

EBAU QUÍMICA: Junio-2019

Tiempo máximo de la prueba: 1h.30 min.

Opción A

1.- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:

A: $1s^2 2s^1$; B: $1s^2 2s^2 2p^5$; C: $1s^2 2s^2 2p^7 3s^2 3p^4$; D: $1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$; E:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 4s^1$

a) Indicar, razonadamente, qué configuraciones son imposibles y cuál representa un estado excitado.

Las configuraciones imposibles son la C y la D. La C, porque en un subnivel p (2p en este caso) el número máximo de electrones es 6, ya que hay tres orbitales p (valores de m_l -1, 0 ó 1) y en cada uno de estos orbitales sólo puede haber dos electrones, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli. La configuración de D no es posible, porque en el nivel 2 ($n = 2$) no hay orbitales d ($l = 2$) ya que los valores posibles de l para $n = 2$ son 0 y 1, orbitales s y p, respectivamente.

La configuración E se corresponde con un estado excitado. En el estado fundamental la distribución de electrones sería: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.

b) De las configuraciones posibles, indicar el grupo y nivel del elemento.

El periodo ocupado por un elemento queda determinado por el nivel energético más alto en el que ese átomo tiene electrones, mientras que el grupo queda determinado por la terminación de la configuración electrónica (s^1 , s^2 , d^1 , d^2 , ..., d^{10} , p^1 , ..., p^6 para los grupos 1, 2, 3, 4, ..., 12, 13, ..., 18).

A: $1s^2 2s^1$: Período 2, grupo 1.

B: $1s^2 2s^2 2p^5$: Período 2, grupo 17.

E, en su estado fundamental: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$: Período 3 grupo 13.

c) Para las configuraciones posibles, razonar, cuál será el ion más probable.

Para determinar los iones más probables de los elementos A, B y E, vamos a ver cuál es la forma más fácil de que adquieran una estructura electrónica de capa cerrada.

A si pierde un electrón, formará el ion A^+ , isoelectrónico con el helio. Su configuración electrónica queda: $A^+ : 1s^2$.

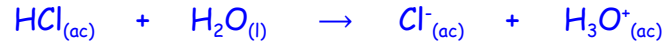
En el caso de B, éste átomo está a falta de un electrón para completar su capa de valencia, por lo que tenderá a ganar un electrón y formar el ión B^- , que es isoelectrónico con el gas noble del período 2 (neón). $B^- : 1s^2 2s^2 2p^6$.

Por último, E tiene 3 electrones en su capa de valencia. Será más fácil quitarle esos tres electrones que darle 5 para que adquiera una estructura electrónica de capa cerrada. Por lo tanto, E formará el ión E^{3+} , cuya configuración electrónica de ocho electrones en la capa de valencia es la misma que la del neón (gas noble del segundo período). $E^{3+} : 1s^2 2s^2 2p^6$.

Puntuación máxima por apartado: a) 1 punto; b) 0,75 puntos; c) 0,75 puntos

2.- En el laboratorio tenemos una botella que contiene una disolución acuosa de ácido clorhídrico de pH= 1,5.

a) Calcular la concentración del ácido.

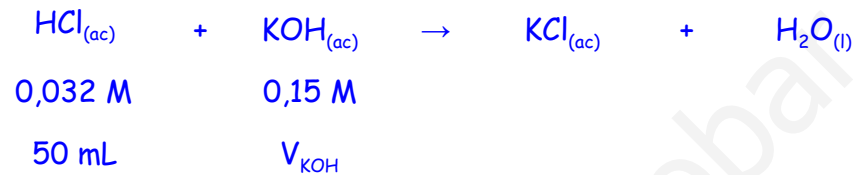


Como el ácido clorhídrico es un ácido fuerte está disociado por completo. Su concentración será igual a la concentración de iones oxonio.

$$C_{\text{HCl}} = [\text{H}_3\text{O}^{+}] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1,5} = 0,032 \text{ mol/L}$$

b) Si se quieren neutralizar 50 mL del ácido anterior con una disolución de hidróxido de potasio $0,15 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, calcular el volumen de disolución (en mL) de hidróxido de potasio que se necesita.

