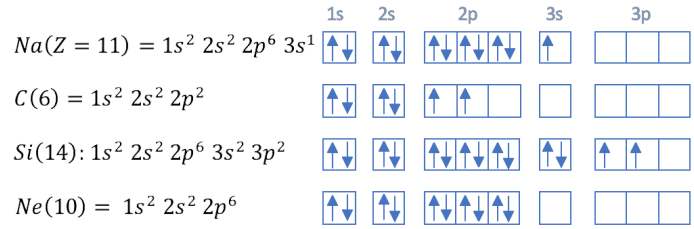
Galicia. Examen PAU resuelto de Química. Julio 2019

OPCIÓN A

1. Dados los elementos Na, C, Si y Ne, y justificando las respuestas:
1.1. Indique el número de electrones desapareados que presenta cada uno en el estado fundamental.
1.2. Ordénelos de menor a mayor primer potencial de ionización.

1.1. Para responder haremos la configuración electrónica de cada uno y representaremos los últimos electrones en cajas:



Como vemos el sodio (Na) tiene 1 electrón desapareado, el carbono (C) 2, el silicio (Si) 2 y el neón (Ne) ninguno.

1.2. El potencial de ionización es la energía mínima necesaria para que un átomo neutro de un elemento X, en fundamental, ceda un electrón de su nivel más externo y se convierta en un ión positivo X^+, también en estado gaseoso y f

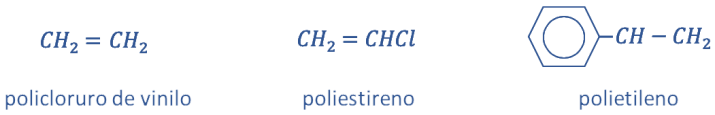
$$X_{(g)} \longrightarrow X^+{}_{(g)} + 1\ e^-$$

En un grupo la energía de ionización aumenta hacia arriba, ya que, al tener menos capas electrónicas los electrones esta núcleo y por lo tanto más atraídos. Así el C y el Ne tendrán potenciales más altos que el Na y el Si.
Dentro de un período los electrones están en la misma capa y la energía aumenta hacia la derecha ya que también lo hac efectiva que el núcleo ejerce sobre ellos. Según esto el Ne tendrán más energía de ionización que el C y el Si que el Na.
Juntando estos dos efectos, el orden será el siguiente:

$$EI(Na) < EI(Si) < EI(C) < EI(Ne)$$

2.

2.1. Dada la reacción: $N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \leftrightarrows 2\ NH_{3(g)}$ $\Delta H^0 < 0$, razone cómo influye sobre el equilibrio un aumento de la t
2.2. Nombre cada monómero, emparéjelo con el polímero al que da lugar y cite un ejemplo de un uso doméstico y/o indus de ellos.

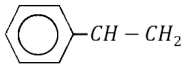


2.1. Teniendo en cuenta el principio de Le Chatelier, cuando en un sistema en equilibrio se produce una modificación de algun que lo determinan (concentración, presión o temperatura), el equilibrio se desplaza en el sentido en el que contrarres Como en este caso la reacción desprende calor, al ser una reacción exotérmica, el equilibrio se desplazará hacia la **izq** reactivos) porque al aumentar la temperatura se desprendería aún más calor. De esta forma se compensaría este aumento

2.2. Identificamos cada monómero con el polímero correspondiente y citamos algunos de sus usos:

$CH_2 = CH_2$ eteno o etileno. El polímero que se forma por la unión de este monómero es el polietileno. Con él se hacen t bolsas, etc.

$CH_2 = CHCl$ cloroeteno o cloruro de vinilo o PVC. El polímero es el cloruro de polivinilo. Se emplea para el revestimi ventanas, recubrimiento de cables eléctricos, tuberías de agua, etc.



estireno o vinilbenceno. El polímero es el poliestireno. Se usa en espumas para aislante térmic carcasas de ordenadores y televisiones, envases de alimentos, etc.

3. 100 g de NaBr se tratan con ácido nítrico concentrado de densidad 1,39 g/mL y riqueza 70% en masa, hasta la reacción com que los productos de la reacción son Br_2, NO_2, $NaNO_3$ y agua:

3.1. Ajuste las semirreacciones que tienen lugar por el método del ion-electrón, así como la ecuación iónica y la molecular.

3.2. Calcule el volumen de ácido nítrico consumido

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

$$NaBr_{(s)} + HNO_{3\,(ac)} \longrightarrow Br_{2\,(l)} + NO_{2\,(g)} + NaNO_{3\,(ac)} + H_2O_{(l)}$$

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

s. de reducción: $\left(NO_3{}^-{}_{(ac)} + 2\,H^+{}_{(ac)} + 1\,e^- \rightarrow NO_{2\,(g)} + H_2O_{(l)}\right) \times 2$

s. de oxidación: $2\,Br^-{}_{(ac)} \rightarrow Br_{2\,(l)} + 2\,e^-$

Reacción global: $\mathbf{2Br^-{}_{(ac)} + 4H^+{}_{(ac)} + 2NO_3{}^-{}_{(ac)} \rightarrow Br_{2\,(l)} + 2NO_{2\,(g)} + 2H_2O_{(l)}}$

La ecuación molecular ajustada quedará:

$$\mathbf{2NaBr_{(ac)} + 4HNO_{3\,(ac)} \longrightarrow Br_{2\,(l)} + 2NO_{2\,(g)} + 2NaNO_{3\,(ac)} + 2H_2O_{(l)}}$$

3.2. Ponemos en la reacción ajustada los datos:

$$2\,NaBr_{(ac)} + 4\,HNO_{3\,(ac)} \longrightarrow Br_{2\,(l)} + 2\,NO_{2\,(g)} + 2\,NaNO_{3\,(ac)} + 2\,H_2O_{(l)}$$

100 g 1,39 g/mL
70%

A partir de la masa de bromuro de sodio y con el ajuste de la reacción calculamos los gramos de ácido nítrico que se neces

$M_r(NaBr) = 23 + 80 = 103$

$M_r(HNO_3) = 1 + 14 + 16 \cdot 3 = 63$

$$100\ g\ NaBr \cdot \frac{1\ mol\ NaBr}{103\ g\ NaBr} \cdot \frac{4\ moles\ HNO_3}{2\ moles\ NaBr} \cdot \frac{63\ g\ HNO_3}{1\ mol\ HNO_3} = 122{,}33\ g\ HNO_3$$

Con los gramos de ácido calculamos los gramos de disolución en los que están contenidos y con la densidad de esta, el vol

$$122{,}33\ g\ HNO_3 \cdot \frac{100\ g\ disol.}{70\ g\ HNO_3} \cdot \frac{1\ mL\ disol.}{1{,}39\ g\ disol.} = \mathbf{125{,}72\ mL\ disol.}$$

4.

4.1. Determine la solubilidad en agua del cloruro de plata a 25 ^{0}C, expresada en g/L, si su K_{ps} es $1,7 \cdot 10^{-10}$ a dicha temper

4.2. Determine la solubilidad del cloruro de plata en una disolución 0,5 M de cloruro de calcio, considerando que esta totalmente disociada.

4.1. El equilibrio de solubilidad entre el cloruro de plata sólido y sus iones en disolución será la siguiente:

$$AgCl_{(s)} \rightleftarrows \underset{s}{Ag^+{}_{(aq)}} + \underset{s}{Cl^-{}_{(aq)}}$$

Planteamos la constante del producto de solubilidad para esta sal:

$$K_{ps} = [Ag^+] \cdot [Cl^-] = s \cdot s = s^2$$

Despejamos la solubilidad y la pasamos a g/L:

$$s = \sqrt{K_{ps}} = \sqrt{1{,}7 \cdot 10^{-10}} \quad \Rightarrow \quad s = 1{,}3 \cdot 10^{-5}\ mol/L$$

$M_r(AgCl) = 107{,}8 + 35{,}5 = 143{,}3$

$$1{,}3 \cdot 10^{-5}\ \frac{mol}{L} \cdot \frac{143{,}3\ g}{1\ mol} = \mathbf{1{,}9 \cdot 10^{-3}\ g/L}$$

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

$$\underset{0{,}5\ M}{CaCl_{2\,(s)}} \rightarrow \underset{0{,}5\ M}{Ca^{2+}{}_{(aq)}} + \underset{2 \cdot 0{,}5M}{2\,Cl^-{}_{(aq)}}$$

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

$$K_{ps} = [Ag^+] \cdot [Cl^-] = s' \cdot (s' + 2 \cdot 0{,}5)$$

La nueva solubilidad, s', es despreciable frente a 2·0,5:

$$K_{ps} = s' \quad \Rightarrow \quad s' = K_{ps} = 1{,}7 \cdot 10^{-10}\ mol/L$$

$$1{,}7 \cdot 10^{-10}\ \frac{mol}{L} \cdot \frac{143{,}3\ g}{1\ mol} = \mathbf{2{,}4 \cdot 10^{-8}\ g/L}$$

5. 15,0 mL de una disolución de ácido clorhídrico de concentración desconocida se neutralizan con 20,0 mL de una disolu de potasio 0,10 M:

5.1. Escriba la reacción que tiene lugar y calcule la concentración molar de la disolución del ácido.

5.2. Describa los pasos a seguir en el laboratorio para realizar la valoración anterior, nombrando el material y el indicador e

5.1. La reacción que tiene lugar es la siguiente:

$$\begin{array}{ccccc} HCl_{(ac)} & + & KOH_{(ac)} & \longrightarrow & KCl_{(ac)} + H_2O_{(l)} \\ 15{,}0\ mL & & 20{,}0\ mL & & \\ & & 0{,}10\ M & & \end{array}$$

A partir de la cantidad de hidróxido potásico, calculamos los moles del ácido clorhídrico:

$$20{,}0\ mL\ KOH \cdot \frac{0{,}10\ moles\ KOH}{1\ 000\ L\ KOH} \cdot \frac{1\ mol\ HCl}{1\ mol\ KOH} = 2{,}0 \cdot 10^{-3}\ moles\ HCl$$

Con los moles y el volumen calculamos la concentración:

$$[HCl] = \frac{2{,}0 \cdot 10^{-3}\ moles}{0{,}015\ L} \quad \Rightarrow \quad \boldsymbol{[HCl] = 0{,}13\ M}$$

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

- Matraz Erlenmeyer
- Vidrio de reloj
- Varilla de vidrio
- Bureta
- Pipeta/probeta
- Papel indicador universal
- pH-metro
- Disolución de HCl
- Disolución de KOH

Procedimiento:
Se mide de forma precisa (con una pipeta o una probeta) el volumen de disolución problema que queremos valorar, la de y lo ponemos en un Erlenmeyer al que le añadimos unas gotas de fenolftaleína. En una bureta ponemos la disoluc hidróxido potásico, de concentración conocida, que vamos a utilizar como agente valorante (reactivo). Añadimos lenta sobre la disolución problema hasta que el indicador cambie de color (al principio, en medio ácido, es incoloro y después c básico, a un color rosado). Anotamos el volumen gastado.
Repetimos tres o cuatro veces la experiencia y tomamos como volumen gastado la media aritmética de los tres o cuatro v En este caso nos daría un volumen de 20,0 mL.

OPCIÓN B

1. El flúor y el oxígeno reaccionan entre sí formando difluoruro de oxígeno (OF_2). Indique razonadamente:

1.1. La estructura de Lewis y el tipo de enlace que existirá en la molécula.

1.2. La disposición de los pares electrónicos, la geometría molecular, el valor previsible del ángulo de enlace y si es polar o a

1.1. Lo primero, hacemos la configuración electrónica y vemos cuántos electrones de valencia tienen estos átomos:

$$O(Z=8) = 1s^2\,2s^2\,2p^4 \quad \Rightarrow \quad 6\,e^-\ valencia$$

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

Si tenemos en cuenta que la molécula tiene 2 átomos de flúor, en total tendremos 20 electrones. Como lo que quieren completar la última capa necesitaríamos $3 \cdot 8 = 24$ electrones. Si ahora restamos los electrones que necesitamos efectivamente tenemos obtendremos los electrones de enlace:

$$24 - 20 = 4\,e^-\ enlace \quad \Rightarrow \quad 2\,pares\ electrónicos\ enlace$$

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

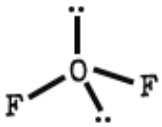
$$20 - 4 = 16 \quad \Rightarrow \quad 8\,pares\ electrónicos\ no\ enlazantes$$

Pues bien, sabiendo que tenemos 2 pares electrónicos enlazantes y 8 no enlazantes y que el átomo con menos electrone ser el central, podemos hacer la estructura de Lewis.:

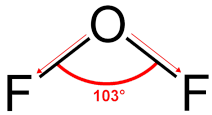
$$\Rightarrow \quad |\overline{F} - \overline{O} - \overline{F}|$$

El enlace en la molécula será un enlace covalente, ya que son dos elementos con electronegatividades parecidas (d compartirán electrones.

1.2. El oxígeno, que es el átomo central, tiene 2 pares electrónicos enlazantes y otros 2 antienlazantes, por lo que, s repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (TRPECV), la disposición para que la repulsión entre esas cargas se tetraédrica y el ángulo de enlace sería de $109{,}5^0$. El átomo de oxígeno estaría en el centro del tetraedro y los átomos de fl vértices del mismo, en los otros 2 estarían los pares electrónicos solitarios.



Para mirar la geometría de la molécula debemos fijarnos sólo en la disposición de los átomos, no de los pares electrón geometría será angular:



El ángulo de enlace es menor que el tetraédrico por la repulsión que ejercen los pares electrónicos solitarios.

Los enlaces $F - O$ están polarizados ya que el átomo de F es más electronegativo que el oxígeno. La suma de los dos mo de ambos enlaces no se anula y así la molécula es polar ($\mu \neq 0$).

2.

2.1. Escriba la fórmula semidesenvolvida y justifique si alguno de los siguientes compuestos presenta isomería cis-tran (a) 1,1-dicloroetano (b) 1,1-dicloroeteno (c) 1,2-dicloroetano (d) 1,2-dicloroeteno

2.2. Para las sales NaCl y NH_4NO_3:

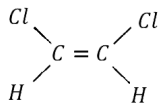
2.2.1. Escriba las ecuaciones químicas de su disociación en agua.

2.2.2. Razone si las disoluciones obtenidas serán ácidas, básicas o neutras.

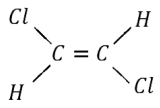
2.1. Las fórmulas de los compuestos son:

$CHCl_2 - CH_3$	$CCl_2 = CH_2$	$CH_2Cl - CH_2Cl$	$CHCl = CHCl$
$1{,}1 - dicloroetano$	$1{,}1 - dicloroeteno$	$1{,}2 - dicloroetano$	$1{,}2 - dicloroeteno$

Para que un compuesto presente isomería geométrica o cis-trans debe tener un doble enlace entre carbonos y adem distintos en cada uno de los carbonos. El único que cumple estas condiciones es el 1,2-dicloroeteno. Los dos isómeros que siguientes:



$cis - 1{,}2 - dicloroeteno$



$trans - 1{,}2 - dicloroeteno$

2.2.

2.2.1. La disociación en agua de las sales es completa:

$$NaCl_{(s)} \longrightarrow Na^{+}{}_{(ac)} + Cl^{-}{}_{(ac)} \quad ; \quad NH_4NO_{3\,(s)} \longrightarrow NH_4{}^{+}{}_{(ac)} + NO_{3\,(ac)}{}^{-}$$

2.2.2. En el caso del cloruro de sodio, NaCl, el catión Na^{+} procede de una base fuerte, el hidróxido de sodio comporta como un ácido débil y por lo tanto no sufre hidrólisis. Lo mismo sucede con el anión Cl^{-}, procede de u ácido clorhídrico, HCl, por lo que es una base débil y tampoco sufre hidrólisis. La disolución que se obtiene es en es

En el nitrato amónico, NH_4NO_3, el catión $NH_4{}^{+}$ procede de una base débil, el amoníaco, NH_3, es por lo ta suficientemente fuerte como para reaccionar con el agua:

$$NH_4{}^{+}{}_{(ac)} + H_2O_{(l)} \leftrightarrows NH_{3\,(ac)} + H_3O^{+}{}_{(ac)}$$

El anión $NO_3{}^{-}$ proviene de un ácido fuerte, el ácido nítrico, HNO_3, por lo que es una base débil y no sufrirá hidrólis

Como el único que reacciona con el agua es el amonio y desprende iones oxonio, H_3O^{+}, la disolución tendrá caráct

3. 1,12 L de HCN gas, medidos a 0 ^{0}C y 1 atm, se disuelven en agua obteniéndose 2 L de disolución, calcule:

3.1. La concentración de todas las especies presentes en la disolución.

3.2. El valor del pH de la disolución y el grado de ionización del ácido.

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

3.1. Vamos a empezar el problema calculando la concentración de ácido cianhídrico que se disolvió en agua:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \Rightarrow \quad n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 1{,}12}{0{,}082 \cdot 273} \quad \Rightarrow \quad n = 0{,}05$$

$$[HCN] = \frac{0{,}05}{2} = 0{,}025\ M$$

El ácido cianhídrico es un ácido débil, por lo que, en agua establecerá el siguiente equilibrio:

	$HCN_{(ac)}$	$+$	H_2O	$\rightleftarrows$	$CN^{-}{}_{(ac)}$	$+$	$H_3O^{+}{}_{(ac)}$
$[inicial]$:	$0{,}025$				0		0
$[reacciona]$:	$-x$				x		x
$[equilibrio]$:	$0{,}025 - x$				x		x

Podemos calcular la concentración que reacciona a partir de la constante de acidez:

$$K_a = \frac{[CN^-] \cdot [H_3O^+]}{[HCN]} \quad \Rightarrow \quad \frac{x \cdot x}{0{,}025 - x} = 5{,}8 \cdot 10^{-10}$$

Dado que la constante de disociación del ácido es muy pequeña, el equilibrio va a estar muy desplazado hacia la izquie concentración del ácido va a ser casi la misma que la inicial. Este hecho nos simplifica los cálculos:

$$[HCN] = 0{,}025 - x \cong 0{,}025$$

$$\frac{x \cdot x}{0{,}025} = 5{,}8 \cdot 10^{-10} \quad \Rightarrow \quad x = \sqrt{0{,}025 \cdot 5{,}8 \cdot 10^{-10}} = 3{,}81 \cdot 10^{-6}$$

Una vez calculada la concentración que reacciona podemos fácilmente calcular las concentraciones de todas las especies e

$$[\boldsymbol{HCN}] = 0{,}025 - x \cong \mathbf{0{,}025}\ \boldsymbol{M}$$

$$[H_3O^+] = [CN^-] = x \quad \Rightarrow \quad [\boldsymbol{H_3O^+}] = [\boldsymbol{CN^-}] = \mathbf{3{,}81 \cdot 10^{-6}}\ \boldsymbol{M}$$

3.2. Sabiendo la concentración de ion hidroxilo podemos directamente calcular el pH:

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(3{,}81 \cdot 10^{-6}) \quad \Rightarrow \quad \boldsymbol{pH = 5{,}42}$$

Por último, el grado de ionización es la relación entre la concentración de ácido que se disocia y la que permanece sin diso

$$\alpha = \frac{x}{C_0} = \frac{3{,}81 \cdot 10^{-6}}{0{,}025} \quad \Rightarrow \quad \boldsymbol{\alpha = 1{,}52 \cdot 10^{-4}} \quad \Rightarrow \quad \mathbf{0{,}015\%}$$

4.

4.1. Se hace pasar una corriente eléctrica de 1,5 A a través de 250 mL de una disolución acuosa de iones Cu^{2+} 0,1 M. Calcu tiene que transcurrir para que todo el cobre de la disolución se deposite como cobre metálico.

4.2. En un matraz de 1,5 L, en el que se hizo el vacío, se introducen 0,08 moles de N_2O_4 y se calienta a 35 ^{0}C. Parte del N_2O_4 la reacción: $N_2O_{4_{(g)}} \leftrightarrows 2\ NO_{2_{(g)}}$ y cuando se alcanza el equilibrio la presión es de 2,27 atm. Calcule el porcentaje de N_2

DATO: $F = 96\ 500\ C/mol$

4.1. Calculamos primero los moles de cobre que tenemos en la disolución:

$$M = \frac{n_{soluto}}{V\ (L)\ disol.} \quad \Rightarrow \quad n_{Cu^{2+}} = 0{,}1 \cdot 0{,}25 \quad \Rightarrow \quad n_{Cu^{2+}} = 0{,}025$$

Al pasar la corriente eléctrica a través de la disolución los cationes cobre migrarán hacia el cátodo, donde ocurre la reducc

Cátodo: $Cu^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Cu$

Vamos a calcular la cantidad de carga que tenemos que pasar para depositar todo el cobre:

$$0{,}025\ moles\ Cu^{2+} \cdot \frac{2\ mol\ e^-}{1\ mol\ Cu^{2+}} \cdot \frac{96\ 500\ C}{1\ mol\ e^-} = 4\ 825\ \ C$$

Sabiendo la cantidad de carga y la intensidad de corriente ya podemos calcular el tiempo que se necesita para depositar e

$$Q = I \cdot t \quad \Rightarrow \quad t = \frac{Q}{I} = \frac{4\ 825}{1{,}5} \quad \Rightarrow \quad \boldsymbol{t = 3\ 216{,}7\ s = 53{,}6\ min}$$

4.2. Tenemos el siguiente equilibrio:

	$N_2O_{4_{(g)}}$	$\leftrightarrows$	$2\ NO_{2_{(g)}}$
$n_{iniciais}$:	$0{,}08$		0
$n_{reaccionan}$:	$-x$		$2x$
$n_{equilibrio}$:	$0{,}08 - x$		$2x$

Calculamos los moles totales en equilibrio:

$$n_T = 0{,}08 - x + 2x \quad \Rightarrow \quad n_{Totales} = 0{,}08 + x$$

Como sabemos la presión total en equilibrio con la ecuación de los gases ideales se puede calcular los moles que reaccion

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \quad \Rightarrow \quad 2{,}27 \cdot 1{,}5 = (0{,}08 + x) \cdot 0{,}082 \cdot 308$$

$$x = \frac{2{,}27 \cdot 1{,}5}{0{,}082 \cdot 308} - 0{,}08 \quad \Rightarrow \quad x = 5{,}48 \cdot 10^{-2}$$

Sabiendo los moles iniciales y los que reaccionaron podemos calcular el grado de disociación del gas:

$$\alpha = \frac{x}{C_0} = \frac{5{,}48 \cdot 10^{-2}}{0{,}08} \quad \Rightarrow \quad \boldsymbol{\alpha = 0{,}69} \quad \Rightarrow \quad \mathbf{69\%}$$

5. En el laboratorio se construye la siguiente pila en condiciones estándar:

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

5.1. Haga un dibujo del montaje, indicando el material y los reactivos necesarios.

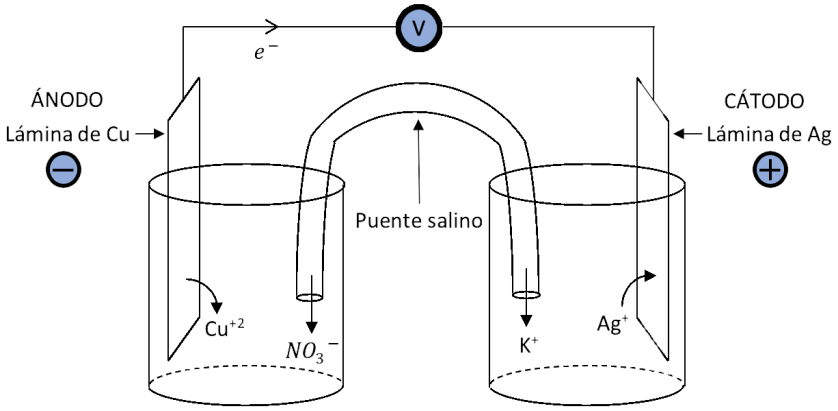
5.2. Escriba las semirreacciones de reducción y oxidación, la reacción iónica global de la pila y calcule el potencial condiciones estándar.

DATOS: $E^0(Cu^{2+}/Cu) = +0,34\ V$; $E^0(Ag^{+}/Ag) = +0,80\ V$

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

- Electrodos de Zn y de Ag
- 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 Ag^+
- 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 reacciones que electrodo son:

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

Cátodo (reducción): $\left(Ag^{+}{}_{(ac)} + 1\,e^- \rightarrow Ag_{(s)}\right) \times 2$ $\quad E^0 = +0{,}80\ V$

$$\boldsymbol{Cu_{(s)} + 2Ag^{+}{}_{(ac)} \rightarrow Cu^{+2}{}_{(ac)} + 2Ag_{(s)} \qquad E^0 = +0,46\ V}$$

Teniendo en cuenta que el potencial estándar de la pila es positivo, como el de todas las pilas galvánicas, y que $\Delta G^0 = -n$ $\Delta G < 0$, es decir, que es espontánea en el sentido indicado.