

OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- Formula o nombra los compuestos siguientes: a) Cromato de plata; b) Óxido de estaño (IV); c) But-1-eno; d) CaBr_2 ; e) $\text{Zn}(\text{OH})_2$; f) $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$.

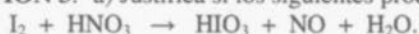
CUESTIÓN 2.- Expresa en moles las siguientes cantidades de dióxido de carbono:

- 11,2 L, medidos en condiciones normales.
- $6,023 \cdot 10^{22}$ moléculas.
- 25 L medidos a 27°C y 2 atmósferas.

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

Resultado: a) 0,5 moles; b) 0,1 mol; c) 2,046 moles.

CUESTIÓN 3.- a) Justifica si los siguientes procesos son redox: $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;

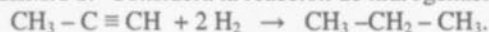


b) Escribe las semiecuaciones de oxidación y de reducción en el que proceda.

CUESTIÓN 4.- Justifica, mediante las ecuaciones correspondientes:

- Que le ocurre al equilibrio de hidrólisis que experimenta el NH_4Cl en disolución acuosa, cuando se añade NH_3 .
- El comportamiento anfótero de HCO_3^- en disolución acuosa.
- El carácter ácido o básico del NH_3 y SO_3^{2-} en disolución acuosa.

PROBLEMA 1.- Considera la reacción de hidrogenación del propino:



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

DATOS: $\Delta H_{\text{C}-\text{C}} = 347 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_{\text{C}=\text{C}} = 830 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_{\text{C}-\text{H}} = 415 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_{\text{H}-\text{H}} = 436 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$.

Resultado: a) $\Delta H_r^\circ = -305 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; b) 21.800 kJ.

PROBLEMA 2.- En un matraz de 20 L, a 25°C , se encuentran en equilibrio 2,14 moles de N_2O_4 y 0,50

moles de NO_2 según: $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$. K_c y K_p

- Calcula el valor de las constantes a esa temperatura.
- ¿Cuál es la concentración de NO_2 cuando se restablece el equilibrio después de introducir 2 moles adicionales de N_2O_4 , a la misma temperatura?

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

Resultado: a) $K_c = 5,84 \cdot 10^{-3}$; b) ~~$[\text{NO}_2] = 0,042 \text{ M}$~~

OPCIÓN B

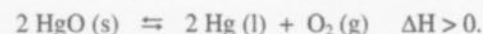
CUESTIÓN 1.- Formula o nombra los siguientes compuestos: a) Peróxido de hidrógeno; b) Hidrogenosulfato de cobre (II); c) 2,2,4-trimetilpentano; d) KClO_4 ; e) $\text{Fe}(\text{OH})_2$; f) $\text{CH}_3 - \text{COOH}$.

CUESTIÓN 2.- a) Dos átomos tienen las siguientes configuraciones electrónicas:

$1s^2 2s^2 2p^6$ y $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. La primera energía de ionización de uno es $2,080 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ y la del otro $496 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Asigna cada uno de estos valores a cada una de las configuraciones electrónicas y justifica la elección.

b) La segunda energía de ionización del átomo de helio ¿será mayor, menor o igual que la del átomo de hidrógeno? Razona la respuesta.

CUESTIÓN 3.- En un recipiente cerrado se establece el siguiente equilibrio:



- Escribe 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 aumenta la temperatura?

CUESTIÓN 4.- Dados los compuestos orgánicos; CH_3OH , $\text{CH}_3\text{CH} = \text{CH}_2$ y $\text{CH}_3\text{CH} = \text{CHCH}_3$, indica razonadamente:

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

PROBLEMA 1.- Se dispone de una disolución acuosa de hidróxido de bario de $\text{pH} = 12$. Calcula:

- 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.

DATOS: $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r(\text{Ba}) = 137$.

Resultado: a) 0,556 g de $\text{Ba}(\text{OH})_2$; b) $V = 32,5 \text{ mL}$.

PROBLEMA 2.- El cloruro de sodio reacciona con nitrato de plata precipitando totalmente cloruro de plata y obteniéndose además nitrato de sodio. Calcula:

- 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.
- Los gramos del reactivo en exceso.

DATOS: $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $A_r(\text{Na}) = 23 \text{ u}$; $A_r(\text{N}) = 14$; $A_r(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$; $A_r(\text{Ag}) = 108 \text{ u}$.

