

SELECTIVIDAD 2011

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.

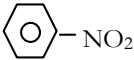
En las preguntas 5 y 6, cuando haya que resolver varios apartados en los que la solución obtenida en el primero sea imprescindible para la resolución de los siguientes, se puntuarán éstos independientemente del resultado de los anteriores.

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 puntuará de 0 a 10, con dos cifras decimales.

1 Formula o nombra los compuestos siguientes:

- Óxido de níquel (III)
- Hidróxido de estroncio
- Nitrobenceno
- PbBr_2
- $\text{Zn}(\text{NO}_2)_2$
- $\text{CH}_2=\text{CHCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$

- Ni_2O_3
- $\text{Sr}(\text{OH})_2$
- 
- Bromuro de plomo (II). Dibromuro de plomo.
- Nitrito de cinc. Bis[dioxonitrato (III)]de cinc.
- Pent-1-eno.

2

- Escriba las configuraciones electrónicas de los átomos de Na y Mg.
- Justifique por qué el valor de la primera energía de ionización del magnesio es mayor que la del sodio.
- Justifique por qué el valor de la segunda energía de ionización del sodio es mayor que la del magnesio.

- Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; Mg: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.
- Existen dos razones fundamentales para ello. 1ª: que el átomo de sodio tiene mayor radio que el de magnesio (1,9 Å frente a 1,6 Å) por lo que el electrón más externo estará menos atraído en el sodio que en el magnesio. 2ª: La estructura electrónica que consigue el sodio cuando pierde un electrón (estructura de gas noble: $1s^2 2s^2 2p^6$) es muchísimo más estable que la que consigue el magnesio. La primera energía de ionización de sodio y magnesio es respectivamente: 495 y 737 kJ/mol.
- Una vez que el sodio ha perdido un electrón, reduce sustancialmente su tamaño y la estructura que tiene es de gas noble como hemos dicho, por lo que será difícilísimo arrancar un electrón frente al Mg^+ que será bastante mayor y mucho más inestable. La segunda energía de ionización de sodio y magnesio es respectivamente: 4.562 y 1.450 kJ/mol.

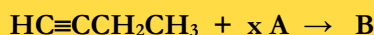
3 Al calentar yodo en una atmósfera de dióxido de carbono, se produce monóxido de carbono y pentóxido de diyodo:



Justifique el efecto que tendrán los cambios que se proponen:

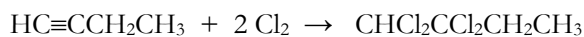
- Disminución del volumen sobre el valor de la constante K_p .
 - Adición de yodo sobre la cantidad de CO.
 - Reducción de la temperatura sobre la cantidad de CO_2 .
- El valor de la constante de equilibrio sólo depende de la temperatura. Por tanto, una variación de volumen no influirá sobre el dicho valor.
 - Si se adiciona yodo, según el principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplazará de forma que se consuma parte de dicha adición, o sea, a la derecha, disminuyendo de esta forma la concentración de CO presente en el equilibrio.
 - Si se disminuye la temperatura, basándonos en el mismo principio, la reacción se desplazará en el sentido exotérmico de la misma, es decir, a la izquierda, por lo que disminuirá la concentración de CO_2 presente en el equilibrio.

4 Dada la siguiente transformación química:



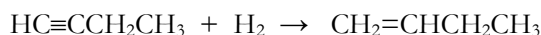
Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Cuando $x = 2$ y $\text{A} = \text{Cl}_2$ el producto presenta isomería geométrica.
 - Cuando $x = 1$ y $\text{A} = \text{H}_2$ el producto presenta isomería geométrica.
 - Cuando $x = 1$ y $\text{A} = \text{Br}_2$ el producto presenta isomería geométrica.
- Si $x = 2$ y A es cloro:



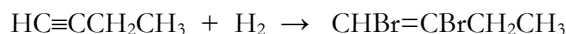
y no presenta isomería geométrica porque no hay doble enlace.

- b. Si $x = 1$ y A es hidrógeno:

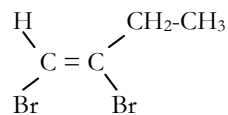


y tampoco presenta isomería geométrica porque, aunque hay doble enlace, uno de los carbonos que lo forman hay dos sustituyentes iguales (dos hidrógenos).

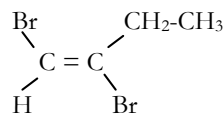
- c. Si $x = 1$ y A es bromo:



y ahora sí presenta isomería geométrica con los isómeros:



Cis-1,2-dibromobut-1-eno



Trans-1,2-dibromobut-1-eno

5 A 25 °C una disolución acuosa de amoníaco contiene 0,17 g de este compuesto por litro y se encuentra disociado en un 4,3 %. Calcule:

- La concentración de iones hidroxilo y amonio.
- La constante de disociación.

Masas atómicas: N = 14; H = 1.

- a. La concentración de amoníaco será:

$$[\text{NH}_3] = \left(\frac{0,17 \text{ g NH}_3}{1 \text{ L}} \right) \cdot \left(\frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} \right) = 0,01 \text{ mol/L}$$

El amoníaco se disocia según:

	NH_3	+	H_2O	\rightleftharpoons	NH_4^+	+	OH^-
Concentración inicial	0,01		-		-		-
Concentración que se disocia	$0,01\alpha$		-		-		-
Concentración en equilibrio	$0,01(1 - \alpha)$		-		$0,01\alpha$		$0,01\alpha$

La concentración de OH^- y de NH_4^+ , α , es:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NH}_4^+] = 0,01 \cdot 0,043 = 4,3 \cdot 10^{-4}$$

- b. Sustituyendo en la expresión de la constante de basicidad:

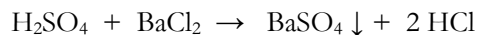
$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{0,01\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0,01 \cdot 0,043^2}{1-0,043} = 1,9 \cdot 10^{-5}$$

6 En disolución acuosa el ácido sulfúrico reacciona con el cloruro de bario precipitando totalmente sulfato de bario y obteniéndose, además, ácido clorhídrico. Calcule:

- El volumen de una disolución de ácido sulfúrico de 1,84 g/mL de densidad y 96 % de riqueza en masa, necesario para que reaccione totalmente con 21,6 g de cloruro de bario.
- La masa de sulfato de bario que se obtendrá.

Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32; Cl = 35,5; Ba = 137,4.

La reacción citada es:



- a. Con la cantidad de cloruro de bario se calcula la de ácido sulfúrico y, con ésta, el volumen de la disolución:

$$21,6 \text{ g BaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol BaCl}_2}{208,4 \text{ g BaCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol BaCl}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{96 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mL disolución}}{1,84 \text{ g disolución}} = 5,75 \text{ mL disolución de ácido}$$

- b. Procediendo de la misma forma:

$$21,6 \text{ g BaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol BaCl}_2}{208,4 \text{ g BaCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol BaCl}_2}{1 \text{ mol BaSO}_4} \cdot \frac{233,4 \text{ g BaSO}_4}{1 \text{ mol BaSO}_4} = 24,2 \text{ g BaSO}_4$$

1 Formula o nombra los compuestos siguientes:

- Ácido hipobromoso.
- Hidróxido de cobre (II).
- Ácido 2-aminopropanoico.
- CaO₂
- NaHCO₃
- CH₂=CHCH₂CHO

- HBrO
- Cu(OH)₂
- CH₃-CHNH₂-COOH
- Peróxido de calcio. Dióxido de calcio.
- Hidrógenocarbonato de sodio. Hidrógenotrioxocarbonato (IV) de sodio.
- But-3-enal

2

- ¿Cuál es la masa, expresada en gramos, de un átomo de calcio?
- ¿Cuántos átomos de cobre hay en 2,5 g de ese elemento?
- ¿Cuántas moléculas hay en una muestra de 20 g de tetracloruro de carbono?

Masa atómicas: C = 12; Cl = 35,5; Ca = 40; Cu = 63,5.

- Como 1 mol de calcio (6,023 · 10²³ átomos) pesan 40 g:

$$\frac{40 \text{ g}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 6,64 \cdot 10^{-23} \text{ g/átomo}$$

- Como en un mol (63,5 g) hay 6,023 · 10²³ átomos:

$$2,5 \text{ g} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{63,5 \text{ g}} = 2,37 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Cu}$$

- Como en un mol hay 6,023 · 10²³ moléculas:

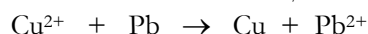
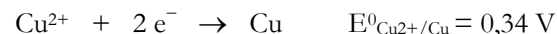
$$20 \text{ g CCl}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CCl}_4}{154 \text{ g CCl}_4} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CCl}_4}{1 \text{ mol CCl}_4} = 7,82 \cdot 10^{22} \text{ moléculas CCl}_4$$

3 En la tabla siguiente se indican los potenciales estándar de distintos pares en disolución acuosa:

Fe ²⁺ /Fe = -0,44 V	Cu ²⁺ /Cu = 0,34 V	Ag ⁺ /Ag = 0,80 V	Pb ²⁺ /Pb = 0,14 V	Mg ²⁺ /Mg = -2,34 V
--------------------------------	-------------------------------	------------------------------	-------------------------------	--------------------------------

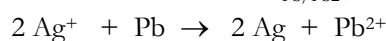
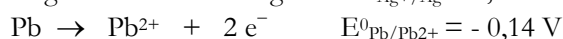
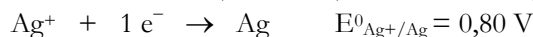
- De estas especies, razone cuál es la más oxidante y la más reductora.
- Si se introduce una barra de plomo en una disolución acuosa de cada una de las siguientes sales: AgNO₃; CuSO₄; FeSO₄; MgCl₂, ¿en qué casos se depositará una capa de otro metal sobre la barra de plomo? Justifique la respuesta.

- Es más oxidante aquella que posea mayor potencial de reducción, o sea, mayor tendencia a reducirse. Este corresponde al par Ag⁺/Ag. La más reductora será la menos oxidante, o sea, el par Mg²⁺/Mg.
- Para que se reduzca y se deposite uno de los metales en la barra de plomo, éste debe oxidarse pasando a la disolución en forma iónica. Por tanto, se depositará metal con aquellos pares que tengan mayor potencial de reducción que el plomo: cobre y plata, dando lugar a los procesos, con potencial positivo, que vemos a continuación:



le corresponde una fuerza electromotriz:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{reducción}} + E^{\circ}_{\text{Oxidación}} = E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} + E^{\circ}_{\text{Pb}/\text{Pb}^{2+}} = 0,37 \text{ V} + (-0,14) \text{ V} = 0,24 \text{ V}$$



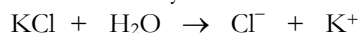
le corresponde una fuerza electromotriz:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{reducción}} + E^{\circ}_{\text{Oxidación}} = E^{\circ}_{\text{Ag}^{+}/\text{Ag}} + E^{\circ}_{\text{Pb}/\text{Pb}^{2+}} = 0,80 \text{ V} + (-0,14) \text{ V} = 0,66 \text{ V}$$

4 Al disolver en agua las siguientes sales: KCl , NH_4NO_3 , Na_2CO_3 , justifique mediante las reacciones correspondientes qué disolución es:

- Ácida.
- Básica.
- Neutra.

