

SELECTIVIDAD 2010

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.

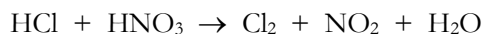
condiciones estándar en nula ya que no hay ningún cambio implicado en su formación.

- b. La velocidad de reacción depende de la temperatura, la energía de activación de la reacción y el factor de frecuencia ($k = Ae^{-E_a/RT}$), pero no depende de la energía libre de Gibbs que sólo indica si se produce o no espontáneamente pero no si es rápida o lenta.
- c. Verdadero. Una estructura cristalina a -273 K supone el orden total, no presentaría desorden y la entropía, por tanto, sería nula.

5 El gas cloro se puede obtener por reacción de ácido clorhídrico con ácido nítrico, produciéndose simultáneamente dióxido de nitrógeno y agua.

- a. Ajuste la ecuación iónica y molecular por el método del ión-electrón.
- b. Calcule el volumen de cloro obtenido, a 17 °C y 720 mm de mercurio, cuando reaccionan 100 mL de una disolución de ácido clorhídrico $0,5\text{ M}$ con ácido nítrico en exceso.

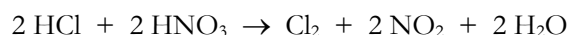
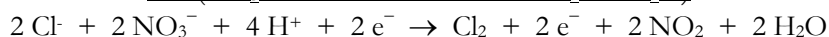
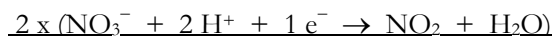
- a. En la reacción:



Se oxida el ión cloruro a cloro: $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$

Se reduce el nitrato a dióxido de nitrógeno: $\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Para que el número de electrones intercambiados en las semireacciones sea el mismo, se multiplica la segunda semirreacción por 2:



- b. Se calculan los moles de sulfato de hierro (II) y con ellos lo de permanganato:

$$0,1\text{ L disolución} \cdot \frac{0,5\text{ mol HCl}}{1\text{ L disolución}} \cdot \frac{1\text{ mol Cl}_2}{2\text{ mol HCl}} \cdot \frac{0,082\text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 290\text{K}}{0,947\text{ atm}} = 0,63\text{ L de Cl}_2$$

6 Disponemos de dos matraces: uno contiene 50 mL de una disolución acuosa de HCl 0,10 M, y el otro, 50 mL de una disolución acuosa de HCOOH diez veces más concentrado que el primero. Calcule:

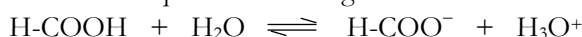
- a. El pH de cada una de las disoluciones.
- b. El volumen de agua que se debe añadir a la disolución más ácida para que el pH de las dos sea el mismo.

Dato: $K_a(\text{HCOOH}) = 1,8 \cdot 10^{-4}$

- a. El clorhídrico se encuentra completamente disociado, por lo que la concentración de hidrógenoiones será $0,10$ y el pH, por tanto

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,10 = 1$$

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



	H-COOH	H-COO ⁻	H ₃ O ⁺
Concentración inicial	1,0	-	-
Concentración disociada	x	-	-
Concentración en equilibrio	1,0 - x	x	x

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

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{x^2}{1-x} = 1,8 \cdot 10^{-4} \Rightarrow x = 0,013$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,013 = 1,89$$

- b. La disolución más ácida, como se sabía de antemano, es la de clorhídrico. Habrá que agregarle agua para que su pH pase de $1,0$ a $1,89$, o sea, para que su concentración de hidrógeno iones sea $0,013$.

$$0,013\text{ M} = \frac{0,1\text{ mol/L} \cdot 0,05\text{ L}}{0,05\text{ L} + V} \Rightarrow V = 0,334\text{ L de agua}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Peróxido de rubidio
- Hidrogenocarbonato de calcio
- Butanona
- BeH₂
- HClO
- CH₃CONH₂

- Rb₂O₂
- Ca(HCO₃)₂
- CH₃-CO-CH₂-CH₃
- Dihidruro de berilio. Hidruro de berilio.
- Ácido hipocloroso. Oxoclorato (I) de hidrógeno.
- Propanamida.

2 Un tubo de ensayo contiene 25 mL de agua. Calcule:

- El número de moles de agua.
- El número total de átomos de hidrógeno.
- La masa en gramos de una molécula de agua.

a. Como la densidad del agua es 1 g/mL:

$$25 \text{ mL H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mL H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 1,39 \text{ mol H}_2\text{O}$$

b. Con los moles:

$$1,39 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ átomos H}}{1 \text{ molécula H}_2\text{O}} = 1,67 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}$$

c. Como en un mol (18 g) hay 6,023 · 10²³ moléculas:

$$1 \text{ molécula H}_2\text{O} \cdot \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}} = 3,0 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

3 a. Escriba la configuración electrónica de los iones S²⁻ y Fe²⁺.

b. Indique un catión y un anión que sean isoelectrónicos con S.

c. Justifique por qué la segunda energía de ionización del magnesio es mayor que la primera.

a. La estructura electrónica del azufre es: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁴. Ha de ganar dos electrones para pasar a ión sulfuro, S²⁻, y quedará con la configuración: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶. La configuración electrónica del hierro es: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶4s²3d⁶. Perderá los dos electrones del orbital 4s y la configuración del Fe²⁺ será: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d⁶.

b. Anión: los que forman los elementos que están a su lado en el sistema periódico: ión fósforo (P³⁻) o cloruro (Cl⁻), que ganando electrones adquieren configuración electrónica del Ar. Cation: los que se encuentran a continuación del siguiente gas noble, para que, al perder electrones, queden con la configuración electrónica del Ar, o sea, el K⁺, Ca²⁺, ...

c. Al perder un electrón el magnesio, se reduce el tamaño del átomo ya que disminuyen las fuerzas de repulsión entre los electrones. El resto de electrones se sitúan más cerca del núcleo y, por tanto, será más difícil arrancarlos. (EI₁ = 737 kJ/mol; EI₂ = 1450 kJ/mol)

4 a. Ordene de menor a mayor acidez las disoluciones acuosas de igual concentración de HNO₃, NaOH y KNO₃. Razone su respuesta.

b. Se tiene un ácido fuerte HA en disolución acuosa. Justifique qué le sucederá al pH de la disolución al añadir agua.

a. Se trata de un ácido fuerte, HNO₃, que será el de menor pH, de una base fuerte, NaOH, que será la de mayor pH y de una sal proveniente de un ácido fuerte y una base fuerte, KNO₃, cuyos iones no se hidrolizarán y su disolución acuosa será neutra, o sea de pH = 7. Luego:

$$\text{pH}_{\text{ácido nítrico}} < \text{pH}_{\text{nitrato de potasio}} < \text{pH}_{\text{hidróxido de sodio}}$$

b. Si es un ácido fuerte se encuentra completamente dissociado y al añadirle agua disminuirá la concentración de hidrogenoiones y, por tanto, aumentará el pH.

5 En un recipiente de 1 L de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 0,1 mol de NO, 0,05 mol de H₂ y 0,1 mol de H₂O. Se calienta el matraz y se establece el equilibrio:



Sabiendo que cuando se establece el equilibrio la concentración de NO es 0,062 M. calcule:

- La concentración de todas las especies en el equilibrio.
- El valor de la constante K_c a esa temperatura.

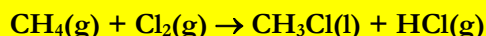
- a. Si inicialmente hay una concentración 0,1 M de NO y en equilibrio es 0,062, se han consumido 0,038 mol/L de NO y los mismos de H_2 ya que la estequiometría es 2 : 2. Por cada mol que desaparece de NO, aparece 0,5 mol de N_2 y 1 mol de H_2O . Como han reaccionado 0,038 mol/L de NO, las concentraciones de H_2 y de H_2O habrán aumentado en 0,019 mol/L y 0,038 mol/L respectivamente. Se puede construir una tabla con la concentración que hay inicialmente y en el equilibrio:

	[NO]	[H ₂]	[N ₂]	[H ₂ O]
Concentración inicial (mol/L))	0,10	0,05	-	0,10
Reaccionan (mol/L)	0,038	0,038	-	-
Conc. en equilibrio (mol/L)	0,062	0,05 - 0,038 = 0,012	0,038/2	0,1 + 0,038

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

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2 [\text{N}_2]}{[\text{NO}]^2 [\text{H}_2]^2} = \frac{(0,138 \text{ mol/L})^2 (0,019 \text{ mol/L})}{(0,062 \text{ mol/L})^2 (0,012 \text{ mol/L})^2} = 653,7 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L}$$

6 Para la reacción:



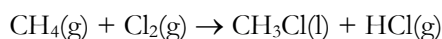
- Calcule la entalpía de reacción estándar a 25 °C, a partir de las entalpías de enlace y de las entalpías de formación en las mismas condiciones de presión y temperatura.
- Sabiendo que el valor de ΔS° de la reacción es 11,1 J $\cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ y utilizando el valor de ΔH° de la reacción obtenido a partir de los valores de las entalpías de formación, calcule el valor de ΔG° , a 25 °C.

Datos: $\Delta H_f^\circ[\text{CH}_4(\text{g})] = -74,8 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ[\text{CH}_3\text{Cl}(\text{l})] = -82,0 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ[\text{HCl}(\text{g})] = -92,3 \text{ kJ/mol}$.
Entalpías de enlace en kJ/mol: (C-H) = 414; (Cl-Cl) = 243; (C-Cl) = 339; (H-Cl) = 432.

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

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

En la reacción:



se rompen 1 mol de enlaces C-H y otro de Cl-Cl, y se forma un mol de enlaces C-Cl y otro de H-Cl.

