Galicia. Examen PAU resuelto de Química. Junio 2019

OPCIÓN A

1.

1.1. Nombre los siguientes compuestos e identifique y nombre los grupos funcionales presentes en cada $CH_3-COO-CH_2-CH_3$, CH_3-NH_2, $CH_3-CH_2-CHOH-CH_3$, CH_3-CH_2-COOH.

1.2. Razone por qué el valor de la energía reticular (en valor absoluto) para el fluoruro de sodio es mayor que para el clorur de ellos tendrá mayor punto de fusión.

1.1. Nombramos los compuestos e identificamos los grupos funcionales:

$CH_3-COO-CH_2-CH_3$: etanoato de etilo o acetato de etilo.

Grupo funcional éster, $R_1-COO-R_2$.

CH_3-NH_2: metilamina.

Grupo funcional amina, $R-NH_2$.

$CH_3-CH_2-CHOH-CH_3$: 2-butanol o butan-2-ol.

Grupo funcional alcohol, $R_1-CHOH-R_2$.

CH_3-CH_2-COOH: ácido propanoico.

Grupo funcional ácido carboxílico, $R-COOH$.

1.2. La energía reticular se puede determinar a partir de la ecuación de Born-Landé:

$$U_R=-\frac{k\cdot Z_1\cdot Z_2\cdot e^2\cdot N_A\cdot A}{r}\cdot\left(1-\frac{1}{n}\right)$$

Donde:

- k: es la constante de la ley de Coulomb. Depende de donde se encuentren las cargas, en el vacío toma el valor de $9\cdot 10$
- Z_1 y Z_2: son el valor absoluto de las cargas del catión y del anión.
- e: es la carga del electrón que es de $1{,}6\cdot 10^{-19}\ C$.
- N_A: es el número de Avogadro, es decir, $6{,}022\cdot 10^{23}\ \acute{a}t\cdot mol^{-1}$.
- A: es la constante de Madelung, que es propia de cada cristal.
- r: distancia entre el núcleo del catión y del anión.
- n: constante de Bohr o factor de compresibilidad, también es propio de cada cristal.

A efectos prácticos de la cuestión, los factores que influyen son la carga de los iones y la distancia internuclear entre e los dos es la misma, tienen cationes y aniones con la misma carga:

$$NaF\longrightarrow Na^+ + F^- \quad ; \quad NaCl\longrightarrow Na^+ + Cl^-$$

La distancia entre el núcleo del catión y del anión depende del tamaño de ambos. Cuanto más radio tengan mayor será este caso sólo influyen los aniones puesto que los cationes también son iguales. Pero el anión cloruro es mayor que puesto que tiene ocupado un nivel electrónico más. Por lo tanto, la distancia es mayor en el caso del cloruro de sodio disminuya el valor del cociente al calcular la energía de red. Es decir, en valor absoluto, **el fluoruro de sodio tiene un reticular**.

Que el NaF tenga una mayor energía de red significa que tiene una mayor atracción entre sus iones, lo que hace que temperatura y más energía para poder romper esa atracción y deshacer la red. Así entonces **el fluoruro de sodio tamb punto de fusión que el cloruro de sodio**.

2.

2.1. Deduzca la hibridación del átomo central en la molécula de BeF_2.

2.2. La reacción $A+2B\longrightarrow C+2D$ es de primer orden con respecto a cada uno de los reactivos:

2.2.1. Escriba la expresión de la ecuación de velocidad de la reacción.

2.2.2. Indique el orden total de la reacción.

2.1. Lo primero vamos a hacer la estructura de Lewis del compuesto. Para eso primero calculamos los electrones de valencia los 3 átomos:

$$\left.\begin{array}{l} Be(Z=4) = 1s^2\ 2s^2 \quad \Rightarrow \quad 2\,e^-\ valencia \\ F(Z=9)\ = 1s^2\ 2s^2\ 2p^5 \Rightarrow \quad 7\,e^-\ valencia \end{array}\right\} \Rightarrow 1\cdot 2 + 2\cdot 7 = 16\,e^-$$

El berilio es un elemento que nunca cumple la regla del octete. Tiene dos electrones de valencia y los comparte, por lo qu su alrededor cuatro electrones. Sin embargo, el flúor si que la cumple y se rodeará de ocho electrones. En total se necesita

