

CUESTIÓN 1.- Razona sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) Un orbital puede estar ocupado por dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.
- b) El flúor es el elemento neutro más electronegativo de toda la tabla periódica.
- c) El átomo de rubidio neutro es más grande que el átomo de potasio neutro y más pequeño que el átomo de estroncio neutro.
- d) La energía de red del compuesto iónico KCl es más negativa que la energía de red del compuesto iónico KI.
- e) Las sustancias covalentes atómicas, como el diamante, presentan puntos de fusión muy elevados.

Solución:

a) Falsa. El número cuántico principal n toma en los átomos los números 1, 2, 3, etc. y el número cuántico orbital o del momento angular, l , toma los valores $n - 1$, lo que pone de manifiesto que es imposible que en un átomo, un orbital se encuentre ocupado por dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales. Además, iría contra el principio de exclusión de Pauli, que dice: “dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales”.

b) Verdadera. La electronegatividad mide la tendencia de un átomo a atraer hacia sí el par de electrones del doble enlace que lo une a otro átomo. Es una propiedad periódica que se incrementa al avanzar en los períodos de izquierda a derecha, va creciendo la carga nuclear y crece también la fuerza atractiva sobre los electrones más externos del átomo, los del enlace covalente, y disminuye al bajar en los grupos al alejarse los electrones más externos, los del enlace covalente y disminuir, por ello, la fuerza atractiva sobre dichos electrones. Luego, el flúor es el elemento de mayor electronegatividad al tener mayor capacidad de atracción del par de electrones del enlace covalente.

c) Falsa. El tamaño de los átomos, radio atómico, es también una propiedad periódica que disminuye al avanzar en un período de izquierda a derecha, crece la fuerza atractiva sobre los electrones más externos al crecer la carga nuclear y colocarse el electrón diferenciador en el mismo nivel energético, y crece al bajar en los grupos al disminuir la fuerza atractiva sobre los electrones más externos que se van situando en niveles energéticos cada vez más alejado del núcleo del átomo.

De lo expuesto se deduce que el átomo de rubidio es de mayor tamaño que el de potasio por encontrarse en el mismo grupo pero más abajo, y más grande que el estroncio por encontrarse en el mismo período pero más a la izquierda.

d) Verdadera. La energía de red o energía reticular es directamente proporcional a la carga de los iones que forman el compuesto, e inversamente proporcional al producto de los radios iónicos de dichos iones.

Como la carga de los iones; catión y anión, ambos compuestos es la misma pero no la distancia entre los núcleos de los iones, catión y anión, la energía de red es más negativa para el KCl que para el KI.

e) Verdadera. El diamante forma redes cristalinas en cuyos nudos hay átomos de carbono unidos por fuertes enlaces covalentes, lo que proporciona a la sustancia un punto de fusión muy elevado.

PROBLEMA 1.- a) Una muestra impura de 15 g de sulfuro de hierro (II) reacciona con un rendimiento del 100% con una disolución acuosa de ácido clorhídrico en exceso para dar lugar a una disolución de cloruro de hierro (II) y sulfuro de hidrógeno (gas). Si se recogen 2,75 L de sulfuro de hidrógeno a 272 K y 1 atm de presión, calcula la pureza de la muestra de sulfuro de hierro (II) inicial.

b) Calcula la masa de cloruro de hierro (II) resultante de la reacción del apartado a).

c) Indica el número de moles del reactivo en exceso que se consume en la reacción del apartado a).

DATOS: $A_r(\text{Fe}) = 55,8 \text{ u}$; $A_r(\text{S}) = 32 \text{ u}$; $A_r(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u (g/mol)}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Solución:

a) La reacción que se produce es: $\text{FeS} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{FeCl}_2$.

Si se recogen 2,75 L de sulfuro de hidrógeno, los moles correspondientes se determinan despejándolos de la ecuación de estado de los gases ideales, sustituyendo las variables por sus valores y

$$\text{operando: } n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 2,75 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 272 \text{ K}} = 0,12 \text{ moles.}$$

La estequiometría de la reacción indica que 1 mol de FeS produce 1 mol de H₂S, y como de H₂S se han obtenido 0,12 moles, ello indica que de FeS han reaccionado los mismos moles, a los que corresponden la masa: $m(\text{FeS}) = 0,12 \text{ moles} \cdot 87, \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 10,54 \text{ g}$,

Luego, la pureza de la muestra es: $\frac{10,54}{15} \cdot 100 = 70,27 \%$.

b) Como 1 mol de FeS produce 1 mol de FeCl₂, según pone de manifiesto la estequiometría de la reacción, al haber reaccionado 0,12 moles de FeS, se han producido los mismos moles de FeCl₂, a los que corresponden la masa: $m(\text{FeCl}_2) = 0,12 \text{ moles} \cdot 126,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 15,22 \text{ g}$.

c) La reacción indica que 1 mol de FeS reacciona con 2 moles de HCl, reactivo en exceso, y como de FeS se han consumido 0,12 moles, de HCl han reaccionado el doble, $2 \cdot 0,12 = 0,24 \text{ moles}$.

Resultado: a) Pureza del FeS = 70,27 %; b) Masa (FeCl₂) = 15,22 g; c) 0,24 moles de HCl.

PROBLEMA 2.- En un laboratorio se disponen de dos electrodos metálicos de aluminio y hierro, así como de dos disoluciones 1 M de FeCl₂ y AlCl₃.

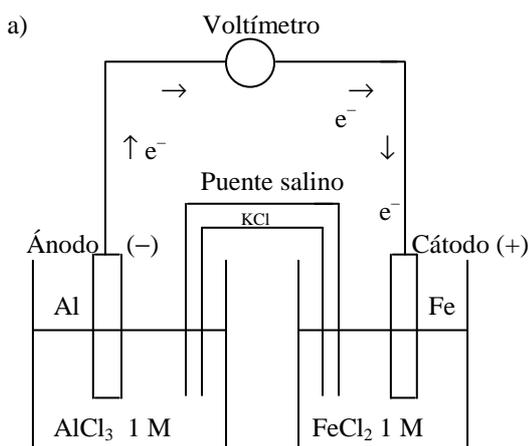
a) Dibuja el esquema de una pila que se podría construir a partir de dichos electrodos y disoluciones. Incluye los elementos necesarios (cables, voltímetro, puente iónico) e indica la dirección del flujo de electrones.

b) Ajusta la reacción según el método del ión-electrón y calcula la fuerza electromotriz o potencial estándar de la pila.

c) ¿Qué es la electrólisis?

DATOS: $E^\circ (\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$.

Solución:



b) Las semirreacciones de oxidación-reducción que se producen son:

Semirreacción de oxidación: $\text{Al} - 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}^{3+}$ $E^\circ = 1,66 \text{ V}$. (por ser una oxidación)

Semirreacción de reducción: $\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$. $E^\circ = -0,44 \text{ V}$.

Multiplicando la semirreacción de oxidación por 2 y la de reducción por 3 y sumándolas se eliminan los electrones u queda la reacción iónica ajustada:

$2 \text{Al} - 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Al}^{3+}$;

$3 \text{Fe}^{2+} + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Fe}$.

$2 \text{Al} + 3 \text{Fe}^{2+} \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 2 \text{Fe}$. $E^\circ_{\text{reacción}} = 1,66 \text{ V} - 0,44 \text{ V} = 1,22 \text{ V}$.

c) La electrólisis es el proceso por el que una reacción no espontánea se produce mediante la aplicación de una corriente eléctrica a través de un electrolito disuelto o fundido.

PROBLEMA 3.- La densidad del ácido clorhídrico concentrado comercial en disolución acuosa es de 1,18 g/mL y tiene una riqueza en peso de HCl del 35 % (m/m), es decir, 35 g de HCl por cada 100 g de disolución. Responde a las siguientes cuestiones:

a) Se desea preparar una disolución acuosa de 750 mL con una concentración 0,8 M de HCl. Calcula el volumen de HCl comercial necesario para preparar dicha disolución.

b) El HCl reacciona rápidamente con amoníaco (azano) en una reacción de neutralización ácido-base para dar lugar a cloruro de amonio (NH₄Cl). ¿Qué cantidad de HCl 0,8 M, en mL, es necesario para que reaccionen completamente 100 mL de una disolución de amoníaco (azano) 0,3 M? ¿Cuántos g de cloruro de amonio se producirán?

c) Sabiendo que el amoniaco o azano es una base débil, determina cualitativamente el carácter ácido, básico o neutro de la disolución resultante de cloruro de amonio del apartado b).
DATOS: $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$; $A_r(\text{N}) = 14 \text{ u}$ (g/mol).

