

PRUEBAS EBAU QUÍMICA

Juan P. Campillo Nicolás

31 de diciembre de 2019

1. EL ÁTOMO. ENLACE QUÍMICO.

1. Tres elementos tienen las siguientes configuraciones electrónicas: A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$; C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. La primera energía de ionización de estos elementos (no en ese orden) es: $419 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, $735 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $1527 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, y los radios atómicos son 97, 160 y 235 pm ($1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$). a) Indique de que elementos se tratan A y C. b) Relacione, de forma justificada cada valor de energía con cada elemento. c) Asigne de forma justificada a cada elemento el valor del radio correspondiente. .

Respuesta:

- a) El elemento A es el **Argón (Ar)**, mientras que el C es el **Magnesio (Mg)**
- b) El compuesto **más estable será el A**, por lo que su energía de ionización será la más alta de las indicadas ($1735 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$). El elemento cuya energía de ionización es la menor es el B, dada su situación en la tabla periódica a la izquierda y por encima de C. Las energías de ionización de **B y C** serán, por tanto, **419 y $1527 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$** , respectivamente.
- c) Teniendo en cuenta la variación del radio atómico con la situación en la tabla periódica (disminuyendo de derecha a izquierda y de abajo hacia arriba), el elemento de menor radio atómico será el **A (97 pm)**, seguido del **C (160 pm)** y, por último, el **B (235 pm)**.
2. Un átomo tiene 34 protones y 44 neutrones y otro átomo posee 19 protones y 20 neutrones: a) Indique el número atómico y el número másico de cada uno de ellos. b) Escriba un posible conjunto de números cuánticos para el electrón diferenciador de cada uno de ellos. c) Indique, razonadamente, cual es el ion más estable de cada uno de ellos y escriba su configuración electrónica..

Respuesta:

- a) El primero de ellos tiene un número atómico $Z = 34$, siendo su número másico $A = 78$. El segundo tiene un número atómico $Z = 19$ y un número másico $A = 39$.
- b) Las respectivas configuraciones electrónicas, denominando X al primer elemento, e Y al segundo, serán: X $1s^2 \cdot 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$; Y $1s^2 \cdot 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. Un posible conjunto de números cuánticos para el electrón diferenciador puede ser:
- $$X: n = 4, l = 1, m = 1, 0 \text{ o } -1, s = \pm 1/2 \quad X: n = 4, l = 0, m = 0, s = \pm 1/2$$
- c) El ion más estable de X será X^{2-} , cuya configuración electrónica será: $1s^2 \cdot 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$, mientras que el de Y será Y^+ , con configuración electrónica : $1s^2 \cdot 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3p^6$
3. a) Represente las estructuras de Lewis de las moléculas de H_2O y de NF_3 . b) Justifique la geometría de estas moléculas según la Teoría de Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia. c) Explique cual de ellas presenta mayor punto de ebullición ..

Respuesta:

- a) Las estructuras de Lewis son las siguientes:



- b) La existencia de dos pares de electrones no compartidos sobre el átomo de oxígeno y las repulsiones de estos sobre los dos pares enlazantes, determina que la forma geométrica de la molécula de agua es

angular. En el caso del NF_3 , la existencia de un par de electrones no compartido sobre el átomo de nitrógeno da lugar a una forma geométrica de pirámide trigonal.

c) El agua es el compuesto con mayor punto de ebullición, debido a la formación de enlaces por puente de hidrógeno entre sus moléculas.

4. a) Justifique cuál de las siguientes especies, Li^+ y He , tiene mayor radio. b) Razone cuál de los siguientes elementos, O y N, tiene mayor afinidad electrónica. c) Justifique cuál de los siguientes elementos, Na y Cl, tiene mayor energía de ionización.

Respuesta:

a) Las configuraciones electrónicas del ion Li^+ y del He son la misma, $1s^2$. Dado que el Li posee tres electrones en su núcleo y el He dos, los electrones de último nivel son atraídos con más fuerza en el caso del Li^+ , con lo que el radio de este ion será menor que el del He .

b) La afinidad electrónica de un elemento aumenta de izquierda a derecha en la tabla periódica. Al encontrarse el O y el N en el mismo periodo y estar el oxígeno más a la derecha, será este elemento el que posea mayor afinidad electrónica.

c) La energía de ionización aumenta de izquierda a derecha en la tabla periódica. Al encontrarse en el mismo periodo, el número de electrones del núcleo aumenta en dicho sentido, haciéndolo también la atracción de los electrones externos por parte del núcleo y, por tanto, la energía de ionización. Así pues, el Cl posee una mayor energía de ionización que el Na.

5. Para un átomo en su estado fundamental, justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: a) El número máximo de electrones con un número cuántico $n = 3$ es 14. b) Si en el subnivel $3p$ se sitúan 3 electrones habrá un electrón desapareado. c) En el subnivel $4s$ puede haber dos electrones como máximo.

Respuesta:

a) La afirmación es falsa, pues la configuración del nivel 3 es $3s^2 3p^6, 3d^{10}$, existiendo como máximo, por tanto, 18 electrones con número cuántico $n = 3$.

La afirmación es falsa, pues aplicando la Regla de Hund, los tres electrones tenderán a ocupar el mayor número posible de orbitales del subnivel, en este caso tres, por lo que los tres electrones estará desapareados.

La afirmación es correcta, pues el subnivel $4s$ está formado por un solo orbital, con capacidad para dos electrones.

6. En función del tipo de enlace conteste, razonando la respuesta: a) ¿Tiene el CH_3OH un punto de ebullición más alto que el CH_4 ? b) ¿Tiene el KCl un punto de fusión mayor que el Cl_2 ? c) ¿Cuál de estas sustancias es soluble en agua: CCl_4 o KCl ?

Respuesta:

a) El CH_3OH presenta enlaces por puente de hidrógeno, mientras que en el CH_4 no existe este tipo de enlace. El punto de ebullición será, pues, mayor en el CH_3OH .

b) El KCl es un compuesto iónico, mientras el Cl_2 es un compuesto covalente apolar. El punto de fusión es muy superior en el primer caso.

c) El tetracloruro de carbono es una sustancia covalente apolar, mientras que el KCl es un compuesto iónico. Al tratarse el agua de un disolvente polar, el KCl será mucho más soluble que el CCl_4 .

7. Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: a) El ion F^- tiene mayor radio que el ion Na^+ . b) La primera energía de ionización del Cs es mayor que la del K. c) Los elementos con $Z = 11$ y $Z = 17$ pertenecen al mismo periodo.

Respuesta:

a) Las respectivas configuraciones electrónicas son:



El número de electrones es el mismo, pero el número atómico del Na es mayor, con lo que el radio iónico del Na^+ será menor que el del F^- . La afirmación es, pues, **correcta**.

b) La energía de ionización desciende desde arriba hacia abajo en un grupo, por lo que al estar el K por encima del Cs, la energía de ionización del primero es mayor. La afirmación **no es correcta**.

c) Conociendo las respectivas configuraciones electrónicas: 11 : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ y 17 : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ podemos afirmar que ambos elementos se encuentran en el mismo periodo. la afirmación es **correcta**.

8. Considere las siguientes configuraciones electrónicas: 1) $1s^2 2s^2 2p^7$ 2) $1s^2 2s^3$ 3) $1s^2 2s^2 2p^5$ 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ a) Razone cuáles no son posibles. b) Justifique el estado de oxidación del ion más probable de los elementos cuya configuración sea correcta. c) Identifique y sitúe en la Tabla Periódica los elementos cuya configuración sea correcta.

Respuesta:

a) 1) **no es posible** pues no puede haber más de 6 electrones en los orbitales 2p. 2) **tampoco lo es**, pues en el orbital 2s caben, como máximo, 2 electrones.

b) El estado de oxidación del ion más probable será **-1 para el ejemplo 3) y +1 para el 4)**.

c) El elemento 3) es **F, que ocupa el periodo 2 y el grupo 17**, mientras que el 4) ocupa **el periodo 3 y el grupo 1**, tratándose, por tanto del **K**.

9. Dados los siguientes compuestos: LiCl, CH_4 , H_2O y HF, indique razonadamente: a) El tipo de enlace que presentan. b) Cuáles de las moléculas covalentes son polares. c) Cuáles de las moléculas covalentes pueden presentar puntos de fusión y ebullición mayores de lo esperado.

Respuesta:

a) El **LiCl presenta enlace iónico**, dada la elevada diferencia de electronegatividad entre los elementos Li y Cl. El resto presenta enlace covalente, debido a la menor diferencia de electronegatividad entre los elementos de cada compuesto.

b) El **H_2O** , debido a su geometría angular, y el **HF**, debido a la diferencia de electronegatividad entre H y F.

c) El **H_2O** y el **HF**, por formarse en ambos casos enlaces por puente de hidrógeno.

10. Sean los elementos cuyas configuraciones electrónicas son A = $1s^2 2s^2$; B = $1s^2 2s^2 2p^1$; C = $1s^2 2s^2 2p^5$. Justifique cuál de ellos tiene: a) Menor radio. b) Mayor energía de ionización. c) Menor electronegatividad.

Respuesta:

a) El de **menor radio es C**, pues es el que posee mayor número atómico, siendo el último nivel el mismo para los tres elementos.

b) la energía de ionización aumenta de izquierda a derecha a lo largo de un periodo. **El elemento C** es el que se encuentra más a la derecha en el periodo, por lo que posee la mayor energía de ionización.

c) La electronegatividad disminuye de derecha a izquierda a lo largo de un periodo, por lo que **el elemento A** es el menos electronegativo.

11. Explique, en función del tipo de enlace, las siguientes afirmaciones: a) El cloruro de sodio tiene un punto de fusión de 800°C , en cambio, el Cl_2 es un gas a temperatura ambiente. b) El diamante no conduce la corriente eléctrica mientras que el níquel sí lo hace. c) La temperatura de fusión del agua es menor que la del cobre.

Respuesta:

a) El **cloruro de sodio presenta un enlace iónico**, mientras que **el cloro es un compuesto covalente molecular**.

- b) El **diamante** es un compuesto **covalente reticular**, mientras el **Ni** es un compuesto que presenta **enlace metálico**.
- c) Los compuestos con **enlace metálico** (Cu) poseen **puntos de fusión más elevados** que los **compuestos covalentes moleculares** (H₂O).
12. La configuración electrónica del último nivel energético de un elemento es $4s^2 4p^3$. De acuerdo con este dato: a) Deduzca, justificadamente, la situación de dicho elemento en la Tabla Periódica. b) Escriba una de las posibles combinaciones de números cuánticos para su electrón diferenciador. c) Indique, justificadamente, dos posibles estados de oxidación de este elemento.

Respuesta:

- a) El elemento está situado en el **periodo 4 (n = 4) y en el grupo 15**.
- b) Una posible combinación de números cuánticos sería: **n = 4; l = 1; m = 0 y s = +1/2**.
- c) Atendiendo a su configuración electrónica, dos de los posibles estados de oxidación de este elemento serían **- 3 y + 5**.
13. Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: a) El número cuántico m para un electrón en el orbital 3p puede tomar cualquier valor entre +3 y -3. b) El número de electrones con números cuánticos distintos que pueden existir en un subnivel con n = 2 y l = 1 es de 6. c) Los valores de los números cuánticos n, l y m, que pueden ser correctos para describir el orbital donde se encuentra el electrón diferenciador del elemento de número atómico 31, son (4, 1, -2).

Respuesta:

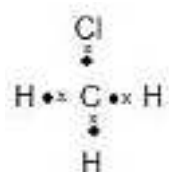
- a) la afirmación es **falsa**: el número cuántico m para el orbital 3 p puede ser + 1, 0 o -1.
- b) La afirmación es **correcta**: para l = 1 disponemos de 3 orbitales p, con dos electrones cada uno de ellos.
- c) La configuración electrónica de este átomo es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4d^1$, por lo que el valor de l para el electrón diferenciador sería: **l = 3**. la afirmación es, pues, **falsa**.
14. De entre las siguientes sustancias NaBr, CCl₄ y Cu, responda razonadamente a las siguientes cuestiones: a) ¿Cuáles conducen la electricidad en disolución o en estado sólido? b) ¿Cuál será la de menor punto de ebullición? c) ¿Cuáles serán insolubles en agua?

Respuesta:

- a) El NaBr conduce la electricidad en disolución, al tratarse de un compuesto iónico. El Cu conducirá en estado sólido, por tratarse de un compuesto con enlace metálico.
- b) El menor punto de ebullición corresponderá al CCl₄, por tratarse de un compuesto covalente molecular.
- c) Sólo es soluble en agua el NaBr, por tratarse de un compuesto iónico. Por tanto, el **Cu y el CCl₄ son insolubles** en agua.
15. Para la molécula CH₃Cl, indique razonadamente: a) Su geometría aplicando la teoría de RPECV. b) El carácter polar o no polar de dicha molécula. c) La hibridación del átomo central.

Respuesta:

- a) Atendiendo a la estructura de Lewis para esta molécula: Se puede deducir según la teoría de RPECV



que la mínima repulsión se dará cuando la forma de la molécula sea tetraédrica.

La molécula será **polar**, puesto que el enlace C-Cl es bastante más polar que el enlace C-H, con lo que la suma de los momentos dipolares no será nula.

c) Para una estructura tetraédrica, la hibridación del C debe ser del tipo **sp³**

16. Conteste de forma razonada a las siguientes cuestiones: a) ¿Cuántos orbitales hay en el nivel de energía $n = 2$? b) ¿Cuál es el número máximo de electrones que puede encontrarse en el nivel de energía $n = 3$? c) ¿En qué se diferencian y en qué se parecen los orbitales $3p_x$, $3p_y$ y $3p_z$?

Respuesta:

a) para $n = 2$ podemos tener las siguientes combinaciones de números cuánticos:

$$n = 2 \quad l = \begin{cases} 0 & m = 0 \quad \text{1 orbital } s \\ 1 & m = +1, 0, -1 \quad \text{3 orbitales } p \end{cases}$$

Lo que hace un total de **4 orbitales en el nivel 2**.

b) para el nivel 3, tendremos:

$$n = 3 : l = 0 (2 e^-), l = 1 (6 e^-), l = 2 (10 e^-)$$

Con lo que el **número máximo de electrones en el nivel $n = 3$ es de 18**. También podríamos haber empleado la regla: $n^2 e = 2n^2 = 2 \cdot 3^2 = 18$)

c) **La forma** de los tres orbitales p **es la misma**, pero **difieren en su orientación espacial**.

17. Sean los siguientes orbitales: 3p, 2s, 4p, 3d. a) Ordénelos justificadamente de forma creciente según su energía. b) Escriba una posible combinación de números cuánticos para cada orbital. c) Razone si el 3p y el 4p son exactamente iguales.

Respuesta:

a) Siguiendo el diagrama de Möller, la ordenación creciente de energías de estos orbitales es: **2s < 3p < 3d < 4p**.

b) Algunas posibles combinaciones de números cuánticos podrían ser las siguientes:

$$2s : n = 2; l = 0; m = 0; s = +1/2$$

$$3p : n = 3; l = 1; m = 1; s = +1/2$$

$$3d : n = 3; l = 2; m = -1; s = -1/2$$

$$4p : n = 4; l = 1; m = 1; s = -1/2$$

c) **No son exactamente iguales**, pues, aunque geoméricamente sí lo son, la energía es mayor cuanto mayor sea el valor del número cuántico n , a la vez que aumenta el tamaño del orbital.

18. Para los siguientes grupos de números cuánticos: (4, 2, 0, +1/2); (3, 3, 2, -1/2); (2, 0, 1, +1/2) y (2, 0, 0, -1/2). a) Indique cuáles son posibles y cuáles no para un electrón en un átomo. b) Para las combinaciones correctas, indique el orbital donde se encuentra el electrón. c) Ordene razonadamente los orbitales del apartado anterior en orden creciente de energía.

Respuesta:

a) Sólo son posibles **el primero y el cuarto**, pues en el segundo, el número cuántico l debe ser inferior a 3, mientras que en el tercero, el número cuántico m no puede ser superior, en valor absoluto al valor del número cuántico l (0, en este caso).

b) En el primer caso, el orbital es el **4d**, mientras que en el cuarto, se trata del orbital **2s**.

c) Aplicando el diagrama de Möller, el orden creciente de energía será **2s < 4d**

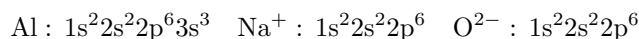
19. Considere los átomos X e Y, cuyas configuraciones electrónicas de la capa de valencia en estado fundamental son $4s^1$ y $3s^2 3p^4$, respectivamente. a) Si estos dos elementos se combinaran entre sí, justifique el tipo de enlace que se formaría. b) Escriba la fórmula del compuesto formado. c) Indique dos propiedades previsibles para este compuesto.

Respuesta:

- a) El primer elemento se encuentra en el grupo 1, mientras que el segundo se encuentra en el grupo 16. dada la diferencia de electronegatividades, cabe esperar que entre ambos se forme un **compuesto iónico**.
- b) La fórmula del compuesto será **X_2Y** .
- c) Entre otras propiedades, un compuesto iónico tiene **puntos de fusión y ebullición elevados**, y **no conduce la corriente eléctrica en estado sólido**, aunque sí cuando se encuentra fundido o en disolución.
20. Dadas las siguientes especies: Al ($Z = 13$), Na^+ ($Z = 11$), O^{2-} ($Z = 8$). Indique razonadamente: a) ¿Cuáles son isoelectrónicos? b) ¿Cuál o cuáles tienen electrones desapareados? c) La configuración electrónica de un ion estable del elemento Al.

Respuesta:

- a) Son isoelectrónicos el **Na^+** y el **O^{2-}** , pues ambos poseen 10 electrones.
- b) Las respectivas configuraciones electrónicas son:



Por lo que sólo el **Al** posee electrones desapareados.

- c) La configuración electrónica de un ion estable sería:



21. Dadas las sustancias KBr, HF, CH_4 y K, indique razonadamente: a) Una que no sea conductora en estado sólido pero sí fundida. b) Una que forme enlaces de hidrógeno. c) La de menor punto de ebullición.

Respuesta:

- a) El **KBr**, al tratarse de una sustancia iónica, no conduce en estado sólido al formarse una red cristalina estable. Cuando se encuentra fundido, los iones pueden moverse con libertad, lo que hace que la sustancia se comporte como conductora.
- b) El **HF** forma enlaces por puente de hidrógeno, al estar unido éste a un elemento de pequeño tamaño y gran electronegatividad, como es el F.
- c) Se trata del **CH_4** , al ser una sustancia covalente apolar.

2. ESTEQUIOMETRÍA.

3. CINÉTICA DE REACCIONES.

1. La reacción: $A + 2B + C \rightarrow D + E$ tiene como ecuación de velocidad $v = K[A]^2[B]$. a) ¿Cuáles son los órdenes parciales de la reacción y el orden total? b) Deduzca las unidades de la constante de velocidad. c) Justifique cuál es el reactivo que se consume más rápidamente.

Respuesta:

a) Los órdenes parciales de la reacción son **dos** para el reactivo **A**, y **1** para el reactivo **B**, como indican los respectivos exponentes en la ecuación de velocidad. El orden total será la suma de los órdenes parciales, es decir, **tres**.

b) La velocidad se expresa en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$, mientras que el producto de las concentraciones elevadas a sus respectivos exponentes se expresará en $\text{mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}$. Con todo ello, la constante de velocidad se expresará en:

$$\frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}} = \text{mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

c) Las velocidades con que desaparecen los reactivos A y B son, respectivamente:

$$v_A = \frac{d[A]}{dt} \quad v_B = \frac{d[B]}{dt}$$

Teniendo en cuenta, además, que:

$$v = -\frac{v_A}{2} = -v_B \quad v_A = 2v_B$$

Veremos que la velocidad de desaparición de A es **doble** que la de B.

2. La reacción $\text{CO}(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{NO}(\text{g})$ tiene la siguiente ecuación de velocidad obtenida experimentalmente: $v = k[\text{NO}_2]^2$. Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: a) La velocidad de desaparición del CO es igual a la velocidad de desaparición del NO_2 b) La constante de velocidad no depende de la temperatura porque la reacción se produce en fase gaseosa. c) El orden total de la reacción es 1 porque la velocidad solo depende de la concentración de NO_2 .

Respuesta:

a) La velocidad de la reacción es:

$$v = -\frac{d[\text{CO}]}{dt} = -\frac{d[\text{NO}_2]}{dt}$$

Por lo que la afirmación es **correcta**.

b) La afirmación es **falsa**: la constante de velocidad depende en todos los caso de la temperatura: $k = A e^{-\frac{E_a}{RT}}$.

c) La afirmación es **falsa**, pues el orden total de la reacción corresponde, en este caso, al exponente de la concentración de NO_2 , es decir, 2.

3. Experimentalmente se halla que la reacción $A \rightarrow B + C$, en fase gaseosa, es de orden 2 respecto de A. a) Escriba la ecuación de velocidad. b) Explique cómo variará la velocidad de reacción si el volumen disminuye a la mitad. c) Calcule la velocidad cuando $[A]=0,3 \text{ M}$, si la constante de velocidad es $k = 0,36 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

Respuesta:

a) La ecuación de velocidad tiene la forma: $v = k[A]^2$

b) Al disminuir el volumen a la mitad, la concentración de A aumentará al doble, y la velocidad aumentará **cuatro veces**.

c) La velocidad será:

$$v = 0,36 \cdot 0,3^2 = 0,0324 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

4. TERMOQUÍMICA.

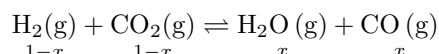
5. EQUILIBRIO QUÍMICO.

1. Para el equilibrio: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$, la constante $K_c = 4,40$ a 200 K. Calcule:
 a) Las concentraciones en el equilibrio cuando se introducen simultáneamente 1 mol de H_2 y 1 mol de CO_2 en un reactor de 4,68 L a dicha temperatura. b) La presión parcial de cada especie en equilibrio y el valor de K_p . Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

Respuesta:

a) Puesto que el número de moles de sustancias gaseosas es el mismo en los dos miembros, podemos utilizar el número de moles de cada especie, en lugar de la concentración de cada una, en la expresión de la constante de equilibrio.

En el equilibrio, podemos escribir:



$$K_C = 4,40 = \frac{x^2}{(1-x)^2}$$

Resolviendo la ecuación de 2º grado, tendremos: $x = 0,677$ moles (la otra solución se descarta, al ser superior a 1). Así pues, las concentraciones en el equilibrio serán:

$$[\text{H}_2\text{O}] = [\text{CO}] = \frac{0,677}{4,68} = \mathbf{0,145 \text{ M}} \quad [\text{H}_2] = [\text{CO}_2] = \frac{1-0,677}{4,68} = \mathbf{0,069 \text{ M}}$$

b) Las respectivas presiones parciales serán, aplicando la ecuación de los gases ideales:

$$p_{\text{H}_2\text{O}} = p_{\text{CO}} = 0,145 \cdot 0,082 \cdot 200 = 2,378 \text{ atm} \quad p_{\text{H}_2} = p_{\text{CO}_2} = 0,069 \cdot 0,082 \cdot 200 = \mathbf{1,1316 \text{ atm}}$$

El valor de K_p será el mismo que el de K_C , debido a que Δn (variación del número de moles gaseosos) es cero. Para comprobarlo:

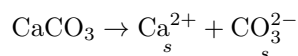
$$K_p = \frac{p_{\text{H}_2\text{O}} \cdot p_{\text{CO}}}{p_{\text{H}_2} \cdot p_{\text{CO}_2}} = \frac{2,38^2}{1,13^2} = \mathbf{4,43}$$

Siendo este valor ligeramente diferente al del enunciado, debido a la aproximación tomada en el segundo decimal.

2. El producto de solubilidad del carbonato de calcio, CaCO_3 , a 25°C, es $4,8 \cdot 10^{-9}$. Calcule: a) La solubilidad molar de la sal a 25°C. b) La masa de carbonato de calcio necesaria para preparar 250 ml de una disolución saturada de dicha sal. Datos: Masas atómicas C = 12; O = 16; Ca = 40..

Respuesta:

a) Teniendo en cuenta el equilibrio:



Podremos poner que $K_{ps} = 4,8 \cdot 10^{-10} = s^2$, obteniéndose $s = \mathbf{6,92 \cdot 10^{-5} \text{ M}}$

b) Conocida la solubilidad, podemos poner:

$$6,92 \cdot 10^{-5} = \frac{x \text{ g CaCO}_3 / 100 \text{ g CaCO}_3 \cdot \text{mol}^{-1}}{0,25 \text{ L}} \quad x = \mathbf{1,73 \cdot 10^{-3} \text{ g CaCO}_3}$$

3. Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones: a) Si a una disolución saturada de una sal insoluble se le añade uno de los iones que la forman, disminuye la solubilidad. b) Dos iones de cargas iguales y de signos opuestos forman un precipitado cuando el producto de sus concentraciones es igual

a su producto de solubilidad. c) Para desplazar el equilibrio de solubilidad hacia la formación de más sólido insoluble, se extrae de la disolución parte del precipitado.

Respuesta:

a) La afirmación es **correcta**: por ejemplo, para un compuesto AB, que se disocia en los iones A^+ y B^- cuya solubilidad sería: $s = \sqrt{K_{ps}}$, al añadir uno de los iones, por ejemplo el ion B^- podremos escribir: $K_{ps} = s' [B^-]$. Al ser $[B^-]$ mayor que la que correspondería de proceder sólo del compuesto AB, el valor de s' se haría menor.

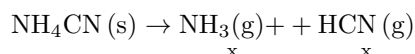
b) La afirmación es **correcta**. Cuando el producto de las concentraciones alcance el valor del producto de solubilidad, comienza a producirse el precipitado.

c) La afirmación es **incorrecta**, pues en la expresión del producto de solubilidad no aparece la concentración del sólido, que puede ser considerada constante.

4. El cianuro de amonio se descompone según el equilibrio: $NH_4CN (s) \rightleftharpoons NH_3 (g) + HCN (g)$ Cuando se introduce una cantidad de cianuro de amonio en un recipiente de 2 L en el que previamente se ha hecho el vacío, se descompone en parte y cuando se alcanza el equilibrio a la temperatura de $11^\circ C$ la presión es de 0,3 atm. Calcule: a) Los valores de K_c y K_p para dicho equilibrio. b) La cantidad máxima de NH_4CN (en gramos) que puede descomponerse a $11^\circ C$ en un recipiente de 2 L. Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$. Masas atómicas $H = 1$; $C = 12$; $N = 14$.

Respuesta:

a) La descomposición del cianuro de amonio se puede representar de la siguiente forma:



Para calcular el número de moles de sustancias gaseosas en el equilibrio, aplicamos la ecuación de los gases:

$$0,3 \cdot 2 = n \cdot 0,082 \cdot 284 \quad n = 0,026 \quad x = 0,013 \text{ moles}$$

la constante K_c será:

$$K_c = [NH_3][HCN] = \left(\frac{0,013}{2}\right)^2 = 4,23 \cdot 10^{-5}$$

Mientras que K_p tendrá el valor:

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 4,23 (0,082 \cdot 284)^2 = 0,023$$

b) La cantidad mínima de cianuro de amonio que se descompondrá será la correspondiente a 0,013 moles, es decir:

$$m = 0,013 \text{ moles} \cdot 42 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,55 \text{ g } NH_4CN$$

5. El hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$, es poco soluble en agua. Se dispone de una disolución saturada en equilibrio con su sólido. Razone si la masa del sólido en esa disolución aumenta, disminuye o no se altera al añadir: a) Agua. b) Disolución de NaOH. c) Disolución de HCl.

Respuesta:

a) La masa de sólido **disminuirá**, pues al añadir agua disminuye la concentración de los iones Ca^{2+} . Al añadir NaOH estamos aumentando la concentración de iones OH^- , con lo que la solubilidad de la sal disminuye. La masa de sólido **aumentará**.

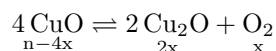
c) La adición de HCl retira iones OH^- de la disolución, con lo que la solubilidad aumenta y, por tanto, **disminuye** la masa de sólido.

6. En un recipiente de 2 L se introducen 4,90 g de CuO y se calienta hasta $1025^\circ C$, alcanzándose el equilibrio siguiente: $4 CuO (s) \rightleftharpoons 2Cu_2O (s) + O_2 (g)$ Si la presión total en el equilibrio es de 0,5 atm,

calcule: a) Los moles de O_2 que se han formado y la cantidad de CuO que queda sin descomponer.
b) Las constantes K_P y K_C a esa temperatura. Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas relativas $O = 16$; $Cu = 63,5$.

Respuesta:

a) El equilibrio se puede representar de la siguiente forma:



El número inicial de moles de CuO será:

$$n_{CuO} = \frac{4,90}{63,5 + 16} = 0,062$$

Puesto que la única sustancia gaseosa es el O_2 , el número total de moles de éste en el equilibrio será, aplicando la ecuación de los gases::

$$0,5 \cdot 2 = x \cdot 0,082 \cdot 1298 \quad x = 9,39 \cdot 10^{-3} \text{ moles } O_2$$

Quedan, por tanto $0,062 - 4 \cdot 9,39 \cdot 10^{-3} = 0,024$ moles de CuO , equivalentes a $0,024 \cdot (63,5 + 16) = 1,91$ g CuO

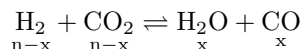
b) Las constantes K_p y K_c son, respectivamente:

$$K_p = 0,5 \quad K_c = 0,5 (0,082 \cdot 1298)^{-1} = 4,70 \cdot 10^{-3}$$

7. Se añade el mismo número de moles de CO_2 que de H_2 en un recipiente cerrado de 2 L que se encuentra a 1259 K, estableciéndose el siguiente equilibrio: $H_2 (g) + CO_2 (g) \rightleftharpoons H_2O (g) + CO (g)$ Una vez alcanzado el equilibrio, la concentración de CO es 0,16 M y el valor de K_C es 1,58. Calcule: a) Las concentraciones del resto de los gases en el equilibrio. b) La presión total del sistema en el equilibrio. Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

Respuesta:

a) El equilibrio será el siguiente:



La concentración de CO en el equilibrio es 0,16 M, que tiene el mismo valor que la concentración de H_2O , por lo que podemos escribir:

$$[CO] = [H_2O] = 0,16 = \frac{x}{2} \quad x = 0,32 \text{ mol}$$

Conocida la constante K_p , tendremos que:

$$1,58 = \frac{\left(\frac{0,32}{2}\right)^2}{\left(\frac{n-0,32}{2}\right)^2} = \frac{0,1024}{n^2 + 0,1024 - 0,64n}$$

Resolviendo la ecuación de segundo grado resultante, se obtiene $n = 0,57$ moles. Las concentraciones del resto de especies son:

$$[H_2] = [CO_2] = \frac{0,57 - 0,32}{2} = 0,125 \text{ M}$$

b) En el equilibrio, el número total de moles gaseosos será: $n = 0,57 - x + 0,57 - x + x + x = 1,14$. La presión se calcula aplicando la ecuación de los gases:

$$P \cdot 2 = 1,14 \cdot 0,082 \cdot 1259 \quad P = 7,43 \text{ atm}$$

8. Indique, razonadamente, si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones: a) Se puede aumentar la solubilidad del AgCl añadiendo HCl a la disolución. b) El producto de solubilidad de una sal es independiente de la concentración inicial de la sal que se disuelve. c) La solubilidad de una sal tiene un valor único.

Respuesta:

- a) La afirmación es **falsa**. Al añadir HCl estamos aumentando la concentración del ion Cl y, por efecto del ion común, disminuimos la solubilidad,
 b) La afirmación es **correcta**. El producto de solubilidad es el producto de las concentraciones de los iones, elevadas a sus respectivos coeficientes, cuando se ha establecido el equilibrio con el sólido.
 c) La afirmación es **falsa**, pues la variación en la concentración de uno de los iones hace que, por efecto del ion común, la solubilidad de la sustancia varíe.

9. Explique cómo afecta al siguiente equilibrio: $3 \text{Fe (s)} + 4 \text{H}_2\text{O (g)} \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4 \text{(s)} + 4 \text{H}_2 \text{(g)}$ a) Un aumento del volumen del recipiente donde se lleva a cabo la reacción. b) Un aumento de la concentración de H_2 . c) Un aumento de la cantidad de Fe presente en la reacción.

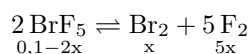
Respuesta:

- a) **No afecta al equilibrio** al tratarse de un equilibrio heterogéneo y haber el mismo número de moles de sustancias gaseosas en ambos miembros.
 b) Un aumento en la concentración de uno de los productos desplaza el equilibrio en sentido en el la concentración de los reactivos aumente, es decir, **hacia la izquierda**.
 c) **No afecta al equilibrio** al tratarse de un equilibrio heterogéneo y ser constantes las concentraciones de las especies en estado sólido.

10. A temperaturas elevadas, el BrF_5 se descompone según la reacción: $2 \text{BrF}_5 \text{(g)} \rightleftharpoons \text{Br}_2 \text{(g)} + 5 \text{F}_2 \text{(g)}$. En un recipiente herméticamente cerrado de 10 L, se introducen 0,1 moles de BrF_5 y se deja que el sistema alcance el equilibrio a 1500 K. Si en el equilibrio la presión total es de 2,12 atm, calcule: a) El número de moles de cada gas en el equilibrio. b) El valor de K_P y K_C . Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

Respuesta:

- a) El equilibrio se puede representar de la siguiente forma:



El número total de moles en el equilibrio será: $n = 0,1 - 2x + x + 5x = 0,1 + 4x$. Aplicando la ecuación de los gases, tendremos:

$$2,12 \cdot 10 = (0,1 + 4x) 0,082 \cdot 1500 \quad x = 0,018 \text{ moles}$$

El número de moles de cada gas en el equilibrio será, respectivamente:

$$n_{\text{BrF}_5} = 0,1 - 2 \cdot 0,018 = 0,064 \quad n_{\text{Br}_2} = 0,018 \quad n_{\text{F}_2} = 5 \cdot 0,018 = 0,09$$

- b) Las concentraciones respectivas serán:

$$[\text{BrF}_5] = \frac{0,1 - 2 \cdot 0,018}{10} = 0,0064 \text{ M} \quad [\text{Br}_2] = \frac{0,018}{10} = 0,0018 \quad [\text{F}_2] = \frac{5 \cdot 0,018}{10} = 0,009$$

Siendo los respectivos valores de K_c y K_p :

$$K_c = \frac{[\text{Br}_2][\text{F}_2]^5}{[\text{BrF}_5]^2} = \frac{0,0018 \cdot 0,009^5}{0,0064^2} = 2,59 \cdot 10^{-9}$$

$$K_p = 2,59 \cdot 10^{-9} (0,082 \cdot 1500)^4 = 0,59$$

11. Basándose en las reacciones químicas correspondientes, calcule la concentración de ion fluoruro: a) En una disolución saturada de fluoruro de calcio (CaF_2). b) Si la disolución es además 0,2 M en cloruro de calcio (CaCl_2). Dato: $K_S (\text{CaF}_2) = 3,9 \cdot 10^{-11}$

Respuesta:

a) Para una disolución saturada de fluoruro de calcio, tendremos:

$$3,9 \cdot 10^{-11} = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^-]^2 = s(2s)^2 = 4s^3 \quad s = 2,13 \cdot 10^{-4} \text{M}$$

$$[\text{F}^-] = 2s = 4,26 \cdot 10^{-4} \text{M}$$

b) La concentración del ion Ca^{2+} será, aproximadamente 0,2 M, por lo que:

$$3,9 \cdot 10^{-11} = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^-]^2 = 0,2 [\text{F}^-]^2 \quad [\text{F}^-] = 1,39 \cdot 10^{-5} \text{M}$$

12. El NaHCO_3 (s) se utiliza en la fabricación del pan. Su descomposición térmica desprende CO_2 , produciendo pequeñas burbujas en la masa que hacen que suba el pan al hornearlo. Para la reacción: 2NaHCO_3 (s) \rightleftharpoons Na_2CO_3 (s) + CO_2 (g) + H_2O (g), K_P tiene un valor de 3,25 a 125°C . Si se calientan a esa temperatura 100 g de NaHCO_3 (s) en un recipiente cerrado de 2 L de capacidad, calcule: a) El valor de la presión parcial de cada uno de los gases y la presión total cuando se alcance el equilibrio. b) La masa de NaHCO_3 que se ha descompuesto y la masa de todos los sólidos que quedan en el recipiente. Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas relativas H=1; C=12; O=16; Na=23.

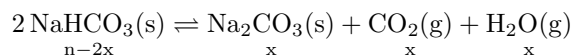
Respuesta:

a) A partir de la constante K_p :

$$3,25 = p_{\text{CO}_2} \cdot p_{\text{H}_2\text{O}} \quad p_{\text{CO}_2} = p_{\text{H}_2\text{O}} = \sqrt{3,25} = 1,8 \text{ atm}$$

$$P = p_{\text{CO}_2} + p_{\text{H}_2\text{O}} = 3,6 \text{ atm}$$

b) Teniendo en cuenta el equilibrio:



Calculamos el valor de K_c :

$$K_c = [\text{CO}_2][\text{H}_2\text{O}] = K_p(\text{RT})^{-2} = 3,25 (0,082 \cdot 398)^{-2} = 3,05 \cdot 10^{-3}$$

$$3,05 \cdot 10^{-3} = \left(\frac{x}{2}\right)^2 \quad x = 0,11 \text{ mol}$$

Teniendo en cuenta que inicialmente teníamos $n = \frac{100}{84} = 1,19$ moles de NaHCO_3 , nos quedarán:

$$m_{\text{NaHCO}_3} = (1,19 - 2 \cdot 0,11) 84 = 81,48 \text{ g NaHCO}_3$$

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,11 \cdot 106 = 11,66 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$$

$$m_{\text{CO}_2} = 0,11 \cdot 44 = 4,84 \text{ g CO}_2$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \cdot 0,11 \cdot 18 = 1,98 \text{ g H}_2\text{O}$$

13. Para la obtención de O_2 se utiliza la siguiente reacción: 4KO_2 (s) + 2CO_2 (g) \rightleftharpoons $2 \text{K}_2\text{CO}_3$ (s) + 3O_2 (g) Sabiendo que K_P es 28,5 a 25°C , justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: a) Una vez alcanzado el equilibrio, la presión total del sistema es la presión parcial de O_2 elevado al cubo. b) La constante K_C tiene un valor de 28,5. c) Un aumento de la cantidad de KO_2 implica una mayor obtención de O_2 .

Respuesta:

- a) La afirmación es **falsa**: existe también una presión parcial debida al CO_2 .
 b) La afirmación es **falsa**: la constante K_c tiene el valor:

$$K_c = K_p(\text{RT})^{-\Delta n} = 28,5 (\text{RT})^{-1}$$

- c) La afirmación es **correcta**. Un aumento en la cantidad de KO_2 (reactivo) desplaza el equilibrio hacia la formación de productos.
14. Basándose en las reacciones químicas correspondientes, calcule la solubilidad del CaSO_4 : a) En agua pura. b) En una disolución 0,50 M de sulfato de sodio (Na_2SO_4). Dato: $K_S (\text{CaSO}_4) = 9,1 \cdot 10^{-6}$.

Respuesta:

- a) En agua pura, la solubilidad se calcula de la forma:

$$9,1 \cdot 10^{-6} = [\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = s^2 \quad s = 3,02 \cdot 10^{-3} \text{M}$$

- b) En este caso, la concentración de SO_4^{2-} será, aproximadamente, 0,5, por lo cual:

$$9,1 \cdot 10^{-6} = [\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = s \cdot 0,5 \quad s = 1,82 \cdot 10^{-5} \text{M}$$

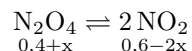
15. En un recipiente de 2 L y a 100°C se encontró que los moles de N_2O_4 y NO_2 eran 0,4 y 0,6 respectivamente. Sabiendo que K_C a dicha temperatura es de 0,212 para la reacción: $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 (\text{g})$
 a) Razone si el sistema se encuentra en equilibrio. b) Calcule las concentraciones de NO_2 y N_2O_4 en el equilibrio.

Respuesta:

- a) El cociente de reacción en estas condiciones será:

$$Q = \frac{\left(\frac{0,6}{2}\right)^2}{\frac{0,4}{2}} = 0,45 > K_c$$

- Por lo tanto, **el sistema no está en equilibrio**, con lo que tenderá a desaparecer NO_2 y formarse N_2O_4 .
 b) El equilibrio podrá ser representado por la siguiente ecuación:



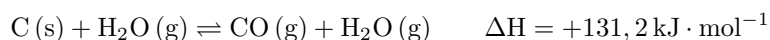
Siendo la constante de equilibrio:

$$0,212 = \frac{\left(\frac{0,6-2x}{2}\right)^2}{\frac{0,4+x}{2}}$$

la ecuación de segundo grado que se obtiene da como resultado: $x = 0,075$ moles, por lo que en el equilibrio tendremos:

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = \frac{0,4+0,075}{2} = 0,2375 \text{M} \quad [\text{NO}_2] = \frac{0,6-2 \cdot 0,075}{2} = 0,225 \text{M}$$

16. Uno de los métodos utilizados industrialmente para la obtención del hidrógeno consiste en hacer pasar una corriente de vapor de agua sobre carbón al rojo, según la reacción:



Explique cómo afectan los siguientes cambios al rendimiento de la producción de H_2 : a) La adición de C (s). b) El aumento de temperatura. c) La reducción del volumen del recipiente.

Respuesta:

a) Al tratarse de un equilibrio heterogéneo, la adición de un sólido (C) **no afecta** al rendimiento de H_2 .

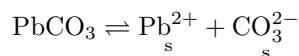
b) Al ser endotérmica la reacción, un aumento de temperatura desplazará el equilibrio hacia la derecha, esto es, **aumentará el rendimiento** de la producción de H_2 .

c) Una disminución del volumen (un aumento de presión) tiende a desplazar el equilibrio hacia donde el número de moles de sustancias gaseosas sea menor, esto es, hacia la izquierda, con lo que el rendimiento de la producción de hidrógeno **disminuye**.

17. El $PbCO_3$ es una sal muy poco soluble en agua, con una constante $K_{ps} = 1,5 \cdot 10^{-15}$. Calcule, basándose en las reacciones correspondientes: a) La solubilidad de la sal. b) Si se mezclan 150 mL de una disolución de $Pb(NO_3)_2$ de concentración 0,04 M con 50 mL de una disolución de Na_2CO_3 de concentración 0,01 M, razone si precipitará el $PbCO_3$.

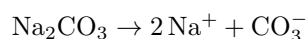
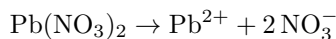
Respuesta:

a) El equilibrio de disolución será:



$$1,5 \cdot 10^{-15} = s^2 \quad s = 3,87 \cdot 10^{-8} M$$

b) Teniendo en cuenta las siguientes reacciones:

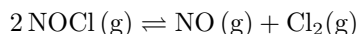


Las respectivas concentraciones de iones Pb^{2+} y CO_3^{2-} obtenidas al mezclar las dos disoluciones serán:

$$[Pb^{2+}] = \frac{0,04 \cdot 150}{150 + 50} = 0,03 M \quad [CO_3^{2-}] = \frac{0,01 \cdot 50}{150 + 50} = 2,5 \cdot 10^{-3} M$$

Siendo $[Pb^{2+}][CO_3^{2-}] = 0,03 \cdot 2,5 \cdot 10^{-3} = 7,5 \cdot 10^{-5} > K_{ps}$, con lo que **se producirá la precipitación** del $PbCO_3$

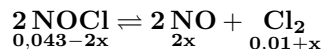
18. En un recipiente de 2 L se introducen 0,043 moles de $NOCl$ (g) y 0,01 moles de Cl_2 (g). Se cierra, se calienta hasta una temperatura de $30^\circ C$ y se deja que alcance el equilibrio:



Calcule: a) El valor de K_c , sabiendo que en el equilibrio se encuentran 0,031 moles de $NOCl$ (g). b) La presión total y las presiones parciales de cada gas en el equilibrio. Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot K^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Respuesta:

a) En el equilibrio, podremos escribir:



De lo anterior, deducimos que $0,043 - 2x = 0,031$, por lo que $x = 0,006$ mol. La constante K_c será:

$$K_c = \frac{\left(\frac{2 \cdot 0,006}{2}\right)^2 \frac{0,016}{2}}{\left(\frac{0,031}{2}\right)^2} = 1,2 \cdot 10^{-3}$$

b) El número total de moles en el equilibrio será: $n = 0,031 + 2 \cdot 0,006 + 0,016 = 0,059$. Aplicando la ecuación de los gases:

$$P \cdot 2 = 0,059 \cdot 0,082 \cdot 303 \quad P = 0,733 \text{ atm}$$

Las respectivas presiones parciales serán:

$$P_{\text{NOCl}} = 0,733 \frac{0,031}{0,059} = 0,385 \text{ atm} \quad P_{\text{NO}} = 0,733 \frac{0,012}{0,059} = 0,149 \text{ atm}$$

$$P_{\text{Cl}_2} = 0,733 \frac{0,016}{0,059} = 0,199 \text{ atm}$$

19. Un recipiente de 2 L contiene 1,37 moles de FeBr_3 , 2,42 moles de FeBr_2 y 1,34 moles de Br_2 , a una temperatura dada. Sabiendo que para la reacción: $2 \text{FeBr}_3(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{FeBr}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g})$, la constante de equilibrio, K_c , a esa temperatura, vale 0,683, responda razonadamente a las siguientes cuestiones: a) ¿Se encuentra el sistema en equilibrio? b) Si no lo está, ¿en qué sentido evolucionará? c) Una vez en equilibrio, ¿qué ocurrirá si aumentamos el volumen del recipiente?

Respuesta:

a) El cociente de reacción tendrá el valor:

$$Q = [\text{FeBr}_2]^2[\text{Br}_2] = 2,42^2 \cdot 1,34 = 7,85$$

El sistema **no se encuentra en equilibrio**, al ser $Q \neq K_c$.

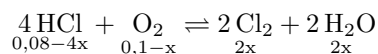
b) Al ser $Q > K_c$, la reacción **evolucionará hacia la formación de FeBr_3**

c) Al aumentar el volumen del recipiente, disminuirá la concentración de las especies gaseosas, con lo que **se producirá una descomposición de FeBr_3** con objeto de restablecer el equilibrio.

20. La obtención de dicloro mediante el proceso Deacon tiene lugar por medio de la siguiente reacción: $4 \text{HCl}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Si a 390°C se mezclan 0,08 moles de HCl y 0,1 moles de O_2 se forman, a la presión total de 1 atmósfera, $3,32 \cdot 10^{-2}$ moles de Cl_2 . Calcule: a) El volumen del recipiente que contiene la mezcla. b) El valor de K_p a esa temperatura. Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Respuesta:

a) El equilibrio se puede representar de la forma:



En el equilibrio, el número total de moles será: $n = 0,08 - 4x + 0,1 - x + 2x + 2x = 0,18 - x$. Teniendo en cuenta que el número de moles de cloro es: $2x = 3,32 \cdot 10^{-2}$, con lo que $x = 1,66 \cdot 10^{-2}$. Aplicando la ecuación de los gases, tendremos:

$$1 \cdot V = (0,18 - 1,66 \cdot 10^{-2}) 0,082 \cdot 663 \quad V = 8,881$$

b) la constante K_p tendrá el valor:

$$K_p = \frac{P_{\text{Cl}_2}^2 \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}^2}{P_{\text{HCl}}^4 \cdot P_{\text{O}_2}}$$

Las presiones serán, respectivamente:

$$P_{\text{Cl}_2} = P_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{3,32 \cdot 10^{-2} \cdot 0,082 \cdot 663}{8,88} = 0,20 \text{ atm}$$

$$P_{\text{HCl}} = \frac{(0,08 - 4 \cdot 1,66 \cdot 10^{-2}) 0,082 \cdot 663}{8,88} = 0,08 \text{ atm} \quad P_{\text{O}_2} = \frac{(0,1 - 1,66 \cdot 10^{-2}) 0,082 \cdot 663}{8,88} = 0,51 \text{ atm}$$

Con lo que:

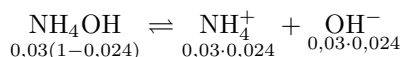
$$K_p = \frac{0,20^2 \cdot 0,20^2}{0,08^4 \cdot 0,51} = 76,59$$

6. ÁCIDOS Y BASES.

1. a) El grado de disociación de una disolución 0,03 M de hidróxido de amonio (NH_4OH) es 0,024. Calcule la constante de disociación (K_b) del hidróxido de amonio y el pH de la disolución. b) Calcule el volumen de agua que hay que añadir a 100 ml de una disolución de NaOH 0,03 M para que el pH sea 11,5.

Respuesta:

- a) El equilibrio de disociación será:



La constante K_b será:

$$K_b = \frac{(0,03 \cdot 0,024)^2}{0,03(1 - 0,024)} = 1,77 \cdot 10^{-5}$$

- b) Teniendo en cuenta que $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, $\text{pOH} = \log [\text{OH}^-] = 2,5$. La concentración de ion OH^- deberá ser: $[\text{OH}^-] = 10^{-2,5} = 3,16 \cdot 10^{-3}$

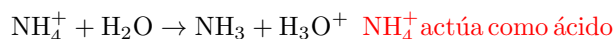
.Con este dato, podremos escribir:

$$3,6 \cdot 10^{-3} = \frac{0,1 \cdot 0,03}{0,1 + V} \quad \text{Obteniéndose : } V = 0,73 \text{ L}$$

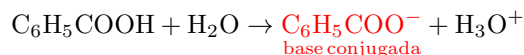
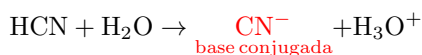
2. Aplicando la teoría de Brønsted-Lowry, en disolución acuosa: a) Razone si las especies NH_4^+ y S^{2-} son ácidos o bases. b) Justifique cuales son las bases conjugadas de los ácidos HCN y $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$. c) Sabiendo que a 25°C , las K_a del $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ y del HCN tienen un valor de $6,4 \cdot 10^{-5}$ y $4,9 \cdot 10^{-10}$ respectivamente, ¿que base conjugada será más fuerte? Justifique la respuesta..

Respuesta:

- a) En disolución acuosa tienen lugar las siguientes reacciones:



- b) En disolución acuosa, tendremos:



- c) La base conjugada más fuerte será la que corresponda al ácido más débil, es decir, el que tenga menor valor de K_a , en este caso, el HCN, las constantes de las respectivas bases conjugadas tienen los siguientes valores:

$$K_b(\text{CH}_5 - \text{COO}^-) = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{6,4 \cdot 10^{-5}} = 1,56 \cdot 10^{-10}$$

$$K_b(\text{CN}^-) = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{4,9 \cdot 10^{-10}} = 2,04 \cdot 10^{-5}$$

3. El agua fuerte es una disolución acuosa que contiene un 25 % en masa de HCl y tiene una densidad de $1,09 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. Se diluyen 25 mL de agua fuerte añadiendo agua hasta un volumen final de 250 mL. a) Calcule el pH de la disolución diluida. b) ¿Qué volumen de una disolución que contiene $37 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ será necesario para neutralizar 20 mL de la disolución diluida de HCl. Datos: Masas atómicas $\text{Ca} = 40$; $\text{Cl} = 35,5$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$

Respuesta:

a) La masa de ácido clorhídrico del 25 % en un volumen de 25 mL será: $m = 25 \cdot 1,09 = 27,25$ g. la masa de HCl puro será: $m_{HCl} = 0,25 \cdot 27,25 = 6,81$ g.

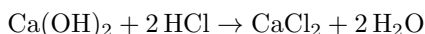
El número de moles de este ácido y su molaridad serán, respectivamente:

$$n = \frac{6,81}{36,5} = 0,19 \quad [HCl] = [H_3O^+] = \frac{0,19}{0,25} = 0,76$$

Siendo el pH:

$$pH = -\log 0,76 = 0,12$$

b) De la reacción ajustada:



Se deduce que 2 moles de HCl reaccionan con 1 mol de hidróxido de calcio. El número de moles disponibles de HCl será: $n_{HCl} = 20 \cdot 10^{-3} \cdot 0,76 = 0,015$ moles, por lo que el número de moles de hidróxido de calcio que reaccionarán con ellos será de 0,0075. Al ser la molaridad del $Ca(OH)_2$: $M = \frac{37/74}{1} = 0,5$, podremos escribir:

$$0,0075 = V \cdot 0,5 \quad V = 0,015 \text{ L}$$

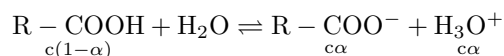
4. La aspirina es un medicamento cuyo principio activo es el ácido acetilsalicílico ($C_9H_8O_4$), que es un ácido débil monoprótico del tipo R-COOH. Basándose en la reacción química correspondiente, calcule:
- a) La concentración molar de la disolución obtenida al disolver un comprimido de aspirina que contiene 500 mg del ácido en 200 mL de agua y su grado de disociación. b) El pH y la concentración de todas las especies en el equilibrio. Datos: $K_a = 3,27 \cdot 10^{-4}$. Masas atómicas relativas H=1; C=12; O=16.

Respuesta:

a) La concentración inicial es la siguiente:

$$c = \frac{0,5}{\frac{(8 \cdot 1 + 9 \cdot 12 + 4 \cdot 16)}{0,2}} = 0,014 \text{ M}$$

Teniendo en cuenta el equilibrio:



Podremos escribir:

$$3,27 \cdot 10^{-4} = \frac{[R - COO^-][H_3O^+]}{[R - COOH]} = \frac{c\alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{0,014 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} \quad \alpha = 0,141$$

b) El pH será: $pH = -\log [H_3O^+] = -\log 0,014 \cdot 0,141 = 2,70$

b) Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son, respectivamente:

$$[R - COO^-] = [H_3O^+] = 0,014 \cdot 0,141 = 1,97 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[R - COOH] = 0,014 (1 - 0,141) = 0,012 \text{ M}$$

5. Una disolución acuosa de hidróxido de potasio (KOH) de uso industrial tiene una composición del 40 % de riqueza en masa y una densidad de 1,515 g/mL. Determine, basándose en las reacciones químicas correspondientes: a) La molaridad de esta disolución y el volumen necesario para preparar 10 L de

disolución acuosa de pH = 13. b) El volumen de una disolución acuosa de ácido perclórico (HClO₄) 2 M necesario para neutralizar 50 mL de la disolución de KOH de uso industrial. Datos: Masas atómicas relativas K=39; H=1; O=16.

Respuesta:

a) Necesitamos, en primer lugar, hallar la concentración de KOH en la disolución acuosa. Suponiendo un volumen de 1000 mL, tendremos:

$$m_{\text{dis}} = 1,515 \cdot 1000 = 1515 \text{ g disolución} \quad m_{\text{KOH}} = 1515 \text{ g} \frac{40}{100} = 606 \text{ g KOH}$$

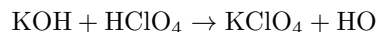
La concentración de esta disolución será:

$$c = \frac{606}{56} = 10,82 \text{ M}$$

Al ser 13 el pH, tendremos que pOH = 14-13 = 1, por lo que [OH⁻] = 10⁻¹. Así pues:

$$10^{-1} = \frac{n}{10} \quad n = 1 \text{ mol} = V \cdot M = V \cdot 10,82 \quad V = 0,092 \text{ L}$$

b) A partir de la reacción ajustada:



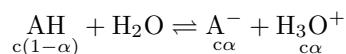
Tendremos:

$$2 \cdot V :_{\text{HClO}_4} = 50 \cdot 10^{-3} \cdot 10,8 \quad V_{\text{HClO}_3} = 0,27 \text{ L}$$

6. El ácido salicílico (HOC₆H₄COOH) se emplea en productos farmacológicos para el tratamiento y cuidado de la piel (acné, verrugas, etc.). A 25°C, una disolución acuosa de 2,24 mg/mL de este ácido monoprotico alcanza un pH de 2,4 en el equilibrio. Basándose en la reacción química correspondiente, calcule: a) La concentración molar de la especie HOC₆H₄COO⁻ y el grado de disociación del ácido salicílico. b) El valor de la constante Ka del ácido salicílico y el valor de la constante Kb de su base conjugada. Datos: Masas atómicas relativas C=12; H=1; O=16.

Respuesta:

a) La disociación del ácido (representándolo abreviadamente por AH) se puede expresar de la forma:



La concentración inicial es la siguiente:

$$c = \frac{2,24 \cdot 10^{-3}}{(6 \cdot 1 + 7 \cdot 12 + 3 \cdot 16) \cdot 10^{-3}} = 0,0166 \text{ M}$$

Puesto que [A⁻] = [H₃O⁺] = **-antilog 2,4 = 3,98 · 10⁻³ M**.

El pH es:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,0166\alpha = 2,4 \quad \alpha = \frac{10^{-2,4}}{0,0166} = 0,24$$

b) La constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0,0166 \cdot 0,24^2}{1-0,24} = 1,26 \cdot 10^{-3}$$

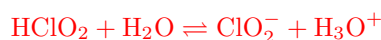
Mientras que K_b tiene el valor:

$$K_b = \frac{[K_w]}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,26 \cdot 10^{-3}} = 7,94 \cdot 10^{-12}$$

7. Aplicando la teoría de Brønsted-Lowry para ácidos y bases, y teniendo en cuenta que el ácido cloroso (HClO_2) es un ácido débil ($K_a = 1,1 \cdot 10^{-2}$): a) Escriba la reacción química del agua con el ácido cloroso y la expresión de su constante de acidez. b) Escriba la reacción química del agua con la base conjugada del ácido y la expresión de su constante de basicidad. c) Obtenga el valor de la constante de basicidad de su base conjugada.

Respuesta:

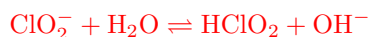
a) La reacción es la siguiente:



Su constante de acidez se expresa de la forma:

$$K_a = \frac{[\text{ClO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}_2]}$$

b) La reacción es:



Su constante de basicidad tiene la forma:

$$K_b = \frac{[\text{HClO}_2][\text{OH}^-]}{[\text{ClO}_2^-]}$$

c) El valor de K_b es:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,1 \cdot 10^{-2}} = 9,1 \cdot 10^{-13}$$

8. Una mezcla de 2 g de hidróxido de sodio (NaOH) y 2,8 g de hidróxido de potasio (KOH) se disuelve completamente en agua hasta alcanzar un volumen de 500 mL. Determine, basándose en las reacciones químicas correspondientes: a) El pH y la concentración de todas las especies en disolución. b) El volumen en mL de una disolución 0,5 M de ácido clorhídrico (HCl) necesario para neutralizar 50 mL de la disolución anterior. Datos: Masas atómicas relativas $\text{Na}=23$; $\text{K}=39,1$; $\text{O}=16$; $\text{H}=1$.

Respuesta:

a) El número de moles de cada una de las especies es:

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{2}{40} = 0,05 \text{ mol} \quad n_{\text{KOH}} = \frac{2,8}{56} = 0,05 \text{ mol}$$

La respectiva concentración de cada especie es:

$$[\text{Na}^+] = [\text{K}^+] = \frac{0,05}{0,5} = 0,1 \text{ M} \quad [\text{OH}^-] = \frac{0,05 + 0,05}{0,5} = 0,2 \text{ M}$$

El pH será: $\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-] = 13,30$

b) Teniendo en cuenta que un mol de ácido reacciona con un mol de base, podremos escribir:

$$0,5 \cdot V_{\text{HCl}} = 50 \cdot 10^{-3} \cdot 0,2 \quad V_{\text{HCl}} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ L}$$

9. La constante de acidez del ácido láctico, ácido orgánico monoprótico, es $1,38 \cdot 10^{-4}$. Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones: a) El ácido láctico es un ácido fuerte. b) La constante K_b de la base conjugada es $7,2 \cdot 10^{-11}$ c) En una disolución acuosa del ácido, el pOH es mayor que el pH.

Respuesta:

- a) La afirmación es **falsa**: un ácido fuerte se encuentra completamente disociado, con lo que no se puede hablar de constante de acidez.
b) La constante de la base conjugada es:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,38 \cdot 10^{-4}} = 7,2 \cdot 10^{-11}$$

Con lo que la afirmación es correcta.

- c) Al ser $[H^+] > [OH^-]$, $pH < pOH$, con lo que $pH < pOH$. la afirmación es **correcta**.
10. El hidróxido de sodio (NaOH), comúnmente conocido como sosa cáustica, se emplea en disoluciones acuosas a altas concentraciones para desatascar tuberías. Se tiene una disolución comercial de este compuesto con una densidad a 20°C de 1,52 g/mL y una riqueza en masa del 50%. Determine, basándose en las reacciones químicas correspondientes: a) El volumen necesario de esta disolución comercial para preparar 20 L de una disolución de pH=12. b) El volumen de una disolución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) de concentración 0,25 M necesario para neutralizar 5 mL de la disolución comercial de hidróxido de sodio. Datos: Masas atómicas relativas Na=23; O=16; H=1.

Respuesta:

- a) Necesitamos, en primer lugar, hallar la concentración de NaOH en la disolución acuosa. Suponiendo un volumen de 1000 mL, tendremos:

$$m_{\text{dis}} = 1,52 \cdot 1000 = 1520 \text{ g disolución} \quad m_{\text{NaOH}} = 1520 \cdot \frac{50}{100} = 760 \text{ g NaOH}$$

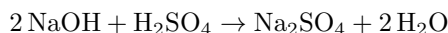
La concentración de esta disolución será:

$$c = \frac{760}{\frac{23 + 16 + 1}{1}} = 19 \text{ M}$$

Al ser 12 el pH, tendremos que $pOH = 14 - 12 = 2$, por lo que $[OH^-] = 10^{-2}$. Así pues:

$$10^{-2} = \frac{n}{20} \quad n = 0,2 \text{ mol} = V \cdot M = V \cdot 19 \quad V = 0,011 \text{ L}$$

- b) A partir de la reacción ajustada:



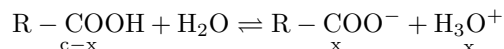
Podremos establecer la siguiente relación:

$$\frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = \frac{5 \cdot 10^{-3} \cdot 19 \text{ mol NaOH}}{V \cdot 0,25 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \quad V = 0,19 \text{ L}$$

11. Se tienen dos disoluciones acuosas de dos ácidos orgánicos del tipo R-COOH, una de ácido etanoico ($K_a = 1,810^{-5}$) y otra de ácido benzoico ($K_a = 6,510^{-5}$). Si la concentración molar de los dos ácidos es la misma, conteste razonadamente: a) ¿Cuál de los dos ácidos es más débil? b) ¿Cuál de los dos ácidos tiene un grado de disociación mayor? c) ¿Cuál de las dos bases conjugadas es más débil?

Respuesta:

El equilibrio de disociación de un ácido orgánico monoprótico se puede representar de la forma:



Siendo la constante de acidez.

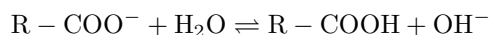
$$K_a = \frac{[\text{R} - \text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{R} - \text{COOH}]} = \frac{x^2}{c - x}$$

Así pues, si $K_{a1} < K_{a2}$, tendremos que:

a) $x_1 < x_2$

b) Al ser $x = c\alpha$ y tener c es mismo valor para los dos ácidos, tendremos que $\alpha_1 < \alpha_2$

c) Para la base conjugada podemos escribir el siguiente equilibrio:



Siendo la constante:

$$K_a = \frac{[\text{R} - \text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{R} - \text{COO}^-]} = \frac{[\text{R} - \text{COOH}][\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{R} - \text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a}$$

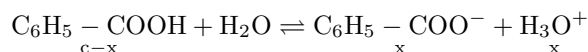
Con lo que **la base conjugada más débil será la del ácido más fuerte**

12. a) Calcule la concentración de una disolución de ácido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) de $\text{pH} = 2,3$. b) Determine la masa de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ necesaria para neutralizar 25 mL de una disolución comercial de HNO_3 del 58 % de riqueza y densidad 1,356 g/mL. Datos: $K_a(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}) = 6,31 \cdot 10^{-5}$. Masas atómicas relativas: H = 1; O = 16; Ba = 137,3; N = 14.

Respuesta:

a)

a) A partir del siguiente equilibrio de ionización:



Podemos escribir: $x = 10^{-2,3} = 5,01 \cdot 10^{-3}$. Aplicando la constante K_a tendremos:

$$6,31 \cdot 10^{-5} = \frac{(5,01 \cdot 10^{-3})^2}{c - 5,01 \cdot 10^{-3}} = 0,4 \text{ M}$$

b) La molaridad de la disolución de HNO_3 es:

$$M = \frac{\frac{m_{\text{HNO}_3}}{P_{\text{HNO}_3}}}{V} = \frac{25 \cdot 1,356 \cdot 0,58}{63} = 12,48$$

teniendo en cuenta que 1 mol de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ reacciona con dos mol de HNO_3 , podremos escribir:

$$\frac{2 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2} = \frac{0,025 \cdot 12,48 \text{ mol HNO}_3}{x \text{ mol Ba}(\text{OH})_2} \quad x = 0,156 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2$$

la masa de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ será, entonces:

$$m = 0,156 [137,3 + 2(16 + 1)] = 26,72 \text{ g Ba}(\text{OH})_2$$

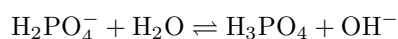
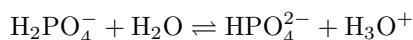
13. Razone si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones: a) En disolución acuosa, cuanto más fuerte sea una base, más fuerte será su ácido conjugado. b) En una disolución acuosa de una base, el pOH es menor que 7. c) El ion H_2PO_4^- es una sustancia anfótera en disolución acuosa, según la teoría de Brønsted-Lowry.

Respuesta:

a) La afirmación es **falsa**: la fuerza de un ácido conjugado varía inversamente con la fuerza de la base de la que procede.

b) El pOH es igual a $-\log [\text{OH}^-]$. Si tenemos en cuenta que $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, un $\text{pOH} < 7$ indica un $\text{pH} > 7$, lo que corresponde a una disolución básica. La afirmación es **correcta**.

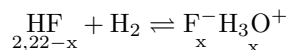
c) La afirmación es **correcta**, pues, en disolución acuosa, pueden darse los siguientes equilibrios:



14. Una botella de ácido fluorhídrico (HF) indica en su etiqueta que la concentración del ácido es 2,22 M. Sabiendo que la constante de acidez es $7,2 \cdot 10^{-4}$, determine: a) Las concentraciones de H_3O^+ y OH^- presentes. b) El grado de ionización del ácido y el pH.

Respuesta:

a) La ionización del HF puede ser representada por:



Aplicando la constante de acidez:

$$7,2 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{2,22 - x} \simeq \frac{x^2}{2,22} \quad x = 0,04 \text{ M} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Conociendo el producto iónico del agua:

$$10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \quad [\text{OH}^-] = 2,5 \cdot 10^{-13} \text{ M}$$

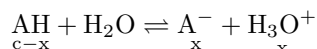
b) Sabiendo que $x = C\alpha$, tendremos:

$$\alpha = \frac{0,04}{2,22} = 0,018 \quad \text{pH} = -\log x = -\log 0,04 = 1,40$$

15. A partir de los siguientes datos: $K_a(\text{HF}) = 3,6 \cdot 10^{-4}$, $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ y $K_a(\text{HCN}) = 4,9 \cdot 10^{-10}$. a) Indique razonadamente qué ácido es más fuerte. b) Escriba los equilibrios de disociación del CH_3COOH y del HCN , indicando cuáles serán sus bases conjugadas. c) Deduzca el valor de K_b de la base conjugada del HF.

Respuesta:

a) A partir del equilibrio de ionización de un ácido monoprótico:

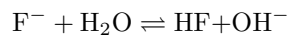


La constante K_a tendrá el valor:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]} = \frac{x^2}{c-x}$$

Por lo que, suponiendo igual concentración inicial, c , será más fuerte el ácido cuya constante de ionización sea mayor, al ser mayor el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$. En el ejemplo, el ácido más fuerte es el **HF**.

b) La base conjugada del HF, es decir, F^- , experimenta el siguiente proceso de hidrólisis:



Siendo la constante K_b :

$$K_b = \frac{[\text{HF}][\text{OH}^-]}{[\text{F}^-]} = \frac{[\text{HF}][\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{F}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w[\text{HF}]}{[\text{F}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a}$$

Por lo que K_b será:

$$K_b = \frac{10^{-14}}{3,6 \cdot 10^{-4}} = 2,78 \cdot 10^{-11}$$

7. OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN.]

1. Utilizando los datos que se facilitan, indique razonadamente, si: a) El Mg (s) desplazará al Pb^{2+} en disolución acuosa. b) El Sn (s) reaccionará con una disolución acuosa de HCl 1 M disolviéndose. c) El SO_4^{2-} oxidará al Sn^{2+} en disolución ácida a Sn^{4+} . Datos: $E^0(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,356 \text{ V}$; $E^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,125 \text{ V}$; $E^0(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}) = +0,154 \text{ V}$; $E^0(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,137 \text{ V}$; $E^0[(\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2(\text{g}))] = +0,110 \text{ V}$; $E^0(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,0 \text{ V}$.

Respuesta:

a) El potencial correspondiente a la reacción $\text{Mg} + \text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{Pb}$ será: $\varepsilon^0 = -0,125 - (-2,356) = +2,231 \text{ V}$. **La reacción tendrá lugar.**

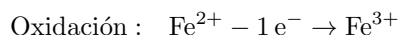
b) El potencial correspondiente a la reacción $\text{Sn} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Sn}^{2+} + \text{H}_2$ será: $\varepsilon^0 = 0 - (-0,137) = +0,137 \text{ V}$. **La reacción tiene lugar.**

c) El potencial correspondiente a la reacción $\text{SO}_4^{2-} + \text{Sn}^{2+} + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{Sn}^{4+} + \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ será: $\varepsilon^0 = 0,110 - 0,154 = -0,044 \text{ V}$. **La reacción no tiene lugar.**

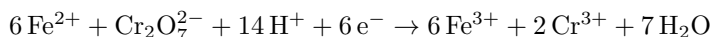
2. Dada la reacción: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón. b) Calcule los gramos de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ que se obtendrán a partir de 4 g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, si el rendimiento es del 75 %. Datos: Masas atómicas K = 39; Cr = 52; S = 32; Fe = 56; O = 16; H = 1..

Respuesta:

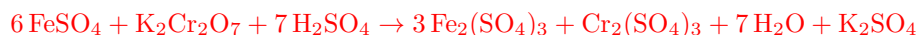
a) Las semirreacciones de oxidación y de reducción será, respectivamente:



Multiplicando por 6 la primera semirreacción y sumando al resultado la segunda, tendremos:



En forma molecular:



b) A partir de la reacción ajustada, podemos establecer la siguiente relación:

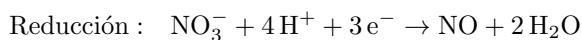
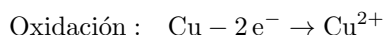
$$\frac{294 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{4 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \frac{3 \cdot 400 \text{ g Fe}_2(\text{SO}_4)_3}{x \text{ g Fe}_2(\text{SO}_4)_3}$$

Despejando, se obtiene $x = 16,33 \text{ g Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, suponiendo un rendimiento del 100 %. Si el rendimiento es del 75 %, la masa de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ será: $m = 16,33 \cdot 0,75 = 12,24 \text{ g Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

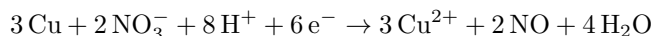
3. El monóxido de nitrógeno (NO) se prepara según la reacción: $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$. a) Ajuste la reacción molecular por el método del ion-electrón. b) Calcule la masa de Cu que se necesita para obtener 0,5 L de NO medidos a 750 mm Hg y 25°C. Datos: Masa atómica Cu = 63,5. R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹

Respuesta:

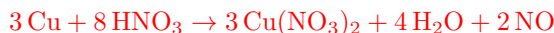
a) Las semirreacciones de oxidación y de reducción será, respectivamente:



Multiplicando por 3 la primera semirreacción, por dos la segunda y sumando, tendremos:



En forma molecular:



b) El número de moles de NO se obtiene aplicando la ecuación de los gases:

$$\frac{750}{760} 0,5 = n \cdot 0,082 \cdot 298 \quad n = 0,02 \text{ moles NO}$$

A partir de la ecuación ajustada, podemos establecer la siguiente relación:

$$\frac{3 \cdot 63,5 \text{ g Cu}}{x \text{ g Cu}} = \frac{2 \text{ mol NO}}{0,02 \text{ moles NO}} \quad x = 1,90 \text{ g Cu}$$

4. Cuando se electroliza cloruro de litio fundido se obtiene Cl_2 gaseoso y Li sólido. Si inicialmente se dispone de 15 g de LiCl: a) ¿Qué intensidad de corriente será necesaria para descomponerlo totalmente en 2 horas? b) ¿Qué volumen de gas cloro, medido a 23°C y 755 mm Hg, se obtendrá en la primera media hora del proceso? Datos: Masas atómicas Li = 7; Cl = 35,5. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$. $F = 96500 \text{ C/mol e}^-$

Respuesta:

a) 15 g de LiCl contendrá una masa de Li:

$$m_{\text{Li}} = 15 \text{ g LiCl} \cdot \frac{7 \text{ g Li}}{42,5 \text{ g LiCl}} = 2,47 \text{ g Li}$$

Con este dato, podremos establecer la siguiente relación:

$$\frac{96500 \text{ C}}{I \cdot 7200 \text{ C}} = \frac{35,5 \text{ g Cl}}{x \text{ g Cl}} \quad I = 4,73 \text{ A}$$

b) Aplicando la siguiente relación:

$$\frac{96500 \text{ C}}{4,73 \cdot 1800 \text{ C}} = \frac{35,5 \text{ g Cl}}{x \text{ g Cl}} \quad x = 3,13 \text{ g Cl}$$

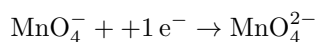
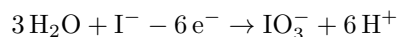
Aplicando ahora la ecuación de los gases:

$$\frac{755}{760} V = \frac{3,13}{71} 0,082 \cdot 296 \quad V = 1,08 \text{ L Cl}_2$$

5. En la reacción entre el permanganato de potasio (KMnO_4) y el yoduro de potasio (KI) en presencia de hidróxido de potasio (KOH) se obtiene manganato de potasio (K_2MnO_4), yodato de potasio (KIO_3) y agua. a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón. b) Calcule los gramos de KI necesarios para la reducción de 50 mL de una disolución 0,025 M de KMnO_4 . Datos: Masas atómicas relativas I=127; K=39.

Respuesta:

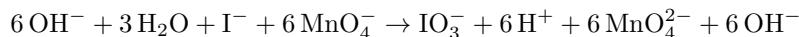
a) a) Las semirreacciones de oxidación y de reducción son, respectivamente:



Si multiplicamos la segunda semirreacción por seis y sumamos a la primera, obtendremos:



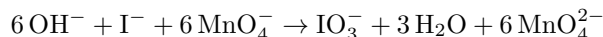
Sumando 6 OH⁻ en cada miembro, tendremos:



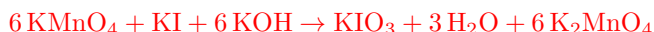
Que equivale a:



Finalmente, nos queda:



En forma molecular:



b) A partir de la siguiente relación:

$$\frac{1 \text{ mol KI}}{6 \text{ mol KMnO}_4} = \frac{x \text{ mol KI}}{50 \cdot 10^{-3} \cdot 0,025 \text{ mol KMnO}_4} \quad x = 2,08 \cdot 10^{-4} \text{ mol KI}$$

Que equivalen a una masa: $m = 2,08 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 166 \frac{\text{g KI}}{\text{mol}} = 0,034 \text{ g KI}$

6. a) Determine la intensidad de corriente que hay que aplicar a una muestra de 0,1 kg de bauxita que contiene un 60 % de Al₂O₃ para la electrolisis total hasta aluminio en un tiempo de 10 h. b) ¿Cuántos gramos de aluminio se depositan cuando han transcurrido 30 minutos si la intensidad es 10 A? Datos: F = 96500 C/mol. Masas atómicas relativas Al=27; O=16.

Respuesta:

a) 100 g de bauxita contienen 60 g de Al₂O₃, que, a su vez, contienen una masa de aluminio:

$$m = 60 \text{ g Al}_2\text{O}_3 \frac{54 \text{ g Al}}{102 \text{ g Al}_2\text{O}_3} = 31,76 \text{ g Al}$$

Para calcular la intensidad de la corriente:

$$\frac{27/3 \text{ g Al}}{96500 \text{ C}} = \frac{31,76 \text{ g Al}}{I \cdot 10 \cdot 3600 \text{ C}} \quad I = 9,46 \text{ A}$$

b) La cantidad de aluminio depositada se calcula así:

$$\frac{27/3 \text{ g Al}}{96500 \text{ C}} = \frac{x \text{ g Al}}{10 \cdot 1800 \text{ C}} \quad x = 1,68 \text{ g Al}$$

7. Se lleva a cabo la electrolisis de ZnBr₂ fundido. a) Calcule cuánto tiempo tardará en depositarse 1 g de Zn si la corriente es de 10 A. b) Si se utiliza la misma intensidad de corriente en la electrolisis de una sal fundida de vanadio y se depositan 3,8 g de este metal en 1 h, ¿cuál será la carga del ion vanadio en esta sal? Datos: F = 96500 C/mol. Masas atómicas relativas V=50,9; Zn=65,4.

Respuesta:

a) El tiempo se calcula de la siguiente forma:

$$\frac{65,4/2 \text{ g Zn}}{96500 \text{ C}} = \frac{1 \text{ g Zn}}{10 \cdot t \text{ C}} \quad t = 147,6 \text{ s}$$

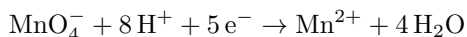
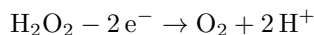
b) Utilizando la relación anterior:

$$\frac{50,9/n \text{ g V}}{96500 \text{ C}} = \frac{3,8 \text{ g Zn}}{36000} \quad n = 5$$

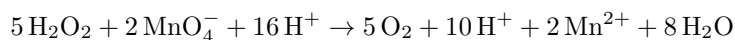
8. El permanganato de potasio (KMnO_4), en medio ácido sulfúrico (H_2SO_4), reacciona con el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) dando lugar a sulfato de manganeso(II) (MnSO_4), oxígeno (O_2), sulfato de potasio (K_2SO_4) y agua. a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón. b) ¿Qué volumen de O_2 medido a 900 mm Hg y 80°C se obtiene a partir de 100 g de KMnO_4 ? Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$. Masas atómicas relativas $\text{Mn}=55$; $\text{K}=39$; $\text{O}=16$.

Respuesta:

a) a) Las semirreacciones de oxidación y de reducción son, respectivamente:



Si multiplicamos la segunda semirreacción por dos y sumamos a la primera, multiplicada por cinco, obtendremos:



Agrupando los protones en el primer miembro:



En forma molecular:



b) Para calcular el volumen, utilizamos la siguiente relación:

$$\frac{2 \cdot 158 \text{ g KMnO}_4}{5 \text{ mol O}_2} = \frac{100 \text{ g NaBr}}{x \text{ mol O}_2} \quad x = 1,58 \text{ mol O}_2$$

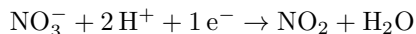
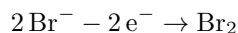
Por último, aplicando la ecuación de los gases:

$$\frac{900}{760} V = 1,58 \cdot 0,082 \cdot 353 \quad V = 38,62 \text{ L O}_2$$

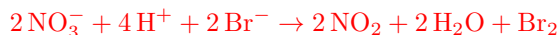
9. 100 gramos de bromuro de sodio (NaBr) se tratan con una disolución de ácido nítrico (HNO_3) concentrado de densidad $1,39 \text{ g/mL}$ y 70% de riqueza en masa, dando como productos de la reacción Br_2 , NO_2 , NaNO_3 y H_2O : a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón. b) Calcule el volumen de ácido necesario para completar la reacción. Datos: Masas atómicas relativas $\text{Na} = 23$; $\text{Br} = 80$; $\text{O} = 16$; $\text{N} = 14$; $\text{H} = 1$.

Respuesta:

a) Las semirreacciones de oxidación y de reducción son, respectivamente:



Si multiplicamos la segunda semirreacción por dos y sumamos a la primera, obtendremos:



En forma molecular:



b) La concentración de la disolución de HNO_3 se calcula de la forma (suponiendo un volumen de 1 L de disolución):

$$m_{\text{dis}} = 1000 \cdot 1,39 = 1390 \text{ g} \quad m_{\text{ácido}} = 1390 \cdot 0,70 = 973 \text{ g HNO}_3$$

$$M = \frac{973/63}{1} = 15,44$$

Conocida la concentración del ácido, podremos establecer la siguiente relación:

$$\frac{2 \cdot 103 \text{ g NaBr}}{4 \text{ mol HNO}_3} = \frac{100 \text{ g NaBr}}{V \cdot 15,44 \text{ mol HNO}_3} \quad V = 0,126 \text{ L}$$

10. El principal método de obtención del aluminio comercial es la electrolisis de las sales de Al^{3+} fundidas.
 a) ¿Cuántos culombios deben pasar a través del fundido para depositar 1 kg de aluminio? b) Si una cuba electrolítica industrial de aluminio opera con una intensidad de corriente de $4 \cdot 10^4 \text{ A}$, ¿cuánto tiempo será necesario para producir 1 kg de aluminio? Datos: $F = 96500 \text{ C/mol}$. Masa atómica relativa $\text{Al}=27$.

Respuesta:

a) La cantidad de carga eléctrica se calcula a partir de:

$$\frac{27/3 \text{ g Al}}{96500 \text{ C}} = \frac{1000 \text{ g Al}}{x \text{ C}} \quad x = 1,07 \cdot 10^7 \text{ C}$$

b) El tiempo necesario se deduce de:

$$Q = I \cdot t \quad 1,07 \cdot 10^7 = 4 \cdot 10^4 t \quad t = 268 \text{ s}$$

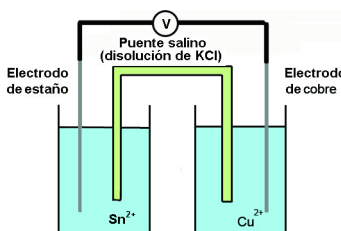
11. Los potenciales normales de reducción de Sn^{2+}/Sn y Cu^{2+}/Cu son $-0,14 \text{ V}$ y $0,34 \text{ V}$, respectivamente. Si con ambos electrodos se construye una pila: a) Escriba e identifique las semirreacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo. b) Dibuje un esquema de la misma, señalando el sentido en el que se mueven los electrones. c) Calcule la f.e.m. de la pila.

Respuesta:

a) Las semirreacciones son:



b) Un posible esquema sería el siguiente:



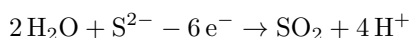
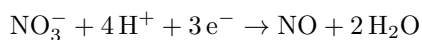
c) La f.e.m. será:

$$\varepsilon_{\text{pila}}^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = 0,34 - (-0,14) = 0,48 \text{ V}$$

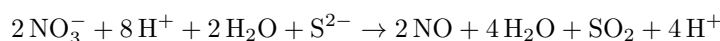
12. Una muestra que contiene sulfuro de calcio se trata con ácido nítrico concentrado hasta reacción completa, según: $\text{CaS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + \text{SO}_2 + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón. b) Calcule la riqueza (%) en sulfuro de calcio de la muestra, sabiendo que al añadir ácido nítrico concentrado a 35 g de muestra se obtienen 18 L de NO, medidos a 20°C y 700 mm Hg. Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas relativas $\text{Ca}=40$; $\text{S}=32$.

Respuesta:

a) Las semirreacciones son las siguientes:



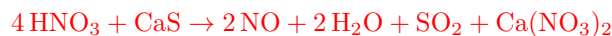
Multiplicando la primera semirreacción por dos y sumando a la segunda:



Agrupando en un miembro los protones y en el otro el agua, nos quedará:



En forma molecular:



b) El número de moles de NO que se obtienen se deduce de la ecuación de los gases:

$$\frac{700}{760} 18 = n \cdot 0,082 \cdot 293 \quad n = 0,69 \text{ moles NO}$$

A partir de la relación;

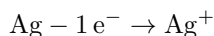
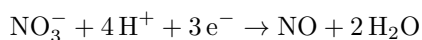
$$\frac{72 \text{ g CaS}}{x \text{ g CaS}} = \frac{2 \text{ mol NO}}{0,69 \text{ mol NO}} \quad x = 24,84 \text{ g CaS}$$

$$\% \text{ CaS} = \frac{24,8}{35} 100 = 70,97$$

13. Una moneda antigua de 25,2 g, que contiene Ag e impurezas inertes, se hace reaccionar con un exceso de HNO_3 . Teniendo en cuenta que los productos de reacción son AgNO_3 , NO y H_2O : a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón. b) Calcule el porcentaje en masa de Ag en la moneda si en la reacción se desprenden 0,75 L de gas monóxido de nitrógeno, medido a 20°C y 750 mmHg. Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masa atómica relativa $\text{Ag}=108$.

Respuesta:

a) Las semirreacciones son las siguientes:



Multiplicamos por tres la segunda semirreacción y sumamos a la primera:



En forma molecular:



b) El número de moles de NO que se han desprendido se calcula a partir de la ecuación de los gases:

$$\frac{6750}{760} 0,75 = n \cdot 0,082 \cdot 293 \quad n = 0,031 \text{ mol NO}$$

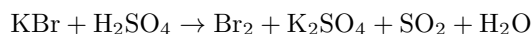
A partir de la ecuación ajustada, podemos establecer la siguiente relación:

$$\frac{3 \cdot 108 \text{ g Ag}}{x \text{ g Ag}} = \frac{1 \text{ mol NO}}{0,031 \text{ mol NO}} \quad x = 10,04 \text{ g Ag}$$

Con lo que el porcentaje de plata será:

$$\% \text{ Ag} = \frac{10,04}{25,2} 100 = 39,86$$

14. El bromuro de potasio reacciona con el ácido sulfúrico concentrado según la reacción:



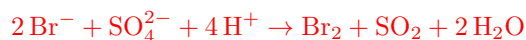
a) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón. b) ¿Qué volumen de bromo líquido (densidad 2,92 g/mL) se obtendrá al tratar 130 g de bromuro de potasio con ácido sulfúrico en exceso? Masa atómicas relativas: Br = 80; K = 39.

Respuesta:

a) Las semirreacciones de oxidación y de reducción son, respectivamente:



Sumando miembro a miembro:



En forma molecular:



b) A partir de la siguiente igualdad:

$$\frac{2 \cdot 119 \text{ g KBr}}{160 \text{ g Br}_2} = \frac{130 \text{ g KBr}}{x \text{ g Br}_2} \quad x = 87,39 \text{ g Br}_2$$

El volumen de Br₂ será:

$$V = \frac{m}{d} = \frac{87,39}{2,92} = 29,93 \text{ mL}$$

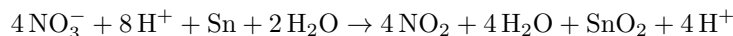
15. El estaño metálico es oxidado por el ácido nítrico concentrado, según la reacción: $\text{Sn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{SnO}_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ a) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular del proceso por el método del ion-electrón. b) Calcule los gramos de estaño que reaccionan con 200 mL de disolución de ácido nítrico 2 M, si el rendimiento de la reacción es del 90 %. Datos: masa atómica relativa Sn = 118,7.

Respuesta:

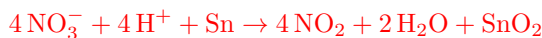
a) Las semirreacciones son las siguientes:



Multiplicando la segunda semirreacción por cuatro, y sumándole la primera, tendremos:



Agrupando términos:



En forma molecular:



b) En 200 mL de disolución de HNO_3 2 M hay un número de moles: $n = 0,2 \cdot 2 = 0,4$. A partir de la igualdad:

$$\frac{4 \text{ mol HNO}_3}{0,4 \text{ mol HNO}_3} = \frac{118,7 \text{ g Sn}}{x \text{ g Sn}} \quad x = 11,87 \text{ g Sn}$$

Si el rendimiento de la reacción es del 90 %, la cantidad de Sn necesaria será:

$$m = 11,87 \frac{100}{90} = 13,19 \text{ g Sn}$$

16. Se hace pasar a través de 1 L de disolución de AgNO_3 0,1 M una corriente de 0,5 A durante 2 horas. Calcule: a) La masa de plata que se deposita en el cátodo. b) Los moles de ion plata que quedan en la disolución, una vez finalizada la electrolisis. Datos: $F = 96500 \text{ C}$; masa atómica relativa: $\text{Ag} = 108$.

Respuesta:

a) La cantidad de plata depositada se deduce de la igualdad:

$$\frac{96500 \text{ C}}{108 \text{ g Ag}} = \frac{0,5 \cdot 7200}{x \text{ g Ag}} \quad x = 4,03 \text{ g Ag}$$

b) Inicialmente tenemos $0,10,1 \cdot 1 = 0,1 \text{ mol Ag}^+$ en la disolución. Los 4,03 g depositados corresponden a un número de moles:

$$n_d = \frac{4,03}{108} = 0,037 \text{ mol}$$

Con lo que el número de moles Ag^+ que quedarán en la disolución será:

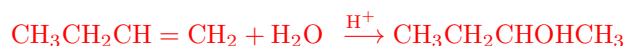
$$n = 0,1 - 0,037 = 0,063 \text{ mol Ag}^+$$

8. QUÍMICA ORGÁNICA.

1. Dado el siguiente compuesto $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHOHCH}_3$: a) Justifique si presenta o no isomería óptica. b) Escriba la estructura de un isómero de posición y otro de función. c) Escriba el alqueno a partir del cual se obtendría el alcohol inicial mediante una reacción de adición..

Respuesta:

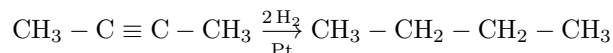
- a) Este compuesto **presenta isomería óptica, por ser asimétrico el carbono número dos**, al estar unido a cuatro sustituyentes diferentes
- b) Un isómero de posición puede tener la fórmula **$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ (1-butanol)**, mientras que un isómero de función puede ser el **$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$ (dietiléter)**
- c) El alqueno sería **$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH} = \text{CH}_2$** , y la reacción de adición, la siguiente:



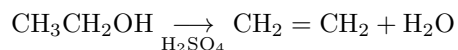
2. Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, formulando la reacción a que hace referencia. a) El triple enlace de un alquino puede adicionar hidrógeno y obtenerse un alcano. b) La deshidratación del etanol, por el ácido sulfúrico, produce etino. c) La nitración del benceno (C_6H_6) produce un aminoderivado.

Respuesta:

- a) Un alquino puede adicionar hidrógeno para dar un alcano. La afirmación es **verdadera**.

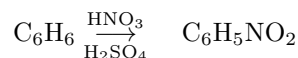


- b) La deshidratación de un alcohol por ácido sulfúrico no produce un alquino, sino un alqueno, como en la reacción:



La afirmación es, pues, **falsa**.

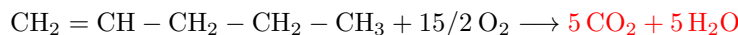
- c) La nitración del benceno no produce un aminoderivado, sino un nitroderivado. La afirmación es **falsa**.



3. Para el compuesto $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$, escriba: a) La reacción ajustada de combustión. b) La reacción con bromuro de hidrógeno (HBr) que da lugar al producto mayoritario. c) Una reacción que produzca un hidrocarburo saturado.

Respuesta:

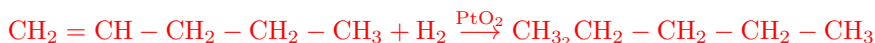
- a) la reacción de combustión es:



- b) La reacción es la siguiente:



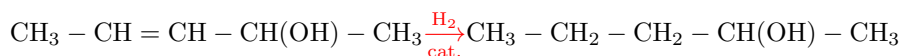
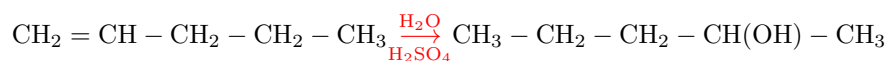
- c) Un hidrocarburo saturado se puede obtener de acuerdo a la reacción:



4. Dados los siguientes reactivos HI, I₂, H₂/catalizador, NaOH y H₂O/H₂SO₄, ¿cuál de ellos sería el adecuado para obtener CH₃-CH₂-CH₂-CH(OH)-CH₃ en cada caso? Escriba la reacción correspondiente:
 a) A partir de CH₂=CH-CH₂-CH₂-CH₃ b) A partir de CH₃-CH₂-CH₂-CH(I)-CH₃ c) A partir de CH₃-CH=CH-CH(OH)-CH₃.

Respuesta:

- a) Las reacciones son las siguientes:



5. Para el compuesto CH₃-CH₂-CHOH-CH₃ escriba: a) Un isómero de posición. b) Un isómero de función. c) Un isómero de cadena.

Respuesta:

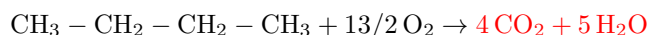
- a) Un isómero de posición es CH₃ - CH₂ - CH₂ - CH₂OH (**1-butanol**).
 b) Un isómero de función es el **metilpropiléter** (CH₃ - CH₂ - CH₂ - O - CH₃)
 c) Un isómero de cadena es CH₃ - COH(CH₃) - CH₃ (**2-metil-2-propanol**)
6. a) Escriba la reacción de adición de bromuro de hidrógeno (HBr) al propeno (CH₃-CH=CH₂). b) Escriba y ajuste la reacción de combustión del butano (CH₃CH₂CH₂CH₃). c) Escriba el compuesto que se obtiene cuando el cloro molecular (Cl₂) reacciona con el metilpropeno, CH₂=C(CH₃)-CH₃, e indique el tipo de reacción que tiene lugar.

Respuesta:

- a) La reacción es la siguiente:



- b) La reacción de combustión es la siguiente:



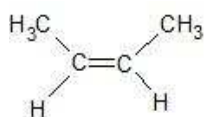
- c) El cloro molecular reacciona con el metilpropeno según:



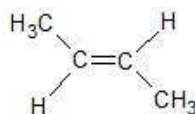
7. Empleando compuestos de 4 átomos de carbono, represente: a) Dos hidrocarburos que sean isómeros de cadena entre sí. b) Dos hidrocarburos que sean isómeros cis-trans. c) Un alcohol que desvíe el plano de la luz polarizada.

Respuesta:

- a) b) El hidrocarburo puede ser el 2-buteno.
 b) Los isómeros cis-trans pueden ser los siguientes:



cis-2-buteno

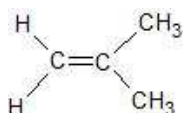


trans-2-buteno

- c) El compuesto puede ser $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$, representándose en **rojo** el carbono asimétrico.
8. Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos: a) El aldehído que es isómero del propen-2-ol ($\text{CH}_2 = \text{COH} - \text{CH}_3$). b) Un alqueno de 4 átomos de carbono que no presente isomería cis-trans. c) Un compuesto con dos carbonos quirales.

Respuesta:

- a) El compuesto es $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHO}$ (propanal)
 b) El compuesto puede ser:



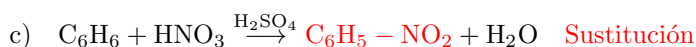
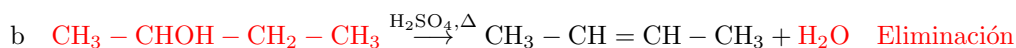
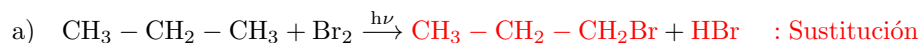
2-metilbuteno

- c) El compuesto puede ser $\text{CH}_3 - \text{CHBr} - \text{CHOH} - \text{CH}_3$ (**3-bromo-2-butanol**), representándose en **rojo** los carbonos quirales.
9. Sean los siguientes compuestos: $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CONH}_2$, $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{COCH}_3$ y $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CHO}$
 a) Identifique y nombre los grupos funcionales presentes en cada uno de ellos. b) Justifique si alguno posee actividad óptica. c) ¿Alguno presenta un carbono terciario? Razone la respuesta.

Respuesta:

- a) El primer compuesto es un **éster**, con un grupo funcional del tipo **R-COO-R'**. El segundo es una **amida**, **R-CONH₂**, mientras que el tercero posee dos grupos funcionales: **alcohol (-OH)** y **aldehído (-CHO)**

10. Complete las siguientes reacciones orgánicas, indicando el tipo de reacción:



- b) El tercer compuesto, $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CHO}$ (**2-hidroxiopropanal**) posee actividad óptica, al poseer un carbono asimétrico (señalado en **rojo**).
- c) El $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{COCH}_3$ presenta un carbono terciario, señalado en **verde**
11. Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: a) la regla de Markovnikov predice qué compuesto mayoritario se forma en las reacciones de eliminación. b) Un alquino puede adicionar halógenos. c) Un compuesto que desvía el plano de la luz polarizada presenta isomería geométrica.

Respuesta:

- a) La afirmación es **falsa**: esta regla es aplicable a las reacciones de adición.
- b) La afirmación es **correcta**. se trata de una reacción común en compuestos insaturados.
- c) La afirmación es **falsa**. Los compuestos que presentan esta propiedad son los isómeros ópticos.
12. Dados los compuestos: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{O} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$, $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CHOH} - \text{CH}_3$, $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$ y $\text{CH}_3 - \text{CH}_2$
- a) Cuál o cuáles presentan un carbono quiral. b) Cuáles son isómeros entre sí. c) Cuáles darían un alqueno como producto de una reacción de eliminación.

Respuesta:

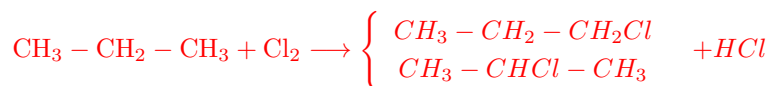
- a) Sólo el $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CHOH} - \text{CH}_3$ presenta un carbono asimétrico, representado en color rojo.
- b) Los compuestos $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CHOH} - \text{CH}_3$ y $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{CH}_3$ son isómeros de grupo funcional
- c) Los compuestos $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CHOH} - \text{CH}_3$ y $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$ darían como resultado de una reacción de eliminación los compuestos respectivos $\text{CH}_2 = \text{C} = \text{CH} - \text{CH}_3$ y $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2$
13. Dados los compuestos orgánicos A: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ y B: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$. a) Justifique cuál tiene mayor punto de fusión. b) Escriba la reacción de obtención del compuesto A partiendo de eteno ($\text{CH}_2 = \text{CH}_2$). c) Escriba la reacción de cloración del compuesto B.

Respuesta:

- a) El compuesto de mayor punto de fusión es el **A**, debido a que entre sus moléculas se pueden formar enlaces por puente de hidrógeno.
- b) La reacción es la siguiente:



- c) La reacción es:



14. Represente: a) Un isómero de cadena de $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$. b) Un isómero de posición de $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$. c) Un isómero de función de $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CHO}$.

Respuesta:

- a) $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_3$
- b) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{OH}$
- c) $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$