

SELECTIVIDAD 2008

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.

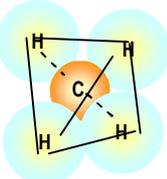
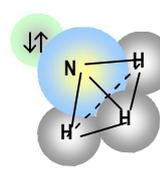
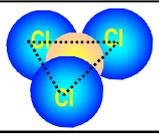
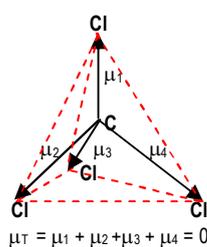
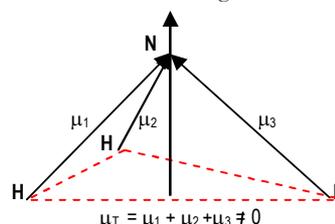
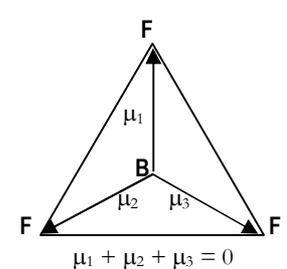
1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Hidrogenocarbonato de sodio
- Óxido de oro (III)
- Metilbutano
- PH_3
- HClO_2
- $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$

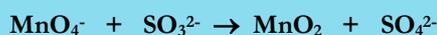
- NaHCO_3
- Au_2O_3
- $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_3$
- Trihidruro de fósforo. Fosfina
- Ácido cloroso. Dioxoclorato(III) de hidrógeno.
- Acetato de metilo. Etanato de metilo

2 Deduzca, según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia, la geometría de las siguientes moléculas e indique la polaridad de las mismas:

- Amoniaco.
- Tricloruro de boro.
- Metano.

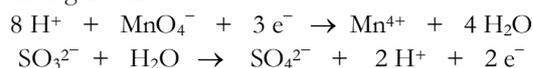
	CCl_4	NH_3	BCl_3
a. Geometría Teoría de RPECV.	 <p>Molécula del tipo AB_4, cuatro pares de e^- compartidos, tendrá forma tetraédrica.</p>	 <p>Molécula del tipo AB_3E, tres pares de e^- compartidos y uno sin compartir, pirámide triangular.</p>	<p>Según RPECV, alrededor del boro sólo hay tres pares de electrones compartidos. Es del tipo AB_3 y su forma será plana triangular equilateral.</p> 
b. Polaridad	<p>Aunque los enlaces sean polares, la geometría de la molécula hace que los cuatro dipolos eléctricos se anulen y la molécula en su conjunto es apolar.</p>  <p>$\mu_T = \mu_1 + \mu_2 + \mu_3 + \mu_4 = 0$</p>	<p>En este caso 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 átomo de nitrógeno.</p>  <p>$\mu_T = \mu_1 + \mu_2 + \mu_3 \neq 0$</p>	<p>La simetría molecular hace que se anulen los tres momentos dipolares que presenta la molécula en sus enlaces y la molécula en su conjunto es apolar.</p>  <p>$\mu_1 + \mu_2 + \mu_3 = 0$</p>

3 La siguiente reacción transcurre en medio ácido:



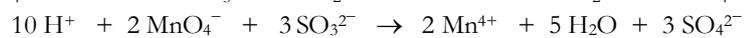
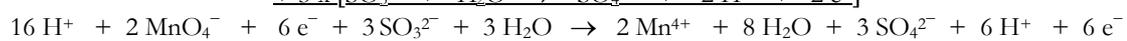
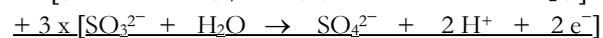
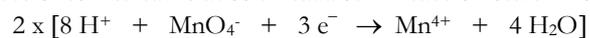
- Razone qué especie se oxida y cuál se reduce.
- Indique cuál es el oxidante y cuál el reductor, justificando la respuesta.
- Ajuste la reacción iónica.

a. Las semirreacciones que tiene lugar son:



b. La especie oxidante es la que se reduce, o sea, gana electrones para disminuir su estado de oxidación, en este caso es el permanganato. La especie reductora es la que se oxida, es decir, pierde electrones para aumentar su estado de oxidación, en este caso es el sulfito.

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



- 4 Escriba las ecuaciones químicas correspondientes a la disolución en agua de las siguientes sales y clasifíquelas en ácidas, básicas o neutras:
- KNO_3
 - NH_4Cl
 - Na_2CO_3

- a. El nitrato de potasio proviene del ácido nítrico y del hidróxido de potasio. En agua se disocia:
- $$\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_3^- + \text{K}^+$$
- Ni el K^+ ni el NO_3^- se hidrolizan por provenir respectivamente de una base y un ácido fuertes (hidróxido de potasio y ácido nítrico). No se generan ni OH^- ni H_3O^+ por lo que la disolución se mantendrá neutra, es decir, con $\text{pH} = 7$.
- b. El cloruro de amonio proviene del ácido clorhídrico y del amoníaco y en agua se disocia:
- $$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$$
- El Cl^- no reaccionará con el agua, pero el ión amonio si se hidroliza de la forma:
- $$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$$
- En la hidrólisis se generan hidrogenoiones y la disolución tendrá carácter ácido, $\text{pH} < 7$.
- c. El carbonato de sodio proviene del ácido carbónico y del hidróxido de sodio y en agua se disocia:
- $$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_3^{2-} + 2\text{Na}^+$$
- El Na^+ no reaccionará con el agua por tratarse de un ácido conjugado demasiado débil proveniente del hidróxido de sodio, pero el ión carbonato si se hidroliza (proviene de un ácido débil) de la forma:
- $$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$$
- En la hidrólisis se generan hidroxilos y la disolución tendrá carácter básico, $\text{pH} > 7$.

- 5 El carbonato de calcio reacciona con ácido sulfúrico según:
- $$\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- ¿Qué volumen de ácido sulfúrico concentrado de densidad 1'84 g/mL y 96% de riqueza en peso será necesario para que reaccionen por completo 10 g de CaCO_3 ?
 - ¿Qué cantidad de CaCO_3 del 80 % de riqueza en peso será necesaria para obtener 20 L de CO_2 , medidos en condiciones normales?
- Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1; S = 32; Ca = 40.

- a. Se calcula la masa de ácido sulfúrico puro necesario:
- $$10\text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{1\text{ mol CaCO}_3}{100\text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1\text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1\text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{98\text{ g H}_2\text{SO}_4}{1\text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 9,8\text{ g H}_2\text{SO}_4$$
- Con la masa de ácido sulfúrico puro se calcula la masa de disolución de sulfúrico y con ésta y la densidad, se calcula el volumen de la misma:
- $$9,8\text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{100\text{ g disolución}}{96\text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1\text{ mL disolución}}{1,84\text{ g disolución}} = 5,5\text{ mL disolución}$$
- b. Con el volumen de gas en condiciones normales se calculan los moles del mismo y, con éstos, los moles de carbonato de calcio y los gramos:
- $$20\text{ L CO}_2 \cdot \frac{1\text{ mol CO}_2}{22,4\text{ L CO}_2} \cdot \frac{1\text{ mol CaCO}_3}{1\text{ mol CO}_2} \cdot \frac{100\text{ g CaCO}_3}{1\text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{100\text{ g CaCO}_3\text{ impuro}}{80\text{ g CaCO}_3} = 111,2\text{ g CaCO}_3\text{ impuro}$$

- 6 Para el proceso Haber:
- $$\text{N}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$$
- el valor de K_p es $1'45 \cdot 10^{-5}$, a 500°C . En una mezcla en equilibrio de los tres gases, a esa temperatura, la presión parcial de H_2 es 0'928 atmósferas y la de N_2 es 0'432 atmósferas. Calcule:
- La presión total en el equilibrio.
 - El valor de la constante K_c .
- Datos: $R = 0'082\text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

- a. La presión total será la suma de las tres presiones parciales de los gases en equilibrio. Despejando de la expresión de K_p el valor de la presión parcial de amoníaco:
- $$K_p = \frac{P_{\text{NH}_3}^2}{P_{\text{N}_2} \cdot P_{\text{H}_2}^2} \Rightarrow P_{\text{NH}_3} = \sqrt{K_p \cdot P_{\text{N}_2} \cdot P_{\text{H}_2}^2} = \sqrt{1,45 \cdot 10^{-5}\text{ atm}^{-2} \cdot 0,432\text{ atm} \cdot (0,928\text{ atm})^2} = 2,23 \cdot 10^{-3}\text{ atm}$$
- Sumando las presiones parciales:
- $$P_T = P_{\text{NH}_3} + P_{\text{N}_2} + P_{\text{H}_2} = 0,002\text{ atm} + 0,432\text{ atm} + 0,928\text{ atm} = 1,362\text{ atm}$$
- b. Los valores de K_c y K_p están relacionados según:
- $$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 1,45 \cdot 10^{-5}\text{ atm}^{-2} \cdot (0,082\text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 773\text{ K})^2 = 0,058\text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Hidróxido de galio
- Bromato de estroncio
- Propan-1-ol
- H_2SO_3
- I_2O_3
- CH_3CONH_2

- $\text{Ga}(\text{OH})_3$
- $\text{Sr}(\text{BrO}_3)_2$
- $\text{CH}_2\text{OHCH}_2\text{CH}_3$
- Ácido sulfuroso. Trioxosulfato(IV) de hidrógeno.
- Óxido de yodo(III). Trióxido de diyodo.
- Etanamida. Acetamida.

2 Para el ión Cl^- ($Z = 17$) del isótopo cuyo número másico es 36:

- 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 de protones es el número atómico del elemento, o sea, 17 protones. El número de neutrones es la diferencia entre el número másico y el número atómico, es decir, 19 neutrones. El número de electrones es el mismo que el de protones si estuviese en estado neutro, pero como se trata de un anión mononegativo, tendrá y 18 electrones.
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^2$
- Los posibles números se obtendrán de combinar los valores: $n = 3$; $l = 1$; $m = (-1, 0 \text{ ó } 1)$; $m_s = (\frac{1}{2} \text{ ó } -\frac{1}{2})$.

3 Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Las reacciones espontáneas transcurren a gran velocidad.
- La entropía del sistema disminuye en las reacciones exotérmicas.
- El calor de reacción a presión constante es igual a la diferencia entre la entalpía de los productos y de los reactivos.