$1\cdot 4 + 2\cdot 8 = 20\,e^-$

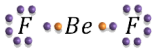
Si a los electrones que necesitamos le restamos los que tenemos, obtendremos los electrones de enlace:

$20 - 15 = 4\,e^-\ enlace \quad \Rightarrow \quad 2\ pares\ electrónicos\ enlace$

Y si a los electrones que tenemos le restamos los electrones de enlace, tendremos los electrones no enlazantes:

$16 - 4 = 12\,e^- \quad \Rightarrow \quad 6\ pares\ electrónicos\ no\ enlazantes$

Por lo tanto, la estructura de Lewis será:

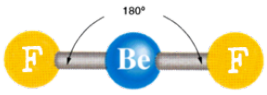


$\Longrightarrow \quad |\underline{F} - Be - \underline{F}|$

Como vemos el átomo central forma dos enlaces covalentes con cada uno de los átomos de flúor. Pero para eso ne electrones desapareados, por lo que promocionará uno de ellos al siguiente orbital vacío:

$Be(Z=4) = 1s^2\ 2s^2 \longrightarrow 1s^2\ 2s^1\ 2p^1$

La energía necesaria para promocionar este electrón se compensa con creces después al formarse los dos enlaces. Aho una hibridación de esos orbitales, **hibridación sp**, para que los enlaces que se formen estén lo más separados posible y h menores repulsiones. Así la molécula resultante tendrá geometría lineal:



2.2.

2.2.1. La ecuación de velocidad de una reacción será:

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

Siendo α y β el orden de cada uno de los reactivos. Este orden no tiene por qué coincidir con la estequiometría, este caso. Por lo tanto, la ecuación quedará:

$$v = k\cdot[A]^1\cdot[B]^1 \quad \Rightarrow \quad \boldsymbol{v = k\cdot[A]\cdot[B]}$$

2.2.2. El orden total de una reacción es la suma de los órdenes parciales de cada uno de los reactivos. En este caso será **2**

3. El $KMnO_4$ reacciona con hipoclorito de potasio, KClO, en medio ácido sulfúrico, formando $KClO_3$, $MnSO_4$ y agua.

3.1. Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.

3.2. ¿Qué volumen de una disolución que contiene 15,8 g de permanganato de potasio por litro reacciona completamente otra disolución que contiene 9,24 g de hipoclorito de potasio por litro?

3.1. La reacción que tenemos que ajustar es la siguiente:

$$KMnO_{4\,(ac)} + KClO_{(ac)} + H_2SO_{4\,(ac)} \longrightarrow KClO_{3\,(ac)} + MnSO_{4\,(ac)} + H_2O_{(l)}$$

Dividimos la reacción en dos semirreacciones, ajustamos y llegamos a la ecuación iónica:

s. de reducción: $\left(MnO_4^-{}_{(ac)} + 8\,H^+{}_{(ac)} + 5\,e^- \rightarrow Mn^{2+}{}_{(ac)} + 4\,H_2O_{(l)}\right)\times 4$

s. de oxidación: $\left(ClO^-{}_{(ac)} + 2\,H_2O_{(l)} \rightarrow ClO_3^-{}_{(ac)} + 4\,H^+{}_{(ac)} + 4\,e^-\right)\times 5$

R. global: $\boldsymbol{4MnO_4^-{}_{(ac)} + 12H^+{}_{(ac)} + 5ClO^-{}_{(ac)} \rightarrow 4Mn^{2+}{}_{(ac)} + 5ClO_3^-{}_{(ac)} + 6H_2O_{(l)}}$

Para escribir la ecuación molecular nos damos cuenta de que para ajustar el potasio se debe formar en los productos ot sulfato de potasio:

$$\boldsymbol{4KMnO_{4\,(ac)} + 6H_2SO_{4\,(ac)} + 5KClO_{(ac)} \rightarrow 4MnSO_{4\,(ac)} + 5KClO_{3\,(ac)} + 2K_2SO_{4\,(ac)} + 6H_2O_{(l)}}$$