Solución:

a) La concentración molar de 1 L de disolución del ácido HCl es:

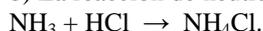
$$1,18 \frac{\text{g disolución}}{\text{mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{\text{L disolución}} \cdot \frac{35 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 11,32 \text{ M.}$$

Los moles contenidos en la disolución de HCl que se quiere preparar son:

$n(\text{HCl}) = M \cdot V = 0,8 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,750 \text{ L} = 0,6 \text{ moles}$, que son los moles que hay que tomar de la disolución de partida de HCl, los cuales se encuentran disueltos en el volumen:

$$V = \frac{\text{moles}}{\text{Molaridad}} = \frac{0,6 \text{ moles}}{11,32 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,053 \text{ L} = 53 \text{ mL.}$$

b) La reacción de neutralización que se produce entre el NH_3 y el HCl es:



Los moles de amoniaco que reaccionan son:

$n(\text{NH}_3) = M \cdot V = 0,3 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,03 \text{ moles}$, y al ser la estequiometría de la reacción 1 a 1, estos son también los moles de HCl que reaccionan, los cuales se encuentran disueltos en el volumen

de disolución: $V = \frac{\text{moles}}{\text{Molaridad}} = \frac{0,03 \text{ moles}}{0,8 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,0375 \text{ L} = 37,5 \text{ mL.}$

De NH_4Cl se producen los mismos moles que se consumen de ácido HCl, es decir, 0,03 moles, a los que corresponden la masa: $m(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,03 \text{ moles} \cdot 53,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 1,61 \text{ g.}$

c) La disolución resultante de cloruro de amonio presenta un carácter ácido debido a que el catión amonio, ácido conjugado relativamente fuerte de la base débil amoniaco, sufre hidrólisis según la ecuación: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$, y la formación de los iones oxonios, H_3O^+ , es la causa del carácter ácido que adquiere la disolución.

Resultado: V (HCl) = 53 mL; b) V (HCl) = 37,5 mL; masa (NH_4Cl) = 1,61 g; c) Carácter ácido.

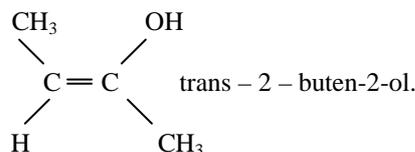
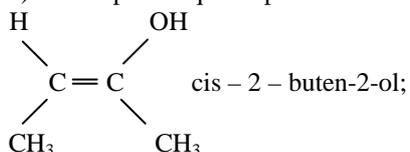
CUESTIÓN 2.- a) Pon un ejemplo de una molécula orgánica que presente isomería espacial cis-trans y que tenga una función alcohol.

b) Ponga un ejemplo de una molécula que presente isomería óptica y que tenga una función amina. Identifica el carbono asimétrico en dicha molécula.

c) Indica, con la fórmula desarrollada, cuatro de los isómeros de un compuesto orgánico con fórmula molecular $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ y nombra correctamente dichos compuestos.

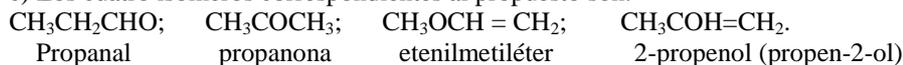
Solución:

a) El compuesto que se pide es:



b) Un isómero óptico es el compuesto que posee en su molécula un carbono asimétrico o quiral, un carbono unido a cuatro sustituyentes distintos. Un ejemplo de este compuesto isómero óptico es el $\text{CH}_3\text{-C}^*\text{H}(\text{NH}_2)\text{CH}_2\text{CH}_3$ 2-amino-butano.

c) Los cuatro isómeros correspondientes al propuesto son:



CUESTIÓN 3.- Ordena, razonadamente, las siguientes especies químicas:

a) En orden creciente de puntos de fusión: Cl_2 , H_2O , SiO_2 , CCl_4 ;

b) En orden creciente de polaridad de enlace: Cl-Cl , C-Cl , C-F ;

c) En orden decreciente de afinidad electrónica: Ar , Cl , F ;

d) En orden decreciente de radio iónico: N^{3-} , F^- , O^{2-} .