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

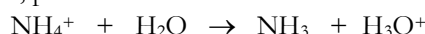


Ni el K^+ ni el Cl^- se hidrolizan por provenir respectivamente de una base y un ácido fuertes (hidróxido de potasio y ácido clorhídrico). No se generan OH^- ni H_3O^+ y la disolución será neutra, $\text{pH} = 7$.

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

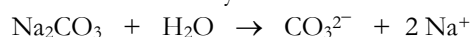


El NO_3^- no reaccionará con el agua, pero el ión amonio si se hidroliza de la forma:

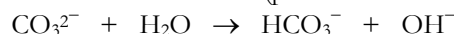


En la hidrólisis se generan hidrogenoiones y la disolución tendrá carácter ácido, $\text{pH} < 7$.

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



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:



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

5 La reacción utilizada para la soldadura aluminotérmica es:



a. Calcule el valor a presión constante y el calor a volumen constante intercambiados en condiciones estándar y a la temperatura de reacción.

b. ¿Cuántos gramos de Al_2O_3 se habrán obtenido cuando se desprendan 10.000 kJ en la reacción?

Datos: $\Delta H_f^\circ[\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})] = -1.675,7 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_c^\circ[\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})] = -824,2 \text{ kJ/mol}$; Masas atómicas: $\text{Al} = 27$; $\text{O} = 16$.

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

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

$$\Delta H_r^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^\circ[\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})] - 1 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^\circ[\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})] =$$

$$= 1 \text{ mol} \cdot (-1675,7 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ mol} \cdot (-824,2 \text{ kJ/mol}) = -851,5 \text{ kJ}$$

Entalpía y variación de energía interna están relacionadas según: $\Delta U_r^\circ = \Delta H_r^\circ - \Delta nRT$

Como las sustancias que intervienen están en estado sólido, $\Delta n = 0$, por lo $\Delta H = \Delta U$.

b. Sin más que referir los 10.000 kJ a moles:

$$10.000 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{851,5 \text{ kJ}} \cdot \frac{102 \text{ g Al}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} = 1.197,9 \text{ g de Al}_2\text{O}_3$$

6 En un recipiente de 2 L se introducen 2,1 mol de CO_2 y 1,6 mol de H_2 y se calienta a 1.800°C . Una vez alcanzado el siguiente equilibrio:



Se analiza la mezcla y se encuentra que hay 0,9 mol de CO_2 . Calcule:

- La concentración de cada especie en equilibrio.
- El valor de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

a. Teniendo en cuenta que por cada mol que reacciones de dióxido o de hidrógeno, aparece un mol de agua y otro de monóxido, se puede confeccionar la tabla:

	$\text{CO}_2(\text{g})$	+	$\text{H}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{CO}(\text{g})$	+	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
Concentración inicial	1,05		0,80		-		-
Concentración disociada	0,45		0,45		-		-
Concentración en equilibrio	0,60		0,35		0,45		0,45

b. Sustituyendo estos valores en la expresión de K_c :

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}][\text{CO}]}{[\text{CO}_2][\text{H}_2]} = \frac{(0,45 \text{ mol/L})^2}{(0,60 \text{ mol/L})(0,35 \text{ mol/L})} = 0,96$$

Como $\Delta n = 0$, el valor de la constante K_c coincidirá con cualquier otra forma de expresión de la constante y, por tanto, $K_c = K_p = 0,96$.

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Ácido fosfórico
- Permanganato de bario
- Propino
- SrO
- Sc(OH)₃
- CH₂OHCH₂CH₂OH

- H₃PO₄
- Ba(MnO₄)₂
- CH≡CCH₃
- Óxido de estroncio.
- Trihidróxido de escandio. Hidróxido de escandio (III)
- Propano-1,3-diol

2 El número de protones de los núcleos de cinco elementos es: A: 2 B: 11 C: 9 D: 12 E: 13

Justifique mediante la configuración electrónica, el elemento que:

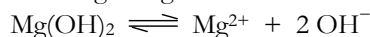
- Es un gas noble.
- Es el más electronegativo.
- Pertenece al grupo 1 del Sistema Periódico

- Los elementos dados son: A: 1s²: He; B: 1s²2s²2p⁶3s¹: Na; C: 1s²2s²2p⁵: F; D: 1s²2s²2p⁶3s²: Mg; E: 1s²2s²2p⁶3s²3p¹: Al. El único gas noble es el A, helio.
- 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 dichos electrones y los atraerá con más fuerza y, al que además le falta 1 electrón para adquirir configuración de gas noble, o sea, el C, flúor.
- El único que pertenece al grupo 1 (o sea, con configuración electrónica ns¹) es el B, sodio.

3 El hidróxido de magnesio es un compuesto poco soluble en agua.

- Escriba la expresión del producto de solubilidad del compuesto.
- Deduzca la expresión que relaciona la solubilidad con el producto de solubilidad del compuesto.
- Justifique cómo se modificará la solubilidad si se añade una cierta cantidad de hidróxido de sodio.

- El hidróxido de magnesio se disocia en agua según:

El producto de solubilidad será: $K_s = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$

- Llamando s a la solubilidad del Mg(OH)₂ en agua, en equilibrio las concentraciones de Mg²⁺ e hidroxilos son respectivamente: s y 2s, por lo que el producto de solubilidad se relaciona con la solubilidad según:

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

- Al añadir NaOH aumenta la concentración de OH⁻ y el equilibrio, según el Principio de Le Chatelier, se desplazará hacia la izquierda, disminuyendo de esta forma la solubilidad del hidróxido de magnesio.

4 Se dispone de 2 litros de disolución acuosa 0,6 M de urea, (NH₂)₂CO.

- ¿Cuántos moles de urea hay?
- ¿Cuántas moléculas de urea contienen?
- ¿Cuál es el número de átomos de nitrógeno en ese volumen de disolución?

- Como en cada litro hay 0,6 moles:

$$2 \text{ L de disolución} \cdot \frac{0,6 \text{ mol } (\text{NH}_2)_2\text{CO}}{1 \text{ L disolución}} = 1,2 \text{ mol } (\text{NH}_2)_2\text{CO}$$

- Como en un mol hay 6,023 · 10²³ moléculas:

$$1,2 \text{ mol } (\text{NH}_2)_2\text{CO} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } (\text{NH}_2)_2\text{CO}}{1 \text{ mol } (\text{NH}_2)_2\text{CO}} = 7,2 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } (\text{NH}_2)_2\text{CO}$$

- Como en una molécula de anilina hay 2 átomos de nitrógeno:

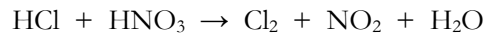
$$7,2 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } (\text{NH}_2)_2\text{CO} \cdot \frac{2 \text{ átomos N}}{1 \text{ molécula } (\text{NH}_2)_2\text{CO}} = 1,44 \cdot 10^{24} \text{ átomos N}$$

5 Un método de obtención de cloro gaseoso se basa en la oxidación del HCl con HNO₃ produciéndose simultáneamente NO₂ y H₂O.

- Ajuste la reacción molecular por el método del ión-electrón.
- Calcule el volumen de cloro obtenido, a 25 °C y 1 atm, cuando reaccionan 500 mL de una disolución acuosa 2 M de HCl con HNO₃ en exceso, si el rendimiento de la reacción es del 80 %.

Datos: R = 0,082 atm · L · K⁻¹ · mol⁻¹.

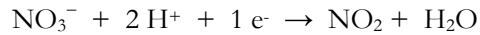
- La ecuación molecular es:



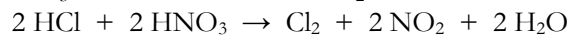
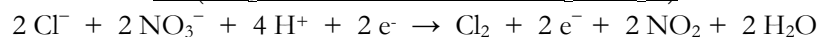
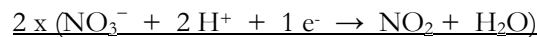
Se oxida el ión cloruro:



Se reduce el nitrato:



Para que el número de electrones intercambiados en los dos procesos sea el mismo:



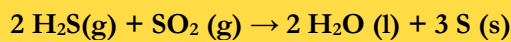
- Con el volumen y la molaridad de la disolución de HCl se calculan los moles de ácido y con estos los de cloro:

$$0,5 \text{ L disolución HCl} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disolución HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{80 \text{ mol reales}}{100 \text{ mol teóricos}} = 0,4 \text{ mol Cl}_2$$

Estos moles ocuparán un volumen de:

$$V = \frac{0,4 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 9,77 \text{ L Cl}_2$$

6 Dada la reacción:



- Calcule la entalpía de esta reacción a 25 °C, en condiciones estándar.
- En estas condiciones, determine si la reacción es espontánea.

Datos: $\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{S}(\text{g})] = -20,63 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ[\text{SO}_2(\text{g})] = -296,8 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285,8 \text{ kJ/mol}$. $S^\circ[\text{H}_2\text{S}(\text{g})] = 205,8 \text{ J mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, $S^\circ[\text{SO}_2(\text{g})] = 248,2 \text{ J mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, $S^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = 69,9 \text{ J mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, $S^\circ[\text{S}(\text{s})] = 31,8 \text{ J mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

- Por definición, la entalpía de una reacción es:

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

$$\Delta H_r^\circ = 3 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] - 2 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{S}(\text{g})] - 1 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^\circ[\text{SO}_2(\text{g})] =$$

$$= 2 \text{ mol} \cdot (-285,8 \text{ kJ/mol}) - 2 \text{ mol} \cdot (-20,6 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ mol} \cdot (-296,8 \text{ kJ/mol}) = -233,5 \text{ kJ}$$

- La reacción es espontánea a esa temperatura si su variación de energía libre es negativa. Ésta se calcula según:

$$\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T \Delta S_r^\circ$$

Antes hay que calcular la variación de entropía que, por definición, es:

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

$$\Delta S_r^\circ = 2 \text{ mol} \cdot S_{\text{H}_2\text{O}(\text{l})}^\circ + 3 \text{ mol} \cdot S_{\text{S}(\text{s})}^\circ - 2 \text{ mol} \cdot S_{\text{H}_2\text{S}(\text{g})}^\circ - 1 \text{ mol} \cdot S_{\text{SO}_2(\text{g})}^\circ =$$

$$= 2 \text{ mol} \cdot 69,9 \text{ J mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} + 3 \text{ mol} \cdot 31,8 \text{ J mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} - 2 \text{ mol} \cdot 205,8 \text{ J mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} - 1 \text{ mol} \cdot 248,2 \text{ J mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} =$$

$$= -424,6 \text{ J mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

La variación de energía libre se calculará:

$$\Delta G_r^\circ = -233,54 \text{ kJ/mol} - 298 \text{ K} \cdot (-0,425 \text{ kJ/mol} \cdot \text{K}) = -106,9 \text{ kJ/mol} < 0 \Rightarrow \text{Será espontánea}$$

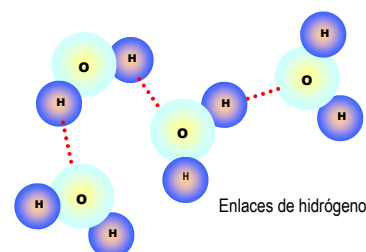
1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Peróxido de Bario
 - Óxido de cobalto (III)
 - But-2-enal
 - HClO
 - CdI₂
 - CH₃CH₂NH₂
- BaO₂
 - Co₂O₃
 - CH₃-CH=CH-CHO
 - Ácido hipocloroso. Oxoclorato (I) de hidrógeno.
 - Yoduro de cadmio. Diyoduro de cadmio.
 - Etilamina. Etanamina.