Para esta reacción la entalpía será, según la ecuación anterior

$$\begin{aligned} \Delta H_r^\circ &= 1 \text{ mol} \cdot E_{\text{C-H}} + 1 \text{ mol} \cdot E_{\text{Cl-Cl}} - 1 \text{ mol} \cdot E_{\text{C-Cl}} - 1 \text{ mol} \cdot E_{\text{H-Cl}} = \\ &= 1 \text{ mol} \cdot 414 \text{ kJ/mol} + 1 \text{ mol} \cdot 243 \text{ kJ/mol} - 1 \text{ mol} \cdot 339 \text{ kJ/mol} - 1 \text{ mol} \cdot 432 \text{ kJ/mol} = -114 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Por definición, la entalpía de una reacción es:

$$\Delta H_r = \sum \Delta H_{f, \text{Productos}}^\circ - \sum \Delta H_{f, \text{Reactivos}}^\circ$$

Y, puesto que la entalpía de formación de cualquier elemento en su estado referencia y condiciones estándar es nula:

$$\begin{aligned} \Delta H_r &= 1 \text{ mol} \cdot \Delta H_{f, \text{CH}_3\text{Cl}}^\circ + 1 \text{ mol} \cdot \Delta H_{f, \text{HCl}}^\circ - 1 \text{ mol} \cdot \Delta H_{f, \text{CH}_4}^\circ = \\ &= 1 \text{ mol} \cdot (-82,0 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol} \cdot (-92,3 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ mol} \cdot (-74,8 \text{ kJ/mol}) = -99,5 \text{ kJ} \end{aligned}$$

- b. La variación de energía libre se calcula, según su definición mediante la expresión:

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

$$\Delta G_r^\circ = -99,5 \text{ kJ mol}^{-1} - 298 \text{ K} \cdot 0,0111 \text{ kJ mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} = -102,8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

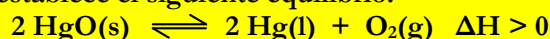
- Peróxido de hidrógeno
- Hidrogenosulfito de cobre (II)
- 2,2,4-trimetilpentano
- KClO₄
- Fe(OH)₂
- CH₃COOH

- H₂O₂.
- Cu(HSO₃)₂.
- CH₃-C(CH₃)₂-CH₂-CH(CH₃)-CH₃.
- Perclorato de potasio. Tetraoxoclorato (VII) de potasio.
- Hidróxido de hierro (II). Dihidróxido de hierro.
- Ácido acético. Ácido etanoico.

2 a. Dos átomos tienen las siguientes configuraciones electrónicas 1s²2s²2p⁶ y 1s²2s²2p⁶3s¹. La primera energía de ionización de uno es 2.080 kJ/mol y la del otro 496 kJ/mol. Asigne cada uno de estos valores a cada una de las configuraciones electrónicas y justifique la elección.
b. La segunda energía de ionización del átomo de helio ¿será mayor, menor o igual que la energía de ionización del átomo de hidrógeno? Razone la respuesta.

- Una estructura tan estable como 1s²2s²2p⁶ (neón) con su último electrón muy cercano al núcleo requerirá un energía muchísimo mayor que la otra 1s²2s²2p⁶3s¹ (sodio) que, contrariamente, tiene el electrón diferenciador más alejado del núcleo y que, perdiéndolo, consigue configuración electrónica de gas noble. Por tanto, al sodio le corresponde la menor (496 kJ/mol) y al neón la mayor (2.080 kJ/mol).
- El núcleo de helio tiene dos protones y el segundo electrón se encuentra mucho más atraído que en el caso del hidrógeno, ya que la carga nuclear es mayor. El potencial de ionización de hidrógeno será bastante menor que el segundo potencial de ionización del helio. Concretamente son 1.321 y 5.250 kJ/mol.

3 En un recipiente cerrado se establece el siguiente equilibrio:



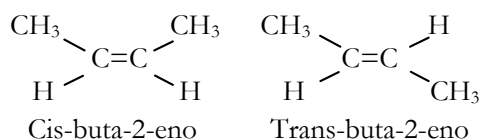
- Escriba las expresiones de las constantes K_c y K_p.
- ¿Cómo afecta al equilibrio un aumento de la presión parcial de oxígeno?
- ¿Qué le ocurrirá al equilibrio cuando se aumente la temperatura?

- Como el óxido de mercurio y el mercurio son, respectivamente, sustancias puras en estado sólido y líquido, sólo el oxígeno aparecerá en las expresiones de ambas constantes. $K_c = [\text{O}_2]$; $K_p = P_{\text{O}_2}$
- Según el Principio de Le Chatelier, que sostiene que si en un sistema en equilibrio se modifica alguno de los factores que influyen en el mismo (temperatura, presión o concentración), el sistema evoluciona de forma que se desplaza en el sentido que tienda a contrarrestar dicha variación, se pueden razonar esta y la siguiente cuestión: al aumentar la presión, el sistema evoluciona tratando de disminuir la misma, esto se consigue desplazando el equilibrio hacia donde menos moles de sustancia gaseosa existan, o sea, a la izquierda, para que, de esta forma, se den menos choques moleculares con las paredes del reactor y disminuya la presión.
- El aumento de la temperatura favorece el sentido endotérmico de la reacción por lo que se desplazará hacia la derecha para consumir la energía comunicada.

4 Dados los compuestos orgánicos: CH₃OH, CH₃CH=CH₂, y CH₃CH=CHCH₃, indique razonadamente:

- El que puede formar enlaces de hidrógeno.
- Los que pueden experimentar reacciones de adición.
- El que presenta isomería geométrica.

- Aquel que posea hidrógenos unidos a átomos muy electronegativos como el oxígeno. En este caso sólo el metanol (CH₃OH) formará enlaces de hidrógeno.
- Los que poseen dobles enlaces como el propeno (CH₃CH=CH₂) y el buta-2-eno (CH₃CH=CHCH₃).
- Sólo el buta-2-eno (CH₃CH=CHCH₃), ya que posee dos sustituyentes diferentes en cada carbono del doble enlace pero iguales a los del otro carbono:

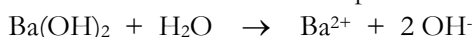


5 Se dispone de una disolución acuosa de hidróxido de bario de pH = 12. Calcule:

- Los gramos de hidróxido de bario disueltos en 650 mL de esa disolución.
- El volumen de ácido clorhídrico 0,2 M que es necesario para neutralizar los 650 mL de la disolución anterior.

a. Si el pH es 12, el pOH será 2 y la concentración de hidroxilos será 10^{-2} mol/L.

Como el hidróxido de bario es una base fuerte se disocia completamente de la forma:

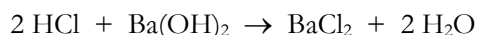


De forma que la concentración de la disolución de Ba(OH)_2 que dio lugar a este pH es $10^{-2}/2 = 0,005$ mol/L ya que por cada mol de hidróxido, cuando se disocia, aparecen 2 mol de hidroxilos.

Partiendo del volumen dado:

$$0,65 \text{ L disolución} \cdot \frac{0,005 \text{ mol Ba(OH)}_2}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{171,3 \text{ g Ba(OH)}_2}{1 \text{ mol Ba(OH)}_2} = 0,56 \text{ g Ba(OH)}_2$$

b. La reacción de neutralización es:



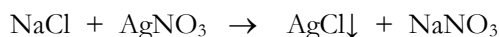
Como 2 mol de HCl reaccionan con uno de hidróxido:

$$\begin{aligned}
 0,65 \text{ L disolución Ba(OH)}_2 \cdot \frac{0,005 \text{ mol Ba(OH)}_2}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Ba(OH)}_2} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{0,2 \text{ mol HCl}} = \\
 = 0,0325 \text{ L disolución HCl} = 32,5 \text{ mL disolución HCl}
 \end{aligned}$$

6 El cloruro de sodio reacciona con nitrato de plata precipitando totalmente cloruro de plata y obteniéndose además nitrato de sodio. Calcule:

- La masa de cloruro de plata que se obtiene a partir de 100 mL de disolución de nitrato de plata 0,5 M y de 100 mL de disolución de cloruro de sodio 0,4 M.
- La masa de reactivo en exceso.

La reacción indicada es:



a. Teniendo en cuenta que reaccionan mol a mol, se puede razonar que el reactivo limitante es el cloruro de sodio ya que, habiendo el mismo volumen de ambos, éste es menos concentrado. No obstante, se puede calcular:

$$\begin{aligned}
 0,1 \text{ L disolución AgNO}_3 \cdot \frac{0,5 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol AgNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{0,4 \text{ mol NaCl}} = \\
 = 0,125 \text{ L disolución NaCl} > 0,1 \text{ L}
 \end{aligned}$$

Se necesitan 125 mL de la disolución de cloruro de sodio y sólo se dispone de 100 mL, por tanto, el reactivo limitante es el NaCl:

$$0,1 \text{ L disolución NaCl} \cdot \frac{0,4 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol NaCl}} \cdot \frac{143,3 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 5,73 \text{ g AgCl}$$

b. Como la reacción es mol a mol, el exceso será 100 mL de disolución 0,5 M de nitrato de plata, que contiene una masa de:

$$\begin{aligned}
 \text{mol}_{\text{AgNO}_3 \text{ exceso}} &= 0,1 \text{ L disol. AgNO}_3 \cdot \frac{0,5 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ L disol.}} - 0,1 \text{ L disol. NaCl} \cdot \frac{0,4 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ L disol.}} = 0,01 \text{ mol} \\
 &0,01 \text{ mol AgNO}_3 \cdot \frac{169,8 \text{ g AgNO}_3}{1 \text{ mol AgNO}_3} = 1,70 \text{ g AgNO}_3
 \end{aligned}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- a. Cromato de plata
- b. Óxido de estaño (IV)
- c. But-1-eno
- d. CaBr₂
- e. Zn(OH)₂
- f. CH₃CHOHCH₃

- a. Ag₂CrO₄
- b. SnO₂
- c. CH₂=CH-CH₂-CH₃
- d. Bromuro de calcio. Dibromuro de calcio.
- e. Hidróxido de cinc. Dihidróxido de cinc.
- f. Propan-2-ol.

