.K⁻¹.mol⁻¹.

- a. Se puede construir, en función del grado de disociación y de los moles iniciales de N_2O_4 , la siguiente tabla:

	N_2O_4	NO_2	Totales
Inicialmente	0,05	-	0,05
Reaccionan	$0,05\alpha$	-	$0,05\alpha$
Equilibrio	$0,05(1-\alpha)$	$2 \cdot 0,05\alpha$	$0,05(1+\alpha)$

Si se sustituyen estos valores en la expresión de K_c , fácilmente se puede despejar el valor del grado de disociación de la ecuación resultante:

$$K_c = \frac{\left(\frac{0,1\alpha}{1} \right)^2}{\left(\frac{0,05(1-\alpha)}{1} \right)} = 0,114 \Rightarrow 0,01\alpha^2 - 0,0057\alpha + 0,057 = 0 \Rightarrow \alpha = 0,522 = 52,2\%$$

- b. Aplicando a los moles totales de equilibrio la ecuación de los gases ideales, se calcula la presión total y, con ésta y la fracción molar de cada gas, las presiones parciales:

$$P = \frac{0,05\text{ moles} \cdot (1 + 0,522) \cdot 0,082(\text{at} \cdot \text{L}/\text{K} \cdot \text{mol}) \cdot 298\text{K}}{1\text{ L}} = 1,86\text{ at}$$

$$P_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{0,05(1-\alpha)}{0,05(1+\alpha)} P = 0,54\text{ at}; \quad P_{\text{NO}_2} = 1 - P_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{0,05 \cdot 2\alpha}{0,05(1+\alpha)} P = 1,32\text{ at}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Bromato de sodio
- Ácido sulfuroso
- 2-Metil-1-penteno
- AuCl_3
- LiOH
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$

- NaBrO_3
- H_2SO_3
- $\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
- Tricloruro de oro. Cloruro de oro (III). Cloruro auríco.
- Hidróxido de litio. Hidróxido de litio (I).
- 1-butanol.

2 En 10 litros de hidrógeno y en 10 litros oxígeno, ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura, hay:

- El mismo número de moles.
- Idéntica masa de ambos.
- El mismo número de átomos.

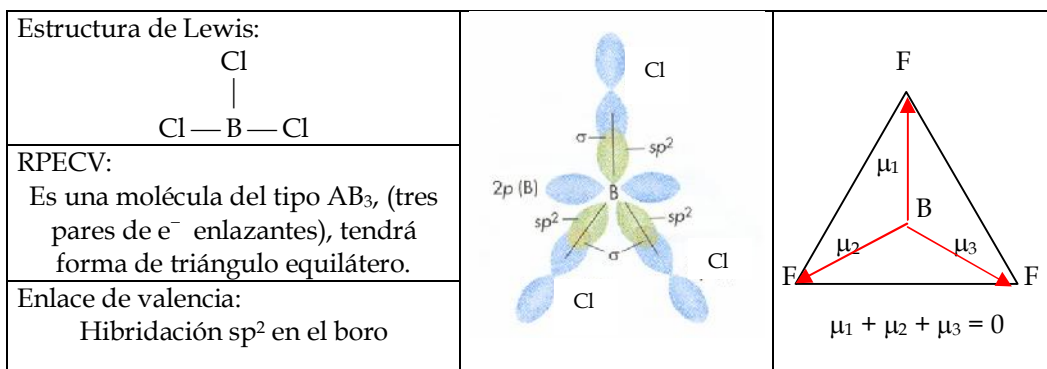
Indique si son correctas o no estas afirmaciones, razonando las respuestas..

Según Avogadro, al estar en las mismas condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de gases contienen el mismo número de moles y como cada mol contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas, también contendrán el mismo número de moléculas. Como ambas moléculas son diatómicas, también el número de átomos será el mismo en ambos casos. Lo que sí será diferente será su masa por tener distinta masa molar: el de oxígeno pesará 16 veces más.

- 3
- ¿Cuál es la geometría de la molécula BCl_3 ?
 - ¿Es una molécula polar?
 - ¿Es soluble en agua?

Justifique las respuestas

a.



- Es apolar. Aunque los enlaces sean polares por la mayor electronegatividad del cloro, la geometría anula los tres momentos dipolares de los enlaces y la molécula, en definitiva, es apolar.
- No, por ser apolar. El agua es un disolvente polar y, como tal, sólo disolverá sustancias polares.