2 Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Por qué a 25 °C y 1 atm el agua es un líquido y el sulfuro de hidrógeno es un gas.
- Qué compuesto será más soluble en agua, el yoduro de sodio o el yoduro de cesio.
- Discuta la polaridad de las moléculas de NH₃ y de yodo molecular, respectivamente.

- a. 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.

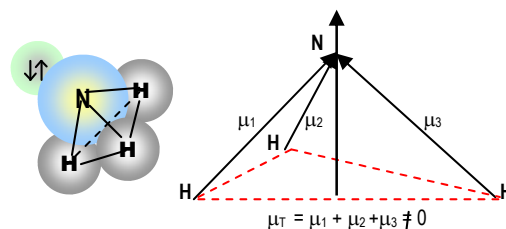


- b. La energía reticular aumenta a medida que aumenta la carga de los iones y a medida que disminuyen la distancia interiónica, o sea, los radios iónicos:

$$U_0 = -\frac{N_a \cdot A \cdot Z^+ \cdot Z^- \cdot q^2}{4\pi\epsilon_0 \cdot d_0} \left(1 - \frac{1}{n}\right)$$

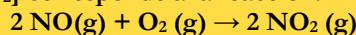
En los dos cristales la carga iónica es la misma, +1 y -1, pero el radio iónico del cesio es mucho mayor que el de sodio. Cuanto mayor sea la energía reticular, mayor la dificultad de cualquier disolvente polar para solvatarlos porque más energía se necesita para separar los iones. La solubilidad crecerá por tanto en orden inverso a la energía reticular. El menos soluble será el yoduro de sodio.

- c. La diferencia de electronegatividad entre el nitrógeno y el hidrógeno hace que aparezcan dipolos en los enlaces entre ambos dirigidos hacia el más electronegativo, el nitrógeno. En este caso se suman los tres momentos dipolares de los tres enlaces y se origina un dipolo total dirigido hacia el átomo de nitrógeno.



Para el caso del yodo molecular, como los átomos que se unen son iguales, no hay diferencia de electronegatividad entre ellos y el enlace será apolar. La molécula es apolar ya que no hay desplazamiento electrónico en el enlace.

3 La ecuación de velocidad $v = k[\text{NO}]^2[\text{O}_2]$ corresponde a la reacción:



Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

- ¿Se puede considerar que, durante el transcurso de la reacción química, la velocidad de la reacción permanece constante?
 - ¿Cuál es el orden total de la reacción?
 - ¿Qué factores pueden modificar la velocidad de esta reacción?
- No. La velocidad varía con las concentraciones de los reactivos, que van disminuyendo a medida que transcurre la reacción, por tanto, no permanece constante.
 - Es la suma de los exponentes de las concentraciones de los reactivos en la ecuación de velocidad: $2 + 1 = 3$.
 - Los factores que influyen en la velocidad de una reacción son: naturaleza de los reactivos, estado físico de los mismos, concentración de éstos, temperatura y la presencia de un catalizador. Como la reacción dada es en fase gaseosa entre sustancias covalentes y no hay catalizador, sólo se podrían modificar:
 - La concentración de los reactivos que, como se aprecia en la ecuación de velocidad, aumentarían la velocidad si dichas concentraciones aumentasen.

- La temperatura. Experimentalmente, Arrhenius dedujo la relación existente entre la constante de la ecuación de velocidad y la temperatura:

$$k = A e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

donde k es la constante de velocidad de reacción y T es la temperatura absoluta, E_a es la energía de activación y A es el factor de frecuencia, llamado así porque es proporcional al número de colisiones de las moléculas de los reactivos. En esta ecuación podemos apreciar como, al aumentar la temperatura, aumenta el valor de k y por tanto de la velocidad de reacción.

4 De los reactivos: H₂, H₂O/H₂SO₄ y HBr, elija los que permitan realizar la siguiente transformación química:



donde A es:

- Un compuesto que puede formar enlaces de hidrógeno.
- Un compuesto cuya combustión sólo produce CO₂ y agua.
- Un compuesto que presenta isomería óptica.

Justifique las respuestas escribiendo las reacciones correspondientes.

- Ha de ser un alcohol, para lo cual hay que hidratar el alqueno en medio ácido sulfúrico: H₂O/H₂SO₄.
- Podría ser el hidrógeno para dar butano o el agua para dar butan-2-ol ya que ambos producen dióxido de carbono y agua al quemarse. Por tanto: H₂ o H₂O/H₂SO₄.
- Cuando se hidrata, se forma el butan-2-ol y cuando adiciona HBr, se forma 2-bromobutano. Ambos presentan isómeros ópticos, por tanto, puede ser cualquiera de los dos: HBr o H₂O/H₂SO₄.

5 En la etiqueta de un frasco de ácido clorhídrico comercial se especifican los siguientes datos: 32 % en masa, densidad 1,14 g/mL. Calcule:

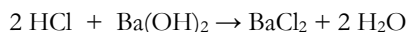
- El volumen de disolución necesario para preparar 0,1 L de HCl 0,2 M.
- El volumen de una disolución acuosa de hidróxido de bario 0,5 M necesario para neutralizar los 0,1 L de HCl del apartado anterior.

Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5.

- Con el volumen y la molaridad de la disolución diluida que se quiere preparar se calculan los moles que se ha de tomar de la concentrada y con ellos el volumen de la misma:

$$0,1 \text{ L dis}_2 \text{ HCl} \cdot \frac{0,2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L dis}_2 \text{ HCl}} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g dis}_1}{32 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mL dis}_1}{1,14 \text{ g dis}_1} = 2 \text{ mL disolución}_1$$

- La reacción de neutralización es:

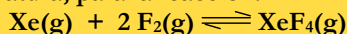


Por cada mol de hidróxido de bario se consumen 2 moles de HCl, luego:

$$0,1 \text{ L dis. HCl} \cdot \frac{0,2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L dis. HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ba(OH)}_2}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{1 \text{ L dis. Ba(OH)}_2}{0,5 \text{ mol Ba(OH)}_2} = 0,02 \text{ L dis. Ba(OH)}_2$$

6 Cuando se mezclan 0,40 moles de gas xenón con 0,80 moles de gas flúor en un recipiente de 2 litros a cierta temperatura, se observa que el 60 % del xenón reacciona con el flúor formando XeF₄ gaseoso.

- Calcule el valor de K_c a esa temperatura, para la reacción:



- ¿Cuántos moles de F₂ hay que añadir a la cantidad inicial para que la conversión sea del 75 %?

- Teniendo en cuenta que reaccionan 0,24 moles de Xe (60 % de 0,4 moles) y que por cada mol de Xe que reacciona, lo hacen 2 moles de F₂ y se forma 1 de XeF₄ Para la reacción se puede construir la tabla:

	Xe(g)	F ₂ (g)	XeF ₄ (g)	Totales
Moles iniciales	0,4	0,8	-	1,2
Reaccionan	0,4 · 0,6 = 0,24	0,48	-	0,72
Moles en equilibrio	0,16	0,32	0,24	0,72

$$K_c = \frac{[0,24 \text{ mol}/2 \text{ L}]}{[0,16 \text{ mol}/2 \text{ L}][0,32 \text{ mol}/2 \text{ L}]^2} = 58,6 \text{ (mol L}^{-1}\text{)}^{-2}$$

- El valor de K_c es el mismo puesto que la temperatura no cambia. Si llamamos n al número de moles iniciales de flúor para que se disocie en un 75 %, se puede construir la tabla como anteriormente en función de n:

	Xe(g)	F ₂ (g)	XeF ₄ (g)	Totales
Moles iniciales	0,4	n	-	n + 0,4
Reaccionan	0,4 · 0,75 = 0,3	0,6	-	0,9
Moles en equilibrio	0,1	n - 0,6	0,3	n - 0,2

$$K_c = 58,6 \text{ (mol L}^{-1}\text{)}^{-2} = \frac{[0,3 \text{ mol}/2 \text{ L}]}{[0,1 \text{ mol}/2 \text{ L}][n - 0,6 \text{ mol}/2 \text{ L}]^2} \Rightarrow n = 1,05 \text{ mol}$$

Como había inicialmente 0,8 moles y se precisan 1,05 moles de flúor, hay que añadir al principio 0,25 moles.

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

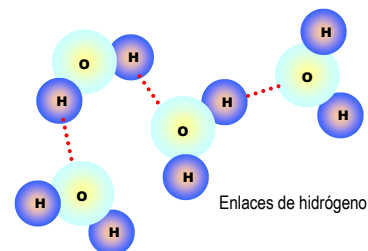
- Dióxido de azufre
 - Nitrato de amonio
 - Pentan-2-ona
 - HClO_2
 - Ni_2Se_3
 - CH_2Cl_2
- SO_2
 - NH_4NO_3
 - $\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
 - Ácido cloroso. Dioxoclorato (III) de hidrógeno.
 - Seleniuro de níquel (III). Triseleniuro de diníquel.
 - Dilorometano.

2 Dadas las especies Cl_2 , KCl , Fe y H_2O :

- Indique el tipo de enlace que presenta cada una.
- ¿Qué tipo de interacción hay que vencer para fundirlas cuando están en estado sólido?
- Razone qué especies conducirán la corriente eléctrica en estado sólido, cuáles lo harán en estado fundido y cuáles no conducirán la corriente en ningún caso.

- Los átomos de cloro entre sí tienen la misma electronegatividad y formarán un enlace covalente apolar. El cloro tiende a ganar el electrón que fácilmente pierde el potasio, formarán iones que se atraen y darán lugar a un enlace iónico entre ambos. Los átomos de hierro liberarán varios electrones dando lugar a cationes que se agrupan en una red cristalina alrededor de los cuales se moverán los electrones formando el llamado "gas electrónico". Será pues, un enlace metálico.

En el agua hay dos tipos de enlaces: uno intramolecular entre el hidrógeno y oxígeno que será covalente simple y otro intermolecular debido a la polaridad de la molécula de agua y a la presencia de átomos de hidrógeno que formarán los enlaces de hidrógeno.

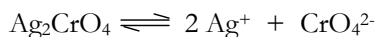


- Por lo citado anteriormente: en el caso del cloro habrá que romper fuerzas de Van der Waals; en el cloruro de potasio, enlaces iónicos; en el hierro, enlaces metálicos y en el agua, enlaces de hidrógeno.
- Para que una sustancia sea buena conductora de la electricidad ha de poseer cargas (los metales y los compuestos iónicos las poseen) y que éstas se puedan mover por acción de una diferencia de potencial (en los metales se pueden mover y si la sustancia iónica está disuelta o en disolución, las cargas también se podrán mover libremente). Los metales, como el Fe , son pues conductores y los compuestos iónicos, como el KCl , son conductores de 2ª especie, o sea, cuando están fundidos o disueltos.

3 Se dispone de una disolución acuosa saturada de Ag_2CrO_4 con una pequeña cantidad de precipitado en el fondo. Razone cómo afecta a la cantidad de precipitado la adición de:

- Agua.
- Una disolución acuosa de cromato de sodio.
- Una disolución acuosa de nitrato de plata.