3.2. Ponemos en la reacción ajustada los datos:

$$\boldsymbol{4KMnO_{4\,(ac)} + 6H_2SO_{4\,(ac)} + 5KClO_{(ac)} \rightarrow 4MnSO_{4\,(ac)} + 5KClO_{3\,(ac)} + 2K_2SO_{4\,(ac)} + 6H_2O_{(l)}}$$

15,8 g/L — 9,24 g/L
¿V? — 2,0 L

Calculamos los moles de hipoclorito potásico:

$M_r(KClO) = 39 + 35{,}5 + 16 = 90{,}5$

$$2{,}0\ L\ KClO\cdot\frac{9{,}24\ g\ KClO}{1\ L\ KClO}\cdot\frac{1\ mol\ KClO}{90{,}5\ g\ KClO} = 0{,}20\ moles\ KClO$$

Ahora a partir del ajuste de la reacción obtenemos los gramos de permanganato y a partir de ellos el volumen d necesitamos:

$M_r(KMnO_4) = 39 + 54{,}9 + 16\cdot 4 = 157{,}9$

$$0{,}20\ moles\ KClO\cdot\frac{4\ moles\ KMnO_4}{5\ moles\ KClO}\cdot\frac{157{,}9\ g\ KMnO_4}{1\ mol\ KMnO_4}\cdot\frac{1\ L\ KMnO_4}{15{,}8\ g\ KMnO_4} = \boldsymbol{1{,}63\ L\ disol.}$$

4. Una disolución 0,064 M de un ácido monoprótico (HA) tiene un pH de 3,86. Calcule:
4.1. La concentración de todas las especies presentes en la disolución y el grado de ionización del ácido.
4.2. El valor de la constante K_a del ácido y de la constante K_b de su base conjugada.

4.1. El equilibrio entre el ácido débil y sus iones en disolución será la siguiente:

	HA	$+ \; H_2O$	$\leftrightarrows$	H_3O^+	$+ \; A^-$
Concentración inicial:	$0{,}064$			0	0
Concentración que reacciona:	$-x$			x	x
Concentración en equilibrio:	$0{,}064 - x$			x	x

Calculamos la concentración de protones a partir del pH:

$$pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3{,}86} \Rightarrow [H_3O^+] = 1{,}38 \cdot 10^{-4} \; M$$

Como esa concentración es la que reacciona podemos calcular la concentración de todas las especies:

$$[H_3O^+] = [A^-] = x \;\; \Rightarrow \;\; \boldsymbol{[H_3O^+] = [A^-] = 1{,}38 \cdot 10^{-4} \; M}$$

$$[HA] = 0{,}064 - x = 0{,}064 - 1{,}38 \cdot 10^{-4} \;\; \Rightarrow \;\; \boldsymbol{[HA] = 6{,}39 \cdot 10^{-2} \; M}$$

La relación entre la concentración que reacciona y la inicial sabemos el grado de ionización del ácido:

$$\alpha = \frac{x}{C_0} = \frac{1{,}38 \cdot 10^{-4}}{0{,}064} \;\; \Rightarrow \;\; \boldsymbol{\alpha = 2{,}16 \cdot 10^{-3}} \;\; \Rightarrow \;\; \boldsymbol{0{,}22\%}$$

4.2. Substituyendo las concentraciones del apartado anterior en la expresión de la constante de acidez podemos calcular su va

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = \frac{1{,}38 \cdot 10^{-4} \cdot 1{,}38 \cdot 10^{-4}}{6{,}39 \cdot 10^{-2}} \;\; \Rightarrow \;\; \boldsymbol{K_a = 2{,}98 \cdot 10^{-7}}$$

Aunque no es necesario vamos a deducir la ecuación de donde calcularemos la constante de disociación de la base conjug escribimos el equilibrio de disociación de la misma y la constante:

$$A^- + H_2O \leftrightarrows HA + OH^- \quad ; \quad K_b = \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{A^-}$$

Si ahora multiplicamos la constante del ácido por la de la base vemos que se obtiene el producto iónico del agua:

$$K_a \cdot K_b = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]} \cdot \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{A^-} = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = K_w$$

De esta ecuación despejamos la constante de ionización de la base:

$$K_a \cdot K_b = K_w \;\; \Rightarrow \;\; K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{2{,}98 \cdot 10^{-7}} \;\; \Rightarrow \;\; \boldsymbol{K_b = 3{,}35 \cdot 10^{-8}}$$

5. En el laboratorio se mezclan 30 mL de una disolución 0,1 M de $Pb(NO_3)_2$ y 40 mL de una disolución 0,1 M de KI, obteniénd de un precipitado de PbI_2.

5.1. Escriba la reacción que tiene lugar y calcule el porcentaje de rendimiento de la misma.

5.2. Indique el material y el procedimiento que emplearía para separar el precipitado formado.

5.1. La reacción que tiene lugar es la siguiente:

$$\begin{array}{ccccc} Pb(NO_3)_{2\,(ac)} & + & 2\,KI_{(ac)} & \longrightarrow & \downarrow PbI_{2\,(s)} + \; 2\,KNO_{3\,(ac)} \\ 30\,mL & & 40\,mL & & 0{,}86\,g \\ 0{,}1\,M & & 0{,}1\,M & & \end{array}$$

Vamos a calcular cuál es el reactivo limitante, para eso primero calculamos los moles que tenemos de cada uno de los reac

$$M_{PbNO_3} = \frac{n_{PbNO_3}}{V\ disol.\,(L)} \Rightarrow n_{PbNO_3} = M \cdot V = 0{,}1 \cdot 0{,}030 = 3{,}0 \cdot 10^{-3}\ moles$$

$$M_{KI} = \frac{n_{KI}}{V\ disol.\,(L)} \Rightarrow n_{KI} = M \cdot V = 0{,}1 \cdot 0{,}040 = 4{,}0 \cdot 10^{-3}\ moles$$

A partir de los moles de uno de ellos, por ejemplo, del nitrato de plomo, calculamos los moles que necesitamos del otro yoduro potásico:

$$3{,}0 \cdot 10^{-3}\ moles\ PbNO_3 \cdot \frac{2\ moles\ KI}{1\ mol\ PbNO_3} = 6{,}0 \cdot 10^{-3}\ \ moles\ KI$$

El reactivo limitante es el yoduro de potasio, ya que, necesitamos más moles de los que tenemos. Pues bien, a partir d reactivo limitante, calculamos la cantidad de yoduro de plomo que se obtiene:

$M_r(PbI_2) = 207{,}2 + 2 \cdot 126{,}9 = 461$

$$4{,}0 \cdot 10^{-3}\ moles\ KI \cdot \frac{1\ mol\ PbI_2}{2\ moles\ KI} \cdot \frac{461\ g\ PbI_2}{1\ mol\ PbI_2} = 0{,}92\ g\ PbI_2$$

Sólo queda calcular el rendimiento:

$$\%\ Rendimiento = \frac{g.reales}{g.teóricos} \cdot 100 = \frac{0{,}86}{0{,}92} \cdot 100 \quad \Rightarrow \quad \mathbf{93{,}5\%}$$

5.2. El material necesario para llevar a cabo la práctica sería:

- Embudo Büchner
- Trompa de vacío
- Matraz Kitasato
- Soporte
- Vasos de precipitados
- Papel de filtro
- Probeta
- Disoluciones

El procedimiento sería:
Con una probeta medimos 30 mL de la disolución de nitrato de plomo y la echamos en un vaso de precipitados. Medimo la disolución de yoduro de potasio y lo añadimos al mismo vaso de precipitados de antes. En ese momento aparecerá u yoduro de plomo. Para ayudar a la precipitación se puede enfriar el vaso de precipitados o bien con hielo o bien ponié chorro de agua del grifo.
Se prepara el embudo Büchner, el matraz Kitasato y la trompa de vacío. Se coloca el papel de filtro en el embudo y filtra para separar el precipitado que nos quedará en el papel. Se deben recoger los restos que nos quedan en el vaso echando filtrando nuevamente. Se deja secar el precipitado y se pesa descontando la masa del papel de filtro.

OPCIÓN B

1.

1.1. Establezca la geometría de las moléculas BF_3 y NH_3 mediante la teoría de la repulsión de los pares de electron valencia (TRPEV).

1.2. Complete la siguiente reacción: $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH = CH_2 + Cl_2 \longrightarrow$ _____. Identifique el tipo de reacci compuestos orgánicos que participan en ella.

1.1. Empezamos por el **trifluoruro de boro**. La configuración electrónica de los átomos que forman parte de la molécula es:

$B(Z = 5) = 1s^2\ 2s^2\ 2p^1 \quad \Rightarrow \quad 3\ e^-\ valencia$

$F(Z = 9) = 1s^2\ 2s^2\ 2p^5 \quad \Rightarrow \quad 7\ e^-\ valencia$

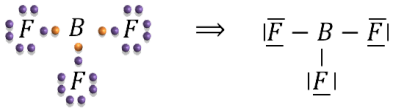
Si tenemos en cuenta que la molécula tiene 3 átomos de flúor, en total tendremos 24 electrones. Como lo que quieren completar la última capa necesitaríamos $6 + 3 \cdot 8 = 30$ electrones (el boro va a incumplir la regla del octete, va a compar y rodearse de 6). Si ahora restamos los electrones que necesitamos menos los que efectivamente tenemos obtendremos enlace:

$30 - 24 = 6\ e^-\ enlace \quad \Rightarrow \quad 3\ pares\ electrónicos\ enlace$

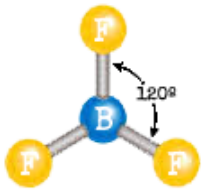
Ahora, si al número de electrones que tenemos le restamos los de enlace obtendremos los no enlazantes:

$24 - 6 = 18 \quad \Rightarrow \quad 9\ pares\ electrónicos\ no\ enlazantes$

Pues bien, sabiendo que tenemos 3 pares electrónicos enlazantes y 9 no enlazantes y que el átomo al que le faltan má completar la capa es el central, podemos hacer la estructura de Lewis.:



Como vemos, alrededor del átomo central hay tres pares de electrones enlazantes y ninguno antienlazante. Según la Te de los Pares Electrónicos de la Capa de Valencia (TRPECV), la geometría de la molécula será aquella que permita que tengan las menores repulsiones posibles, es decir, estén los más separados. En este caso esa geometría es la **triangular pla**



Hacemos ahora la estructura de Lewis del **amoníaco**. La configuración electrónica de los átomos que forman parte de la m

$N(Z = 7) = 1s^2\ 2s^2\ 2p^3 \quad \Rightarrow \quad 5\ e^-\ valencia$

$H(Z = 1) = 1s^1 \quad \Rightarrow \quad 1\ e^-\ valencia$

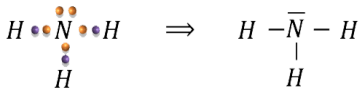
La molécula tiene 3 átomos de hidrógeno y uno de nitrógeno, en total tendremos 8 electrones. Como lo que quieren completar la última capa necesitaríamos $8 + 3 \cdot 2 = 14$ electrones (el hidrógeno va a incumplir la regla del octete, va a c electrón que tiene). Si ahora restamos los electrones que necesitamos menos los que efectivamente tenemos obtendrem de enlace:

$14 - 8 = 6\ e^-\ enlace \quad \Rightarrow \quad 3\ pares\ electrónicos\ enlace$

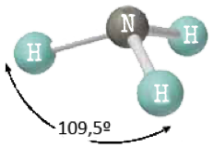
Ahora, si al número de electrones que tenemos le restamos los de enlace obtendremos los no enlazantes:

$8 - 6 = 2 \quad \Rightarrow \quad 1\ par\ electrónico\ no\ enlazante$

Pues bien, sabiendo que tenemos 3 pares electrónicos enlazantes y 1 no enlazantes y que el átomo al que le faltan má completar la capa es el central, podemos hacer la estructura de Lewis.:



Como vemos, alrededor del átomo central hay 3 pares de electrones enlazantes y 1 antienlazante. Según la Teoría de Repu Electrónicos de la Capa de Valencia (TRPECV), la geometría de los electrones será aquella que permita que tengan las me posibles en este caso, la tetraédrica. Pero como uno de los vértices de ese tetraedro no está ocupado por ningún átomo electrónico, la geometría molecular será **piramidal trigonal**.



1.2. La reacción propuesta **es una reacción de adición de un halógeno a un doble enlace**:

$$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH = CH_2 \ + \ Cl_2 \longrightarrow \ CH_3 - CH_2 - CH_2 - CHCl - CH_2Cl$$
$$1 - penteno\ o\ pent - 1 - eno \qquad\qquad 1{,}2 - dicloropentano$$

Rompe el enlace doble y cada átomo unido al mismo puede unirse a un nuevo átomo, en este caso, a un átomo de clor derivado halogenado.

2.

2.1. Razone por qué a 1 atm de presión y a 25 ^{0}C de temperatura, el H_2O es un líquido y el H_2S es un gas.

2.2. Dados los compuestos $BaCl_2$ y NO_2, nómbrelos y razone el tipo de enlace que presenta cada uno.

2.1. Tanto el agua como el sulfuro de hidrógeno son dos compuestos covalentes. Pero el agua tiene, como fuerzas intermolec hidrógeno, ya que tiene un átomo muy electronegativo, el oxígeno, y además hidrógenos. Mientras que el sulfuro de hi fuerzas de Van der Waals, dipolo-dipolo. El enlace de hidrógeno es una fuerza intermolecular más fuerte que las fuerzas d lo que provoca que sus moléculas estén más unidas y que a temperatura ambiente sea un líquido.

2.2. El primer compuesto es el cloruro de bario, que presenta un enlace iónico, al estar formado por dos átomos co electronegatividad, un metal y un no metal. El metal pierde electrones convirtiéndose en catión bario (Ba^{2+}) y el n convirtiéndose en anión cloruro (Cl^-).

El segundo es el dióxido de nitrógeno o óxido de nitrógeno (IV). Presenta un enlace covalente, porque en este caso electronegatividad es mucho menor, son dos no metales. El enlace se forma por compartición de electrones.

3. El cloro gas se puede obtener según la reacción: $4HCl_{(g)} + O_{2\,(g)} \leftrightarrows 2Cl_{2\,(g)} + 2H_2O_{(g)}$. Se introduce n 0,90 moles d de O_2 en un recipiente cerrado de 10 L en el que previamente se hizo el vacío. Se calienta la mezcla a 390 ^{0}C y, cuan equilibrio a esta temperatura, se observa la formación de 0,40 moles de Cl_2.

3.1. Calcule el valor de la constante K_c.

3.2. Calcule la presión parcial de cada componente en el equilibrio y a partir de ellas calcule el valor de K_p.

DATO: $K_a(HCN) = 5,8 \cdot 10^{-10}$

$R = 8,31\ J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$ ó $0,082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$

3.1. El equilibrio que se establece es el siguiente:

	$4\,HCl_{(g)}$	$+\ O_{2\,(g)}$	$\leftrightarrows\ 2\,Cl_{2\,(g)}$	$+\ 2\,H_2O_{(g)}$
moles iniciales:	0,90	1,2	–	–
moles que reaccionan:	$-4x$	$-x$	$2x$	$2x$
moles en equilibrio:	$0,90 - 4x$	$1,2 - x$	$2x$	$2x$

Como sabemos los moles de cloro que hay en el equilibrio, podemos calcular los moles de todas las especies:

$$n_{Cl_2} = 2x = 0,40 \quad \Rightarrow \quad x = 0,20$$

$$n_{H_2O} = 2x = 2 \cdot 0,20 \quad \Rightarrow \quad n_{H_2O} = 0,40$$

$$n_{HCl} = 0,90 - 4x = 0,90 - 4 \cdot 0,20 \quad \Rightarrow \quad n_{HCl} = 0,10$$

$$n_{O_2} = 1,2 - x = 1,2 - 0,20 \quad \Rightarrow \quad n_{O_2} = 1,00$$

Ahora planteamos la constante de equilibrio y calculamos el valor de la misma:

$$K_c = \frac{[Cl_2]^2 \cdot [H_2O]^2}{[HCl]^4 \cdot [O_2]} = \frac{\left(\frac{0,40}{10}\right)^2 \cdot \left(\frac{0,40}{10}\right)^2}{\left(\frac{0,10}{10}\right)^4 \cdot \frac{1,00}{10}} \quad \Rightarrow \quad \boldsymbol{K_c = 2\ 560}$$

3.2. Podemos calcular la presión parcial de cada componente con la ecuación de los gases ideales:

$$P_{HCl} \cdot V = n_{HCl} \cdot R \cdot T \quad \Rightarrow \quad P_{HCl} = \frac{n_{HCl} \cdot R \cdot T}{V}$$

$$P_{HCl} = \frac{0,10 \cdot 0,082 \cdot (390 + 273)}{10} \quad \Rightarrow \quad \boldsymbol{P_{HCl} = 0,54\ atm}$$

$$P_{O_2} \cdot V = n_{O_2} \cdot R \cdot T \quad \Rightarrow \quad P_{O_2} = \frac{n_{O_2} \cdot R \cdot T}{V}$$

$$P_{O_2} = \frac{1,00 \cdot 0,082 \cdot (390 + 273)}{10} \quad \Rightarrow \quad \boldsymbol{P_{O_2} = 5,44\ atm}$$

$$\left.\begin{array}{l} P_{Cl_2} \cdot V = n_{Cl_2} \cdot R \cdot T \\ P_{H_2O} \cdot V = n_{H_2O} \cdot R \cdot T \end{array}\right\} \Rightarrow P_{H_2O} = P_{Cl_2} = \frac{n_{H_2O} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{n_{Cl_2} \cdot R \cdot T}{V}$$

$$P_{H_2O} = P_{Cl_2} = \frac{0,40 \cdot 0,082 \cdot (390 + 273)}{10} \quad \Rightarrow \quad \boldsymbol{P_{H_2O} = P_{Cl_2} = 2,17\ atm}$$

Escribimos la constante de equilibrio de presiones y calculamos:

$$K_p = \frac{{P_{Cl_2}}^2 \cdot {P_{H_2O}}^2}{{P_{HCl}}^4 \cdot P_{O_2}} = \frac{2,17^2 \cdot 2,17^2}{0,54^4 \cdot 5,44} \quad \Rightarrow \quad \boldsymbol{K_p = 47,09}$$

4. A 25 ^{0}C el producto de solubilidad del $Ba(IO_3)_2$ es $6,5 \cdot 10^{-10}$. Calcule:

4.1. La solubilidad de la sal y las concentraciones molares de los iones yodato y bario.

4.2. La solubilidad de la citada sal, en g/L, en una disolución 0,1 M de KIO_3 a 25 ^{0}C considerando que esta sal se encu disociada.

4.1. El yodato de bario es una sal poco soluble. El equilibrio de solubilidad que se establece es el siguiente:

$$Ba(IO_3)_{2\,(s)} \leftrightarrows Ba^{2+}{}_{(ac)} + 2\,IO_3{}^-{}_{(ac)}$$
$$\qquad\qquad s \qquad\qquad\qquad 2s$$

La expresión de la constante de solubilidad sería:

$$K_{ps} = [Ba^{2+}] \cdot [IO_3{}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

Como nos dan el valor del producto de solubilidad, podemos calcular la solubilidad de la sal:

$$K_{ps} = 4s^3 \quad \Rightarrow \quad 6{,}5 \cdot 10^{-10} = 4s^3 \quad \Rightarrow \quad s = \sqrt[3]{\frac{6{,}5 \cdot 10^{-10}}{4}} \quad \Rightarrow \quad \boldsymbol{s = 5{,}5 \cdot 10^{-4}\ M}$$

Sabiendo la solubilidad, podemos calcular la concentración de los iones:

$$[\boldsymbol{Ba^{2+}}] = \boldsymbol{s = 5{,}5 \cdot 10^{-4}\ M}$$

$$[IO_3{}^-] = 2s = 2 \cdot 5{,}5 \cdot 10^{-4} \quad \Rightarrow \quad [\boldsymbol{IO_3{}^-}] = \boldsymbol{1{,}1 \cdot 10^{-3}\ M}$$

4.2. El yodato de potasio es una sal muy soluble. La concentración de sus iones en disolución va a ser, por lo tanto, la siguiente

$$KIO_{3\,(s)} \rightarrow K^+{}_{(aq)} + IO_3{}^-{}_{(aq)}$$
$$0{,}1\ M \qquad\qquad 0{,}1\ M \qquad\qquad 0{,}1M$$

Si ahora disolvemos el yodato de bario en una disolución de yodato de potasio, vemos que la concentración de yodato va la concentración que aporte cada una de las sales. Esto es debido a que tienen un ion común. Para calcular la nueva solu de bario basta con ir otra vez a la expresión del producto de solubilidad y tener en cuenta esto que comentamos:

$$K_{ps} = [Ba^{2+}] \cdot [IO_3{}^-]^2 = s' \cdot (2s' + 0{,}1)^2$$

La nueva solubilidad, 2s', es despreciable frente a 0,1:

$$K_{ps} = 0{,}1^2 \cdot s' \quad \Rightarrow \quad s' = \frac{K_{ps}}{0{,}1^2} = \frac{6{,}5 \cdot 10^{-10}}{0{,}1^2} \quad \Rightarrow \quad s' = 6{,}5 \cdot 10^{-8}\ mol/L$$

$M_r[Ba(IO_3)_2] = 137{,}3 + 126{,}9 \cdot 2 + 16 \cdot 6 = 487{,}1$

$$6{,}5 \cdot 10^{-8}\ \frac{mol}{L} \cdot \frac{487{,}1\ g}{1\ mol} = \boldsymbol{3{,}2 \cdot 10^{-5}\ g/L}$$

5.

5.1. Haga un esquema indicando el material y los reactivos que se necesitan para construir en el laboratorio la pila que ti notación:

$$Fe(s)\,|\,Fe^{2+}(ac,1M)\,\|\,Cu^{2+}(ac,1M)\,|\,Cu(s)$$

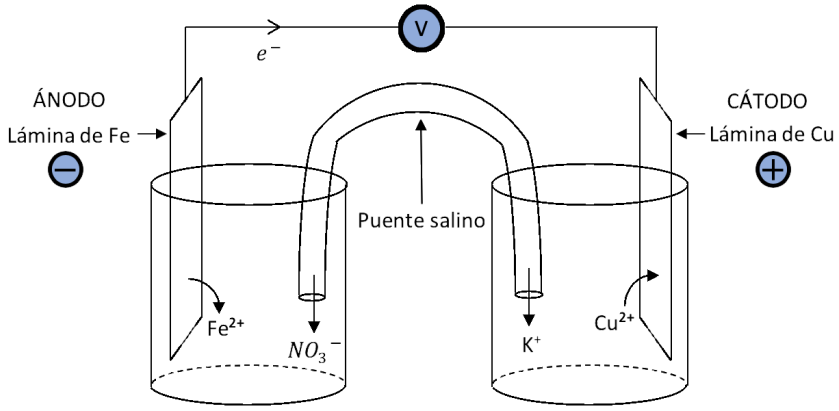
5.2. Escriba las semirreacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo e indique sus polaridades. Escriba global y calcule la fuerza electromotriz de la pila.

DATOS: $E^0(Fe^{2+}/Fe) = -0,44\ V$; $E^0(Cu^{2+}/Cu) = +0,34\ V$

5.1. El material y reactivos necesarios para la práctica son:

- Electrodos de Fe y de Cu
- Hilo conductor
- Tubo de vidrio en U
- Algodón
- 2 vasos de precipitados
- Papel indicador universal
- Voltímetro/amperímetro
- Disolución de KNO_3 (puente salino)
- Disolución de Fe^{2+}
- Disolución de Cu^{2+}

El montaje de la pila sería el siguiente:



5.2. Recordando que en el ánodo de una pila galvánica ocurre la oxidación y en el cátodo ocurre la reducción, las reacci en cada electrodo son:

Ánodo (−)(oxidación): $Fe_{(s)} \rightarrow Fe^{+2}{}_{(ac)} + 2\,e^-$ $\quad E^0 = +0{,}44\ V$

Cátodo (+)(reducción): $Cu^{2+}{}_{(ac)} + 2\,e^- \rightarrow Cu_{(s)}$ $\quad E^0 = +0{,}34\ V$

$$\boldsymbol{Fe_{(s)} + Cu^{2+}{}_{(ac)} \rightarrow Fe^{2+}{}_{(ac)} + Cu_{(s)} \quad E^0 = +0,78\ V}$$