Solución:

a) Son sustancias covalentes con propiedades físicas distintas debido a la fortaleza del enlace que unen las moléculas. El SiO₂ es una sustancia covalente atómica que forma redes cristalinas en cuyos nudos hay átomos de carbono unidos por fuertes enlaces covalentes, lo que proporciona a la sustancia un punto de fusión muy elevado. El agua es también una sustancia con enlaces covalentes entre el oxígeno y los hidrógenos, y debido a la polarización de estos enlaces se unen entre ellas por puentes o enlaces de hidrógeno, siendo su punto de fusión alto, pero mucho menos que el del SiO₂; de las otras dos moléculas, ambas se unen por débiles fuerzas de dispersión de London, siendo el CCl₄ el que debido a ser de mayor tamaño, (mayor peso molecular), el que presenta mayor punto de fusión. Luego, el orden creciente de los puntos de fusión de estas sustancias es: Cl₂ < CCl₄ < H₂O < SiO₂.

b) La polarización de los enlaces covalentes se produce por la mayor tendencia de uno de los átomos de atraer, con mayor intensidad hacia él, el par de electrones del enlace que los une. En la molécula Cl — Cl, al ser los átomos del mismo elemento, el cloro, tienen la misma fuerza atractiva sobre el par de electrones del enlace que los une, por lo que la polarización de dicho enlace es muy pequeña. Para los otros dos enlaces C—Cl y C—F, al encontrarse el par de electrones más próximo al átomo de flúor que al de cloro, es más intensa la atracción de dicho par de electrones por el átomo de flúor que por el átomo de cloro, lo que hace que el enlace C—Cl se encuentre menos polarizado que el enlace C—F. Luego, el orden creciente de polarización del enlace es: Cl—Cl < C—Cl < C—F.

c) La afinidad electrónica es una propiedad periódica que crece al avanzar de izquierda a derecha en un período y disminuye al bajar en un grupo. El Ar es un gas noble que no tiene tendencia a ganar electrones para formar un anión estable, pues él mismo es un átomo estable. El flúor y el cloro se encuentran en el mismo grupo, pero el flúor más arriba que el cloro, por lo que posee una mayor tendencia a captar un electrón y conseguir configuración estable del gas noble siguiente, es decir, tiene mayor afinidad electrónica que el cloro. El orden decreciente de afinidad electrónica es: F > Cl > Ar.

d) Son aniones isoelectrónicos, misma configuración electrónica, y al encontrarse en el mismo período, sus radios son mayores que el de los átomos neutros, y al ser el anión N³⁻ el de menor carga nuclear, es el que proporciona menos fuerza atractiva a los electrones de su último nivel, siguiéndole el anión O²⁻ en proporcionar una fuerza atractiva núcleo-electrones más externos menor que el N³⁻, y es el anión F⁻ el que atrae a sus electrones más externos con menor fuerza atractiva, por lo que el orden decreciente del radio de los iones es: N³⁻ > O²⁻ > F⁻.

PROBLEMA 4.- La reacción directa de la especie A y la especie B para dar lugar a C es de primer orden con respecto a ambos reactivos. Cuando la concentración de A es 0,15 M y la de B 0,5 M, la velocidad de reacción es igual a $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

a) Determina el valor de la constante de velocidad de la reacción.

b) Calcula la velocidad de reacción cuando se duplican las concentraciones de A y B.

c) Al añadir un catalizador, la energía de activación se reduce y la constante de velocidad de la reacción directa catalizada pasa a ser el doble que en la reacción no catalizada. Determina la velocidad de reacción para las concentraciones: [A] = 0,15 M y [B] = 0,50 M.

d) Indica razonadamente como variará la velocidad de reacción si se disminuye la temperatura.