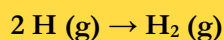
El equilibrio que se produce es:



Aplicando en los tres casos el Principio de Le Chatelier:

- Al añadir agua disminuye la concentración de los iones cromato y plata (I) por lo que el equilibrio, para aumentar dicha concentración, se desplaza hacia la derecha disolviéndose más cromato de plata, eliminando así precipitado.
- Si se añaden iones cromato, el equilibrio, para disminuir dicho aumento de la concentración de estos iones, se desplazará hacia la izquierda, disminuyendo así la solubilidad del cromato de plata, aumentará la cantidad de precipitado.
- Ocurre como anteriormente. Al aumentar la concentración de iones Ag^+ , se desplazará hacia la izquierda, aumentará la cantidad de precipitado.

4 Dada la reacción



conteste de forma razonada:

- ¿Cuánto vale ΔH de la reacción si la energía de enlace H-H es 436 kJ/mol?
- ¿Qué signo tiene la variación de entropía de esta reacción?
- ¿Cómo afecta la temperatura a la espontaneidad de la reacción?

- Se puede definir la energía de enlace como la energía que se desprendería por la formación de un mol de enlaces, a partir de sus elementos que lo constituyen (todos en estado gaseoso), o también como la energía que se necesita para romper un mol de enlaces dados (en estado gaseoso). Por tanto, la entalpía de la reacción citada, en la que se está formando un mol de enlaces H-H, será - 436 kJ/mol.
- Puesto que aumenta el orden molecular: por cada dos átomos de sustancias gaseosas que desaparecen, sólo aparece una molécula de sustancia gaseosa, la variación de entropía será negativa.
- 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:

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

Como la variación de entropía es negativa y, como la reacción es exotérmica (variación de entalpía negativa), para que sea espontánea: $|\Delta H| > |T\Delta S|$. Conviene bajas temperaturas para que el término entrópico sea pequeño comparado con el entálpico. Concretamente, será espontánea cuando: $T < |\Delta H|/|\Delta S|$.

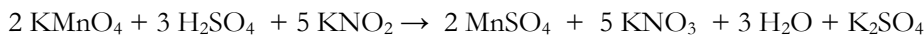
5 En la valoración de una muestra de nitrito de potasio (KNO_2) impuro, disuelto en 100 mL de agua acidulada con ácido sulfúrico, se han empleado 5,0 mL de KMnO_4 0,1 M. Sabiendo que se obtiene KNO_3 , K_2SO_4 y MnSO_4 :

- Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ión-electrón.
- Calcule la riqueza en nitrito de la muestra inicial, si su masa era 0,125 g.

Masas atómicas: K = 39; O = 16; N = 14.

- La ecuación molecular es: $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$
Se oxida el ión nitrito: $\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$
Se reduce el permanganato: $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$
Para que el número de electrones intercambiados en ambos semiprocesos sea el mismo:
$$5 \times (\text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-)$$
$$\underline{2 \times (\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O})}$$
$$2 \text{MnO}_4^- + 16 \text{H}^+ + 5 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{NO}_2^- + 10 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{NO}_3^- + 10 \text{H}^+ + 10 \text{e}^-$$
$$2 \text{MnO}_4^- + 6 \text{H}^+ + 5 \text{NO}_2^- \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{NO}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O}$$

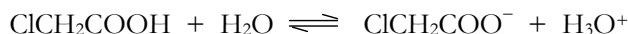
Reajustando la ecuación molecular:



- Basándose en la estequiometría averiguada:

$$0,005 \text{ L disolución KMnO}_4 \cdot \frac{0,1 \text{ mol KMnO}_4}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{5 \text{ mol KNO}_2}{2 \text{ mol KMnO}_4} \cdot \frac{87 \text{ g KNO}_2}{1 \text{ mol KNO}_2} \cdot \frac{100 \text{ g}}{0,125 \text{ g}} = 87 \%$$

6 a. ¿Cuál es el valor de la constante K_a del ácido cloroacético, ClCH_2COOH , a 25 °C, si en disolución 0,01 M se encuentra ionizado al 31 %? b. ¿Cuál es el pH de esta disolución?



- Se puede realizar una tabla en función del grado de disociación y la concentración inicial:

	ClCH_2COOH	$\text{ClCH}_2\text{COO}^-$	H_3O^+
Inicial	$c = 0,01$	-	-
Disociado	$c\alpha = 0,01 \cdot 0,31$	-	-
Equilibrio	$c(1 - \alpha) = 0,01(1 - 0,31)$	$c\alpha = 0,01 \cdot 0,31$	$c\alpha = 0,01 \cdot 0,31$

Basta con sustituir en la expresión de la constante de acidez:

$$K_a = \frac{[\text{ClCH}_2\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{ClCH}_2\text{COOH}]} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha} = 1,39 \cdot 10^{-3}$$

- Sólo hay 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:

- Carbonato de aluminio
- Yoduro de plomo (II)
- Ácido propinoico
- Ca(OH)_2
- HBrO_3
- $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_2\text{COOH}$

- $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$
- PbI_2
- $\text{CH}\equiv\text{C-COOH}$
- Hidróxido de calcio. Dihidróxido de calcio.
- Ácido brómico. Trioxobromato (V) de hidrógeno.
- Ácido 3-hidroxibutanoico.

2 Si a un recipiente que contiene $3 \cdot 10^{23}$ moléculas de metano se añaden 16 g de este compuesto:

- ¿Cuántos moles de metano contiene el recipiente ahora?
- ¿Y cuántas moléculas?
- ¿Cuál será el número de átomos totales?

Masas atómicas: C = 12; H = 1.

a. Como un mol de metano son 16 g y en un mol hay $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas:

$$3 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CH}_4} + 16 \text{ g CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16 \text{ g CH}_4} = 1,5 \text{ mol CH}_4$$

b.

$$1,5 \text{ mol CH}_4 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CH}_4}{1 \text{ mol CH}_4} = 9 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CH}_4$$

c. Puesto que cada molécula contiene 5 átomos:

$$9 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CH}_4 \cdot \frac{5 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula CH}_4} = 4,5 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

3 Un átomo X en estado excitado presenta la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^2 3s^1$.

- ¿De qué elemento se trata?
- Indique los números cuánticos de cada uno de los electrones desapareados de X en su estado fundamental.

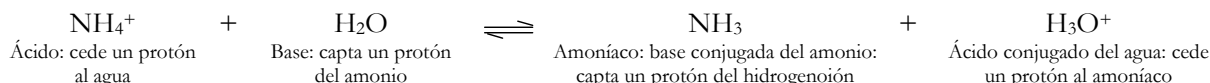
a. Como $Z = 7$, se trata del nitrógeno, que se encuentra en un estado excitado.

b. Su configuración orbital del estado fundamental es $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$. Al electrón diferenciador le corresponden los números cuánticos: $n = 2$; $l = 1$; $m = -1, 0 \text{ o } 1$; $s = -\frac{1}{2} \text{ o } \frac{1}{2}$.

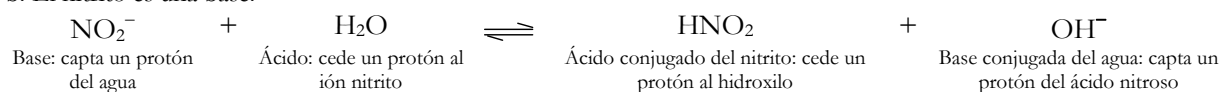
4 Complete los siguientes equilibrios ácido-base e indique las sustancias que actúan como ácido y como base y sus pares conjugados según la teoría de Brønsted-Lowry:

- $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{O} + \text{HCO}_3^-$

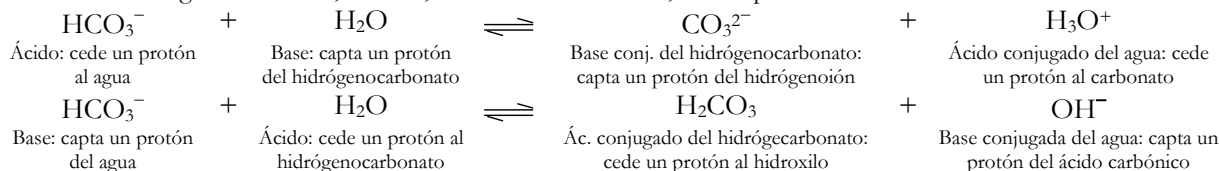
a. El amonio es un ácido:



b. El nitrito es una base:



c. El anión hidrógenocarbonato, HCO_3^- , tiene carácter anfótero, se comporta como ácido o como base:



5 En un recipiente de 1 litro de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 0,1 mol de SbCl_3 , 0,1 mol de Cl_2 y 1 mol de SbCl_5 . A 200°C se establece el equilibrio:



Sabiendo que a esa temperatura K_c vale $2,2 \cdot 10^{-2}$:

- Determine si el sistema está en equilibrio y, si no lo está, el sentido en el que va a evolucionar.
- La composición del sistema en equilibrio.

a. Para saber si se encuentra en equilibrio o no, basta calcular el cociente de reacción:

$$Q = \frac{[\text{P}_{\text{PCl}_3}][\text{P}_{\text{Cl}_2}]}{[\text{P}_{\text{SbCl}_5}]} = \frac{(0,1 \text{ mol/L}) \cdot (0,1 \text{ mol/L})}{(1 \text{ mol/L})} = 0,01 < K_c = 0,022$$

Como el valor del cociente de reacción es menor que el de la constante de equilibrio, el sistema no se encuentra en equilibrio y desplazará, tratando de aumentar el valor de Q, hacia la derecha.

b. Llamando n a los moles de pentacloruro que se disocian, podemos construir la tabla:

	$\text{PCl}_5(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{PCl}_3(\text{g})$	+	$\text{Cl}_2(\text{g})$	Totales
Moles iniciales	1		0,1		0,1	1,2
Moles que se disocian	n		-		-	n
Moles en equilibrio	1 - n		0,1 + n		0,1 + n	1,2 + n

Como la temperatura no cambia, el valor de la constante e de equilibrio es el mismo y, por tanto:

$$0,022 = \frac{\left[\frac{(0,1 + n) \text{ mol}}{1 \text{ L}} \right]^2}{\left[\frac{1 - n}{1 \text{ L}} \right]}$$

Resolviendo la ecuación queda $n = 0,045$. Las concentraciones de equilibrio serán pues:

$$[\text{SbCl}_5] = 0,955 \text{ mol/L} \quad [\text{Cl}_2] = [\text{SbCl}_3] = 0,145 \text{ mol/L}$$

6 Para la reacción:



- Calcule la variación de entalpía y de la entropía de la reacción en condiciones estándar a 25°C .
- Indique razonadamente si el proceso es espontáneo a 100°C .

Datos: $\Delta H_f^\circ[\text{CH}_4(\text{g})] = -74,8 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ[\text{CO}_2(\text{g})] = -393,5 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285,5 \text{ kJ/mol}$.
 $S^\circ[\text{CH}_4(\text{g})] = 186,3 \text{ J mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, $S^\circ[\text{O}_2(\text{g})] = 205,1 \text{ J mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, $S^\circ[\text{CO}_2(\text{g})] = 213,7 \text{ J mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, $S^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = 69,9 \text{ J mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

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

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

Como la entalpía de formación de cualquier elemento en condiciones estándar es nula:

$$\begin{aligned} \Delta H_r^\circ &= 2 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{g})] + 1 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^\circ[\text{CO}_2(\text{g})] - 1 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^\circ[\text{CH}_4(\text{g})] = \\ &= 2 \text{ mol} \cdot (-285,8 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol} \cdot (-393,5 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ mol} \cdot (-74,8 \text{ kJ/mol}) = -890,3 \text{ kJ} \end{aligned}$$

b. Para que una reacción sea espontánea, la variación de energía libre de Gibbs ha de ser negativa.