4 En dos disoluciones de la misma concentración de dos ácidos débiles monoproticos HA y HB, se comprueba que $[\text{A}^-]$ es mayor que la de $[\text{B}^-]$. Justifique la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:

- El ácido HA es más fuerte que HB.
- El valor de la constante de disociación del ácido HA es menor que el valor de la constante de disociación de HB.
- El pH de la disolución del ácido HA es mayor que el pH de la disolución del ácido HB.

- Verdadero. Si la $[A^-]$ es mayor que la de $[B^-]$, es porque el ácido HA se encuentra más disociado y, al tener la misma concentración, la razón es que HA será más fuerte.
- Falso. Si HA se encuentra más disociado es porque el valor de su constante de acidez es mayor.
- Falso. Si la $[A^-]$ es mayor que la de $[B^-]$, también lo será la de hidrogenoiones porque habrá la misma concentración que de los respectivos aniones, razón por la cual, la acidez de la disolución de HA es mayor y, por tanto su pH será menor

5 Determine los valores de las entalpías de las siguientes reacciones:

- $H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2 HCl(g)$
- $CH_2=CH_2(g) + H_2(g) \rightarrow CH_3CH_3(g)$

Datos: Energías de enlace (kJ. mol⁻¹): (H-H) = 436'0; (Cl-Cl) = 242'7; (C-H) = 414'1; (C=C) = 620'1; (H-Cl) = 431'9; (C-C) = 347'1.

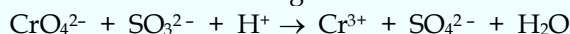
- La entalpía de cualquier reacción se puede calcular restándole a la suma de las energías de enlaces rotos, la suma de las energías de los enlaces formados. En la primera reacción se rompe un mol de enlaces H – H y otro de enlaces Cl – Cl y se forman 2 moles de enlaces Cl – H, luego:

$$\begin{aligned} \Delta H_r^\circ &= E_{H-H} + E_{Cl-Cl} - 2 \cdot E_{H-Cl} = \\ &= 1 \text{ m} \cdot (436,0 \text{ kJ/m}) + 1 \text{ m} \cdot (242,7 \text{ kJ/m}) - 2 \text{ m} \cdot (431,9 \text{ kJ/m}) = -185,1 \text{ kJ} \end{aligned}$$

- En la segunda se rompe un mol de enlace C = C y otro de enlaces H – H, y se forma 1 mol de enlaces C – C y 2 moles de enlaces C – H. Entonces:

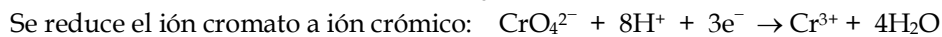
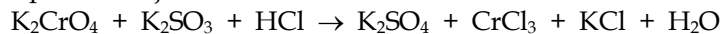
$$\begin{aligned} \Delta H_r^\circ &= E_{C=C} + E_{H-H} - E_{C-C} - 2 \cdot E_{H-C} = \\ &= 1 \text{ m} \cdot (620,1 \text{ kJ/m}) + 1 \text{ m} \cdot (436,0 \text{ kJ/m}) - 1 \text{ m} \cdot (347,1 \text{ kJ/m}) - 2 \text{ m} \cdot (414,1 \text{ kJ/m}) = -119,2 \text{ kJ} \end{aligned}$$

6 En medio ácido, el ion cromato oxida al ion sulfito según la ecuación:

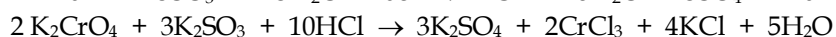
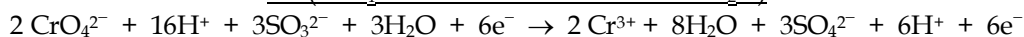
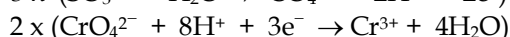
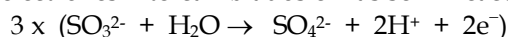


- Ajuste la ecuación iónica por el método del ion-electrón.
- Si 25 mL de una disolución de Na₂SO₃ reaccionan con 28'1 mL de disolución 0'088 M de K₂CrO₄, calcule la molaridad de la disolución de Na₂SO₃.