La reacción de neutralización del ácido clorhídrico con hidróxido de potasio es:



En el punto de equivalencia, dada la estequiometría de nuestra reacción de neutralización (ácido y base son monopróticos), el número de moles de ácido neutralizados será igual al número de moles de la base utilizados.

$$n_{\text{HCl}} = n_{\text{KOH}} \Rightarrow C_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}} = C_{\text{KOH}} \cdot V_{\text{KOH}} \Rightarrow V_{\text{KOH}} = \frac{C_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}}}{C_{\text{KOH}}} = \frac{0,032 \cdot 50}{0,15} = 10,7 \text{ mL}$$

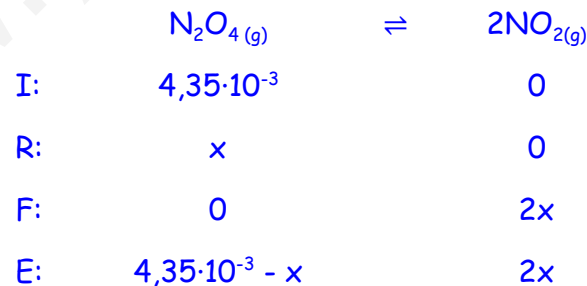
Puntuación máxima por apartado: a) 0,75 puntos; b) 1,25 puntos

3.- En un recipiente de 200 mL se colocan 0,40 g de tetraóxido de dinitrógeno (N_2O_4). Se cierra el recipiente y se calienta a 45°C , produciéndose la disociación del N_2O_4 en un 41,6%.

a) Calcular las constantes K_c y K_p para el equilibrio: $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{g})} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(\text{g})}$. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas (u): N = 14; O = 16. $V = 0,2 \text{ L}$; $m(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,40 \text{ g}$; $T = 45^\circ\text{C} = 318 \text{ K}$; 41,6% disociado.

$$M_{\text{N}_2\text{O}_4} = 2 \cdot A_{\text{N}} + 4 \cdot A_{\text{O}} = 2 \cdot 14 + 4 \cdot 16 = 92 \text{ g/mol}$$

$$n_0 \text{N}_2\text{O}_4 = \frac{m_{\text{N}_2\text{O}_4}}{M_{\text{N}_2\text{O}_4}} = \frac{0,40}{92} = 4,35 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$



$$x = 0,416 \cdot n_0 \text{N}_2\text{O}_4 = 0,416 \cdot 4,35 \cdot 10^{-3} = 1,81 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{N}_2\text{O}_4} = 4,35 \cdot 10^{-3} - 1,81 \cdot 10^{-3} = 2,54 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{NO}_2} = 2 \cdot x = 2 \cdot 1,81 \cdot 10^{-3} = 3,62 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[i] = \frac{n_i}{V} \Rightarrow K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{\left(\frac{n_{\text{NO}_2}}{V}\right)^2}{\frac{n_{\text{N}_2\text{O}_4}}{V}} = \frac{n_{\text{NO}_2}^2}{V \cdot n_{\text{N}_2\text{O}_4}} = \frac{(3,62 \cdot 10^{-3})^2}{0,2 \cdot 2,54 \cdot 10^{-3}} = 0,026$$

La relación entre las constantes de equilibrio K_c y K_p viene dada por:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$

En nuestro caso, la variación, según estequiometría, del número de moles en estado gas es 1 (tenemos dos moles de sustancias en estado gas en reactivos y 1 en productos). Sustituyendo:

$$K_p = 0,026 \cdot (0,082 \cdot 318)^1 = 0,67$$

- b) Justificar cómo cambiarán las concentraciones relativas de ambos compuestos si, a 45 °C, se aumenta la presión en el interior del recipiente.

De acuerdo con el principio de Le Chatelier, al aumentar la presión nuestro sistema intentará reducir esta magnitud para compensar la perturbación que hemos introducido en el sistema. Para ello debe reducirse el número de moles en estado gas, por lo que el sistema reaccionará en el sentido de formación de tetraóxido de dinitrógeno, es decir, hacia la formación de reactivos (hacia la izquierda).

- c) Justificar cómo tiene que variar la temperatura para que aumente la concentración de N_2O_4 , teniendo en cuenta que la reacción es endotérmica.