Resultado: a) 5,74 g AgCl ; b) 1,7 g de AgNO_3 .

Septiembre 2010
(Opción A)

1) a) Ag_2CrO_4 ; b) SnO_2 ; c) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$; d) bromuro de calcio;
e) hidróxido de zinc; f) propan-2-ol

2) a) Sabemos que un mol de cualquier gas medido en condiciones normales ocupa un volumen de 22,4 litros. Así pues:

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

b) Por el número de Avogadro sabemos que en 1 mol existen $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas; por lo tanto:

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

c) En este caso utilizaremos la ecuación de estado de los gases ideales

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

si sustituimos:

$$2 \text{ atm} \cdot 25 \text{ l} = n \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 300 \text{ K}$$

$$n = 2,03 \text{ moles de } \text{CO}_2$$

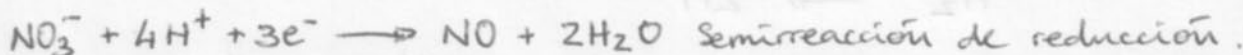
3) a) La reacción $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ no se trata de una reacción redox debido al hecho de que el estado de oxidación del carbono no varía.

Se trata de una reacción en la que se pone de manifiesto el carácter básico del ion HCO_3^- que capta un protón para producir H_2CO_3 que resulta inestable y se descompone en CO_2 y H_2O .

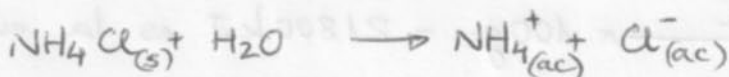
En la reacción $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ queda patente el carácter redox de la misma.

En ella se observa que el yodo se ha oxidado a HIO_3 y el ácido nítrico en cambio se reduce a NO .

b) Las semirreacciones redox son las siguientes:



4) a) El NH_4Cl en agua se hidroliza según el siguiente proceso:

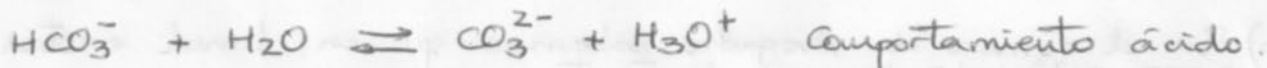


El carácter ácido del ion amonio hace que éste aporte un protón a la disolución:



Si añadimos amoníaco a la disolución, aplicando el principio de Le Chatelier, el equilibrio anterior se desplazará hacia la izquierda por verse aumentada la concentración de los productos.

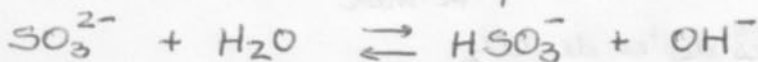
b) El ion HCO_3^- posee, efectivamente, un comportamiento anfótero ya que puede actuar como ácido o como base



c) El amoníaco es una base débil pues capta un protón cuando se encuentra en agua:



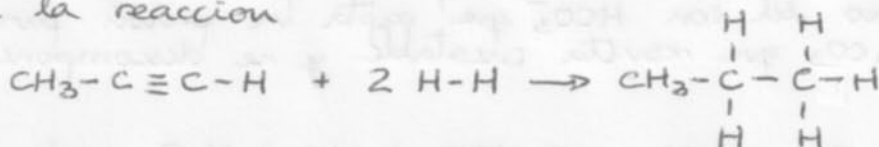
El ion sulfito también se comporta como una base:



5) a) Teniendo en cuenta que:

$$\Delta H = \sum (\text{Energías enlaces rotos}) - \sum (\text{Energías enlaces formados})$$

y que en la reacción



se rompen un enlace $\text{C}\equiv\text{C}$ y dos enlaces $\text{H}-\text{H}$ y se forman un enlace $\text{C}-\text{C}$ y cuatro enlaces $\text{C}-\text{H}$ tenemos:

$$\Delta H = (830 \text{ kJ} + 2 \times 436 \text{ kJ}) - (347 \text{ kJ} + 4 \times 415 \text{ kJ}) = -305 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

b) El proceso que se describe es el siguiente:



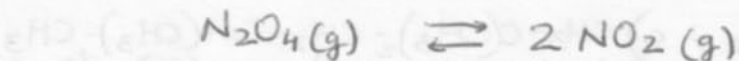
Vemos que aquí se rompe un enlace $\text{H}-\text{H}$ para el que se necesitan $436 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ en el caso de querer disociarlo.

