

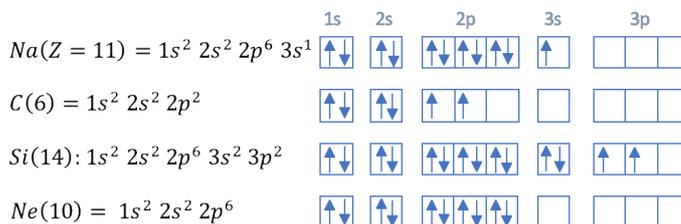
Galicia. Examen PAU resuelto de Química. Julio 2019

OPCIÓN A

1. Dados los elementos Na, C, Si y Ne, y justificando las respuestas:

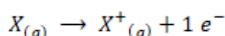
- 1.1. Indique el número de electrones desapareados que presenta cada uno en el estado fundamental.
1.2. Ordénelos de menor a mayor primer potencial de ionización.

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



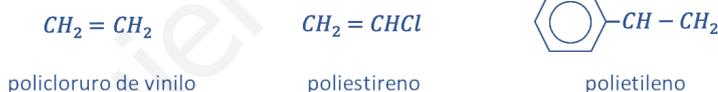
En un grupo la energía de ionización aumenta hacia arriba, ya que, al tener menos capas electrónicas los electrones esta núcleo y por lo tanto más atraídos. Así el C y el Ne tendrán potenciales más altos que el Na y el Si.

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:



2.

- 2.1. Dada la reacción: $N_{2(g)} + 3 H_{2(g)} \rightleftharpoons 2 NH_{3(g)}$ $\Delta H^0 < 0$, razone cómo influye sobre el equilibrio un aumento de la t
2.2. Nombre cada monómero, emparejelo 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.

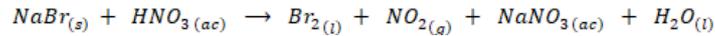
 estireno o vinilbenceno. El polímero es el poliestireno. Se usa en espumas para aislante térmic carcasas de ordenadores y televisiones, envases de alimentos, etc.

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 con que los productos de la reacción son Br₂, NO₂, NaNO₃ y agua:

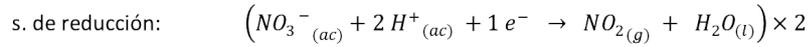
3.1. Ajuste las semirreacciones que tienen lugar por el método del ion-electrón, así como la ecuación iónica y la molecular.

3.2. Calcule el volumen de ácido nítrico consumido

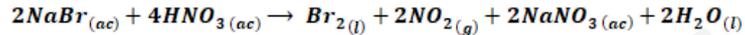
3.1. La reacción que tenemos que ajustar es la siguiente:



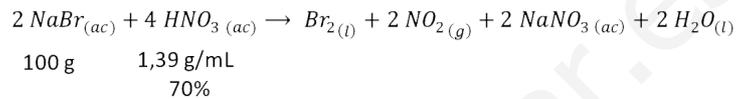
Dividimos la reacción en dos semirreacciones, ajustamos y llegamos a la ecuación iónica:



La ecuación molecular ajustada quedará:



3.2. Ponemos en la reacción ajustada los datos:



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

$$M_r(\text{NaBr}) = 23 + 80 = 103$$

$$M_r(\text{HNO}_3) = 1 + 14 + 16 \cdot 3 = 63$$

$$100 \text{ g NaBr} \cdot \frac{1 \text{ mol NaBr}}{103 \text{ g NaBr}} \cdot \frac{4 \text{ moles HNO}_3}{2 \text{ moles NaBr}} \cdot \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} = 122,33 \text{ g HNO}_3$$

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

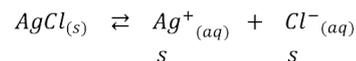
$$122,33 \text{ g HNO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g disol.}}{70 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mL disol.}}{1,39 \text{ g disol.}} = 125,72 \text{ mL disol.}$$

4.

4.1. Determine la solubilidad en agua del cloruro de plata a 25 °C, expresada en g/L, si su K_{ps} es 1,7 · 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:



Planteamos la constante del producto de solubilidad para esta sal:

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

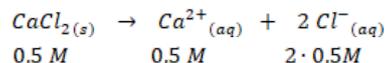
Despejamos la solubilidad y la pasamos a g/L:

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

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

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

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:



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 solubilidad plata basta con ir otra vez a la expresión del producto de solubilidad y tener en cuenta esto que comentamos:

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

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

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

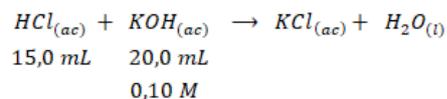
$$1,7 \cdot 10^{-10} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \frac{143,3 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 2,4 \cdot 10^{-8} \text{ g/L}$$

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



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

$$20,0 \text{ mL KOH} \cdot \frac{0,10 \text{ moles KOH}}{1000 \text{ L KOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol KOH}} = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ moles HCl}$$

Con los moles y el volumen calculamos la concentración:

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

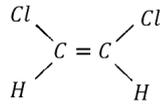
5.2. El material y reactivos necesarios para la práctica son:

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

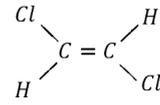
Procedimiento:

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 disolución de hidróxido potásico, de concentración conocida, que vamos a utilizar como agente valorante (reactivo). Añadimos lentamente sobre la disolución problema hasta que el indicador cambie de color (al principio, en medio ácido, es incoloro y después 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 volúmenes. En este caso nos daría un volumen de 20,0 mL.



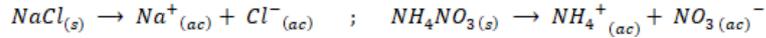
cis - 1,2 - dicloroeteno



trans - 1,2 - dicloroeteno

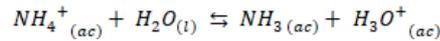
2.2.

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



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 un 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:



El anión NO_3^- proviene de un ácido fuerte, el ácido nítrico, HNO_3 , por lo que es una base débil y no sufrirá hidrólisis. Como el único que reacciona con el agua es el amonio y desprende iones oxonio, H_3O^+ , la disolución tendrá carác

3. 1,12 L de HCN gas, medidos a 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.

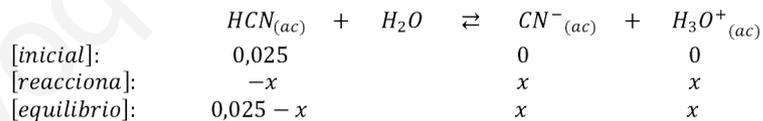
DATO: $K_a(\text{HCN}) = 5,8 \cdot 10^{-10}$

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

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

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

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



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

$$K_a = \frac{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCN}]} \Rightarrow \frac{x \cdot x}{0,025 - x} = 5,8 \cdot 10^{-10}$$

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

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

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

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

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CN}^-] = x \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CN}^-] = 3,81 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

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

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(3,81 \cdot 10^{-6}) \Rightarrow \text{pH} = 5,42$$

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

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

4.

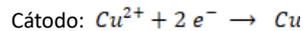
- 4.1. Se hace pasar una corriente eléctrica de 1,5 A a través de 250 mL de una disolución acuosa de iones Cu^{2+} 0,1 M. Calcule el porcentaje de cobre que se deposita en el cátodo.
- 4.2. En un matraz de 1,5 L, en el que se hizo el vacío, se introducen 0,08 moles de N_2O_4 y se calienta a 35°C . Parte del N_2O_4 reacciona según la ecuación: $\text{N}_2\text{O}_{4(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(g)}$ y cuando se alcanza el equilibrio la presión es de 2,27 atm. Calcule el porcentaje de N_2

DATO: $F = 96\,500 \text{ C/mol}$

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

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

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



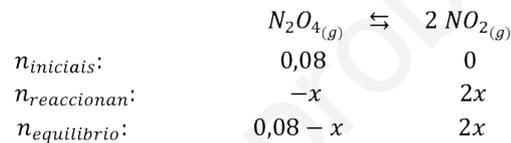
Vamos a calcular la cantidad de carga que tenemos que pasar para depositar todo el cobre:

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

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

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

4.2. Tenemos el siguiente equilibrio:



Calculamos los moles totales en equilibrio:

$$n_T = 0,08 - x + 2x \Rightarrow n_{T_{\text{totales}}} = 0,08 + x$$

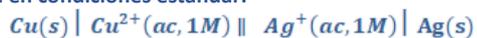
Como sabemos la presión total en equilibrio con la ecuación de los gases ideales se puede calcular los moles que reaccionaron:

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow 2,27 \cdot 1,5 = (0,08 + x) \cdot 0,082 \cdot 308$$
$$x = \frac{2,27 \cdot 1,5}{0,082 \cdot 308} - 0,08 \Rightarrow x = 5,48 \cdot 10^{-2}$$

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

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

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



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

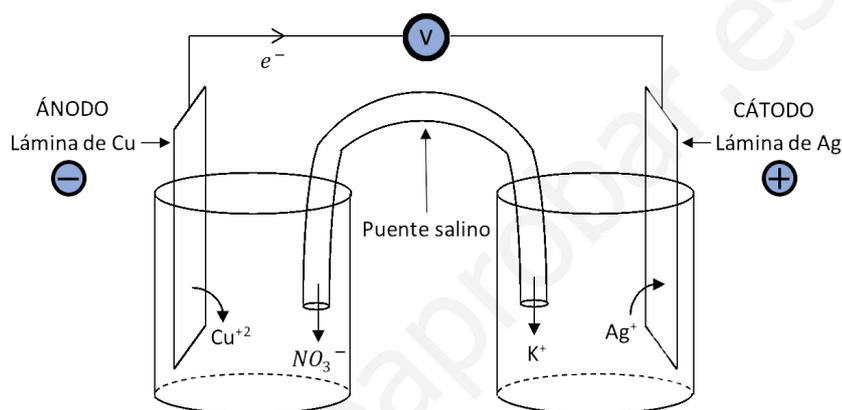
5.2. Escriba las semirreacciones de reducción y oxidación, la reacción iónica global de la pila y calcule el potencial condiciones estándar.

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

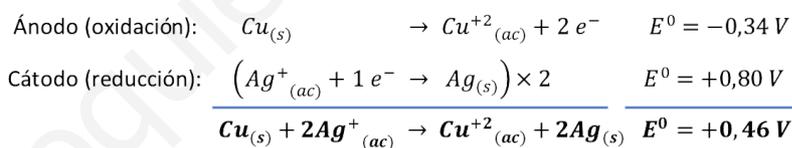
5.1. El material y reactivos necesarios para la práctica son:

- Electrodo 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:



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.