

EBAU QUÍMICA: Junio-2020

Tiempo máximo de la prueba: 1h.30 min.

INSTRUCCIONES PARA REALIZAR EL EXAMEN

El examen consta de **10 preguntas**, de las que habrá que **elegir 5**. Cada una de ellas está valorada en **2 puntos**.

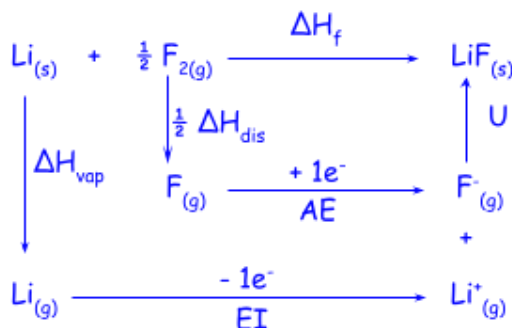
Observación importante: No se debe responder a más de cinco preguntas, ya que, aunque se contesten más, sólo se tendrán en cuenta las cinco primeras preguntas respondidas. Si se desea que alguna de ellas no sea tenida en cuenta, el estudiante ha de tacharla y dejarlo claramente indicado. Para la corrección se seguirá el orden en el que las respuestas aparezcan desarrolladas por el estudiante (sólo si el estudiante ha tachado alguna de ellas, se entenderá que esa pregunta no debe ser corregida).

Examen

1.- Sabiendo que el $\text{Li}_{(s)}$ reacciona con el $\text{F}_{2(g)}$ para dar $\text{LiF}_{(s)}$.

a) Construir el ciclo de Born-Haber definiendo cada una de sus etapas.

El ciclo de Born-Haber no es otra cosa que una aplicación de la ley de Hess para calcular la energía de red de un compuesto iónico.



En el ciclo de Born-Haber tenemos dos vías de obtención del fluoruro de litio:

1. Reacción de formación del fluoruro de litio: Es la reacción por la que se forma un mol del compuesto químico a partir de sus correspondientes elementos en su estado estándar. La energía intercambiada en este proceso a presión constante se llama entalpía de formación (ΔH_f).
2. Proceso en etapas:
 - a. Sublimación del litio. Aportando la entalpía de sublimación del litio (ΔH_{vap}) conseguimos que el litio sólido pase a estado gas.
 - b. Formación del catión litio(1+) (Li^+). Se define la energía de ionización como la energía necesaria para arrancar un electrón a un átomo en estado gas y en su estado fundamental para formar el ión monopositivo, también en estado gas. La energía de ionización del litio queda representada por EI en nuestro ciclo.
 - c. Disociación de medio mol de moléculas de flúor. Aportando la energía de enlace o energía de disociación (ΔH_{dis}), rompemos las moléculas de flúor para obtener átomos de este elemento en estado gas. Es preciso que la sustancia molecular también esté en estado gas.

- d. Formación del anión fluoruro (F^-). Cuando un átomo en estado gas y en su estado elemental capta un electrón para formar un ión mononegativo en estado gas, se desprende una energía que recibe el nombre de afinidad electrónica (AE).
- e. Formación de la red cristalina a partir de los iones debido a las fuerzas electrostáticas atractivas entre iones de distinto signo, cationes Li^+ y aniones F^- . La energía desprendida en el proceso de formación de un mol de cristal iónico a partir de sus correspondientes iones en estado gas se llama energía de red (U).

Puesto que la entalpía es una función de estado, su variación en un proceso sólo depende de los estados inicial y final, no del camino seguido en el proceso. De aquí podemos escribir:

$$\Delta H_f = \Delta H_{vap} + EI + \frac{1}{2} \Delta H_{dis} + AE + U$$

- b) Calcular la energía de red (U) por mol de LiF, utilizando los valores de las energías (en $kJ \cdot mol^{-1}$) de los procesos siguientes: sublimación del litio: 155,2; energía de ionización del litio: 520,0; afinidad electrónica del $F_{(g)} = -333,0$; disociación de la molécula de $F_{2(g)}$: 150,6; calor de formación (ΔH): -594,1.

$$U = \Delta H_f - \Delta H_{vap} - EI - \frac{1}{2} \Delta H_{dis} - AE$$

$$U = -594,1 - 155,2 - 520,0 - \frac{1}{2} 150,6 - (-333,0) = 1011,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Puntuación máxima por apartado: a) 1,30 puntos. b) 0.70 puntos

2.- Para las siguientes especies: 1) Cl^- ; 2) Na^+ ; 3) Kr; 4) Fe; 5) Sr^{2+} .

- a) Escribir las configuraciones electrónicas de las cinco especies. Números atómicos (Z): Cl = 17; Na = 11; Kr = 36; Fe = 26; Sr = 38

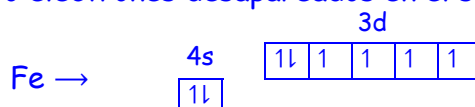
Para realizar las configuraciones electrónicas de los aniones, el número de electrones es igual al número atómico del elemento más su carga, mientras que en el caso de los cationes debemos restar la carga al número atómico para tener en cuenta su número de electrones.

- Cl^- : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- Na^+ : $1s^2 2s^2 2p^6$
- Kr: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
- Fe: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
- Sr^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

- b) Razonar qué especie tiene electrones desapareados.

Cl^- , Na^+ , Kr y Sr^{2+} no pueden tener electrones desapareados en sus correspondientes estados fundamentales, ya que presentan todos los subniveles completos, habiendo dos electrones por orbital atómico cada uno con espín electrónico contrario (están apareados).

Sólo el hierro puede tener electrones desapareados en el subnivel 3d que no está completo y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, los electrones primero semioocupan los orbitales degenerados (misma energía) con espines paralelos (mismo valor). Si analizamos la configuración electrónica para la capa de valencia del hierro con el diagrama de cajas y flechas, podemos comprobar que tiene cuatro electrones desapareados en el subnivel 3d:



- c) Justificar cuáles de las anteriores especies son isoelectrónicas.

Son isoelectrónicas aquellas especies químicas que tienen el mismo número de electrones.

De las configuraciones electrónicas representadas en el apartado a), podemos deducir que son isoelectrónicos el kriptón y el catión estroncio(2+).

Puntuación máxima por apartado: a) 1,0 puntos; b) 0,50 puntos; c) 0,50 puntos

3.- Para la reacción $2 A_{(g)} + B_{(g)} \rightarrow C_{(g)} + D_{(g)}$ se obtuvieron los siguientes resultados:

Experiencia	$[A]_0$ (mol·L ⁻¹)	$[B]_0$ (mol·L ⁻¹)	v_0 (mol·L ⁻¹ ·s ⁻¹)
1	0,7	0,4	0,15
2	1,4	0,4	0,60
3	1,4	0,8	1,20

a) Escribir la expresión de la velocidad indicando el orden global de la reacción.

La ecuación de velocidad para esta reacción es $v = k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta$. Para determinar los valores de α y β vamos a comparar experimentos dos a dos, de tal forma que elegimos pares en que varía la concentración inicial de una de las especies y queda igual la de la otra especie: compararemos 1 y 2, y 2 y 3.

$$v_i = k \cdot [A]_i^\alpha \cdot [B]_i^\beta \quad \xrightarrow[\frac{v_i}{v_j}]{\text{comparando } i \text{ y } j} \quad \frac{v_i}{v_j} = \frac{k \cdot [A]_i^\alpha \cdot [B]_i^\beta}{k \cdot [A]_j^\alpha \cdot [B]_j^\beta} = \frac{[A]_i^\alpha \cdot [B]_i^\beta}{[A]_j^\alpha \cdot [B]_j^\beta}$$

Para empezar comparamos los experimentos 2 y 1. Como la concentración de B en ambos es la misma, se nos simplifica la ecuación, pudiendo determinar directamente α :

$$\frac{v_2}{v_1} \Rightarrow \frac{0,60}{0,15} = \frac{1,4^\alpha \cdot 0,4^\beta}{0,7^\alpha \cdot 0,4^\beta} \Rightarrow 4 = \left(\frac{1,4}{0,7}\right)^\alpha \Rightarrow 4 = 2^\alpha$$

$$\alpha = 2$$

Comparamos, ahora 3 y 1, para los que no hemos variado la concentración inicial de A:

$$\frac{v_3}{v_2} \Rightarrow \frac{1,20}{0,60} = \frac{1,4^2 \cdot 0,8^\beta}{1,4^2 \cdot 0,4^\beta} \Rightarrow 2 = \left(\frac{0,8}{0,4}\right)^\beta \Rightarrow 2 = 2^\beta$$

$$\beta = 1$$

La ley de velocidad es:

$$v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$$

El orden global de reacción, suma de los órdenes parciales, es r:

$$n = \alpha + \beta = 2 + 1 = 3$$

b) Calcular el valor y las unidades de la constante de velocidad.

Si llamamos "x" a las unidades de k, como las unidades de velocidad y concentración son, respectivamente, mol·L⁻¹·s⁻¹ y mol·L⁻¹:

$$\frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} = x \cdot \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2 \cdot \frac{\text{mol}}{\text{L}} \Rightarrow \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} = x \cdot \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^3 \Rightarrow x = \frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2 \cdot \text{s}}$$

Con los datos de los experimentos calculamos el valor de k en cada caso. Siempre tenemos que tener en cuenta todos los experimentos, pues la medida no

es exacta y debemos estimar el valor real, que sería el valor medio, así como desestimar algún experimento por tener una desviación muy grande de los otros resultados. A simple vista, por los cálculos realizados en el apartado anterior, podemos intuir que vamos a obtener el mismo valor para k en todos los experimentos:

$$k_i = \frac{v_i}{[A]_i^2 \cdot [B]_i} \Rightarrow \left. \begin{array}{l} k_1 = \frac{0,15}{0,7^2 \cdot 0,4} = 0,7653 \\ k_2 = \frac{0,60}{1,4^2 \cdot 0,4} = 0,7653 \\ k_3 = \frac{1,20}{1,4^2 \cdot 0,8} = 0,7653 \end{array} \right\} \Rightarrow k = 0,7653 \frac{L^2}{mol^2 \cdot s}$$

Puntuación máxima por apartado, 1 punto

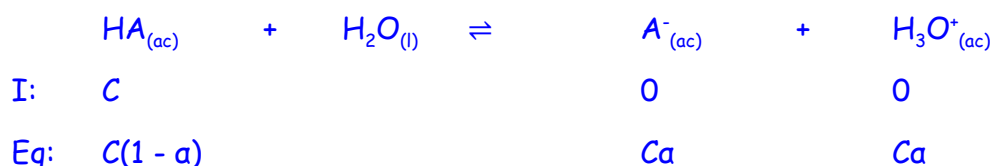
- 4.- Se preparan 5 L de disolución de un ácido monoprótico débil (HA) de masa molar $37 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, disolviendo 18,5 g de esta sustancia. El pH de la disolución es 2,30. Calcular:

a) Grado de disociación del ácido (α), expresado en %.

$M_{HA} = 37 \text{ g/mol}$; $m_{HA} = 18,5 \text{ g}$; $V = 5 \text{ L}$; $\text{pH} = 2,30$

$$C = \frac{n_{HA}}{V} = \frac{\frac{m_{HA}}{M_{HA}}}{V} = \frac{\frac{18,5}{37}}{5} = 0,1 \text{ M}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,30} = 5,01 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$



$$[H_3O^+] = C \cdot \alpha \Rightarrow \alpha = \frac{[H_3O^+]}{C} = \frac{5,01 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 5,01 \cdot 10^{-2}$$

$$\%_{\text{disociación}} = 100 \cdot \alpha = 100 \cdot 5,01 \cdot 10^{-2} = 5,01\%$$

b) Constante del ácido (K_a).

$$[A^-] = [H_3O^+] = 5,01 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[HA] = C \cdot (1 - \alpha) = 0,1 \cdot (1 - 5,01 \cdot 10^{-2}) = 9,95 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

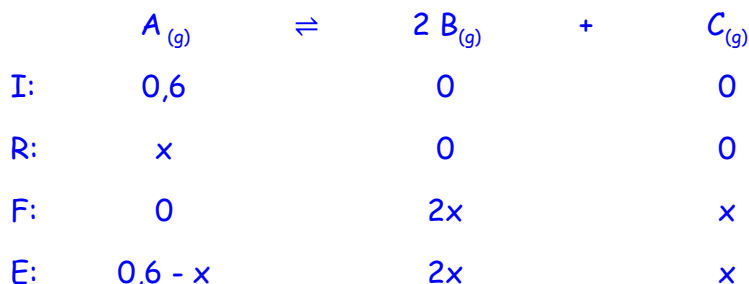
$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{(5,01 \cdot 10^{-3})^2}{9,95 \cdot 10^{-2}} = 2,52 \cdot 10^{-4}$$

Puntuación máxima por apartado 1 punto

- 5.- En un recipiente de 500 mL se ponen 0,6 moles del compuesto $A_{(g)}$ y cuando la temperatura es de 600 K, se alcanza el equilibrio: $A_{(g)} \rightleftharpoons 2 B_{(g)} + C_{(g)}$, siendo el grado de disociación de $A_{(g)}$ del 65%.

a) Hallar los valores de K_c y K_p . $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

$V = 0,5 \text{ L}$; $T = 600 \text{ K}$



De acuerdo con los datos del problema, como se ha descompuesto un 65%

de A, x es el 65% de 0,6 mol

$$x = 0,65 \cdot n_{0A} = 0,65 \cdot 0,6 = 0,39 \text{ mol} \Rightarrow \begin{cases} n_A = 0,60 - 0,39 = 0,21 \text{ mol} \\ n_B = 2 \cdot 0,39 = 0,78 \text{ mol} \\ n_C = 0,39 \text{ mol} \end{cases}$$

$$[i] = \frac{n_i}{V} \Rightarrow K_c = \frac{[B]^2 \cdot [C]}{[A]} = \frac{\left(\frac{n_B}{V}\right)^2 \cdot \frac{n_C}{V}}{\frac{n_A}{V}} = \frac{n_B^2 \cdot n_C}{n_A \cdot V^2}$$

$$K_c = \frac{0,78^2 \cdot 0,39}{0,21 \cdot 0,5^2} = 4,52$$

La relación entre las constantes de equilibrio K_c y K_p viene dada por:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$

En nuestro caso, la variación, según estequiometría, del número de moles en estado gas es 2 (tenemos un mol de sustancias en estado gas en reactivos y 3 en productos). Por lo tanto,

$$\Delta n = n_{g\text{productos}} - n_{g\text{reactivos}} = 3 - 1 = 2$$

$$K_p = 4,52 \cdot (0,082 \cdot 600)^2 = 10940,2$$

b) Calcular la presión total que se alcanza en el equilibrio.

Conocido el número de moles totales en el equilibrio, ya podemos calcular cuál es el valor de la presión en el recipiente aplicando la ecuación de los gases ideales:

$$n_{eq} = n_A + n_B + n_C = 0,21 + 0,78 + 0,39 = 1,38 \text{ mol}$$

$$P_{eq} \cdot V = n_{eq} \cdot R \cdot T \Rightarrow P_{eq} = \frac{n_{eq} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1,38 \cdot 0,082 \cdot 600}{0,5} = 135,8 \text{ atm}$$

c) Si aumenta el volumen, justificar hacia donde se desplaza el equilibrio.

Al aumentar el volumen lo que estamos haciendo es disminuir la presión de nuestro sistema en equilibrio. De acuerdo con el principio de Le Chatelier, el sistema reaccionará para compensar la perturbación provocada hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio. Para aumentar la presión, el sistema reacciona en el sentido en que aumenta el número de moles en estado gas. En nuestro caso se desplazará en el sentido de descomposición de A para formar B y C, es decir, hacia la derecha.

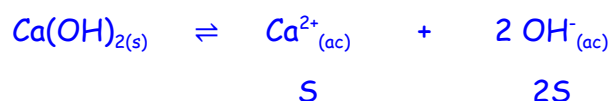
Puntuación máxima por apartado a) 1,0 punto, b) 0,50 puntos, c) 0,50 puntos

6.- La constante del producto de solubilidad, K_{ps} , del dihidróxido de calcio, Ca(OH)_2 , es $5,5 \cdot 10^{-6}$ a 25°C . Determinar:

a) El pH y la solubilidad (en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$) de Ca(OH)_2 a esta temperatura. Masas atómicas (u): H = 1; O = 16; Ca = 40.

$$M_{\text{Ca(OH)}_2} = A_{\text{Ca}} + 2 \cdot A_{\text{O}} + 2 \cdot A_{\text{H}} = 40 + 2 \cdot 16 + 2 \cdot 1 = 74 \text{ g/mol}$$

De acuerdo con el equilibrio de solubilidad del hidróxido de calcio:



$$K_{ps} = [Ca^{2+}] \cdot [OH^-]^2 \Rightarrow K_{ps} = S \cdot (2 \cdot S)^2 \Rightarrow K_{ps} = 4 \cdot S^3 \Rightarrow S = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}}$$

$$S = \sqrt[3]{\frac{5,5 \cdot 10^{-6}}{4}} = 1,11 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$S = 1,11 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \frac{74 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 0,82 \text{ g/L}$$

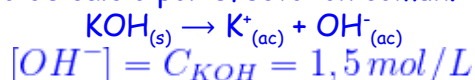
Calculamos el pH a partir de la concentración de iones hidroxilo:

$$pH = 14 - pOH = 14 + \log[OH^-] = 14 + \log(2 \cdot S)$$

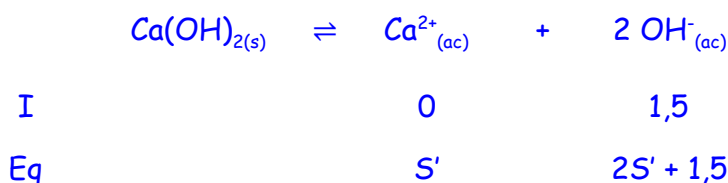
$$pH = 14 + \log(2 \cdot 1,11 \cdot 10^{-2}) = 12,35$$

- b) La solubilidad de $Ca(OH)_2$ a esta temperatura en presencia de una disolución $1,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de KOH.

El hidróxido de potasio se encuentra disociado en iones potasio (K^+) e hidroxilo (OH^-). La presencia del ión hidroxilo va a provocar una disminución de la solubilidad del hidróxido de calcio por efecto ión común.



Si analizamos, ahora, el equilibrio de solubilidad del hidróxido de calcio:



$2S'$ es despreciable frente a 1,5 debido al efecto ión común:

$$K_{ps} = [Ca^{2+}] \cdot [OH^-]^2 = S' \cdot 1,5^2 \Rightarrow 5,5 \cdot 10^{-6} = 1,5^2 \cdot S'$$

$$S' = \frac{5,5 \cdot 10^{-6}}{1,5^2} = 2,44 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$S' = 2,44 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \frac{74 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 1,81 \cdot 10^{-4} \text{ g/L}$$

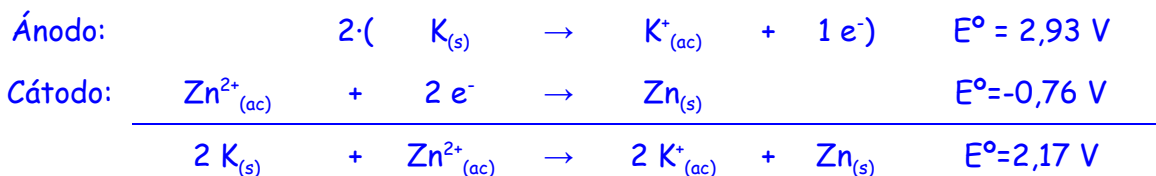
Puntuación máxima por apartado a) 1 25 puntos b. 075 puntos

7.- Sean los electrodos K^+/K y Zn^{2+}/Zn . Se pide:

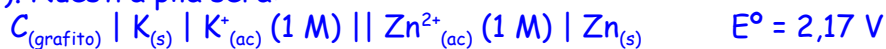
- a) Realizar el esquema de una pila indicando cátodo y ánodo. Potenciales normales de reducción estándar: $E^\circ(K^+/K) = -2,93 \text{ V}$; $E^\circ(Zn^{2+}/Zn) = -0,76 \text{ V}$.
- b) Escribir las semirreacciones correspondientes y la reacción global. Calcular el potencial estándar de la pila.

No tiene sentido realizar los apartados a) y b) por separado, ya que una pila es una reacción redox espontánea, el potencial de pila debe ser positivo, por lo que debemos calcularlo inicialmente. Las semirreacciones se producen en dos cubetas distintas conectadas entre sí por un puente salino. Los electrodos se unen por medio de un conductor eléctrico que permite el paso de los electrones desde el ánodo, donde se produce la oxidación, hasta el cátodo, donde tiene lugar la reducción.

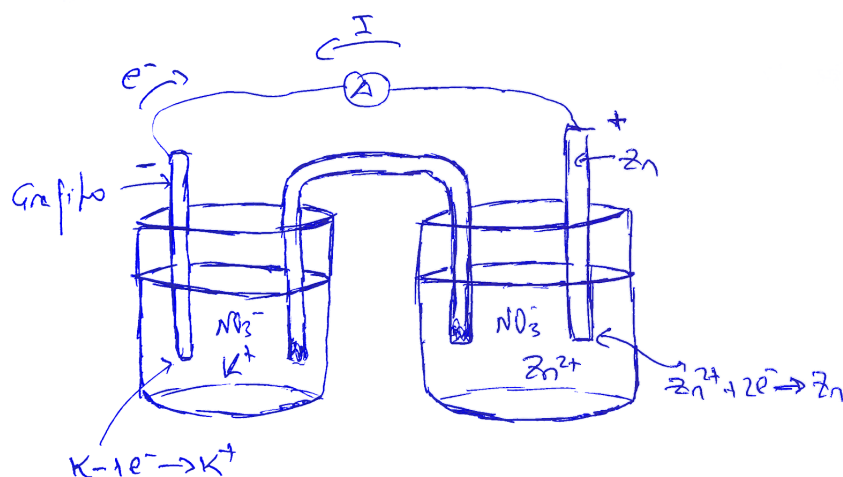
Los potenciales estándar que tenemos como datos son los de reducción. Sabemos que en uno de los electrodos se debe producir la oxidación, cuyo potencial coincide en valor con el de reducción, pero es de signo contrario. Los dos potenciales de reducción que tenemos son negativos. Para que la suma de los potenciales de los dos electrodos sea positivo, se oxidará el que tenga un potencial de reducción más negativo, en nuestro caso el potasio.



Para representar una pila se comienza por el ánodo y se termina por el cátodo. Las fases se separan por una barra (|) y el puente salino por una doble barra (||). Nuestra pila será:



El potasio es un metal alcalino que reacciona violentamente con el agua, por lo que si estamos trabajando en disolución acuosa no podemos tener un electrodo de potasio metálico, de ahí que incluyamos en nuestro esquema de pila el carbono grafito como parte conductora del electrodo que permita el paso de los electrones desde el ánodo hasta el cátodo para que el Zn^{2+} se reduzca.



- c) ¿Qué tipo de especie química se utilizaría para la construcción del puente salino? Justificar la respuesta.

Para la construcción del puente salino se utiliza una disolución saturada de un electrolito tipo cloruro de potasio, nitrato de sodio, cloruro de sodio, nitrato de sodio, sulfato de sodio.

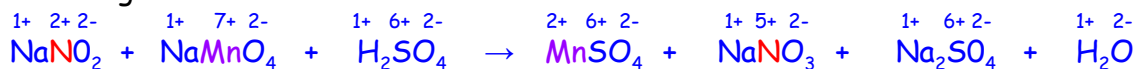
En nuestro caso vamos a elegir una disolución saturada de un electrolito que no contenga el catión potasio, para que no afecte a nuestras semirreacciones, por ejemplo, **sulfato de sodio**.

Puntuación máxima por apartado a) 0.60 puntos. b) 0.90 puntos. c) 0 50 puntos

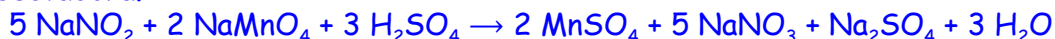
8.- Sea la reacción



- a) Ajustar por el método del ión-electrón las semirreacciones y la reacción global.



Ahora debemos traspasar los coeficientes estequiométricos de la ecuación ajustada en forma iónica a la ecuación en forma molecular. Hay que tener en cuenta que debe ajustarse el Na_2SO_4 , ya que se trata de una especie espectadora.



b) Indicar cuál es la especie oxidante y cuál la reductora.

La especie oxidante es el anión permanganato o tetraoxidomanganato(1-) aportado por el permanganato de sodio (tetraoxidomanganato de sodio), NaMnO_4 , ya que el manganeso se reduce pasando de número de oxidación 7+ a 2+.

Por su parte, la especie reductora es el nitrito o dioxidonitrato(1-) que es el anión del nitrito de sodio (dioxidonitrato de sodio), NaNO_2 , ya que el nitrógeno se oxida pasando de número de oxidación 3+ a 5+.

c) Nombrar los siguientes compuestos de la reacción anterior: NaNO_2 ; NaMnO_4 ; MnSO_4 ; NaNO_3 .

- NaNO_2 : Dioxidonitrato de sodio; nitrito de sodio.
- NaMnO_4 : Tetraoxidomanganato de sodio; permanganato de sodio.
- MnSO_4 : Tetraoxidosulfato de manganeso; sulfato de manganeso(II).
- NaNO_3 : Trioxidonitrato de sodio; nitrato de sodio.

Puntuación máxima por apartado: a) 1,0 punto; b) 0,40 puntos; c) 0,60 puntos

9.- La constante de velocidad aumenta al triple en una reacción cuando la temperatura pasa de 300 K a 400 K.

a) Hallar la energía de activación. $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

$$T_1 = 300 \text{ K}; T_2 = 400 \text{ K}; k_2 = 3 \cdot k_1.$$

De acuerdo con la ecuación de Arrhenius, la constante de velocidad depende de la temperatura según:

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

donde, k es la constante de velocidad, A el factor de frecuencia, E_a la energía de activación, R la constante de los gases y T la temperatura absoluta.

Comparando las constantes a las dos temperaturas:

$$\left. \begin{array}{l} k_1 = A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT_1}} \\ k_2 = A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT_2}} \end{array} \right\} \Rightarrow \frac{k_2}{k_1} = \frac{3 \cdot k_1}{k_1} = 3 \Rightarrow 3 = \frac{A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT_2}}}{A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT_1}}} \Rightarrow 3 = e^{\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)} \Rightarrow$$

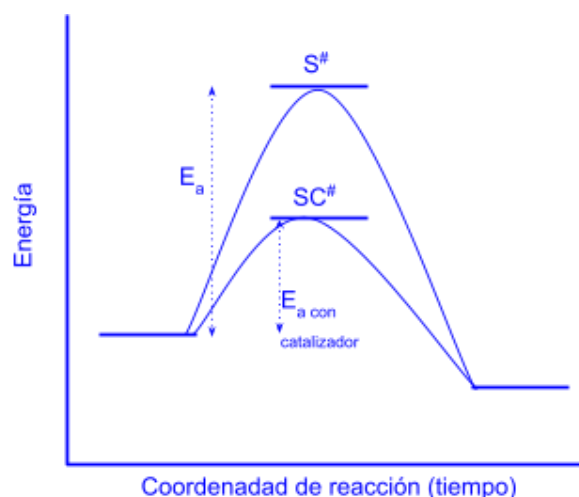
$$\ln(3) = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \Rightarrow E_a = \frac{R \cdot \ln(3)}{\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}} = \frac{8,31 \cdot \ln(3)}{\frac{1}{300} - \frac{1}{400}} = 10955 \text{ J}$$

$$E_a = 10,955 \text{ kJ}$$

b) Razonar cómo influye en la velocidad de la reacción la adición de un catalizador.

Un catalizador es una especie química que, en cantidades muy pequeñas, produce un aumento de la velocidad de reacción de varios órdenes de magnitud. Es importante destacar que el catalizador se recupera al final del proceso.

Los parámetros termodinámicos de la reacción no se ven afectados por la presencia del catalizador. El aumento de la velocidad se produce porque el mecanismo de la reacción cambia con la presencia del catalizador haciendo que la reacción transcurra con una energía de activación menor, tal y como se muestra en la gráfica:



La reacción con catalizador transcurre con un mecanismo complejo en el que el estado de transición $SC^\#$, es de menor energía que el estado de transición de la reacción sin catalizar, $S^\#$.

Puntuación máxima por apartado a) 1,40 puntos b) 0,60 puntos

10. - Se sabe que un compuesto orgánico ($C_xH_yO_z$) contiene un 22,22% de oxígeno. Además, por combustión de 14,4 g del compuesto se obtienen 35,2 g de CO_2 .

a) Determinar su fórmula empírica. Masas atómicas (u): H = 1; C = 12; O = 16.

Todo el carbono contenido en 14,4 g del compuesto pasa a formar parte del dióxido de carbono (35,2 g de CO_2). Como conocemos el porcentaje en masa de oxígeno, podemos calcular su valor para 14,4 g de compuesto y a partir de ese dato y de la masa de carbono calcularemos la masa de hidrógeno por diferencia.

$$M_{CO_2} = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ g/mol} \Rightarrow \left. \begin{array}{l} 35,2 \text{ g } CO_2 \cdot \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g } CO_2} = 9,6 \text{ g C} \\ m_O = 0,2222 \cdot m_{\text{compuesto}} = 0,2222 \cdot 14,4 = 3,2 \text{ g O} \end{array} \right\}$$

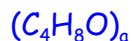
$$\left. \begin{array}{l} m_C = 9,6 \text{ g C} \\ m_O = 3,2 \text{ g H} \\ m_H = m_{C_xH_yO_z} - m_C - m_H = 14,4 - 9,6 - 3,2 = 1,6 \text{ g H} \end{array} \right\} \Rightarrow$$

$$\left. \begin{array}{l} \div A_i \quad \frac{9,6}{12} = 0,8 \text{ mol C} \\ \Rightarrow \quad \frac{3,2}{16} = 0,2 \text{ mol O} \\ \quad \quad \frac{1,6}{1} = 1,6 \text{ mol H} \end{array} \right\} \Rightarrow \left. \begin{array}{l} \frac{0,8}{0,2} = 4 \text{ at. C} \\ \frac{0,8}{0,8} = 1 \text{ at. O} \\ \frac{1,6}{0,2} = 8 \text{ at. H} \end{array} \right\}$$

La fórmula empírica de nuestro compuesto es: C_4H_8O

- b) Hallar la fórmula molecular si 36 g del compuesto orgánico contienen $3,011 \cdot 10^{23}$ moléculas. $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$.

La fórmula empírica nos informa sobre la relación más sencilla en número de átomos en un compuesto químico. Es la fórmula molecular la que nos indica cuántos átomos de cada elemento tenemos por unidad molecular, y se trata de un múltiplo de la fórmula empírica.



Para su determinación necesitamos conocer su masa molecular, ya que:

$$M_{\text{compuesto}} = a \cdot (4 \cdot A_C + 8 \cdot A_H + A_O) = a \cdot (4 \cdot 12 + 8 \cdot 1 + 16) = 72 \cdot a$$

La masa molecular la calculamos, en este caso, a partir del número de moles y la masa de compuesto. El número de moles lo determinaremos utilizando el número de Avogadro y el de moléculas correspondientes a 36 g de compuesto.

$$\left. \begin{array}{l} n = \frac{m}{M} \\ n = \frac{N}{N_A} \end{array} \right\} \Rightarrow M = \frac{m}{n} = \frac{m}{\frac{N}{N_A}} = \frac{m \cdot N_A}{N} = \frac{36 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}}{3,011 \cdot 10^{23}} = 72 \text{ g/mol}$$

$$72 \cdot a = 72 \Rightarrow a = 1$$

C₄H₈O es la fórmula molecular de nuestro compuesto.

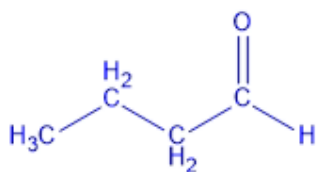
- c) Nombrar dos isómeros de dicho compuesto.

Vamos a ver si nuestro compuesto presenta alguna insaturación.

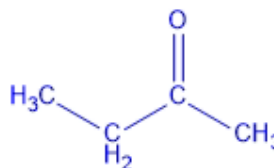
$$N_{\text{ins}} = \frac{2 \cdot N_C + 2 - N_H}{2} = \frac{2 \cdot 4 + 2 - 8}{2} = 1$$

El compuesto presenta una insaturación (puede ser por cierre de ciclo o por la presencia de un doble enlace).

Tendríamos varios isómeros para elegir, yo voy a quedarme con dos isómeros de función que contienen el grupo carbonilo, por un lado un aldehído y por el otro una cetona.



butanal



butanona

Puntuación máxima por apartado a) 1,0 punto b) 0,5 puntos, c) 0,50 puntos