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

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

$$\begin{aligned} \Delta S_r^\circ &= \sum S_{\text{Productos}}^\circ - \sum S_{\text{Reactivos}}^\circ \\ \Delta S_r^\circ &= 2 \text{ mol} \cdot S_{\text{H}_2\text{O}(\text{l})}^\circ + 1 \text{ mol} \cdot S_{\text{CO}_2(\text{g})}^\circ - 1 \text{ mol} \cdot S_{\text{CH}_4(\text{g})}^\circ - 2 \text{ mol} \cdot S_{\text{O}_2(\text{g})}^\circ = \\ &= 2 \text{ mol} \cdot (69,9 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) + 1 \text{ mol} \cdot (213,7 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) - 1 \text{ mol} \cdot (186,3 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) - \\ &\quad - 2 \text{ mol} \cdot (205,1 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) = -243,0 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

$$\Delta G = -890,3 \text{ kJ} - 298 \text{ K} \cdot (-0,243 \text{ kJ/K}) = -817,9 \text{ kJ}$$

Puesto que la variación de energía libre es negativa, la reacción será espontánea.

1 Formula o nombra los compuestos siguientes:

- Óxido de calcio.
- Ácido bórico.
- Hepta-2,4-dieno.
- Na_2SO_4
- SnS_2
- $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHOH}$

- CaO
- H_3BO_3
- $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}=\text{CHCH}_2\text{CH}_3$
- Sulfato de sodio. Tetraoxosulfato (VI) de sodio.
- Sulfuro de estaño (IV). Disulfuro de estaño.
- Prop-1-en-1-ol.

2 Considere los elementos Be, O, Zn y Ar.

- Escriba sus configuraciones electrónicas.
- ¿Cuánto electrones desapareados presenta cada uno de esos átomos?
- Escriba las configuraciones electrónicas de los iones más estables que puedan formar.

a. Be: $1s^2 2s^2$

O: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$

Zn: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

Ar: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

- En las configuraciones electrónicas orbitales anteriores se puede apreciar que sólo el oxígeno presenta 2 electrones desapareados. El resto tiene todos sus electrones apareados.
- Los iones más estables serán respectivamente: Be^{2+} ; O^{2-} y Zn^{2+} ya que el argón no formará ningún ión estable. Sus configuraciones electrónicas serán:

Be^{2+} : $1s^2$

O^{2-} : $1s^2 2s^2 2p^6$

Zn^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$

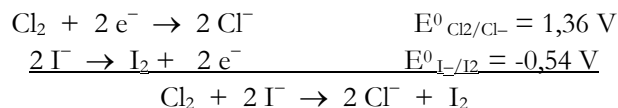
3 Dados los valores de potencial de reducción estándar de los sistemas:

$$\text{Cl}_2/\text{Cl}^- = 1,36 \text{ V}; \quad \text{Br}_2/\text{Br}^- = 1,07 \text{ V}; \quad \text{I}_2/\text{I}^- = 0,54 \text{ V}.$$

Indique razonadamente:

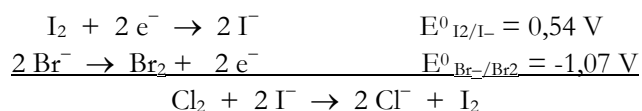
- ¿Cuál es la especie química más oxidante de las tres?
- ¿Es espontánea la reacción entre el cloro molecular y el ión yoduro?
- ¿Es espontánea la reacción entre el yodo molecular y el ión bromuro?

- El más oxidante será el que con más facilidad se reduzca, o sea, el de mayor potencial de reducción: el cloro molecular.
- La reacción sería:



A la que le corresponde un potencial de $1,36 \text{ V} - 0,54 \text{ V} = 0,82 \text{ V} > 0$. \Rightarrow Ocurre la reacción de forma espontánea.

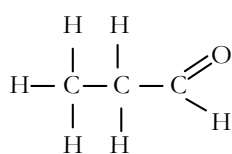
- La reacción sería:



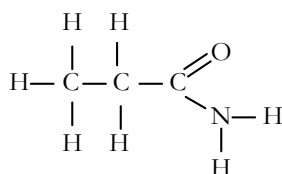
Con un potencial de $0,54 \text{ V} - 1,07 \text{ V} = -0,53 \text{ V} < 0$. \Rightarrow No ocurre la reacción de forma espontánea.

4 Escribe la formula desarrollada de cada uno de los siguientes compuestos y nombra el grupo funcional:

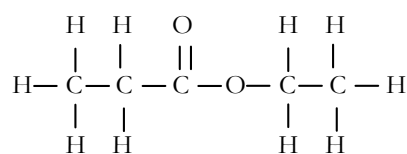
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CONH}_2$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOCH}_2\text{CH}_3$



Aldehído (Propanal)



Amida (Propanamida)



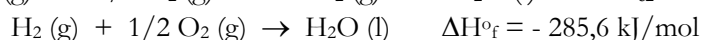
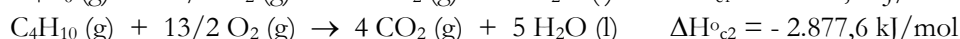
Éster (Propanato de etilo)

5 En la reacción de hidrogenación del buta-1,3-dieno para dar butano, calcule la entalpía de reacción en condiciones estándar:

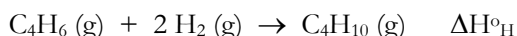
- A partir de la entalpía de formación del agua y de las de combustión del buta-1,3-dieno y del butano.
- A partir de las entalpías de enlace.

Datos: $\Delta H^\circ_c[\text{C}_4\text{H}_6] = -2.540,2 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^\circ_c[\text{C}_4\text{H}_{10}] = -2.877,6 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^\circ_f[\text{H}_2\text{O}] = -285,6 \text{ kJ/mol}$.
Entalpías de enlace en kJ/mol: (C-C) = 348,2; (C=C) = 612,9; (C-H) = 415,3; (H-H) = 436,4.

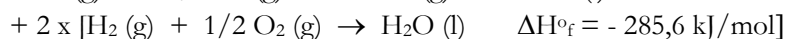
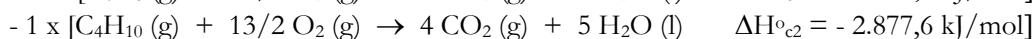
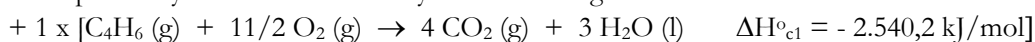
- Las reacciones de las que tenemos datos son:



Y la reacción buscada es:



que se puede obtener como combinación de las anteriores aplicando la ley de Hess. Concretamente, sumando la primera y dos veces la tercera y restando la segunda:



Por tanto la entalpía de hidrogenación será:

$$\Delta H^\circ_{\text{H}} = 1 \text{ mol} \cdot (-2.540,2 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ mol} \cdot (-2.877,6 \text{ kJ/mol}) + 2 \text{ mol} \cdot (-285,6 \text{ kJ/mol}) = -233,8 \text{ kJ}$$

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

$$\Delta H^\circ_{\text{R}} = \Sigma(\text{Energía de enlaces rotos}) - \Sigma(\text{Energía de enlaces formados})$$

Para hidrogenar el butadieno hay que romper dos moles de enlaces dobles C=C y dos moles de enlaces H-H y formar dos moles de enlaces C-C y cuatro moles de enlaces C-H. Por tanto:

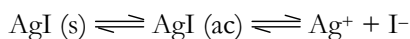
$$\Delta H^\circ_{\text{H}} = 2 \text{ mol} \cdot (612,9 \text{ kJ/mol}) + 2 \text{ mol} \cdot (436,4 \text{ kJ/mol}) - 2 \text{ mol} \cdot (348,2 \text{ kJ/mol}) - 4 \text{ mol} \cdot (415,3 \text{ kJ/mol}) = -259,0 \text{ kJ}$$

La diferencia entre los valores obtenidos mediante una forma y otra (-233,8 y -259,0 kJ) estriba en que los valores tabulados de energías de enlaces son valores medios, variando éstos para un mismo enlace de una sustancia a otra.

6 A cierta temperatura, el producto de solubilidad en agua del AgI es $8,3 \cdot 10^{-17}$. Para esa temperatura, calcula la solubilidad molar del compuesto en:

- Una disolución 0,1 M de nitrato de plata.
- Una disolución de ácido yodhídrico de pH = 2.

- La solubilidad de un compuesto viene determinada por la concentración de soluto en una disolución saturada.



$$K_s = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{I}^-]$$

Puesto que se conoce la concentración de iones plata y el producto de solubilidad:

$$[\text{I}^-] = \frac{K_s}{[\text{Ag}^+]} = \frac{8,3 \cdot 10^{-17}}{0,1 \text{ mol/L}} = 8,3 \cdot 10^{-16} \text{ mol/L}$$

- Como el ácido yodhídrico es muy fuerte, si el pH de la disolución es 2, la concentración de hidrogenoiones y la de yoduro será 0,01 ya que se encuentra completamente disociado. La concentración de iones Ag^+ se podrá calcular:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{K_s}{[\text{I}^-]} = \frac{8,3 \cdot 10^{-17}}{0,01 \text{ mol/L}} = 8,3 \cdot 10^{-15} \text{ mol/L}$$

1 Formula o nombra los compuestos siguientes:

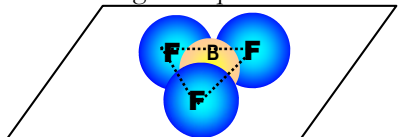
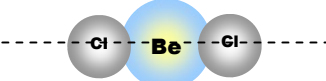
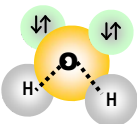
- Sulfuro de manganeso (III)
 - Hidrógenocarbonato de cadmio.
 - Ácido benzoico.
 - $K_2Cr_2O_7$
 - Rb_2O_2
 - $CH\equiv CCOOH$
- Mn_2S_3
 - $Cd(HCO_3)_2$
 - C_6H_5-COOH
 - Dicromato de potasio. Heptaoxodicromato(VI) de potasio
 - Dióxido de dirrubidio. Peróxido de rubidio.
 - Ácido propinoico

2 En relación a los compuestos benceno (C_6H_6) y acetileno (C_2H_2), ¿cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas? Razone las respuestas.

- Los dos tienen la misma fórmula empírica.
 - Los dos tienen la misma fórmula molecular.
 - Los dos tienen la misma composición centesimal.
- La fórmula empírica representa la proporción más simple en la que están presentes los átomos de los elementos que forman un compuesto químico. En este caso, ambos tienen la misma (CH). Por cada átomo de carbono hay otro de hidrógeno.
 - La fórmula molecular indica el número de átomos de cada elemento que existen en la molécula y en este caso son diferentes: C_6H_6 y C_2H_2 respectivamente.
 - La composición centesimal indica el porcentaje en masa que hay de cada elemento en el compuesto. Puesto que tienen la misma fórmula empírica, tendrán la misma composición centesimal.

3 Dadas las moléculas: BF_3 ; $BeCl_2$; H_2O :

- Escriba las estructuras electrónicas de Lewis.
- Explique su geometría mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
- Indique la hibridación del átomo central.

a.	$\begin{array}{c} BF_3 \\ \overline{\overline{F}} - B - \overline{\overline{F}} \\ \\ \overline{\overline{F}} \end{array}$	$\begin{array}{c} BeCl_2 \\ H - Be - H \end{array}$	$\begin{array}{c} H_2O \\ H - \overline{\overline{O}} - H \end{array}$
b.	Es una molécula del tipo AB_3 , (tres pares de electrones compartidos), tendrá forma triangular equilátera.	Molécula del tipo AB_2 , dos pares de e^- compartidos, tendrá forma lineal.	Según la teoría RPECV, alrededor del oxígeno hay cuatro pares de electrones, dos compartidos y dos sin compartir. Es del tipo AB_2E_2 y su forma será plana angular.
			
c.	Tres pares de electrones (tres electrones del boro y uno de cada uno de los átomos de flúor) precisan tres orbitales alrededor del boro. Será hibridación sp^2 .	Dos pares de electrones (dos electrones del berilio y uno de cada uno de los átomos de cloro) precisan dos orbitales alrededor del boro. Será hibridación sp .	Cuatro pares de electrones (seis electrones del oxígeno y uno de cada uno de los átomos de hidrógeno) precisan cuatro orbitales alrededor del nitrógeno. Será hibridación sp^3 .

4 Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Dos disoluciones acuosas de $pH = 2$ de distintos ácidos tiene la misma concentración de ácido.
- Una base débil es aquella cuyas disoluciones acuosas siempre son diluidas.
- La disociación de un ácido fuerte en agua es prácticamente total.

- Falso, lo que tienen igual es la concentración de hidrogenoiones (por eso tienen el mismo pH) y la del anión a que da lugar el ácido, pero no tiene porque ser igual la del ácido. Para que una disolución de clorhídrico tenga $\text{pH} = 2$, su concentración ha de ser 0,01 M. Para que ocurra lo mismo en una disolución de ácido acético, la concentración de ácido ha de ser 0,19 M, 19 veces más concentrado.
- Falso. Una base débil puede ser concentrada y una fuerte puede ser diluida. La debilidad o fortaleza de una base la mide su constante de basicidad y depende de lo disociada que se encuentre. Una base débil es aquella que sólo se disocia en parte, parte que será más pequeña cuanto más débil sea. Se pueden tener disoluciones de bases fuertes (NaOH, KOH...) tan diluidas como queramos.
- Verdadero. Un ácido es fuerte cuando se disocia completamente y si además la disolución es diluida se acercará más a la idealidad (disociación completa).

5 En una botella de ácido clorhídrico concentrado figuran los siguientes datos: 36 % en masa, densidad 1,18 g/mL. Calcule:

- La molaridad y la fracción molar del ácido en la disolución.
- El volumen de éste ácido concentrado que hay que tomar para preparar 1 L de disolución 2 M.

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

- Sólo hay que pasar la masa de soluto a moles del mismo y referir esta cantidad a 1 L de disolución:

$$M = \frac{36 \text{ g HCl}}{100 \text{ g Disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1,18 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 11,64 \text{ M}$$

Para la fracción molar, como en 100 g de disolución, 36 son de soluto y el resto de agua:

$$x_s = \frac{36 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}}}{36 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} + 64 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}}} = 0,217$$

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

$$1 \text{ L disolución}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disolución}_2} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}_1}{11,64 \text{ mol HCl}} = 172 \text{ mL disolución}_1$$

6 En disolución acuosa y en medio ácido sulfúrico, el sulfato de hierro (II) reacciona con el permanganato de potasio para dar sulfato de manganeso (II), sulfato de hierro (III) y sulfato de potasio.

- Escriba y ajuste las correspondientes reacciones iónica y molecular del proceso por el método del ión-electrón.
- Calcule la concentración molar de una disolución de sulfato de hierro (II) si 10 mL de la misma ha consumido 23,3 mL de una disolución de permanganato de potasio 0,02 M.

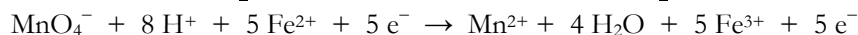
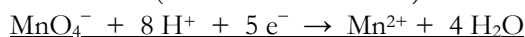
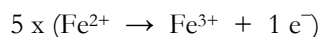
- La ecuación molecular es:



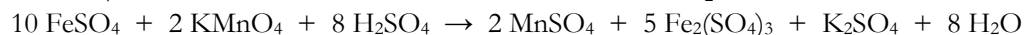
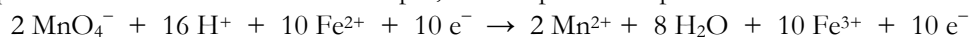
Se oxida el ión ferroso: $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 1 \text{ e}^-$

Se reduce el permanganato: $\text{MnO}_4^- + 8 \text{ H}^+ + 5 \text{ e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{ H}_2\text{O}$

Para que el número de electrones intercambiados en ambos semiprosos sea el mismo:



Puesto que número de iones Fe^{3+} ha de ser par, se multiplica todo por 2:



- Con el volumen y la molaridad de la disolución de permanganato se pueden calcular los moles de sulfato de hierro valorados.

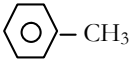
$$0,0233 \text{ L dis KMnO}_4 \cdot \left(\frac{0,02 \text{ mol KMnO}_4}{1 \text{ L dis KMnO}_4} \right) \cdot \left(\frac{10 \text{ mol FeSO}_4}{2 \text{ mol KMnO}_4} \right) = 0,00233 \text{ mol FeSO}_4$$

Estos moles se encuentran en un volumen de 10 mL de disolución, luego

$$\frac{0,00233 \text{ mol FeSO}_4}{0,01 \text{ L dis}} = 0,23 \text{ M}$$

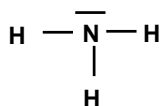
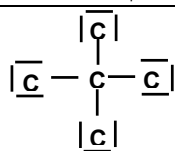
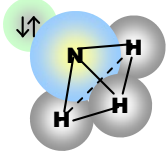
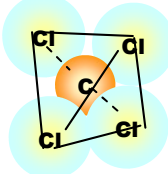
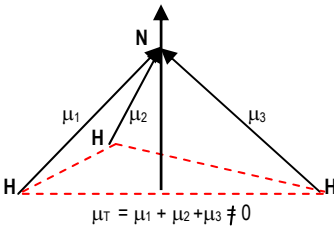
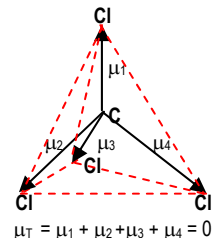
1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Hidróxido de hierro (II)
- Sulfuro de hidrógeno
- Metilbenceno
- $Mg(HSO_4)_2$
- H_3PO_3
- $CH_3CH(CH_3)CH(CH_3)CH_2CH_3$

- $Fe(OH)_2$
- H_2S
- 
- Hidrógenosulfato de magnesio. Bis[hidrógenotetraoxosulfato(VI)]de magnesio.
- Ácido fosforoso. Ácido ortofosforoso. Trioxofosfato(III) de hidrógeno.
- 2,3-Dimetilpentano.

2 Dadas las moléculas NH_3 y CCl_4 :

- Represente sus estructuras de Lewis.
- Deduzca sus geometrías mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
- Justifique la polaridad de los enlaces N-H y C-Cl y de las moléculas NH_3 y CCl_4

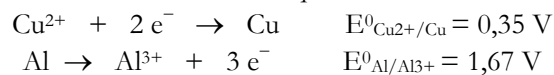
	NH_3	CCl_4
a. Estructura de Lewis.		
a. Geometría Teoría de RPECV.	Molécula del tipo AB_3E , tres pares de electrones compartidos y uno sin compartir alrededor del nitrógeno, pirámide triangular. 	Molécula del tipo AB_4 , cuatro pares de electrones compartidos alrededor del carbono, tendrá forma tetraédrica. 
b. Polaridad	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 nitrógeno. 	Aunque los enlaces sean polares (el cloro es más electronegativo que el carbono), la geometría de la molécula hace que los cuatro dipolos eléctricos se anulen y la molécula en su conjunto es apolar. 

3 Se construye una pila conectando dos electrodos formados introduciendo una varilla de cobre en una disolución 1,0 M de Cu^{2+} y otra varilla de aluminio en una disolución de Al^{3+} 1,0 M.

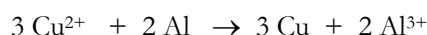
- Escriba las semirreacciones que se producen en cada electrodo, indicando razonadamente cuál será el cátodo y cuál el ánodo.
- Escriba la notación de la pila y calcule el potencial electroquímico de la misma, en condiciones estándar

Datos: $E^{\circ}(Al^{3+}/Al) = -1,67\text{ V}$; $E^{\circ}(Cu^{2+}/Cu) = 0,35\text{ V}$.

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



y a la reacción global:



le corresponde una fuerza electromotriz:

$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{reducción}} + E^0_{\text{Oxidación}} = E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} + E^0_{\text{Al}/\text{Al}^{3+}} = 0,35 \text{ V} + 1,67 \text{ V} = 2,02 \text{ V}$$

La notación de la pila es:



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

4 Razona qué ocurrirá con el pH cuando:

- Se añade agua a una disolución acuosa de ácido fuerte.
 - Se añade a 500 mL de una disolución acuosa de ácido fuerte 100 mL de la misma disolución.
 - Se añade agua a una disolución acuosa de base fuerte.
- Si se añade agua a una disolución acuosa de ácido fuerte, disminuye la concentración de hidrogeniones y el pH ($-\log[\text{H}_3\text{O}^+]$) aumenta.
 - No ocurre cambio alguno puesto que la concentración sigue siendo la misma.
 - Al contrario que en el apartado a, al añadir agua a una disolución de base fuerte disminuye la concentración de hidroxilos y, por tanto aumenta la de hidrogenoiones. O sea, el pH disminuirá.

5 El carbonato de magnesio reacciona con ácido clorhídrico para dar cloruro de magnesio, dióxido de carbono y agua. Calcule:

- El volumen de ácido clorhídrico del 32 % en peso y 1,16 g/mL de densidad que se necesitará para que reaccione con 30,4 g de carbonato de magnesio.
- El rendimiento de la reacción si se obtienen 7,6 L de CO_2 , medidos a 27 °C y 1 atm.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1; Cl = 35,5; Mg = 24.

- La reacción es:



Con la masa de carbonato de magnesio se calculan los moles de HCl necesarios y con éstos, el volumen de la disolución donde se encuentran:

$$30,4 \text{ g MgCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol g MgCO}_3}{84 \text{ g MgCO}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol MgCO}_3} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{32 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mL disolución}}{1,16 \text{ g disolución}} = 71,2 \text{ mL disolución}$$

- Se calculan el volumen teórico que se obtendría y, con él y el volumen real, se calcula el rendimiento:

$$30,4 \text{ g MgCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol g MgCO}_3}{84 \text{ g MgCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol MgCO}_3} \cdot \frac{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 300 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 8,9 \text{ L CO}_2$$
$$\eta = \frac{7,6 \text{ L}}{8,9 \text{ L}} \cdot 100 = 85,4 \%$$

6 La descomposición del HgO sólido a 420 °C se produce según:



En un matraz en el que previamente se ha hecho el vacío, se introduce una cierta cantidad de HgO y se calienta a 420 °C. Sabiendo que la presión total en el equilibrio es 0,510 atmósferas, calcule:

- El valor de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.
- La masa de HgO que se ha descompuesto si el matraz tiene una capacidad de 5 litros.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: Hg = 200,6; O = 16.