Solución:

a) La constante de velocidad se determina despejándola de la ecuación de la velocidad, sustituyendo valores y operando: $k = \frac{v}{[A] \cdot [B]} = \frac{2,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{0,15 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,5 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,033 \text{ moles}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$.

b) Duplicando la concentración de los reactivos A y B, la velocidad se incrementa:

$$v = k \cdot [2A] \cdot [2B] = 0,033 \text{ moles}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1} \cdot 0,3 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 1 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} = 9,9 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

c) Si la constante de velocidad se hace el doble, el valor de la velocidad es:

$$v = 2k \cdot [A] \cdot [B] = 0,066 \text{ moles}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1} \cdot 0,15 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,5 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

d) Un análisis de la ecuación de Arrhenius, $k = A \cdot e^{\frac{-E_a}{R \cdot T}}$, pone de manifiesto que un descenso de la temperatura hace que disminuya la potencia y también la constante de equilibrio, lo que provoca un descenso de la velocidad de reacción.

Resultado: a) $k = 0,033 \text{ moles}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$; b) $v = 9,9 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$; c) $v = 5 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$; d) Disminuye.

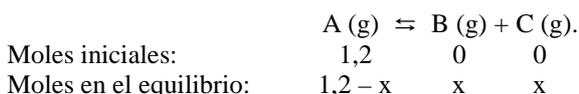
PROBLEMA 5.- La descomposición de un compuesto gaseoso A tiene lugar a alta temperatura según la reacción: $A(g) \rightleftharpoons B(g) + C(g)$. A 250°C la constante de equilibrio K_c es igual a 10. Si se introducen 1,2 moles de A en un matraz cerrado de 2 L y se deja al sistema que alcance el equilibrio:

- Calcula las concentraciones de todas las especies (A, B, C) en el equilibrio.
- Calcula la K_p y la presión total del sistema en el equilibrio.
- ¿Hacia donde se desplazará el equilibrio si el volumen del recipiente se reduce a la mitad?

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

Solución:

a) Suponiendo que se descomponen x moles de A, los moles de cada especie el inicio y en el equilibrio son:



La concentración de cada especie en el equilibrio es: $[A] = \frac{(1,2 - x) \text{ moles}}{2 \text{ L}} \text{ M};$

$[B] = [C] = \frac{x \text{ moles}}{2 \text{ L}} \text{ M}$, que llevadas a la constante de equilibrio K_c y resolviendo la ecuación de

segundo grado que aparece se tiene: $K_c = \frac{[B] \cdot [C]}{[A]} \Rightarrow 10 = \frac{\left(\frac{x}{2}\right)^2}{\frac{1,2 - x}{2}} = \frac{x^2}{2,4 - 2x} = x^2 + 20x - 24 = 0$, que

resuelta proporciona para x el valor: $x_1 = 1,136$ moles.

La concentración de cada sustancia en el equilibrio es: $[A] = \frac{(1,2 - 1,136) \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 0,032 \text{ M};$

$[B] = [C] = \frac{1,136 \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 0,568 \text{ M}.$

b) De la relación entre las presiones se determina la desconocida: $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$, siendo Δn la diferencia entre los moles gaseosos de los productos y reactivos, en este caso, $\Delta n = 2 - 1 = 1$. Luego, $K_p = 10 \cdot (0,082 \cdot 523)^1 = 428,86$.

Los moles totales en el equilibrio son $0,064 + 1,136 + 1,136 = 2,336$ moles, que llevados a la ecuación de estado de los gases ideales después de despejar la presión, sustituir las demás variables y operar, se obtiene para la presión total el valor: $P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{2,336 \cdot 0,082 \cdot 523}{2} = 50,1 \text{ atm}.$

c) Si el volumen se reduce a la mitad, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que aparece una menor cantidad de sustancia, menos moles, hacia la izquierda.

Resultado: $[A] = 0,032 \text{ M}; [B] = [C] = 0,568 \text{ M};$ b) $K_p = 428,86;$ c) **A la izquierda.**

PROBLEMA 6.- a) Se dispone de 10 mL de una disolución de nitrato de plata 0,1 M y de 10 mL de otra de cloruro de sodio 0,2 M. Sabiendo que el producto de solubilidad del cloruro de plata es $1,7 \cdot 10^{-10}$ a 25°C , determina si precipitará cloruro de plata al mezclar dichas disoluciones si los volúmenes son aditivos.

b) Calcula la solubilidad del cloruro de plata en agua (en g/L) a partir del producto de solubilidad a 25°C .

c) Indica las diferencias entre una disolución saturada, insaturada y sobresaturada.