2 Exprese en moles las siguientes cantidades de dióxido de carbono:

- a. 11,2 L, medidos en condiciones normales.
- b. 6,023 · 10²² moléculas.
- c. 25 L medidos a 27 °C y 2 atmósferas.

a. Como cada mol de gas en condiciones normales ocupa 22,4 L:

$$11,2 \text{ L CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{22,4 \text{ L CO}_2} = 0,5 \text{ mol CO}_2$$

b. Como cada mol es 6,023 · 10²³ moléculas de dióxido:

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

c. Con la ecuación de los gases ideales:

$$n = \frac{25 \text{ L} \cdot 2 \text{ atm}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 300 \text{ K}} = 2,0 \text{ mol CO}_2$$

3 a. Justifique si los siguientes procesos son redox:



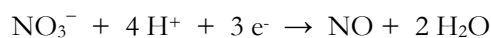
b. Escriba las semiecuaciones de oxidación y de reducción en el que corresponda.

a. El primero no es ya que ningún elemento cambia su estado de oxidación. El segundo sí: se oxida el yodo que pasa de yodato y se reduce el nitrato que pasa a monóxido de nitrógeno.

b. La semireacción de oxidación es:



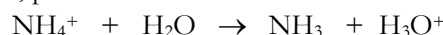
Se reduce el nitrato:



4 Justifique, mediante las reacciones correspondientes:

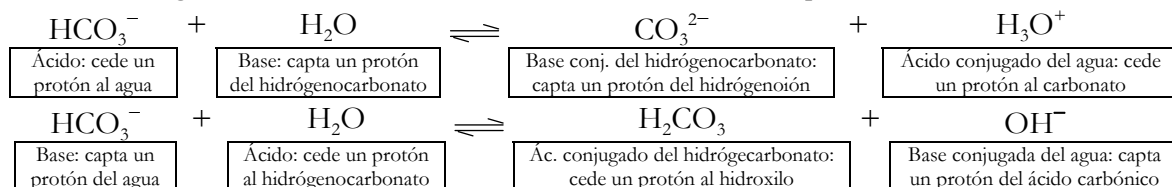
- a. Qué le ocurre al equilibrio de hidrólisis que experimenta el NH₄Cl en disolución acuosa, cuando se añade NH₃
- b. El comportamiento anfótero del HCO₃⁻ en disolución acuosa.
- c. El carácter ácido o básico del NH₃ y del SO₃²⁻ en disolución acuosa.

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

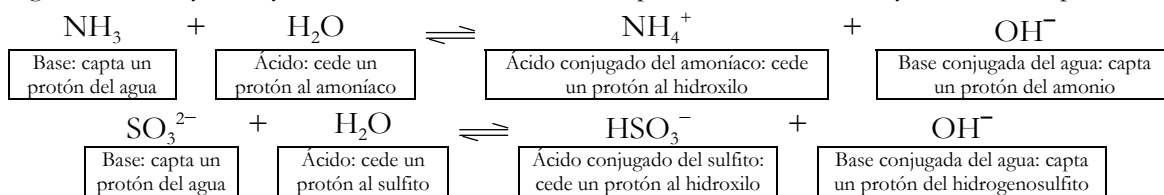


Si a la disolución se le añade amoníaco, el equilibrio se desplazará a la izquierda disminuyendo la concentración de hidrogenoiones y aumentando, por tanto, el pH.

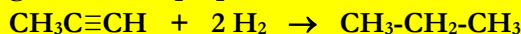
b. El anión hidrógenocarbonato, HCO₃⁻, tiene carácter anfótero, se comporta como ácido o como base:



c. Según Brönsted y Lowry, una sustancia es ácido si cede protones al disolvente y base si los capta:



5 Considere la reacción de hidrogenación del propino:



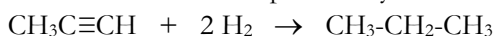
- Calcule la entalpía de la reacción, a partir de las entalpías medias de enlace.
- Determine la cantidad de energía que habrá que proporcionar a 100 g de hidrógeno molecular para disociarlo completamente en sus átomos.

Datos: Entalpías de enlace en kJ/mol: (C-C) = 347; (C≡C) = 830; (C-H) = 415; (H-H) = 436.

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

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

Para la reacción de hidrogenación del propino hasta propano, hay que romper un enlace triple C≡C y dos enlaces simples H-H y formar cuatro enlaces simples C-H y otro simple C-C:



la entalpía será, según la ecuación anterior:

$$\begin{aligned} \Delta H_r^\circ &= 1 \text{ mol} \cdot E_{\text{C}\equiv\text{H}} + 2 \text{ mol} \cdot E_{\text{H-H}} - 1 \text{ mol} \cdot E_{\text{C-C}} - 4 \text{ mol} \cdot E_{\text{H-C}} = \\ &= 1 \text{ mol} \cdot 830 \text{ kJ/mol} + 2 \text{ mol} \cdot 436 \text{ kJ/mol} - 1 \text{ mol} \cdot 347 \text{ kJ/mol} - 4 \text{ mol} \cdot 415 \text{ kJ/mol} = -305 \text{ kJ} \end{aligned}$$

- Como se conoce la energía necesaria para disociar un mol:

$$100 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ g H}_2} \cdot \frac{436 \text{ kJ}}{1 \text{ mol H}_2} = 2,18 \cdot 10^4 \text{ kJ}$$

6 En un matraz de 20 L, a 25 °C, se encuentran en equilibrio 2,14 mol de N₂O₄ y 0,50 mol de NO₂ según:



- Calcule el valor de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.
- ¿Cuál es la concentración de NO₂ cuando se restablece el equilibrio después de introducir dos moles adicionales de N₂O₄, a la misma temperatura?

- Sin más que sustituir en la expresión de K_c:

$$K_c = \frac{\left[\frac{0,5 \text{ mol}}{20 \text{ L}} \right]^2}{\left[\frac{2,14 \text{ mol}}{20 \text{ L}} \right]} = 5,84 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

K_c y K_p están relacionadas según:

$$K_p = K_c (\text{RT})^{\Delta n} = 5,84 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,082 \text{ at} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K} = 0,143 \text{ atm}$$

- Si se añaden 2 mol de N₂O₄, el equilibrio se desplaza a la derecha, consumiendo parte del N₂O₄ añadido y formando NO₂. Si llamamos x a lo que reacciona:

	N ₂ O ₄	NO ₂	Totales
Moles iniciales	4,14	0,50	4,64
Reaccionan	x		x
Moles en equilibrio	4,14 - x	0,5 + 2x	4,64 + x

Sustituyendo en la expresión del constante de equilibrio:

$$5,84 \cdot 10^{-3} = \frac{\left[\frac{(0,5 + 2x) \text{ mol}}{20 \text{ L}} \right]^2}{\left[\frac{(4,14 - x) \text{ mol}}{20 \text{ L}} \right]} \Rightarrow x = 0,092 \text{ mol}$$

Por tanto, las concentraciones en equilibrio serán:

$$[\text{NO}_2] = \frac{(0,5 + 2 \cdot 0,092) \text{ mol}}{20 \text{ L}} = 0,034 \text{ mol/L} \quad [\text{N}_2\text{O}_4] = \frac{(4,14 - 0,092) \text{ mol}}{20 \text{ L}} = 0,202 \text{ mol/L}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Sulfito de potasio
- Hidróxido de estroncio
- Ciclobutano
- NaClO
- CO₂
- CH₃NHCH₃

- K₂SO₃
- Sr(OH)₂
- $$\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ | \quad | \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2 \end{array}$$
- Hipoclorito de sodio. Oxoclorato (I) de sodio.
- Dióxido de carbono. Anhídrido carbónico.
- Dimetilamina. N,N-dimetilamina.

2 Indique el máximo número de electrones de un átomo que pueden tener los siguientes números cuánticos, asigne los restantes y especifique los orbitales en los que pueden encontrarse los electrones.

- n = 2; s = +1/2.
- n = 3; l = 2.
- n = 4; l = 3; m = -2.

- Para n = 2, son posibles 8 electrones de los cuales, sólo la mitad podrán tener spin - 1/2 . Por tanto 4 electrones como máximo.
- Si n = 2 y l = 1, se trata de los orbitales p del segundo nivel. Como hay tres orbitales p, serán posibles 6 electrones como máximo.
- Si n = 4; l = 3; m = -2, se trata de un orbital 4f por lo que sólo podrá haber 2 electrones como máximo.

3 A 25 °C y 1 atmósfera, se establece el equilibrio:



Razone sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- La constante de equilibrio se duplica si se duplica la presión.
- La reacción se desplaza hacia la izquierda si se aumenta la temperatura.
- Si se aumenta la concentración de NO la constante de equilibrio aumenta.

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:

- Falso. La constante de equilibrio sólo depende de la temperatura. La variación de presión no influye en nada ya que número de moles gaseosos es el mismo en los reactivos y en los productos. $\Delta n = 0$.
- Verdadero. Un aumento de temperatura desplazará la reacción en el sentido en que se consuma calor, o sea, en sentido endotérmico. Se desplazará hacia la izquierda produciéndose más nitrógeno y oxígeno.
- Falso. La constante de equilibrio sólo depende de la temperatura. Si se aumenta la concentración de monóxido, el equilibrio reaccionará consumiendo dicho aumento y por tanto se desplazará hacia la izquierda produciéndose más nitrógeno y oxígeno.

4 Para el compuesto CH₃CH₂CH=CHCOOH (ácido pent-2-enoico), escriba:

- La fórmula de un isómero que contenga la función cetona.
- La pareja de moléculas de este ácido que son isómeros cis-trans.
- La fórmula de un isómero de cadena de este ácido.

- Pueden ser muchos, por ejemplo: CH₃-CH₂-CO-CH=CHOH o CH₂=CH-CO-CH₂-CH₂OH...

- | | |
|---|---|
| <p>Ácido cis pent-2-enoico</p> $\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}_2 \quad \text{COOH} \\ \quad \quad \quad \diagdown \quad / \\ \quad \quad \quad \text{C}=\text{C} \\ \quad \quad \quad / \quad \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \quad \quad \text{H} \end{array}$ | <p>Ácido trans pent-2-enoico</p> $\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}_2 \quad \text{H} \\ \quad \quad \quad \diagdown \quad / \\ \quad \quad \quad \text{C}=\text{C} \\ \quad \quad \quad / \quad \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \quad \quad \text{COOH} \end{array}$ |
|---|---|

- Pueden ser muchos, por ejemplo: CH₃C(CH₃)=CHCOOH.

5 En la oxidación catalítica a 400 °C del dióxido de azufre se obtiene trióxido de azufre según:



Calcule la cantidad de energía que se desprende en la oxidación de 60,2 g de dióxido de azufre si:

- La reacción se realiza a presión constante.
- La reacción tiene lugar a volumen constante.

Datos: $R = 8,3 \text{ J } \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $\text{O} = 16$; $\text{S} = 32$

- a. Por definición, si la reacción transcurre a presión constante, el calor transferido en la misma es la variación de entalpía, dato que conocemos referido a dos moles de dióxido y se puede calcular referido a 60,2 g de dióxido:

$$60,2 \text{ g SO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{64 \text{ g SO}_2} \cdot \frac{- 198,2 \text{ kJ}}{2 \text{ mol SO}_2} = - 186,4 \text{ J}$$

- b. Por definición también, si la reacción transcurre a volumen constante, el calor transferido en la misma es la variación de energía interna, que se calcula a partir de la entalpía según:

$$\Delta U = \Delta H - \Delta nRT$$

$$\Delta U = - 186,4 \text{ kJ} - (-1 \text{ mol}) \cdot 8,31 \cdot 10^{-3} \text{ kJ } \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 673 \text{ K} = - 180,8 \text{ kJ}$$

6 Una disolución acuosa A contiene 3,65 g de HCl en un litro de disolución. Otra disolución acuosa B contiene 20 g de NaOH en un litro de disolución. Calcule:

- El pH de cada una de las disoluciones.
- El pH final después de mezclar 50 mL de la disolución A con 50 mL de la disolución B. Suponga que los volúmenes son aditivos.

Masas atómicas: $\text{Cl} = 35,5$; $\text{Na} = 23$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$.

- a. Se calculan las concentraciones y, como ambas son ácido y base fuertes respectivamente, se encontrarán completamente disociados, por lo que:

$$\frac{3,65 \text{ g HCl}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 0,1 \text{ M} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,1 \Rightarrow \text{pH} = - \log 0,1 = 1$$

$$\frac{20 \text{ g NaOH}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 0,5 \text{ M} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 0,5 \Rightarrow \text{pOH} = - \log 0,5 = 0,3 \Rightarrow \text{pH} = 13,7$$

- b. Se calculan los moles en exceso sosa ya que es la más concentrada y, con ellos y el volumen total, la concentración de hidroxilos:

$$[\text{OH}^-]_{\text{exceso}} = \frac{50 \text{ mL disol.} \cdot \frac{0,5 \text{ mol NaOH}}{1000 \text{ mL disol.}} - 50 \text{ mL disol.} \cdot \frac{0,1 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ mL disol.}}}{(0,05 \text{ L} + 0,05 \text{ L})} = 0,2 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = - \log 0,2 = 0,7 \Rightarrow \text{pH} = 13,3$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Bromuro de hidrógeno
- Carbonato de calcio
- Ácido butanodioico
- ZnH₂
- AgOH
- CH₃CH₂Cl

- HBr.
- CaCO₃.
- COOH-CH₂-CH₂-COOH.
- Hidruro de cinc. Dihidruro de cinc.
- Hidróxido de plata.
- Cloroetano.

2 Se tienen las siguientes cantidades de tres sustancias gaseosas: 3,01 · 10²³ moléculas de C₄H₁₀, 21 g de CO y 1 mol de N₂. Razonando la respuesta:

- Ordénelas en orden creciente de su masa.
- ¿Cuál de ellas ocupará mayor volumen en condiciones normales?
- ¿Cuál de ellas tiene mayor número de átomos?

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

- a. Calculando los moles y, con éstos, la masa:

$$3,01 \cdot 10^{23} \text{ moléculas C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{58 \text{ g C}_4\text{H}_{10}}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} = 29 \text{ g mol C}_4\text{H}_{10}$$

$$1 \text{ mol N}_2 \cdot \frac{28 \text{ g N}_2}{1 \text{ mol N}_2} = 28 \text{ g N}_2$$

Por tanto: 21 g CO < 28 g N₂ < 29 g C₄H₁₀

- b. Según la ley de Avogadro, ocupará más volumen en las mismas condiciones aquel que tenga más moles. Como hay 0,5 mol de C₄H₁₀, 0,75 de CO y 1 de N₂, ocupará mayor volumen el nitrógeno.
- c. A partir del número de moléculas de cada uno:

$$3,01 \cdot 10^{23} \text{ moléculas C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{14 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula C}_4\text{H}_{10}} = 4,2 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

$$21 \text{ g CO} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}}{28 \text{ g CO}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}}{1 \text{ mol CO}} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula CO}} = 9,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

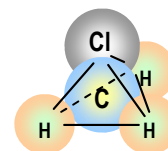
$$1 \text{ mol N}_2 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas N}_2}{1 \text{ mol N}_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula N}_2} = 1,2 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

Por tanto, tiene más átomos el recipiente que contiene butano.

3 Para la molécula CH₃Cl:

- Establezca su geometría mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
- Razone si es una molécula polar.
- Indique la hibridación del átomo central.

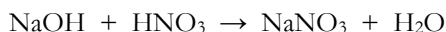
- a. Según RPECV es del tipo AB₄ (cuatro zonas de máxima densidad electrónica alrededor del carbono que corresponden a los cuatro pares de electrones compartidos). Su geometría será tetraédrica pero irregular. El cloro es más electronegativo, atrae más a los pares de electrones y los hidrógenos se cerrarán un poco formando entre sí un ángulo algo menor que 109,5°.
- b. Por lo dicho sobre la electronegatividad del cloro, la molécula será polar con dipolo eléctrico dirigido hacia el cloro.
- c. El carbono ha de formar cuatro enlaces de tipo σ, precisa de cuatro orbitales híbridos a su alrededor por lo que tendrá una hibridación de tipo sp³.



- 4
- ¿Qué volumen de disolución acuosa de NaOH 2 M es necesario para neutralizar 25 mL de una disolución 0,5 M de HNO₃?
 - Justifique cuál será el pH en el punto de equivalencia.

c. Describa el procedimiento experimental e indique el material y productos necesarios para llevar a cabo la valoración anterior.

a. La reacción de neutralización es:



Se consume 1 moles de sosa por cada uno de nítrico, por tanto:

$$0,025 \text{ L DU HNO}_3 \cdot \frac{0,5 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L DU}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ L DU}}{2 \text{ mol NaOH}} = 6,25 \cdot 10^{-3} \text{ L DU NaOH} = 6,25 \text{ mL}$$

b. Puesto que se trata de un ácido y base fuertes, se encuentran completamente disociados y ninguno de sus iones se hidroliza, el pH en el punto de equivalencia será 7.

c. Se monta la bureta mediante una pinza en el soporte metálico y se llena con la ayuda del embudo de la disolución 2 M de NaOH, enrasándose correctamente, sin que quede aire en la parte inferior de la bureta ya que se cometería un determinado error.

En un matraz erlenmeyer se vierten el volumen conocido de la disolución de HNO₃. Se añaden a esta disolución unas gotas del indicador adecuado. A continuación, y sin dejar de agitar la disolución contenida en el erlenmeyer, se va dejando caer la disolución de la bureta hasta que se produzca el cambio de color.

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



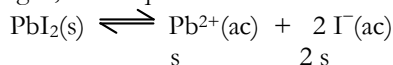
5 A 25 °C la solubilidad del PbI₂ en agua pura es 0,7 g/L. Calcule:

a. El producto de solubilidad.

b. La solubilidad del PbI₂ a esa temperatura en una disolución 0,1 M de KI.

Masas atómicas: I = 127; Pb = 207.

a. Si llamamos s a la solubilidad en agua, en el equilibrio:



y el producto de solubilidad será: $K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$.

Para sustituir en la expresión, s ha de expresarse en mol//L:

$$s = \frac{0,7 \text{ g PbI}_2}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol PbI}_2}{461 \text{ g PbI}_2} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

El producto de solubilidad será, por tanto:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot (1,5 \cdot 10^{-3})^3 = 1,35 \cdot 10^{-8}$$

b. Si la concentración de yoduro en la disolución es 0,1, en la expresión del producto de solubilidad en función de las concentraciones, basta despejar la concentración de Pb(II):

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^{-}]^2 = 1,35 \cdot 10^{-8}$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{K_s}{[\text{I}^{-}]^2} = \frac{1,35 \cdot 10^{-8}}{0,1^2} = 1,35 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} = \frac{1,35 \cdot 10^{-6} \text{ mol PbI}_2}{1 \text{ L}} \cdot \frac{461 \text{ g PbI}_2}{1 \text{ mol PbI}_2} = 6,2 \cdot 10^{-4} \text{ g/L}$$

6 Se realiza la electrodeposición completa de la plata que hay en 2 L de una disolución de AgNO₃. Si fue necesaria una corriente de 1,86 amperios durante 12 minutos, calcule:

a. La molaridad de la disolución de AgNO₃

b. Los gramos de plata depositados en el cátodo.

Datos: F = 96500 C. Masa atómica: Ag = 108.

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

$$Q = I \cdot t = 1,86 \text{ A} \cdot 720 \text{ s} = 1.339,2 \text{ C}$$

$$1.339,2 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ eq-g Ag}}{96.500 \text{ C}} \cdot \frac{108 \text{ g Ag}}{1 \text{ eq-g Ag}} = 1,5 \text{ g Ag}$$

b. Esta es toda la plata contenida en la disolución. Con ella se calculan los moles de Ag, que serán los mismos que de nitrato de plata y con estos moles y el volumen, se calcula la molaridad.

$$\frac{1,5 \text{ g Ag}}{2 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{108 \text{ g Ag}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ mol Ag}} = 7 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

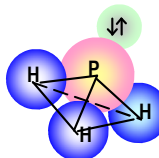
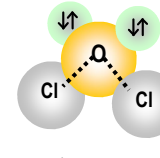
1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Permanganato de bario
- Peróxido de potasio
- Triclorometano
- HgO
- ZnS
- CH₂=CHCH₃

- Ba(MnO₄)₂
- K₂O₂.
- Cl₃CH.
- Óxido de mercurio. Óxido de mercurio (II).
- Sulfuro de cinc.
- Propeno.

2 Dadas las moléculas PH₃ y Cl₂O:

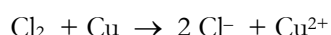
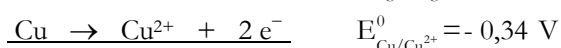
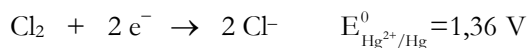
- Represente sus estructuras de Lewis.
- Establezca sus geometrías mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
- Indique la hibridación del átomo central.

	PH ₃	Cl ₂ O
a. Estructura de Lewis	$\begin{array}{c} \text{H} - \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{P}}} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{Cl} - \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}} - \text{Cl} \end{array}$
b. Geometría molecular (RPECV)	<p>Según la teoría RPECV, alrededor del fósforo hay cuatro pares de electrones, tres compartidos y uno sin compartir. Es del tipo AB₃E y su forma será plana piramidal triangular.</p> 	<p>Según la teoría RPECV, alrededor del oxígeno hay cuatro pares de electrones, dos compartidos y dos sin compartir. Es del tipo AB₂E₂ y su forma será plana angular.</p> 
c. Hibridación	<p>Cuatro pares de electrones (cinco del fósforo y tres de los hidrógenos) precisan cuatro orbitales híbridos alrededor del fósforo. Será hibridación sp³.</p>	<p>Cuatro pares de electrones (seis del oxígeno y dos de los dos cloros) precisan cuatro orbitales híbridos alrededor del oxígeno. Será hibridación sp³.</p>

3 Teniendo en cuenta los potenciales de reducción estándar de los pares E°(Cl₂/Cl⁻) = 1,36 V y E°(Cu²⁺/Cu) = 0,34 V:

- Escriba la reacción global de la pila que se podría construir.
- Indique cuál es el cátodo y cuál el ánodo.
- ¿Cuál es la fuerza electromotriz de la pila, en condiciones estándar?

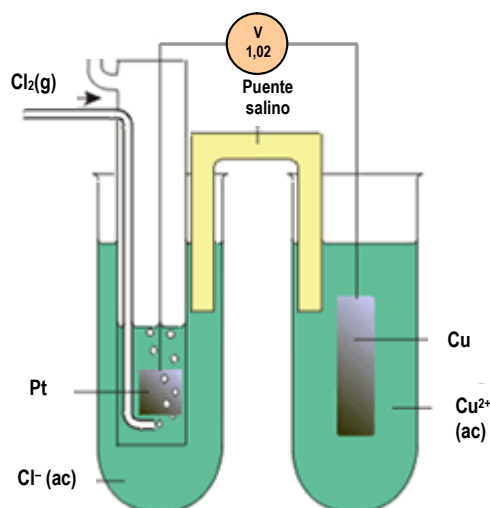
- El par de mayor potencial de reducción es el formado por Cl₂/Cl⁻. Él se reduce y el cobre se oxidará:



- El cátodo es el electrodo donde transcurre la reducción, o sea, el de platino sobre el que se burbujea cloro gaseoso. El electrodo de cobre actuará como ánodo.

- El potencial de la pila se calcula sumando los potenciales de reducción y de oxidación de cada electrodo:

$$E^0 = E_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-}^0 + E_{\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}}^0 = 1,36 \text{ V} + (-0,34 \text{ V}) = 1,02 \text{ V}$$



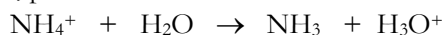
4 El pH de una disolución acuosa de un ácido monoprótico (HA) de concentración $5 \cdot 10^{-3}$ M es 2,3.

- Razone si se trata de un ácido fuerte o débil.
- Justifique si el pH de una disolución acuosa de NH_4Cl es mayor, menor o igual a 7.

- Ha ser ácido fuerte, que se encuentra completamente disociado, ya que de esta manera la concentración de hidrogenoiones es $5 \cdot 10^{-3}$ y el $\text{pH} = -\log(5 \cdot 10^{-3}) = 2,3$
- El cloruro de amonio proviene del ácido clorhídrico (ácido fuerte) y del amoníaco (base débil) y en agua se disocia:



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



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

5 Al añadir ácido clorhídrico al carbonato de calcio se forma cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua.

- Escriba la reacción y calcule la cantidad en kilogramos de carbonato de calcio que reaccionará con 20 L de ácido clorhídrico 3 M.
- ¿Qué volumen ocupará el dióxido de carbono obtenido, medido a 20°C y 1 atmósfera?

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ca = 40.

- La reacción es:



Con el volumen de disolución de HCl y la molaridad se calculan los moles HCl, con éstos los de carbonato de calcio y se expresa en unidad de masa:

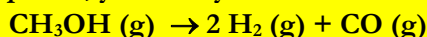
$$20 \text{ L disol. HCl} \cdot \frac{3 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disol. HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 3 \text{ kg CaCO}_3$$

- Se calculan los moles de dióxido obtenidos y con ellos y la ecuación de los gases ideales, el volumen:

$$20 \text{ L disol. HCl} \cdot \frac{3 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disol. HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol HCl}} = 30 \text{ mol CO}_2$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{30 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L}/\text{K} \cdot \text{mol} \cdot 293 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 720,8 \text{ L CO}_2$$

6 En un recipiente de 1 L de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 0,37 moles de metanol. Se cierra el recipiente, y a 20°C y se establece el siguiente equilibrio:



Sabiendo que la presión total en el equilibrio es 9,4 atmósferas, calcule:

- El valor de las constantes K_p y K_c , a esa temperatura.
- El grado de disociación en las condiciones del equilibrio.

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

- Si llamamos x a la concentración de metanol que se disocia, podemos construir una tabla de la forma:

	CH_3OH	H_2	CO	Totales
Concentraciones iniciales	0,37	-	-	0,37
Reaccionan	x	-	-	x
Concentraciones en equilibrio	$0,37 - x$	2x	x	$0,37 + 2x$

Conocidas las condiciones del equilibrio, mediante la ecuación de los gases ideales se calcula x.

$$9,4 \text{ atm} = (0,37 + 2x) \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 293 \text{ K} \Rightarrow x = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Conocidas las concentraciones en equilibrio, se puede calcular el valor de K_c :

$$K_c = \frac{[0,02 \text{ mol/L}]^2 [0,01 \text{ mol/L}]}{[0,36 \text{ mol/L}]} = 1,1 \cdot 10^{-5} (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^2$$

K_c y K_p están relacionadas según:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 1,1 \cdot 10^{-5} (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 \cdot [0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 293 \text{ K}]^2 = 6,35 \cdot 10^{-3} \text{ atm}^2$$

- Por definición, el grado de disociación, α , si se expresa en porcentaje, es el tanto por ciento disociado:

$$\alpha = \frac{0,01 \text{ mol disociados}}{0,37 \text{ mol iniciales}} \cdot 100 = 2,7 \%$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Hidrogenocarbonato de sodio
- Hidróxido de cobre (I)
- Pent-1-ino
- $\text{Ca}(\text{BrO}_3)_2$
- PH_3
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$

- NaHCO_3 .
- CuOH
- $\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$.
- Bromato de calcio. Dis[trioxobromato (V)]de calcio.
- Fosfina. Trihidruro de fósforo.
- Propanal.

2 Dos elementos A y B tienen de número atómico 17 y 20, respectivamente.

- Escriba el símbolo de cada uno y su configuración electrónica en el estado fundamental.
- Indique el ion más estable de cada uno y escriba su configuración electrónica.
- Justifique cuál tiene mayor radio iónico.

- Se trata de cloro ($Z = 17$) y calcio ($Z = 20$). Sus configuraciones electrónicas en estado fundamental son: Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ y la del calcio: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.
- Para adquirir configuración electrónica de gas noble, el cloro ganará un electrón (Cl^-) y el calcio perderá dos (Ca^{2+}) a los que corresponderán la misma configuración electrónica (son especies isoelectrónicas): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
- Si se trata de los radios atómicos de los elementos, el radio del calcio será mayor que el del cloro. El número cuántico principal es el que informa sobre el tamaño del orbital, que en el caso del calcio es 4 y el cloro 3. Será mayor el radio del calcio. Además, éste se encuentra principio del período y todavía no ha sufrido la contracción que ha sufrido el cloro, dada la mayor atracción del núcleo. Los radios de ambos, calcio y cloro, son, respectivamente, medidos en pm: 197 y 99.
Si se refiere a los iones de ambos, el calcio sufre una disminución muy grande en su radio atómico al pasar a Ca^{2+} ya que pierde un nivel completo (4s) mientras que al cloro le sucede justamente lo contrario: al ganar un electrón aumentan las repulsiones entre ellos produciéndose un gran aumento de tamaño. Por tanto, el radio del Cl^- es mayor que el del Ca^{2+} . Concretamente, estos radios son: 181 y 100 pm, respectivamente.

3 Dada la reacción:



- Indique razonadamente el signo de la variación de entropía.
- Justifique por qué la disminución de la temperatura favorece la espontaneidad de dicho proceso.

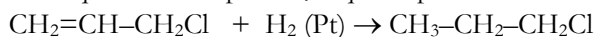
- La variación de entropía será negativa porque en el transcurso de la reacción aumenta el orden. Por cada tres moles de sustancias gaseosas que desaparecen, sólo aparecen 2 moles; disminuye el desorden y por esa razón $\Delta S < 0$.
- Para que una reacción sea espontánea, la variación de energía libre de Gibbs ha de ser negativa ($\Delta G < 0$). Como $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ y la entalpía es negativa, convendrá que el término que queda positivo (término entrópico) sea menor, es decir, que ha de suceder que $|\Delta H| > |T\Delta S|$. Para ello convendrán temperaturas bajas. Concretamente, será espontánea si: $T < \Delta H/\Delta S$, o sea, para temperaturas inferiores a la de equilibrio.

4 Indique los reactivos adecuados para realizar las siguientes transformaciones:

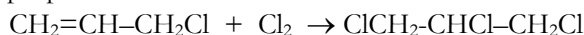
- $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COOCH}_3$
- $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2\text{Cl} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{Cl}$
- $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2\text{Cl} \rightarrow \text{ClCH}_2-\text{CHCl}-\text{CH}_2\text{Cl}$

- Se trata de una reacción de esterificación. Se necesita un alcohol que reaccione con el ácido propanoico. En este caso como el radical que aparece es un metilo, se trata del metanol:
$$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COOH} + \text{CH}_3\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COOCH}_3 + \text{H}_2\text{O}$$
- Esta es una reacción de adición, concretamente hidrogenación del 2-cloropropa-1-eno. Se necesitará

hidrógeno y un catalizador que suele ser platino, níquel o paladio:



- c. También es de adición al doble enlace, pero en esta ocasión es una halogenación. Se adiciona cloro y se produce 1,2,3-tricloropropano. :

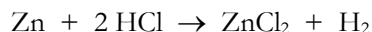


5 Para determinar la riqueza de una partida de cinc se tomaron 50 g de muestra y se trataron con ácido clorhídrico del 37 % en peso y 1,18 g/mL de densidad, consumiéndose 126 mL de ácido. La reacción de cinc con ácido produce hidrógeno molecular y cloruro de cinc. Calcule:

- La molaridad de la disolución de ácido clorhídrico.
- El porcentaje de cinc en la muestra.

Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5; Zn = 65,4

La reacción referida es:



- a. Partiendo del porcentaje en masa:

$$\frac{37 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1,18 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 11,96 \text{ M}$$

- a. A partir del volumen de disolución consumido:

$$0,126 \text{ L disolución} \cdot \frac{11,96 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{100}{50 \text{ g muestra}} = 98,5 \% \text{ de riqueza}$$

6 Por dos cubas electrolíticas que contienen disoluciones de nitrato de plata y sulfato de cobre (II), respectivamente, pasa la misma cantidad de corriente. Calcule:

- Los gramos de cobre depositados en la segunda cuba, si en la primera se han depositado 10 g de plata.
- El tiempo que dura el proceso si la corriente que circula es de 5 amperios.

Datos: F = 96500 C. Masas atómicas: Cu = 63,5; Ag = 108.

- a. Si por ambas ha pasado la misma cantidad de corriente, se han depositado los mismos equivalentes-gramo de cada metal, por tanto:

$$10 \text{ g Ag} \cdot \frac{1 \text{ eq-g Ag}}{108 \text{ g Ag}} \cdot \frac{1 \text{ eq-g Cu}}{1 \text{ eq-g Ag}} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{2 \text{ eq-g Cu}} = 2,94 \text{ g Cu}$$

- b. Conocidos los equivalentes-gramo de depositados, se puede calcular la carga:

$$10 \text{ g Ag} \cdot \frac{1 \text{ eq-g Ag}}{108 \text{ g Ag}} \cdot \frac{96.500 \text{ C}}{1 \text{ eq-g Ag}} = 8.935 \text{ C}$$

Con la carga y la intensidad de corriente se calcula el tiempo transcurrido en la electrolisis:

$$t = \frac{Q}{I} = \frac{8.935 \text{ C}}{5 \text{ A}} = 1.785 \text{ s} = 29 \text{ min y } 45 \text{ s}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Pentafluoruro de antimonio
- Óxido de plomo (II)
- Hex-4-en-2-ol
- V_2O_5
- HNO_2
- $CH_3C\equiv CCH_3$

- SbF_5 .
- PbO .
- $CH_3-CHOH-CH_2-CH=CH-CH_3$.
- Pentaóxido de vanadio. Óxido de vanadio (V).
- Ácido nitroso. Dioxonitrato (III) de hidrógeno.
- But-2-ino.

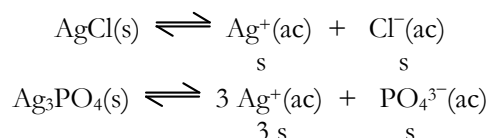
2 a. Justifique cómo es el tamaño de un átomo con respecto a su anión y con respecto a su catión.
b. Explique qué son especies isoelectrónicas y clasifique las siguientes según esta categoría: Cl^- ; N^{3-} ; Al^{3+} ; K^+ ; Mg^{2+} .

- Si un átomo pierde uno o varios electrones, la carga nuclear será mayor que la electrónica, con lo que el núcleo atraerá con más fuerza a los electrones entre los cuales han disminuido las repulsiones y el radio iónico será menor que el radio atómico. En el caso de los aniones ocurre justamente al contrario: sin aumentar la carga nuclear, aumentan las repulsiones electrónicas al entrar el electrón o los electrones que gane, produciéndose un aumento considerable en el radio atómico.
- Son aquellas que poseen la misma configuración electrónica. Entre las que especies citadas son isoelectrónicas el Cl^- y el K^+ entre sí (ambas poseen la configuración del argón ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$)) y el N^{3-} , Al^{3+} y Mg^{2+} entre sí, las tres con configuración electrónica de neón ($1s^2 2s^2 2p^6$).

3 Los productos de solubilidad del cloruro de plata y del fosfato de plata en agua son, respectivamente, $1,6 \cdot 10^{-11}$ y $1,8 \cdot 10^{-18}$. Razone:

- ¿Qué sal será más soluble en agua?
- ¿Cómo se modifica la solubilidad de ambas, al añadir a cada una de ellas nitrato de plata?

- Se puede calcular fácilmente la solubilidad de cada una. Si llamamos s a la solubilidad en agua, en los equilibrios:



Para el cloruro de plata: $K_s = s \cdot s = s^2 \Rightarrow s = (K_s)^{1/2} = 4,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$

Para el fosfato de plata: $K_s = (3s)^3 \cdot s = 27s^4 \Rightarrow s = (K_s/27)^{1/4} = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

El fosfato de plata es más soluble.

En la expresión de K_s hay que medir las concentraciones en mol/L, pero la solubilidad suele expresarse en una unidad de masa (generalmente se expresa en g sal disuelta/100 g de agua). Pasadas a g/L:

$$s_{AgCl} = \frac{4,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol AgCl}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{143,5 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 5,7 \cdot 10^{-4} \text{ g/L}$$

$$s_{Ag_3PO_4} = \frac{1,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol Ag}_3\text{PO}_4}{1 \text{ L}} \cdot \frac{419 \text{ g Ag}_3\text{PO}_4}{1 \text{ mol Ag}_3\text{PO}_4} = 6,7 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}$$

- Si se añade nitrato de plata, se está añadiendo iones Ag^+ . Por efecto de ión común, ambos equilibrios se desplazarán a la izquierda, disminuyendo la cantidad de cloruro de plata y de fosfato disueltos. O sea, disminuye la solubilidad de ambas sales.

4 Un litro de H_2S se encuentra en condiciones normales. Calcule:

- El número de moles que contiene.
- El número de átomos presentes.
- La masa de una molécula de sulfuro de hidrógeno, expresada en gramos.

Masas atómicas: H = 1; S = 32.

- a. Como cada mol de gas en condiciones normales ocupa 22,4 L:

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

- b. Como cada mol tiene $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de sulfuro y en cada molécula hay tres átomos::

$$0,045 \text{ mol H}_2\text{S} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{S}}{1 \text{ mol H}_2\text{S}} \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula H}_2\text{S}} = 8,1 \cdot 10^{22} \text{ átomos}$$

- c. Como $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de sulfuro pesan 34 g:

$$\frac{34 \text{ g}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 5,64 \cdot 10^{-23} \text{ g/molécula}$$

5

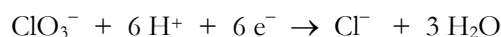
- a. Ajuste por el método del ion-electrón la siguiente reacción:



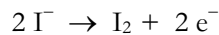
- b. Calcule la masa de clorato de potasio que se necesitará para obtener 1 g de yodo.

Masas atómicas: Cl = 35,5; K = 39; O = 16; I = 127.

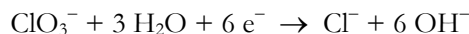
- a. El clorato se reduce a cloruro:



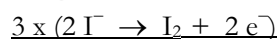
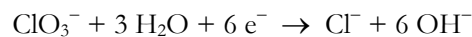
El yoduro se oxida a yodo:



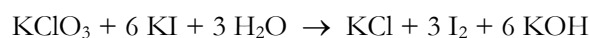
Como la reacción transcurre en medio básico:



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



Trasladando los coeficientes obtenidos a la ecuación molecular:



- b. Partiendo de 1 gramo de yodo:

$$1 \text{ g I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{254 \text{ g I}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{3 \text{ mol I}_2} \cdot \frac{122,5 \text{ g KClO}_3}{1 \text{ mol KClO}_3} = 0,16 \text{ KClO}_3$$

6

Para la fabricación industrial del ácido nítrico, se parte de la oxidación catalítica del amoníaco, según:



- a. Calcule la entalpía de esta reacción a 25 °C, en condiciones estándar.

- b. ¿Qué volumen de NO, medido en condiciones normales, se obtendrá cuando reaccionan 100 g de amoníaco con exceso de oxígeno?

Datos: $\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285,8 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ[\text{NH}_3(\text{g})] = -46,1 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ[\text{NO}(\text{g})] = 90,25 \text{ kJ/mol}$.

Masas atómicas: N = 14; H = 1.

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

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

$$\Delta H_r = 4 \Delta H_f^\circ \text{NO} + 6 \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} - 4 \Delta H_f^\circ \text{NH}_3 =$$

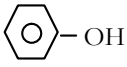
$$= 4 \text{ mol} \cdot (90,25 \text{ kJ/mol}) + 6 \text{ mol} \cdot (-285,8 \text{ kJ/mol}) - 4 \text{ mol} \cdot (-46,1 \text{ kJ/mol}) = -1.169,4 \text{ J}$$

- b. Partiendo de los 100 g de amoníaco:

$$100 \text{ g NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{4 \text{ mol NO}}{4 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{22,4 \text{ L NO}}{1 \text{ mol NO}} = 131,8 \text{ L NO}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Sulfato de manganeso (II)
- Hidróxido de cesio
- Fenol
- TiO₂
- CaHPO₄
- CH₃CH₂CH₂OCH₃

- MnSO₄.
- CsOH.
- 
- Dióxido de titanio. Óxido de titanio (IV).
- Hidrógenofosfato de calcio. Hidrógenotetraoxofosfato (V) de calcio.
- Metilpropiléter. Metoxipropano.

2 En función del tipo de enlace explique por qué:

- Una disolución acuosa de Cu(NO₃)₂ conduce la electricidad.
- El SiH₄ es insoluble en agua y el NaCl es soluble.
- El punto de fusión del etano es bajo.

- Verdadero. Los compuestos iónicos son conductores de 2ª especie. Para que una sustancia sea buena conductora de la electricidad ha de cumplir dos condiciones: que posea cargas (los compuestos iónicos las poseen) y que éstas se puedan mover por acción de una diferencia de potencial (si la sustancia iónica está disuelta o en disolución, las cargas se podrán mover libremente).
- Se debe a que, como el agua es un disolvente muy polar, disolverá aquellas sustancias que también lo sean como son los compuestos iónicos (NaCl) pero no podrá disolver las sustancias covalentes que son apolares como es el caso del SiH₄.
- Es así porque la única fuerza que mantiene unidas a sus moléculas son fuerzas de dispersión o de London (fuerzas de Van der Waals) que, además, en este caso serán muy débiles ya que posee una masa molecular muy pequeña (30 uma).

3 Se sabe que, en ciertas condiciones, la reacción



es de primer orden respecto al oxígeno y de segundo orden respecto al nitrógeno. En esas condiciones:

- Escriba la ecuación de velocidad.
- Indique cuál es el orden total de la reacción.
- ¿Qué unidades tiene la constante de velocidad?

- La ecuación es:

$$v = k[\text{N}_2]^\alpha[\text{O}_2]^\beta$$

en la que los exponentes son los órdenes parciales de la reacción:

$$v = k[\text{N}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]$$

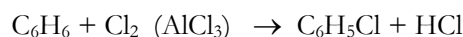
- Por definición, el orden total es la suma de los órdenes parciales: 2 + 1 = 3.
- Sin más que despejar de la ecuación:

$$k = \frac{v}{[\text{N}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]} \Rightarrow \text{Unidades de } k = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^3} = \text{mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

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

- C₆H₆ + Cl₂ (AlCl₃) →
- CH₂=CH₂ + H₂O (H₂SO₄) →
- CH₃-CH₂OH + H₂SO₄ (concentrado) →

- La primera es una reacción de sustitución electrófila aromática: un cloro sustituye a un hidrógeno en el anillo bencénico:



- La segunda es una reacción de adición al doble enlace del alqueno dando lugar a un alcohol:



- c. La tercera es de eliminación (deshidratación de un alcohol para dar un alqueno), justamente la contraria a la segunda:



Esta tercera, dependiendo de la temperatura a la que se realice, también podría dar lugar a una deshidratación intermolecular, produciendo un éter:



5 Se preparan 100 mL de una disolución acuosa de amoníaco 0,2 M.

- a. Calcule el grado de disociación del amoníaco y el pH de la disolución.
 b. Si a 50 mL de la disolución anterior se le añaden 50 mL de agua, calcule el grado de disociación del amoníaco y el valor del pH de la disolución resultante. Suponga que los volúmenes son aditivos.

Dato: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

- a. El amoníaco se disocia según:

	NH_3	+	H_2O	\rightleftharpoons	NH_4^+	+	OH^-
Concentración inicial	0,2		-		-		-
Concentración que se disocia	$0,2\alpha$		-		-		-
Concentración en equilibrio	$0,2(1 - \alpha)$		-		$0,2\alpha$		$0,2\alpha$

Sustituyendo en la expresión de la constante de basicidad:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{0,2\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0,2 \alpha^2 \cdot 0,024^2}{1-\alpha} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Dado el pequeño valor de la constante de basicidad, el amoníaco se encontrará muy poco disociado y se puede hacer la aproximación $1 - \alpha \sim 1$. Despejando, queda $\alpha = 9,5 \cdot 10^{-3}$.

Se calcula el pOH sin más que calcular antes la concentración de hidroxilos y el pH se calcula restándole el pOH a 14:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log(c \alpha) = 14 + \log(0,2 \cdot 9,5 \cdot 10^{-3}) = 11,27$$

- b. Si se le agregan 50 mL de agua, la concentración disminuye a la mitad. Se repiten los cálculos pero a hora $c = 0,1$ M. Con este valor queda $\alpha = 0,0134$ (el grado de disociación, tal como se sabía, aumenta cuando disminuye la concentración), y para este valor de α resulta un pH de 11,12, algo menos básica que la anterior.

6 En un recipiente de 1 L, a 20 °C, se introducen 51 g de NH_4HS . Transcurrido un tiempo las concentraciones son 0,13 M para cada gas. Sabiendo que a esa temperatura el valor de K_c es 0,2 para el equilibrio:



- a. Demuestre que el sistema no se encuentra en equilibrio y calcule la concentración de cada especie una vez alcanzado el mismo.
 b. Calcule la cantidad en gramos de NH_4HS que queda una vez alcanzado el equilibrio.

Masas atómicas: N = 14; H = 1; S = 32.

- a. Se calcula el cociente de reacción:

$$Q = [\text{NH}_3][\text{H}_2\text{S}] = (0,13 \text{ mol/L})^2 = 0,0169 < K_c \Rightarrow \text{El sistema no está en equilibrio}$$

Como $Q < K_c$, el equilibrio se desplazará hacia la derecha hasta que:

$$[\text{NH}_3][\text{H}_2\text{S}] = K_c \Rightarrow [\text{NH}_3] = [\text{H}_2\text{S}] = \sqrt{K_c} = \sqrt{0,2} = 0,447 \text{ mol/L}$$

- b. Con la concentración de cada gas se calcula los moles que han aparecido de cada uno de ellos, que serán los mismos que han desaparecido de hidrógenosulfuro de amonio:

$$\frac{0,447 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \cdot 1 \text{ L} = 0,447 \text{ moles } \text{NH}_3 \text{ aparecidos} = 0,447 \text{ mol } \text{NH}_4\text{HS} \text{ consumidos}$$

Pasados a gramos:

$$0,447 \text{ mol } \text{NH}_4\text{HS} \cdot \frac{51 \text{ g } \text{NH}_4\text{HS}}{1 \text{ mol } \text{NH}_4\text{HS}} = 22,8 \text{ g } \text{NH}_4\text{HS}$$

Cuando se llegue al equilibrio, quedarán, por tanto:

$$51,0 \text{ g} - 22,8 \text{ g} = 28,2 \text{ g de } \text{NH}_4\text{HS}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Dióxido de azufre
- Ácido hipobromoso
- Buta-1,3-dieno
- Na_2O_2
- BaCO_3
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COCH}_3$

- SO_2 .
- HBrO .
- $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$.
- Peróxido de sodio. Dióxido de disodio.
- Carbonato de bario. Trioxocarbonato (IV) de bario.
- Pentan-2-ona.

2 a. ¿Qué caracteriza, desde el punto de vista de la configuración electrónica, a un metal de transición?
 b. Indique la configuración electrónica del ión hierro (II) y justifique la existencia de ese estado de oxidación.
 c. ¿Por qué existen siete clases de orbitales f?

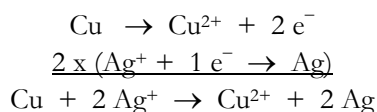
- Que en ellos se llenan los orbitales d. Si llamamos x al electrón diferenciador: $4s^23d^x$ para el 4º período, $5s^24d^x$ para el 5º período y $6s^24f^145d^x$ para el 6º período.
- La configuración electrónica del hierro es $[\text{Ar}]4s^23d^6$. Con cierta facilidad perderá los dos electrones del cuarto nivel energético, que son los que más alejados se encuentran del núcleo, dando lugar al catión Fe^{2+} que tendrá una configuración electrónica: $[\text{Ar}]3d^6$.
- Porque los orbitales f corresponden a un valor del número cuántico secundario $l = 3$ y, cuando $l = 3$, el número cuántico magnético puede valer: -3, -2, -1, 0, 1, 2 y 3. Asignados a estos siete posibles valores aparecen los orbitales f: f_{xyz} ; f_{x^3} ; f_{y^3} ; f_{z^3} ; $f_{x(z^2-y^2)}$; $f_{y(z^2-x^2)}$; $f_{z(x^2-y^2)}$.

3 Se dispone de una disolución acuosa de AgNO_3 1 M.

- Si se sumerge un alambre de cobre, ¿se oxidará? Justifique la respuesta.
- Si el alambre fuese de oro, ¿se oxidaría? Justifique la respuesta.
- Si se produce reacción, escriba y ajuste la ecuación correspondiente.

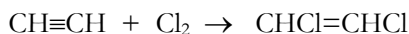
Datos: $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Au}^{3+}/\text{Au}) = 1,50 \text{ V}$

- La plata tiene más tendencia a reducirse que el cobre (su potencial estándar de reducción es mayor). Por tanto la plata ganará un electrón y se reducirá a cambio de que el cobre pierda dos y se oxide.
- Si el alambre es de oro no ocurrirá nada, ya que el oro posee mayor potencial estándar de reducción.
- Para el apartado a:



4 a. Escriba la ecuación de la reacción de adición de un mol de cloro a un mol de etino.
 b. Indique la fórmula desarrollada de los posibles isómeros obtenidos en el apartado anterior.
 c. ¿Qué tipo de isomería presentan los compuestos anteriores?

- Se formará 1,2-dicloroeteno

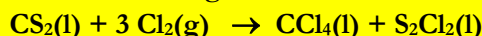


- Serán:



- Presentan isomería geométrica: cis-1,2-dicloroeteno y trans-1,2-dicloroeteno.

5 Para la obtención del tetracloruro de carbono según:



- Calcule el calor de reacción, a presión constante, a 25 °C y en condiciones estándar.

- b. ¿Cuál es la energía intercambiada en la reacción anterior, en las mismas condiciones, cuando se forma un litro de tetracloruro de carbono cuya densidad es 1,4 g/mL?

Datos: $\Delta H_f^\circ [\text{CS}_2(\text{l})] = 89,70 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ [\text{CCl}_4(\text{l})] = -135,4 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ [\text{S}_2\text{Cl}_2(\text{l})] = -59,8 \text{ kJ/mol}$.
Masas atómicas: C = 12; Cl = 35,5.

- a. Por definición, el calor de reacción a presión constante es la variación de la entalpía de una reacción:

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

$$\Delta H_r^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^\circ [\text{S}_2\text{Cl}_2(\text{l})] + 1 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^\circ [\text{CCl}_4(\text{l})] - 1 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^\circ [\text{CS}_2(\text{l})] =$$

$$= 1 \text{ mol} \cdot (-59,8 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol} \cdot (-135,4 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ mol} \cdot (89,7 \text{ kJ/mol}) = -284,9 \text{ kJ}$$

- b. Un litro de tetracloruro de carbono equivale a:

$$1000 \text{ mL CCl}_4 \cdot \frac{1,4 \text{ g CCl}_4}{1 \text{ mL CCl}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol CCl}_4}{154 \text{ g CCl}_4} = 9,1 \text{ mol CCl}_4$$

Como por cada mol formado se desprende 284,9 kJ, el calor total desprendido será:

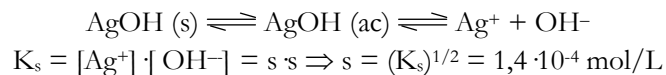
$$9,1 \text{ mol CCl}_4 \cdot \frac{-284,9 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CCl}_4} = -2.592,6 \text{ kJ}$$

6 A 25 °C el producto de solubilidad en agua del AgOH es $2 \cdot 10^{-8}$. Para esa temperatura, calcule:

- a. La solubilidad del compuesto en g/L.
b. La solubilidad del hidróxido de plata en una disolución de pH = 13.

Masas atómicas: Ag = 108; O = 16; H = 1.

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



que pasada a g/L:

$$1,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot \frac{125 \text{ g AgOH}}{1 \text{ mol AgOH}} = 1,75 \cdot 10^{-2} \text{ g/L}$$

- b. Si el pH de la disolución es 13, el pOH es 1, o sea, la concentración de hidroxilos será 0,1. La concentración de iones Ag^+ se podrá calcular:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{K_s}{[\text{OH}^-]} = \frac{2 \cdot 10^{-8}}{0,1 \text{ mol/L}} = 2 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Seleniuro de hidrogeno
- Hidróxido de cobalto (II)
- Propilamina
- PbCrO_4
- Au_2O_3
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

- H_2Se .
- $\text{Co}(\text{OH})_2$.
- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-NH}_2$.
- Cromato de plomo (II). Tetraoxocromato (VI) de plomo (II).
- Trióxido de dioro. Óxido de oro (III).
- Etanol.

2 Se tiene una mezcla de 10 g de hidrógeno y 40 g de oxígeno.

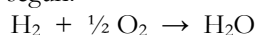
- ¿Cuántos moles de hidrógeno y de oxígeno contiene la mezcla?
- ¿Cuántas moléculas de agua se pueden formar al reaccionar ambos gases?
- ¿Cuántos átomos del reactivo en exceso quedan?

Masas atómicas: H = 1; O = 16.

- Como cada mol de gas en condiciones normales ocupa 22,4 L:

$$10 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ g H}_2} = 5 \text{ mol H}_2; \quad 40 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} = 1,25 \text{ mol O}_2$$

- El oxígeno y el hidrógeno reaccionan según:



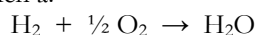
Como hay más del doble número de moles de hidrógeno que de oxígeno, éste último será el reactivo limitante:

$$1,25 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{0,5 \text{ mol H}_2\text{O}} = 2,5 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Que equivalen a:

$$2,5 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 1,50 \cdot 10^{24} \text{ moléculas H}_2\text{O}$$

- Como se han formado 2,5 mol de agua, se han consumido 2,5 mol de hidrógeno, por lo que el exceso será de 2,5 mol de hidrógeno, que equivalen a:



$$2,5 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos H}}{1 \text{ molécula H}_2} = 3,01 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}$$

3 Dadas las siguientes sustancias: Cu, CaO, I_2 , indique razonadamente:

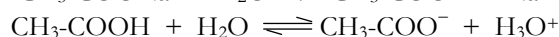
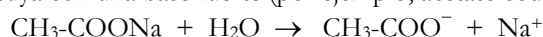
- Cuál conduce la electricidad en estado líquido pero es aislante en estado sólido.
- Cuál es un sólido que sublima fácilmente.
- Cuál es un sólido que no es frágil y se puede estirar en hilos o láminas.

- Ser conductor eléctrico de segunda especie (en estado líquido o en disolución) es característica de los compuestos iónicos, por tanto, se trata del óxido de calcio (CaO).
- Aquel con moléculas unidas por enlaces débiles como las fuerzas de Van der Waals, o sea, el yodo (I_2).
- Muchos metales se pueden hilar y laminar (ductilidad y maleabilidad) y además no son frágiles. Se trata, por tanto, del cobre (Cu).

4 Justifique, mediante las reacciones correspondientes, el comportamiento de una disolución amortiguadora formada por ácido acético y acetato de sodio, cuando se le añaden pequeñas cantidades de:

- Un ácido fuerte, como HCl.
- Una base fuerte, como KOH.

- Una disolución amortiguadora se puede formar a partir de una disolución de un ácido débil (por ejemplo, ácido acético) y una sal suya con una base fuerte (por ejemplo, acetato sódico):



Debido al efecto de ión común la disociación del ácido se retrograda, por lo que se puede considerar que todos los iones acetato existentes son los provenientes de la sal y podemos hacer la aproximación:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{-COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{-COOH}]} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{CH}_3\text{-COOH}]}{[\text{CH}_3\text{-COO}^-]} = K_a \frac{[\text{Ácido}]}{[\text{Sal}]} \Rightarrow \text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{Sal}]}{[\text{Ácido}]}$$

Al añadir a esta disolución pequeñas cantidades de HCl, aumenta la concentración de hidronios y el equilibrio anterior se desplaza a la izquierda consumiendo la cantidad aportada. Para desplazarse utiliza iones acetato de la sal: a estos iones se le llama reserva básica del tampón.

- b. Análogamente, si agregamos pequeñas cantidades de KOH, el equilibrio se desplaza hacia la derecha (hay mucho ácido sin disociar y a él se le llama reserva ácida del tampón) consumiendo, por reacción con los H_3O^+ , los OH^- añadidos. Así no variará prácticamente el pH de dicha disolución.

5 Se mezclan 200 g de hidróxido de sodio y 1000 g de agua resultando una disolución de densidad 1,2 g/mL. Calcule:

- a. La molaridad de la disolución y la concentración de la misma en tanto por ciento en masa.
b. El volumen de disolución acuosa de ácido sulfúrico 2 M que se necesita para neutralizar 20 mL de la disolución anterior.

Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1.

- a. El porcentaje en peso se puede calcular directamente:

$$\% \text{ masa de soluto} = \frac{200 \text{ g NaOH}}{1200 \text{ g disolución}} \cdot 100 = 16,7\%$$

Para la molaridad se calculan antes los moles de soluto a partir de la masa del mismo:

$$200 \text{ g NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 5 \text{ mol NaOH}$$

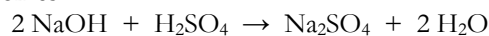
Con la masa de la disolución (1000 g + 200 g) y su densidad se calcula el volumen de la misma:

$$V = \frac{1200 \text{ g disolución}}{1,2 \text{ g/mL}} = 1000 \text{ mL disolución} = 1 \text{ L}$$

La molaridad será, pues:

$$M = \frac{5 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L disolución}} = 5 \text{ mol/L}$$

- b. La reacción de neutralización es:



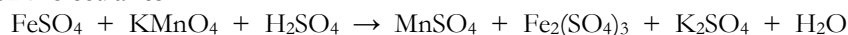
Se consumen 2 moles de sosa por cada uno de sulfúrico, por tanto:

$$0,02 \text{ L disol. NaOH} \cdot \frac{5 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L disol.}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ L disol. H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0,025 \text{ L disol. H}_2\text{SO}_4$$

6 El permanganato de potasio oxida al sulfato de hierro (II) en medio ácido sulfúrico, para dar sulfato de manganeso (II), sulfato de hierro (III), sulfato de potasio y agua.

- a. Ajuste la ecuación iónica y la molecular del proceso por el método del ión-electrón.
b. Calcule el volumen de una disolución de permanganato de potasio 0,2 M que se requiere para oxidar 40 mL de disolución de sulfato de hierro (II) 0,1 M.

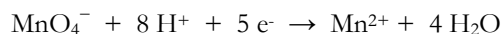
- a. La ecuación molecular es:



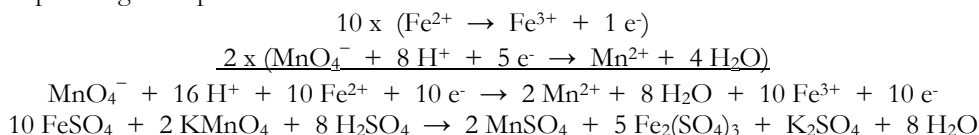
Se oxida el ión ferroso:



Se reduce el permanganato:



Para que los electrones intercambiados sean los mismos, bastaría con multiplicar la semireacción del ferroso por 5, pero como el hierro figura en la reacción ha de ser múltiplo de dos, se multiplica la del hierro por 10 y la del permanganato por 2:



- b. Basándose en la estequiometría averiguada:

$$0,04 \text{ L disolución FeSO}_4 \cdot \frac{0,1 \text{ mol FeSO}_4}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{2 \text{ mol KMnO}_4}{10 \text{ mol FeSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{0,2 \text{ mol KMnO}_4} =$$

$$0,004 \text{ L disolución de KMnO}_4 = 4 \text{ mL disolución de KMnO}_4$$