- Como el mercurio y el óxido de mercurio se encuentran en estado sólido:

$$K_p = P_{\text{O}_2} = P_T = 0,510 \text{ atm}$$

A partir de K_p , se calcula K_c :

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 0,510 \text{ atm} \cdot (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 693 \text{ K})^{-1} = 9 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

- Con los datos termodinámicos se calcula el número de moles de oxígeno desprendidos:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{0,510 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol} \cdot 653 \text{ K}} = 0,045 \text{ mol O}_2$$

Por cada mol obtenido de oxígeno se descomponen 2 moles de HgO, por tanto:

$$0,045 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol HgO}}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{216,6 \text{ g HgO}}{1 \text{ mol HgO}} = 19,5 \text{ g HgO}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

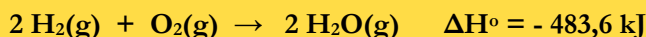
- Peróxido de sodio
- Hidrogenosulfito de cinc
- Propano-1,2-diol
- CuCl_2
- $\text{Pb}(\text{HS})_2$
- CH_3CHO

- Na_2O_2
- $\text{Zn}(\text{HSO}_3)_2$
- $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CHOH}-\text{CH}_3$
- Dicloruro de cobre. Cloruro de cobre (II).
- Hidrógenosulfuro de plomo (II). Bis[hidrógenosulfuro] de plomo.
- Etanal. Acetaldehído.

2 Considere las siguientes configuraciones electrónicas: 1) $1s^2 2s^2 2p^7$ 2) $1s^2 2s^3$ 3) $1s^2 2s^2 2p^5$ 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

- Razone cuáles cumplen el principio de exclusión de Pauli.
- Justifique el estado de oxidación del ión más probable de los elementos cuya configuración sea correcta.
 - No lo cumplen la primera (no puede haber 7 electrones entre los tres orbitales p, la regla de exclusión de Pauli permite un máximo de 2 electrones en cada orbital y, por tanto, en los tres orbitales p caben a lo sumo 6 electrones) y la segunda (no puede haber tres electrones en un orbital s, como mucho podrá haber sólo 2).
 - A la tercera le falta un electrón para adquirir configuración de gas noble, de forma que su valencia más probable será -1 (F^-) y el cuarto perderá con relativa facilidad 1 electrón para conseguir dicha estructura, por tanto, su estado de oxidación más probable será $+1$ (Na^+).

3 Dada la reacción:



Razone sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- Al formarse 18 g de agua en condiciones estándar se desprenden 483,6 kJ.
- Dado que $\Delta H^\circ < 0$, la formación de agua es un proceso espontáneo.
- La reacción de formación de agua es un proceso exotérmico.

Masas atómicas: H = 1; O = 16.

- Falso. El dato de entalpía dice que se desprenden 483,6 kJ de energía cuando se forma dos moles de H_2O gaseosa, o sea, 36 g. Cuando se formen 18 g sólo se desprenderán 243,3 kJ.
- Falso. La espontaneidad de una reacción viene determinada por la variación de la energía libre de Gibb que, a su vez, depende de la variación de entalpía, la temperatura y la variación de entropía de la forma:

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

Para que sea espontánea ha de ocurrir que $\Delta G < 0$. En esta reacción $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$, o sea que para que sea espontánea tiene que suceder que $|\Delta H| > T|\Delta S|$, y esto sucederá cuando $T < |\Delta H|/|\Delta S|$

- Verdadero. La reacción dada es una reacción de formación y es exotérmica porque desprende energía.

4 a. Represente las fórmulas desarrolladas de los dos isómeros geométricos de $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_3$

b. Escriba un isómero de función de $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$

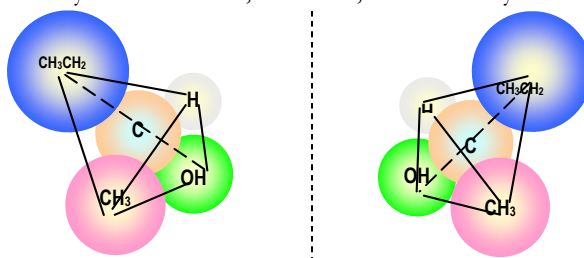
c. Razone si el compuesto $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHOHCH}_3$ presenta isomería óptica.

a. Las fórmulas son:



b. Un isómero de función de un aldehído puede ser una cetona. En este caso, la propanona: $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$.

c. Si presenta isomería óptica ya que tiene un carbono asimétrico: aquel al que hay unido cuatro sustituyentes diferentes. Al carbono 2 hay unidos un etilo, un metilo, un hidroxilo y un hidrógeno.



5 Se dispone de una botella de ácido sulfúrico cuya etiqueta aporta los siguientes datos: densidad 1,84 g/mL y riqueza en masa 96 %. Calcule:

- La molaridad de la disolución y la fracción molar de los componentes.
- El volumen necesario para preparar 100 mL de disolución 7 M a partir del citado ácido. Indique el material necesario y el procedimiento seguido para preparar esta disolución.

a. 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:

$$\frac{96 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1,84 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 18 \text{ M}$$

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:

$$x_s = \frac{96 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}}{96 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} + 4 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}}} = 0,815$$

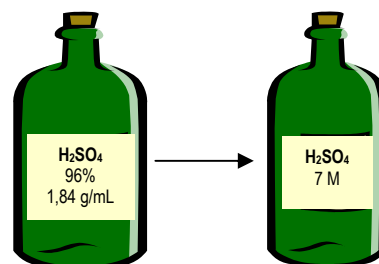
La fracción molar de agua será: $x_{\text{agua}} = 1 - 0,815 = 0,185$

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

$$0,1 \text{ L disolución}_2 \cdot \frac{7 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L disolución}_2} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}_1}{18 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 38,9 \text{ mL de la disolución concentrada}$$

a. Se trata de una dilución, preparar una disolución a partir de otra que está más concentrada. Se necesita:

- Vaso de precipitados
- Matraz aforado de 0,25 L
- Probeta pequeña
- Embudo
- Varilla de vidrio
- Agua destilada
- Disolución original



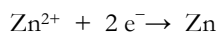
Procedimiento: El volumen necesario de la disolución original (38,9 mL) se mide con la probeta. Se diluye en una pequeña cantidad de agua destilada comparada con el volumen de disolución que se quiere preparar en un vaso de precipitados para lo cual hay que tener mucho cuidado, (NUNCA DEBE ECHARSE EL AGUA SOBRE EL ÁCIDO) ya que al disolver el ácido sulfúrico en agua se produce una elevación de la temperatura tan grande que el líquido puede romper a hervir de forma violenta y se pueden producir salpicaduras y como se trata de un ácido muy corrosivo, pueden producir graves quemaduras. Para evitar todo esto, hay que añadir el ácido sobre el agua muy poco a poco, con precaución y agitando cada vez que se añade una pequeña porción de ácido y esperando a que se enfríe un poco para seguir agregando la siguiente porción. Se vierte con ayuda del embudo al matraz aforado de 0,1 L y se lava bien el vaso y la varilla con una poca agua destilada que también se agrega al matraz completando éste con agua hasta enrasarlo.

6 Calcule:

- Los gramos de cinc depositados en el cátodo al pasar una corriente de 1,87 amperios durante 42,5 minutos por una disolución acuosa de Zn^{2+} .
- El tiempo necesario para producir 2,79 g de I_2 en el ánodo al pasar una corriente de 1,75 amperios por una disolución acuosa de KI.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$. Masas atómicas: $\text{Zn} = 65,4$; $\text{I} = 127$.

a. El proceso de reducción es:

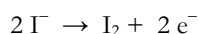


Se calcula la carga que ha circulado y, con ella, los equivalentes-gramo y la masa de cinc depositada:

$$Q = I \cdot t = 1,87 \text{ A} \cdot 2.550 \text{ s} = 4.768,5 \text{ C}$$

$$4.768,5 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ eq-g Zn}}{96.500 \text{ C}} \cdot \frac{65,4 \text{ g Zn}}{2 \text{ eq-g Zn}} = 1,62 \text{ g Zn}$$

b. La reacción de oxidación es:



Con la masa de yodo se calculan los equivalentes gramos, con ellos la carga circulada y con ésta, el tiempo:

$$2,79 \text{ g I}_2 \cdot \frac{2 \text{ eq-g I}_2}{254 \text{ g I}_2} \cdot \frac{96.500 \text{ C}}{1 \text{ eq-g I}_2} = 2.120 \text{ C}$$

$$t = Q/I = 2.120 \text{ C}/1,75 \text{ A} = 1.211 \text{ s} = 20,2 \text{ minutos}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Óxido de níquel (II)
- Carbonato de sodio
- 1,1-Dicloroetano
- AgOH
- NaH
- $\text{CH}\equiv\text{CCH}_3$

- NiO
- Na_2CO_3
- $\text{CHCl}_2\text{-CH}_3$
- Hidróxido de plata.
- Hidruro de sodio.
- Propino.

2 Los números atómicos de los elementos A, B, C y D son 12, 14, 17 y 37, respectivamente.

- Escriba las configuraciones electrónicas de A^{2+} y D.
- Comparando los elementos A, B y C, razone cuál tiene mayor radio.
- Razone cuál de los cuatro elementos tiene mayor energía de ionización.

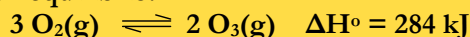
- A^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6$; (Mg^{2+}). D: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$ o $[\text{Kr}] 5s^1$; (Rb).
- Los tres elementos: A: Mg; B: Si; C: Cl, pertenecen al mismo período. En un periodo el número de capas permanece constante, ya que en un periodo se completa la capa de valencia, no aumenta el número de capas electrónicas y sí aumenta la carga nuclear, con lo que los electrones se encontrarán más atraídos por el núcleo y se acercarán más a él, disminuyendo el radio atómico. Por esta razón:

$$r_{\text{Mg}} (1,32 \text{ \AA}) > r_{\text{Si}} (1,06 \text{ \AA}) > r_{\text{Cl}} (0,75 \text{ \AA}).$$

- El potencial de ionización es la energía que hay que suministrar a un átomo neutro, gaseoso y en estado fundamental, para arrancarle el electrón más débil retenido. En los elementos de una misma familia o grupo el potencial de ionización disminuye a medida que aumenta el número atómico pues el último electrón se sitúa en orbitales cada vez más alejados del núcleo y, a su vez, los electrones de las capas interiores ejercen un efecto de apantallamiento de la atracción nuclear sobre los electrones periféricos. En los elementos de un mismo período, el potencial de ionización crece a medida que aumenta el número atómico ya que el electrón diferenciador o último de los elementos de un período está situado en el mismo nivel energético, mientras que la carga del núcleo aumenta, por lo que será mayor la fuerza de atracción. Por tanto:

$$EI_{\text{Rb}} (403 \text{ kJ/mol}) < EI_{\text{Mg}} (738 \text{ kJ/mol}) < EI_{\text{Si}} (787 \text{ kJ/mol}) < EI_{\text{Cl}} (1.251 \text{ kJ/mol})$$

3 Considere el siguiente sistema en equilibrio:



Razone cuál sería el efecto de:

- Aumentar la presión del sistema disminuyendo el volumen.
- Añadir O_2 a la mezcla en equilibrio.
- Disminuir la temperatura.

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

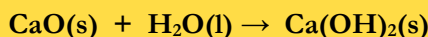
- Si se aumenta la presión total, el equilibrio tratará de compensar este aumento desplazándose hacia donde menos moles de sustancias gaseosas existan, para producir menos choques moleculares con las paredes del mismo y disminuir así la presión. Es decir, hacia la derecha (por cada tres moles de sustancias gaseosas que desaparecen, sólo aparecen dos moles).
- Si se aumenta la concentración de oxígeno, el equilibrio se desplaza hacia la derecha para consumir en parte el aumento de la misma. Aumenta la concentración de ozono.
- Una disminución de temperatura desplazará la reacción en el sentido en que se genere calor, o sea, en sentido exotérmico. Se desplazará hacia la izquierda, aumentando la concentración de oxígeno.

4 Escriba un compuesto que se ajuste a las siguientes condiciones:

- Un alcohol primario de cuatro carbonos conteniendo átomos con hibridación sp^2 .
- Un aldehído de tres carbonos conteniendo átomos con hibridación sp .
- Un ácido carboxílico de tres carbonos que no contenga carbonos con hibridación sp^3 .

- But-3-en-1-ol: $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH}$. Presenta hibridación sp^2 en los carbonos que forman el doble enlace y el alcohol es primario porque está en un carbono terminal
- Propinal: $\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CHO}$. Presenta el grupo aldehído y una hibridación sp en los carbonos que forman el triple enlace.
- Ácido propenoico: $\text{CH}_3=\text{CH}-\text{COOH}$. Es un ácido y tiene hibridaciones sp^2 en los tres carbonos ya que los tres presentan un doble enlace.

5 En Andalucía se encalan las casas con cal, que se obtiene por el apagado de la cal viva con agua, según la reacción:



- Calcule la entalpía de reacción en condiciones estándar, a 25°C .
- ¿Cuánto calor se desprende a presión constante al apagar 250 kg de cal viva del 90 % de riqueza en óxido de calcio?

Datos: $\Delta H_f^\circ[\text{CaO(s)}] = -635,1 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O(l)}] = -285,8 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ[\text{Ca(OH)}_2\text{(s)}] = -986,0 \text{ kJ/mol}$. Masas atómicas: Ca = 40; O = 16.

- Por definición, la entalpía de una reacción es:

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

$$\Delta H_r = \Delta H_f^\circ \text{Ca(OH)}_2 - \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} - \Delta H_f^\circ \text{CaO} =$$

$$= 1 \text{ mol} \cdot (-986,0 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ mol} \cdot (-285,8 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ mol} \cdot (-635,1 \text{ kJ/mol}) = -65,1 \text{ kJ}$$

- Partiendo de los 250.000 g de mineral de CaO(s) :

$$2,5 \cdot 10^5 \text{ g mineral} \cdot \frac{90 \text{ g CaO}}{100 \text{ g mineral}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56 \text{ g CaO}} \cdot \frac{65,1 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CaO}} = 2,61 \cdot 10^5 \text{ kJ}$$

6 Calcule:

- La concentración de una disolución acuosa de ácido clorhídrico sabiendo que para neutralizar 25 mL de la misma se han gastado 19,2 mL de una disolución de hidróxido de sodio 0,13 M.
- El pH de la disolución que resulta al añadir 3 mL de hidróxido de sodio 0,13 M a 20 mL de la disolución acuosa de ácido clorhídrico del apartado anterior. Suponga que los volúmenes son aditivos.

- 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:

$$n_{\text{HCl}} = n_{\text{NaOH}}$$

$$M_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}} = M_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}$$

$$M_{\text{HCl}} = \frac{M_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{HCl}}} = \frac{0,13 \text{ mol/L} \cdot 0,0192 \text{ L}}{0,025 \text{ L}} = 0,1 \text{ M}$$

- Para calcular el pH de la mezcla, se calculan los moles de hidrogenoiones en exceso:

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = 0,02 \text{ L} \cdot 0,1 \text{ mol/L} = 0,002 \text{ mol}$$

$$n_{\text{OH}^-} = 0,003 \text{ L} \cdot 0,13 \text{ mol/L} = 3,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Moles de H_3O^+ en exceso:

$$0,002 \text{ mol} - 3,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = 1,61 \cdot 10^{-3}$$

Estos moles se encuentran en un volumen total de 23 mL por lo que su concentración es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1,61 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,023 \text{ L}} = 0,07 \text{ M}$$

Y el pH será: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,07 = 1,15$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Bromuro de hidrógeno
 - Ácido nitroso
 - 2-Metilbut-2-eno
 - K_2O_2
 - $Pb(ClO_3)_4$
 - $CH_3COCH_2CH_3$
- HBr
 - HNO_2
 - $CH_3C(CH_3)=CHCH_3$
 - Peróxido de potasio. Dióxido de dipotasio.
 - Clorato de plomo (IV). Tetraquis[trioxoclorato(V)]de plomo.
 - Butanona.

2 Se tienen 80 g de anilina ($C_6H_5NH_2$). Calcule:

- El número de moles del compuesto.
- El número de moléculas.
- El número de átomos de hidrógeno.

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

- Como 1 mol de anilina son 93 g de la misma:

$$80 \text{ g } C_6H_5NH_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_5NH_2}{93 \text{ g } C_6H_5NH_2} = 0,86 \text{ mol } C_6H_5NH_2$$

- Como en un mol hay $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas:

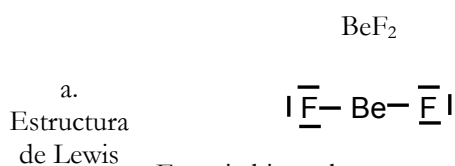
$$0,86 \text{ mol } C_6H_5NH_2 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } C_6H_5NH_2}{1 \text{ mol } C_6H_5NH_2} = 5,18 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } C_6H_5NH_2$$

- Como en una molécula de anilina hay 7 átomos de hidrógeno:

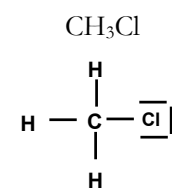
$$5,18 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } C_6H_5NH_2 \cdot \frac{7 \text{ átomos H}}{1 \text{ molécula } C_6H_5NH_2} = 3,63 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}$$

3 Dadas las moléculas BeF_2 y CH_3Cl :

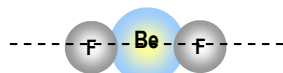
- Represente sus estructuras de Lewis.
- Establezca sus geometrías mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
- Justifique si esas moléculas son polares.



Especie hipovalente.

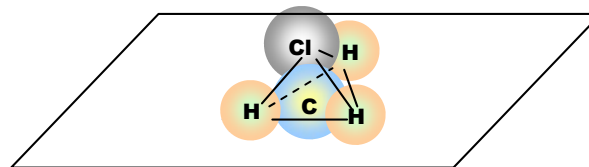


b. Geometría molecular (RPECV)



Alrededor del berilio hay dos de electrones compartidos. Es del tipo AB_2 y su forma será lineal.

Los dipolos dirigidos desde el berilio hacia los átomos de flúor se anulan y la molécula será apolar.



Alrededor del carbono hay cuatro pares de electrones compartidos. Es del tipo AB_4 y su forma será tetraédrica.

El tetraedro es irregular ya que el cloro es de mayor tamaño que el hidrógeno. El cloro es más electronegativo y hacia él esta dirigido el dipolo que hace que esta molécula sea polar.

4 Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Una base fuerte es aquella cuyas disoluciones acuosas son concentradas.
- En las disoluciones acuosas de las bases débiles, éstas se encuentran totalmente disociadas.
- La disociación de un ácido fuerte en una disolución acuosa diluida es prácticamente total.

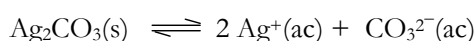
- Falso. La fortaleza de una base no viene dada por su concentración, sino por el valor de su constante de basicidad que se podría considerar de valor infinito para las bases fuertes como los hidróxidos alcalinos ya que se encuentran completamente disociados.
- Falso. Si es débil, sucederá justamente lo contrario, que se disociará sólo en parte. Por ejemplo el amoníaco es una base débil cuya constante de basicidad es $1,8 \cdot 10^{-5}$, es decir, la mayoría de las moléculas de una disolución de amoníaco se encuentran sin disociar.
- Verdadero. La disociación de un ácido es fuerte (HCl, HNO₃, H₂SO₄, ...) se considera total con cualquier concentración, pero realmente ocurre sólo si las disoluciones son diluidas.

5 A 25 °C el producto de solubilidad del carbonato de plata en agua pura es $8,1 \cdot 10^{-12}$. Calcule:

- La solubilidad molar del Ag₂CO₃ a 25 °C.
- Los gramos de Ag₂CO₃ que podemos llegar a disolver en medio litro de agua a esa temperatura.

Masas atómicas: Ag = 108; C = 12; O = 16.

- El equilibrio de solubilidad es:



Como por cada mol de ión carbonato que aparece en equilibrio, aparecen dos de ión plata, si llamamos s a la concentración molar del ión carbonato:

$$K_s = [\text{CO}_3^{2-}][\text{Ag}^+]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{8,1 \cdot 10^{-12}}{4}} = 1,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

- Sin más que pasar de moles a gramos y referirlo a medio litro:

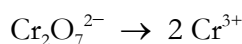
$$0,5 \text{ L} \cdot 1,26 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \frac{276 \text{ g Ag}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol Ag}_2\text{CO}_3} = 1,74 \cdot 10^{-2} \text{ g Ag}_2\text{CO}_3$$

6 En el cátodo de una celda electrolítica se reduce la especie Cr₂O₇²⁻ a Cr³⁺, en medio ácido. Calcule:

- ¿Cuántos moles de electrones deben llegar al cátodo para reducir un mol de Cr₂O₇²⁻?
- Para reducir toda la especie Cr₂O₇²⁻ presente en 20 mL de disolución, se requiere una corriente eléctrica de 2,2 amperios durante 15 minutos. Calcule la carga que se consume, expresada en Faraday, y deduzca cuál será la concentración inicial de Cr₂O₇²⁻.

Datos: F = 96500 C.

- El semiproceso de reducción es:



que, ajustado, queda:



donde se aprecia que por cada mol que se reduce de dicromato se necesitan 6 moles de electrones.

- La carga que ha circulado, por definición, es:

$$Q = I t = 2,2 \text{ A} \cdot 900 \text{ s} = 1.980 \text{ C}$$

Con la carga se calculan los eq-gramo de dicromato:

$$1.980 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ eq-g Cr}_2\text{O}_7^{2-}}{96.500 \text{ C}} = 0,02 \text{ eq-g Cr}_2\text{O}_7^{2-}$$

y, con ellos, la concentración inicial de dicromato:

$$N = \frac{0,02 \text{ eq-g Cr}_2\text{O}_7^{2-}}{0,02 \text{ L disolución}} = 1 \text{ N} = 0,167 \text{ M}$$