DATOS: $A_r(\text{Ag}) = 108 \text{ u}; A_r(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u (g/mol)}.$

Solución:

a) Ambas sales se encuentran totalmente ionizadas en disolución.

Para conocer las concentraciones de los distintos iones en la disolución que se forma al mezclar ambas disoluciones, se determinan sus moles, se dividen por el volumen total de la nueva disolución y se

halla el producto iónico, que se compara con el producto de solubilidad dado; si Q es menor o igual que K_s no se producirá precipitación y si es mayor sí.

$$\text{Moles de AgNO}_3: n = M \cdot V = 0,1 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,010 \text{ L} = 0,001 \text{ moles de Ag}^+$$

$$\text{Moles de NaCl: } n' = M' \cdot V' = 0,2 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,010 \text{ L} = 0,002 \text{ moles de Cl}^-$$

El equilibrio de ionización del AgCl es: $\text{AgCl} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{Cl}^-$.

Las concentraciones de los iones Cl^- y Ag^+ en la nueva disolución son:

$$[\text{Cl}^-] = \frac{0,002 \text{ moles}}{0,020 \text{ L}} = 0,1 \text{ M}; \quad [\text{Ag}^+] = \frac{0,001 \text{ moles}}{0,020 \text{ L}} = 0,05 \text{ M}.$$

Sustituyendo las concentraciones en la expresión del producto iónico del AgCl y operando:

$Q = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = 0,05 \text{ M} \cdot 0,1 \text{ M} = 0,005 = 5 \cdot 10^{-3}$ que es mucho mayor que K_{ps} , lo que pone de manifiesto que se produce precipitación.

b) El equilibrio de ionización del AgCl es: $\text{AgCl} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{Cl}^-$.

De la estequiometría del equilibrio de solubilidad se deduce que, si la solubilidad de la sal en disolución es S moles $\cdot \text{L}^{-1}$, la solubilidad de los iones Ag^+ y Cl^- es S.

Del producto de solubilidad: $K_{ps} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = S \cdot S = S^2$, sustituyendo las variables conocidas por sus valores, despejando S y operando:

$$1,7 \cdot 10^{-10} = S^2 \Rightarrow S = \sqrt{1,7 \cdot 10^{-10}} = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}, \text{ que expresada en g} \cdot \text{L}^{-1} \text{ es:}$$

$$1,3 \cdot 10^{-5} \frac{\text{moles}}{\text{L}} \cdot \frac{143 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 1,86 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

c) Disolución saturada es la que tiene la máxima cantidad de soluto disuelta en una determinada cantidad de disolvente a cierta temperatura, mientras que la insaturada tiene menor cantidad de soluto que el que se puede disolver, y la sobresaturada tiene disuelto más cantidad de soluto que la que se puede disolver.

Resultado: a) Hay precipitación; b) $S = 1,86 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

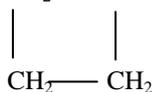
CUESTIÓN 4.- a) Escribe la fórmula semidesarrollada de los siguientes compuestos:

i) 3-metilpent-1-ino; ii) 1-metilciclobutano; iii) but-2-en-1-ol; iv) butanoato de etilo; v) 2-aminoetan-1-ol.

b) Indica, justificadamente, si los compuestos del apartado a) pueden presentar estereoisomería (isomería espacial), de tipo geométrica (cis-trans) u óptica.

Solución:

a) i) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{C}(\text{CH}_3)\text{C}\equiv\text{CH}$; ii) $\text{CH}_2\text{---CH---CH}_3$; iii) $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{OH}$;



iv) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOCH}_2\text{CH}_3$;

v) $\text{CH}_2\text{OHCH}_2\text{NH}_2$.

b) El compuesto iii) con un doble enlace presenta isomería cis-trans.

El compuesto i) presenta isomería óptica por tener un carbono quiral o asimétrico, el carbono tercero. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{C}^*(\text{CH}_3)\text{C}\equiv\text{CH}$.