Utilizando factores de conversión:

$$436 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \times \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ g}} \times 100 \text{ g} = 21800 \text{ kJ} \text{ es la energía}$$

necesaria para disociar completamente 100g de H_2 .

c) a) El valor de K_c para el equilibrio



viene dado por la expresión

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$$

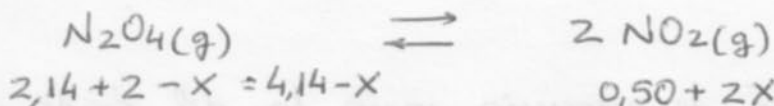
Si sustituimos por los valores conocidos:

$$K_c = \frac{\left(\frac{0,5 \text{ moles}}{20 \text{ l}}\right)^2}{\frac{2,14 \text{ moles}}{20 \text{ l}}} = 5,84 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} = 5,84 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot \left(0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}\right)^{2-1}$$

$$K_p = 0,143 \text{ atm}$$

b) Una vez restablecido el equilibrio éstas serán las cantidades de las sustancias que participan en la reacción:



Teniendo en cuenta que K_c permanece constante:

$$5,84 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} = \frac{\left(\frac{(0,50 + 2x) \text{ moles}}{20 \text{ l}}\right)^2}{\frac{(4,14 - x) \text{ moles}}{20 \text{ l}}}$$

Resolviendo la ecuación anterior obtenemos un valor para $x = 9,37 \cdot 10^{-2}$

$$\text{luego: } [\text{NO}_2] = \frac{(0,50 + 2 \times 9,37 \cdot 10^{-2}) \text{ moles}}{20 \text{ l}} = 3,44 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

Opción B

- 1) a) H_2O_2 ; b) $\text{Cu}(\text{HSO}_3)_2$; c) $\text{CH}_3-\text{C}(\text{CH}_3)_2-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_3$; d) perclorato de potasio; e) hidróxido de hierro(II); f) ácido etanoico

2) a) La energía de ionización mayor se asigna al elemento de configuración $1s^2 2s^2 2p^6$ teniendo en cuenta que el electrón que perdiera se encuentra en un nivel más próximo al núcleo que en el otro elemento y, por tanto, se encuentra más atraído por el núcleo. Por otro lado los orbitales p de dicho elemento se encuentran llenos confiriéndole una mayor estabilidad y resultando más difícil la eliminación de cualquiera de ellos.

b) Será mayor ya que el átomo de helio posee dos protones en su núcleo por lo que atraerá con más fuerza al electrón que debe eliminarse. El átomo de hidrógeno, con un solo protón, atraerá a su electrón con menor intensidad.

3) a)

$$K_c = [\text{O}_2]$$

Tanto la concentración de mercurio como la del óxido de mercurio(II) no aparecen en las constantes de equilibrio por ser constantes (coinciden con el valor de sus densidades).

Para K_p :

$$K_p = P_{\text{O}_2}$$

Aquí sólo aparece el O_2 ya que es la única especie gaseosa en el equilibrio.

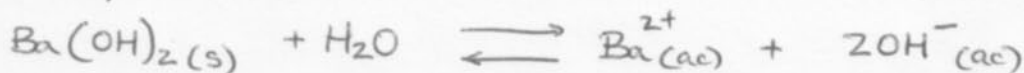
b) Si aumentamos la presión parcial de O_2 el equilibrio se desplazará hacia donde existe un menor número de moles en estado gaseoso, o sea, hacia la izquierda.

c) Por ser una reacción endotérmica, al aumentar la temperatura el equilibrio se desplazará hacia la derecha.

4)

Mismo ejercicio que ejercicio 4, opción B, junio 2009.

5) a) El hidróxido de bario se disuelve en agua según el siguiente equilibrio



Las concentraciones iónicas expresadas en función de la solubilidad del $\text{Ba}(\text{OH})_2$ son:

$$[\text{Ba}^{2+}] = s$$

$$[\text{OH}^{-}] = 2s$$

Como el pH de la disolución es conocido podremos calcular la concentración de los iones OH^{-} y, por consiguiente, la solubilidad del $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

$$pH + pOH = 14$$

luego

$$12 + pOH = 14 ; pOH = 14 - 12 = 2$$

$$[OH^-] = 2 \cdot 5 = 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Así pues la solubilidad del $Ba(OH)_2$ será:

$$S = \frac{10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{2} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Como tenemos 650 ml de disolución:

$$5 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0,650 \text{ L} \times \frac{171 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 0,556 \text{ g de } Ba(OH)_2$$

b) La reacción de neutralización que tendrá lugar es la siguiente:



Comprobamos que se necesitan dos moles de donro de hidrógeno para reaccionar con un mol de hidróxido de bario.

utilizando factores de conversión podremos calcular el volumen de HCl que necesitaremos:

$$0,556 \text{ g de } Ba(OH)_2 \times \frac{1 \text{ mol de } Ba(OH)_2}{171 \text{ g de } Ba(OH)_2} \times \frac{2 \text{ moles HCl}}{1 \text{ mol } Ba(OH)_2} \times \frac{1 \text{ L}}{0,2 \text{ mol HCl}} = 0,0325 \text{ L} = 32,5 \text{ ml.}$$

6) a) La reacción es la siguiente:



observamos que un mol de NaCl reacciona exactamente con un mol de $AgNO_3$.

Los moles iniciales de los reactivos son:

$$\text{Moles NaCl} = 100 \text{ ml} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ ml}} \times 0,4 \frac{\text{moles}}{\text{L}} = 0,04 \text{ moles de NaCl}$$

$$\text{Moles } AgNO_3 = 100 \text{ ml} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ ml}} \times 0,5 \frac{\text{moles}}{\text{L}} = 0,05 \text{ moles de } AgNO_3$$

Vemos que el NaCl es el reactivo limitante y de él se gastan 0,04 moles para dar 0,04 moles de AgCl.

$$\text{Por lo tanto, la masa } AgCl = 0,04 \text{ moles} \times \frac{143,5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 5,74 \text{ g de } AgCl$$

b) El reactivo en exceso es el AgNO_3 . $\text{H}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2$

Según la estequiometría de la reacción 0,04 moles de NaCl reaccionarán con 0,04 moles de AgNO_3 , con lo cual sobrarán

$$\text{Moles } \text{AgNO}_3 \text{ en exceso} = 0,05 \text{ moles} - 0,04 \text{ moles} = 0,01 \text{ moles}$$

$$\text{Masa } \text{AgNO}_3 \text{ en exceso} = 0,01 \text{ moles} \times \frac{170 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 1,7 \text{ g de } \text{AgNO}_3$$

$$1,7 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{170 \text{ g}} = 0,01 \text{ mol}$$

como tenemos 0,05 mol de AgNO_3 a disposición

$$0,05 \text{ mol} \times \frac{170 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 8,5 \text{ g de } \text{AgNO}_3$$

b) La reacción de neutralización que tendrá lugar es la siguiente:



Veremos que la reacción ha sido más de lo que se esperaba por lo que reaccionará con un mol de hidróxido de bario

aplicando factor de conversión primero calculamos el número de moles de HCl

$$0,556 \text{ g de } \text{Ba}(\text{OH})_2 \times \frac{1 \text{ mol de } \text{Ba}(\text{OH})_2}{171 \text{ g de } \text{Ba}(\text{OH})_2} \times \frac{2 \text{ moles HCl}}{1 \text{ mol de } \text{Ba}(\text{OH})_2} = 0,65 \text{ mol de HCl}$$

$$= 0,6556 \text{ mol} = 32,5 \text{ ml}$$

a) La reacción es la siguiente:



Veremos que un mol de NaCl reacciona exactamente con un mol de AgNO_3

los moles calculados de las reacciones son:

$$\text{Moles NaCl} = 100 \text{ ml} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ ml}} \times 0,1 \text{ moles/L} = 0,01 \text{ moles de NaCl}$$

$$\text{Moles } \text{AgNO}_3 = 100 \text{ ml} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ ml}} \times 0,2 \text{ moles/L} = 0,02 \text{ moles de } \text{AgNO}_3$$

Como se ve el NaCl es el reactivo limitante y se él se gastan 0,01 moles para dar 0,01 moles de AgCl

$$\text{Por lo tanto: la masa } \text{AgCl} = 0,01 \text{ moles} \times \frac{143,5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 1,435 \text{ g de } \text{AgCl}$$