- La reacción completa, sin ajustar, es:



Para que el número de electrones intercambiados en las semirreacciones sea igual:



- Se calculan los moles de sulfito potásico y con ellos la molaridad de la disolución:

$$0,0281 \text{ L DU } K_2CrO_4 \cdot \frac{0,088 \text{ moles } K_2CrO_4}{1 \text{ L DU de } K_2CrO_4} \cdot \frac{3 \text{ moles } K_2SO_3}{2 \text{ moles } K_2CrO_4} = 0,0037 \text{ moles de } K_2SO_3$$

$$[K_2SO_3] = \frac{\text{moles } K_2SO_3}{V} = \frac{0,0037 \text{ moles}}{0,025 \text{ mL DU}} = 0,148 \text{ M}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

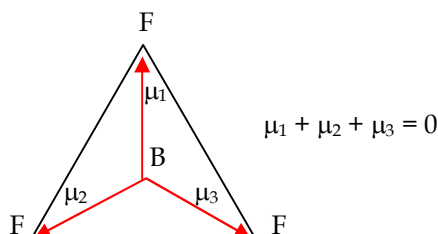
- Hidróxido de platino (IV)
- Dióxido de azufre
- Propeno
- KMnO_4
- CsHSO_3
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

- $\text{Pt}(\text{OH})_4$
- SO_2
- $\text{CH}_2=\text{CHCH}_3$
- Permanganato potásico. Tetraoxomanganato (VII) de potasio.
- Hidrógenosulfito césico. Hidrógenotrioxosulfato (IV) de cesio. Sulfito ácido de cesio.
- Etanol. Alcohol etílico.

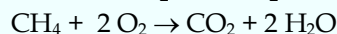
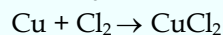
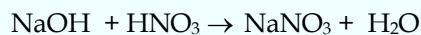
2

- ¿Por qué el H_2 y el I_2 no son solubles en agua y el HI sí lo es?
- ¿Por qué la molécula BF_3 es apolar, aunque sus enlaces estén polarizados?

- Porque tanto el H_2 como el I_2 no son polares y el HI sí lo es. El agua como disolvente sólo disuelve a las sustancias que, como ella, sean polares.
- Aunque los enlaces sean polares por la mayor electronegatividad del flúor, la geometría triangular equilátera anula los tres momentos dipolares de los enlaces y la molécula, en definitiva, es apolar.



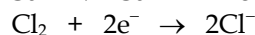
3 Dadas las siguientes reacciones :



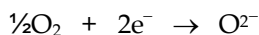
- Justifique si todas son de oxidación-reducción.
- Identifique el agente oxidante y el reductor donde proceda.

a) La primera no es de oxidación-reducción porque no cambian los estados de oxidación. Es una reacción ácido-base. La segunda y tercera si son.

b) En la segunda el oxidante es el cloro que se reduce a cloruro y el reductor el cobre que se oxida a Cu^{2+} :



y en la tercera el oxidante es el oxígeno que se reduce a O^{2-} . Y el reductor el C que pasa de C^{-4} a C^{+4} .



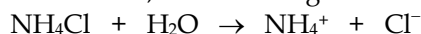
4

a. El pH de una disolución de un ácido monoprótico (HA) de concentración $5 \cdot 10^{-3}$ M es 2,3. ¿Se trata de un ácido fuerte o débil? Razone la respuesta.

b. Explique si el pH de una disolución acuosa de NH_4Cl es mayor, menor o igual a siete.

a. Si el $\text{pH} = 2,3 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,3} = 5 \cdot 10^{-3}$ que es la misma concentración del ácido, lo que quiere decir que se encuentra completamente dissociado y que, por tanto, se trata de un ácido fuerte.

b. Cuando el cloruro amónico se disuelve, se disocia según:

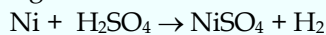


El ión cloruro proviene del ácido clorhídrico que es un ácido fuerte, El cloruro es su base conjugada débil y no se hidroliza. Sin embargo el amonio es el ácido conjugado de una base débil, el amoníaco. El amonio sí se hidroliza según:



En la disolución se generan hidrógenoiones, y tendrá por tanto carácter ácido y pH menor que 7.

5 El níquel reacciona con ácido sulfúrico según:



- Una muestra de 3 g de níquel impuro reacciona con 2 mL de una disolución de ácido sulfúrico 18 M. Calcule el porcentaje de níquel en la muestra.
- Calcule el volumen de hidrógeno desprendido, a 25° C y 1 atm, cuando reaccionan 20 g de níquel puro con exceso de ácido sulfúrico.

Datos: R = 0'082 atm.L.K⁻¹.mol⁻¹. Masa atómica: Ni = 58'7

- Como la reacción está ajustada y el único dato que se posee acerca de lo que interviene en la reacción es que se han gastado 2 mL de disolución de ácido, a partir de este dato y con las conversiones adecuadas:

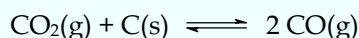
$$(2 \text{ mL DU}) \left(\frac{18 \text{ m H}_2\text{SO}_4}{1000 \text{ mL DU}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol Ni}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \right) \left(\frac{58,7 \text{ g Ni}}{1 \text{ mol Ni}} \right) \left(\frac{100 \text{ g muestra}}{3 \text{ g Ni}} \right) = 70,44\%$$

- Se hace igual que el apartado anterior aunque en este caso hay que calcular después el volumen aplicando la ecuación de los gases ideales:

$$(2 \text{ mL DU}) \left(\frac{18 \text{ m H}_2\text{SO}_4}{1000 \text{ mL DU}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \right) = 0,036 \text{ m H}_2$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \left(\frac{0,036 \text{ m} \cdot 0,082 \text{ at} \cdot \text{L/K mol} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ at}} \right) = 0,88 \text{ L H}_2$$

6 Para la reacción:



K_p = 10, a la temperatura de 815°C. Calcule, en el equilibrio:

- Las presiones parciales de CO₂ y CO a esa temperatura, cuando la presión total en el reactor es de 2 atm.
- El número de moles de CO₂ y de CO, si el volumen del reactor es de 3 litros.

Dato: R = 0'082 atm.L.K⁻¹.mol⁻¹.

- Se puede construir, en función del grado de disociación y de los moles iniciales de CO₂, la siguiente tabla:

	CO ₂	CO	Totales
Inicialmente	n	-	n
Reaccionan	nα	-	nα
Equilibrio	n(1-α)	2nα	n(1+α)

Si se sustituyen estos valores en la expresión de K_p, queda una ecuación en función de la presión total y el grado de disociación de la que se puede calcular este último:

$$K_p = \frac{P_{\text{CO}}^2}{P_{\text{CO}_2}} = \frac{\chi_{\text{CO}}^2 \cdot P_T^2}{\chi_{\text{CO}_2} \cdot P_T} \frac{\left(\frac{2n\alpha}{n(1+\alpha)} \right)^2 P^2}{\left(\frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} \right) P} = \frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2} P \Rightarrow 10 \text{ at} = \frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2} \cdot 2 \text{ at} \Rightarrow \alpha = 0,75 = 75\%$$

$$P_{\text{CO}_2} = \frac{1-\alpha}{1+\alpha} P = 0,28 \text{ at} \quad P_{\text{CO}} = \frac{2\alpha}{1+\alpha} P = 1,72 \text{ at}$$

- A partir de la presión parcial de cada gas y aplicando la ecuación de los gases ideales:

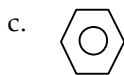
$$n_{\text{CO}_2} = \frac{P_{\text{CO}_2} V}{RT} = 0,0094 \text{ mol}; \quad n_{\text{CO}} = \frac{P_{\text{CO}} V}{RT} = 0,058 \text{ mol};$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Hidrógenocarbonato de sodio
- Sulfuro de plomo (II)
- Benceno
- Al_2O_3
- H_2CrO_4
- $\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$

a. NaHCO_3

b. PbS



- Trióxido de dialuminio. Óxido aluminico. Óxido de aluminio (III).
- Ácido crómico. Tetraoxocromato (VI) de hidrógeno.
- Propino.

2 Razone si las siguientes configuraciones electrónicas son posibles en un estado fundamental o en un estado excitado:

- $1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$.
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.
- $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2$.

- Sería posible si corresponde a un estado excitado del flúor al pasar un electrón de orbital 2p al 3s.
- Se trata del estado fundamental del átomo de aluminio.
- Es imposible. En el nivel 2 no hay orbitales d.

3 Razone la certeza o falsedad de las siguientes afirmaciones, en relación con un proceso exotérmico:

- La entalpía de los reactivos es siempre menor que la de los productos.
- El proceso siempre será espontáneo.

- Falso. Si la energía de los reactivos fuese menor, habría que realizar un aporte de la misma para que se produzca la reacción y en realidad ocurre todo lo contrario ya que es exotérmica.
- Falso. La espontaneidad de un proceso depende de la energía libre de Gibbs siendo espontáneo un proceso cuando dicha energía es negativa. Esta energía es:

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

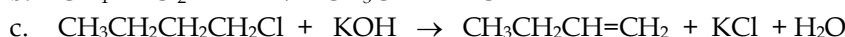
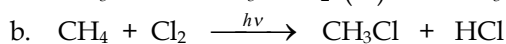
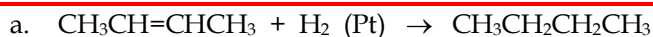
En una reacción exotérmica la variación de entalpía es negativa pero si transcurre con un aumento del orden también será negativa la variación de entropía. Si ocurre este caso y:

$$|T\Delta S| > |\Delta H|$$

la reacción no es espontánea ya que ΔG queda positivo.

4 Ponga un ejemplo de los siguientes tipos de reacciones:

- Reacción de adición a un alqueno.
- Reacción de sustitución en un alcano.
- Reacción de eliminación de HCl en un cloruro de alquilo.



5 a. Calcule la molaridad de una disolución de HNO_3 del 36% de riqueza en peso y densidad 1'22 g/mL.

b. ¿Qué volumen de ese ácido debemos tomar para preparar 0'5 L de disolución 0'25 M?

Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16;

- a. A partir del porcentaje en peso de la disolución original y mediante factores de conversión:

$$\left(\frac{36 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g Disolución}}\right) \cdot \left(\frac{1 \text{ m HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3}\right) \cdot \left(\frac{1,22 \text{ g Disolución}}{1 \text{ mL Disolución}}\right) \cdot \left(\frac{1000 \text{ mL Disolución}}{1 \text{ L Disolución}}\right) = 6,97 \text{ M}$$

- b. Sabiendo que el número de moles de soluto que se precisa para preparar la segunda disolución es el número de moles que hemos de tomar de la primera:

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$$

$$6,97 \text{ m/L} \cdot V_1 = 0,25 \text{ m/L} \cdot 0,500 \text{ L} \Rightarrow V_1 = 0,0179 \text{ L DU}_1 = 17,9 \text{ mL DU}_1$$

o mediante factores de conversión:

$$(500 \text{ mL DU}_2) \cdot \left(\frac{0,25 \text{ m HNO}_3}{1000 \text{ mL DU}_2}\right) \cdot \left(\frac{1000 \text{ mL DU}_1}{6,97 \text{ m HNO}_3}\right) = 17,9 \text{ mL DU}_1$$

6 Se electroliza una disolución acuosa de NiCl_2 pasando una corriente de 0'1 A durante 20 horas. Calcule

- a. La masa de níquel depositada en el cátodo.
b. El volumen de cloro, medido en condiciones normales, que se desprende en el ánodo.

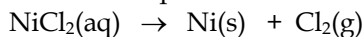
Datos: $F = 96500 \text{ C}$. Masas atómicas: $\text{Cl} = 35'5$; $\text{Ni} = 58'7$.

- 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 níquel depositados. Con ellos y, teniendo en cuenta que el níquel transfiere 2 electrones, se calculan los gramos de níquel.

$$Q = I \cdot t = 0,1 \text{ A} \cdot 72000 \text{ s} = 7200 \text{ C}$$

$$7200 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ eq-g Ag}}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{58,7 \text{ g Ag}}{2 \text{ eq-g Ag}} = 2,19 \text{ g Ag}$$

- b. El proceso completo de esta electrolisis responde a la reacción:



$$(2,19 \text{ g Ni}) \cdot \left(\frac{1 \text{ mol Ni}}{58,7 \text{ g Ni}}\right) \cdot \left(\frac{1 \text{ mol Cl}_2}{1 \text{ mol Ni}}\right) \cdot \left(\frac{22,4 \text{ L Cl}_2}{1 \text{ mol}}\right) = 0,835 \text{ L Cl}_2$$