

SOLUCIONES AL EXAMEN FINAL DE JUNIO DE QUÍMICA DE 2º DE BACHILLERATO

Iª Evaluación:

- *1º A) Indica las posibles combinaciones de números cuánticos para el electrón de valencia tanto del átomo de Li como del átomo de K. ¿Cuál de estos elementos será más electropositivo? ¿Por qué?
B) Ordena por tamaño creciente estos iones y átomos, justificadamente: O^{2-} , Al^{3+} ; Ne, K y Na^+ .

Ambos apartados de este ejercicio se basan en las propiedades derivadas de la periodicidad de la Tabla Periódica y las configuraciones de los elementos.

Para el **primer apartado**: tanto el Li como el K están situados en la primera columna de la tabla periódica y tienen por tanto configuración en su último nivel ns^1 . El Li pertenece al segundo periodo, así que este electrón está en el orbital 2s. El K, por su parte, está en el cuarto periodo, así que ese electrón de valencia está en el orbital 4s. Para los orbitales s el número cuántico l vale 0, así que tenemos que el número cuántico m debe valer también 0. Como para estos elementos el electrón permanece desapareado, su número cuántico de espín puede tomar cualquier valor de los dos posibles: $+1/2$ o $-1/2$. Con esto, tenemos que los valores pedidos de los números cuánticos serán:

Para el Li: $(2, 0, 0, +1/2)$ o bien $(2, 0, 0, -1/2)$.

Para el K: $(4, 0, 0, +1/2)$ o bien $(4, 0, 0, -1/2)$.

Por otra parte, la electronegatividad depende de la facilidad para retener electrones en un enlace covalente. Ambos elementos son poco proclives a formar enlace covalente porque perderán fácilmente el electrón de valencia (tienen baja energía de ionización). Pero el K pierde con más facilidad su electrón de valencia pues está en un nivel más alto y alejado del núcleo. Como la carga efectiva del núcleo sobre el electrón no aumenta significativamente con Z en un grupo pues la carga nuclear está muy apantallada por los electrones de las capas internas, completas, este electrón de valencia del K está menos retenido que el del Li (la energía eléctrica de ligadura es directamente proporcional a la carga efectiva del núcleo e inversamente proporcional a la distancia al cuadrado). Por ello, se deduce que el Li debe ser más electronegativo que el K. Y por consiguiente el K deberá ser más electropositivo (propiedad contraria a la electronegatividad).

En el **apartado B**, puede comprobarse que todos los átomos indicados, salvo K, tienen igual configuración electrónica: todos estos átomos indicados tienen 10 electrones:

$O (Z = 8) \rightarrow O^{2-} : 10 e.$

$Al (Z = 13) \rightarrow Al^{3+} : 10 e.$

$Ne (Z = 10) : 10 e.$

$Na (Z = 11) \rightarrow Na^+ : 10 e.$

Para átomos isoelectrónicos, el tamaño depende de la carga nuclear, pues a mayor Z más contraídas estarán las capas electrónicas hacia el núcleo. El orden creciente de tamaño sería el de Z decreciente, en una relación próxima a esta relación entre valores de Z (es de esperar que el tamaño del O^{2-} sea como $10/8$ del tamaño del Ne, es decir no mucho mayor: el radio de las órbitas de Bohr es inversamente proporcional a Z).

Para encontrar la relación con el átomo de K, la justificación es sencilla: En el segundo periodo, el tamaño disminuye desde el Li hasta el Ne, pero por otra parte el K tiene un tamaño mayor que el Li, pues tiene ocupadas más capas electrónicas para una carga efectiva no muy diferente.

Del este hecho, el tamaño debe cumplir $K > Li > Ne$, diferencias que ahora sí serán significativas. Combinando esta relación y la relación comentada antes para los átomos isoelectrónicos, se deduce que debe cumplirse que los tamaños pedidos, en orden creciente, será:



2º Contesta a los siguientes apartados:

- Enuncia el principio de exclusión de Pauli y analiza las consecuencias que se derivan del mismo.
- Enuncia el principio de indeterminación de Heisenberg e indica un ejemplo en que se manifieste en la estructura del átomo.
- Enuncia el principio de máxima multiplicidad de Hund y aplícalo para explicar la configuración electrónica en estado fundamental del átomo neutro de vanadio ($Z = 23$).

Las respuestas a este ejercicio son de conceptos teóricos que pueden encontrarse en cualquier texto. Brevemente:

El principio de exclusión de Pauli indica que dos electrones de un átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos correspondientes con iguales valores. Los tres primeros números cuánticos definen un orbital. Si dos electrones tienen estos tres números con iguales valores, deberán diferenciarse en el cuarto número cuántico, y como solo son posibles dos valores para el número cuántico de espín, esto significa que en un orbital solo puede haber como máximo dos electrones.

El principio de indeterminación de Heisenberg enuncia que para un electrón no pueden conocerse con absoluta precisión y simultáneamente los valores de posición y momento lineal (o energía y tiempo durante el que se mantiene esta energía). Esto deriva del comportamiento como onda de las partículas materiales, postulada por De Broglie. Como consecuencia de esto, un electrón que se encuentre en un orbital dado no puede tener una posición conocida, sino que solo podemos determinar una región donde *es probable* que se encuentre (orbital). Este principio impide conocer las órbitas como imaginaba Bohr.

El principio de máxima multiplicidad de Hund indica que al construir la estructura electrónica de un átomo y situar los electrones dentro de un subnivel (repartir los electrones en los distintos orbitales del subnivel) siempre se debe situar los primeros de forma que haya solo un electrón en cada orbital, y todos con igual valor del espín, mientras sea posible y hasta situar uno en cada uno de los orbitales disponibles. Solo entonces se situaría un segundo electrón en cada uno de los orbitales, hasta poner todos los electrones disponibles. De esta manera, debe quedar el máximo posible de orbitales con un solo electrón, y además con el mismo valor de espín.

Aplicando esto al átomo de vanadio, con configuración (no ordenada): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$, se ve que de los cinco orbitales 3d, solo hay 3 orbitales ocupados con un solo electrón en cada uno. En representación de cajas, tendremos para este subnivel: $\uparrow \uparrow \uparrow \square \square$.

3° A) Indica los postulados del modelo atómico de Bohr.

B) Define qué es un orbital atómico y el significado que tienen los números cuánticos referidos a él.

Este ejercicio es de contenidos teóricos que pueden encontrarse en cualquier texto. Brevemente:

El modelo atómico de Bohr se basa en varios postulados que son necesarios para poder justificar las propiedades que Bohr pretendía explicar (estabilidad del átomo y niveles de energía definidos que explicaban los espectros de emisión en líneas discretas). Los tres postulados que enunció Bohr son:

- Primer postulado: En un átomo, el electrón solo puede tener ciertos estados de movimiento permitidos, cada uno con una energía fija.
- Segundo postulado: Esos estados de movimiento son órbitas circulares de radio constante tales que se cumpla que el momento angular sea un múltiplo entero de $h/2\pi$, donde h es la constante de Planck. Es decir, debe cumplirse la relación: $m \cdot v \cdot r = n \cdot h/2\pi$.
- Tercer postulado: Un electrón puede pasar de una órbita a otra, de manera que absorbe o emite la diferencia de energía entre ambas órbitas en forma de radiación electromagnética: un fotón de energía:

$$E_{\text{fotón}} = h \cdot f = E_{\text{fin}} - E_{\text{inic}}$$

En la segunda parte del ejercicio, un orbital atómico, según el modelo mecanocuántico, es aquella región del espacio en la que existe una gran probabilidad (más del 90 %) de encontrar un electrón. Esta región viene dada por la solución a la ecuación de ondas de Schrödinger, cuya solución es la función de ondas, Ψ , que depende de tres números cuánticos, n , l y m , que pueden tomar los valores:

Para n cualquier valor entero desde 1 en adelante. Su valor indica el tamaño del orbital.

Para l cualquier valor entero desde 0 hasta n . Su valor indica la forma del orbital (por ejemplo, para $l = 0$ tiene forma esférica, para $l = 1$ forma dos lóbulos centrados en el núcleo y a lo largo de un eje, para $l = 2$ forma cuatro lóbulos centrados en el núcleo).

Para m cualquier valor entero desde $-l$ hasta $+l$, incluyendo el 0. Su valor indica la orientación espacial del orbital.

La probabilidad de encontrar un electrón en el orbital viene dada por el cuadrado del módulo de Ψ (es una función compleja).

*4° Indica razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- El Na y el O forman un enlace covalente polar.
- El cloro y el hidrógeno forman un enlace covalente apolar.
- El K y el I forman un enlace iónico.
- El metano (CH_4) presenta enlaces intermoleculares de hidrógeno.

Este ejercicio es de aplicación de la teoría, que puede encontrarse en cualquier texto.

La afirmación **a)** es falsa. El Na es un elemento muy electropositivo que pierde fácilmente el único electrón de valencia para formar el catión Na^+ , mientras que el O es un elemento muy electronegativo y puede captar electrones para formar el anión óxido, O^{2-} . Por ello, el enlace esperado entre ellos es un enlace iónico, no uno covalente.

La afirmación **b)** es falsa. El cloro es más electronegativo que el hidrógeno y en el enlace covalente que se forma, la molécula será polar porque el par de electrones de enlace estarán más retenidos por el cloro.

La afirmación **c)** es verdadera. El I es bastante electronegativo y puede aceptar un electrón para completar su capa de valencia (el átomo neutro tiene 7 electrones de valencia) mientras que el K es fácilmente ionizable y puede perder el único electrón de valencia formando el catión K^+ . Así, pueden formar una sustancia iónica en el proceso, formándose el ion K^+ y el electrón desprendido lo acapara el I formando el ion I^- .

La afirmación **d)** es falsa. Para que se produzca el enlace de hidrógeno, el elemento que se une al H debe ser muy electronegativo, y eso solo ocurre con el F, el O y el N. El C tiene una electronegatividad similar al H, así que no puede cumplir lo indicado en el enunciado.

*5° Escribe las estructuras de Lewis correspondientes a las especies químicas: CH_2Cl_2 , SF_2 y CS_2 , indica razonadamente la geometría de cada molécula y si esta es polar.

Las estructuras de Lewis de las sustancias indicadas, realizadas para que todos los átomos cumplan la regla del octeto, son:

CH_2Cl_2 : (el C tiene 4 electrones de valencia, el Cl tiene 7 electrones de valencia, el H solo 1 electrón de valencia)



SF_2 : (el S tiene 6 electrones de valencia, el F tiene 7 electrones de valencia)

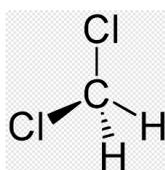


CS_2 : (el C tiene 4 electrones de valencia, el S tiene 6 electrones de valencia)



La geometría que puede deducirse de las distribuciones de los grupos de electrones alrededor del átomo central, y teniendo en cuenta si son grupos de enlace o solitarios, y utilizando la TRPECV, es:

Para el **CH_2Cl_2** , como hay 4 grupos de enlace, todos ellos formando enlaces, la geometría ha de ser tetraédrica:



La molécula ha de ser **polar** porque los enlaces Cl-C son más polares que los H-C (el Cl es más electronegativo que el H), y la suma vectorial de los momentos dipolares debe dar una resultante.

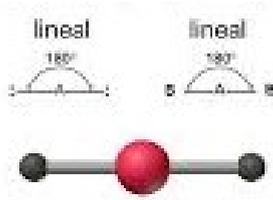
Para el **SF_2** , hay también 4 grupos de electrones, pero solo dos de ellos son de enlace y los otros dos son solitarios, así que, aunque los pares de electrones tienen geometría tetraédrica, la molécula ha de ser angular,

con un ángulo de enlace algo menor del tetraédrico de $109,5^\circ$ debido a la repulsión mayor entre los pares solitarios entre sí que para un par solitario y uno de enlace o entre los de enlace entre sí:



La molécula debe ser **polar** porque ambos enlaces son polares y forman un ángulo que hacen imposible que los momentos dipolares se anulen.

Para el **CS₂**, solo hay dos grupos de electrones en dos enlaces (dos enlaces dobles), así que la molécula ha de tener geometría lineal formando ambos enlaces un ángulo de 180° .



Esta molécula debe ser **apolar** porque, aunque los enlaces son polares, los momentos dipolares se anulan entre sí pues están orientados en sentidos contrarios.

6° Describe justificadamente cómo se forma el enlace metálico y las características de las sustancias metálicas.

Este ejercicio es también de contenidos teóricos que pueden encontrarse en cualquier texto.

Utilizando la teoría del mar de electrones, el enlace metálico se forma porque los átomos de los metales pierden fácilmente electrones de valencia (tienen una electronegatividad baja y una energía de ionización pequeña) de manera que los cationes metálicos son capaces de agruparse y formar una estructura iónica compacta situándose los electrones liberados entre estos cationes. La interacción electrostática entre cationes y electrones es superior a la repulsión entre cationes, lo que da estabilidad a la red metálica (cuantos más electrones libere el átomo metálico más interacciones atractivas habrá y por tanto más estable es la red). Los cationes se distribuyen lo más próximos que es posible, lo que origina redes compactas como la hexagonal compacta, la cúbica centrada en las caras (ambas con índice de coordinación 12) o la cúbica centrada en el cuerpo (índice de coordinación 8).

Los electrones libres pueden moverse fácilmente por la red cristalina, por lo que los metales son buenos conductores de la electricidad y del calor (la energía térmica la transmite los electrones). Son sólidos, aunque con temperaturas de fusión muy variables (el mercurio es el único metal que es líquido a temperatura ambiente, pero otros funden a menos de 100°C como el Ga, Na, K, Cs, otros como el Al a poco más de 600°C , el Fe a unos 1500°C y el W a unos 3500°C), esto es debido a la diferente estabilidad aportada por el número de electrones a la red cristalina y el tipo de red formado.

Los metales son dúctiles y maleables debido a que la red cristalina puede deformarse sin que se rompa ya que los cationes metálicos pueden deslizarse entre sí y reajustar su posición sin que surjan fuerzas repulsivas, especialmente bajo fuerzas de compresión (laminación).

Como son conductores, tienen un brillo metálico peculiar ya que las ondas electromagnéticas incidentes (luz) provocan una absorción y reemisión por parte de los electrones libres de una radiación similar a la radiación incidente.

Si la radiación tiene suficiente energía, puede aportar la energía para que un electrón se libere de la superficie del metal y sea emitido (efecto fotoeléctrico). Y si el metal se calienta lo suficiente, algunos de los electrones pueden tener energía cinética para escapar del metal (efecto termoiónico).

2ª Evaluación:

7º Describe los factores de los que depende la velocidad de una reacción y cómo afectan a dicha velocidad.

Esta es una pregunta de teoría que puede encontrarse en cualquier texto. Brevemente:

La velocidad de una reacción depende de los siguientes factores:

- **Naturaleza de los reactivos:** Cuando se cambia un reactivo por otro, un mismo tipo de reacción puede tener velocidades muy distintas pues cada reactivo tiene unas propiedades químicas diferentes. (El oro no se oxida en el aire, pero el hierro sí.)
- **Grado de división de los reactivos:** Es importante en el caso de los sólidos ya que solo pueden reaccionar las partículas de la superficie. La relación superficie/volumen aumenta con el grado de división ya que, para una misma masa de un sólido, la división en fragmentos cada vez menores, incrementa la superficie de contacto. (Un trozo de carbón arde más lentamente que la misma cantidad en polvo: de hecho, puede ser explosivo.) Cuando los reactivos están en fase gaseosa o en disolución, la reacción es mucho más rápida pues ya están en su grado máximo de división.
- **Concentración de los reactivos:** en gases o disoluciones, la mayor concentración implica que es más probable el encuentro entre las partículas de los reactivos pues hay más partículas de reactivos por unidad de volumen. (Un papel arde lentamente en el aire, pero de manera violenta en un recipiente con oxígeno puro.)
- **Temperatura:** como expresa numéricamente la relación de Arrhenius, al aumentar la temperatura, las partículas tienen una mayor energía cinética y por tanto en un choque efectivo es más probable que produzca la rotura de enlaces y formación de enlaces nuevos. (La energía necesaria para llegar a ese punto indicado se conoce como energía de activación)
- **Presencia de catalizadores:** La presencia de determinadas sustancias, que no intervienen en la estequiometría de la reacción porque no se consumen en el transcurso de esta, puede aumentar la velocidad porque el catalizador permite un mecanismo de reacción diferente (en el que el catalizador interviene, pero se regenera) con menor energía de activación, por lo que es más probable que las colisiones puedan producir la reacción.

*8º A) En una reacción dada por $A + 2 B \rightarrow C$, se observa que, a $75\text{ }^\circ\text{C}$, la velocidad de la reacción toma el valor $v = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ cuando $[A] = 0,1 \text{ M}$ y $[B] = 0,04 \text{ M}$. Cuando se repite el proceso con las concentraciones $[A] = 0,1 \text{ M}$ y $[B] = 0,02 \text{ M}$ la velocidad es de $v = 8 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$. Por otra parte, se observa que la velocidad no se modifica cuando se varía la concentración de A. Determina los órdenes parciales de la reacción y el orden global de la reacción, así como la constante de velocidad con sus unidades.

B) Si la reacción duplica el valor de su constante de velocidad cuando se realiza a $100\text{ }^\circ\text{C}$, determina el valor de la energía de activación.

En el apartado A, debemos deducir cómo es la ecuación cinética de la reacción, que responde a:

$$v = k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta$$

El propio enunciado dice que la velocidad de reacción no se modifica cuando se varía la concentración de A, eso significa que la velocidad no depende de $[A]$ y por tanto el orden de reacción del componente A vale 0: $\alpha = 0$.

Y, por otra parte, podemos comparar los dos conjuntos de datos que nos dan, dividiendo la ecuación del primer caso entre la del segundo:

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{k \cdot [A]_1^\alpha \cdot [B]_1^\beta}{k \cdot [A]_2^\alpha \cdot [B]_2^\beta} \Rightarrow \frac{3,2 \cdot 10^{-3}}{8 \cdot 10^{-4}} = \frac{0,04^\beta}{0,02^\beta} = \left(\frac{0,04}{0,02}\right)^\beta \Rightarrow 4 = 2^\beta \Rightarrow \beta = 2.$$

Con lo anterior, tenemos que el orden de reacción para el componente B vale $\beta = 2$ y por tanto el orden global de reacción es $\alpha + \beta = 0 + 2 = 2$.

Para encontrar el valor de k con sus unidades, sustituimos valores en uno de los conjuntos de datos:

$$3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = k \cdot (0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^0 \cdot (0,04 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 \Rightarrow k = \frac{3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{1 \cdot 1,6 \cdot 10^{-3} \cdot \text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}} \\ = 2 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}.$$

Para resolver la segunda parte, hay que utilizar la ecuación de Arrhenius que relaciona el valor de la constante con la temperatura:

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

Así que, si se divide ordenadamente las dos constantes de velocidad para las dos temperaturas indicadas, se tendrá (usando las unidades adecuadas para R, y recordando que una diferencia de temperaturas absolutas es igual que en la escala centígrada):

$$\frac{k_2}{k_1} = 2 = \frac{A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT_2}}}{A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT_1}}} = e^{\frac{-E_a}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)} \Rightarrow \ln 2 = \frac{E_a}{R} \cdot \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \Rightarrow$$

$$E_a = \frac{R \cdot \ln 2 \cdot T_1 \cdot T_2}{T_2 - T_1} = \frac{8,31 \cdot \ln 2 \cdot (273 + 75) \cdot (273 + 100)}{100 - 75} = 29910 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} = 29,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

La energía de activación siempre es positiva.

*9° Para el equilibrio a 125 °C: $2 \text{ A (g)} \leftrightarrow \text{B (g)}$, la constante K_p vale $0,66 \text{ atm}^{-1}$ y además $\Delta H^\circ > 0 \text{ kJ/mol}$. Calcula:

- El valor de la constante K_c a esta temperatura.
- La composición de la mezcla de gases en el equilibrio a 125 °C y una presión total de 0,5 atm.
- Justifica hacia dónde se desplazará el equilibrio si se duplica la presión en el sistema.
- Justifica hacia dónde se desplazará el equilibrio si se incrementa la temperatura.

La relación entre K_c y K_p es fácil de deducir aplicando la ecuación de los gases ideales:

$$K_c = \frac{[B]}{[A]^2} = \frac{\frac{n_B}{V}}{\left(\frac{n_A}{V}\right)^2} = \frac{\frac{P_B}{RT}}{\left(\frac{P_A}{RT}\right)^2} = \frac{P_B}{P_A^2} \cdot RT = K_p \cdot RT = 0,66 \cdot 0,082 \cdot (273 + 125) = 21,54.$$

Para deducir la composición de la mezcla en el equilibrio es necesario ver que se deben cumplir dos condiciones simultáneas relativas al número de moles, una en la que interviene la constante de equilibrio y otra que relaciona la presión total con el número total de moles, n . Por otra parte, no nos dan el volumen del recipiente y por tanto no podemos conocer el número de moles de cada componente, pero sí podemos calcular la fracción molar, χ :

$$K_p = \frac{P_B}{P_A^2} = \frac{\frac{n_B}{n} \cdot P}{\left(\frac{n_A}{n} \cdot P\right)^2} = \frac{\chi_B}{\chi_A^2} \cdot \frac{1}{P} = \frac{1 - \chi_A}{\chi_A^2} \cdot \frac{1}{P} = 0,66 \Rightarrow 1 - \chi_A = 0,66 \cdot 0,5 \cdot \chi_A^2$$

La ecuación cuadrática anterior puede solucionarse:

$$1 - \chi_A = 0,66 \cdot 0,5 \cdot \chi_A^2 \Rightarrow 0,33 \cdot \chi_A^2 + \chi_A - 1 = 0 \Rightarrow \chi_A = \frac{-1 + \sqrt{1^2 - 4 \cdot 0,33 \cdot (-1)}}{2 \cdot 0,33} = 0,793.$$

Y, por lo tanto, la fracción molar del otro componente será:

$$\chi_B = 1 - \chi_A = 1 - 0,793 = 0,207.$$

Si duplicamos la presión en el sistema, este evolucionará en el sentido de hacer disminuir la presión (como indica el principio de Le Chatellier) reduciendo el número total de moles, lo que significa que el equilibrio deberá desplazarse **a la derecha**, pues el número de moles de productos es menor que el de reactivos.

Si se incrementa la temperatura, el principio de Le Chatellier también indica que el sistema evolucionará intentando consumir energía térmica, desplazándose en el sentido de la reacción endotérmica. Según los datos del enunciado, el sentido endotérmico es precisamente **hacia la derecha**, hacia los productos.

10° A) En un recipiente de 10 L de capacidad, y a 180 °C de temperatura, tenemos en equilibrio 0,1 moles de H_2 , 0,25 mol de I_2 y 0,01 mol de HI. Determina el valor de la constante de equilibrio K_c , a esta temperatura, de la reacción:

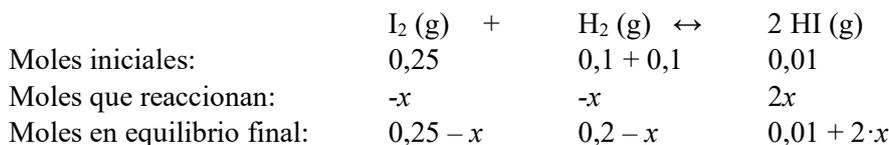


B) Determina la nueva composición en el equilibrio si se introducen 0,1 moles de H_2 en el recipiente.

En este ejercicio, lo primero y además inmediato es calcular el valor de K_c aplicando directamente la definición de esta constante de equilibrio, dado que nos dan todos los datos necesarios:

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[I_2] \cdot [H_2]} = \frac{\left(\frac{n_{HI}}{V}\right)^2}{\frac{n_{I_2}}{V} \cdot \frac{n_{H_2}}{V}} = \frac{n_{HI}^2}{n_{I_2} \cdot n_{H_2}} = \frac{0,01^2}{0,25 \cdot 0,1} = 4 \cdot 10^{-3}$$

Para la segunda parte, tenemos que plantear la situación del nuevo equilibrio y resolverlo con el valor antes deducido:



Hay que recordar que, en el cálculo de la constante, los volúmenes se anulan (como ha quedado patente en el cálculo detallado arriba), por lo que el valor de la constante es el mismo si se pone directamente el valor de los moles en lugar de las concentraciones. Planteando esto, tendremos la siguiente relación cuadrática:

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[I_2] \cdot [H_2]} = \frac{n_{HI}^2}{n_{I_2} \cdot n_{H_2}} = \frac{(0,01 + 2 \cdot x)^2}{(0,25 - x) \cdot (0,2 - x)} = \frac{10^{-4} + 0,04 \cdot x + 4 \cdot x^2}{0,05 - 0,45 \cdot x + x^2} = 4 \cdot 10^{-3} \Rightarrow$$

$$10^{-4} + 0,04 \cdot x + 4 \cdot x^2 = 2 \cdot 10^{-4} - 1,8 \cdot 10^{-3} \cdot x + 4 \cdot 10^{-3} \cdot x^2 \Rightarrow$$

$$3,996 \cdot x^2 + 0,0418 \cdot x - 10^{-4} = 0 \Rightarrow$$

$$x = \frac{-0,0418 + \sqrt{0,0418^2 - 4 \cdot 3,996 \cdot (-10^{-4})}}{2 \cdot 3,996} = \frac{-0,0418 + 0,05784}{7,992} = 2 \cdot 10^{-3}$$

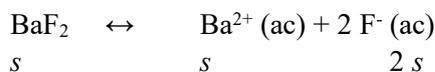
En el cálculo anterior solo se ha considerado la solución positiva ya que el equilibrio debe desplazarse hacia la izquierda, así que deben consumirse reactivos.

Con esto, la nueva composición en el equilibrio será: $0,25 - 2 \cdot 10^{-3} = 0,248$ mol de I_2 . $0,2 - 2 \cdot 10^{-3} = 0,198$ mol de H_2 . $0,01 + 2 \cdot 2 \cdot 10^{-3} = 0,014$ mol de H_2

*11° A) Determina la solubilidad, en g/L, del fluoruro de bario (BaF_2) en agua pura, conocido el valor de su producto de solubilidad: $K_s = 1,7 \cdot 10^{-6}$.

B) Determina qué masa de fluoruro de bario puede disolverse en 1 L de disolución que ya contiene $BaCl_2$ con concentración 0,1 M. Supón que el volumen de la disolución no varía durante el proceso.

En la parte **A**, debemos primero escribir el equilibrio de solubilidad y relacionar la solubilidad con el producto de solubilidad:



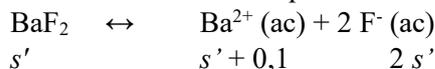
Con lo anterior, la relación indicada será:

$$K_s = [Ba^{2+}] \cdot [F^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4 \cdot s^3$$

Y despejando la solubilidad y expresándola en las unidades pedidas, tendremos:

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1,7 \cdot 10^{-6}}{4}} = 7,52 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1} = 7,52 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot \frac{(137,33 + 2 \cdot 19) \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 1,32 \text{ g} \cdot L^{-1}$$

En la parte **B** debemos considerar el efecto del ion común, ya que pretendemos disolver fluoruro de bario en una disolución que de inicio tiene 0,1 M de cationes bario. Así que tendremos el equilibrio de solubilidad:



Por el efecto del ion común, la nueva solubilidad, s' , debe ser menor que la solubilidad calculada arriba, y podemos suponer que es despreciable frente a 0,1 para el catión bario, así que podemos plantear el producto de solubilidad (que es una constante) como:

$$K_s = [Ba^{2+}] \cdot [F^-]^2 = (s' + 0,1) \cdot (2s')^2 \approx 0,1 \cdot 4 \cdot s'^2 \Rightarrow s' = \sqrt{\frac{K_s}{0,4}} = \sqrt{\frac{1,7 \cdot 10^{-6}}{0,4}} = 2,06 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

Esta solubilidad es suficientemente menor a 0,1 como para que la aproximación sea válida. Con esto, la masa que podemos disolver se calcula directamente, teniendo en cuenta que el volumen de la disolución viene dado y que la solubilidad no es sino la concentración molar del soluto en la disolución saturada:

$$m = n \cdot M = s' \cdot V \cdot M = 2,06 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot 1 L \cdot (137,33 + 2 \cdot 19) \text{ g/mol} = 0,361 \text{ g.}$$

Cantidad que es significativamente menor a la calculada en el apartado A.

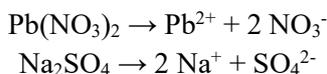
12° Justifica si se producirá un precipitado al mezclar las siguientes disoluciones acuosas de sales solubles (consulta la tabla de productos de solubilidad de la página 111 del texto), considerando los volúmenes aditivos:

- 50 mL de nitrato de plomo, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, 0,2 M y 50 mL de sulfato de sodio, Na_2SO_4 , 0,2 M.
- 100 mL de acetato de plomo, $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{-COO})_2$, 0,1 M y 100 mL de yoduro de amonio, NH_4I , 0,1 M.
- 50 mL de cloruro de sodio, NaCl , 0,05 M y 50 mL de nitrato de plomo, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, 0,05 M.

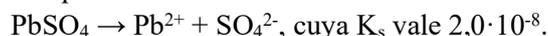
Como se mezclan en todos casos iguales volúmenes de disolución, las concentraciones de los iones en la mezcla final será la mitad de la concentración inicial. Lo que deberemos hacer es calcular el “producto” de solubilidad con las concentraciones dadas y ver si es mayor o menor que el producto de solubilidad real de esta sustancia. Si es mayor, la sustancia precipita, si es menor, puede permanecer en disolución.

Todas las disoluciones iniciales nos dicen que son solubles. Debemos ver qué otras sales pueden formarse por combinación de los iones indicados:

En el apartado **a)**, tenemos las disociaciones:



Como las sales de sodio son solubles y los nitratos también, la única sal que podría formarse, no soluble, será el sulfato de plomo, para la que el equilibrio de solubilidad será:

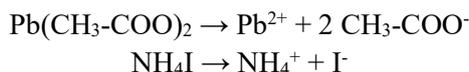


Con los datos del enunciado:

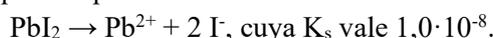
$$Q = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 0,1 \cdot 0,1 = 0,01.$$

Y como $Q > K_s$, **se deberá producir precipitado de sulfato de plomo.**

En el apartado **b)**, tenemos las disociaciones:



Como las sales de amonio son solubles y los acetatos también, la única sal que podría formarse, no soluble, será el yoduro de plomo, para la que el equilibrio de solubilidad será:

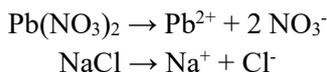


Con los datos del enunciado (ojo, la concentración de yoduro es 0,5 y el ajuste dado arriba, no debe tenerse en cuenta salvo para ver que la concentración del yoduro debe ir elevada al cuadrado):

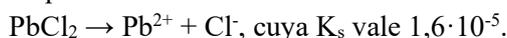
$$Q = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^2 = 0,05 \cdot (0,05)^2 = 1,25 \cdot 10^{-4}.$$

Y como $Q > K_s$, **se deberá producir precipitado de yoduro de plomo.**

En el apartado **c)**, tenemos las disociaciones:



Como las sales de sodio son solubles y los nitratos también, la única sal que podría formarse, no soluble, será el cloruro de plomo, para la que el equilibrio de solubilidad será:



Con los datos del enunciado:

$$Q = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 = 0,025 \cdot 0,025^2 = 1,56 \cdot 10^{-5}.$$

Y como $Q \approx K_s$, **esta sal no precipitará, pero estará cerca del equilibrio de solubilidad.**