- Falso. La velocidad no está relacionada con la espontaneidad. Aquella sólo depende de la temperatura, de la concentración de los reactivos y de la energía de activación mientras que la espontaneidad depende de la energía libre de Gibbs. Una reacción espontánea puede transcurrir rápida o lentamente.
- Falso. No tiene que ocurrir necesariamente aunque sí puede ocurrir. No tiene nada que ver el criterio de exotermicidad (entalpía negativa) con el de aumento de orden en la reacción (entropía negativa).
- Verdadero. Es sí mismo la definición de variación de entalpía de una reacción.

4 Dados los compuestos: $(\text{CH}_3)_2\text{CHCOOCH}_3$; CH_3OCH_3 ; $\text{CH}_2=\text{CHCHO}$

- Identifique y nombre la función que presenta cada uno.
- Razone si presentan isomería *cis-trans*.
- Justifique si presentan isomería óptica.

- El primero es un éster, se trata del metilpropanato de metilo; el segundo es un éter, el dimetiléter; el tercero un aldehído: propenal.
- El único que podría presentarla sería el propenal por tener un doble enlace entre carbonos pero no es así ya que en uno de los carbonos que forman el doble enlace hay dos sustituyentes iguales (dos hidrógenos) que hace imposible distinguir dos isómeros *cis-trans*.
- En ninguno de ellos hay carbono asimétrico alguno por lo que ninguno presenta isomería óptica.

5 Una disolución acuosa de ácido clorhídrico de densidad $1,19 \text{ g/mL}$ contiene un 37% en peso de HCl. Calcule:

- La fracción molar de HCl.
- El volumen de dicha disolución necesario para neutralizar 600 mL de una disolución $0,12 \text{ M}$ de hidróxido de sodio.

Masas atómicas: $\text{Cl} = 35,5$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$.

- Puesto que de cada 100 g de disolución, 37 g son de ácido y el resto de agua:

$$x_s = \frac{n_{\text{HCl}}}{n_{\text{HCl}} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{\frac{37\text{gHCl}}{36,5\text{g/mol HCl}}}{\frac{37\text{gHCl}}{36,5\text{g/mol HCl}} + \frac{63\text{gH}_2\text{O}}{18\text{g/mol H}_2\text{O}}} = 0,22$$

- Se calcula la molaridad de la disolución de clorhídrico:

$$\frac{37\text{gHCl}}{100\text{gdisolución}} \cdot \frac{1\text{molHCl}}{36,5\text{gHCl}} \cdot \frac{1,19\text{gdisolución}}{1\text{mLdisolución}} \cdot \frac{1000\text{mLdisolución}}{1\text{Ldisolución}} = 12,06 \text{ M}$$

Como la reacción entre la sosa y el clorhídrico transcurre mol a mol, se calculan los moles de sosa y serán los mismos que los de ácido. Con éstos y la molaridad del mismo, se averigua el volumen de disolución de ácido

clorhídrico:

$$\text{moles NaOH} = \text{moles HCl} = 0,12 \text{ mol/L} \cdot 0,6 \text{ L} = 0,072 \text{ mol} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow V_{\text{HCl}} = \frac{0,072 \text{ mol}}{12,06 \text{ mol/l}} = 0,006 \text{ L} = 6 \text{ mL de disolución HCl}$$

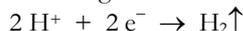
6 Una corriente de 6 amperios pasa a través de una disolución acuosa de ácido sulfúrico durante 2 horas. Calcule:

a. La masa de oxígeno liberado.

b. El volumen de hidrógeno que se obtendrá, medido a 27°C y 740 mm de Hg.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. $F = 96500 \text{ C}$. Masa atómica: $O = 16$.

a. En la electrolisis del H_2SO_4 en agua se produce hidrógeno en el cátodo:



y el agua se descompone en el ánodo según la reacción:



Conocida la intensidad de corriente y el tiempo que circula, se calcula la carga que ha circulado y, con la segunda ley de Faraday, los equivalentes-gramo liberados de oxígeno:

$$Q = I \cdot t = 6 \text{ A} \cdot 7200 \text{ s} = 43.200 \text{ C}$$

$$43.200 \text{ C} \cdot \left(\frac{1 \text{ eq-g O}_2}{96.55 \text{ C}} \right) = 0,45 \text{ eq-g O}_2$$

Por último, con los equivalentes-gramo de oxígeno se calcula la masa del mismo:

$$0,448 \text{ eq-g O}_2 \cdot (8 \text{ g O}_2 / 1 \text{ eq-g O}_2) = 3,58 \text{ g O}_2$$

b. Los equivalentes de hidrógeno obtenidos serán los mismos que para el oxígeno. Se hace lo mismo:

$$0,45 \text{ eq-g H}_2 \cdot (1 \text{ g H}_2 / 1 \text{ eq-g H}_2) = 0,45 \text{ g H}_2$$

Se calcula los moles y, mediante la ecuación de los gases ideales:

$$0,97 \text{ atm} \cdot V = \frac{0,45 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 300 \text{ K} \Rightarrow V = 5,70 \text{ L de H}_2$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Óxido de paladio (IV)
- Nitrato de cobalto (III)
- Propanoato de metilo
- Na_2O_2
- SiF_4
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$

- PdO_2
- $\text{Co}(\text{NO}_3)_3$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOCH}_3$
- Peróxido de sodio. Dióxido de disodio.
- Tetrafluoruro de silicio.
- Propano.

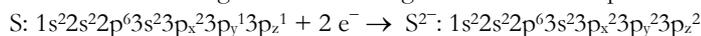
2 El número de protones en los núcleos de cinco átomos es: A = 9; B = 16; C = 17; D = 19; E = 20. Razone:

- ¿Cuál es el más electronegativo?
- ¿Cuál posee menor energía de ionización?
- ¿Cuál puede convertirse en anión divalente estable?

- Los elementos dados son flúor, azufre, cloro, potasio y calcio, respectivamente. La electronegatividad se define como la tendencia de un elemento para atraer hacia sí los electrones que le rodean formando enlace covalente. El más electronegativo será el de menor tamaño ya que el núcleo se encuentra más cerca de los electrones y los atraerá con más fuerza y, al que además le falta 1 electrón para adquirir configuración de gas noble, o sea, el flúor.
- La energía de ionización es por definición, la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo en su estado fundamental y gaseoso, y esto será más fácil cuanto más alejado esté el electrón del núcleo ya que está menos atraído por el mismo, o sea, tendrá menor potencial de ionización el de mayor tamaño, el potasio.

	Flúor (Z = 9)	Azufre (Z = 16)	Cloro (Z = 17)	Potasio (Z = 19)	Calcio (Z = 20)
Electronegatividad	4,0	2,5	3,0	0,8	1,0
Energía de ionización (kJ/mol)	1.681,0	999,6	1.251,1	418,8	589,8

- Aquel que ganando dos electrones consigue estructura de gas noble. El único posible es el azufre:



3 Complete los siguientes equilibrios e identifique los pares ácido-base conjugados:

- + $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$
- $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{.....}$
- $\text{F}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{.....}$

- $$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$$

Ácido: cede un protón al agua Base: capta un protón de hidrógenocarbonato Carbonato: base conjugada del hidrógenocarbonato Hidrógenoión: Ácido conjugado del agua
- $$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$$

Ácido: cede un protón al hidroxilo Base: capta un protón del amonio Amoníaco: base conjugada del amonio: capta un protón del agua Ácido conjugado del hidroxilo: cede un protón al amoníaco
- $$\text{F}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HF} + \text{OH}^-$$

Base: capta un protón del agua Ácido: cede un protón al ión fluoruro Ácido fluorhídrico, conjugado del fluoruro: cede un protón al hidroxilo Base conjugada del agua: capta un protón del ácido fluorhídrico

4 Se tienen 8'5 g de amoníaco y se eliminan $1'5 \cdot 10^{23}$ moléculas.

- ¿Cuántas moléculas de amoníaco quedan?
- ¿Cuántos gramos de amoníaco quedan?
- ¿Cuántos moles de átomos de hidrógeno quedan?

- A las moléculas iniciales se le restan las eliminadas:

$$8,5 \text{ g NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 3,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas NH}_3 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 3,01 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} - 1,5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} = 1,5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas NH}_3$$

- Como la cantidad retirada es la mitad de la que había presente, quedarán 4,25 g de amoníaco.
- Cada molécula de amoníaco tiene tres átomos de hidrógeno, por lo que los moles de átomos de hidrógeno que quedan será tres veces mayor que los moles de amoníaco:

$$4,25 \text{ g NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol átomos H}}{1 \text{ mol NH}_3} = 0,75 \text{ mol átomos H}$$

5

Dada la reacción:



- Ajuste por el método del ión-electrón esta reacción, en su forma iónica y molecular.
- ¿Qué volumen de disolución 0'02 M de permanganato de potasio se necesita para oxidar 30 mL de disolución de sulfato de hierro (II) 0'05 M, en presencia de ácido sulfúrico?

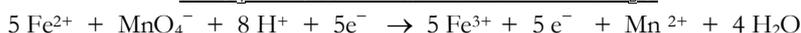
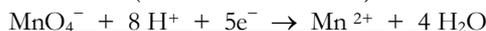
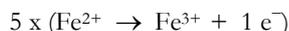
- El ión permanganato se reduce a ión Mn(II) en medio ácido:



El hierro(II) se oxida a hierro (III):



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:



- Se calculan los moles de sulfato de hierro(II) consumidos con los datos de la disolución y, con ellos, el número de moles de permanganato :

$$(30 \text{ ml disolución}) \cdot \left(\frac{0,05 \text{ moles Fe}^{2+}}{1000 \text{ ml disolución}} \right) \cdot \left(\frac{2 \text{ mol MnO}_4^-}{10 \text{ mol Fe}^{2+}} \right) = 3 \cdot 10^{-4} \text{ moles MnO}_4^-$$

y con los moles de permanganato y la molaridad de la disolución del mismo se calcula el volumen necesario:

$$(3 \cdot 10^{-4} \text{ mol MnO}_4^-) \cdot \left(\frac{1 \text{ L disolución}}{0,02 \text{ mol MnO}_4^-} \right) = 0,015 \text{ L de disolución de KMnO}_4$$

6

Para la siguiente reacción:



Calcule la entalpía de reacción estándar utilizando:

- Las entalpías de enlace.
- Las entalpías de formación estándar.

Datos: Entalpías de enlace en kJ/mol: (C-H) = 415; (Cl-Cl) = 244; (C-Cl) = 330; (H-Cl) = 430. $\Delta H_f^\circ [\text{CH}_4(\text{g})] = -74,9 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ [\text{CCl}_4(\text{g})] = -106,6 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ [\text{HCl}(\text{g})] = -92,3 \text{ kJ/mol}$.

- Para cualquier reacción entre sustancias covalentes, se puede definir la entalpía de reacción de la forma:

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

En esta reacción:

$$\begin{aligned} \Delta H_r^\circ &= 4 \text{ mol} \cdot E_{\text{C-H}} + 4 \text{ mol} \cdot E_{\text{Cl-Cl}} - 4 \text{ mol} \cdot E_{\text{C-Cl}} - 4 \text{ mol} \cdot E_{\text{H-Cl}} = \\ &= 4 \text{ mol} \cdot 415 \text{ kJ/mol} + 4 \text{ mol} \cdot 244 \text{ kJ/mol} - 4 \text{ mol} \cdot 330 \text{ kJ/mol} - 4 \text{ mol} \cdot 430 \text{ kJ/mol} = -404 \text{ kJ} \end{aligned}$$

- Por definición, la entalpía de una reacción es:

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

En este caso:

$$\begin{aligned} \Delta H_r^\circ &= 1 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^\circ \text{CCl}_4 + 4 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^\circ \text{HCl} - 1 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^\circ \text{CH}_4 = \\ &= 4 \text{ mol} \cdot (-92,3 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol} \cdot (-106,6 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ mol} \cdot (-74,9 \text{ kJ/mol}) = -400,9 \text{ kJ} \end{aligned}$$

La diferencia entre los valores obtenidos mediante una forma y otra (-404 y -400,9 kJ) estriba en que los valores tabulados de energías de enlaces son valores medios, variando dichos valores para un mismo enlace de una sustancia a otra.

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

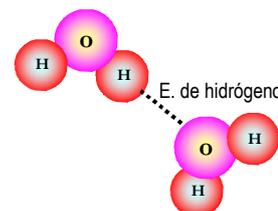
- Bromuro de cadmio
- Ácido selénico
- Pent-1,3-dieno
- Bi_2O_5
- NH_4Cl
- $\text{CH}\equiv\text{CH}$

- CdBr_2
- H_2SeO_4
- $\text{CH}_2=\text{CHCH}=\text{CHCH}_3$
- Óxido de bismuto(V). Pentaóxido de dibismuto.
- Cloruro de amonio.
- Etino. Acetileno.

2 Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Algunas moléculas covalentes son polares.
- Los compuestos iónicos, cuando están fundidos o en disolución, son buenos conductores de la electricidad.
- El agua tiene el punto de ebullición más elevado que el resto de los hidruros de los elementos del grupo 16.

- Verdadero. Si son moléculas diatómicas, basta que sus átomos tengan diferente electronegatividad para que sean polares (cloruro de hidrógeno, por ejemplo). Si están formadas por más de dos átomos, ha de haber diferencias de electronegatividad entre los mismos y además debe suceder que los momentos dipolares formados en cada uno de los enlaces de las moléculas no se anulen (amoníaco, por ejemplo).
- Verdadero. Son conductores de 2ª especie. Para que una sustancia sea buena conductora de la electricidad ha de cumplir dos condiciones: que posea cargas (los compuestos iónicos las poseen) y que éstas se puedan mover por acción de una diferencia de potencial (si la sustancia iónica está disuelta o en disolución, las cargas se podrán mover libremente).
- Verdadero. Es debido a los enlaces de hidrógeno que posee el agua. La molécula de agua posee un átomo de oxígeno que es mucho más electronegativo que el hidrógeno, atraerá hacia sí los electrones de los enlaces covalentes que forma y se generará un dipolo en la molécula que provoca la formación de enlaces de hidrógeno entre dicha molécula y las contiguas. Esto se traduce en un aumento de los puntos de ebullición de la sustancia. De hecho, a temperatura ambiente tendría que presentarse en estado gaseoso, sin embargo se presenta en estado líquido que no hierve hasta los 100°C .



3 A una hipotética reacción química,



le corresponde la siguiente ecuación de velocidad: $v = k \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}]$. Indique:

- El orden de la reacción respecto de A.
- El orden total de la reacción.
- Las unidades de la constante de la velocidad.

- El orden de la reacción respecto al reactivo A es el exponente al que está elevada la concentración del reactivo A en la ecuación de velocidad, o sea, 1.
- El orden total de la reacción es la suma de los exponentes a los que están elevadas las concentraciones de los reactivos en la ecuación de velocidad, en este caso, 2.
- Basta con despejar la constante de velocidad de la ecuación de velocidad:

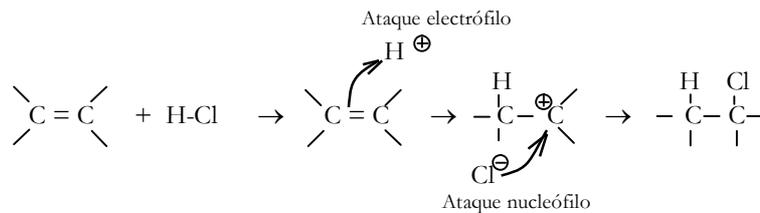
$$k = \frac{v}{[\text{A}] \cdot [\text{B}]} \Rightarrow \text{Unidades de } k = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^2} = \text{mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$$

4 Indique el producto que se obtiene en cada una de las siguientes reacciones:

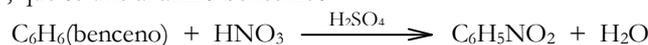
- $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow$
- $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow$
- $\text{C}_6\text{H}_6(\text{benceno}) + \text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4}$

Las dos primeras son reacciones de adición electrófila al doble enlace y sólo se diferencian en que en la primera reacción sólo se obtiene un producto, el 1,2-dicloropropano y en la segunda se pueden obtener dos: el 1-cloropropano o el 2-cloropropano. Mayoritariamente, según la regla de Markovnikov, se obtiene el segundo ya que el hidrógeno se une al carbono menos sustituido.

- $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{CHClCH}_2\text{Cl}$
- $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{CHClCH}_3$



- c. La tercera es una reacción de nitración. La nitración utiliza como reactivo una mezcla de ácido nítrico y sulfúrico. El ácido sulfúrico protona el -OH del ácido nítrico que se va en forma de agua generando el catión nitronio, NO_2^+ , que se une al anillo benzénico:



5 Se prepara una disolución tomando 10 mL de una disolución de ácido sulfúrico del 24% de riqueza en peso y densidad 1,17 g/mL, y añadiendo agua destilada hasta un volumen de 100 mL. Calcule:

- El pH de la disolución diluida.
- El volumen de la disolución preparada que se necesita para neutralizar 10 mL de disolución de KOH de densidad 1,05 g/mL y 15 % de riqueza en peso.

Masas atómicas: K = 39; S = 32; O = 16; H = 1.

- a. Se calcula la concentración molar del ácido:

$$\frac{10 \text{ mL disolución} \cdot \frac{1,17 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{24 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}}{0,1 \text{ L}} = 0,286 \text{ M}$$

Suponiendo la doble disociación total del ácido sulfúrico:



La concentración de hidrógenoiones será el doble de la del ácido y el pH será:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,572 = 0,24$$

- b. La reacción de neutralización indica que se consumirá el doble de moles de KOH:



Por tanto:

$$\frac{10 \text{ mL disolución KOH} \cdot \frac{1,05 \text{ g disolución KOH}}{1 \text{ mL disolución KOH}} \cdot \frac{15 \text{ g KOH}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol KOH}}{56 \text{ g KOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol KOH}} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{0,286 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}}{1} = 0,05 \text{ L disolución H}_2\text{SO}_4 = 5 \text{ mL}$$

6 En un recipiente de 200 mL de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 0,40 g de N_2O_4 . Se cierra el recipiente, se calienta a 45 °C y se establece el siguiente equilibrio:



Sabiendo que a esa temperatura el N_2O_4 se ha disociado en un 41,6 %, calcule:

- El valor de la constante K_c .
- El valor de la constante K_p .

Datos: R = 0,082 atm · L · K⁻¹ · mol⁻¹. Masas atómicas: N = 14; O = 16.

- a. Los moles iniciales de tetraóxido de dinitrógeno son:

$$0,40 \text{ g N}_2\text{O}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2\text{O}_4}{108 \text{ g N}_2\text{O}_4} = 3,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

En función del número de moles iniciales y el grado de disociación, α , se puede construir la tabla :

	$\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{NO}_2(\text{g})$	Totales
Moles iniciales	$3,7 \cdot 10^{-3}$		—	$3,7 \cdot 10^{-3}$
Moles que se disocian	$3,7 \cdot 10^{-3} \alpha$		—	$3,7 \cdot 10^{-3} \alpha$
Moles en equilibrio	$3,7 \cdot 10^{-3} (1 - \alpha)$		$3,7 \cdot 10^{-3} \cdot 2\alpha$	$3,7 \cdot 10^{-3} (1 + \alpha)$

Expresando el valor de K_c en función del grado de disociación :

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{\left[\frac{n_{\text{NO}_2}}{V} \right]^2}{\left[\frac{n_{\text{N}_2\text{O}_4}}{V} \right]} = \frac{\left(\frac{2n_0 \alpha}{V} \right)^2}{\frac{n_0(1-\alpha)}{V}} = \frac{4n_0 \alpha^2}{(1-\alpha)V} = \frac{4 \cdot 3,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 0,416^2}{(1-0,416) \cdot 0,2 \text{ L}} = 0,022 \text{ mol/L}$$

- b. Se puede expresar K_p en función de K_c según:

$$K_p = K_c (\text{RT})^{\Delta n} = 0,022 \text{ mol L}^{-1} \cdot (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 318 \text{ K})^1 = 0,57 \text{ atm}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Permanganato de cobalto (II)
- Ácido bórico
- 2-Metilpentano
- $\text{Sr}(\text{OH})_2$
- KH_2PO_4
- $(\text{CH}_3)_3\text{N}$

- $\text{Co}(\text{MnO}_4)_2$
- HBO_2
- $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
- Hidróxido de estroncio (II). Dihidróxido de estroncio.
- Dihidrógenofosfato de potasio.
- Trimetilamina.

2 a. Escriba las configuraciones electrónicas de las especies siguientes:

$$\text{N}^{3-} (Z = 7), \text{Mg}^{2+} (Z = 12), \text{Cl}^- (Z = 17), \text{K} (Z = 19) \text{ y } \text{Ar} (Z = 18)$$

- Indique los que son isoelectrónicos.
- Indique los que presentan electrones desapareados y el número de los mismos.

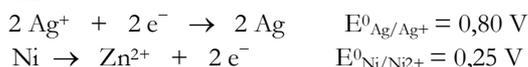
- $\text{N}^{3-}: 1s^2 2s^2 2p^6;$
 $\text{Mg}^{2+}: 1s^2 2s^2 2p^6;$
 $\text{Cl}^-: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6;$
 $\text{K}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1;$
 $\text{Ar}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- Dos especies son isoelectrónicas cuando presentan la misma configuración electrónica externa. En este caso son isoelectrónicas:
 - El N^{3-} y el Mg^{2+} entre sí con 10 electrones en sus orbitales: $1s^2 2s^2 2p^6$.
 - El Cl^- y el Ar entre sí con 18 electrones en sus orbitales: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
- Sólo el potasio tiene un electrón desapareado en su orbital 4s.

3 Teniendo en cuenta los potenciales de reducción estándar de los pares:

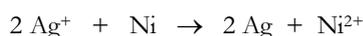
$$E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V} \quad \text{y} \quad E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$$

- ¿Cuál es la fuerza electromotriz, en condiciones estándar, de la pila que se podría construir?
- Escriba la notación de la pila y las reacciones que tienen lugar.

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



y a la reacción global:



le corresponde una fuerza electromotriz:

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{reducción}} + E^\circ_{\text{oxidación}} = E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} + E^\circ_{\text{Ni}/\text{Ni}^{2+}} = 0,80 \text{ V} + 0,25 \text{ V} = 1,05 \text{ V}$$

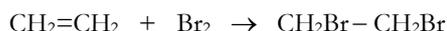
La notación de la pila es:



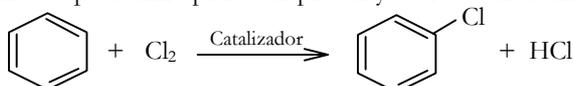
4 Indique el compuesto orgánico que se obtiene en las siguientes reacciones:

- $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow$
- C_6H_6 (benceno) + $\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{Catalizador}}$
- $\text{CH}_3\text{CHClCH}_3 \xrightarrow[\text{Etanol}]{\text{KOH}}$

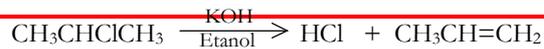
- Se trata de una reacción de adición al doble enlace para saturarlo hasta enlace simple con una molécula de bromo. Se une un bromo a cada átomo de carbono del doble enlace dando lugar al 1,2-dibromoetano:



- Es una reacción de halogenación del benceno. Ocurre en presencia de un catalizador (ácido de Lewis), por ejemplo AlBr_3 , sustituyendo uno de sus hidrógenos por el halógeno. El catalizador interacciona con uno de los átomos de Cl polarizando el enlace Cl-Cl de forma que el otro cloro con polaridad positiva es atacado por el benceno. En una segunda etapa el anillo pierde un protón y vuelve a ser aromático:



- Es una reacción de eliminación (contraria a la adición) en la que se separan grupos de átomos del compuesto sin que se incorporen nuevos reactivos al mismo. En ésta se produce cloruro de hidrógeno y un alqueno, que en este caso da igual donde se forme el doble enlace. Sea con el carbono que sea se obtendrá la misma sustancia, propeno:



5 La tostación de la pirita se produce según:



Calcule:

- La entalpía de reacción estándar.
- La cantidad de calor, a presión constante, desprendida en la combustión de 25 g de pirita del 90% de riqueza en peso.

Datos:

- Masas atómicas: Fe = 55,8; S = 32.
- $\Delta H_f^0[\text{FeS}_2(\text{s})] = -177,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0[\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})] = -822,2 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0[\text{SO}_2(\text{g})] = -296,8 \text{ kJ/mol}$.

- Por definición, la entalpía de una reacción es:

$$\Delta H_r = \sum \Delta H_f^0 \text{Productos} - \sum \Delta H_f^0 \text{Reactivos}$$

Para la reacción del problema:

$$\begin{aligned} \Delta H_r &= 8 \cdot \Delta \Delta_f^0 \text{SO}_2(\text{g}) + 2 \text{ mol} \cdot \Delta \Delta_f^0 \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) - 4 \text{ mol} \cdot \Delta \Delta_f^0 \text{FeS}_2(\text{s}) = \\ &= 8 \text{ mol} \cdot (-296,8 \text{ kJ/mol}) + 2 \text{ mol} \cdot (-822,2 \text{ kJ/mol}) - 4 \text{ mol} \cdot (-177,5 \text{ kJ/mol}) = -3.308,8 \text{ kJ} \end{aligned}$$

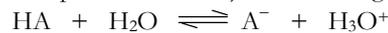
- Esta es la energía desprendida a presión constante cuando se tuestan 4 moles de pirita. Si más que hacer la transformación correspondiente se calcula la energía que desprenda la cantidad mencionada:

$$(25 \text{ g mineral}) \cdot \left(\frac{90 \text{ g FeS}_2}{100 \text{ g mineral}} \right) \cdot \left(\frac{1 \text{ mol FeS}_2}{87,8 \text{ g FeS}_2} \right) \cdot \left(\frac{-3.308,8 \text{ kJ}}{4 \text{ mol FeS}_2} \right) = -3308,8 \text{ kJ} = -212,7 \text{ kJ}$$

6 Se preparan 10 L de disolución de un ácido monoprótico HA, de masa molecular 74, disolviendo en agua 37 g de éste. La concentración de H_3O^+ es 0,001 M. Calcule:

- El grado de disociación del ácido en disolución.
- El valor de la constante K_a .

- Un ácido monoprótico (sólo tiene un protón ionizable) se disocia según:



La concentración inicial de ácido es:

$$\frac{37 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{74 \text{ g}}}{10 \text{ L}} = 0,05 \text{ M}$$

se puede calcular con ella y con la concentración disociada (la misma que aparece de H_3O^+) el grado de disociación que, por definición es el cociente entre la cantidad que se ha disociado y la que inicialmente había:

$$\alpha = \frac{0,001 \text{ M}}{0,05 \text{ M}} = 0,02 = 2\%$$

En función de su concentración inicial, 0,01 M, y de la concentración disociada, 0,001 M, se puede construir la tabla:

	HA	A^-	H_3O^+
Concentración inicial	0,05	-	-
Concentración disociada	0,001	-	-
Concentración en equilibrio	0,05 - 0,001	0,001	0,001

El valor de su constante de acidez será:

$$K_a = \frac{(0,001 \text{ M})^2}{(0,05 - 0,001) \text{ M}} = 2,04 \cdot 10^{-5}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Ácido perclórico.
- Seleniuro de hidrógeno.
- Pent-4-en-2-ol.
- LiH
- OsO₄
- CH₃CHO

- HClO₄
- H₂S
- CH₃CHOHCH₂CH=CH₃
- Hidruro de litio.
- Tetraóxido de osmio.
- Etanal. Acetaldehído.

2 Un recipiente de 1 L de capacidad se encuentra lleno de gas amoníaco a 27°C y 0,1 atmósferas. Calcule:

- La masa de amoníaco presente.
- El número de moléculas de amoníaco en el recipiente.
- El número de átomos de hidrógeno y nitrógeno que contiene.

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

- En las condiciones dadas de presión y temperatura, mediante la ecuación de los gases ideales, se calcula el número de moles de amoníaco y con éste la masa del mismo:

$$0,1 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L NH}_3 = n \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 300 \text{ K} \Rightarrow n = 4,06 \cdot 10^{-3} \text{ mol NH}_3 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 4,06 \cdot 10^{-3} \text{ mol NH}_3 \cdot \frac{17 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 6,9 \cdot 10^{-2} \text{ g NH}_3$$

- Teniendo en cuenta que cada mol tiene $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas:

$$4,06 \cdot 10^{-3} \text{ mol NH}_3 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 2,45 \cdot 10^{21} \text{ moléculas NH}_3$$

- Como cada molécula de amoníaco posee 3 átomos de hidrógeno y 1 de nitrógeno::

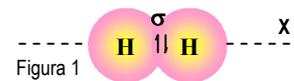
$$2,45 \cdot 10^{21} \text{ moléculas NH}_3 \cdot \frac{3 \text{ átomos H}}{1 \text{ molécula NH}_3} = 7,35 \cdot 10^{21} \text{ átomos H}$$

$$2,45 \cdot 10^{21} \text{ moléculas NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ átomo N}}{1 \text{ molécula NH}_3} = 2,45 \cdot 10^{21} \text{ átomos H}$$

3 Indique razonadamente cuántos enlaces π y cuánto σ tienen la siguientes moléculas:

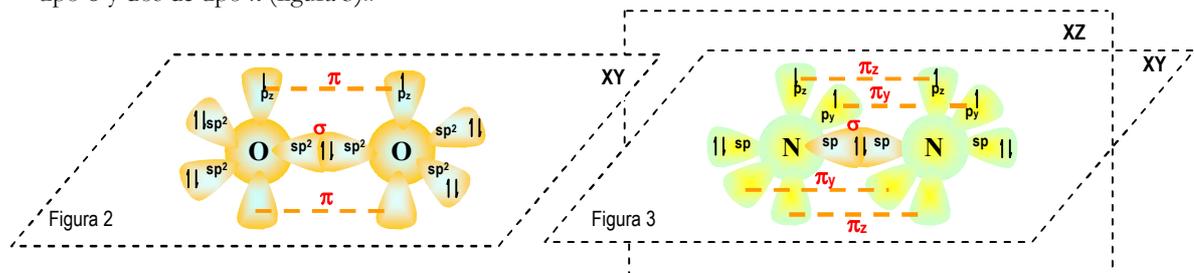
- Hidrógeno.
- Nitrógeno.
- Oxígeno.

- En la molécula de hidrógeno, cada átomo comparte su único electrón del orbital 1s produciéndose entre ellos un solapamiento frontal que da lugar a un enlace σ (figura 1)



- En la de oxígeno ($1s^2 2s^2 2p^4$) cada átomo se une al otro mediante un solapamiento frontal que da lugar a un enlace σ y otro lateral entre el orbital p de cada átomo que queda sin hibridar dando lugar a un enlace de tipo π (figura 2).

- En la de nitrógeno son dos los orbitales p de cada átomo que quedan sin hibridar y se formará un enlace de tipo σ y dos de tipo π (figura 3)..



- ¿Qué volumen de disolución de NaOH 0,1 M se necesita para neutralizar 10 mL de disolución acuosa de HCl 0,2 M?
- ¿Cuál es el pH en el punto de equivalencia?
- Describa el procedimiento experimental y nombre el material necesario para llevar a cabo la valoración.

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

$$\text{Moles HCl} = \text{Moles NaOH} \Rightarrow V_{\text{HCl}} \cdot M_{\text{HCl}} = V_{\text{NaOH}} \cdot M_{\text{NaOH}} \Rightarrow V_{\text{NaOH}} = \frac{10 \text{ mL} \cdot 0,2 \text{ M}}{0,1 \text{ M}} = 20 \text{ mL disolución de NaOH}$$

En el punto de equivalencia el pH ha de ser 7 porque ninguno de los iones de la sal experimenta reacción de hidrólisis por tratarse de un ácido fuerte y una base fuerte.

- b. Se monta la bureta mediante una pinza en el soporte metálico y se llena con la ayuda del embudo de la disolución de 0,1 M NaOH, enrasándose correctamente, sin que quede aire en la parte inferior de la bureta ya que se cometería un gran error.

En un matraz erlenmeyer se vierten los 10 mL de la disolución de HCl. Se añaden a esta disolución unas gotas del indicador. A continuación, y sin dejar de agitar la disolución contenida en el erlenmeyer, se va dejando caer la disolución de la bureta hasta que se produzca el cambio de color.

Para ver mejor el cambio de color, se coloca debajo del matraz un fondo blanco y cuando comienza a apreciarse como se colorea la zona donde cae la disolución, se procede lentamente y sin dejar de agitar hasta que el cambio de color persiste. En ese momento se deja de añadir base y se mide el volumen consumido de la bureta.



5 Una disolución acuosa de alcohol etílico (C₂H₅OH) tiene una riqueza del 95% y una densidad de 0,90 g/mL. Calcule:

- a. La molaridad de la misma.
b. Las fracciones molares de cada componente.

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

- c. Sólo hay que pasar los gramos de soluto a moles del mismo y referir dichos moles a una unidad de volumen que se obtendrá utilizando el dato de la densidad:

$$\left(\frac{90 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}}{100 \text{ g disolución}} \right) \cdot \left(\frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} \right) \cdot \left(\frac{0,9 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \right) \cdot \left(\frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} \right) = 17,6 \text{ M}$$

- d. La fracción molar de soluto es un dato que se obtiene casi directamente del porcentaje en masa teniendo en cuenta que de cada 100 g de la disolución, 90 son de alcohol y 10 de agua:

$$x_s = \frac{90 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \left(\frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} \right)}{90 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \left(\frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} \right) + 10 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \left(\frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} \right)} = 0,78 \text{ M}$$

La fracción molar de agua será la diferencia entra la unidad y la del alcohol: $x_{\text{agua}} = 1 - 0,78 = 0,22$

6 Dada la reacción:



- a. Ajuste por el método de los iones-electrones esta reacción en sus formas iónica y molecular.
b. Calcule la molaridad de una disolución de sulfito de sodio, si 15 mL de ésta reaccionan totalmente en medio ácido, con 25,3 mL de disolución de dicromato de potasio 0,06 M.

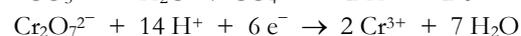
- a. La reacción iónica correspondiente es:



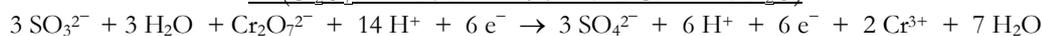
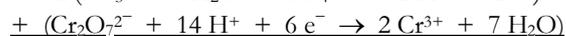
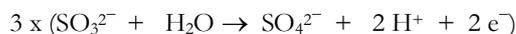
Se oxida el ión sulfito a sulfato:



y se reduce el dicromato a ión cromo (III):



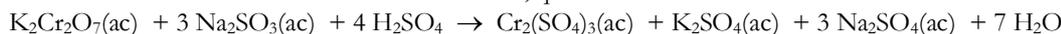
Para que el número de electrones intercambiados sea el mismo en ambas reacciones:



Simplificando la ecuación:



Trasladando estos coeficientes a la ecuación molecular, queda:



- b. Con el volumen de la disolución de dicromato y su molaridad, se calculan moles del mismo y con ellos, los de sulfito de sodio:

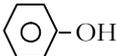
$$(0,0253 \text{ L disolución}) \cdot \left(\frac{0,06 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ L DU}} \right) \cdot \left(\frac{3 \text{ mol Na}_2\text{SO}_3}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \right) = 4,55 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2\text{SO}_3$$

Con este número de moles y el volumen, se calcula molaridad del sulfito:

$$M = \frac{4,55 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2\text{SO}_3}{0,015 \text{ L disolución}} = 0,30 \text{ M}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Dicromato de potasio
- Hidróxido de vanadio (V)
- Fenol
- $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
- AlPO_4
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$

- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- $\text{V}(\text{OH})_5$
- 
- Sulfuro de amonio.
- Fosfato de aluminio. Tetraoxofosfato(V) de aluminio.
- Ácido hexanoico. Ácido caproico.

2 Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- El neón y el O^{2-} tienen la misma configuración electrónica.
- El neón tiene una energía de ionización menor que la del oxígeno.
- El neón y el O^{2-} tienen el mismo número de protones.

- Sí. Ambos tienen la configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6$. Se dice que son especies isoelectrónicas.
- Falso: hay dos razones fundamentales para decidirse justamente por lo contrario.
 - La energía de ionización es por definición, la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo en su estado fundamental y gaseoso, y esto será más difícil cuanto más cerca esté el electrón del núcleo ya que está más atraído por el mismo, o sea, tendrá mayor potencial de ionización el de menor tamaño, el neón.
 - Romper una estructura electrónica tan estable como la del neón supondrá un aporte de energía mucho mayor que para cualquier otra estructura.
- Falso: el número de protones es característico de cada elemento. En este caso, el neón tiene 10 protones en su núcleo y el oxígeno tiene 8.

3 Al calentar cloruro de amonio en un recipiente cerrado se establece el siguiente equilibrio:



Justifique cómo afectará a la posición del equilibrio:

- Una disminución de la presión total.
- La extracción de amoniaco del recipiente.
- La adición de NH_4Cl sólido.

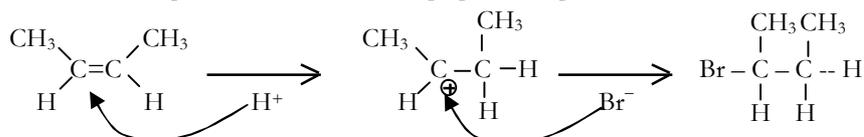
El Principio de Le Châtelier, establece que “si un sistema en equilibrio es perturbado mediante una acción exterior, este sistema evoluciona para contrarrestar dicha perturbación, llegando a un nuevo estado de equilibrio”. Basándonos en él:

- Si se disminuye la presión total, el equilibrio tratará de compensar esta disminución desplazándose hacia donde más moles de sustancia gaseosas existan para producir más choques moleculares con las paredes del mismo y aumentar así la presión. Es decir, hacia la derecha.
- Si se disminuye la concentración de amoniaco, el equilibrio se desplaza hacia la derecha para reponer la pérdida de concentración. Se disociará cloruro de amonio
- Para nada influirá en el equilibrio ya que, al ser sólido, el cloruro de amonio no altera el cociente de reacción y el equilibrio no se desplazará en ningún sentido.

4 Para el compuesto $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_3$ escriba:

- La reacción con HBr .
- La reacción de combustión.
- Una reacción que produzca $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$

- La reacción con bromuro de hidrógeno es una reacción de adición. El protón se adiciona a los alquenos formando un carbocatión que es atacado en una etapa posterior por el nucleófilo.

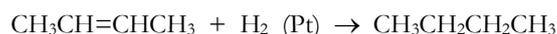


Según la regla de Markovnikov, el protón siempre se une al carbono menos sustituido con la finalidad de obtener el carbocatión más estable. En este caso los dos carbonos está igualmente sustituidos.

- Como todas las reacciones de combustión de los hidrocarburos, produce dióxido de carbono y agua. Ajustada es:



- Para producir butano hay que hidrogenar el buteno y esto se hace en presencia de un catalizador como platino por ejemplo:



5

- a. ¿Qué volumen de una disolución 0,03 M de HClO_4 se necesita para neutralizar 50 mL de una disolución 0,05 M de NaOH ?
- b. Calcule el pH de la disolución obtenida al mezclar 50 mL de cada una de las disoluciones anteriores. Suponga que los volúmenes son aditivos.

- a. La reacción de neutralización entre ambos es



Como la reacción es mol a mol, el número de moles de ambas especies en el punto de equivalencia será el mismo:

$$n_{\text{HClO}_4} = n_{\text{NaOH}}$$

$$M_{\text{HClO}_4} \cdot V_{\text{HClO}_4} = M_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}$$

$$V_{\text{HClO}_4} = \frac{M_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}}{M_{\text{HClO}_4}} = \frac{0,05 \text{ mol/L} \cdot 0,05 \text{ L}}{0,03 \text{ mol/L}} = 0,083 \text{ L HClO}_4$$

- b. Para calcular el pH de la mezcla, se calculan los moles que se han mezclado de hidrogenoiones provenientes del ácido perclórico y de los hidroxilos provenientes de la sosa:

$$n_{\text{HClO}_4} = M_{\text{HClO}_4} \cdot V_{\text{HClO}_4} = 0,03 \text{ mol/L} \cdot 0,05 \text{ L} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol HClO}_4$$

$$n_{\text{NaOH}} = M_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = 0,05 \text{ mol/L} \cdot 0,05 \text{ L} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH}$$

Se han mezclado más moles de sosa por lo que el exceso de hidroxilos será

$$2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH} - 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol HClO}_4 = 10^{-3} \text{ mol NaOH}$$

Por tanto la concentración de hidroxilos en la mezcla resultante será:

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-3} \text{ mol NaOH}}{0,05 \text{ L} + 0,05 \text{ L}} = 0,01 \text{ mol/L}$$

Con ésta se calcula el pOH y después, el pH

$$\text{pOH} = -\log 0,01 = 2 \Rightarrow \text{pH} = 12$$

6

El clorato de potasio se descompone a alta temperatura para dar cloruro de potasio y oxígeno molecular.

- a. Escriba y ajuste la reacción. ¿Qué cantidad de clorato de potasio puro debe descomponerse para obtener 5 L de oxígeno medidos a 20°C y 2 atmósferas?
- b. ¿Qué cantidad de cloruro de potasio se obtendrá al descomponer 60 g de clorato de potasio del 83 % de riqueza?

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $\text{Cl} = 35,5$; $\text{K} = 39$; $\text{O} = 16$.

- a.
$$\text{KClO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{KCl} + 3/2 \text{ O}_2$$

Partiendo de los 5 litros de oxígeno se pueden calcular los moles de éste en las citadas condiciones

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{2 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 293 \text{ K}} = 0,416 \text{ mol}$$

y con estos moles se calculan los de clorato de potasio y se pasan a gramos:

$$(0,416 \text{ mol O}_2) \cdot \left(\frac{1 \text{ mol KClO}_3}{1,5 \text{ mol O}_2} \right) \cdot \left(\frac{122,5 \text{ g KClO}_3}{1 \text{ mol KClO}_3} \right) = 33,97 \text{ g KClO}_3$$

- b. Se calcula la cantidad de clorato de potasio puro y con éste la de cloruro de potasio:

$$(60 \text{ g mineral}) \cdot \left(\frac{83 \text{ g KClO}_3}{100 \text{ g mineral}} \right) \cdot \left(\frac{74,5 \text{ g KCl}}{122,5 \text{ g KClO}_3} \right) = 30,28 \text{ g KCl}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Óxido de rubidio
- Hipoclorito de berilio
- Propan-2-amina
- $\text{Sn}(\text{CO}_3)_2$
- CCl_4
- $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2$

- Rb_2O
- $\text{Be}(\text{ClO})_2$
- $\text{CH}_3\text{CH}(\text{NH}_2)\text{CH}_3$
- Carbonato de estaño(IV). Bis[trioxocarbonato(IV)] de estaño(IV).
- Tetracloruro de carbono. Tetraclorometano.
- Propeno.

2 Se tienen dos recipientes de vidrio cerrados de la misma capacidad, uno de ellos contiene hidrógeno y el otro dióxido de carbono, ambos a la misma presión y temperatura. Justifique:

- ¿Cuál de ellos contiene mayor número de moles?
- ¿Cuál de ellos contiene mayor número de moléculas?
- ¿Cuál de los recipientes contiene mayor masa de gas?

- Si los dos se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura, según la hipótesis de Avogadro, contendrá más moléculas y, por tanto mas moles, aquel que tenga mayor volumen. Como los dos tienen la misma capacidad, los dos contendrán el mismo número de moles y moléculas.
- La misma respuesta que en el anterior apartado: Si los dos se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura, según la hipótesis de Avogadro, contendrá más moléculas aquel que tenga mayor volumen. Como los dos tienen la misma capacidad, los dos contendrán el mismo número de moléculas.
- Como ambos tienen el mismo número de moles, aquel que tenga más masa molar será el que más pese, es decir, el que contiene dióxido de carbono.

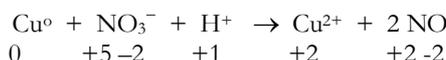
3 El ácido nítrico reacciona con el cobre generando nitrato de cobre (II), monóxido de nitrógeno (NO) y agua.

- Escriba la ecuación iónica del proceso.
- Asigne los números de oxidación y explique qué sustancia se oxida y cuál se reduce.
- Determine la ecuación molecular y ajústela mediante el método del ion-electrón.

a. La ecuación iónica es:



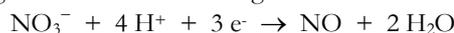
b. Los estados de oxidación son:



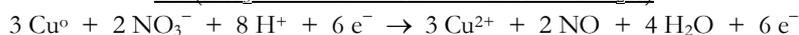
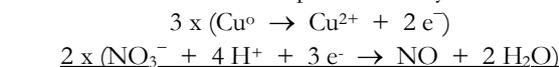
Se oxida el cobre pasando a Cu^{2+} :



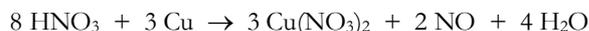
y se reduce el nitrato dando lugar al monóxido de nitrógeno



c. Para que el número de electrones intercambiados por oxidante y reductor sea el mismo:



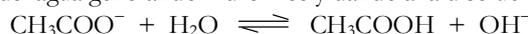
La reacción molecular quedará:



4 Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Las disoluciones acuosas de acetato de sodio dan un pH inferior a 7.
- Un ácido débil es aquél cuyas disoluciones son diluidas.
- La disociación de un ácido fuerte en una disolución diluida es prácticamente total.

a. El acetato de sodio se disociará en agua en iones CH_3COO^- y Na^+ . El Na^+ no se hidroliza ya que es un ácido muy débil proveniente de una base fuerte, hidróxido de sodio. Pero sí lo hace el ión acetato que tiene carácter básico, captará protones del agua generando hidroxilos y dando a la disolución carácter básico, con $\text{pH} > 7$:



b. No, un ácido débil es aquel que tiene poca tendencia a ceder sus protones al disolvente y esta tendencia viene dada por el valor de su constante de acidez y no por su concentración. En todo caso, la disociación de un ácido débil decrece con la concentración como apreciamos en la expresión siguiente. Sea un ácido cualquiera HA:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{(\alpha c)^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{(1-\alpha)} \approx c\alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}}$$

c. Verdadero, por las razones inversas a las vistas en el apartado b.

5 Dada la ecuación termoquímica:



Calcule, en las mismas condiciones de presión y temperatura:

a. La entalpía de formación del agua líquida.

b. La cantidad de calor, a presión constante, que se libera cuando reaccionan 50 g de H_2 con 50 g de O_2 .

Masas atómicas: O = 16; H = 1.

a. La reacción de formación del agua líquida es la inversa de la que nos da el enunciado y además ha de formarse un mol de agua, razón por la cual la entalpía de formación del agua líquida será la mitad de la entalpía que nos dan y cambiada de signo:



$$\Delta H^\circ_f = \frac{-\Delta H^\circ}{2} = \frac{-571 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}} = -285,5 \text{ kJ/mol}$$

b. Inicialmente habrá que calcular el reactivo limitante:

$$(50 \text{ g O}_2) \cdot \left(\frac{2 \text{ g H}_2}{16 \text{ g O}_2} \right) = 6,25 \text{ g H}_2 < 50 \text{ g H}_2 \Rightarrow \text{El oxígeno es el reactivo limitante}$$

Con él se calcula la energía desprendida:

$$(50 \text{ g O}_2) \cdot \left(\frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} \right) \cdot \left(\frac{-285,5 \text{ kJ}}{0,5 \text{ mol O}_2} \right) = -892,2 \text{ kJ}$$

6 El óxido de mercurio (II) contenido en un recipiente cerrado se descompone a 380°C según:



Sabiendo que a esa temperatura el valor de K_p es 0,186, calcule:

a. Las presiones parciales de O_2 y de Hg en el equilibrio.

b. La presión total en el equilibrio y el valor de K_c a esa temperatura.

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

a. Como el óxido de mercurio se encuentra en estado sólido:

$$K_p = P_{\text{Hg}}^2 \cdot P_{\text{O}_2}$$

Como en el equilibrio hay doble número de moles de mercurio que de oxígeno, la presión del mercurio será el doble que la del oxígeno. Llamando a ésta P:

$$K_p = (2P)^2 \cdot P = 4P^3 \Rightarrow P = \sqrt[3]{\frac{K_p}{4}} = 0,36 \text{ atm}$$

La presión parcial del oxígeno será pues 0,36 atm y la del mercurio 0,72 atm.

b. La presión total será la suma de ambas: 1,08 atm y el valor de K_c se calcula a partir del valor de K_p :

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 0,186 \text{ atm}^3 \cdot [(0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol}) \cdot 653 \text{ K}]^{-3} = 1,2 \cdot 10^{-6} (\text{mol/L})^3$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Fluoruro de boro
- Nitrito de cobre (I)
- Metanal
- AsH₃
- HIO
- CH₃CH₂CH₂NH₂

- BF₃
- CuNO₂
- H-CHO
- Trihidruro de arsénico. Arsina.
- Ácido hipoyodoso. Oxoyodato(I) de hidrógeno.
- Propilamina. Propanamina.

2 Indique qué tipo de enlace hay que romper para:

- Fundir cloruro de sodio.
- Vaporizar agua.
- Vaporizar n-hexano

- Será preciso romper los enlaces que mantiene unidos a los iones en el cristal, o sea, el enlace iónico.
- Cuando se vaporiza agua se sigue teniendo la misma sustancia pero en estado gaseoso, es decir, habrá que romper los enlaces que mantiene unidas las moléculas de agua en estado líquido para que éstas queden libres, esto es, hay que romper los enlaces de hidrógeno.
- Hay que realizar la misma operación que en el caso del agua pero en este caso no se trata de enlaces de hidrógeno sino de fuerzas de Van der Waals.

3 Escriba las expresiones de las constantes K_c y K_p y establezca la relación entre ambas para los siguientes equilibrios:

- CO(g) + Cl₂(g) ⇌ COCl₂(g)
- 2 HgO(s) ⇌ 2 Hg(l) + O₂(g)

- $$\text{CO(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{COCl}_2\text{(g)}$$

$$K_c = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}][\text{Cl}_2]}$$

$$K_p = \frac{P_{\text{COCl}_2}}{P_{\text{CO}}P_{\text{Cl}_2}} = \frac{\frac{n_{\text{COCl}_2}RT}{V}}{\frac{n_{\text{CO}}RT}{V} \cdot \frac{n_{\text{Cl}_2}RT}{V}} = \frac{[\text{COCl}_2]RT}{[\text{CO}]RT[\text{Cl}_2]RT} = K_c(RT)^{-1}$$
- $$2 \text{HgO(s)} \rightleftharpoons 2 \text{Hg(l)} + \text{O}_2\text{(g)}$$

$$K_c = [\text{O}_2]. \quad K_p = P_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2}RT}{V} = [\text{O}_2]RT = K_cRT$$

4 Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- La reacción



es espontánea.

- La entalpía es una función de estado.
- Todos los procesos espontáneos producen un aumento de la entropía del universo.

- Sí es espontánea. La espontaneidad de una reacción viene dada por el valor de la energía libre de Gibbs que, a su vez, depende de la variación de entalpía, de la variación de entropía y de la temperatura según:

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

En la reacción se produce un aumento del desorden molecular ya que por cada mol de gas que desaparece, aparecen tres moles. Esto supone que la variación de entropía es positiva y, como la reacción es exotérmica (la variación de entalpía es negativa), el valor negativo de la energía libre de Gibbs será negativo por lo que la reacción será espontánea.

- Verdadero. Su definición es: función de estado cuya variación expresa la cantidad de calor absorbido o desprendido durante una transformación isobárica (es decir, a presión constante) en un sistema termodinámico.
- Verdadero, el Segundo Principio de la Termodinámica sostiene que cualquier proceso que ocurre espontáneamente produce un aumento de entropía del universo.

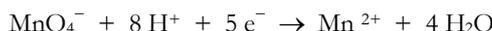
5 Dada la reacción:



- Ajuste por el método del ion-electrón esta reacción en sus formas iónica y molecular.
- Calcule la molaridad de una disolución de KMnO₄, sabiendo que 20 mL de la misma reaccionan por completo con 0,268 g de Na₂C₂O₄

Masas atómicas: Na = 23; O = 16; C = 12.

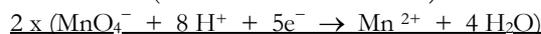
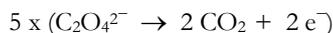
- a. El ión permanganato se reduce a ión Mn^{2+} en medio ácido:



El oxalato se oxida a dióxido de carbono:



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



Trasladando los coeficientes obtenidos a la ecuación molecular:



- b. Con la masa de oxalato de sodio se calcula los moles del mismo y con, con ellos, el número de moles de permanganato :

$$(0,269 \text{ g Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot \left(\frac{1 \text{ mol Na}_2\text{C}_2\text{O}_4}{134 \text{ g Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} \right) \cdot \left(\frac{2 \text{ mol KMnO}_4}{5 \text{ mol Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} \right) = 8 \cdot 10^{-4} \text{ moles KMnO}_4$$

Con los moles de permanganato y el volumen de la disolución se calcula la molaridad de la misma:

$$\left(\frac{8 \cdot 10^{-4} \text{ mol KMnO}_4}{0,02 \text{ L disolución}} \right) = 0,04 \text{ M}$$

6 El ácido cloroacético es un ácido monoprótico. En una disolución acuosa de concentración 0'01 M se encuentra disociado en un 31 %. Calcule:

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

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



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

	$\text{CH}_2\text{Cl-COOH}$	$\text{CH}_2\text{Cl-COO}^-$	H_3O^+
Concentración inicial	0,01	-	-
Concentración disociada	$0,01\alpha$	-	-
Concentración en equilibrio	$0,01(1-\alpha)$	$0,01\alpha$	$0,01\alpha$

El valor de la constante de acidez se calcula sustituyendo los valores de las concentraciones en equilibrio en la expresión de la constante:

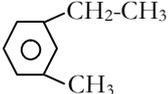
$$K_a = \frac{[\text{CH}_2\text{ClCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_2\text{ClCOOH}]} = \frac{c^2\alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0,01 \cdot (0,31)^2}{1-0,31} = 1,39 \cdot 10^{-3}$$

- b. Sin más que aplicar la definición de pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0,01 \cdot 0,31) = 2,5$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Cromato de plata
- Peróxido de litio
- 1,3-Etilmetilbenceno
- CO
- $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- $\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{CH}_3$

- Ag_2CrO_4
- Li_2O_2
- 

- Monóxido de carbono
- Nitrato de plomo (II). Bis[trioxonitrato(V)] de plomo (II).
- Butanona.

2 La fórmula del tetraetilplomo, conocido antidetonante para gasolinas, es $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$. Calcule:

- El número de moléculas que hay en 12,94 g.
- El número de moles de $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$ que pueden obtenerse con 1,00 g de plomo.
- La masa, en gramos, de un átomo de plomo.

Masas atómicas: Pb = 207; C = 12; H = 1.

- Mediante un factor de conversión:

$$12,94 \text{ g Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4 \cdot \frac{1 \text{ mol Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4}{323 \text{ g Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4}{1 \text{ mol Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4} = 2,40 \cdot 10^{22} \text{ moléculas Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$$

- Cada mol de tetraetilplomo(IV) contiene un mol de plomo, por tanto, calculando los moles de plomo que hay en 1,00 g de plomo, se calculan los moles de tetraetilplomo:

$$1,00 \text{ g Pb} \cdot \frac{1 \text{ mol Pb}}{207 \text{ g Pb}} \cdot \frac{1 \text{ mol Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4}{1 \text{ mol Pb}} = 4,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$$

- Como 1 mol de plomo contiene el número de Avogadro de átomos y pesa 207 g:

$$\frac{207 \text{ g Pb}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Pb}} = 3,43 \cdot 10^{-22} \text{ g/átomo}$$

3 Para un elemento de número atómico $Z = 20$, a partir de su configuración electrónica:

- Indique el grupo y el periodo al que pertenece y nombre otro elemento del mismo grupo.
- Justifique la valencia más probable de ese elemento.
- Indique el valor de los números cuánticos del electrón más externo.

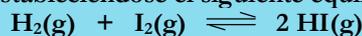
- Se trata del calcio (cuarto período y grupo 2): En su grupo están el berilio, magnesio, estroncio, bario y radio.
- La configuración electrónica del calcio es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2$, por lo que tendrá bajo potencial de ionización y tendencia a perder dos electrones para formar iones Ca^{2+} .
- Su electrón más externo se encuentra en un orbital s del cuarto nivel energético: $(4,0,0,+\frac{1}{2})$ o $(4,0,0,-\frac{1}{2})$.

4 Calcule el pH de 50 mL de:

- Una disolución acuosa 0,01 M de cloruro de hidrógeno.
- Una disolución acuosa 0,01 M de hidróxido de potasio.
- Una disolución formada por la mezcla de volúmenes iguales de las dos disoluciones anteriores.

- El ácido clorhídrico se encuentra completamente dissociado, la concentración de hidrógenoiones es 0,01 y su pH será 2.
- El hidróxido de potasio es una base fuerte que en agua se disocia totalmente y la concentración de hidroxilos será 0,01, el pOH es 2 y el pH será 12.
- Si se mezclan volúmenes iguales de sendas disoluciones, al ser de la misma concentración, se neutralizarán una y otra, no habrá exceso de hidrógenoiones ni de hidroxilos, la disolución será neutra y su pH será 7.

5 En un matraz de 775 litros, en el que se ha practicado previamente el vacío, se introducen 0,50 moles de H_2 y 0,50 moles de I_2 y se calienta a 448°C , estableciéndose el siguiente equilibrio:



Sabiendo que el valor de K_c es 50, calcule:

- La constante K_p a esa temperatura.
- La presión total y el número de moles de cada sustancia presente en el equilibrio.

- Los valores de K_c y K_p será iguales ya que $\Delta n = 0$. Esto es: $K_p = K_c(\text{RT})^{\Delta n}$. Como $\Delta n = 0$, $K_p = K_c = 50$.
- La presión total en equilibrio será la misma que inicialmente ya que no se produce variación del número de moles:

$$p = \frac{nRT}{V} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 721 \text{ K}}{7,5 \text{ L}} = 7,88 \text{ atm}$$

En función del número de moles iniciales se puede construir la tabla :

	$\text{H}_2(\text{g})$	$\text{I}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{HI}(\text{g})$
Moles iniciales	0,5	0,5		-
Moles que se disocian	x	x		-
Moles en equilibrio	0,5 - x	0,5 - x		2x

Expresando el valor de K_c en función de x:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{\left[\frac{n_{\text{HI}}}{V}\right]^2}{\left[\frac{n_{\text{H}_2}}{V}\right] \cdot \left[\frac{n_{\text{I}_2}}{V}\right]} = \frac{n_{\text{HI}}^2}{n_{\text{H}_2} n_{\text{I}_2}} = \frac{4x^2}{(0,5 - x)^2} = 50 \Rightarrow x = 0,39 \text{ mol}$$

Los moles en equilibrio serán pues: $n_{\text{H}_2} = n_{\text{I}_2} = 0,11$; $n_{\text{HI}} = 0,78$

6 La conversión de metanol en etanol puede realizarse a través de la siguiente reacción (sin ajustar):



a. Calcule la entalpía de reacción estándar.

b. Suponiendo que ΔH y ΔS no varían con la temperatura, calcule la temperatura a la que la reacción deja de ser espontánea.

Datos: $\Delta H_f^\circ [\text{CO}(\text{g})] = -110,5 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ [\text{CH}_3\text{OH}(\text{g})] = -201,5 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{g})] = -235,1 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{g})] = -241,8 \text{ kJ/mol}$.

Variación de entropía de la reacción: $\Delta S^\circ = -227,4 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$.

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

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

Para la reacción del problema:

$$\begin{aligned} \Delta H_r^\circ &= 1 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 1 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^\circ \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{g}) - 1 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^\circ \text{CH}_3\text{OH}(\text{g}) - 1 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^\circ \text{CO}(\text{g}) = \\ &= 1 \text{ mol} \cdot (-241,8 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol} \cdot (-235,1 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ mol} \cdot (-201,5 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ mol} \cdot (-110,5 \text{ kJ/mol}) = -164,9 \text{ kJ} \end{aligned}$$

b. La reacción no será espontánea cuando la variación de energía libre de Gibbs sea positiva. Con los valores de la entalpía y la entropía se puede calcular la temperatura a la que la energía libre de Gibbs es nula:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 0 \Rightarrow T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{-164,9 \text{ kJ}}{-0,2274 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1}} = 725 \text{ K}$$

A 725 K se encuentra en equilibrio. Por encima de esta temperatura $|T\Delta S| > |\Delta H|$, la variación de energía libre es positiva y la reacción no es espontánea.

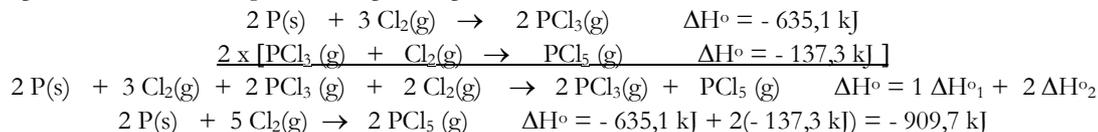


Calcule:

- La entalpía de formación del $\text{PCl}_5(\text{g})$, en las mismas condiciones.
- La cantidad de calor, a presión constante, desprendido en la formación de 1 g de $\text{PCl}_5(\text{g})$ a partir de sus elementos.

Masas atómicas: P = 31; Cl = 35,5.

- Aplicando la ley de Hess se puede obtener la reacción de formación del pentacloruro de fósforo sumando a la primera reacción la segunda multiplicada por dos:



Como ésta es la entalpía correspondiente a la reacción de formación de 2 moles de PCl_5 , la correspondiente a 1 mol será:

$$\frac{-909,7 \text{ kJ}}{2 \text{ mol PCl}_5} = -454,8 \text{ kJ/mol}$$

- La entalpía calculada es la entalpía molar. Basta referirla a 1 gramo de pentacloruro mediante un factor de conversión para calcular la energía desprendida:

$$1 \text{ g PCl}_5 \cdot \frac{1 \text{ mol PCl}_5}{208,5 \text{ g PCl}_5} \cdot \frac{454,8 \text{ kJ}}{1 \text{ mol PCl}_5} = 4,2 \text{ kJ}$$

6 Se disuelven 0,17 g de amoníaco en agua, obteniéndose 100 mL de disolución de pH = 11,12. Calcule:

- El grado de disociación del amoníaco.
- El valor de la constante K_b de esta sustancia.

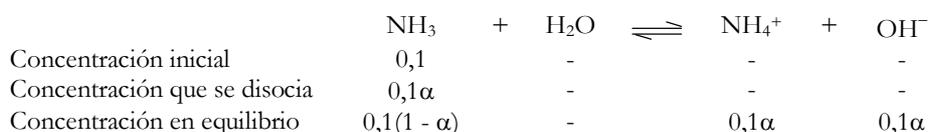
Masas atómicas: N = 14; H = 1.

- Si el pH es 11,12, el pOH será $14 - 11,12 = 2,88$.

La concentración de hidroxilos en la disolución será por tanto:

$$[\text{OH}^-] = 10^{-2,88} = 1,32 \cdot 10^{-3}$$

Para la disociación del amoníaco:



Con la concentración inicial de amoníaco:

$$[\text{NH}_3] = \frac{0,17 \text{ g}}{0,1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol g}}{17 \text{ g}} = 0,01 \text{ M}$$

y con la calculada de hidroxilos se puede calcular el grado de disociación:

$$[\text{OH}^-] = c\alpha \Rightarrow \alpha = \frac{[\text{OH}^-]}{c} = \frac{1,32 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 0,0132 = 1,32\%$$

- La constante de basicidad se calcula:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{0,1\alpha^2}{1 - \alpha} \approx 0,1\alpha^2 = 0,01 \cdot (0,0132)^2 = 1,74 \cdot 10^{-5}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Arseniato de hierro (III)
- Peróxido de hidrógeno
- But-3-en-1-ol
- MgH₂
- H₂S
- CH₃CH₂OCH₃

- FeAsO₄
- H₂O₂
- CH₂OH-CH₂CH=CH₂
- Dihidruro de magnesio. Hidruro de magnesio.
- Sulfuro de hidrógeno.
- Etilmetiléter. Metoxietano.

2 En 0,6 moles de clorobenceno (C₆H₅Cl):

- ¿Cuántas moléculas hay?
- ¿Cuántos átomos de hidrógeno?
- ¿Cuántos moles de átomos de carbono?

a. Un mol de cualquier sustancia molecular contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de la misma. Entonces:

$$0,600 \text{ mol C}_6\text{H}_5\text{Cl} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas C}_6\text{H}_5\text{Cl}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_5\text{Cl}} = 3,614 \cdot 10^{23} \text{ moléculas C}_6\text{H}_5\text{Cl}$$

b. Como cada molécula tiene 5 átomos de hidrógeno:

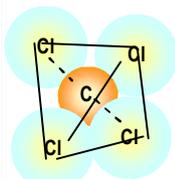
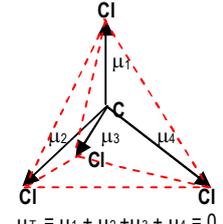
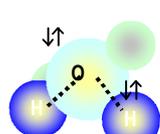
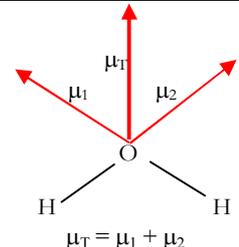
$$3,614 \cdot 10^{23} \text{ moléculas C}_6\text{H}_5\text{Cl} \cdot \frac{5 \text{ átomos H}}{1 \text{ molécula C}_6\text{H}_5\text{Cl}} = 1,807 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}$$

c. Como cada mol de moléculas de clorobenceno contiene 6 moles de átomos de carbono:

$$0,6 \text{ mol C}_6\text{H}_5\text{Cl} \cdot \frac{6 \text{ mol C}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_5\text{Cl}} = 3,6 \text{ mol C}$$

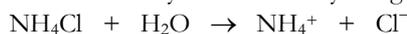
3 Para las moléculas de tetracloruro de carbono y agua:

- Prediga su geometría mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
- Indique la hibridación del átomo central.
- Justifique si esas moléculas son polares o apolares.

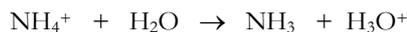
	a. Geometría Teoría de RPECV.	b. Hibridación	b. Polaridad
CCl ₄	 <p>Molécula del tipo AB₄, cuatro pares de e⁻ compartidos, tendrá forma tetraédrica.</p>	Alrededor del carbono hay cuatro pares de electrones (los cuatro compartidos) por lo que se precisan cuatro orbitales para formar los cuatro enlaces sigma, es decir el carbono presentará una hibridación sp ³	<p>Aunque los enlaces sean polares, la geometría de la molécula hace que los cuatro dipolos eléctricos se anulen y la molécula en su conjunto es apolar.</p>  <p>$\mu_T = \mu_1 + \mu_2 + \mu_3 + \mu_4 = 0$</p>
H ₂ O	<p>Según la teoría RPECV, alrededor del oxígeno hay cuatro pares de electrones, dos compartidos y dos sin compartir. Es del tipo AB₂E₂ y su forma será plana angular.</p> 	Alrededor del oxígeno hay cuatro pares de electrones (dos compartidos y dos sin compartir) por lo que se precisan cuatro orbitales para formar (para los dos enlaces sigma y los dos pares sin compartir), es decir el oxígeno presentará una hibridación sp ³	<p>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 desde los hidrógenos hasta el oxígeno.</p>  <p>$\mu_T = \mu_1 + \mu_2$</p>

- Explique por qué el NH₄Cl genera un pH ácido en disolución acuosa.
- Indique cuál es el ácido conjugado de las siguientes especies cuando actúan como base en medio acuoso: CO₃²⁻, H₂O, NH₃.

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

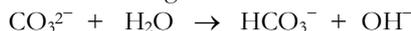


El Cl⁻ no reaccionará con el agua, pero el ión amonio si se hidroliza de la forma:

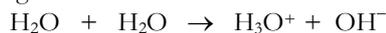


En la hidrólisis se generan hidrogenoiones y la disolución tendrá carácter ácido, pH < 7.

- b. El ácido conjugado del ión carbonato es el ión hidrógeno carbonato.



El ácido conjugado del agua es el hidrogenoión.



El ácido conjugado del amoníaco es el ión amonio.



5

Dado el equilibrio:



Si la concentración inicial de HI es 0,1 M y cuando se alcanza el equilibrio, a 520°C, la concentración de H₂ es 0,01 M, calcule:

- La concentración de I₂ y de HI en el equilibrio.
- El valor de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

- a. En este equilibrio:

- Por cada 2 mol/L de HI que se disocian, aparece 1 mol/L de H₂. Como han aparecido 0,01 mol/L de H₂, se han disociado 0,02 mol/L de HI. Dado que la concentración inicial de HI es 0,10 mol/L, en el equilibrio habrá 0,08 mol/L de HI.
- La concentración de I₂ en equilibrio ha de ser la misma que la de H₂. Por tanto:

	HI(g)	\rightleftharpoons	H ₂ (g)	+	I ₂ (g)
Concentración inicial	0,10		-		-
Concentración que se disocia	0,02		-		-
Concentración en equilibrio	0,08		0,01		0,01

- b. Calculamos la expresión de K_c en función de las concentraciones y puesto que Δn = 0, el valor de K_c será el mismo que el de K_p:

$$K_c = K_p = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} = \frac{0,01 \text{ mol/L} \cdot 0,01 \text{ mol/L}}{(0,08 \text{ mol/L})^2} = 0,0156$$

6

- Calcule el tiempo necesario para que una corriente de 6 amperios deposite 190,50 g de cobre de una disolución de CuSO₄.
- ¿Cuántos moles de electrones intervienen?

Datos: F = 96500 C. Masa atómica: Cu = 63,5.

- a. En la electrolisis del cloruro de cobre (II) los iones Cu²⁺ son atraídos por el cátodo y al entrar en contacto con él neutralizan sus cargas eléctricas, depositándose cobre metálico en el cátodo:



Con la masa de cobre depositada se calculan los equivalentes del mismo (leyes de la electrolisis):

$$190,50 \text{ g de Cu} \cdot \left(\frac{2 \text{ eq - g Cu}}{63,5 \text{ g Cu}} \right) = 6 \text{ eq - g Cu}$$

y con los equivalentes-gramos de cobre depositados se calcula la carga que ha circulado:

$$6 \text{ eq - g Cu} \cdot \left(\frac{96.500 \text{ C}}{1 \text{ eq - g Cu}} \right) = 5,79 \cdot 10^5 \text{ C}$$

Conociendo la carga que ha circulado y la intensidad de corriente se calcula el tiempo necesario:

$$t = Q/I = 579.000 \text{ C} / 6 \text{ A} = 96.500 \text{ s} = 26,8 \text{ horas}$$

- b. Cada ión Cu²⁺ necesita dos electrones para depositarse en el cátodo, por lo que 1 mol de Cu²⁺ necesitará dos moles de electrones. Basta por tanto con calcular el número de moles de cobre depositados y multiplicarlos por dos:

$$190,50 \text{ g de Cu} \cdot \left(\frac{1 \text{ mol Cu}}{63,5 \text{ g Cu}} \right) \cdot \left(\frac{2 \text{ mol electrones}}{1 \text{ mol Cu}} \right) = 6 \text{ mol electrones}$$