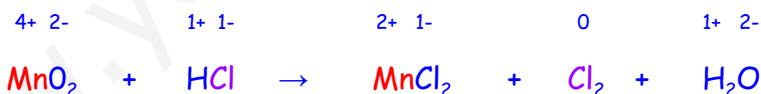
De acuerdo con la ley de Van't Hoff, un aumento de temperatura favorece la reacción endotérmica y una disminución de la temperatura la exotérmica. En base al principio de Le Chatelier, un aumento de temperatura el sistema lo contrarresta reaccionando en el sentido endotérmico, de esta forma se produce una absorción de energía en forma de calor que disminuye la temperatura del sistema hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio.

En nuestro caso, la formación de N_2O_4 supone que el sistema reaccione en sentido exotérmico, por lo que debemos disminuir la temperatura. Al reaccionar en sentido exotérmico, se desprende energía en forma de calor que vuelve a aumentar la temperatura para compensar el descenso que hemos provocado.

Puntuación máxima por apartado: a) 1 punto; b) 0,5 puntos; c) 0,5 puntos

4.- Para la siguiente reacción redox: $MnO_{2(s)} + HCl_{(ac)} \rightarrow MnCl_{2(ac)} + Cl_{2(g)} + H_2O_{(l)}$

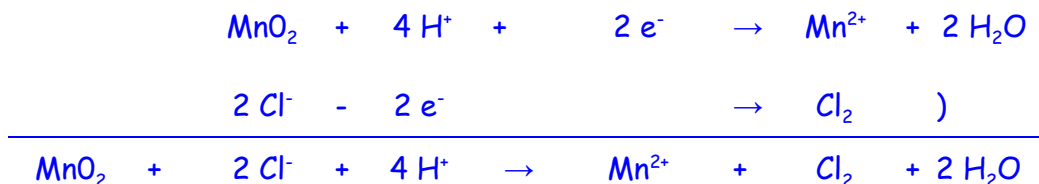
- a) Determinar la especie que se oxida y la que se reduce.



El anión cloruro, Cl^- , es el reductor, por lo que es la especie que se oxida, pasando el cloro de número de oxidación 1- a 0. La sustancia que se oxida es el ácido clorhídrico.

El dióxido de manganeso, oxidante, es la especie que se reduce, gana electrones, pasando de número de oxidación 4+ a 2+.

- b) Ajustar la ecuación por el método del ion-electrón.



Ahora debemos traspasar los coeficientes estequiométricos de la ecuación ajustada en forma iónica a la ecuación en forma molecular. Hay que tener en

cuenta que debe ajustarse el K_2SO_4 , ya que se trata de una especie espectadora.



- c) Calcular la masa (en gramos) de MnO_2 necesaria para producir 50 L de $Cl_{2(g)}$, medidos a 1,5 atm y 350 K. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas (u): Mn = 54,94; O = 16

$$V(Cl_2) = 50 \text{ L}; P = 1,5 \text{ atm}; T = 350 \text{ K.}$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, el número de moles de MnO_2 que reacciona es igual al de Cl_2 que se forma.

Como paso previo, debemos calcular la masa molar del dióxido de manganeso.

$$M_{MnO_2} = A_{Mn} + 2 \cdot A_O = 54,94 + 2 \cdot 16 = 86,94 \text{ g/mol}$$

$$m_{MnO_2} = n_{MnO_2} \cdot M_{MnO_2} = n_{Cl_2} \cdot M_{MnO_2} = \frac{P \cdot V_{Cl_2}}{R \cdot T} \cdot M_{MnO_2} \Rightarrow$$

$$m_{MnO_2} = \frac{1,5 \cdot 50}{0,082 \cdot 350} \cdot 86,94 = 227,2 \text{ g de } MnO_2$$

Como en otros casos, voy a resolverlo utilizando factores de conversión, por si os resulta más sencillo:

$$M_{MnO_2} = A_{Mn} + 2 \cdot A_O = 54,94 + 2 \cdot 16 = 86,94 \text{ g/mol}$$

$$n_{Cl_2} = \frac{P \cdot V_{Cl_2}}{R \cdot T} = \frac{1,5 \cdot 50}{0,082 \cdot 350} = 2,61 \text{ mol de } Cl_2$$

$$2,61 \text{ mol } Cl_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } MnO_2}{1 \text{ mol } Cl_2} \cdot \frac{86,94 \text{ g } MnO_2}{1 \text{ mol } MnO_2} = 227,2 \text{ g de } MnO_2$$

Puntuación máxima por apartado: a) 0,5 puntos; b) 0,75 puntos; c) 0,75 puntos

- 5.- Nombrar el compuesto que se obtiene mayoritariamente, e indicar el tipo de reacción que se produce:

- a) Al calentar $CH_3-CH_2-CH_2OH$ en presencia de ácido \rightarrow

Se trata de la reacción de deshidratación de alcoholes, una reacción de eliminación con la que se obtienen alquenos a partir de alcoholes. En este caso, el propan-1-ol dará como producto el propeno.

- b) $CH_3-CH_2-CH=CH_2 + H_2O \rightarrow$

En este caso tenemos la reacción contraria, adición de agua para formar un alcohol. En este tipo de reacciones se obtiene mezcla de alcoholes, ya que el grupo hidroxilo puede entrar en cualquiera de los dos carbonos del doble enlace. Estas reacciones son "regioselectivas" es decir se produce mayoritariamente el alcohol más sustituido, lo que se conoce como regla de Markovnikov. En nuestro caso, el but-1-eno dará una mezcla de butan-1-ol (minoritario) y **butan-2-ol** (nuestro producto mayoritario).

- c) $CH_3-COOH + CH_3OH \rightarrow$

Esta es una reacción de esterificación. La podemos clasificar como una reacción de sustitución, el grupo hidroxilo es sustituido por el grupo alcoxi del alcohol. Estas reacciones se conocen también con el nombre de condensaciones, ya que se produce pérdida de agua.

En nuestro ejemplo el ácido etanoico o ácido acético reacciona con el metanol para formar etanoato de metilo o acetato de metilo.

Puntuación máxima por apartado: a) 0,5 puntos; b) 0,5 puntos; c) 0,5 puntos

Opción B

1.- Dadas las moléculas BCl_3 y NH_3 :

a) Escribir la estructura de Lewis de ambas moléculas e indicar su geometría e hibridación según la Teoría de Repulsión de Pares Electrónicos de la Capa de Valencia (TRPECV).

b) Explicar la polaridad de las moléculas. Números atómicos (Z): H = 1; B = 5; N = 7; Cl = 17

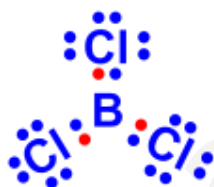
Realizamos los apartados a) y b) a la vez.

Tricloruro de boro: BCl_3 .

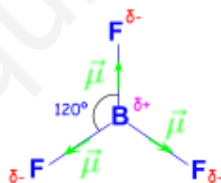
$\text{B} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^1$

$\text{Cl} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

El boro, con tres e^- en su capa de valencia, necesitaría 5 e^- para completar su nivel más externo. Cada átomo de cloro sólo necesita 1 e^- para adquirir una estructura electrónica de capa cerrada. Como sólo tenemos tres átomos de cloro, cada uno de estos compartirá un e^- con uno del boro. Como vemos, el boro no cumple la regla del octeto por defecto, ya que no tiene suficientes e^- para compartir con otros átomos:



El boro tiene tres pares de electrones en su capa de valencia. De acuerdo con la teoría RPECV, éstos se dirigen hacia los vértices de un triángulo equilátero. Como todos los pares son enlazantes, la molécula es triangular plana, con ángulos de enlace ClBCl de 120° .



Aunque los enlaces BCl son claramente polares por la diferencia de electronegatividad de los dos elementos, la geometría de la molécula hace que la molécula sea apolar, ya que la suma vectorial de los momentos dipolares de enlace da el vector nulo.

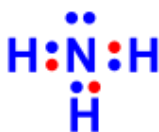
El boro presentará hibridación sp^2 en el tricloruro de boro, ya que al combinar un orbital s con dos orbitales p del mismo nivel se obtienen otros tres orbitales atómicos híbridos iguales, dirigidos hacia los vértices de un triángulo equilátero.

Amoníaco: NH_3 .

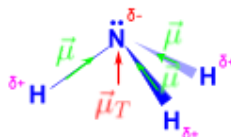
$\text{N} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^3$

$\text{H} \rightarrow 1s^1$

El nitrógeno, con cinco e^- en su capa de valencia, necesita 3 e^- para completar su nivel más externo, al mismo tiempo que cada átomo de hidrógeno sólo necesita 1 e^- para adquirir una estructura electrónica de capa cerrada. Si cada uno de los tres átomos de hidrógeno comparte un e^- con uno del nitrógeno, todos acabarán con la configuración electrónica de su capa de valencia completa:



El nitrógeno tiene cuatro pares de electrones en su capa de valencia. De acuerdo con la teoría RPECV, éstos se dirigen hacia los vértices de un tetraedro. Como tiene un par de electrones no enlazante, la molécula es piramidal de base triangular, con ángulos de enlace HNH próximo a los 109° .



Los enlaces N-H son polares, (el nitrógeno es más electronegativo que el hidrógeno). La geometría piramidal del amoniaco hace que la suma vectorial de los momento dipolares de enlace de un momento dipolar total distinto de cero. Por eso, la molécula de amoniaco es polar.

Esta geometría sólo puede explicarse con una hibridación sp^3 para el nitrógeno. La combinación del orbital 2s y los tres orbitales 2p del nitrógeno da lugar a cuatro orbitales híbridos iguales dirigidos hacia los vértices de un tetraedro.

c) Justificar, cuál de ellas presenta enlaces por puentes de hidrógeno.

Los enlaces por puente de hidrógeno se dan cuando en la molécula hay átomos de hidrógenos unidos a elementos muy electronegativos con pares de electrones no enlazantes y de pequeño tamaño como son el flúor, oxígeno y nitrógeno. Esta situación se da en el **amoniaco** (NH_3).

Puntuación máxima por apartado: a) 1,5 puntos; b) 0,50 puntos; c) 0,50 puntos

2.- Para la reacción $A + B \rightarrow C$ se obtuvieron los siguientes resultados:

Experimento	$[A]_0$ (mol·L ⁻¹)	$[B]_0$ (mol·L ⁻¹)	v_0 (mol·L ⁻¹ ·s ⁻¹)
1	0,20	0,20	X
2	0,40	0,20	2X
3	0,20	0,40	4X

a) Calcular el orden global de la reacción y escribir la ecuación de velocidad.

La ecuación de velocidad para esta reacción es $v = k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta$. Para determinar los valores de α y β vamos a comparar experimentos dos a dos, de tal forma que elegimos pares en que varía la concentración inicial de una de las especies y queda igual la de la otra especie: compararemos 1 y 2, y 1 y 3.

$$v_i = k \cdot [A]_i^\alpha \cdot [B]_i^\beta \quad \xrightarrow[\frac{v_i}{v_j}]{\text{comparando } i \text{ y } j} \quad \frac{v_i}{v_j} = \frac{k \cdot [A]_i^\alpha \cdot [B]_i^\beta}{k \cdot [A]_j^\alpha \cdot [B]_j^\beta} = \frac{[A]_i^\alpha \cdot [B]_i^\beta}{[A]_j^\alpha \cdot [B]_j^\beta}$$

Para empezar comparamos los experimentos 2 y 1. Como la concentración de B en ambos es la misma, se nos simplifica la ecuación, pudiendo determinar directamente α :

$$\frac{v_2}{v_1} \Rightarrow \frac{2 \cdot X}{X} = \frac{0,40^\alpha \cdot 0,20^\beta}{0,20^\alpha \cdot 0,20^\beta} \Rightarrow 2 = \left(\frac{0,40}{0,20}\right)^\alpha \Rightarrow 2 = 2^\alpha$$

$$\alpha = 1$$

Comparamos, ahora 3 y 1, para los que no hemos variado la concentración inicial de A:

$$\frac{v_3}{v_1} \Rightarrow \frac{4 \cdot X}{X} = \frac{0,20^\alpha \cdot 0,4^\beta}{0,20^\alpha \cdot 0,20^\beta} \Rightarrow 4 = \left(\frac{0,4}{0,20}\right)^\beta \Rightarrow 4 = 2^\beta$$

$$\beta = 2$$

La ley de velocidad es:

$$v = k \cdot [A] \cdot [B]^2$$

El orden global de reacción, suma de los órdenes parciales, es r:

$$n = \alpha + \beta = 1 + 2 = 3$$

b) Determinar el valor y las unidades de la constante de velocidad si $X = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

Si llamamos "x" a las unidades de k, como las unidades de velocidad y concentración son, respectivamente, $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ y $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$:

$$\frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} = x \cdot \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2 \Rightarrow \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} = x \cdot \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^3 \Rightarrow x = \frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2 \cdot \text{s}}$$

Con los datos de los experimentos calculamos el valor de k en cada caso. Siempre tenemos que tener en cuenta todos los experimentos, pues la medida no es exacta y debemos estimar el valor real, que sería el valor medio, así como desestimar algún experimento por tener una desviación muy grande de los otros resultados. A simple vista, por los cálculos realizados en el apartado anterior, podemos intuir que vamos a obtener el mismo valor para k en todos los experimentos:

$$k_i = \frac{v_i}{[A]_i \cdot [B]_i^2} \Rightarrow \left. \begin{array}{l} k_1 = \frac{1,5 \cdot 10^{-3}}{0,20 \cdot 0,20^2} = 0,1875 \\ k_2 = \frac{2 \cdot 1,5 \cdot 10^{-3}}{0,40 \cdot 0,20^2} = 0,1875 \\ k_3 = \frac{4 \cdot 1,5 \cdot 10^{-3}}{0,20 \cdot 0,40^2} = 0,1875 \end{array} \right\} \Rightarrow k = 0,1875 \frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2 \cdot \text{s}}$$

Puntuación máxima por apartado: 1 punto

3.- Para los siguientes iones y moléculas: 1) HS^- ; 2) NH_4^+ ; 3) HNO_3 ; 4) CO_3^{2-} ; 5) H_2PO_4^- .

a) Escribir la reacción de cada compuesto con el agua.

b) Al reaccionar con el agua, justificar de acuerdo a la teoría de Brönsted y Lowry, el carácter ácido, básico o anfótero de cada compuesto.

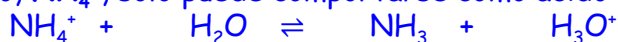
Realizamos los dos apartados a la vez.

De acuerdo con la teoría de Bronsted y Lowry, un ácido es toda sustancia capaz de ceder protones, y una base aquella sustancia capaz de aceptarlos. Lógicamente, de la propia definición se deduce que no puede haber un ácido si no hay una base a la que cederle el protón.

HS^- , anión hidrogenosulfuro, es anfótero, ya que puede aceptar protones, se comporta como base, o cederlos, tal y como podemos ver en los dos equilibrios correspondientes:



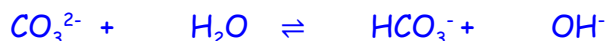
El ión amonio, NH_4^+ , sólo puede comportarse como ácido:



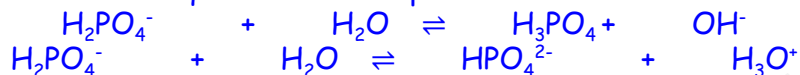
El ácido nítrico (hidroxidodioxidonitrogeno o hidrogeno(trioxidonitrato)), HNO_3 , actúa como ácido. Además es un ácido fuerte por lo que estará totalmente disociado:



El anión carbonato, CO_3^{2-} , actúa como base, captando un protón que le cede el agua:



El anión dihidrogenofosfato, H_2PO_4^- , es anfótero, ya que puede aceptar protones del agua, se comporta como base, o cedérselos al agua, tal y como podemos ver en los dos equilibrios correspondientes:

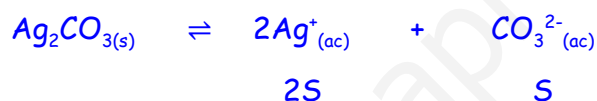


Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

4.- Sabiendo que la constante del producto de solubilidad (K_{ps}) del Ag_2CO_3 vale $8,5 \cdot 10^{-12}$, calcular la solubilidad del Ag_2CO_3 (expresada en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) a 25°C en cada una de las siguientes situaciones:

a) En agua pura.

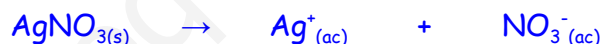
El equilibrio de solubilidad del carbonato de plata en agua es:



$$\begin{aligned} K_{ps} &= [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CO}_3^{2-}] \Rightarrow K_{ps} = (2 \cdot S)^2 \cdot S \Rightarrow K_{ps} = 4 \cdot S^3 \Rightarrow S = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} \\ S &= \sqrt[3]{\frac{8,5 \cdot 10^{-12}}{4}} = 1,29 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

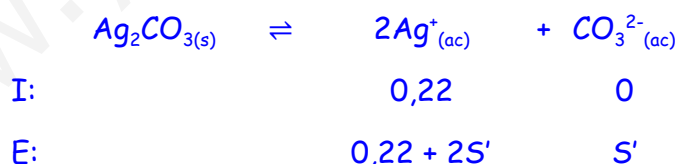
b) En presencia de una disolución de AgNO_3 $0,22 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

El nitrato de plata (trioxidonitrato de plata) es una sal soluble.



La concentración de ión plata será:

$$[\text{Ag}^+] = C_{\text{AgNO}_3} = 0,22 \text{ mol/L}$$



Por efecto ión común, la solubilidad disminuye. $2S'$ es despreciable frente a $0,22$, por lo que podemos decir que $[\text{Ag}^+] = 0,22 \text{ mol/L}$.

$$\begin{aligned} K_{ps} &= [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CO}_3^{2-}] \Rightarrow K_{ps} = 0,22^2 \cdot S' \Rightarrow S' = \frac{K_{ps}}{0,22^2} \Rightarrow \\ S' &= \frac{8,5 \cdot 10^{-12}}{0,22^2} = 1,76 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

c) En presencia de una disolución de Na_2CO_3 $0,22 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

El carbonato de sodio (trioxidocarbonato de disodio) es una sal soluble.



La concentración de anión carbonato será:

$$[CO_3^{2-}] = C_{Na_2CO_3} = 0,22 \text{ mol/L}$$



$$I: \quad \quad \quad 0 \quad \quad \quad 0,22$$

$$E: \quad \quad \quad 2S'' \quad \quad \quad 0,22 + S''$$

Por efecto ión común, la solubilidad disminuye. S'' es despreciable frente a 0,22, por lo que podemos decir que $[CO_3^{2-}] = 0,22 \text{ mol/L}$.

$$K_{ps} = [Ag^+]^2 \cdot [CO_3^{2-}] \Rightarrow K_{ps} = (2 \cdot S'')^2 \cdot 0,22 \Rightarrow K_{ps} = 0,88 \cdot S''^2 \Rightarrow S'' = \sqrt{\frac{K_{ps}}{0,88}}$$

$$S'' = \sqrt{\frac{8,5 \cdot 10^{-12}}{0,88}} = 3,11 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

d) Razonar cuál de las dos sustancias ($AgNO_3$ o Na_2CO_3) es más efectiva para reducir la solubilidad del Ag_2CO_3 .

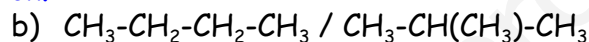
A partir de los resultados obtenidos en los apartados b) y c) se puede concluir que afecta más el nitrato de plata, lo que podemos justificar en base a que la presencia de ión plata (Ag^+) contribuye al producto de reacción con su concentración al cuadrado, mientras que el ión carbonato participa sólo con su valor.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos

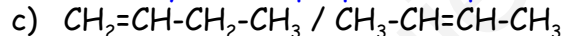
5.- Nombrar, indicando el tipo de isomería, los siguientes pares de compuestos:



Se trata del butanal y la butanona, respectivamente. Son isómeros de función.



El butano y el metilpropano, respectivamente, son isómeros de cadena.



El but-1-eno y el but-2-eno, respectivamente, son isómeros de posición.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos