

PRUEBAS EBAU QUÍMICA

Juan P. Campillo Nicolás

19 de julio de 2022

1. EL ÁTOMO. ENLACE QUÍMICO.

1. Sólo UNA de las siguientes afirmaciones es CORRECTA. Identifícala razonando tu respuesta. a) Los metales son malos conductores de la electricidad. b) Todos los compuestos iónicos son sólidos. c) La unión de un metal con un no metal se produce por enlace covalente. d) Los compuestos iónicos no se disuelven en agua.

Respuesta:

La única afirmación correcta es la **b)**, ya que se encuentran formando redes cristalinas.

2. Los átomos neutros A, B, C y D tienen las siguientes configuraciones electrónicas: A = $1s^2 2s^2 2p^1$; B = $1s^2 2s^2 2p^5$; C = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$; D = $1s^2 2s^2 2p^6$ a) Indica el grupo y período en el que se encuentran. b) El nombre y símbolo de cada elemento c) Ordénalos, razonadamente, de mayor a menor electronegatividad. d) ¿Cuál de ellos presentará mayor potencial de ionización?

Respuesta:

a) y b) **A: periodo 2, grupo 13, Boro (B); B: periodo 2, grupo 17, Flúor (F); C: periodo 3, grupo 2, Magnesio (Mg); D: periodo 2, grupo 18, Neón (Ne)**

c) Tienen mayor electronegatividad los elementos cuanto más a la derecha de la tabla periódica se encuentren, a excepción de los gases nobles, que no tienen tendencia a formar enlaces, por tanto, el orden será: **F > B > Mg > Ne**.

d) El **F**, al tener 7 electrones en su último nivel y tener tendencia a captar un electrón para alcanzar configuración de gas noble,

3. Para los elementos con Z = 9, 12, 16 y 28, a) Indica a qué grupo del sistema periódico pertenece cada uno de ellos. b) ¿Cuál de los cuatro elementos tendrá mayor afinidad electrónica? c) ¿Alguna combinación binaria entre ellos tendrá carácter iónico? d) ¿Cuál o cuáles de los cuatro elementos podrán formar enlace metálico?

Respuesta:

a) Las respectivas configuraciones son las siguientes: 9: $1s^2 2s^2 2p^5$ **grupo 17**; 12: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$, **grupo 2**; 16: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$, **grupo 16**; 28: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$, **grupo 10**

b) La mayor afinidad electrónica corresponderá al elemento situado más a la derecha y arriba en la tabla periódica, en este caso, el de **número atómico 19 (F)**.

c) Pueden tener carácter iónico los compuestos de **Fe (28)** con **F (9)** y con **S (16)**, así como de **Mg (12)** con **F** y con **S**.

d) Forman enlace metálico los elementos de números atómicos respectivos **12 (Mg) y 28 (Fe)**.

4. Sólo UNA de las siguientes afirmaciones es FALSA. Identifícala razonando todas tus respuestas. a) El cloruro de potasio (KCl) conduce la electricidad en estado fundido. b) A temperatura ambiente, todas las sustancias covalentes son gases. c) El diamante, siendo una sustancia covalente, tiene un punto de fusión muy alto. d) Todos los metales son buenos conductores de la electricidad.

Respuesta:

a) La afirmación es **correcta**. Los compuestos iónicos fundidos son buenos conductores.

b) La afirmación es **falsa**: existen compuestos covalentes con estructura cristalina, tales como el diamante, que posee un punto de fusión muy elevado

c) La afirmación es **correcta**: es una sustancia covalente con estructura cristalina.

Respuesta:

a) La afirmación es **correcta**: ambos elementos se encuentran en el mismo periodo. El radio atómico disminuye en un periodo de derecha a izquierda. El número atómico disminuye en este sentido y el último nivel electrónico es el mismo, con lo que la atracción sobre los electrones externos es mayor y, por tanto, el radio es menor cuanto mayor sea el número atómico a lo largo de un periodo.

b) La afirmación es falsa. por ejemplo, en el CH_4 , los enlaces son polares, aunque la suma de todos los vectores momento dipolar es nula.

c) La afirmación es **falsa**. En realidad la hibridación es del tipo sp , lo que favorece la existencia de un triple enlace, con uno de los enlaces σ y los otros dos $|\pi$.

d) De la fórmula del compuesto, $\text{CH}_3\text{CHOHCHOHCOOH}$ la afirmación es correcta, pues posee dos carbonos asimétricos (señalados en rojo), y el número de enantiómeros es igual a 2^n , siendo n el número de carbonos asimétricos.

8. Dados los elementos K ($Z = 19$), Ca ($Z = 20$), Zn ($Z = 30$), F ($Z = 9$) y Ne ($Z = 10$), ordénalos razonadamente, de menor a mayor, de acuerdo con sus valores de: a) radio atómico; b) energía de ionización.

Respuesta:

a) Según los respectivos números atómicos, la situación de cada elemento en la tabla periódica es la siguiente:

Z	Nº Periodo	Nº grupo
19	4	1
20	4	2
30	4	10
9	2	17
10	2	18

El radio atómico disminuye de izquierda a derecha y de arriba hacia abajo en la tabla periódica, por lo que el orden creciente en cuanto a radio atómico será: **$18 < 17 < 10 < 20 < 19$** . En cuanto a la energía de ionización, aumenta de izquierda a derecha y de abajo hacia arriba a lo largo de la tabla periódica, por lo que el orden creciente de energías de ionización será **el contrario** que el de los radios atómicos.

9. Con los datos recogidos a continuación, contesta razonadamente a las siguientes preguntas:

Sustancia	H_2O	HF	HCl	Cl_2
Temperatura ebullición normal ($^\circ\text{C}$)	100	20	-85	-34

a) ¿Por qué la temperatura de ebullición normal del HF es mayor que la del HCl? b) ¿Por qué la temperatura de ebullición normal del H_2O es mayor que la del Cl_2 ? c) ¿Por qué la temperatura de ebullición normal del HCl es menor que la del Cl_2 ? d) Predice cuál de las sustancias anteriores presentará mayor punto de fusión.

Respuesta:

a) Ambos compuestos forman moléculas polares, por lo que se están sometidos a fuerzas de interacción entre dipolos permanentes. No obstante, **en el HF se forman enlaces por puente de hidrógeno**, que no se producen en el HCl.

b) Al igual que en el apartado anterior, **en el agua se forman enlaces por puente de hidrógeno**,

que no aparecen en las moléculas de Cl_2 . Por otra parte, al ser un compuesto apolar, sus moléculas está sometidas a fuerzas de dispersión, de carácter más débil.

c) El tamaño de la molécula de Cl_2 es muy superior al de la molécula de HCl , por lo que **augmenta la posibilidad de formación de dipolos temporales** y, en consecuencia, la intensidad de las fuerzas de dispersión de London, lo que puede compensar las interacciones entre dipolos permanentes que se dan en el caso del HCl .

d) La temperatura de fusión varía de forma paralela a la de ebullición, por lo que el H_2O presentará en punto de fusión más alto.

10. Para las siguientes sustancias: Br_2 , NaCl , H_2O y Fe : a) Explicar el tipo de enlace que presentan. b) Indicar el tipo de interacción que debe romperse para fundir cada compuesto. c) ¿Cuál de ellas tendrá un menor punto de fusión? d) Razonar qué compuesto(s) conducirá(n) la corriente en estado sólido, cuál(es) lo hará(n) en estado fundido y cuál(es) no conducirá(n) la corriente eléctrica en ningún caso.

Respuesta:

a) Br_2 : **enlace covalente**; NaCl : **enlace iónico**; H_2O : **enlace covalente**; Fe : **enlace metálico**.

b) En el bromo, deben vencerse las **fuerzas de dispersión de London; fuerzas electrostáticas entre iones** en el caso del cloruro de sodio; el **enlace por puente de hidrógeno** para el agua y las **interacciones propias del enlace metálico** en el hierro.

c) El menor punto de fusión corresponderá al Br_2 , compuesto donde las fuerzas intermoleculares son débiles.

d) En estado sólido sólo el **hierro** conduce la corriente eléctrica, mientras que en estado fundido lo hará, además, el **cloruro sódico**. Los otros dos compuestos no conducen ni fundidos ni en estado sólido.

11. Dados los elementos X, Y y Z, con números atómicos: 16, 18 y 19, respectivamente, a) Escribir su configuración electrónica en estado fundamental. b) ¿Qué tipo de enlace podría darse entre ellos? ¿Qué formulas tendrían los compuestos formados? ¿Qué podría decirse respecto a su conductividad eléctrica?

Respuesta:

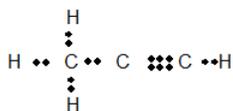
a) Las configuraciones electrónicas respectivas son: X: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ Y: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ Z: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.

b) Entre X y Z podría darse un **enlace iónico**, donde la fórmula del compuesto sería Z_2X , compuesto iónico con elevada conductividad eléctrica en estado fundido, pero no conductor en estado sólido. X puede formar consigo mismo un **enlace covalente**, no conductor de la corriente eléctrica. El elemento Y, al tratarse de un gas noble, **no forma enlace**.

12. a) Formula el propino y representa el diagrama de Lewis de la molécula. b) ¿Qué hibridación puede explicar los enlaces de los átomos de carbono? c) Escribe la reacción química del propino con bromo en proporción molar 1:1; indica de qué tipo es y nombra el compuesto orgánico formado. d) ¿Cómo afecta la reacción anterior a la hibridación del carbono?

Respuesta:

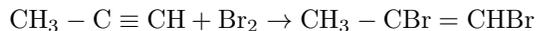
a) La fórmula del propino es: $\text{CH}_3 - \text{C} \equiv \text{CH}$. El diagrama de Lewis de esta molécula es:



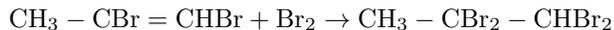
b) Los carbonos 1 y 2 presentan una hibridación de tipo **sp**, dando lugar a un enlace σ entre un orbital

híbrido sp de cada uno de ellos, y a dos enlaces π , formados entre orbitales p de cada carbono.

c) La reacción, en una primera fase, es la siguiente:



Mientras que en una segunda fase, el compuesto obtenido reacciona con otra molécula de bromo de la forma:



Se trata de una reacción de **adición** en la que el propino se transforma en **1,2-dibromopropeno**, y posteriormente, en **1,1,2,2-tetrabromopropano**.

d) La hibridación de los carbonos 1 y 2 pasa ahora a ser del tipo **sp²**.

13. Explica razonadamente los siguientes hechos: a) El cloruro de sodio tiene un punto de fusión de 801 °C, mientras que el cloro es un gas a temperatura ambiente. b) El metanol es un compuesto muy soluble en agua, mientras que el metano no lo es. c) El hierro y el yodo son sólidos a temperatura ambiente; pero el hierro conduce la corriente eléctrica, mientras que el yodo no. d) El cloruro de magnesio es más duro que el cloruro de calcio.

Respuesta:

a) El cloruro de sodio es un compuesto iónico que posee una red cristalina con enlaces fuertes entre iones positivos y negativos. Por el contrario, el cloro es una molécula covalente apolar. Las fuerzas intermoleculares son muy débiles.

b) La diferencia de solubilidad se debe a la polaridad de la molécula. Mientras el metanol es una sustancia polar y, por tanto, soluble en agua, el metano es apolar e insoluble.

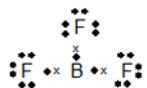
c) El hierro es un compuesto con enlace metálico, lo que explica su elevada conductividad eléctrica, mientras que el yodo es una sustancia covalente apolar y, por tanto, no conductora.

d) La energía reticular del cloruro de magnesio es superior a la del cloruro de calcio, puesto que a igualdad de carga de los iones en cada caso, la distancia interiónica es inferior en el cloruro de magnesio. Según la ecuación de Born-Landé, la energía reticular de un compuesto es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones, e inversamente proporcional a la distancia interiónica.

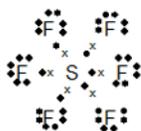
14. Escriba las estructuras de Lewis y describa la geometría de las siguientes moléculas usando la teoría de repulsión de pares de electrones: BF₃, SF₆ y PCl₅ b) Describa usando la teoría de hibridación la estructura de la molécula de etino.

Respuesta:

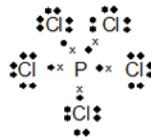
a) Las estructuras de Lewis son las siguientes:



BF₃

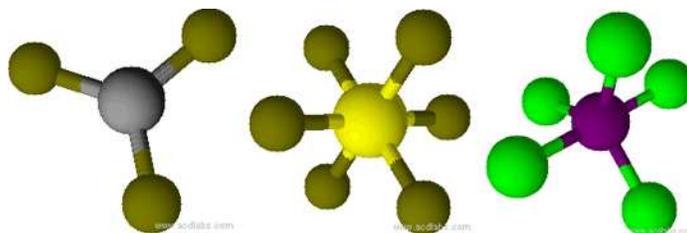


SF₆



PCl₅

Según la TRPECV, la molécula de BF₃ tendrá una forma plana triangular, la de SF₆ será de octaedro, y la de PCl₅, de bipirámide trigonal. Una posible representación de la geometría de las moléculas es la siguiente:



- b) En la molécula de etino, la hibridación de C es del tipo sp . Se produce un enlace σ y dos enlaces π entre los dos átomos de carbono, así como un enlace σ entre cada uno de los carbonos y un hidrógeno. la estructura de la molécula será lineal.
15. Señale cuáles de las siguientes combinaciones de números cuánticos no son correctas e indique la razón: a) (3, 2, 0, +1/2); b) (1,1, 0, -1/2); c) (2, 0,1, + 1/2); d) (2,1, -1, 0); e) (4 ,2, -1, -1/2).

Respuesta:

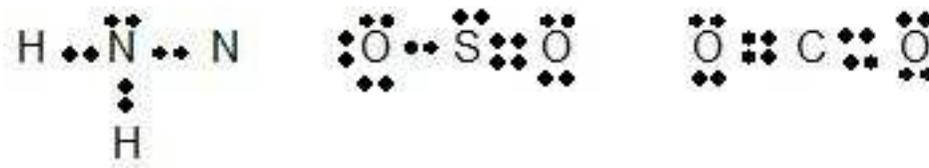
- a) Las combinaciones incorrectas son: **b)**, puesto que el número cuántico l debe tener un valor inferior al del número cuántico n ; **c)**, puesto que el número cuántico m no puede tener un valor absoluto superior al de l , y **d)** pues el número cuántico s debe tomar valores $+1/2$ o $-1/2$.
16. A partir de los átomos A ($Z = 19$) y B ($Z = 35$): a) Escriba sus configuraciones electrónicas, indique el grupo y el periodo al que pertenecen. b) ¿El radio del ion más estable de A es inferior al del ion más estable de B? Justifíquelo. c) ¿Qué se entiende por primera energía de ionización de un átomo? ¿Cuál de los átomos A y B tendría mayor energía de ionización? d) Formule el compuesto binario que podrían formar A y B razonando el tipo de enlace que se generaría.

Respuesta:

- a) A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. **Grupo 1, periodo 4.** B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$. **Grupo 17, periodo 4.**
- b) El ion más estable de A es A^+ , mientras que el ion más estable de B es B^- . Al encontrarse en el mismo periodo, el elemento de mayor número atómico será el de menor radio, por lo que el ion B^- tendría menor radio que A^+ .
- c) La energía de ionización es la energía que hay que suministrar a un átomo neutro en estado gaseoso para convertirlo en un ion positivo. El elemento situado más a la derecha en la tabla periódica es el que posee mayor energía de ionización, en este caso, **B**.
- d) Se formaría un **compuesto iónico del tipo AB**, debido a que dadas sus situaciones respectivas en la tabla periódica, A tiende a formar el ion A^+ , y B el ion B^- , alcanzando cada uno de ellos configuración estable de gas noble.
17. Sean las moléculas NH_3 , SO_2 y CO_2 a) Deduzca la estructura de Lewis de cada una de ellas. b) Describa la geometría de estas moléculas indicando la hibridación del átomo central. c) Indique el tipo de enlaces σ / π que se dan en estas moléculas. d) Comente la polaridad de cada molécula.

Respuesta:

- a) Las correspondientes estructuras de Lewis son las siguientes:



- b) La hibridación del átomo central es de tipo **sp^3 en NH_3** y **sp^2 en el SO_2** . En el primer caso, la

existencia de un par no compartido sobre el N hace que la molécula tenga forma de pirámide trigonal. En el SO_2 , el S soporta también un par no compartido, lo que hace que la molécula sea **plana angular**. En el CO_2 , la hibridación del C es **sp**, siendo **lineal** la forma de la molécula.

c) En el NH_3 todos los enlaces son de tipo σ , en el SO_2 hay dos enlaces σ y uno π , mientras que en el CO_2 hay dos enlaces σ y dos enlaces π .

d) Las moléculas de **NH_3 y SO_2 tendrán carácter polar**, mientras que el **CO_2 será una molécula apolar**.

18. Justifique, razonadamente, si es verdadera o falsa la siguiente propuesta: Todos los isótopos de un mismo elemento químico tienen el mismo número de neutrones y de protones. b). Complete los huecos de la siguiente tabla correspondientes a átomos neutros.

Símbolo	${}^{39}_{18}\text{K}$	${}^{14}_7\text{N}$	${}^{31}_{15}\text{Al}$	${}^{12}_6\text{C}$
Protones	18	7	15	6
Neutrones	21	7	16	8
Electrones	18	7	15	6
Nº másico	39	7	31	14

Respuesta:

a) La afirmación es **incorrecta**. Los isótopos poseen el mismo número atómico (n° de protones) pero distinto número de neutrones.

b) El valor que debe figurar en los huecos se encuentra sobre la tabla anterior, señalados en color rojo

19. Justifique, en términos del enlace químico, por qué el H_2O es un líquido a presión y temperatura ambiente mientras que el H_2S es un gas en las mismas condiciones. b) Razone que tienen en común los siguientes átomos e iones: Cl^- , Ar y K^+ Datos: Z (Cl) = 17; Z (Ar) = 18; Z (K) = 19.

Respuesta:

a) El oxígeno es un elemento de pequeño tamaño y elevada electronegatividad, por lo que además de las interacciones entre dipolos permanentes, existen en la molécula de H_2O **enlaces por puente de hidrógeno, los cuales no se dan en la molécula de H_2S** , al tener el átomo de S mayor tamaño y menor electronegatividad que el átomo de O.

20. Explique el significado físico de cada uno de los números cuánticos. b) Escriba dos combinaciones posibles de números cuánticos para los electrones de valencia del átomo con Z = 20.

Respuesta:

a) n: nivel principal de energía. Está relacionado con la distancia al núcleo de un electrón en un cierto orbital. l: describe la forma del orbital y, por tanto, el subnivel de energía. m: relacionado con la orientación espacial del orbital. Nos indica el número de electrones de cada tipo en un determinado nivel. s: sentido de giro del electrón sobre su eje.

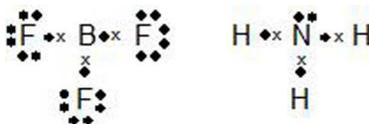
b) Dos posibles combinaciones son las siguientes: **(2,1,1,+1/2)** y **(3,2,0,-1/2)**.

21. Considere las moléculas BF_3 y NH_3 . a) Escriba su estructura de Lewis. b) Indique su geometría molecular utilizando la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia. c) Indique cuál es la hibridación del átomo central de cada una de ellas. d) Explique la polaridad de ambas moléculas.

Respuesta:

a) las estructuras de Lewis son las siguientes:

b) Según la TRPECV, al no poseer el átomo de B electrones no compartidos, la máxima repulsión entre los electrones enlazados dará lugar a una molécula **trigonal plana**. En el caso del NH_3 , la presencia de un par no compartido sobre el átomo de nitrógeno hace que los enlaces N-N se dispongan según las



aristas de una **pirámide trigonal**.

c) la hibridación en el átomo de B es de tipo **sp²**, mientras que en el N es de tipo **sp³**, aunque, en este caso, la molécula no es tetraédrica al existir un par solitario sobre el átomo de N.

22. Considere los elementos A ($Z = 11$), B ($Z = 15$) y C ($Z = 17$). a) Escriba la configuración electrónica de cada elemento, indicando grupo y periodo. b) Justifique cuál es el elemento que tiene menor energía de ionización.

Respuesta:

a) Las configuraciones electrónicas respectivas son: **A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$** ; **B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$** ; **C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$** . El elemento A se encuentra en el **periodo 3, grupo 1**; el B en el **periodo 3, grupo 15**, y el C en el **periodo 3, grupo 17**.

b) La energía de ionización depende, entre otros factores, del nivel más alto ocupado y de la carga nuclear efectiva. En los tres casos anteriores, el último nivel ocupado es el mismo (3), mientras la carga nuclear efectiva aumenta de izquierda a derecha a lo largo de un periodo. Con estas consideraciones, el elemento situado más a la izquierda de un mismo periodo es el que posee menor energía de ionización, en este caso, **el elemento A**.

23. Sean las moléculas CH_4 , CO_2 y NO_3^- a) Deduzca la estructura de Lewis de cada una de ellas. b) Describa la geometría de estas moléculas usando la teoría de repulsión de pares de electrones, indicando la hibridación del átomo central. c) Indique el tipo de enlaces σ / π que se dan en estas moléculas. d) Comente la polaridad de cada molécula.

Respuesta:

a) Las estructuras de Lewis son las siguientes:



La estructura de Lewis del ion NO_3^- se encuentra en resonancia con otras dos formas.

b) La molécula de CH_4 es **tetraédrica**, debido a la no existencia de pares de electrones no compartidos sobre el átomo de C. la molécula de CO_2 es **lineal**, por la misma razón. El ion NO_3^- tendrá una forma **piramidal trigonal** al poseer el átomo de N un par de electrones no compartidos.

c) En la molécula de CH_4 todos los enlaces son de tipo σ . En la molécula de CO_2 , existen dos enlaces σ y **dos enlaces π** . En el ion NO_3^- se dan **tres enlaces σ y uno π** .

d) Las moléculas de CH_4 y CO_2 son apolares debido a su geometría. El ion NO_3^- será polar, debido a su forma piramidal.

24. Señale cuáles de las siguientes combinaciones de números cuánticos no son correctas e indique la razón: a) (4, 3, 2, 1); b) (1, 0, -1, -1/2); c) (4, 0, 1, 1/2); d) (3, 2, -2, 1/2).

Respuesta:

a) No son correctas las combinaciones **b)** y **c)**, ya que el número cuántico m no puede ser mayor, en valor absoluto, que el número cuántico l

25. Copie y complete los huecos de la siguiente tabla correspondientes a átomos neutros.

Símbolo	$^{89}_{38}\text{Sr}$	$^{127}_{50}\text{Sn}$	$^{12}_5\text{B}$	$^{12}_6\text{C}$
Electrones	38	50	5	6
Neutrones	51	77	7	6
Número atómico, Z	38	50	5	6
Número másico, A	89	127	12	12

Respuesta:

Los valores señalados en rojo corresponden a lo pedido en el enunciado.

2. ESTEQUIOMETRÍA.

3. CINÉTICA DE REACCIONES.

1. Justifica la certeza o falsedad de las siguientes afirmaciones acerca de la velocidad de una reacción:
 a) Se modifica cuando se adiciona un catalizador. b) Su valor numérico es constante durante todo el tiempo que dura la reacción. c) Su valor numérico aumenta al hacerlo la temperatura a la que se realiza la reacción. d) Sus unidades pueden ser mol.s/L.

Respuesta:

- a) La afirmación es **correcta**, se modifica la velocidad del proceso directo y del inverso.
 b) La afirmación es **falsa**. La velocidad de la reacción disminuye al ir consumiéndose los reactivos.
 c) La afirmación es **correcta**, al aumentar la constante de velocidad de reacción con la temperatura.
 d) La afirmación es **falsa**. El tiempo debe ir en el denominador.
2. Para la reacción química $A + B \rightarrow 2C$, se conoce el valor absoluto de la variación de entalpía, $|\Delta H| = 68$ kJ, y la variación de entropía, $\Delta S = 2 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$ a) Coméntese razonadamente si la reacción es espontánea a 25° C . b) Si la ecuación de velocidad de reacción tiene la forma $v = k [A]^2[B]$, ¿cómo afecta a la velocidad reducir a la mitad la concentración de A al tiempo que se duplica la de B?

Respuesta:

a) Puesto que: $\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$, y el valor de $T\Delta S^0$ es: $T\Delta S^0 = 298 \cdot 2 \cdot 10^{-3} = 0,596$, la reacción será espontánea si $\Delta H^0 = -68\text{kJ}$ y no espontánea si $\Delta H^0 = +68\text{kJ}$.

b) La velocidad **se reduce a la mitad**, pues:

$$v' = k \left(\frac{[A]}{2} \right)^2 2[B] = K \frac{[A]^2[B]}{2}$$

3. Se encuentra experimentalmente que la ecuación de velocidad para la reacción gaseosa $A + B \rightarrow$ productos, tiene la forma $v = k [A]^2[B]$ a) Indica el orden de reacción respecto a cada reactivo y el orden total de reacción. b) ¿Cuáles son las unidades de la constante de velocidad? c) ¿Cómo afecta a la velocidad de la reacción duplicar la concentración de A al tiempo que se reduce a la mitad la de B?

Respuesta:

a) El orden de reacción es **2 para el reactivo A**, y **1 para el reactivo B**. El orden total de la reacción será la suma de los órdenes parciales, es decir, **3**.

b) La constante de velocidad se expresará en:

$$k = \frac{v}{[A]^2[B]} \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2} \cdot \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}} = \text{mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

c) Al duplicar la concentración de A y reducir a la mitad la de B, tendremos:

$$v' = k (2[A]^2) \left(\frac{[B]}{2} \right) = 2k [A]^2[B]$$

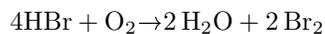
Con lo que la velocidad de la reacción **se duplica**.

4. La ecuación de velocidad de la reacción entre el monóxido de nitrógeno y el dihidrógeno es: $v = k[\text{NO}]^2[\text{H}_2]$ Indique cómo variará la velocidad de la reacción si se duplica la concentración de monóxido de nitrógeno.

Respuesta:

Según la ecuación de velocidad, al aumentar al doble la concentración de NO, la velocidad de la reacción aumentará al **cuádruple**, pues en la expresión, la concentración de NO está elevada al cuadrado.

5. Para la reacción química en fase gaseosa:



Se sabe que la velocidad de reacción viene dada por la expresión $v = k [\text{HBr}][\text{O}_2]$. a) Indique el orden de reacción. b) Para la constante de velocidad, indique sus unidades, sabiendo que las unidades de la velocidad de reacción son $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$ y las unidades de concentración son $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Respuesta:

- a) El orden de reacción es la suma de los exponentes de cada una de las concentraciones, en este caso: $1 + 1 = 2$.
b) La constante de velocidad será:

$$k = \frac{v}{[\text{HBr}][\text{O}_2]} \frac{\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}}{\text{mol}^2\cdot\text{L}^{-2}} = \text{mol}^{-1}\cdot\text{L}\cdot\text{s}^{-1}$$

6. La ecuación de velocidad de la reacción entre un compuesto A y otro B puede expresarse mediante: $v = k[\text{A}][\text{B}]^2$. Indique cómo debe modificarse la concentración de A para que se mantenga la velocidad de la reacción si la concentración de B se reduce a la mitad.

Respuesta:

- a) La concentración de A debe aumentarse **cuatro veces**, ya que el valor de $[\text{B}]^2$ se reduce a la cuarta parte.

4. TERMOQUÍMICA.

5. EQUILIBRIO QUÍMICO.

1. 3×10^{-2} moles de gas fosgeno (COCl_2) puro se introdujeron en un reactor de 1.50 litros, calentándose entonces éste hasta alcanzar los 800 K de temperatura. Alcanzado el equilibrio, la presión parcial de CO fue 0.497 atm. Para el equilibrio $\text{COCl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$, calcula: a) La constante de presiones K_p b) El número total de moles en el equilibrio. c) El grado de disociación del gas fosgeno Dato: $R = 0,082 \text{ atm L / mol K}$

Respuesta:

- a) El equilibrio podemos escribir:



Aplicando la ecuación de los gases ideales:

$$p_{\text{CO}}V = nRT \quad 0,497 \cdot 1,5 = n_{\text{CO}}0,082 \cdot 800$$

De donde obtenemos: $n_{\text{CO}} = x = 0,011$ moles. El número de moles de Cl_2 , según el equilibrio anterior, será el mismo. Puesto que el número de moles de COCl_2 es $3 \cdot 10^{-2} - x = 3 \cdot 10^{-2} - 0,011 = 0,019$, aplicando la ecuación de los gases, tendremos:

$$p_{\text{COCl}_2}V = nRT \quad p_{\text{COCl}_2} \cdot 1,5 = 0,019 \cdot 0,082 \cdot 800 = 0,831 \text{ atm}$$

Con estos datos, tendremos que:

$$K_p = \frac{p_{\text{CO}}p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{COCl}_2}} = \frac{0,497^2}{0,831} = 0,30$$

- b) Teniendo en cuenta que el número total de moles es: $n = 3 \cdot 10^{-2} - x + x + x = 3 \cdot 10^{-2} + x = 0,041$

- c) El grado de disociación será:

$$\alpha = \frac{x}{3 \cdot 10^{-2}} = \frac{0,011}{3 \cdot 10^{-2}} = 0,37$$

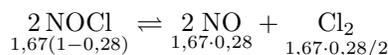
2. En los siguientes sistemas en equilibrio, a) $\text{A} \rightleftharpoons 2\text{B} \quad \Delta H^\circ = 20.0 \text{ kJ/mol}$ b) $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} \quad \Delta H^\circ = -5.4 \text{ kJ/mol}$ c) $\text{A} \rightleftharpoons \text{B} \quad \Delta H^\circ = 0.0 \text{ kJ/mol}$ predice razonadamente el cambio que se produciría en cada uno de ellos al aumentar la temperatura.

Respuesta:

- a) Al ser endotérmica la reacción, el equilibrio se desplaza hacia la **derecha**
 b) Al ser exotérmica la reacción, el equilibrio se desplaza hacia la **izquierda**.
 c) El equilibrio **no se modifica**.
3. 2.50 moles de NOCl puro se introdujeron en un reactor de 1.50 litros a 400°C . Una vez alcanzado el equilibrio, se comprobó que el 28.0% del NOCl inicial se había disociado según la reacción $2 \text{NOCl}(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. Calcula: a) La constante de concentraciones K_c para este equilibrio. b) La presión total en el equilibrio. c) La constante de presiones K_p para este equilibrio. Dato: $R = 0,082 \text{ atm L/mol}\cdot\text{K}$

Respuesta:

- a) La concentración inicial de NOCl es: $c = 2,5/1,5 = 1,67 \text{ M}$. Sabiendo que $\alpha = 0,28$, podremos escribir lo siguiente:



Con lo que K_c tendrá el valor:

$$K_c = \frac{(1,67 \cdot 0,28)^2 (1,67 \cdot 0,28/2)}{[1,67(1 - 0,28)]^2} = 0,035$$

b) Para calcular la presión total aplicaremos la ecuación de los gases perfectos:

$$P = [1,67(1 - 0,28) + 1,67 \cdot 0,28 + 1,67 \cdot 0,28/2] 0,082 \cdot 673 = 105 \text{ atm}$$

c) La constante K_p es:

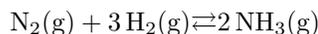
$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 0,035(0,082 \cdot 673) = 1,93$$

4. En el equilibrio $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ [$\Delta H^\circ = 92,5 \text{ kJ/mol}$] predice razonadamente el cambio que se producirá cuando a) se eleva la temperatura; b) se añade más gas cloro a la mezcla de reacción; c) se extrae PCl_3 de la mezcla de reacción; d) se incrementa la presión total del sistema.

Respuesta:

a) Al ser la reacción endotérmica ($\Delta H^\circ > 0$), el equilibrio se desplazará **hacia la derecha**. b) Un aumento en la concentración de alguno de los productos produce el desplazamiento del equilibrio hacia la formación de reactivos, es decir, **hacia la izquierda**. c) Una disminución en la concentración de alguno de los productos produce el desplazamiento del equilibrio hacia la formación de productos, es decir, **hacia la derecha**. d) Un aumento en la presión desplaza el equilibrio hacia donde el número de moles de sustancias gaseosas sea menor, es decir, **hacia la izquierda**.

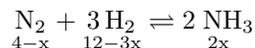
5. En un recipiente de 10,0 litros se introduce una mezcla de 4,0 mol de nitrógeno y 12,0 mol de hidrógeno. Se eleva la temperatura hasta 1000 K estableciéndose el equilibrio:



En ese instante, se observa que hay 0,8 moles de amoníaco en la mezcla gaseosa. Calcula: a) La constante de concentraciones K_C b) La constante de presiones K_P y la presión total de la mezcla gaseosa en equilibrio. c) Las presiones parciales de los componentes en el equilibrio. (Dato: $R = 0,082 \text{ atm L/mol K}$)

Respuesta:

a) Una vez establecido el equilibrio, podremos escribir lo siguiente:



sabiendo que en el equilibrio hay 0,8 moles de amoníaco, tendremos que $2x = 0,8$, y $x = 0,4$ moles. Así pues, la constante K_c será:

$$K_c = \frac{\left(\frac{0,8}{10}\right)^2}{\frac{4-0,4}{10} \left(\frac{12-1,2}{10}\right)^3} = 1,41 \cdot 10^{-2}$$

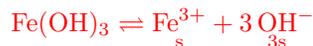
b) La constante K_p tendrá el valor:

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 1,41 \cdot 10^{-2} (0,082 \cdot 1000)^{-2} = 2,1 \cdot 10^{-6}$$

La presión total se calcula aplicando la ecuación de los gases:

$$P \cdot 10 = (4 - x + 12 - 3x + 2x) 0,082 \cdot 1000 = 124,64 \text{ atm}$$

a) El equilibrio de solubilidad es el siguiente:



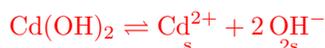
Siendo $K_{ps} = [\text{Fe}^{3+}][\text{OH}^-]^3 = 4s^3$

b) Un aumento de pH implica un aumento en la concentración de OH^- , con lo que **la solubilidad del compuesto disminuye**.

9. El Cd(OH)_2 es una sustancia cuyo producto de solubilidad en agua a 25°C es $7,2 \cdot 10^{-15}$. a) Escribe el equilibrio de solubilidad del Cd(OH)_2 . b) Calcula su solubilidad en g/L a 25°C . c) Razona cómo afectará a la solubilidad de esta sustancia una reducción del pH del medio. Datos: Masas atómicas: H = 1,0; O = 16,0; Cd = 112,4.

Respuesta:

a) El equilibrio de solubilidad es el siguiente:



b) A partir del dato del producto de solubilidad, podremos escribir:

$$7,2 \cdot 10^{-15} = [\text{Cd}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 4s^3 \quad s = 1,22 \cdot 10^{-5} \text{M}$$

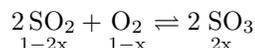
Expresada en g/L: $s = 1,22 \cdot 10^{-5} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \frac{146,4 \text{g}}{\text{mol}} = 1,79 \cdot 10^{-3} \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$.

c) Una disminución en el pH del medio se traduce en una disminución en la concentración de iones OH^- , lo que **aumentará la solubilidad** del compuesto.

10. En un recipiente de 5,00 L se introducen un mol de dióxido de azufre y un mol de oxígeno, y se calienta el sistema a 1000°C con lo que se produce la reacción: $2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3 (\text{g})$. Sabiendo que en el equilibrio hay 0,15 moles de dióxido de azufre, calcula: a) Las concentraciones molares de todos los compuestos en el equilibrio. b) los valores de K_c y K_p . c) ¿Cómo afecta a la concentración de SO_3 en la mezcla gaseosa un aumento de la presión en el recipiente manteniendo constante la temperatura? Razona la respuesta. Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{mol} \cdot \text{K}$.

Respuesta:

a) El equilibrio se puede representar mediante la ecuación química:



El número de moles de dióxido de azufre en el equilibrio es $0,15 = 2x$, por lo que $x = 0,075$ moles. A partir de este dato, tendremos:

$$[\text{SO}_2] = \frac{1 - 0,15}{5} = 0,17 \text{M} \quad [\text{O}_2] = \frac{1 - 0,075}{5} = 0,185 \text{M} \quad [\text{SO}_3] = \frac{0,15}{5} = 0,03 \text{M}$$

b) Las constantes K_c y K_p serán, respectivamente:

$$K_c = \frac{0,03^2}{0,17^2 \cdot 0,185} = 0,168$$

$$K_p = K_c (\text{RT})^{\Delta n} = 0,168 (0,082 \cdot 1273)^{-1} = 1,61 \cdot 10^{-3}$$

c) Por el Principio de Le Chatelier, un aumento en la presión producirá un desplazamiento del equilibrio hacia donde menor sea el número de moles de sustancias gaseosas, por lo que la concentración de SO_3 **tiende a aumentar**.

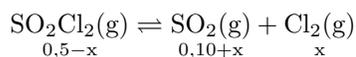
11. En un recipiente de 2,0 L de capacidad se introduce una mezcla gaseosa que contiene 0,10 mol de SO_2 y 0,5 de SO_2Cl_2 (cloruro de sulfonilo). A 150 °C se establece el equilibrio:



Cuya constante K_c vale 0,011. a) Calcular la concentración de todas las sustancias en equilibrio. b) Calcular la presión total en el equilibrio a 150°C c) Calcular K_p y los valores de las presiones parciales de los componentes de la mezcla en equilibrio. Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K}$.

Respuesta:

a) En el equilibrio podemos escribir:



Aplicando la constante de equilibrio:

$$0,011 = \frac{\left(\frac{0,10+x}{2}\right) \frac{x}{2}}{\frac{0,5-x}{2}} = \frac{0,10x + x^2}{1-2x} \quad x = 0,06 \text{ mol}$$

La concentración de las especies en el equilibrio será:

$$[\text{SO}_2\text{Cl}_2] = \frac{0,5-0,06}{2} = 0,22 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \quad [\text{SO}_2] = \frac{0,10+0,06}{2} = 0,08 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \quad [\text{Cl}_2] = \frac{0,06}{2} = 0,03 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

b) En el equilibrio, la presión total se obtiene a partir de la ecuación de los gases:

$$P = (0,22 + 0,08 + 0,03) 0,082 \cdot 423 = 11,45 \text{ atm}$$

c) El valor de K_p será:

$$K_p = K_c(\text{RT})^{\Delta n} = 0,011 (0,082 \cdot 423) = 0,38$$

Las presiones parciales serán, respectivamente:

$$p_{\text{SO}_2\text{Cl}_2} = 11,45 \frac{0,44}{0,66} = 7,63 \text{ atm} \quad p_{\text{SO}_2} = 11,45 \frac{0,16}{0,66} = 2,78 \text{ atm} \quad p_{\text{Cl}_2} = 11,45 \frac{0,06}{0,66} = 1,04 \text{ atm}$$

12. El $\text{Al}(\text{OH})_3$ es una sustancia muy poco soluble en agua ($K_s=3,7\cdot 10^{-15}$). a) Escribir el equilibrio de solubilidad y la expresión del producto de solubilidad. b) ¿Cuál es su solubilidad en agua pura, expresada en g/L? c) ¿Cómo afectaría a la solubilidad del $\text{Al}(\text{OH})_3$ una disminución del pH de la disolución? Razónese en términos del principio de Le Chatelier-Braun. Datos: Masas atómicas Al = 27,0; O = 16,0.

Respuesta:

a) El equilibrio de solubilidad será el siguiente:



El producto de solubilidad será:

$$K_{ps} = [\text{Al}^{3+}][\text{OH}^-]^3 = s(3s)^3 = 27s^4$$

b) La solubilidad en agua pura será:

$$s = \sqrt[4]{\frac{K_{ps}}{27}} = \sqrt[4]{\frac{3,7 \cdot 10^{-15}}{27}} = 1,08 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Expresada en g/L, la solubilidad será:

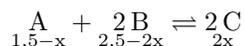
$$s = 1,08 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot (27,0 + 3 \cdot 16,0 + 3 \cdot 1,0) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,42 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

c) Una disminución de pH significa un aumento en la concentración de H_3O^+ , lo que se traduce en una disminución de $[\text{OH}^-]$. Según el Principio de Le Chatelier - Braun, un descenso en la concentración de alguno de los reactivos tenderá a desplazar el equilibrio de izquierda a derecha, es decir, aumentará la solubilidad del **$\text{Al}(\text{OH})_3$**

13. En un recipiente de 2 litros se introduce inicialmente una mezcla de 1,5 moles del compuesto gaseoso A y 2,5 moles del compuesto gaseoso B y se calienta a 500 K, estableciéndose el equilibrio indicado por la reacción: $\text{A}(\text{g}) + 2 \text{B}(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{C}(\text{g})$ Sabiendo que la fracción molar del compuesto C en la mezcla en equilibrio es 0,35 calcula: a) Las concentraciones molares de todos los compuestos en el equilibrio. b) El valor de las constantes de equilibrio K_c y K_p . c) La presión total en el recipiente cuando se alcanza el equilibrio a 500 K. Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol}$.

Respuesta:

a) En el equilibrio podemos escribir:



El número total de moles en el equilibrio será: $n = (1,5-x) + (2,5-2x) + 2x = 4-x$. La fracción molar de C en el equilibrio es:

$$\chi_C = \frac{2x}{4-x} = 0,35 \quad x = 0,596$$

De este resultado se deduce:

$$[\text{A}] = \frac{1,5 - 0,596}{2} = 0,452 \text{ M} \quad [\text{B}] = \frac{2,5 - 2 \cdot 0,596}{2} = 0,654 \text{ M} \quad [\text{C}] = \frac{2 \cdot 0,596}{2} = 0,596 \text{ M}$$

b) Las constantes de equilibrio K_c y K_p tienen los valores respectivos:

$$K_c = \frac{[\text{C}]^2}{[\text{A}][\text{B}]^2} = \frac{0,596^2}{0,452 \cdot 0,654^2} = 1,84$$

$$K_p = K_c(\text{RT})^{\Delta n} = 1,84 (0,082 \cdot 500)^{-1} = 0,045$$

14. El diyoduro de plomo es un compuesto muy poco soluble en agua. a) Escribe el equilibrio de solubilidad del diyoduro de plomo. b) ¿Dónde será más soluble el diyoduro de plomo: en agua pura o en una disolución 0,1 M de yoduro de potasio? Justifica la respuesta en términos del principio de Le Chatelier.

Respuesta:

a) El equilibrio es el siguiente:



b) El compuesto **será más soluble en agua pura**, pues la disolución de KI introduce el ion común I^- , que hace disminuir el valor de s . Según el Principio de Le Chatelier, un aumento en la concentración de uno de los productos tiende a desplazar el equilibrio en de forma que aumente la cantidad de reactivos, en este caso, el PbI_2 .

15. En un recipiente de 2 L se introducen 0,40 moles de COCl_2 y se calienta a 900 K, con lo que se establece el equilibrio:



Sabiendo que en ese momento la concentración de Cl_2 es 0,094 mol/L: a) Calcule el valor del grado de disociación del COCl_2 b) Calcule el valor de K_c y K_p . c) Explique cómo afectaría a la concentración

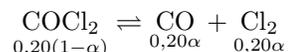
de COCl_2 en la mezcla gaseosa en equilibrio la adición de 0,2 moles de Cl_2 manteniendo constante la temperatura. (No se requiere cálculo numérico) Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Respuesta:

a) La concentración inicial de COCl_2 es:

$$c = \frac{0,40}{2} = 0,20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

En el equilibrio podemos escribir:



Puesto que en el equilibrio, $[\text{Cl}_2] = 0,094 = 0,20\alpha$, obtenemos que: $\alpha = 0,47$

b) Los respectivos valores de K_c y K_p son:

$$K_c = \frac{[\text{CO}][\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]} = \frac{0,20 \cdot 0,47^2}{1 - 0,47} = 0,083$$

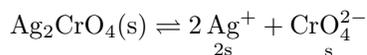
$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 0,083 (0,082 \cdot 900)^{(2-1)} = 6,13$$

c) La adición de un producto tiende a desplazar el equilibrio hacia los reactivos, según el Principio de Le Chatelier, por lo que la reacción se desplazará **hacia la formación de COCl_2**

16. La solubilidad del Ag_2CrO_4 en agua a 25°C es $10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, calcule el producto de solubilidad de esta sal.

Respuesta:

a) El equilibrio de solubilidad es el siguiente:



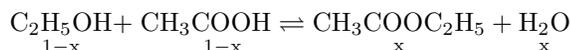
$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}] = 4s^3 = 4(10^{-4})^2 = 4 \cdot 10^{-12}$$

17. El alcohol etílico y el ácido acético reaccionan de acuerdo con la ecuación: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$ Si en un recipiente de 1 litro se mezcla 1 mol de etanol y 1 mol de ácido acético se alcanza el equilibrio cuando se han formado $2/3$ de moles de $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$ y $2/3$ de moles de agua.

a) Calcule la constante de equilibrio para la anterior ecuación de reacción b) La presión total cuando se alcanza el equilibrio a 200°C . c) La composición del equilibrio al mezclar 1,0 mol de $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$ y 1,0 mol de agua.

Respuesta:

a) En el equilibrio tendremos:



Del enunciado se desprende que $x = 2/3 \text{ mol}$. La constante K_c será:

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}][\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{\left(\frac{2}{3}\right)^2}{\left(\frac{1}{3}\right)^2} = 4$$

b) Aplicando la ecuación de los gases:

$$P \cdot 1 = 2 \cdot 0,082 \cdot 473 \quad P = 77,57 \text{ tm}$$

c) Aplicando la constante de equilibrio:

$$4 = \frac{(1-x)^2}{x^2} \quad x = 0,33$$

Es decir: $[C_2H_5OH] = [CH_3COOH] = 0,33 \text{ mol}$; $[CH_3COOC_2H_5] = [H_2O] = 0,67 \text{ mol}$

18. Se mezclan 10 mL de $BaCl_2$ 0,1 M con 40 ml de Na_2SO_4 0,1 M. Dato: $K_{ps}(BaSO_4) = 1,1 \cdot 10^{-10}$ a) ¿Precipitará $BaSO_4$? b) Escriba el equilibrio de solubilidad del $BaSO_4$

Respuesta:

Considerando los volúmenes aditivos:

$$[Ba^{2+}] = \frac{0,01 \cdot 0,1}{0,05} = 0,02 \text{ M} \quad [SO_4^{2-}] = \frac{0,04 \cdot 0,1}{0,05} = 0,08 \text{ M}$$

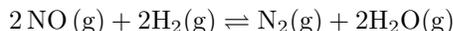
$$[Ba^{2+}][SO_4^{2-}] = 0,02 \cdot 0,08 = 1,6 \cdot 10^{-3} > K_{ps}$$

Por tanto, **precipitará** el $BaSO_4$.

b) El equilibrio de solubilidad es:



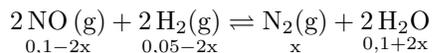
19. En un recipiente de 1 litro de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 0,1 mol de NO; 0,05 moles de H_2 y 0,1 mol de agua. Se calienta el matraz y se establece el equilibrio:



Sabiendo que cuando se establece el equilibrio la concentración de NO es 0,062 M, calcule: a) Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio. b) El valor de la constante K_c a esa temperatura.

Respuesta:

a) En el equilibrio, podemos escribir:



En el equilibrio, $[NO] = 0,062 = 0,1 - 2x$, por lo que: $x = 0,019$ moles. Teniendo en cuenta que el volumen del recipiente es de 1 L, las concentraciones son numéricamente iguales a los respectivos números de moles, es decir:

$$[NO] = 0,062 \text{ M} \quad [H_2] = 0,012 \text{ M} \quad [N_2] = 0,019 \text{ M} \quad [H_2O] = 0,138 \text{ M}$$

b) la constante K_c tendrá el valor:

$$K_c = \frac{[N_2][H_2O]^2}{[NO]^2[H_2]^2} = \frac{0,019 \cdot 0,138^2}{0,062^2 \cdot 0,012^2} = 653,7$$

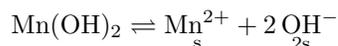
20. La solubilidad del hidróxido de manganeso (II) en agua es de 1,96 mg/L. Calcule la constante del producto de solubilidad de dicha sustancia. Dato: masas atómicas: Mn = 54,94; O = 16; H = 1.

Respuesta:

a) Expresada en mol/L, la solubilidad del hidróxido de manganeso (II) es:

$$s = \frac{1,96 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}}{(54,94 + 2 \cdot 16 + 2 \cdot 1) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,20 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

El equilibrio de solubilidad es el siguiente:

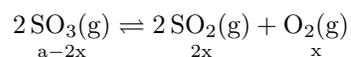


$$K_{ps} = [Mn^{2+}][OH^-]^2 = 4s^3 = 4(2,20 \cdot 10^{-5})^3 = 4,126 \cdot 10^{-14}$$

21. Se coloca cierta cantidad de SO_3 en un matraz de 0,80 L. A cierta temperatura se establece el equilibrio de disociación: $2 \text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$. Se comprueba que en el equilibrio hay 2 moles de O_2 . Si K_C es 0,22 M a la temperatura de la experiencia, a) Calcule las concentraciones de las sustancias presentes en el equilibrio b) Calcule el grado de disociación del SO_3 .

Respuesta:

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



En el equilibrio, $x = 2$ moles. Aplicando la constante K_C :

$$0,22 = \frac{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]^2} = \frac{\left(\frac{4}{0,8}\right)^2 \left(\frac{2}{0,8}\right)}{\left(\frac{a-4}{0,8}\right)^2} = \frac{4^2 \cdot 2}{0,8(a^2 + 16 - 8a)} \quad a = 17,48 \text{ moles}$$

Las concentraciones de cada una de las especies en el mencionado equilibrio son:

$$[\text{SO}_3] = \frac{17,48 - 4}{0,8} = 16,85 \text{ M} \quad [\text{SO}_2] = \frac{4}{0,8} = 5 \text{ M} \quad [\text{O}_2] = \frac{2}{0,8} = 2,5 \text{ M}$$

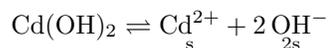
b) El grado de disociación es:

$$\alpha = \frac{2x}{a} = \frac{4}{17,48} = 0,23$$

22. Calcule el producto de solubilidad del $\text{Cd}(\text{OH})_2$ sabiendo que la solubilidad de esta sal en agua es $1,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Respuesta:

a) El equilibrio de solubilidad es el siguiente:



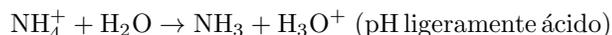
$$K_{ps} = [\text{Cd}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 4s^3 = 1,1 \cdot 10^{-14}$$

6. ÁCIDOS Y BASES.

1. Ordena razonadamente de menor a mayor el pH de las disoluciones 0.1 M de los siguientes compuestos: (a) NH_4Cl ; (b) HCl ; (c) NaNO_3 .

Respuesta:

El ion NH_4^+ , procedente del NH_4Cl , experimentará el siguiente proceso de hidrólisis:

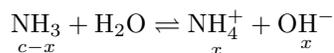


El HCl es un ácido fuerte, por lo que se encuentra completamente disociado. Su pH es : $\text{pH} = -\log 0,1 = 1$. El NaNO_3 es una sal, procedente de un ácido fuerte y de una base fuerte. No experimentará hidrólisis, y su pH será neutro. La ordenación de menor a mayor pH será, pues: **$\text{HCl} < \text{NH}_4\text{Cl} < \text{NaNO}_3$**

2. El pH medido en una botella de amoníaco doméstico es 11.97. La etiqueta de dicha botella, indica que la densidad de la disolución de este amoníaco comercial es 0.97 g/mL. A partir de estos valores, calcula: a) La concentración del amoníaco en la disolución expresada en % en volumen b) El grado de ionización del mismo. c) ¿Cuál será el pOH que mediremos si diluimos 100 mL del amoníaco comercial con 150 mL de agua? Datos: $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$; masas atómicas: N = 14; H = 1; O = 16

Respuesta:

a) Puesto que el pH es 11,97, teniendo en cuenta que $\text{pH} = 14 + \text{pOH}$, obtenemos; $\text{pOH} = 2,03$, por lo que $[\text{OH}^-] = 10^{-2,03} = 9,33 \cdot 10^{-3}$ M. A partir del equilibrio de disociación:



Al ser $x = 9,33 \cdot 10^{-3}$, podremos escribir:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(9,33 \cdot 10^{-3})^2}{c - 9,33 \cdot 10^{-3}}$$

De donde se obtiene $c = 4,8$ M. teniendo en cuenta lo indicada en la etiqueta, esta disolución contendrá una masa de amoníaco de $4,8 \cdot 17 = 81,6$ g·L⁻¹. Expresada en % , la concentración será:

$$c = \frac{81,6}{970} 100 = \mathbf{8,41 \%}$$

b) El grado de ionización será:

$$\alpha = \frac{x}{c} = \frac{9,33 \cdot 10^{-3}}{4,8} = \mathbf{1,94 \cdot 10^{-3}}$$

c) El número de moles de amoníaco del que partimos es: $V \cdot M = 0,1 \cdot 4,8 = 0,48$. Al diluir el amoníaco con agua, la nueva concentración será:

$$[\text{NH}_3] = \frac{0,48}{0,1 - 0,15} = 1,92 \text{ M}$$

Aplicando la expresión de la constante K_b :

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{1,92 - x} \quad \text{De donde : } x = 5,88 \cdot 10^{-3} \quad \text{pOH} = \mathbf{2,23}$$

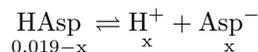
3. La Aspirina (ácido acetilsalicílico, $C_9H_8O_4$) es un ácido monoprotico débil, al cual podemos representar abreviadamente como HAsp, que da lugar al equilibrio de disociación $HAsp \rightleftharpoons H^+ + Asp^-$. Para determinar experimentalmente su constante de disociación, un estudiante disolvió 2.00 g de aspirina en 600 mL de agua encontrando que el pH de la disolución era 2.61. Calcula: a) El valor de la constante de ionización K_a de la aspirina. b) El grado de ionización de la misma en la disolución preparada por el estudiante. c) ¿Qué pH se habría medido si el alumno hubiese disuelto los 2.00 g de Aspirina en 1.00 L de agua?. Datos: masas atómicas: C = 12, H = 1 y O = 16.

Respuesta:

- a) La concentración inicial de la aspirina es:

$$c = \frac{2}{0,6} = 0,019 \text{ M}$$

El equilibrio de disociación es el siguiente.



Sabiendo que $x = [H^+] = 10^{-2,61} = 2,45 \cdot 10^{-3}$, podremos escribir:

$$K_a = \frac{(2,45 \cdot 10^{-3})^2}{0,019 - 2,45 \cdot 10^{-3}} = 3,64 \cdot 10^{-4}$$

- b) Teniendo en cuenta que $x = C\alpha$, podremos poner: $10^{-2,61} = 0,019\alpha$, obteniéndose: $\alpha = 0,13$

- c) La nueva concentración sería: $M' = \frac{2/180}{1} = 0,011$:

$$3,64 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{0,011 - x} \quad x = 1,84 \cdot 10^{-3} \quad pH = -\log(1,84 \cdot 10^{-3}) = 2,73$$

4. Escribe los ácidos conjugados de las siguientes bases: a) CN^- ; b) HCO_3^- ; c) N_2H_4

Respuesta:

- a) HCN b) H_2CO_3 c) $N_2H_5^+$

5. Escribe las fórmulas de las bases conjugadas de los siguientes ácidos: (a) HCN (b) HCO_3^- (c) NH_4^+ (d) HCl

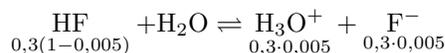
Respuesta:

- a) CN^- b) CO_3^{2-} c) NH_3 d) Cl^-

6. El ácido fluorhídrico está disociado al 0,5 % en una disolución cuya concentración es 0,3 M. Calcula: a) La constante de disociación del ácido. b) El pH de la disolución. c) La concentración molar de todos los iones presentes en la disolución.

Respuesta:

- a) El equilibrio de disociación será el siguiente:



La constante valdrá:

$$K_a = \frac{0,3 \cdot 0,005^2}{1 - 0,005} = 7,54 \cdot 10^{-6}$$

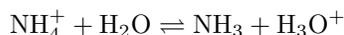
b) El pH de la disolución será: $\text{pH} = -\log(0,3 \cdot 0,005) = 2,82$

c) la concentración de los iones H_3O^+ y F^- es la misma, y vale: $c = 0,3 \cdot 0,05 = 0,015 \text{ M}$

7. Se dispone de disoluciones acuosas de igual concentración de las siguientes sales: NaCl y NH_4Cl . ¿Cuál de ellas tendrá mayor pH? Justifica la respuesta escribiendo las correspondientes reacciones de equilibrio. Dato: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Respuesta:

El NaCl es una sal de ácido fuerte y base fuerte, por lo que sus iones no experimentan hidrólisis, siendo el neutro el pH de la disolución. El NH_4Cl es una sal de ácido fuerte y base débil, experimentando el ion NH_4^+ el siguiente proceso de hidrólisis:



por lo que el pH de la disolución de **NH_4Cl será inferior al de la disolución de NaCl.**

8. Se dispone de dos muestras de 100 mL de dos disoluciones distintas, una 0,1 M en HNO_3 y otra 0,5 M en KOH. a) Calcula el pH de cada disolución. b) ¿Qué reacción tendrá lugar al mezclarlas? Escribe la correspondiente ecuación química. c) ¿Qué pH tendrá la disolución resultante de la mezcla? Supón volúmenes aditivos.

Respuesta:

a) Los pH son, respectivamente:

$$\text{pH}_{\text{HNO}_3} = -\log 0,1 = 1 \quad \text{pH}_{\text{KOH}} = 14 + \log 0,5 = 13,7$$

Puesto que se trata de un ácido fuerte y una base fuerte.

b) Al mezclar ambas disoluciones, tiene lugar la siguiente reacción de neutralización:



c) En la reacción hay un exceso de KOH, por lo que el pH de la disolución resultante será básico. El número de moles de base restante será:

$$n_{\text{base}} = 0,1 \cdot 0,5 - 0,1 \cdot 0,1 = 0,04 \text{ mol}$$

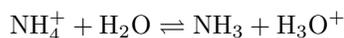
La concentración resultante de OH^- será:

$$[\text{OH}^-] = \frac{0,04}{0,2} = 0,2 \text{ M} \quad \text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-] = 13,3$$

9. Ordena de menor a mayor pH las disoluciones 0,1 M de los siguientes compuestos: (a) NH_4Cl ; (b) NaOH; (c) NaCl; (d) NH_3 . Justifica tu respuesta.

Respuesta:

La ordenación de las disoluciones en orden creciente de pH es: **$\text{NH}_4\text{Cl} < \text{NaCl} < \text{NH}_3 < \text{NaOH}$** . El NH_4Cl es una sal de ácido fuerte y base débil, por lo que experimenta el siguiente proceso de hidrólisis:

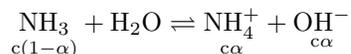


Lo que da lugar a un pH ácido. El NaCl es una sal de ácido fuerte y base fuerte, por lo que el pH de su disolución es neutro. El NH_3 es una base débil, mientras que el NaOH es una base fuerte.

10. Se dispone de 50 mL de disolución acuosa 0,5 M de NH_3 . a) Calcula el pH y el grado de disociación del amoníaco en la disolución. b) Escribe la reacción química que tiene lugar en la valoración de la disolución anterior con HCl 0,75 M. ¿Qué volumen del ácido se necesita para alcanzar el punto de equivalencia? c) ¿Qué volumen de amoníaco comercial del 24 % (p/p) y densidad 0,91 g/mL será necesario para preparar por dilución la disolución del enunciado? Datos: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; Masas atómicas: N = 14,0; H = 1,0.

Respuesta:

a) El equilibrio de ionización es el siguiente:



Utilizando el valor de K_b :

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{0,5\alpha^2}{1-\alpha} \quad \alpha = 5,98 \cdot 10^{-3}$$

para calcular el pH:

$$\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-] = 14 + \log 0,5 \cdot 5,98 \cdot 10^{-3} = 11,48$$

b) La reacción es la siguiente:



Puesto que un mol de ácido reacciona con un mol de amoníaco, tendremos la igualdad: $V \cdot 0,75 = 50 \cdot 0,5$; $V = 33,33 \text{ mL HCl}$.

c) La masa de NH_3 necesaria se deduce de:

$$0,5 = \frac{\frac{m}{17}}{0,05} \quad m = 0,425 \text{ g}$$

La masa de amoníaco comercial será:

$$m_c = \frac{0,425}{0,24} = 1,771 \text{ g}$$

Siendo, finalmente, el volumen:

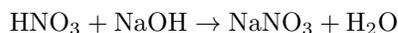
$$V = \frac{m}{d} = \frac{1,771}{0,91} = 1,95 \text{ mL}$$

11. Se dispone de dos disoluciones: una de HNO_3 0,5 M y otra, de NaOH 0,25 M. a) Calcular el pH de ambas disoluciones. b) Se valoran 20,0 mL de la disolución de HNO_3 con la disolución de NaOH . ¿Qué volumen de ésta será necesario añadir para alcanzar el punto final de la valoración? ¿Qué reacción tiene lugar durante la misma? c) ¿Cuánto valdrá el pH cuando se hayan añadido 20,0 mL de NaOH ?

Respuesta:

a) Al tratarse de un ácido fuerte, la disolución de HNO_3 tendrá: $\text{pH} = -\log [\text{HNO}_3] = -\log 0,5 = 0,30$. El hidróxido sódico es una base fuerte, por lo que: $\text{pH} = 14 + \log [\text{NaOH}] = 13,40$.

b) Puesto que la reacción de neutralización:



Se produce mol a mol, podremos escribir:

$$(V \cdot M)_{\text{ácido}} = (V \cdot M)_{\text{base}} \quad 20 \cdot 0,5 = V \cdot 0,25 \quad V = 40 \text{ mL}$$

c) Cuando se hayan añadido 20 mL de NaOH, el número de moles de cada especie será:

$$n_{\text{HNO}_3} = 0,02 \cdot 0,5 = 0,01 \text{ mol} \quad n_{\text{NaOH}} = 0,02 \cdot 0,25 = 0,005 \text{ mol}$$

Con lo que quedará un número de 0,005 moles de ácido sin neutralizar. La concentración de este ácido (suponiendo volúmenes aditivos) será:

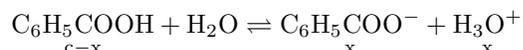
$$c = \frac{0,005}{0,04} = 0,125$$

Por lo que: $\text{pH} = -\log 0,125 = \mathbf{0,90}$

12. Se dispone en el laboratorio de una disolución de ácido benzoico, $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ (disolución A), de concentración desconocida. 100 mL de esta disolución se diluyen con agua hasta un volumen total de 500 mL para obtener otra disolución (disolución B) cuyo pH resulta ser 2,90. Calcula: a) Las concentraciones molares de todas las especies presentes en la disolución B. b) El grado de disociación del ácido benzoico en la disolución B. c) La concentración inicial de ácido benzoico en la disolución A. Dato: $K_a(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}) = 6,3 \times 10^{-5}$

Respuesta:

a) El equilibrio de ionización es el siguiente:



Puesto que $\text{pH} = 2,90$, $x = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] 10^{-2,90} = \mathbf{1,26 \cdot 10^{-3}}$. Si tomamos el valor de K_a , tendremos:

$$6,3 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{c-x} = \frac{(1,26 \cdot 10^{-3})^2}{c - 1,26 \cdot 10^{-3}} \quad \mathbf{c = 0,026 \text{ M}}$$

b) El grado de disociación será:

$$\alpha = \frac{x}{c} = \frac{1,26 \cdot 10^{-3}}{0,026} = \mathbf{0,048}$$

c) La concentración de ácido en la disolución A será:

$$c_A = 0,026 \frac{500}{100} = \mathbf{0,13 \text{ M}}$$

13. Se preparan 100 mL de disolución 0,15 M de HCl. a) ¿Cuánto vale el pH de la disolución? b) ¿Qué volumen de una disolución 0,25 M de NaOH será necesario para neutralizar los 100 mL del ácido? Escribe la reacción que tiene lugar. c) ¿Qué volumen de HCl comercial del 35 % en masa y densidad 1,18 g/mL ha sido necesario para preparar por dilución los 100 mL de la disolución 0,15 M de partida? Datos: Masas atómicas: Cl = 35,5; H = 1,0

Respuesta:

a) Al tratarse de un ácido fuerte, el pH valdrá:

$$\text{pH} = -\log [\text{HCl}] = -\log 0,15 = \mathbf{0,82}$$

b) La reacción de neutralización es la siguiente:



Teniendo en cuenta que un mol de ácido es neutralizado por un mol de base, podremos escribir:

$$n_{\text{ácido}} = n_{\text{base}} \quad 0,15 \cdot 0,1 = 0,25 \cdot V \quad \mathbf{V = 0,06 \text{ l disolución NaOH}}$$

c) El número de moles de HCl será; $n = 0,1 \cdot 0,15 = 0,015$ moles, que corresponden a una masa de ácido puro:

$$m = 0,015 \text{ mol} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol}} = 0,548 \text{ g}$$

Esta masa se encuentra en una cantidad de HCl comercial: $m_{a.c.} = 0,548 \frac{100}{35} = 1,56 \text{ g}$. Por último, el volumen será:

$$V = \frac{m}{d} = \frac{0,548}{1,18} = 0,46 \text{ mL}$$

14. Disponemos de dos disoluciones, una de HNO₃ 0,5 M y otra de NaOH 0,4M. a) Calcule el pH de cada una de ellas b) ¿Qué pH tendrá la mezcla de 100 ml de cada una de las disoluciones? c) Calcule el volumen de la disolución de NaOH 0,4 M que hay que añadir a 100 mL de HNO₃ 0,5 M para neutralizarla. En todos los casos suponer volúmenes aditivos.

Respuesta:

a) Se trata en el primer caso, de un ácido fuerte y, en el segundo, de una base fuerte, por lo que los respectivos pH serán los siguientes:

$$\text{HNO}_3 : \quad \text{pH} = -\log 0,5 = 0,30$$

$$\text{NaOH} : \quad \text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-] = 13,60$$

b) Puesto que la reacción se produce mol a mol, al mezclar 100 mL de cada una de las disoluciones, dispondremos de $0,1 \cdot 0,5 = 0,05$ mol HNO₃, y $0,1 \cdot 0,4 = 0,04$ mol NaOH., con lo que quedará un exceso de 0,01 moles de ácido en un volumen de 200 mL. La concentración del ácido (y, por tanto, [H₃O⁺]) será:

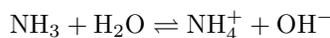
$$c = \frac{0,01}{0,2} = 0,05 \quad \text{pH} = -\log 0,05 = 1,30$$

c) Para que se produzca neutralización, deberá cumplirse que: $n_{\text{HNO}_3} = n_{\text{NaOH}}$, es decir: $0,1 \cdot 0,5 = V \cdot 0,4$, con lo que $V = 0,125 \text{ L}$ disolución NaOH

15. Se preparó una disolución que contenía 2,48 g de amoníaco (NH₃) en un volumen de 1 L de agua. a) Escriba la ecuación de hidrólisis del amoníaco b) Calcule el grado de disociación del amoníaco c) Calcule el pH de la disolución resultante Datos: $K_b = 1,81 \cdot 10^{-5}$ Masas atómicas: N = 14,00; H = 1,0.

Respuesta:

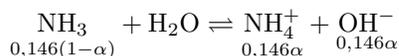
a) La reacción es:



b) La concentración inicial del amoníaco es:

$$c = \frac{2,48 \text{ g} / 17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{1 \text{ L}} = 0,146 \text{ M}$$

En el equilibrio:



Aplicando la constante K_b :

$$1,81 \cdot 10^{-5} = \frac{0,146\alpha^2}{1-\alpha} \quad \alpha = 0,011$$

c) El pH será:

$$\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-] = 14 + \log (0,146 \cdot 0,011) = 11,21$$

16. Se prepara una disolución disolviendo 4,0 g de NaOH en 2,0 L de agua. a) Calcule el pH de la disolución. b) Si ahora se le añaden 500 mL de disolución 0,5 M de HCl, ¿cuál es el pH de la disolución resultante? c) Calcule el volumen de disolución 0,1 M de HCl necesario para neutralizar 50,0 mL de la disolución inicial de NaOH. Datos de masa atómica: Na = 23,0; H = 1,0; O = 16,0; Cl = 35,5.

Respuesta:

- a) La concentración de la disolución será:

$$c = \frac{4/40}{2} = 0,05 \text{ M}$$

El pH será: $\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-] = 14 + \log 0,05 = 12,70$

b) El número de moles iniciales de NaOH será de 0,1. Al añadir 500 mL de HCl 0,5 M, estamos añadiendo $0,5 \cdot 0,5 = 0,25$ moles de HCl. Al reaccionar mol a mol, nos quedará un exceso de $0,25 - 0,1 = 0,15$ mol de HCl en 2,5 L de disolución, con lo que la concentración de ácido será:

$$c_{\text{HCl}} = \frac{0,15}{2,5} = 0,06$$

El pH será ahora: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,06 = 1,22$.

- c) En la reacción de neutralización tendremos:

$$n_{\text{NaOH}} = 50 \cdot 10^{-3} \cdot 0,05 = n_{\text{HCl}} = V \cdot 0,1 \quad V = 0,025 \text{ L HCl } 0,1 \text{ M}$$

17. Disponemos de dos disoluciones acuosas, una disolución 0,10 M de NaOH y otra disolución 0,50 M de HCl. a) Calcule el pH de cada una de las disoluciones. b) Calcular el pH de la disolución resultante si mezclamos 80 mL de la primera disolución y 20 mL de la segunda disolución, considere volúmenes aditivos. c) Calcular el volumen de disolución de HCl que hay que añadir a 100 mL de la disolución de NaOH para neutralizarla.

Respuesta:

- a) Al tratarse de una base fuerte y un ácido fuerte, respectivamente, se encuentran totalmente disociados, por lo que podemos escribir:

$$\text{pH}_{\text{NaOH}} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log [\text{OH}^-] = 14 - \log 0,10 = 13 \quad \text{pH}_{\text{HCl}} = -\log 0,5 = 0,30$$

La reacción de neutralización es:



El número de moles de NaOH y HCl son, respectivamente:

$$n_{\text{NaOH}} = 0,08 \cdot 0,1 = 8 \cdot 10^{-3} \quad n_{\text{HCl}} = 0,02 \cdot 0,5 = 0,01$$

Como la reacción se produce mol a mol, habrá un exceso de ácido de: $n_{\text{HCl}} = 0,01 - 8 \cdot 10^{-3} = 2 \cdot 10^{-3}$ moles. La concentración será:

$$c = \frac{2 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 2 \cdot 10^{-2} \quad \text{pH} = -\log 2 \cdot 10^{-2} = 1,70$$

- c) Igualando el número de moles de ácido y de base:

$$0,1 \cdot 0,1 = V_{\text{HCl}} \cdot 0,50 \quad V_{\text{HCl}} = 0,02 \text{ L}$$

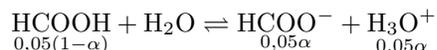
18. Se disuelven 23 g de ácido metanoico, HCOOH, en agua hasta obtener 10 litros de disolución. La concentración de iones H_3O^+ es 0,003 M. Calcule: a) El pH de la disolución y el grado de disociación. b) La constante K_a del ácido metanoico. Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

Respuesta:

a) El número de moles de HCOOH es:

$$n_{\text{HCOOH}} = \frac{23 \text{ g}}{46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,5 \text{ moles} \quad c_0 = \frac{0,5}{10} = 0,05 \text{ M}$$

El equilibrio de disociación es el siguiente:



Puesto que $0,05\alpha = 0,003$, el grado de disociación será: $\alpha = \frac{0,003}{0,05} = 0,06$, siendo el pH:

$$\text{pH} = -\log 0,003 = 2,52$$

b) La constante de ionización será:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{0,05 \cdot 0,06^2}{1 - 0,06} = 1,91 \cdot 10^{-4}$$

19. Se dispone de dos disoluciones, una de HCl 0,1 M y otra de NaOH 0,05 M a) Calcule el pH de cada una de ellas. b) ¿Qué pH tendrá la mezcla de 500 mL de cada una de las disoluciones? c) Calcule el volumen de disolución de NaOH que hay que añadir a 100 mL de la de HCl para neutralizarla. En todos los casos suponga volúmenes aditivos.

Respuesta:

a) Al tratarse de un ácido y una base fuertes, se encuentran completamente disociados, por lo que los pH respectivos son:

$$\text{pH}_{\text{HCl}} = -\log 0,1 = 1 \quad \text{pH}_{\text{NaOH}} = 14 + \log 0,05 = 12,70$$

b) El número de moles de ácido y de base en 500 mL de disolución serán, respectivamente:

$$n_{\text{HCl}} = 0,5 \cdot 0,1 = 0,05 \text{ moles} \quad n_{\text{NaOH}} = 0,5 \cdot 0,05 = 0,025$$

Puesto que la reacción de neutralización se realiza mol a mol, se neutralizarán 0,025 moles de ácido, quedando un residuo de éste sin neutralizar: $n' = 0,05 - 0,025 = 0,025$ moles. La concentración de ácido será:

$$c = \frac{0,025 \text{ moles}}{0,5 + 0,5 \text{ L}} = 0,025 \text{ M}$$

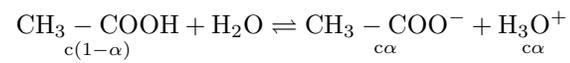
c) Por lo dicho en el apartado anterior, el número de moles de ácido y de base serán iguales, por lo cual:

$$0,1 \cdot 0,1 = V_{\text{NaOH}} \cdot 0,05 \quad V_{\text{NaOH}} = 0,2 \text{ L}$$

20. El grado de disociación de una disolución de ácido acético en agua es del 2,53 %. a) Escriba la ecuación de disociación del ácido acético. b) Calcule la concentración inicial de ácido acético antes de disociarse. c) Calcule el pH de la disolución resultante. Dato: $K_a = 1,76 \times 10^{-5}$.

Respuesta:

a) La ecuación de disociación es la siguiente:



b) Aplicando la constante Ka:

$$1,76 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{CH}_3 - \text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3 - \text{COOH}]} = \frac{c \cdot 0,0253^2}{1 - 0,0253} \quad c = 0,027 \text{ M}$$

c) El pH será:

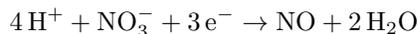
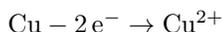
$$\text{pH} = -\log c\alpha = -\log 0,027 \cdot 0,0253 = 3,17$$

7. OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN.

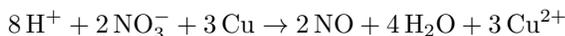
1. Para la reacción de cobre con ácido nítrico (trioxonitrato(V) de hidrógeno) que produce nitrato de cobre (II), (trioxonitrato(V) de cobre(II)), monóxido de nitrógeno y agua. a) Ajusta la ecuación iónica y molecular por el método del ion-electrón. b) Señala el oxidante y el reductor. c) ¿Cuántos gramos de ácido nítrico son necesarios para obtener 5 L de óxido de nitrógeno medidos en condiciones normales? Datos: $R = 0,082 \text{ atm L / mol K}$; masas atómicas: $H=1$, $N= 14$, $O= 16$.

Respuesta:

- a) Las semirreacciones son las siguientes:



Multiplicando la primera semirreacción por 3, la segunda por 2, y sumando los resultados, obtenemos:



En forma molecular:



- b) El oxidante es el ácido nítrico (se reduce a NO), y el reductor, el cobre (se oxida a Cu^{2+})
 c) Para obtener la cantidad pedida de ácido nítrico, utilizamos la siguiente relación:

$$\frac{8 \cdot 63 \text{ g HNO}_3}{x \text{ g HNO}_3} = \frac{2 \cdot 22,4 \text{ L NO}}{5 \text{ L NO}} \quad x = 56,25 \text{ L NO}$$

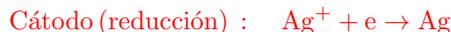
2. Supón una celda voltaica espontánea (pila). Explica razonadamente si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas: a) Los electrones se desplazan del cátodo al ánodo. b) Los electrones atraviesan el puente salino. c) La reducción tiene lugar en el electrodo positivo.

Respuesta:

- a) La afirmación es **falsa**: los electrones se acumulan en el ánodo, pasando de éste al cátodo
 b) La afirmación es **falsa**: lo que se produce en el puente salino es el desplazamiento de iones.
 c) La afirmación es **falsa**: en el ánodo (electrodo positivo) se produce la oxidación.
 3. Se dispone de dos barras metálicas, una de plata, y otra de cinc. También se dispone de las sales de nitrato de estos elementos y cloruro de potasio, material de vidrio adecuado y un voltímetro con conexiones eléctricas. Escribe las reacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo de dicha pila indicando qué especie se oxida y cuál se reduce. Datos: $E^0 (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,79 \text{ V}$; $E^0 (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$.

Respuesta:

Las reacciones son las siguientes:

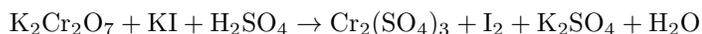


El potencial de la pila es: $\varepsilon^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = 0,79 - (-0,76) = +1,55 \text{ V}$

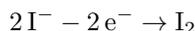
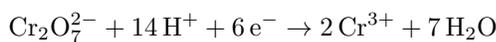
4. El dicromato de potasio (heptaoxidodicromato (VI) de potasio) (heptaoxidodicromato de dipotasio) es un oxidante fuerte que se utiliza en algunos preparados para proteger la madera. Este compuesto reacciona con el yoduro de potasio y el ácido sulfúrico (tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno), obteniéndose como productos sulfato de cromo (III) (tetraoxosulfato (VI) de cromo (III)) , yodo molecular, sulfato de potasio (tetraoxosulfato (VI) de potasio) y agua. a) Ajusta la ecuación iónica y molecular por el método del ion-electrón. b) Escribe las parejas de oxidante-reductor y oxidado-reducido. c) Sabiendo que al reaccionar 157 mL de una disolución de dicromato de potasio, con suficiente yoduro de potasio y ácido sulfúrico, se obtienen 7,62 g de yodo molecular, calcula la concentración de dicha disolución. Datos: masas atómicas: I = 127.

Respuesta:

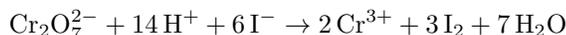
- a) la reacción sin ajustar es la siguiente:



Las semirreacciones son las siguientes:



Multiplicando la segunda semirreacción por 3, y sumándole la primera, tendremos:



En forma molecular:

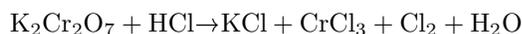


- b) La pareja oxidante/reductor es: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{I}^-$, mientras la pareja oxidado/reducido es: $\text{I}_2/\text{Cr}^{3+}$

c) En la reacción ajustada, un mol de dicromato de potasio produce tres moles de yodo, por lo que podemos establecer la siguiente relación:

$$\frac{3 \text{ mol I}_2}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \frac{7,62 / (2 \cdot 127) \text{ mol I}_2}{0,157 \cdot \text{M mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \quad \text{M} = 0,064$$

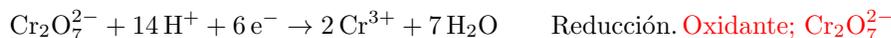
5. Se puede producir gas cloro haciendo uso de la siguiente reacción:



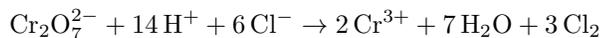
a) : Escribe y ajusta las semirreacciones de oxidación y reducción utilizando el método del ion-electrón. Indica el nombre del oxidante y del reductor. b) Ajusta la ecuación molecular. c) Calcula los moles de Cl_2 que se producirán si se consumen totalmente 18,25 g de HCl. Datos: Masas atómicas: Cl = 35,5; H = 1,0

Respuesta:

- a) Las semirreacciones son las siguientes:



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



b) En forma molecular:



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

$$\frac{14 \cdot 36,5 \text{ g HCl}}{18,25 \text{ g HCl}} = \frac{3 \text{ mol Cl}_2}{x \text{ mol Cl}_2} \quad x = 0,107 \text{ moles HCl}$$

6. Indica razonadamente si los siguientes procesos de oxidación-reducción pueden tener lugar de forma espontánea: a) $\text{Fe}^{2+} + \frac{1}{2} \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{Cl}^-$ b) $\text{Fe}^{2+} + \frac{1}{2} \text{Br}_2 \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{Br}^-$ Datos: $E_0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,77 \text{ V}$; $E_0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = +1,36 \text{ V}$; $E_0(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = +0,54 \text{ V}$.

Respuesta:

Los potenciales normales para cada una de las reacciones serían, respectivamente; a) $1,36 - 0,77 = +0,59 \text{ V}$. El proceso **puede producirse espontáneamente**; b) $+0,54 - 0,77 = -0,23 \text{ V}$. El proceso **no se produce espontáneamente**.

7. Dada la reacción: $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$: a) Nombra los reactivos y los productos de la reacción. b) Utilizando el método del ion electrón escribe y ajusta las semiecuaciones de oxidación y de reducción. c) Escribe las ecuaciones iónica y molecular ajustadas. d) ¿Qué volumen de HNO_3 del 30 % (p/p) y densidad 1,18 g/mL se necesita para que reaccionen completamente 12,70 g de Cu? Datos: Masas atómicas: Cu = 63,5; N = 14,0; H = 1,0; O = 16,0.

Respuesta:

a) Los reactivos son: cobre y ácido nítrico, mientras que los productos son monóxido de nitrógeno, nitrato de cobre (II) y agua.

b) Las semirreacciones son las siguientes:



c) Multiplicando por 3 la primera semirreacción, por 2 la segunda, y sumando, tendremos:



En forma molecular:



d) El número de moles de cobre es: $n_{\text{Cu}} = \frac{12,70}{63,5} = 0,2 \text{ mol}$. A partir de la siguiente relación:

$$\frac{3 \text{ mol Cu}}{0,2 \text{ mol Cu}} = \frac{8 \text{ mol HNO}_3}{x \text{ mol HNO}_3} \quad x = 0,53 \text{ mol HNO}_3$$

A partir de los datos de la disolución, tendremos:

$$0,53 = \frac{V \cdot 1,18 \cdot 0,30}{63} \quad V = 94,3 \text{ mL HNO}_3$$

8. El KMnO_4 reacciona con el KClO en medio ácido H_2SO_4 dando MnSO_4 y KClO_3 , entre otros productos. a) Identifica y nombra el oxidante y el reductor. b) Ajusta la reacción por el método del ion-electrón y escribe la ecuación iónica. c) Escribe la ecuación molecular ajustada. d) ¿Qué volumen de una disolución 0,05 M de KMnO_4 será necesario para consumir 70 mL de disolución 0,02 M de KClO ?

Respuesta:

a) La reacción, sin ajustar, es la siguiente:

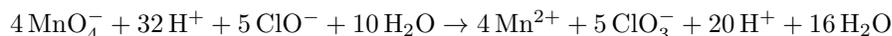


El oxidante es el KMnO_4 (tetraoxomanganato (VII) de potasio), mientras que **el reductor es el KClO** (oxoclorato (I) de potasio).

b) Las semirreacciones son las siguientes:



Multiplicando la primera semirreacción por 4, la segunda por 5, y sumando, tendremos:



Agrupando términos, nos queda:



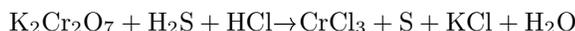
c) En forma molecular:



d) Teniendo en cuenta que 4 moles de KMnO_4 reaccionan con 5 moles de KClO , podremos establecer la siguiente relación:

$$\frac{4 \text{ mol KMnO}_4}{5 \text{ mol KClO}} = \frac{V \cdot 0,05 \text{ mol KMnO}_4}{0,07 \cdot 0,02} \quad V = 0,0224 \text{ L}$$

9. Dada la reacción:

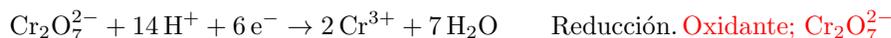


a) Nombra los reactivos y los productos de la reacción. b) Utilizando el método del ion-electrón escribe y ajusta las semiecuaciones de oxidación y reducción. c) Escribe las ecuaciones iónica y molecular ajustadas. d) Calcula cuánto azufre se produce si se consumen 51 g de H_2S durante la reacción y ésta transcurre con un rendimiento del 80 %. Datos: Masas atómicas S = 32,1; Cr = 52,0; K = 39,1; H = 1,0; O = 16,0.

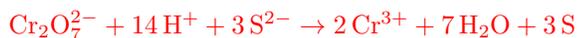
Respuesta:

a) Los reactivos son: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$: dicromato potásico. H_2S : sulfuro de hidrógeno. HCl : ácido clorhídrico. CrCl_3 : tricloruro de cromo. S: azufre. KCl : cloruro de potasio, y H_2O : agua.

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



b) Multiplicamos la segunda semirreacción por tres y sumamos miembro a miembro con la primera:



En forma molecular:



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

$$\frac{3 \cdot 34 \text{ g H}_2\text{S}}{51 \text{ g H}_2\text{S}} = \frac{3 \cdot 32 \text{ g S}}{x \text{ g S}} \quad x = 48 \text{ g S}$$

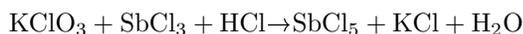
Al ser el rendimiento de la reacción del 80 %, se obtendrá una masa de S: $m = 48 \cdot 0,80 = 38,4 \text{ g}$

10. Se dispone de dos barras metálicas, una de plata y otra de cadmio, y de 100 mL de sendas disoluciones 1 M de AgNO_3 y $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$. Justifica qué barra metálica habría que introducir en qué disolución para que se produzca una reacción espontánea. Datos: E^0 (V): $\text{Ag}^+/\text{Ag} = 0,80$; $\text{Cd}^{2+}/\text{Cd} = -0,40$.

Respuesta:

a) Se introduce una barra de plata en una disolución de AgNO_3 y una barra de cadmio en una disolución de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ obteniéndose la pila $\text{Cd}|\text{Cd}^{2+}(\text{ac}, 1\text{M})||\text{Ag}^+|\text{Ag}^+(\text{ac}, 1\text{M})$. El electrodo de cadmio actúa como ánodo, mientras que el de plata actúa como cátodo. El potencial de la pila sería: $\varepsilon_{\text{pila}}^0 = 0,80 - (-0,40) = 1,20 \text{ V}$, lo que justifica la espontaneidad de la reacción.

11. Para la siguiente reacción:

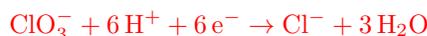


- a) Nombrar todos los reactivos y productos, identificando razonadamente el oxidante y el reductor. b) Utilizando el método del ion electrón escribir y ajustar las semirreacciones de oxidación y reducción. c) Ajustar las ecuaciones iónica y molecular. d) Calcular cuántos gramos de KClO_3 se necesitan para obtener 200 g de SbCl_5 , si el rendimiento del proceso es del 70 %. Datos: Masas atómicas Sb = 121,8; Cl = 35,5; O = 16,0; K = 39,1.

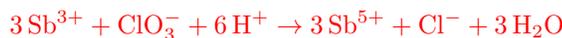
Respuesta:

a) Los reactivos son: **clorato de potasio (KClO_3)**, **tricloruro de antimonio (SbCl_3)**, **ácido clorhídrico (HCl)**, mientras que los productos son: **pentacloruro de antimonio (SbCl_5)**, **cloruro de potasio (KCl)** y **agua (H_2O)**. El cloro cambia su estado de oxidación de +5 (el KClO_3) a -1. Por tanto, el **KClO_3 actúa como oxidante** (se reduce). El antimonio se oxida de +3 a +5, por lo que el **SbCl_3 actúa como reductor** (se oxida).

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



c) Multiplicando por tres la primera semirreacción, y sumando la segunda algebraicamente:



En forma molecular:



d) A partir de la ecuación ajustada, podemos escribir:

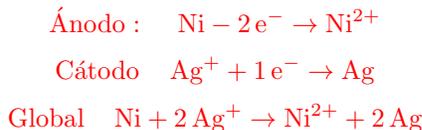
$$\frac{(39,1 + 35,5 + 16 \cdot 3) \text{ g KClO}_3}{3(121,8 + 5 \cdot 35,5) \text{ g SbCl}_5} = \frac{x \text{ g KClO}_3}{200 \text{ g SbCl}_5} \quad x = 27,31 \text{ g KClO}_3$$

12. Teniendo en cuenta los potenciales de reducción estándar de los pares $E_0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$ y $E_0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$: a) ¿Cuál es la fuerza electromotriz, en condiciones estándar, de la pila que se podría construir? b) Escribir la notación de la pila y las reacciones anódica, catódica y global que tendrían lugar.

Respuesta:

Se puede construir una pila con un ánodo formado por un electrodo de níquel, sumergido en una disolución de Ni^{2+} y un cátodo formado por un electrodo de plata, sumergido en una disolución de Ag^+ . La fuerza electromotriz de esta pila será: $\varepsilon_{\text{pila}}^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = 0,80 - (-0,25) = 1,05 \text{ V}$. La

notación de la pila sería la siguiente: $\text{Ni}|\text{Ni}^{2+}||\text{Ag}^+|\text{Ag}$. Las reacciones anódica, catódica y global serían, respectivamente:



13. El $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ reacciona con el KBr en medio H_2SO_4 , obteniéndose Br_2 y $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2SO_4 y agua. a) Nombra e indica razonadamente quién actúa como oxidante y quién como reductor, b) Utilizando el método del ion electrón, escribe y ajusta las semirreacciones de oxidación y reducción. c) Escribe las ecuaciones iónica y molecular ajustadas. d) ¿Cuántos gramos de Br_2 podrán obtenerse a partir de 25,0 g de KBr, admitiendo un rendimiento de la reacción del 90 %? Datos: Masas atómicas: K = 39,1 ; Br = 79,9.

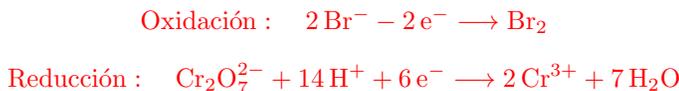
Respuesta:

- a) La reacción sin ajustar es la siguiente:



El dicromato potásico actúa como oxidante, pues el $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ se reduce a Cr^{3+} , mientras que el KBr actúa como reductor, pues el Br^- se oxida a Br_2 .

- b) Las semirreacciones de oxidación y de reducción son, respectivamente:



- c) Multiplicando por tres la primera semirreacción y sumando miembro a miembro a la segunda, tendremos:



En forma molecular:



- d) A partir de la ecuación ajustada podemos escribir:

$$\frac{6 \cdot (39,1 + 79,9) \text{ g KBr}}{25 \text{ g KBr}} = \frac{3 \cdot 2 \cdot 79,9 \text{ g Br}_2}{x \text{ g Br}_2} \quad x = 16,79 \text{ g Br}_2$$

Teniendo en cuenta que el rendimiento de la reacción es del 90 %, podemos escribir:

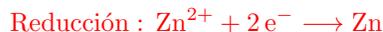
$$\frac{16,79 \text{ g Br}_2}{100 \%} = \frac{x \text{ g Br}_2}{90 \%} \quad x = 15,11 \text{ g Br}_2$$

14. Se dispone en el laboratorio de dos barras metálicas, una de Cd y otra de Al, y de una disolución de Zn^{2+} de concentración 1 M. a) Justifica cuál de las dos barras deberá introducirse en la disolución para obtener Zn metálico. b) Escribe las semirreacciones de oxidación y reducción y la reacción global que tendrá lugar. Datos. E° (V): $\text{Cd}^{2+}/\text{Cd} = -0,40$; $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,77$; $\text{Al}^{3+}/\text{Al} = -1,68$.

Respuesta:

- a) El Al tiene un potencial de reducción menor que el del zinc, por lo actuaría como ánodo, pasando a Al^{3+} . Al ser el potencial de reducción del Cd mayor que el del Zn, el ion Zn^{2+} no podría reducirse a Zn metálico.

b) Las semirreacciones serían las siguientes:



El potencial de esta reacción sería: $\varepsilon^0 = -0,77 - (-1,68) = 0,91 \text{ V}$

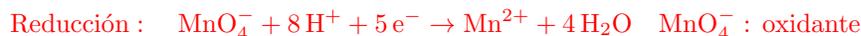
15. Para el siguiente proceso redox:



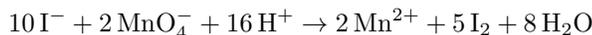
a) Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción. Señale claramente cuál es el oxidante y el reductor. b) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular. c) Calcule los gramos de KMnO_4 necesarios para obtener 30 g de I_2 si el rendimiento de la reacción es del 60 % Datos: Masas atómicas K = 39,1 Mn = 54,9 O = 16 I = 126,9.

Respuesta:

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



b) Multiplicando por 5 la primera semirreacción, por 2 la segunda, y sumando algebraicamente, tendremos:



En forma molecular:



c) A partir de la reacción ajustada, podemos escribir la siguiente relación, suponiendo el 100 % de rendimiento:

$$\frac{2 \cdot (39,1 + 54,9 + 4 \cdot 16) \text{ g KMnO}_4}{5 \cdot 2 \cdot 126,9 \text{ g I}_2} = \frac{x \text{ g KMnO}_4}{30 \text{ g I}_2} \quad x = 6,71 \text{ g KMnO}_4$$

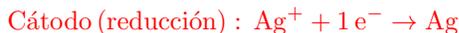
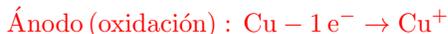
Al ser el rendimiento del 60 %, la cantidad de KMnO_4 se obtendrá de la relación:

$$\frac{6,71 \text{ g KMnO}_4}{60\%} = \frac{x \text{ g KMnO}_4}{100\%} \quad x = 11,18 \text{ g KMnO}_4$$

16. Sabiendo que los potenciales de reducción del cobre y de la plata en condiciones estándar son $E^0(\text{Cu}^+/\text{Cu}) = +0,52 \text{ V}$ y $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,8 \text{ V}$: a) Indique razonadamente cuál sería el ánodo y cuál el cátodo. Calcule el potencial estándar de la pila que podría formarse con ellos. b) Escriba las reacciones que tendrían lugar en el ánodo y en el cátodo, así como la reacción global de la pila. c) Escriba la notación de la pila.

Respuesta:

a) Al ser mayor el potencial de reducción del electrodo Ag^+/Ag , éste será el que actúe como **cátodo**, mientras el electrodo Cu^+/Cu actuará como **ánodo**. El potencial estándar sería: $\varepsilon_{\text{pila}}^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = 0,8 - 0,52 = 0,28 \text{ V}$. Las reacciones son las siguientes:

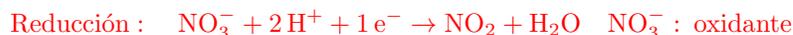


c) La notación es la siguiente: $\text{Cu} | \text{Cu}^+(1 \text{ M}) || \text{Ag}^+(1 \text{ M}) | \text{Ag}$

17. Según la reacción: $\text{HNO}_3 + \text{Mg} \rightarrow \text{NO}_2 + \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ a) Escriba las semirreacciones de oxidación y de reducción. Indique cuál es la especie oxidante y cuál la reductora. b) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón. c) Calcule el potencial de la pila. Datos: $E^0 (\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,37 \text{ V}$; $E^0 (\text{NO}_3^-/\text{NO}_2) = +0,78 \text{ V}$.

Respuesta:

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



- b) Multiplicando la segunda semirreacción por 2, y sumándole la primera:



En forma molecular:



- c) El potencial de la pila será:

$$\varepsilon^0 = \varepsilon_{\text{red}}^0 - \varepsilon_{\text{ox}}^0 = 0,78 - (-2,37) = 3,15 \text{ V}$$

18. Cuando el yodo molecular, I_2 , reacciona con el ácido nítrico, HNO_3 , se produce HIO_3 , dióxido de nitrógeno y agua.



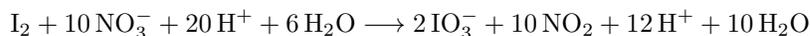
Escriba y ajuste, por el método del ion-electrón, las semirreacciones de oxidación y reducción que tienen lugar. Indique cuál es el oxidante y cuál el reductor. b) Escriba, ajustadas, la reacción iónica global y la reacción molecular global. c) Calcule el volumen de ácido nítrico del 65 % de riqueza en masa y densidad $1,5 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ que reacciona con 25,4 g de yodo molecular. Datos de masa atómica: $\text{I} = 127$, $\text{N} = 14$, $\text{O} = 16$, $\text{H} = 1$.

Respuesta:

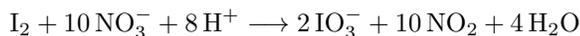
- a) Las semirreacciones son las siguientes:



- b) Multiplicando por 10 la segunda semirreacción, y sumando a la primera, tendremos:



Agrupando términos:



En forma molecular:



- c) Para calcular la molaridad del ácido, suponemos un volumen de 1 L.

$$m = 1000 \text{ mL} \cdot 1,5 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1} = 1500 \text{ g}$$

$$m_{\text{HNO}_3} = 1500 \cdot 0,65 = 975 \text{ g} \quad M = \frac{975 \text{ g}}{\frac{63 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{1}} = 15,48$$

A partir de la ecuación ajustada, podemos escribir:

$$\frac{2 \cdot 127 \text{ g I}_2}{10 \text{ mol HNO}_3} = \frac{25,4 \text{ g I}_2}{V \cdot 15,48 \text{ mol HNO}_3} \quad V = 0,065 \text{ L}$$

19. Teniendo en cuenta los potenciales de reducción estándar de la plata y del níquel: $E^{\circ}(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$ y $E^{\circ}(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$: a) ¿Cuál es la fuerza electromotriz, en condiciones estándar, de la pila que se podría construir? b) Escriba la notación de esa pila y la reacción global que tienen lugar. c) Indique cuál es el cátodo, el ánodo, las reacciones que tienen lugar en cada uno de ellos.

Respuesta:

- a) La fuerza electromotriz de la pila sería:

$$\varepsilon_{\text{pila}}^{\circ} = \varepsilon_{\text{Ag}}^{\circ} - \varepsilon_{\text{Ni}}^{\circ} = 0,80 - (-0,25) = 1,05 \text{ V}$$

- b) La notación de la pila es la siguiente:



La reacción global es la siguiente:



c) El ánodo es el electrodo $\text{Ni} | \text{Ni}^{2+}(1 \text{ M})$, mientras el cátodo es el electrodo $\text{Ag}^+(1 \text{ M}) | \text{Ag}$. En el ánodo se produce la reacción: $\text{Ni} - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ni}^{2+}$, mientras que en el cátodo, la reacción es $\text{Ag}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$.

20. Para el siguiente proceso redox: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HClO}_4 + \text{HI} \longrightarrow \text{KClO}_4 + \text{Cr}(\text{ClO}_4)_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$ a) Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción. Señale claramente cuál es el oxidante y el reductor. b) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón. c) Calcule los gramos de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ necesarios para obtener 60 g de I_2 si el rendimiento de la reacción es del 50%. Masas atómicas: K = 39,1; Cr = 52,0; H = 1,0; O = 16,0; Cl = 35,5; I = 126,9.

Respuesta:

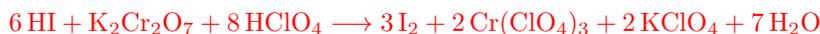
- a) Las semirreacciones son las siguientes:



- b) Multiplicando por tres la primera semirreacción, y sumando la segunda:



En forma molecular, tendremos:



- c) A partir de la ecuación ajustada, podemos escribir:

$$\frac{3 \cdot 126,9 \cdot 2 \text{ g I}_2}{266,2 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \frac{60 \text{ g I}_2}{x \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \quad x = 20,98 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

21. Sabiendo que los potenciales de reducción del hierro y del cobalto en condiciones estándar son $E^{\circ}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ y $E^{\circ}(\text{Co}^{2+}/\text{Co}) = -0,28 \text{ V}$: a) Calcule el potencial estándar de la pila que podría formarse con ellos. Indique razonadamente cuál sería el ánodo y cuál el cátodo. b) Escriba las reacciones que tendrían lugar en el ánodo y en el cátodo, así como la reacción global de la pila. c) Escriba la notación de la pila.

Respuesta:

- a) El potencial de la pila sería:

$$\varepsilon^{\circ} = \varepsilon_{\text{cátodo}}^{\circ} - \varepsilon_{\text{ánodo}}^{\circ} = -0,28 - (-0,44) = +0,16 \text{ V}$$

El ánodo sería el electrodo de mayor potencial de reducción, en este caso, el de Co^{2+}/Co , mientras que el cátodo correspondería al electrodo cuyo poder de reducción sea el menor, en nuestro caso, el (Fe^{2+}/Fe).

c) La notación de la pila sería la siguiente:

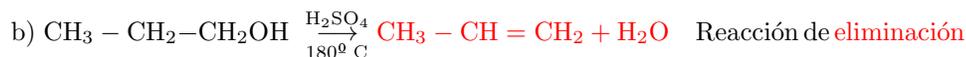


8. QUÍMICA ORGÁNICA.

1. Completa las siguientes reacciones, nombra reactivos y productos e indica de qué tipo son:



Propeno + bromuro de hidrógeno \rightarrow 2 - bromopropano



1-propanol + ácido sulfúrico \rightarrow propeno + agua



benceno + ácido nítrico \rightarrow nitrobenceno + agua

2. Indica, razonando la respuesta, si las siguientes reacciones orgánicas son de adición, eliminación o sustitución. a) Obtención de alquenos a partir de alcoholes. b) Obtención de derivados halogenados a partir de alquenos. c) Obtención de un derivado halogenado a partir de un alcano.

Respuesta:

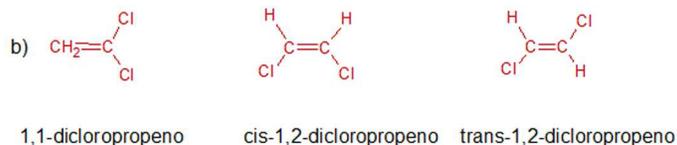
a) Se trata de una reacción de **eliminación**, en la que el alcohol pierde una molécula de agua.

b) La reacción es de **adición**: se rompe un doble enlace entre dos átomos de carbono y un átomo de halógeno se une a cada uno de aquellos.

c) La reacción es de **sustitución**: un hidrógeno del alcano es sustituido por un átomo del halógeno.

3. Escribe y nombra tres isómeros que responden a las siguientes fórmulas moleculares, indicando el tipo de isomería que presentan entre ellos: a) $\text{C}_6\text{H}_4\text{Br}_2$; b) $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_2$

Respuesta: Los isómeros pueden ser los siguientes:



4. Formula el compuesto 2-propenol (propen-2-ol, 1-propen-2-ol) y responde a las siguientes cuestiones: a) ¿Cuál es la hibridación de los átomos de carbono 2 y 3? b) De todos los enlaces de esta molécula, ¿cuál es el enlace más polar? Indica, además, un enlace sigma (σ) y un enlace pi (π). c) Formula y nombra un isómero de función del 2-propenol.

Respuesta:

a) La fórmula es: $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2\text{OH}$. Los átomos 2 y 3 presentan hibridación sp^2

b) El enlace más polar es el que se forma entre **C** y **O** del grupo alcohol. El doble enlace entre los

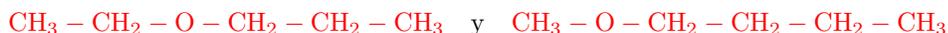
carbonos 2 y 3 presenta un enlace σ y un enlace π .

c) Un isómero de función puede ser el $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{O} - \text{CH}_3$ (metoxieteno).

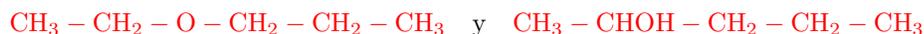
5. De los compuestos orgánicos con fórmula molecular $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$, formula y nombra: a) Dos isómeros de cadena b) Dos isómeros de función.

Respuesta:

a) Los isómeros de cadena pueden ser:



b) Los isómeros de función podrían ser estos:

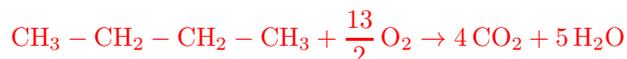
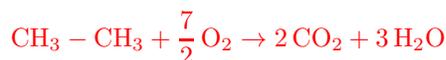


6. Muchos alcanos, sobre todo los más volátiles, se utilizan como quitamanchas ya que disuelven bien las grasas, aunque son tóxicos e inflamables. a) Los cuatro primeros alcanos son gases. Escribe su nombre y su fórmula. b) Escribe y ajusta la reacción de combustión de cada uno de ellos. c) Dibuja la estructura del primer alcano, explicando el tipo de hibridación del carbono ($Z = 6$)

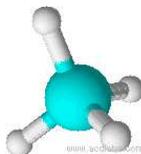
Respuesta:

a) Metano: CH_4 ; etano: $\text{CH}_3 - \text{CH}_3$; propano: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ y butano: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$

b) Las respectivas reacciones de combustión son:



c) A partir de la configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^2$, el C adquiere una hibridación sp^3 , con cuatro orbitales híbridos que forman entre sí ángulos de 109° , aproximadamente. La estructura de la molécula de metano podría ser ésta:



7. El cloroetano o cloruro de vinilo es una sustancia de enorme importancia industrial en el campo de los polímeros artificiales. a) Formula el cloroetano. ¿Qué tipo de hibridación del átomo de carbono explica la estructura de su molécula? b) ¿Presenta la sustancia isómeros geométricos? c) Escribe la ecuación química que representa la polimerización del cloruro de vinilo para dar cloruro de polivinilo o PVC. Justifica tus respuestas.

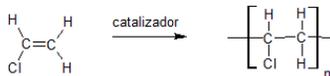
Respuesta:

a) El cloroetano tiene la fórmula $\text{CHCl}=\text{CH}_2$. El carbono presenta una hibridación sp^2 formándose un enlace σ y uno π entre los dos átomos de carbono. La molécula será **plana**, debido a este tipo de

hibridación.

b) Dado que sólo posee un átomo de cloro, la molécula **no presenta** isómeros geométricos

c) La reacción de polimerización puede ser representada así:



8. Dadas las siguientes reacciones orgánicas, indica de qué tipo son y nombra los correspondientes reactivos y productos: a) $\text{CH}_3\text{-CHBr-CH}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH=CH}_2 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$ b) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH} + \text{CH}_3\text{-OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COO-CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

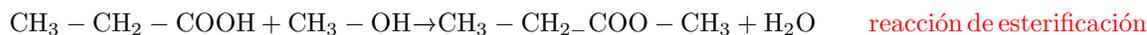
Respuesta:

a)



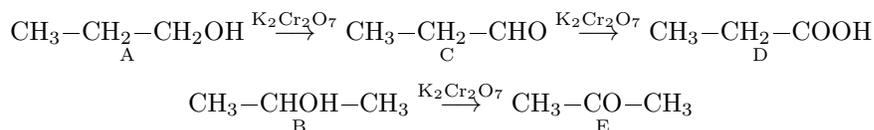
Los reactivos son **2-bromopropano** e **hidróxido potásico**. Los productos son **propeno**, **bromuro de potasio** y **agua**.

b)



Los reactivos son; **ácido propanoico** y **metanol**. Los productos son **propanoato de metilo** y **agua**.

9. Las reacciones de oxidación de los compuestos orgánicos son unas de las más realizadas en los laboratorios y en la industria. A continuación, se muestran las reacciones de oxidación que sufren dos alcoholes A y B:



a) Nombra cada uno de los compuestos A, B, C, D y E b) Entre los compuestos A, B, C, D y E, ¿cuáles son isómeros? ¿De qué tipo son? c) Explica como cambia la hibridación del átomo de carbono que sufre la oxidación.

Respuesta:

a) Los nombres de los compuestos son, respectivamente: **A: 1-propanol. B: 2-propanol. C: propanal. D: ácido propanoico. E: propanona**. Los dos primeros son alcoholes, C, un aldehído, D un ácido carboxílico, y E, una cetona.

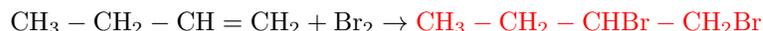
b) Los compuestos **A y B son isómeros de posición**, mientras que los compuestos **C y E son isómeros de grupo funcional**.

c) La hibridación del carbono que experimenta la oxidación pasa de ser **sp³ a sp²**, al producirse un doble enlace entre carbono y oxígeno.

10. Escribe las ecuaciones químicas correspondientes a las siguientes reacciones orgánicas, indica de qué tipo son y nombra el producto orgánico obtenido: a) $\text{but-1-eno} + \text{Br}_2 \rightarrow$ b) $\text{ácido propanoico} + \text{metanol} \rightarrow$

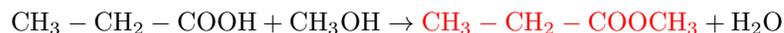
Respuesta:

a) Las ecuaciones químicas son las siguientes:



Se trata de una reacción de **adición**, produciéndose el **1,2-dibromobutano**

11.



es una reacción de **esterificación**, obteniéndose el **propanoato de metilo**.

12. La propanona es la cetona más sencilla. a.1) Escribir la fórmula e indicar los enlaces σ y π que forma el átomo de carbono del grupo funcional. a.2) ¿Qué hibridación de los átomos de C puede explicar la estructura de la molécula? a.3) ¿Es una molécula polar? Dados los compuestos: ácido 2-hidroxiopropanoico, 2-clorobutano y 1-aminoprop-1-eno b-1) Escribir su fórmula semidesarrollada. b-2) ¿Presentan isomería óptica? b-3) ¿Presentan isomería geométrica? Razonar las respuestas.

Respuesta:

a) La fórmula es: $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3$. El carbono del grupo funcional presenta tres enlaces σ , dos de ellos con átomos de carbono y el restante con el oxígeno. Además, presenta un enlace π con el átomo de oxígeno, por lo que C y O está unidos por un doble enlace. La estructura de la molécula vendría explicada por una hibridación **sp²** para el C del grupo funcional, mientras que los otros dos carbonos presentarían una hibridación **sp³**. La molécula es polar.

b.1) $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{COOH}$; $\text{CH}_3 - \text{CHCl} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$; $\text{H}_2\text{NCH} = \text{CH} - \text{CH}_3$

b.2) **Presentan isomería óptica los dos primeros**. En ambos, el C número 2 es asimétrico. El tercer compuesto presenta isomería geométrica cis-trans.

13. El ácido propanoico y el etanoato de metilo son compuestos isómeros. a) Escribir sus fórmulas e indicar qué tipo de isomería presentan. b) Justifíquese cuál de ellos debe tener un mayor punto de fusión.

Respuesta:

a) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$ y $\text{CH}_3 - \text{COO} - \text{CH}_3$. Presentan una isomería de **grupo funcional**.

b) El ácido propanoico puede formar enlaces por puente de hidrógeno, mientras que el etanoato de metilo no puede hacerlo. En consecuencia, el punto de fusión será mayor para el **ácido propanoico**.

14. El butan-1-ol y el etoxietano (diel éter) son compuestos isómeros cuyos puntos de ebullición son, respectivamente, 117 °C y 34,5 °C. a) Escribe la fórmula semidesarrollada de ambos compuestos y explica qué tipo de isomería presentan. b) ¿Cómo justificarias la diferencia tan significativa de sus temperaturas de ebullición?

Respuesta:

a) Las respectivas fórmulas semidesarrolladas son:



Ambos son **isómeros de grupo funcional**.

b) El punto de ebullición del butan-1-ol es superior al de etoxietano debido a que en el primero se forman **enlaces por puente de hidrógeno**.al no existir en el etoxietano enlaces O-H.

15. a) Escriba las fórmulas semidesarrolladas de las siguientes moléculas i. Butan-2-ol ii. 3-metil butan-2-ona iii. ácido prop-2-enoico iv. 2,5-dimetil hept-3-eno b) Justifique qué molécula o moléculas presentan isomería óptica.

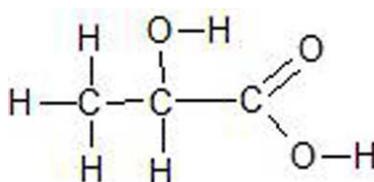
Respuesta:

- a) i) $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$; ii) $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_3$; iii) $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{COOH}$
 iv) $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ b) Presentan isomería óptica el **butan-2-ol**, puesto que su carbono 2 es asimétrico, y el **2,5-dimetil hept-3-eno**, cuyo carbono 5 es asimétrico

16. Considere el siguiente compuesto: ácido-2-hidroxi-propanoico a) Escriba su fórmula desarrollada y comente la hibridación de los átomos de carbono que componen esa molécula. Indique la posibilidad de enlaces π presentes en la molécula. b) ¿Qué tipo de isomería presenta? Justifique su respuesta.

Respuesta:

- a) La fórmula desarrollada es:



Los carbonos 2 y 3 presentan una hibridación sp^3 , mientras el carbono 1 (el que forma el grupo carbonilo) presenta hibridación sp^2 . Este carbono forma con uno de los oxígenos **un enlace σ y otro enlace π** , lo que da lugar al doble enlace $\text{C}=\text{O}$.

- b) Presenta isomería **óptica**, a ser asimétrico el carbono nº 2.

17. Escriba la reacción y nombre los productos obtenidos al someter al 1-butanol (butan-1-ol) a un proceso de: a) Combustión. b) Un posible producto de oxidación. c) Deshidratación. d) Reacción con ácido etanoico.

Respuesta:

Las reacción son las siguientes:

