PRUEBAS EBAU QUÍMICA

Juan P. Campillo Nicolás

10 de julio de 2022

1. EL ÁTOMO. ENLACE QUÍMICO.

1. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas externas: ns^2, ns^2np^3 y ns^2np^5: a) Indique para cada una de ellas el grupo del sistema periódico al que pertenece y el número de oxidación más importante b) Si n = 3, escriba la configuración electrónica completa del elemento al que corresponde en cada caso e indique su símbolo químico. c) Indique razonadamente el orden esperado en sus radios atómicos. d). Indique razonadamente el orden esperado en sus energías de ionización.

Respuesta:

a) La respuesta podemos encontrarla en la siguiente tabla:

Config. último nivel	Grupo	Nº ox.
ns^2	**2**	**+2**
ns^2 np^3	**15**	**-3, +1, +3, +5**
ns^2 np^5	**17**	**-1, +1, +3, +5, +7**

b) ns^2: **$1s^2$, $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ (Mg)**; ns^2 np^3: **$1s^2$, $2s^2$ $2p^6$ $3s^2 3p^3$(P)**; ns^2 np^5: **$1s^2$, $2s^2$ $2p^6$ $3s^2 3p^5$ (Cl)**

c) A lo largo de un periodo, el radio atómico aumenta de derecha a izquierda, debido a que el nivel principal es el mismo para todos los elementos, mientras que el número de electrones en el núcleo es mayor cuanto más a la derecha. Así, el orden creciente de radios atómicos sería: **r (Cl) < r (P) < r (Mg)**.

d) La energía de ionización aumenta en un periodo de izquierda a derecha, ya que, para alcanzar la estructura de gas noble, los elementos de más a la izquierda tienden a ceder electrones, sucediendo lo contrario para los elementos de mas a la derecha. Según esto, el orden creciente de energías de ionización sería: **Ei (Mg) < Ei (P) < Ei (Cl)**.

2. Responda a las siguientes cuestiones: a) Indique razonadamente cuál de las siguientes sustancias tendrá mayor punto de ebullición: CH_4 y CH_3OH. b) Para las moléculas de H_2O y PH_3 indique razonadamente cual tendrá mayor ángulo H-X-H. c) Indique razonadamente si la molécula NH_3 es polar o apolar.d) Para los elementos A y B de números atómicos 4 y 16, respectivamente, razone el tipo de enlace que se podrá formar entre ellos e indique la fórmula molecular del compuesto resultante.

Respuesta:

a) El mayor punto de ebullición corresponderá al CH_3OH, ya que en esta molécula pueden formarse puentes de hidrógeno, a diferencia de la molécula de CH_4

b) La hibridación del átomo central es del tipo sp^3en ambos casos, pero la presencia de dos pares de electrones no compartidos (y las consiguientes fuerzas de repulsión) en el caso del agua hace que el ángulo entre enlaces H-O-H, pase de 109,5º a 104,5º, mientras que la menor fuerza de repulsión en el caso del PH_3 , debida al la presencia de un solo par no compartido, hace que el ángulo H-P-H pase de 109,5º a 107,5 º. El mayor ángulo corresponderá, pues, al **PH_3**.

c) El amoniaco es una molécula **polar**, dada su estructura piramidal.

d) Las respectivas configuraciones electrónicas serían: A: $1s^2$ $2s^2$ y B: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^4$, por lo que entre A y B cabe esperar la formación de un enlace iónico del tipo $A^{2+}B^{2-}$.

3. Indique razonadamente la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones: a. A temperatura ambiente el CCl_4 es líquido y el CI_4 es sólido. b) La sustancia K_2S conduce la corriente eléctrica en estado sólido. c) La molécula de CCl_4 es apolar porque sus enlaces C-Cl presentan momento dipolar nulo.

Respuesta:

a) La frase es correcta,. Las dos sustancias son apolares, y sus respectivas moléculas están unidas por fuerzas de Van der Waals. Dichas fuerzas son tanto mayores cuanto mayor sea el tamaño de la molécula, por lo que las moléculas de CI_4se encuentran unidas más fuertemente entre sí, dando lugar a que esta sustancia sea sólida.

b) La frase no es correcta, pues entre el K y el S se forma un enlace iónico, no conduciendo este tipo d sustancia en estado sólido.

c) La frase no es correcta.La molécula es, efectivamente, apolar, pero cada uno de sus enlaces presenta polaridad. No obstante, la suma de los vectores momento dipolar de los cuatro enlaces es nula.

4. Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones. a) El número de oxidación más probable para el elemento de Z= 9 es + 1. b) (2, 0, 0, -1/2) es un conjunto posible de valores para los números cuánticos del electrón más externo del átomo de Z= 9. c) Para el elemento de Z = 8, su primera energía de ionización es menor que su segunda energía de ionización. d) ^{12}C y ^{14}C tienen el mismo número de protones.

Respuesta:

a) La frase no es correcta, ya que , al tratarse de un elemento muy electronegativo (F), su estado de oxidación más probable es el -1

b) La afirmación no es correcta, pues el número cuántico l no puede tomar el valor 0 al encontrarse el electrón más externo en un orbital de tipo p.

c) La frase es correcta, pues la primera energía de ionización de un elemento es siempre menor que su segunda energía de ionización, al encontrase el segundo electrón atraído más fuertemente que el primero.

d) La frase es correcta. Los isótopos de un mismo elemento tienen el mismo número de protones (número atómico).

5. Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones: a) Sean dos elementos A y B cuyas configuraciones externas son $3s^23p^3$ y $3s^23p^5$, respectivamente. La electronegatividad de B es menor que la de A (0,75 puntos) b) Oxígeno es el elemento del grupo 16 que presenta mayor valor de energía de ionización c) (4, 1, 0, -1/2) es un conjunto posible de valores para los números cuánticos del electrón más externo del elemento del cuarto periodo con mayor radio atómico.

Respuesta:

a) El elemento B está situado más a la derecha en la tabla periódica que el A, encontrándose ambos en el mismo periodo. teniendo en cuenta que la electronegatividad aumenta al desplazarnos hacia la derecha a lo largo de un periodo, la afirmación es incorrecta.

b) El oxígeno encabeza el grupo 16. Los electrones más externos se encuentran a una menor distancia del núcleo a medida que se asciende a lo largo del núcleo. esta mayor atracción se traduce en una mayor energía de ionización, por la que la afirmación es correcta.

c) Aunque la combinación de números cuánticos es posible, la afirmación es incorrecta, pues el número cuántico l del electrón más externo para un valor de $n = 4$ debe tener el valor $l = 3$.

6. Responda justificadamente a las siguientes cuestiones: a) Dados los compuestos NaF y NaI ¿Cuál de los siguientes valores de energía reticular le corresponde a cada uno de ellos: 910 y 682 kJ mol^{-1}? b) Dados los compuestos CH_4 y C_5H_{12} ¿Cuál de ellos tendrá mayor punto de ebullición? c) Sean los compuestos KBr y CCl_4 ¿Cuál de ellos es más soluble en agua?

Respuesta:

a) La energía reticular depende directamente del producto de las cargas de los iones, e inversamente de la distancia interiónica. Dado que el ion I^- tiene mayor radio que el ion F^- y el producto de las cargas es el mismo para ambas sales, mayor energía reticular (910 kJ mol^{-1}) corresponderá al NaF.

b) El punto de ebullición de los hidrocarburos aumenta cuanto mayor sea el tamaño de la molécula, debido al aumento de las fuerzas intermoleculares con el tamaño de la molécula. Así pues, el C_5H_{12} será el de mayor punto de ebullición.

c) El KBr es el más soluble en agua, puesto que se trata de un compuesto iónico, mientras que el CCl_4 es un compuesto covalente apolar.

7. a) Compare razonadamente las afinidades electrónicas de sodio y cloro b) Compare razonadamente el radio del átomo de magnesio y el del ion Mg^{2+} c) Para el átomo de número atómico 16 en su estado fundamental de energía, justifique: i) ¿Cuántos electrones desapareados presenta? ii) ¿Cuál es su estado de oxidación más probable?

Respuesta:

a) El sodio posee un electrón en su último nivel, mientras que el cloro posee siete. para conseguir la configuración de gas noble, el cloro tendrá mucha mayor tendencia a ganar un electrón, mientras que, por el contrario, el sodio tendrá tendencia a perderlo. La afinidad electrónica es, pues, mayor en el caso del cloro.

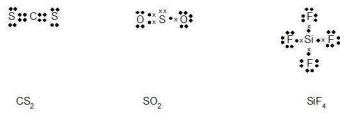
b) En ambos casos, el número atómico es el mismo, pero el último nivel electrónico se encuentra más cercano al núcleo en el caso del ion Mg^{2+}, por lo que la fuerza de atracción sobre los electrones más externos es mayor, y el radio menor que el del átomo de Mg.

c) La configuración electrónica de este átomo es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. i) Según la regla de Hund, presentará dos electrones desapareados, situados cada uno de ellos en un orbital 3p. ii) Dada la anterior configuración electrónica, su estado de oxidación más probable es - 2.

8. 1. Para cada una de las siguientes moléculas: CS_2, SO_2 y SiF_4: a) Represente la estructura de Lewis b) Justifique su geometría según la teoría de repulsiones de pares de electrones en la capa de valencia. c) Justifique su polaridad.

Respuesta:

a) Las respectivas estructuras de Lewis son las siguientes:



(En realidad, la estructura de Lewis del SO_2 admite otra posibilidad, en la que el doble enlace S=O se forma entre el S y el oxígeno situado a la derecha de la estructura, formándose así dos estructuras resonantes totalmente equivalentes.)
b) La molécula de CS_2 será lineal, pues existen dos enlaces dobles C-S y la repulsión mínima entre los pares de electrones enlazados se dará cuando los enlaces formen 180º uno respecto al otro. La molécula de SO_2 será angular, debido a la presencia de un par de electrones no compartidos sobre el átomo de S, que hace que el ángulo teórico de 180º entre los enlaces S-O quede modificado. Por último, la molécula de SiF_4 será tetraédrica, ya que esta disposición de los enlaces es la que provoca mínima repulsión.

c) Según las estructuras geométricas indicadas, las moléculas de CS_2 y SiF_4 serán apolares, mientras que la de SO_2 será polar.

9. Dados los elementos A, B y C, con números atómicos: A: Z = 13; B: Z = 16; C: Z = 37 a) Indique su nombre y símbolo atómico, y el grupo y periodo en que se encuentran. b) ¿Cuál será el número de

oxidación más importante para los elementos B y C? Indique si estos elementos formarán un compuesto iónico o covalente, y escriba su fórmula. c) Escriba la configuración electrónica del elemento C e indique si (4, 0, 0, $\frac{1}{2}$) puede ser un conjunto de números cuánticos válido para su electrón más externo. d) Ordene los elementos A, B y C según su radio atómico y explique el origen de esta variación para los elementos A y B.

Respuesta:

a) las respectivas configuraciones electrónicas son las siguientes:

$$Z = 13 : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 \quad Z = 16 : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 \quad Z = 37 : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$$

El elemento A está situado en el **periodo 3, grupo 13**. Se trata del **boro (B)**. El elemento B está en el **periodo 3, grupo 16** y es el **azufre (S)**. El elemento C se encuentra en el **periodo 4, grupo 1** y es el **rubidio (Rb)**

b) Dada su situación en la tabla periódica, el número de oxidación más importante para B y C es -2 y +1, respectivamente. Ambos formarán un compuesto **iónico** de fórmula **C_2B**.

c) La configuración electrónica de C es: $37 : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$. El conjunto de números cuánticos **no es válido** para su electrón más externo, pues el valor de n debería ser 5.

d) Atendiendo a la variación de esta propiedad a lo largo de la tabla periódica, el elemento de mayor radio atómico debe ser el C, seguido del B y del A. El menor valor del radio atómico de A respecto de B se debe a que, al encontrarse ambos en el mismo periodo y tener, por tanto, el mismo último nivel ocupado, la atracción sobre los electrones más externos será mayor (lo que hace menor el radio atómico) cuanto mayor sea el número atómico, lo que se produce para los elementos situados más a la derecha.

10. a) Razone qué sustancia presentará un mayor punto de fusión, el I_2 o el Br_2. b) Razone si las siguientes sustancias sólidas conducen o no la electricidad a temperatura ambiente: CsBr, Ag, SiO_2. c) Explique la variación entre los puntos de ebullición del etano (-88 ºC), dimetil éter (-25 ºC) y etanol (78 ºC).

Respuesta:

a) Las fuerzas intermoleculares aumentan con el tamaño de las moléculas. así, **el I_2** de mayor radio atómico que el Br_2 **tendrá un mayor punto de fusión**.

b) **El bromuro de cesio no conduce la corriente eléctrica** al tratarse de un sólido iónico. **La plata es buena conductora** debido a su carácter metálico, mientras que **el SiO_2 no es buen conductor** de la electricidad debido a su estructura reticular cristalina.

c) Dada la estructura tetraédrica de los dos átomos de C, el etano es una molécula apolar, y estará sometida únicamente a las fuerzas de dispersión de London, de muy escasa intensidad. En el dimetil éter, la presencia de dos pares de electrones libres sobre el átomo de oxígeno hace que la molécula sea angular y presente, por tanto, un momento dipolar neto. Las moléculas de dimetil éter estará sometidas a fuerzas de Van der Waals, de mayor intensidad que las de dispersión. Por último, la existencia de un enlace O-H en el etanol, favorece la formación de enlaces por puente de hidrógeno, de mayor intensidad que las fuerzas antes indicadas. Cuanto mayor sea la intensidad de las fuerzas intermoleculares, mayor será el punto de ebullición del compuesto.

11. Dados los elementos A, B y C, con las siguientes configuraciones electrónicas: A: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$ B: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$ C: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ I) Indique su nombre y símbolo atómico, y el grupo y periodo en que se encuentran. II) Explique brevemente cuál de ellos tendrá: a) Mayor afinidad electrónica. b) Mayor carácter metálico. c) Tendencia a perder o ganar tres electrones. d) Menor radio atómico.

Respuesta:

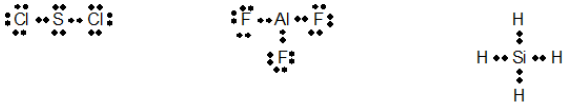
I) A: **Fósforo (P). Grupo 15, Periodo 3. B: Calcio (Ca). Grupo 2, Periodo 4. C: Cloro (Cl). Grupo 17, Periodo 3**.

II) a) El elemento de mayor afinidad electrónica será el que se encuentre más a la derecha y arriba en la tabla periódica. Se trata del **cloro**. b) El mayor carácter metálico corresponderá al elemento situado más abajo y a la izquierda, esto es, el **calcio**. c) El ion más estable con tres cargas negativas será el $\mathbf{P^{3-}}$, ya que su configuración electrónica será la del gas noble Ar,

12. Para cada una de las siguientes moléculas: SCl_2, AlF_3 y SiH_4 a) Represente su estructura de Lewis. b) Justifique su geometría según la teoría de repulsión de pares de electrones en la capa de valencia. c) Explique si son polares o apolares.

Respuesta:

a) Las respectivas estructuras de Lewis son las siguientes:



b) Según la TRPECV, la molécula de SCl_2 y tendría una estructura **angular**, debido a los dos pares de electrones no compartidos del átomo de azufre. La molécula de AlF_3 tendría una forma **trigonal plana**, mientras que la forma de la molécula de SiH_4 sería **tetraédrica**, en los dos últimos casos debido a la inexistencia de electrones no compartidos sobre el átomo central.

13. Dados los elementos Ba (Z=56), Tl (Z=81) y Bi (Z=83): a) Escriba la configuración electrónica para cada uno de ellos. b) ¿Cuál de los tres elementos tendrá un mayor radio atómico? Justifique su respuesta. c) ¿Alguno de ellos tendrá como número de oxidación principal +1? Justifique su respuesta. d) Escriba un posible conjunto de números cuánticos (n,l,m,s) para el electrón diferenciador del Ba. e) ¿Cuál de los tres elementos es el menos electronegativo? Justifique su respuesta.

Respuesta:

a) Ba: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$; Tl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^1$. Bi: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^3$

b) El radio atómico varía en la tabla periódica aumentando de derecha a izquierda en un periodo y de arriba hacia abajo en un grupo, por lo que el elemento de mayor radio atómico será el Tl.

c) Solamente el **Tl** presenta estado de oxidación +1, pues al perder primero un electrón del orbital 6p, el orbital 6s queda lleno, disminuyendo la reactividad.

d) Un posible conjunto de números cuánticos sería: $\mathbf{n = 6,\ l = 0;\ m = 0;\ s = +1/2}$

14. a) Las siguientes sustancias se encuentran en estado sólido a temperatura ambiente: LiI, Li y I_2. Explique si en esas condiciones dichas sustancias conducen o no la corriente eléctrica, y por qué. b) ¿Cuál de las tres sustancias anteriores será más soluble en agua? Justifique su respuesta. c) Ordene, justificadamente, según su punto de fusión: H_2O, LiF, CH_4 y CH_3COCH_3.

Respuesta:

a) Solamente el **litio** conduciría la corriente eléctrica en estado sólido, al tener un enlace metálico.

b) El **LiI** es un compuesto muy soluble en agua, al tratarse de un compuesto iónico.

c) El orden creciente sería $\mathbf{CH_4} < CH_3COCH_3 < H_2O < LiF$. Los tres primeros compuestos son covalentes, aunque el agua puede dar lugar a la formación de enlaces por puente de hidrógeno. El LiF es un compuesto iónico, de elevado punto de fusión.

15. Considere los siguientes elementos, consecutivos en la Tabla Periódica: Cl (Z=17), Ar (Z=18), K (Z=19). a) Escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos y en base a ella explique cuál será su número de oxidación más importante.b) Al ser consecutivos en la Tabla Periódica, ¿es de esperar que la reactividad de estos tres elementos sea similar? Justifique brevemente su respuesta. c) Indique, justificando brevemente su respuesta, cuál de los tres elementos tendrá: c1) Un mayor radio atómico. c2) Un mayor potencial de ionización. c3) Una mayor electronegatividad.

Respuesta:

a) Las configuraciones electrónicas respectivas son las siguientes:

$$\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^3 3p^5$$

$$\text{Ar}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^3 3p^6; \text{K}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^3 3p^6 4s^1$$

$$\text{K}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^3 3p^6 4s^1$$

. Los números de oxidación serán, respectivamente **-1, 0 y +1** pues en el primera caso falta un electrón para obtener la configuración de gas noble, mientras que en el tercero sobra un electrón para alcanzar dicha configuración.

b) **No**, puesto que el ar es un gas noble y, por tanto, no reactivo.

c) c1) El radio atómico aumenta de derecha a izquierda en un periodo y de arriba hacia abajo en un grupo. Por tanto, el elemento de mayor radio atómico será el **K**.

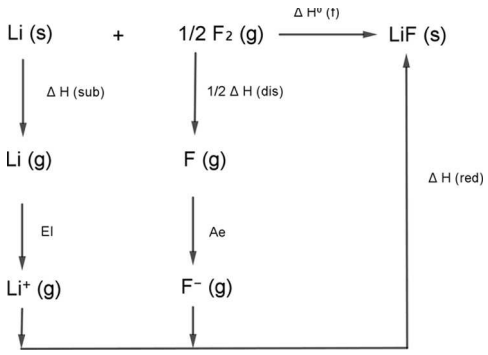
c2) El potencial de ionización aumenta en sentido inverso al anterior, por lo que el elemento de mayor potencial de ionización es el **Ar**.

c3) La mayor electronegatividad corresponde al **Cl**, pues el argón, situado más a la derecha no es reactivo, al tratarse de una gas noble.

16. a) Dibuje el ciclo de Born-Haber para la formación del LiF(s) a partir de Li(s) y F_2(g), y determine su energía de red, ΔH_{red}[LiF(s)], a partir de los siguientes datos: Entalpía de formación del LiF(s): ΔH_f^0= -594,1 kJ·mol^{-1} Afinidad electrónica del F: Ae = -333 kJ·mol^{-1} Entalpía de sublimación del Li: ΔH_{sub} = 155,2 kJ·mol^{-1} Energía de ionización del Li: E_I = 520 kJ·mol^{-1} Entalpía de disociación del F_2: ΔH_{disoc} = 150,6 kJ·mol^{-1} b) Indique si la energía de red del NaCl(s) será mayor o menor (en valor absoluto), que la del LiF(s). Justifique su respuesta.

Respuesta:

a) El ciclo de Born-Haber es el siguiente:



Para este ciclo podemos escribir lo siguiente:

$$\Delta H^0(\text{f}) = \Delta H\,(\text{sub}) + \text{EI} + \frac{1}{2}\Delta H\,(\text{dis}) + \text{Ae} + \Delta H\,(\text{red})$$

Sustituyendo:2

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

b) Según la ecuación de Born-Landé, la energía reticular es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones de distinto signo, e inversamente proporcional a la distancia interiónica, por lo que , a igualdad de cargas, la energía reticular será mayor, en valor absoluto, para el **LiF**, donde la distancia interiónica será inferior a la del NaCl.

17. I) Dados los siguientes conjuntos de números cuánticos (n, l, m, s):

$$(1,0,-1,+1/2);\quad (2,-1,-1,+1/2)\quad (3,2,-2,-1/2)\quad (4,3,2,-1/2)\quad (5,2,2,+1/2)$$

a) Explique brevemente cuál o cuáles de ellos no son posibles para un electrón en un átomo. b) ¿Cuál de ellos corresponde a un electrón f ? c) ¿Cuántos electrones puede haber en una subcapa f ? d) Escriba la configuración electrónica del Fe (Z = 26) y explique si alguno de los conjuntos de números cuánticos anteriores puede corresponder al electrón diferenciador de este elemento. II) ¿Qué propiedad periódica describe la tendencia relativa de un átomo para atraer hacia sí los electrones del enlace con otro átomo? ¿Qué elemento presenta mayor valor de esta propiedad?

Respuesta:

a) $(1,0,-1,+1/2)$ **no es posible**, pues l no pude tomar valores absolutos mayores que n. $(2,-1,-1,+1/2)$ **no es posible**, pues l no puede tomar valores negativos. $(3,2,-2,-1/2)$ **es posible**. $(4,3,2,-1/2)$ **es posible**. $(5,2,2,+1/2)$ **es posible**. b) El conjunto $(4,3,2,-1/2)$ corresponde a un electrón f, pues l toma el valor 3. c) En una subcapa f puede haber 7 orbitales con dos electrones cada uno, lo que hace un total de **14 electrones**. d) La configuración electrónica del Fe es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$. Puede corresponder al electrón diferenciador (situado en un orbital d del nivel 3) el conjunto $(3,2,-2,-1/2)$. II) Esta propiedad es la **electronegatividad**. Puesto que aumenta de abajo hacia arriba y de izquierda a derecha en la tabla periódica, el **F** será el elemento de mayor electronegatividad, ya que los gases nobles no tienen tendencia a formar enlaces.

18. I) Considere las siguientes sustancias: Ca (s); $CaCl_2$(s); Cl_2(g) y HCl (g). a) Indique el tipo . de enlace predominante entre los átomos de cada una de ellas. b) ¿Cuál de ellas presentará mayor conductividad a temperatura ambiente? c) ¿En cuál de ellas las moléculas se encuentran unidas principalmente por enlaces de Van der Waals del tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido? Explique en qué consiste este tipo de enlace. II) ¿Qué punto de fusión será menor: el del Cl_2 o el del Br_2 . Justifique su respuesta.

Respuesta:

a) Ca: enlace **metálico**; $CaCl_2$ enlace **iónico**; Cl_2 : enlace **covalente** (apolar); HCl: enlace **covalente** (polar). b) La mayor conductividad la presentará el **calcio**, debido a la nube electrónica que caracteriza al enlace metálico. c) En el **Cl_2** al tratarse de una molécula apolar, aparece un tipo de fuerzas de Van der Waals entre dipolos instantáneo e inducido, conocidas como fuerzas de London. Estos dipolos se forman por desplazamientos temporales de la nube de carga. II) El punto de fusión del **Cl_2** será menor que el del Br_2, al tener este último mayor tamaño y ser de mayor intensidad las fuerzas de dispersión, lo que hace que su punto de fusión sea mayor.

19. I) Escriba la configuración electrónica del Po (Z = 84). II) Explique si el conjunto de números cuánticos (0, 1, -1, +1/2) es posible o no para un electrón en un átomo. En caso de ser posible, indique en qué nivel de energía (capa) y tipo de orbital (subcapa) se encontraría el electrón. III) Dados los elementos: Ne (Z = 10), Cl (Z = 17), K (Z = 19), Ge (Z = 32), Se (Z = 34), Br (Z = 35), Rb (Z = 37) y Sr (Z = 38), explique brevemente cuál de ellos: a) tiene un mayor radio atómico; b) tiene tendencia a ganar dos electrones; c) es el más electronegativo; d) presenta una reactividad química muy baja. (No se repiten las respuestas).

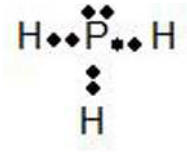
Respuesta:

I) La configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^4$. II) **No es posible**, pues el número cuántico n no puede tomar el valor 0. III) a) El mayor radio atómico corresponde al **Rb**, al tratarse del elemento de los indicados situado más a la izquierda y abajo en la tabla periódica. b) El **Se**, al faltarle dos electrones para conseguir la configuración de gas noble. c) Se trata del elemento situado más a la derecha y arriba de la tabla periódica (exceptuando los gases nobles), por tanto, se trata del **Cl**. d) El **Ne**, al tratarse de un gas noble.

20. I) Represente la estructura de Lewis de la fosfina, PH_3, y en base a ella explique la geometría y polaridad de dicha molécula. II) Explique por qué el punto de ebullición del NH_3 (-33^oC) es mucho mayor que el de la fosfina, PH_3 ($-87{,}7\ ^oC$). III) Las siguientes sustancias son sólidas a temperatura ambiente: C, S, I_2 y Au. ¿Cuál de ellas es un sólido dúctil y maleable? Justifique su respuesta.

Respuesta:

I) La estructura de Lewis es la siguiente:



Según la TRPECV, teniendo en cuenta el par de electrones no compartidos del P, la forma de la molécula será **piramidal trigonal**. Dada esta estructura, la fosfina **presentará polaridad** al ser no nula la suma de los vectores momento dipolar de sus enlaces. II) En el caso del NH_3, a diferencia de la fosfina, pueden formarse enlaces por puente de hidrógeno, debido al pequeño tamaño y elevada electronegatividad del átomo de N. IV) El elemento es el Au, al tratarse de un metal.

21. Dada la siguiente configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$: I) Indique el nombre y el símbolo atómico del elemento al que corresponde, así como su posición (grupo y periodo) en la Tabla Periódica. ¿Cómo se suele denominar este grupo? II) Escriba un posible conjunto de números cuánticos (n, l, m, s) para su electrón diferenciador. III) ¿Cuántos electrones de valencia y cuántos electrones desapareados tendrá ese elemento en su estado fundamental? Justifique brevemente su respuesta. IV) Razone cuál será en número de oxidación más importante para este elemento. V) Indique si este elemento Tendrá alta o baja energía de ionización, y si es un metal o un no metal.

Respuesta:

I) Se trata del **Selenio (Se)**, que se encuentra el el **periodo 4** y el **grupo 16**. II). El grupo se conoce como el el de los **anfígenos**. II) Un posible conjunto sería $\mathbf{n = 4;\ l = 1;\ m = 0\ y\ s = +1/2}$. III) Este elemento posee **seis electrones de valencia y dos electrones desapareados**, ya que los cuatro electrones p tienden a ocupar el mayor número posible de orbitales (3), quedando dos de ellos con un solo electrón. IV) El número de oxidación más importante será el **-2**, debido al valor de su afinidad. V) Se trata de un elemento **no metálico**, de **elevada energía de ionización**, como corresponde a su posición en la tabla periódica.

22. Considere las siguientes sustancias: hidracina ($NH_2 - NH_2$) y eteno ($H_2C = CH_2$). I) Represente sus estructuras de Lewis y en base a ellas, explique como será la geometría en torno a los átomos de N y C, y si estas moléculas son o no planas. II) Una de estas dos sustancias se encuentra en estado líquido en el intervalo de temperaturas 2^o C - 114^o C, muy similar al H_2O. Explique de qué sustancia se trata y a qué se debe esta característica. III) Una de esta dos sustancias es muy soluble en agua. Explique brevemente cuál será. IV) Explique brevemente si estas sustancias son o no conductoras de la electricidad.

Respuesta:

I) Las respectivas estructuras de Lewis son las siguientes:
La geometría de la molécula de hidracina es la de **dos pirámides de base triangular unidas por**

un vértice, debido al par de electrones no compartidos que posee cada átomo de nitrógeno, mientras que la molécula de eteno es **plana**, debido a la hibridación sp^2 del átomo de carbono.
II) La sustancia que se encuentra en estado líquido en el intervalo de temperaturas mencionado es la **hidracina**, debido a la formación entre sus moléculas de enlaces por puente de hidrógeno, lo que hace aumentar su punto de ebullición.
III) La hidracina es muy soluble en agua, debido a que se trata de una **molécula polar**.
IV) Ninguna de ellas es conductora de la electricidad, al tratarse de compuestos covalentes.

23. Considere las siguientes configuraciones electrónicas, en las que seis electrones se reparten entre los dos primeros niveles electrónicos: a) $1s^1 2s^2 2p^3$; b) $1s^2 2s^3 2p^1$; c) $1s^2 2s^2 2p^2$; d) $1s^2 2s^1 2p^3$ I) Explique brevemente si corresponden a un átomo en estado fundamental, en estado excitado, o si no son posibles. II) Considerando que estas configuraciones (las posibles) corresponden a un átomo neutro, indique el nombre y el símbolo atómico del elemento de que se trata. III) Si un átomo de dicho elemento pasa de la configuración a) a la c), ¿emitirá o absorberá energía? Justifique brevemente su respuesta. IV) Explique brevemente cuántos electrones desapareados habrá en la configuración c).

Respuesta:

I) Las configuraciones **a) y d)** corresponden a estados excitados, la **b) no es posible**, pues posee tres electrones s. Por último, la configuración **c) corresponde a un estado fundamental**.
II) Se trata del elemento de numero atómico 6, es decir, el **carbono (C)**.
III) La configuración a) corresponde a un estado excitado, mientras que la c) corresponde a un estado fundamental. Por tanto, al pasar de la configuración a) a la c) **se desprenderá energía**.
IV) Hay **dos electrones desapareados** (los dos electrones 2p), en aplicación de la Regla de Hund.

24. Considere las siguientes sustancias: NaF, CaS, NaI, CaO. I) Explique de qué dos principales factores depende la energía de red, según la ecuación de Born-Landé y, según ellos, ordene estas sustancias de mayor a menor energía reticular (en valor absoluto). II) Explique, de forma general, si las sustancias anteriores conducen la electricidad. III) Indique, para las cuatro sustancias en conjunto (sin distinguir entre ellas ni ordenarlas), si sus puntos de fusión serán altos o bajos, si serán solubles en disolventes polares o no polares y si serán sólidos duros o blandos.

Respuesta:

I) La ecuación de Born-Landé tiene la expresión:

$$E_r = -\frac{N_A \cdot M \cdot Z^+ \cdot Z^- e^2}{4\pi\epsilon_0 r_0}\left(1 - \frac{1}{n)}\right)$$

Por tanto, la energía reticular es directamente proporcional a la carga de los iones positivo y negativo, e inversamente proporcional a la distancia entre ellos. Según esto, la ordenación de mayor a menor energía reticular sería: **CaO > CaS > NaF > NaI**.
II) Al tratarse de compuestos iónicos, **no conducen la electricidad en estado sólido, pero sí fundidos o en disolución**.
III) Los puntos de fusión serán **altos**, debido a las fuertes interacciones ion-ion; son **solubles en disolventes polares**, pues cada ion queda rodeado de dipolos con la carga opuesta dirigida al ion correspondiente, lo que debilita las fuerzas entre iones. Por último, poseen **gran dureza**, como corresponde a compuestos iónicos.

2. ESTEQUIOMETRÍA.

3. CINÉTICA DE REACCIONES.

1. Sabiendo que la energía de activación para la reacción: A + B → C + D es igual a 30 kJ, y para la reacción inversa su valor es 50 kJ: a) Indique justificadamente si la reacción directa será exotérmica o endotérmica. b) Si la energía media de los productos de la reacción directa es igual a 35 kJ, ¿Cuál será la energía de los reactivos? c) Justifique como afectaría la presencia de un catalizador positivo a la energía de activación y al orden de la reacción directa. .

   Respuesta:

   a) Al ser menor la energía de activación para la reacción directa que para la inversa, la energía de los reactivos es mayor que la de los productos, por lo que la reacción será exotérmica.

   b) Para los reactivos y productos, podemos plantear la siguiente relación:

   $$E_R + E_{ad} = E_P + E_{ai}$$

   Siendo E_R la energía de los reactivos, E_{ad} la energía de activación de la reacción directa, E_{ai} la energía de activación de la reacción inversa, y E_P la energía de los productos. Sustituyendo los valores suministrados en el enunciado, tendremos:

   $$E_R + 30 = 35 + 50 \qquad E_R = 55\,\text{kJ}$$

   c) Un catalizador positivo disminuye la energía de activación, tanto de la reacción directa como de la inversa. No afecta al mecanismo de la reacción y, por tanto al orden de aquella.

2. Para la reacción química en fase gaseosa: 4 HBr + O_2 → 2 H_2O +2 Br_2 se sabe que la velocidad de reacción viene dada por la expresión v = k [HBr][O_2]. a) Explique qué relación existe entre la velocidad de aparición de bromo y la de desaparición de bromuro de hidrógeno b) Para la constante de velocidad, indique su significado químico y sus unidades. c) Justifique la veracidad o falsedad de la siguiente afirmación: «Para esta reacción la constante de velocidad no depende de la temperatura ya que tiene lugar en fase gas».

   Respuesta:

   a) Las velocidades de aparición del bromo y de desaparición del bromuro de hidrógeno serán, respectivamente:

   $$v_{Br_2} = \frac{1}{2}\frac{d[Br_2]}{dt} \qquad v_{HBr} = -\frac{1}{4}\frac{d[HBr]}{dt}$$

   Con lo cual:

   $$\frac{d[Br_2]}{dt} = -\frac{1}{2}\frac{d[HBr]}{dt}$$

   La velocidad de desaparición del bromuro de hidrógeno será doble que la de aparición de bromo.

   b) La unidad de la constante de velocidad en esta reacción será mol· L^{-1}·s^{-1}· $mol^{-2}L^2$ = mol^{-1}· L· s^{-1}. La constante de velocidad sería igual a la velocidad de la reacción cuando todas las concentraciones de los reactivos son iguales a la unidad.

   c) La afirmación es incorrecta, pues la constante de velocidad depende de la temperatura, según la ecuación de Arrhenius: $k = Ae^{-\frac{E_a}{RT}}$

3. Para la reacción química en fase gaseosa:

   $$NO_2 + CO \rightarrow NO + CO_2$$

   se sabe que es de segundo orden respecto de NO_2 y de orden cero respecto de CO. a) Escriba su ecuación de velocidad e indique el orden global de la reacción. b) Justifique qué sería más efectivo para aumentar la velocidad de la reacción: duplicar la concentración de NO_2 o la de CO. c) Indique justificadamente

las unidades en que puede expresarse la velocidad y la constante de velocidad.

Respuesta:

a) La ecuación de velocidad se escribirá en la forma:

$$v = k[NO_2]^2$$

Siendo 2 el orden global de la reacción.

b) Sería más efectivo duplicar la concentración de NO_2 , pues la velocidad de la reacción depende directamente del cuadrado de la concentración de esta especie.

c) La velocidad se expresa en todos los casos enmol $\cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$. Las unidades de la constante de velocidad dependerán de la expresión de la ecuación de velocidad. En el ejemplo, las unidades de k serán: $mol^{-1} \cdot L \cdot s^{-1}$.

4. Considere la siguiente reacción química en fase gaseosa:

$$2NO_2 \rightarrow 2NO + O_2$$

cuya velocidad de reacción viene dada por la expresión: v = k $[NO_2]^2$ a) Indique cuál es el orden de reacción y las unidades de k. b) Si en un determinado instante el O_2 se está formando a una velocidad de 0,8 mol·$L^{-1}\backslash \cdot s^{-1}$, explique a qué velocidad se estará consumiendo el NO_2, en ese mismo instante. c) ¿Qué le ocurre a la velocidad de reacción (v) durante el transcurso de la reacción (aumenta, disminuye o permanece constante)? Explique su respuesta. d) ¿Qué le ocurrirá a la constante de velocidad (k) si se aumenta la temperatura (k aumenta, disminuye o permanece constante)? Explique su respuesta.

Respuesta:

a) El orden de reacción es **2**. Las unidades de k son:

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

b) La velocidad puede expresase como:

$$v = -\frac{1}{2}\frac{d[NO_2]}{dt} = \frac{1}{2}\frac{d[NO]}{dt} = \frac{d[O_2]}{dt} = 0,8\, mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$$

Así pues, tendremos:

$$\frac{d[NO_2]}{dt} = -1,6\, mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$$

c) La velocidad de reacción **disminuye** a lo largo del proceso, pues v = k $[NO_2]^2$y $[NO_2]$ disminuye con el tiempo.

d) Según la ecuación de Arrhenius:

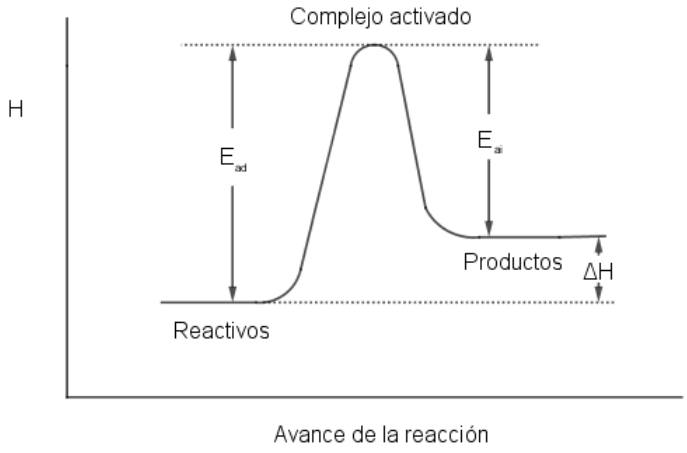
$$k = Ae^{-\frac{E_a}{RT}}$$

La constante k **aumenta** con la temperatura.

5. Considere la siguiente reacción química reversible: A (g) + B (g)$\rightleftharpoons$ C (g) + D (g), cuyas energías de activación para la reacción directa (E_{ad}) e inversa (E_{ai}) son: E_{ad} = 50 kJ·mol^{-1}; E_{ai} = 30 kJ·mol^{-1}. a) Represente la reacción en un diagrama de energía frente a avance de la reacción (diagrama entálpico o perfil de reacción), indicando la situación de reactivos, productos y complejo activado (estado de transición), las energías de activación (E_{ad}, E_{ai}) y la variación de entalpía de reacción (ΔH). b) CalculeΔH y diga si la reacción es endotérmica o exotérmica. c) ¿Qué efecto tendría la adición de un catalizador eficiente (un catalizador positivo), en la E_{ad} y en la ΔH?

Respuesta:

a) El diagrama es el siguiente:



b) Al ser mayor la energía de activación para la reacción directa, la reacción será endotérmica, con $\Delta H = 50 - 30 = +20\,kJ \cdot mol^{-1}$.

c) Un catalizador positivo **disminuye la energía de activación** de la reacción directa, pero **no influye** en la variación de entalpía de la reacción, pues también disminuye la energía de activación de la reacción inversa.

6. Una reacción química transcurre a través las siguientes etapas elementales:

$$\text{i)} \quad H_2 + ICl \rightarrow HI + HCl \qquad \text{lenta}$$

$$\text{ii)} \quad HI + ICl \rightarrow I_2 + HCl \qquad \text{rápida}$$

a) Escriba la ecuación global para la reacción. b) ¿Cuál será la ecuación de velocidad de la reacción, el orden de reacción global y las unidades de la constante de velocidad? c) Explique si alguna de las especies involucradas en la reacción es un intermedio. d) ¿Qué le ocurre a la velocidad de reacción (v) durante el transcurso de la reacción (aumenta, disminuye o permanece constante)? Explique su respuesta.

Respuesta:

a) Combinando las dos etapas, a ecuación global es:

$$H_2 + 2\,ICl \rightarrow I_2 + 2\,HCl$$

b) La velocidad de la reacción depende de la etapa lenta, por lo que la ecuación de velocidad será:

$$v = k[H_2][ICl]$$

El orden global de la reacción será igual a la suma de exponentes de las sustancias que aparecen en la ecuación de velocidad, es decir, **2**.

La constante de velocidad vendrá expresada en unidades de velocidad entre unidades de concentración elevadas al cuadrado, es decir:

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

c) El HI actúa como un intermedio, ya que aparece en el mecanismo de reacción, pero no en la reacción global.

d) La velocidad de la reacción **disminuye**, al hacerlo la concentración de los reactivos H_2e ICl.

7. Se sabe que la reacción A + B→ C es de 2º orden con respecto a A y de 1^{er} orden con respecto a B. a) Escriba la ecuación de velocidad de la reacción. b) ¿Es dicha reacción un proceso elemental? Justifique su respuesta. c) ¿Cuáles son las unidades de la velocidad de reacción (v) y de la constante de velocidad (k)? d) ¿Cómo variarán v y k si se duplica la concentración de A? e) ¿Cómo afectará a v y a k una disminución de la temperatura?

Respuesta:

a) La ecuación de velocidad es del tipo:

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

b) La reacción **no es un proceso elemental**, pues para serlo, la suma del número de moléculas que intervienen en la reacción debe ser igual a la suma de los coeficientes estequiométricos de los reactivos y al orden n d e la reacción.

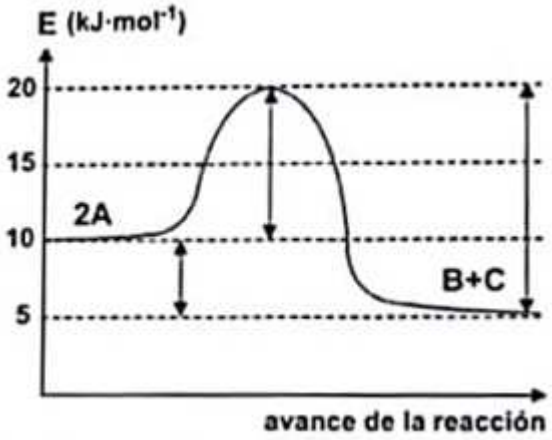
c) la unidad de la velocidad de reacción es **mol**·$L^{-1} \cdot s^{-1}$, mientras que la de la constante de velocidad será:

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

d) **La velocidad aumentará al cuádruple**, pues [A] = 2 [A_0]. La constante de velocidad **no varía**, pues sólo depende de la temperatura.

e) Una disminución de la temperatura produce una **disminución de k y, por tanto, de la velocidad de la reacción**.

8. El siguiente diagrama entálpico corresponde a la reacción: 2 A ⇌B + C:



a) Indique si las flechas corresponden a E_{ad} (E_a de la reacción directa)E_{ai}(reacción inversa) o ΔH. b) Fijándose en los valores de E, calcule con su sigo correspondiente E_{ad}, $E_{,ai}$y ΔH (reacción directa). c) ¿Cuál será la energía del estado de transición (complejo activado)? d) Escriba la expresión general de $\Delta H_{\text{reacción directa}}$ en función de E_{ad} y E_{ai} y compruebe que se cumple. e) Explique si la reacción directa es endotérmica o exotérmica. f) Explique si la adición de un catalizador afectaría a la velocidad de reacción y a ΔH.

Respuesta:

a) La flecha correspondiente a **E_{ad}** es la del **centro**. La correspondiente a **E_{ai}** es la de la **derecha**, mientras que la de ΔH es la de la **izquierda**.b) E_{ad}= 20 - 10 = **10 kJ/mol**; E_{ai}= 20-5 = **15 kJ/mol**. ΔH = 5 − 10 = −5 kJ/mol. c) La energía del estado de transición es de **20 kJ/mol.** d) La expresión es:

$$\Delta H = \Delta H_{prod} - \Delta H_{reac} = 5 - 10 = -5\,kJ \cdot mol^{-1}$$

e) La reacción directa es **exotérmica**, pues $\Delta H < 0$. f) La adición de un catalizador **afecta a la velocidad de reacción** (directa e inversa), pues este valor depende exclusivamente de la entalpía de reactivos y productos, que no es afectada por la presencia del catalizador.

9. La descomposición de O_3a O_2 transcurre a través del siguiente mecanismo, en dos etapas elementales: i) $O_3 \rightarrow O_2 + O$ (lenta) ii) $O + O_3 \rightarrow 2\ O_2$ (rápida) a) Escriba la ecuación global para la reacción. b) Según el mecanismo propuesto, ¿cuál será la ecuación de velocidad de la reacción, el orden de reacción global y las unidades de la constante de velocidad? c) Explique si alguna de las especies involucradas en la reacción es un intermedio. d) ¿Cómo afectará a la velocidad de reacción y a la constante de velocidad un aumento de T?

Respuesta:

a) La ecuación global para la reacción es:

$$2\,O_3 \rightarrow 3\,O_2$$

b) La velocidad de la reacción depende del proceso lento, por lo que la ecuación de velocidad sería del tipo: $\mathbf{v = k\ [O_3]}$, el orden global de la reacción será **1**, y las unidades de k serán:

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

c) El **oxígeno atómico, O** es un intermedio, que aparece en las dos etapas, pero no en la ecuación global. d) Un aumento de T produce un **aumento en en valor de k**, según la ecuación de Arrhenius:

$$\text{k} = \text{A}e^{-\frac{\text{E}_a}{\text{RT}}}$$

Y, por tanto, **un aumento en la velocidad de la reacción**.

10. Sabiendo que la reacción A + 2 B →2 C + D es de primer orden en cada uno de los reactivos: I) Escriba la ecuación de velocidad para la reacción e indique cuál es el orden total de la reacción. II) Explique si esta reacción puede ocurrir en una sola etapa elemental. III) Si en un determinado instante el producto C se está formando a una velocidad de 1 $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$,¿ a qué velocidad se estará consumiendo el producto A en ese mismo instante? IV) Indique cómo variarán v y k si la concentración de A se reduce a la mitad.

Respuesta:

I) La ecuación de velocidad es:

$$\text{v} = \text{k}[\text{A}][\text{B}]$$

Con lo que orden total de la reacción será **2**.
II) **No puede ocurrir** en una sola etapa elemental, pues la molecularidad, cuyo valor es 2, no coincide con la suma de los coeficientes estequiométricos de A y B
III) Como la velocidad de la reacción viene dada por:

$$\text{v} = -\frac{\text{d[A]}}{\text{dt}} = \frac{1}{2}\frac{\text{d[C]}}{\text{dt}}$$

Tendremos que la velocidad de desaparición de A será la mitad de la velocidad de formación de C, es decir, $0,5\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$,
IV) A partir de la ecuación de velocidad del apartado I), al reducirse a la mitad la concentración de A, también **se reducirá a la mitad la velocidad de la reacción**. En cuanto a la constante, si no hay variación de temperatura, **mantendrá su valor**.

11. Una reacción transcurre a través de dos etapas elementales: i) $NO_2(g) + F_2\ (g) \longrightarrow NO_2F(g) + F(g)$ ii) $NO_2(g) + F(g) \longrightarrow NO_2F(g)$ I) Escriba la ecuación global para la reacción. II) Si para la reacción global $v = k[NO_2][F_2]$, explique cuál será la etapa de reacción más lenta. III) Explique si alguna de

las especies involucradas en la reacción es un intermedio. IV) Explique cómo variarán v y k durante el transcurso de la reacción.

Respuesta:

I) La ecuación global se obtiene sumando algebraicamente los procesos elementales, siendo:

$$2\,NO_2 + F_2 \longrightarrow 2\,NO_2F$$

II) La etapa lenta es aquella de la que depende la velocidad de la reacción. Por tanto, la etapa elemental **i) es la etapa lenta**.
III) El átomo de F es un intermedio, puesto que no aparece ni en la ecuación de velocidad ni en la reacción global.
IV) La velocidad irá **disminuyendo**, debido a la disminución de las concentraciones de los reactivos. El valor de k **se mantiene constante**, si también se mantiene constante la temperatura.

4. TERMOQUÍMICA.

5. EQUILIBRIO QUÍMICO.

1. La solubilidad de CaF_2en agua es de 0,132 g por cada 100 mL de disolución. Calcule: a) La concentración molar de anión fluoruro (F^-) en una disolución saturada de CaF_2 b) El producto de solubilidad de este compuesto. Datos: Masas atómicas: Ca = 40; F = 19 g/mol.

   Respuesta:

   a) La disociación del CaF_2puede ser representada de la siguiente forma:

   $$\underset{}{CaF_2} \rightarrow \underset{s}{Ca^{2+}} + 2\underset{2s}{F^-}$$

   Siendo la solubilidad:

   $$s = \frac{0,132/78}{0,1} = 0,017\,M$$

   Y $[F^-] = 2s = 2 \cdot 0,017 = 0,034\,M$

   b) El producto de solubilidad es:

   $$K_{ps} = \left[Ca^{2+}\right]\left[F^-\right]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4 \cdot 0,017^3 = 1,97 \cdot 10^{-5}$$

2. En un recipiente de 1 L se introdujeron 131 g de NOCl, calentándose seguidamente hasta 462 ºC. Una vez alcanzado el equilibrio siguiente:

   $$2\,NOCl(g) \rightleftharpoons 2\,NO(g) + Cl_2(g)$$

   Se comprobó que se había disociado un 33 % de NOCl. Para dicho equilibrio: a) Calcule Kc. b) Calcule Kp. c) Indique razonadamente cómo evolucionaría al disminuir la concentración de cloro. Datos: Masas atómicas: N =14, O = 16; Cl = 35,5 g/mol. R = 0,082 atm L/mol K

   Respuesta:

   a) La concentración inicial de NOCl será:

   $$[NOCl] = \frac{131/65,5}{1} = 2\,M$$

   El equilibrio puede ponerse de la siguiente forma:

   $$\underset{2(1-\alpha)}{2\,NOCl} \rightleftharpoons \underset{2\cdot\alpha}{2\,NO} + \underset{2\alpha/2}{Cl_2}$$

   Por lo que Kc será:

   $$K_c = \frac{[NO]^2\,[Cl_2]}{[NOCl]^2} = \frac{(2 \cdot 0,33)^2 \cdot 0,33}{[2\,(1-0,33)]^2} = 0,073$$

   b) La relación entre Kc y Kp será:

   $$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} \longrightarrow K_p = 0,073 \cdot 0,082 \cdot 735 = 4,4$$

   c) La disminución en la concentración de un producto haría que el equilibrio se desplazara hacia la **derecha** (formación de productos).

3. Sabiendo que el producto de solubilidad (Kps) de la especie $Zn(OH)_2$ es igual a $2{\cdot}10^{-17}$: a) Calcule el pH de una disolución saturada de dicha especie. b) Calcule la concentración de Zn^{2+} en una disolución saturada de $Zn(OH)_2$. Exprese el resultado en g/L. c) Si $Kps(Co(OH)_2) = 1{,}6{\cdot}10^{-15}$, indique razonadamente cuál de las dos hidróxidos es más soluble en agua. Dato: Masa atómica: Zn = 65,4 g/mol.

Respuesta:

a) A partir de la constante del producto de solubilidad, podremos escribir:

$$2 \cdot 10^{-17} = [Zn^{2+}][OH^-]^2 = s\,(2s)^2 \quad s = 1,71 \cdot 10^{-6} \text{ y } [OH^-] = 2s = 3,42 \cdot 10^{-6}$$

El pH de la disolución será, por tanto: $pH = 14 + \log [OH^-] = 8{,}23$

b) La concentración de Zn^{2+}, expresada en g/L será:

$$[Zn^{2+}] = 1,71 \cdot 10^{-6} \cdot 65,4 = 1,19 \cdot 10^{-4}\, g \cdot L^{-1}$$

c) Al ser mayor el producto de solubilidad del $Co(OH)_2$ y tratarse de un hidróxido donde el Co presenta la misma valencia que el Zn (con lo que $K_{ps} = 4s^3$, al igual que en el hidróxido de zinc, el $Co(OH)_2$ es más soluble en agua

4. En un recipiente de 10 L en el que se ha hecho vacío se introducen 56 g de N_2 y 2 g de H_2. Se calienta la mezcla a 300 ºC estableciéndose el siguiente equilibrio: N_2 (g) + 3 H_2 (g) ↔ 2 NH_3 (g) Cuando se alcanza el equilibrio, el número de moles de H_2 es igual al de NH_3. a) Calcule los moles de cada componente en el equilibrio. b) Calcule Kc y Kp. c) Razone como afectaría al equilibrio una disminución del volumen del sistema. Datos: Masas atómicas: N = 14; H = 1 g/mol. R= 0,082 atm ·L/mol ·K.

Respuesta:

a) El número inicial de moles de nitrógeno y d hidrógeno será, respectivamente:

$$n_{0\,N_2} = \frac{56}{28} = 2 n_{0\,H_2} = \frac{2}{2} = 1$$

El equilibrio puede ser representado por:

$$\underset{2-x}{N_2} + 3\underset{1-3x}{H_2} \rightleftharpoons 2\underset{2x}{NH_3}$$

Puesto que en el equilibrio, el número de moles de H_2 es igual al de NH_3, podremos escribir: 1-3x = 2x, con lo que x = 0,2moles. Por tanto, en el equilibrio tendremos:

$$n_{N_2} = 2 - 0,2 = 1,8 \quad n_{H_2} = 1 - 0,6 = 0,4 \quad n_{NH_3} = 2 \cdot 0,2 = 0,4$$

b) Las constantes K_c y K_p son, respectivamente:

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = \frac{\left(\frac{0,4}{10}\right)^2}{\left(\frac{1,8}{10}\right)\left(\frac{0,4}{10}\right)^3} = 138,9$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 138,9\,(0,082 \cdot 573)^{-2} = 0,063$$

c) Según el Principio de Le Chatelier, una disminución de volumen tiende a desplazar el equilibrio hacia donde el número de moles gaseosos sea menor, en este caso, hacia la formación de NH_3.

5. En un recipiente de 3 L se introdujeron 29,9 g de $SbCl_5$ y se calentó hasta 182 ºC, alcanzándose el equilibrio siguiente: $SbCl_5$ (g) ⇌ $SbCl_3$ (g) + Cl_2 (g). Sabiendo que la presión total fue de 1,54 atm,

calcule: a) La constante Kc b) La constante Kp Datos: Masas atómicas: Sb = 121,7; Cl = 35,5 g mol^{-1}. R = 0,082 atm L mol^{-1} K^{-1}

Respuesta:

a) La concentración inicial de $SbCl_5$ será:

$$c_0 = \frac{29,9/(121,7+5\cdot 35,5)}{3} = 0,033\,M$$

A partir del equilibrio:

$$\underset{0,033-x}{SbCl_5} \rightleftharpoons \underset{x}{SbCl_3} + \underset{x}{Cl_2}$$

Al aplicar la ecuación de los gases, tendremos:

$$1,54 = (0,033+x)0,082\cdot 455 \qquad x = 8,28\cdot 10^{-3}$$

$$K_c = \frac{x^2}{c_0 - x} = \frac{(8,28\cdot 10^{-3})^2}{0,033 - 8,28\cdot 10^{-3}} = 2,77\cdot 10^{-3}$$

b) La constante $K_p$será:

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 2,77\cdot 10^{-3}\cdot 0,082\cdot 455 = 0,10$$

6. Una mezcla gaseosa, constituida inicialmente por 15,9 gramos de hidrógeno y 1345 g de vapor de yodo y se calienta a 450 ºC en un recipiente de 1 L, alcanzándose el siguiente equilibrio:

$$I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$$

en el que se han formado 9,52 moles de HI . a) Calcule Kc. b) Calcule Kp. c) Si la variación de entalpía de la reacción es de -2,6 Kcal, indique razonadamente como afectaría un aumento de temperatura a la concentración de I_2 en el equilibrio. Datos: Masas atómicas: I = 126,9; H = 1 g mol^{-1}. R= 0,082 atm L mol^{-1} K^{-1}

Respuesta:

a) El número inicial de moles de I_2 y H_2 es, respectivamente:

$$n_{H_2} = \frac{15,9}{2} = 7,95\,mol\,H_2 \qquad n_{I_2} = \frac{1345}{2\cdot 126,9} = 5,3\,mol\,H_2$$

A partir del equilibrio:

$$\underset{5,3-x}{I_2} + \underset{7,95-x}{H_2} \rightleftharpoons \underset{2x}{2\,HI}$$

Obtenemos: x = 9,52/2 = 4,76 mol. Con este dato, tendremos:

$$K_c = \frac{(2x)^2}{(5,3-x)(7,95-x)} = \frac{9,52^2}{(5,3-4,76)(7,95-4,76)} = 52,61$$

b) La relación entre K_P y K_C es:

$$K_P = K_C(RT)^{\Delta n}$$

Puesto de $\Delta n = 0$, los valores de K_P y de K_C será los mismos.

c) Al ser exotérmica la reacción, un aumento de temperatura desplazará el equilibrio hacia donde la reacción sea endotérmica, es decir, hacia la izquierda. por lo que la concentración de I_2 aumentaría.

7. En un recipiente de 2 L se introducen 92,4 g de CO_2 y 3,2 g de H_2, calentándose la mezcla a 1800 ºC. Una vez alcanzado el siguiente equilibrio:

$$CO_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2O(g)$$

se analiza la mezcla, encontrándose que quedan 0,9 moles de CO_2. a) Calcule la concentración de cada especie en el equilibrio. b) Calcule Kc y Kp a 1800 ºC. c) Explique cómo afectaría al equilibrio una disminución del volumen del recipiente. Datos: Masas atómicas: C = 12; O = 16; H=1 ($g \cdot mol^{-1}$); R=0,082 $atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$

Respuesta:

a) En el equilibrio, podemos escribir:

$$\underset{n_1-x}{CO_2(g)} + \underset{n_2-x}{H_2} \rightleftharpoons \underset{x}{CO} + \underset{x}{H_2O}$$

El número inicial de moles de CO_2 y de H_2 será, respectivamente:

$$n_1 = \frac{92,4}{44} = 2,1\,mol \qquad n_2 = \frac{3,2}{2} = 1,6\,mol$$

Sabiendo que, en el equilibrio tendremos:

$$n_1 - x = 2,1 - x = 0,9 \qquad x = 1,2\,mol$$

Las concentraciones en el equilibrio serán:

$$[CO_2] = \frac{2,1-1,2}{2} = 0,45\,M \quad : [H_2] = \frac{1,6-1,2}{2} = 0,2\,M \quad [CO] = [H_2O] = \frac{1,2}{2} = 0,6\,M$$

b) Las constantes Kc y K_p tendrán los valores respectivos:

$$K_c = \frac{[CO][H_2O]}{[CO_2][H_2]} = \frac{0,6^2}{0,45 \cdot 0,2} = 4 \qquad K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = K_c \quad \text{pues } \Delta n = 0$$

c) Una disminución de volumen **no afectaría al equilibrio**, puesto que podríamos escribir:

$$K_c = \frac{[CO][H_2O]}{[CO_2][H_2]} = \frac{\frac{n_{CO}}{V}\frac{n_{H_2O}}{V}}{\frac{n_{CO_2}}{V}\frac{n_{H_2}}{V}} = \frac{n_{CO} \cdot n_{H_2O}}{n_{CO_2} \cdot n_{H_2}}$$

Donde podemos ver que el volumen no aparece en la expresión de K_c.

8. En un recipiente cerrado de 400 mL en el que se ha hecho vacío, se introducen 2,032 g de I_2 y 1,280 g de Br_2 y se calienta hasta 150 ºC, alcanzándose el siguiente equilibrio: Br_2 (g) + I_2 (g)⇌ 2 IBr (g) a) Calcule la presión total en el equilibrio. b) Si en el equilibrio hay $1,43 \cdot 10^{-2}$ moles de IBr, calcule la concentración molar de cada una de las especies en el equilibrio y los valores de Kc y Kp a 150 ºC Datos: Masas atómicas: Br = 80; I = 127 ($g \cdot mol^{-1}$). R = 0,082 $atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$

Respuesta:

a) Los números de moles iniciales de I_2 y Br_2 son, respectivamente:

$$n_{I_2} = \frac{2,032}{2 \cdot 127} = 8 \cdot 10^{-3}\,mol \qquad n_{Br_2} = \frac{1,280}{2 \cdot 80} = 8 \cdot 10^{-3}\,mol$$

En el equilibrio, podemos escribir:

$$\underset{8 \cdot 10^{-3}-x}{Br_2(g)} + \underset{8 \cdot 10^{-3}-x}{I_2} \rightleftharpoons \underset{2x}{2\,IBr}$$

Por lo que el número total de moles en el equilibrio será: $n = 8 \cdot 10^{-3} - x + 8 \cdot 10^{-3} - x + 2x = 0,016$. Aplicando la ecuación de los gases:

$$P \cdot 0,400 = 0,016 \cdot 0,082 \cdot 423 \qquad P = 1,39\,atm$$

b) Del enunciado se desprende que: $2x = 1{,}43 \cdot 10^{-2}$, por lo que $x = 7,15 \cdot 10^{-3}$moles. las respectivas concentraciones molares son:

$$[Br_2] = [I_2] = \frac{(8 - 7,15)\,10^{-3}}{0,4} = 2,125 \cdot 10^{-3}M \qquad [IBr] = \frac{1,43 \cdot 10^{-2}}{0,4} = 0,036\,M$$

Los valores de K_c y K_p son, respectivamente;

$$K_c = \frac{\left(\frac{1,43 \cdot 10^{-2}}{0,4}\right)^2}{\frac{(8 - 7,15)\,10^{-3}}{0,4}\,\frac{(8 - 7,15)\,10^{-3}}{0,4}} = 283,03$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}. \quad \text{Al ser } \Delta n = 0,\ K_p = K_c$$

9. El tetraóxido de dinitrógeno se disocia para dar dióxido de nitrógeno según el siguiente equilibrio:

$$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2(g) \qquad Kc = 0,212 \text{ a} 100^oC$$

En una mezcla de los dos gases, a 100ºC, sus concentraciones son: $[N_2O_4] = 0{,}10$ M y $[NO_2] = 0{,}12$ M. a) ¿Se encontrará dicha mezcla en equilibrio? Justifique numéricamente su respuesta. En caso de no ser así, ¿cuáles serán las concentraciones de ambos gases cuando se alcance el equilibrio? b) ¿Cómo afectará al equilibrio un aumento de la presión total del sistema? Justifique su respuesta.

Respuesta:

a) El cociente de reacción tendrá el valor:

$$Q = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{0,12^2}{0,10} = 0,144$$

Al ser menor Q que la constante K_c, la mezcla **no se encuentra en equilibrio**. La reacción tenderá a desplazarse hacia la derecha.

Al alcanzarse el equilibrio, tendremos:

$$\underset{0,10-x}{N_2O_4(g)} \rightleftharpoons \underset{0,12+2x}{2\,NO_2}$$

$$0,212 = \frac{(0,12 + 2x)^2}{0,10 - x}$$

Resolviendo la ecuación de 2º grado, se obtiene $x = 9{,}32 \cdot 10^{-3}$. La s concentraciones en el equilibrio serán, respectivamente:

$$[NO_2] = 0,12 + 2 \cdot 9,32 \cdot 10^{-3} = 0,14\,mol \cdot L^{-1} \qquad [N_2O_4] = 0,10 - 9,32 \cdot 10^{-3} = 0,09\,mol \cdot L^{-1}$$

b) Según el Principio de Le Chatelier, al aumentar la presión del sistema, el equilibrio de desplaza hacia donde el número de moles gaseosos es menor, es decir, **hacia la izquierda**. Si tomamos el valor der K_c:

$$K_c = \frac{\left(\frac{n_{NO_2}}{V}\right)^2}{\left(\frac{n_{N_2O_4}}{V}\right)} = \frac{n_{NO_2}^2}{V \cdot n_{N_2O_4}}$$

Al aumentar la presión, disminuye V con lo que, para mantener el equilibrio, **debe producirse un aumento** en la concentración de N_2O_4.

10. a) En un recipiente se encuentra una disolución saturada de $Ni(OH)_2$, en equilibrio con 2,0 g de $Ni(OH)_2$(s). a1) Si la concentración de iones hidroxilo es $[OH^-] = 3{,}2{\cdot}10^{-5}$ M, ¿cuál será la $[Ni^{2+}]$? a2) Si se extrae del recipiente 1,0 g del precipitado de $Ni(OH)_2$(s), ¿qué ocurrirá con las concentraciones $[OH^-]$ y $[Ni^{2+}]$ (aumentarán, disminuirán o permanecerán constantes)? Justifique su respuesta. a3) Si se adiciona al recipiente una disolución saturada de $NiCl_2$ en agua, de forma que la $[Ni^{2+}]$ en la disolución aumenta, ¿qué ocurrirá con el precipitado de $Ni(OH)_2$(s) (su masa aumentará, disminuirá o permanecerá constante)? Justifique su respuesta. b) Calcule la constante del producto de solubilidad (Kps) del $Fe(OH)_3$ a 25ºC si su solubilidad en agua a dicha temperatura es s = $1{,}96{\cdot}10^{-10}$ M.

Respuesta:

a1) Teniendo en cuenta que la disolución de la sal se puede representar por:

$$Ni(OH)_2 \rightarrow \underset{s}{Ni^{2+}} + 2\,\underset{2s}{OH^-}$$

La concentración de Ni^{2+} será: $[Ni^{2+}] = \dfrac{3{,}2\cdot10^{-5}}{2} = 1{,}6\cdot10^{-5}$ **M**.

a2) Las concentraciones de ambos iones **permanecerán constantes**, al tratarse de una disolución saturada.

a3) Al añadir Ni^{2+}, un ion común, **aumentará la masa de $Ni(OH)_2$** por desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda, según el principio de Le Chatelier.

b) El equilibrio de solubilidad de esta sal se puede representar de la forma:

$$Fe(OH)_3 \rightarrow \underset{s}{Fe^{3+}} + 3\,\underset{3s}{OH^-}$$

$$K_{ps} = s\,(3s)^3 = 27\,s^4 = 27\,(1{,}96\cdot10^{-10})^4 = 3{,}98\cdot10^{-38}$$

11. Se introduce 1 mol de NH_4HS en un matraz de 1 L, que contiene únicamente NH_3(g) con una presión de 0,95 atm, estableciéndose el siguiente equilibrio:

$$NH_4HS\,(s) \rightleftharpoons NH_3(g) + H_2S\,(g) \quad K_p = 0{,}108 \text{ a } 25^{\circ}\,C$$

a) ¿Cuál será la presión total (P_{total}) en el matraz cuando se alcance el equilibrio? b)¿Cuál será dicha P_{total} si inicialmente se introducen 2 moles de NH_4HS en vez de 1 mol? c) ¿Cuál es el valor de K_c para el equilibrio anterior, a 25º C. Dato: R = 0,082 atm·l $\cdot$ K^{-1} $\cdot$ mol^{-1}

Respuesta:

a) El número inicial de moles de NH_3 se obtiene aplicando la ecuación de los gases:

$$0{,}95\cdot1 = n\cdot0{,}082\cdot298 \qquad n = 0{,}039 \text{ moles } NH_3$$

El el equilibrio podremos escribir:

$$NH_4HS\,(s) \rightleftharpoons \underset{0{,}95+p}{NH_3(g)} + \underset{p}{H_2S\,(g)}$$

$$0{,}108 = (0{,}95+p)\,p \qquad p = 0{,}103$$

La presión total será:

$$P = 0{,}95 + 0{,}103 + 0{,}103 = 1{,}156 \text{ atm}$$

b) Suponiendo la misma cantidad de amoniaco, la adición de mayor cantidad de NH_4HS **no producirá ningún efecto** sobre la presión, al tratarse de una sustancia sólida y un equilibrio heterogéneo.
A partir del valor de K_p:podemos calcular el valor de K_c

$$K_c = K_p(RT)^{-\Delta n} \qquad K_c = 0{,}108\,(0{,}082\cdot298)^{-2} = 1{,}81\cdot10^{-4}$$

12. I) Sabiendo que a 298 K la solubilidad del $CaBr_2$ en agua es $2{\cdot}10^{-4}$ $mol{\cdot}L^{-1}$, calcule la constante del producto de solubilidad (Kps) de dicha sal. II) ¿Qué cantidad, en moles, de iones Ca^{2+} habrá presentes en 5 L de una disolución saturada de $CaBr_2$ a 298 K? III) Si la disolución saturada de $CaBr_2$ está en equilibrio con 2 g de $CaBr_2$ (s), razone cualitativamente qué ocurrirá con la cantidad de iones Ca^{2+} en disolución si: a) Se retira 1 g de $CaBr_2$ (s). b) Se aumenta la T. (La disolución de $CaBr_2$ en agua es un proceso endotérmico). c) Se retiran aniones Br^- de la disolución (por ejemplo, precipitándolos como AgBr).

Respuesta:

I) El equilibrio de solubilidad es el siguiente:

$$CaBr_2 \rightleftharpoons \underset{s}{Ca^{2+}} + 2\,\underset{2s}{Br^-}$$

La constante del producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = [Ca^{2+}][Br^-]^2 = s\,(2s)^2 = 4s^3 = 4\,(2\cdot 10^{-4})^3 = 3,2\cdot 10^{-11}$$

II) El número de moles de iones Ca^{2+} será:

$$n = 2\cdot 10^{-4}\cdot 5 = 10^{-3} mol$$

III) a) **No se producirá variación en la concentración de iones**, pues la solubilidad no depende de la cantidad de sólido. b) Al tratarse de un proceso endotérmico, el equilibrio se desplazará hacia la derecha, **aumentando la concentración de los iones**. c) Al retirar aniones Br^- el equilibrio se desplazará hacia la derecha, con lo que **aumenta la concentración de Ca^{2+}**.

13. En un recipiente cerrado y vacío, de 10 L de capacidad, se introducen 0,05 mol de Cl_2 (g) y 0,161 mol de NOCl (g), dejando evolucionar la mezcla según el siguiente equilibrio:

$$Cl_2(g) + 2\,NO\,(g) \rightleftharpoons 2\,NOCl\,(g)$$

I) Explique brevemente en qué sentido se producirá la reacción (no es necesario hacer cálculos. II) Si una vez alcanzado el equilibrio hay en la mezcla 0,06 moles de NO (g), calcule el valor de Kc. III) Si la mezcla de gases en equilibrio se traslada a un recipiente de 1 L de capacidad, explique brevemente si la cantidad de NO (g) aumentará, disminuirá o permanecerá constante. IV) Escriba la expresión general de Kp en función de Kc para este equilibrio.

Respuesta:

I) A no existir en la mezcla NO (g), el equilibrio se desplazará hacia la izquierda, es decir, **hacia la formación de NO y Cl_2**.
II) El equilibrio se puede representar en la forma:

$$\underset{0,05+x}{Cl_2} + 2\,\underset{2x}{NO} \rightleftharpoons \underset{0,161-2x}{2\,NOCl}$$

Sabiendo que el número de moles de NO es 0,06, tendremos: $2x = 0,06$ y $x = 0,03$ moles. La constante Kc será:

$$K_c = \frac{[NOCl]^2}{[Cl_2][NO]^2} = \frac{\left(\frac{0,161-0,06}{10}\right)^2}{\left(\frac{0,05+0,03}{10}\right)\left(\frac{0,06}{10}\right)^2} = 10\,\frac{0,0102}{0,08\cdot 3,6\cdot 10^{-3}} = 354,2$$

III) Al disminuir el volumen, aumenta la presión, con lo que el equilibrio se desplaza hacia donde el número de moles gaseosos sea menor, es decir, hacia la formación de NOCl (g), con lo que la concentración de NO (g) **disminuirá**.
IV) La relación entre Kp y Kc es:

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 354,2\,(RT)^{-1}$$

14. En un tanque cerrado y vacío, de 100 L de capacidad, se introducen 1,5 moles de SO_2 (g), 2 moles de O_2 (g) y 3 moles de SO_3 (g). Para el siguiente equilibrio:

$$2SO_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2SO_3(g)$$

La constante K_c vale $3{,}22 \cdot 10^3$ a 900 K. I) ¿Está el sistema en equilibrio desde el principio? En caso negativo, ¿hacia dónde se desplazará? Justifique cuantitativamente su respuesta. II) Calcule el valor de Kp para el equilibrio anterior a 900 K. Dato: R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}. III) Cuando el sistema está en equilibrio, ¿cómo le afectará la apertura de una llave que comunica con otro tanque vacío? Justifique su respuesta.

Respuesta:

I) El cociente de la reacción es el siguiente:

$$Q = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]} = \frac{\left(\frac{3}{1,5}\right)^2}{\left(\frac{1,5}{1,5}\right)^2\left(\frac{2}{1,5}\right)} = 3$$

El sistema no está en equilibrio. Dado que $Q < K_c$, **el equilibrio se desplazará hacia la formación de SO_3**.
II) La constante Kp será:

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 3,22 \cdot 10^3(0,082 \cdot 900)^{-1} = 43,63$$

III) La apertura de la llave significa una disminución de presión, por lo que, aplicando el Principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplazará hacia donde sea mayor el número de moles gaseosos, es decir, **hacia la izquierda**.

6. ÁCIDOS Y BASES.

1. Calcule el volumen de NaOH de riqueza del 40 % y densidad 1,20 kg/L necesario para: a) Preparar 5 L de disolución de pH 13. b) Neutralizar 25 mL de una disolución acuosa de HNO_3 de concentración 3 mol/L. Datos: Masas atómicas: Na = 23; H = 1; O = 16 g/mol.

Respuesta:

a) Al ser el pH 13, la concentración de OH^- será: $[OH^-] = 0,1$. Para preparar 5 litros de una disolución de esta concentración, necesitaremos una masa m de NaOH puro:

$$0,1 = \frac{m/40}{5} \longrightarrow m = 20\,g$$

Esta masa se puede encontrar en una cantidad de NaOH del 40 % de riqueza de:

$$m' = 20\,\frac{100}{40} = 50\ \text{g}$$

Siendo, finalmente, el volumen:

$$V = \frac{m}{d} = \frac{50}{1,2} = 41,67\,\text{ml}$$

b) Para la neutralización tendremos:

$$\text{nº moles ácido} = \text{nº moles base} \quad (*)$$

Suponiendo un volumen de 1 L (masa = 1200 g), la concentración del NaOH de partida será:

$$c = \frac{0,40 \cdot 1200/40}{1} = 12\,\text{M}$$

Aplicando (*) tendremos:

$$25 \cdot 3 = V \cdot 12 \longrightarrow V = 6,25\,\text{mL}$$

2. Para una disolución acuosa de cloruro de amonio (NH_4Cl) de concentración 0,015 mol/L, calcule: a) La constante de hidrólisis. b) El grado de hidrólisis. c) El pH. Datos: $Kb(NH_3) = 1,7 \cdot 10^{-5}$

Respuesta:

a) Para el amoniaco podemos escribir el siguiente equilibrio:

$$NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^- \quad \text{Con } K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

La hidrólisis es la siguiente:

$$NH_4^+ + H_2O \rightarrow NH_3 + H_3O^+$$

Siendo la constante:

$$K_h = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]} = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,7 \cdot 10^{-5}} = 5,88 \cdot 10^{-10}$$

b) Para calcular el grado de disociación:

$$\underset{0,015(1-\alpha)}{NH_4^+} + H_2O \rightarrow \underset{0,015\alpha}{NH_3} + \underset{0,015\alpha}{H_3O^+}$$

$$5,88 \cdot 10^{-10} = \frac{0,015\alpha^2}{1-\alpha}$$

Resolviendo la ecuación, obtenemos $\alpha = 1,98 \cdot 10^{-4}$

c) El pH será:

$$\text{pH} = -\log 0,015\alpha = -\log 0,015 \cdot 1,98 \cdot 10^{-4} = 5,53$$

3. Sea una disolución acuosa de NH_3 de concentración 0,1 mol/L. Calcule: a) La constante de basicidad del NH_3. b) El grado de disociación del NH_3 (1 punto) Datos: Ka (NH_4^+) = 5,7·10^{-10}.

Respuesta:

a) El equilibrio de disociación para el ion NH_4^+ es:

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+ \quad K_a = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{\{NH_4^+]}$$

El equilibrio de ionización del NH_3 y su constante son:

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^- \quad K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{[NH_4^+][OH^-][H_3O^+]}{[NH_3][H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{K_a} = 1,75 \cdot 10^{-5}$$

b) Para el equilibrio de ionización del NH_3, podremos escribir:

$$\underset{0,1(1-\alpha)}{NH_3} + H_2O \rightleftharpoons \underset{0,1\alpha}{NH_4^+} + \underset{0,1\alpha}{OH^-}$$

$$1,75 \cdot 10^{-5} = \frac{0,1\alpha^2}{1-\alpha} \qquad \alpha = 0,013$$

4. Se dispone de 1 L de una disolución de un ácido débil de fórmula molecular AH, con una concentración 0,2 mol/L. Si el grado de disociación es del 22 %: a) Calcule constante de acidez de la especie AH. b) Calcule el pH de dicha disolución. c) Justifique la veracidad o falsedad de la siguiente afirmación: "La base conjugada del ácido AH no sufre hidrólisis".

Respuesta:

a) El equilibrio de disociación es el siguiente:

$$\underset{0,2(1-0,22)}{AH} + H_2O \rightleftharpoons \underset{02\cdot 0,22}{A^-} + \underset{0,2\cdot 0,22}{H_3O^+}$$

la constante K_a será:

$$K_a = \frac{0,2 \cdot 0,22^2}{1-0,22} = 1,24 \cdot 10^{-2}$$

b) El valor de la constante de acidez nos dice que el ácido es relativamente débil, por lo que el anión A^- podría experimentar hidrólisis en cierta medida, según el equilibrio:

$$A^- + H_2O \rightleftharpoons AH + OH^-$$

5. Sabiendo que la constante de acidez del ácido cianhídrico es Ka(HCN) = $6{,}2{\cdot}10^{-10}$, calcule para una disolución acuosa de NaCN 0,01 M: a) El pH b) El grado de hidrólisis.

Respuesta:

a) A partir de la constante de acidez del ácido cianhídrico, podemos deducir la constante de hidrólisis del ion cianuro:

$$K_h = \frac{10^{-14}}{K_a} = \frac{10^{-14}}{6,2 \cdot 10^{-10}} = 1,61 \cdot 10^{-5}$$

La reacción de hidrólisis es la siguiente:

$$\underset{0,01-x}{CN^-} + H_2O \rightleftharpoons \underset{x}{HCN} + \underset{x}{OH^-}$$

Aplicando la constante K_h :

$$1,61 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,01 - x} \qquad \text{Resolviendo : } x = 3,93 \cdot 10^{-4} \qquad \text{y pH} = 14 + \log 3,93 \cdot 10^{-4} = 10,59$$

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

$$3,93 \cdot 10^{-4} = 0,01\alpha \qquad \alpha = 0,0393$$

6. Se preparan 100 mL de una disolución acuosa conteniendo 0,5 g de un ácido monoprótico (AH). Calcule: a) El pH de la disolución. b) La concentración molar de ácido sin disociar (AH) en el equilibrio. c) El grado de ionización de dicho ácido. Datos: Ka (AH) = $2{,}6{\cdot}10^{-5}$. Masa molecular de AH= 180 g mol^{-1}

Respuesta:

a) La concentración inicial del ácido será:

$$c_0 = \frac{0,5/180}{0,1} = 0,028$$

En el equilibrio tendremos:

$$\underset{0,028-x}{AH} + H_2O \rightleftharpoons \underset{x}{A^-} + \underset{x}{H_3O^+}$$

Aplicando la constante K_a :

$$2,6 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,028 - x} \quad \text{Resolviendo : } x = 8,4 \cdot 10^{-4} \quad \text{pH} = -\log 8,4 \cdot 10^{-4} = 3,07$$

b) En el equilibrio, la concentración de ácido sin disociar será:

$$c = c_0 - x = 0,028 - 8,4 \cdot 10^{-4} = 0,027$$

c) El grado de ionización será:

$$x = 0,028\alpha \qquad \alpha = \frac{8,4 \cdot 10^{-4}}{0,028} = 0,03$$

7. Para una disolución acuosa de un ácido monoprótico (AH), en la que la concentración de H_3O^+ es igual a $1{,}34{\cdot}10^{-3}$ mol L^{-1} y el porcentaje de disociación del ácido 1,3 %, calcule: a) La concentración molar de la especie AH en equilibrio. b) La constante de acidez de dicho ácido,

Respuesta:

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

$$\underset{C(1-\alpha)}{AH} + H_2O \rightleftharpoons \underset{C\alpha}{A^-} + \underset{C\alpha}{H_3O^+}$$

Sabiendo que $[H_3O^+] = C\alpha = C \cdot 0,013 = 1,34 \cdot 10^3$, podremos despejar: $C = \dfrac{1,34 \cdot 10^{-3}}{0,013} = 0,1\,M$

b) La constante de acidez será:

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]} = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha} = 1,71 \cdot 10^{-5}$$

8. Sabiendo que la constante de basicidad del amoniaco es $Kb_{(NH_3)} = 1,8 \cdot 10^{-5}$, para una disolución acuosa de NH_4Cl 0,01 M, calcule: a) El pH. b) El grado de hidrólisis.

Respuesta:

a) El NH_4^+ experimenta el siguiente proceso de hidrólisis:

$$\underset{c-x}{NH_4^+} + H_2O \rightleftharpoons \underset{x}{NH_3} + \underset{x}{H_3O^+}$$

Siendo la constante:

$$K_h = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]} = \frac{[NH_3][H_3O^+][OH^-]}{[NH_4^+][OH^-]} = \frac{10^{-14}}{K_b} = 5,56 \cdot 10^{-10}..$$

Así pues, podremos escribir:

$$5,56 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{0,01-x} \qquad x = 2,36 \cdot 10^{-6} \qquad pH = -\log 2,36 \cdot 10^{-6} = 5,63$$

b) Sabiendo que $x = c\alpha = 0,01\alpha = 2,36 \cdot 10^{-6}$, despejando, tendremos: $\alpha = \dfrac{2,36 \cdot 10^{-6}}{0,01} = 2,36 \cdot 10^{-4}$

9. Se dispone de dos disoluciones ácidas de HCl y HCN, ambas de concentración 0,05 mol·L^{-1}. Calcule: a) El pH de la disolución de HCl. b) El pH de la disolución de HCN. Dato: Ka(HCN) = $4,9 \cdot 10^{-10}$

Respuesta:

a) Para el HCl tendremos: pH = -log 0,05 = **1,30**.

b) A partir del equilibrio:

$$\underset{0,05-x}{HCN} + H_2O \rightleftharpoons \underset{x}{CN^-} + \underset{x}{H_3O^+}$$

Podremos escribir:

$$4,9 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{0,05-x} \qquad x = [H_3O^+] = 5 \cdot 10^{-6} \qquad pH = -\log 5 \cdot 10^{-6} = 5,30$$

10. a) Calcule el volumen de una disolución de NaOH, de concentración 3,5 mol·L^{-1}, necesario para neutralizar 50 mL de una disolución de HNO_3, de concentración 504 g·L^{-1}. Datos: Masas atómicas: H = 1, N = 14, O = 16 (g·mol^{-1}). b) Se dispone de una disolución de CH_3-COOH y otra de $HClO_2$, ambas de concentración 0,1 mol ·L^{-1}. Explique razonadamente cual presentará un valor menor de pH, sabiendo que: Ka (CH_3-COOH) = $1,8 \cdot 10^{-5}$ Ka ($HClO_2$) = $1,1 \cdot 10^{-2}$.

Respuesta:

a) El número de moles de HNO_3 será:

$$n_{HNO_3} = 50 \cdot 10^{-3} \frac{\frac{504}{63}}{1} = 0,4\,mol$$

Pues to un mol de HNO_3 es neutralizado por un mol de NaOH, podremos escribir:

$$0,4 = V \cdot 3,5 \qquad V = 0,114\,L \text{ disloución NaOH}$$

b) Presentará un pH menor la disolución del ácido cuya **Ka tenga mayor valor**, en este caso, la disolución de $HClO_2$, como puede deducirse, para un ácido genérico AH, de:

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]} = \frac{x^2}{c-x} \qquad pH = -\log x$$

11. Calcule el pH de las siguientes disoluciones: a) Disolución acuosa de NaOH 0,5 M. b) Disolución formada al mezclar 200 mL de una disolución de HCl 0,2 M y 100 mL de una disolución de NaOH 0,5 M. Considere los volúmenes aditivos.

Respuesta:

a) Al tratarse de una base fuerte, [NaOH] = $[OH^-]$,por lo que pH = 14 + pOH = 14 + log 0,5 = **13,7.**

b) El número de moles de HCl y NaOH en 300 mL (200 + 100 mL) de disolución, será, respectivamente:

$$n_{HCl} = 0,2 \cdot 0,2 = 0,04\,mol \qquad n_{NaOH} = 0,1 \cdot 0,5 = 0,05$$

Con lo que habrá un exceso de 0,05 - 0,04 = 0,01 moles de NaOH. la concentración de OH^- será:

$$[OH^-] = \frac{0,01}{0,3} = 0,033$$

Por lo que pH = 14 + log $3{,}33 \cdot 10^{-2}$ = 12,52

12. Una disolución acuosa de HClO 0,2 M tiene un pH igual a 4,12. Calcule para dicho ácido: a) Su grado de disociación. b) Su constante de acidez. Datos: Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5; O = 16 ($g \cdot mol^{-1}$).

Respuesta:

a) En el equilibrio podremos escribir:

$$\underset{0,2(1-\alpha)}{NaClO} + H_2O \rightleftharpoons \underset{0,2\alpha}{ClO^-} + \underset{0,2\alpha}{H_3O^+}$$

Al ser pH = - log $0{,}2\alpha$, podremos poner: $10^{-4,12} = 0,2\alpha$ y $\alpha = 3,79 \cdot 10^{-4}$.

b) La constante K_a es:

$$K_a = \frac{0,2\,(3,79 \cdot 10^{-4})^2}{1 - 3,79 \cdot 10^{-4}} = 2,87 \cdot 10^{-8}$$

13. a) El amoniaco es una base débil, cuya constante de basicidad es $Kb(NH_3) = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$. Calcule el pH de una disolución de NH_3 de concentración c = 0,15 M. b) Explique si una disolución de cloruro amónico (NH_4Cl) en agua será ácida, básica o neutra. No es necesario realizar cálculos numéricos, pero sí explicar los procesos químicos que tienen lugar.

Respuesta:

a) El equilibrio de ionización es:

$$\underset{0,15-x}{NH_3} + H_2O \rightleftharpoons \underset{x}{NH_4^+} + \underset{x}{OH^-}$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{x^2}{0,15-x} \qquad x = 1,63 \cdot 10^{-4} mol \cdot L^{-1}$$

$$pH = 14 + \log [OH^-] = 10,21$$

b) La disolución tendrá carácter **ácido**, al producirse el siguiente proceso de hidrólisis:

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$$

14. a) Calcule el pH de la disolución obtenida al mezclar 40 mL de HCl 0,25 M con 25 mL de $Ca(OH)_2$ 0,2 M (considere los volúmenes aditivos). b) Calcule el pH de una disolución de KOH 0,05 M.

Respuesta:

a) La reacción de neutralización es la siguiente:

$$2\,HCl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + H_2O$$

El número de moles de ácido será: $n_{ác}$=$0,04 \cdot 0,25 = 0,01$ mol, mientras que el número de moles de base será: $n_{ác} = 0,025 \cdot 0,2 = 0,005$ mol. Puesto que un mol de base reacciona con dos moles de ácido, el pH de la disolución resultante será **7**.

b) Al tratarse de una base fuerte, se encuentra totalmente disociada, por lo que:

$$pH = 14 + \log [OH^-] = 14 + \log 0,05 = 12,70$$

15. Calcule el volumen de una disolución de $Ca(OH)_2$ 0,5 M necesario para: a) Preparar 0,5 L de una disolución de pH = 13. b) Neutralizar 100 mL de una disolución de HCl 1 M.

Respuesta:

a) Al tratarse de una base fuerte, tendremos que se encuentra totalmente disociada, por lo que $[Ca(OH)_2] = \frac{[OH^-]}{2}$. sabiendo que pH = - log $[H_3O^+]$ = 13, tendremos que $[H_3O^+] = 10^{-13}$, y $[OH^-] = 0,1$, con lo que la concentración de $Ca(OH)_2$será: c = 0,05 M. Por tanto, tendremos:

$$0,05 = \frac{V \cdot 0,5}{0,5} \qquad V = 0,05\,L$$

b) Un mol de $Ca(OH)_2$ reacciona con dos moles de HCl, por lo cual:

$$\frac{1\,mol\,Ca(OH)_2}{2\,mol\,HCl} = \frac{V \cdot 0,5\,mol\,Ca(OH)_2}{0,1 \cdot 1\,mol\,HCl} \qquad V = 0,1\,L$$

16. a) Se prepara una disolución de ácido hipocloroso (HClO) disolviendo 5,25 g del ácido en 1 L de agua. Si Ka(HClO) = $2,95 \cdot 10^{-8}$, calcule cuál será el grado de disociación del ácido en esa disolución. Datos: Masas atómicas: H = 1, Cl = 35,5, O = 16,0 ($g \cdot mol^{-1}$) b) Explique si una disolución de hipoclorito sódico (NaClO) en agua será ácida, básica o neutra. No es necesario realizar cálculos numéricos, pero sí explicar los procesos químicos que tienen lugar.

Respuesta:

a) la concentración inicial de HClO será:

$$c = \frac{\frac{5,25\,g}{52,5\,g \cdot mol^{-1}}}{1\,L} = 0,1\,M$$

A partir de la ecuación química:

$$\underset{c(1-\alpha)}{HClO} + H_2O \rightleftharpoons \underset{c\alpha}{ClO^-} + \underset{c\alpha}{H_3O^+}$$

Tomando la constante Ka:

$$2,95 \cdot 10^{-8} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0,1\alpha^2}{1-\alpha} \simeq 0,1\alpha^2 \qquad \alpha = 5,43 \cdot 10^{-4}$$

b) Una disolución de NaClO será **básica**, al experimentar el ion ClO^- el siguiente proceso de hidrólisis:

$$ClO^- + H_2O \rightleftharpoons HClO + OH^-$$

17. I) Calcule el pH de una disolución de HCl que contiene 3,65 g del ácido por litro de disolución, así como el pH de una disolución de Ca $(OH)_2$ que contiene 7,41 g de la base por litro de disolución. II) Calcule el pH resultante si se mezcla 1 L de una disolución de HCl 0,1 M con 1 L de una disolución de $Ca(OH)_2$ 0,1 M. Suponga que los volúmenes son aditivos. Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5; Ca = 40,1O = 16,0 ($g \cdot mol^{-1}$).

Respuesta:

I) El número de moles de HCl es:

$$n_{HCl} = \frac{3,65}{36,5} = 0,1\,mol$$

Al ser 0,1 M la concentración de ácido y tratarse de un ácido fuerte, tendremos que: pH = - log 0,1 = **1**. La concentración de $Ca(OH)_2$ será:

$$c = \frac{7,41/(40 + 2 \cdot 16 + 2 \cdot 1)}{1} = 0,1\,M$$

Puesto que en la disociación de Ca $(OH)_2$ se producen 2 moles de OH^- por cada mol de Ca $(OH)_2$, tendremos que $[OH^-]$ = 0,2, y el pH será:

$$pH = 14 - pOH = 14 + \log 0,2 = 13,30$$

II) 0,1 moles de HCl serán neutralizados por 0,05 moles de Ca $(OH)_2$, quedando un exceso de 0,05 moles de Ca $(OH)_2$ en un volumen de 2 L. La concentración de OH^- será entonces:

$$[OH^-] = 2\,\frac{0,05}{2} = 0,05\,M$$

$$pH = 14 - pOH = 14 + \log 0,05 = 12,7$$

18. Se dispone de dos disoluciones 1 M de las siguientes sustancias: NaCl; CH_3COOH, CH_3COONa, NH_3 y NH_4Cl. Razone si dichas disoluciones serán ácidas, básicas o neutras, y ordénelas en orden creciente de su PH, justificando su respuesta (no es necesario calcular los valores de pH). Datos: $K_a(CH_3COOH) = K_b(NH_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; K_V

Respuesta:

a) NaCl: Al ser una sal de ácido fuerte y base fuerte, la disolución será **neutra**. CH_3COOH es un ácido, por lo que su disolución tiene carácter **ácido**. CH_3COONa es una sal de ácido débil y base fuerte. El anión experimenta el siguiente proceso de hidrólisis:

$$CH_3 - COO^- + H_2O \rightarrow CH_3 - COOH + OH^-$$

Con lo que su disolución tendrá carácter **básico**. NH_3 es una base, por lo que el pH de su disolución será **básico**. NH_4Cl es una sal de ácido fuerte y base débil. El catión experimenta el siguiente proceso de hidrólisis:

$$NH_4^+ + H_2O \rightarrow NH_3 + H_3O^+$$

La disolución será, por tanto, **ácida**. En orden creciente de pH, las disoluciones quedan así:

$$CH_3 - COOH < NH_4Cl < NaCl < CH_3 - COONa < NH_3$$

19. I) Calcule el pH de una disolución de 20 mL de HCl 0,1 M a la que se adicionan 148,2 mg de $Ca(OH)_2$, suponiendo que el volumen de la disolución no varía.Datos: Masas atómicas: H = 1, Cl = 35,5, Ca = 40,1, O = 16,0 ($g \cdot mol^{-1}$) II) Explique si una disolución de $(CH_3COO)_2Ca$ en agua será ácida, básica o neutra. No es necesario realizar cálculos numéricos, pero sí explicar los procesos químicos que tienen lugar.

Respuesta:

a) La reacción entre HCl y $Ca(OH)_2$es la siguiente:

$$Ca(OH)_2 + 2\,HCl \rightarrow CaCl_2 + 2\,H_2O$$

Por lo que un mol de hidróxido de calcio reaccionará con dos moles de ácido clorhídrico. Inicialmente, disponemos de: $n_{HCl} = 20 \cdot 10^{-3} \cdot 0,1 = 2 \cdot 10^{-3}$mol y de: $n_{Ca(OH)_2} = \dfrac{0,1482}{74,1} = 2 \cdot 10^{-3}$mol., por lo que reaccionará totalmente el HCl y nos quedará un exceso de 10^{-3} mol de $Ca(OH)_2$. La concentración de OH^- será:

$$[OH^-] = \frac{2 \cdot 10^{-3}}{20 \cdot 10^{-3}} \qquad pH = 14 + \log[OH^-] = 14 + \log 0,1 = 13$$

II) Al proceder de una sal de ácido débil y base fuerte, el anión $CH_3 - COO^-$ experimenta el siguiente proceso de hidrólisis:

$$CH_3 - COO^- + H_2O \rightarrow CH_3 - COOH + OH^-$$

Con lo que la disolución es **básica**.

20. I) Una disolución acuosa de ácido cianhídrico (HCN) presenta un pH = 4,3. Calcule: a) La concentración, c, de dicha disolución. b) El grado de disociación del HCN. Dato: Ka(HCN) = $6,2 \cdot 10^{-10}$ II) Explique si una disolución de NaCN en agua será ácida, básica o neutra. No es necesario realizar cálculos numéricos, pero sí explicar los procesos químicos que tienen lugar.

Respuesta:

I) a) El equilibrio de disociación es el siguiente:

$$\underset{c-x}{HCN} + H_2O \rightleftharpoons \underset{x}{CN^-} + \underset{x}{H_3O^+}$$

Sabiendo que pH = - log x, tendremos que $x = 10^{-4,3} = 5,01 \cdot 10^{-5}$. A partir de la constante Ka:

$$6,2 \cdot 10^{-10} = \frac{(5,01 \cdot 10^{-5})^2}{c - 5,01 \cdot 10^{-5}} \qquad c = 4,05\,M$$

b) El grado de disociación es:

$$\alpha = \frac{x}{c} = \frac{5,01 \cdot 10^{-5}}{4,05} = 1,24 \cdot 10^{-5}$$

II) Al proceder la sal de un ácido débil y de una base fuerte, el anión CN^- experimenta el siguiente proceso de hidrólisis:

$$CN^- + H_2O \rightleftharpoons HCN + OH^-$$

Por tanto, la disolución será **básica**.

21. Se realiza la valoración de 30 mL de una disolución de HNO_3 0,2 M con una disolución de NaOH 0,15 M: I) Escriba la reacción que tiene lugar y explique cómo será el pH en el punto exacto de equivalencia. II) ¿Qué volumen de la disolución de NaOH será necesario para llegar al punto de equivalencia? III) Si se utiliza como indicador el rojo de fenol (amarillo en su forma ácida y rojo en su forma básica; intervalo de viraje: pH 6,4-8,2), explique brevemente de qué color estará la disolución valorada una vez sobrepasado el punto de equivalencia. IV) Calcule el pH de la disolución resultante cuando se ha añadido un total de 42 mL de la disolución de NaOH 0,15 M (suponiendo que los volúmenes sean aditivos).

Respuesta:

a) La reacción es la siguiente:

$$HNO_3 + NaOH \longrightarrow NaNO_3 + H_2O$$

Al tratarse de un ácido fuerte y una base fuerte, la sal obtenida no experimenta hidrólisis, con lo que el pH será **neutro** (7).
II) Dado que la reacción se produce mol a mol, podremos escribir:

$$V_{HNO_3} \cdot M_{HNO_3} = V_{NaOH} \cdot M_{NaOH}$$

$$30 \cdot 0,2 = V_{NaOH} \cdot 0,15 \qquad V_{NaOH} = 40\,mL$$

III) Al estar el punto de equivalencia comprendido entre los límites de viraje del indicador, el color de éste será una mezcla de amarillo y rojo, es decir, **anaranjado**.
IV) Al añadir a 30 mL de la disolución de ácido 42 mL de la disolución de la base, habrá un exceso de ésta, siendo el número de moles de la misma:

$$\left(42 \cdot 10^{-3} - 40 \cdot 10^{-3}\right) 0,15 = 3 \cdot 10^{-4} moles$$

Suponiendo los volúmenes aditivos, la concentración de NaOH será:

$$c = \frac{3 \cdot 10^{-4}}{(42+30) \cdot 10^{-3}} = 4,17 \cdot 10^{-3}$$

Al tratarse de una base fuerte, el pH será:

$$14 + \log c = 14 + \log 4,17 \cdot 10^{-3} = 11,62$$

22. I) Calcule la masa de HClO, en gramos, necesaria para preparar 2 L de una disolución acuosa de HClO de pH = 4. Datos Ka (HClO) = $2,9 \cdot 10^{-8}$; masas atómicas (g/mol): Cl = 35,5; O = 16; H = 1. II) Sabiendo que el $HClO_4$ es un ácido muy fuerte, explique brevemente qué base será más débil: ClO_4^- o ClO^-.

Respuesta:

I) A partir del equilibrio de ionización:

$$\underset{a-x}{HClO} + H_2O \rightleftharpoons \underset{x}{ClO^-} + \underset{x}{H_3O^+}$$

Aplicando la constante de acidez, y teniendo en cuenta que $x = 10^{-pH} = 10^{-4}$:

$$2,9 \cdot 10^{-8} = \frac{\left(\frac{x}{2}\right)^2}{\frac{a-x}{2}} = \frac{10^{-8}}{2\left(a - 10^{-4}\right)} \qquad a = 0,172\,mol = 0,172\,mol \cdot 52,5\,g \cdot mol^{-1} = 9,03\,g$$

II) Para el $HClO_4$, el equilibrio:$HClO_4 + H_2O \rightleftharpoons ClO_4^- + H_3O^+$, se encuentra totalmente desplazado hacia la derecha, con lo que la base conjugada del ácido perclórico será sumamente débil. Por el contrario, El HClO es un ácido mucho más débil que el $HClO_4$, **por lo que su base conjugada, el ClO^-, será mas fuerte que el ClO_4^-**. Por tanto, el ClO_4^- será la base más débil.

23. Se realiza la valoración de 50 mL de una disolución de HCl 0,25 M con una disolución de KOH 0,40 M: I) Calcule el pH de la disolución inicial de HCl. II) ¿Qué volumen de la disolución de KOH será necesario para llegar al punto de equivalencia? III) Explique qué indicador sería el más adecuado para esta valoración: rojo de cresol (intervalo de viraje: pH 0,2-1,8), azul de bromotimol (pH 6,0-7,6) o carmín de índigo (pH 11,4-13,0)? IV) Calcule el pH de la disolución resultante cuando, desde el inicio de la valoración, se ha añadido un total de 20 mL de la disolución de KOH 0,40 M (suponiendo que los

volúmenes son aditivos).

Respuesta:

I) Al tratarse de un ácido fuerte, se encontrará totalmente disociado, por lo que el pH valdrá:

$$\text{pH} = -\log 0,25 = 0,60$$

II) Teniendo en cuenta que la reacción de neutralización:

$$\text{HCl} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$$

Se produce mol a mol, podremos escribir:

$$\text{n}_{\text{HCl}} = 0,05 \cdot 0,25 = \text{n}_{\text{KOH}} = \text{V}_{\text{KOH}} \cdot 0,40 \qquad \text{V}_{\text{KOH}} = \frac{0,05 \cdot 0,25}{0,40} = 3,125 \cdot 10^{-2}\,\text{L}$$

III) Al formarse una sal de ácido fuerte y base fuerte, el pH en el punto de equivalencia será neutro, por lo que,sería adecuado un indicador cuyo intervalo de viraje se encuentre entre un pH ácido y uno básico, con lo que el **azul de bromotimol** es el indicador más adecuado.
IV) El número de moles de ácido será: $\text{n}_{\text{HCl}} = 0,05 \cdot 0,25 = 0,0125$ moles, mientras que el número de moles de base será: $\text{n}_{\text{KOH}} = 0,02 \cdot 0,40 = 0,008$ moles. Al añadir esta cantidad de base, nos quedarán 0,0125 - 0,008 = $4,5{\cdot}10^{-3}$ moles de HCl en exceso. la concentración de ácido será, pues:

$$\text{c}_{\text{HCl}} = \frac{4,5 \cdot 10^{-3}}{0,05 + 0,02} = 0,064\,\text{M}$$

Siendo el pH:

$$\text{pH} = -\log 0,064 = 1,19$$

24. Sabiendo que Ka(HCN) = $6{,}2{\cdot}10^{-10}$ y Ka(CH_3COOH) = $1{,}8{\cdot}10^{-5}$, conteste a las siguientes preguntas: I) Calcule el grado de disociación de una disolución 0,05 M de HCN. II) Calcule Kb para la base conjugada del HCN. Dato: Kw = $1{\cdot}10^{-14}$ III) En el caso de disoluciones de la misma concentración inicial c, explique cuál de los dos ácidos anteriores dará un pH mayor (no es necesario hacer cálculos).

Respuesta:

I) El equilibrio de ionización es el siguiente:

$$\underset{0,05(1-\alpha)}{\text{HCN}} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \underset{0,05\alpha}{\text{CN}^-} + \underset{0,05\alpha}{\text{H}_3\text{O}^+}$$

Aplicando la constante Ka:

$$6,2 \cdot 10^{-10} = \frac{[\text{CN}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCN}]} = \frac{0,05\alpha^2}{1-\alpha} \simeq 0,05\alpha^2 \qquad \alpha = 1,11 \cdot 10^{-4}$$

II) La ionización de la base conjugada es:

$$\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCH} + \text{OH}^-$$

Con una constante Kb:

$$\text{K}_\text{b} = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CN}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{\text{K}_\text{a}} = \frac{10^{-14}}{6,2 \cdot 10^{-10}} = 1,61 \cdot 10^{-5}$$

III) Para la misma concentración inicial, tendrá un pH mayor el ácido cuya Ka sea menor, es decir, el **HCN**.

7. OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN.

1. Considere la siguiente reacción química:

$$I_2 + HNO_3 \rightarrow NO + HIO_3 + H_2O$$

a) Ajústela por el método del ion-electrón. b) Identifique justificadamente el agente oxidante y el agente reductor.

Respuesta:

a) Las respectivas semirreacciones de oxidación y de reducción son las siguientes:

$$\text{Oxidación;} \quad I_2 + 6\,H_2O - 10\,e^- \rightarrow 2\,IO_3^- + 12\,H^+$$

$$\text{Reducción :} \quad NO_3^- + 4\,H^+ + 3\,e^- \rightarrow No + 2\,H_2O$$

Multiplicando la primera semirreacción por 3, la segunda por 10, y sumando algebraicamente, nos queda:

$$18\,H_2O + 3\,I_2 + 40\,H^+ + 10\,NO_3^- \rightarrow 6\,IO_3^- + 36\,H^+ + 10\,NO + 20\,H_2O$$

Pasando a un solo miembro los elementos que se repitan en ambos, y poniendo en forma molecular, nos quedará finalmente:

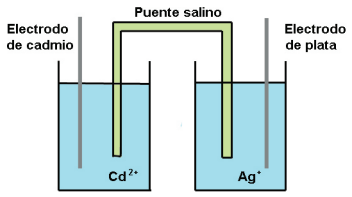
$$3\,I_2 + 10\,HNO_3 \rightarrow 6\,HIO_3 + 10\,NO + 2\,H_2O$$

b) El I_2 es el reductor, puesto que se oxida a IO_3^-, mientras que el HNO_3 es el oxidante, al reducirse a NO.

2. Se propone la construcción en el laboratorio de una pila con electrodos de cadmio y plata: a) Dibuje un esquema de la pila, detallando todos los elementos necesarios para su funcionamiento.b) Indique el sentido de circulación de los electrones. c) Indique las reacciones que tienen lugar en cada uno de los electrodos así como la reacción global de la pila. d) Calcule su fuerza electromotriz. Datos: E^0 (Cd^{2+}/Cd)= - 0,40 V; E^0 (Ag^+/Ag)= + 0,80 V

Respuesta:

a) Un esquema de la pila podría ser el siguiente:



b) Los electrones circularán desde el electrodo de cadmio (ánodo) hasta el de plata (cátodo).

c) Las reacciones son las siguientes:

$$\text{Ánodo :} \quad Cd - 2\,e^- \rightarrow Cd^{2+}$$

$$\text{Cátodo :} \quad Ag^+ + 1\,e^+ \rightarrow Ag$$

$$\text{Global :} \quad Cd + 2\,Ag^+ \rightarrow Cd^{2+} + 2\,Ag$$

d) La fuerza electromotriz es:

$$\varepsilon^0 = \varepsilon^0_{cátodo} - \varepsilon^0_{ánodo} = 0,80 - (-0,40) = 1,20\,V$$

3. Sea la siguiente reacción de oxidación-reducción: $H_2SO_4 + KBr \rightarrow SO_2 + Br_2 + K_2SO_4 + H_2O$ a. Ajústela por el método del ion-electrón. b) Identifique justificadamente el agente oxidante y el agente reductor.

Respuesta:

a) Las semirreacciones de oxidación y de reducción son las siguientes:

$$\text{Oxidación}: \ 2\,Br^- - 2\,e^- \rightarrow Br_2$$

$$\text{Reducción}: \ SO_4^{2-} + 4,H^+ + 2\,e^- \rightarrow SO_2 + 2\,H_2O$$

Sumando ambas semirreacciones, tendremos:

$$SO_4^{2-} + 2\,Br^- + 4,H^+ \rightarrow SO_2 + Br_2 + 2\,H_2O$$

En forma molecular:

$$2\,H_2SO_4 + 2\,KBr \rightarrow SO_2 + Br_2 + 2\,H_2O + K_2SO_4$$

b) El oxidante es la sustancia que se reduce, es decir, el , SO_4^{2-} mientras el reductor es la sustancia que se oxida, esto es, el Br^-

4. Considere la siguiente reacción química: $Cu + NaNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + Na_2SO_4 + NO + H_2O$ a) Ajústela usando el método del ion-electrón. b) Identifique justificadamente la especie oxidante y la especie reductora.

Respuesta:

a) Las semirreacciones son las siguientes:

$$Cu - 2\,e^- \rightarrow Cu^{2+} \qquad \text{Oxidación}$$

$$NO_3^- + 4\,H^+ + 3\,e^- \rightarrow NO + 2\,H_2O \qquad \text{Reducción}$$

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

$$3\,Cu + 8\,H^+ + 2\,NO_3^- \rightarrow 3\,Cu^{2+} + 2\,NO + 4\,H_2O$$

En forma molecular:

$$3\,Cu + 4\,H_2SO_4 + 2\,NaNO_3 \rightarrow 3\,CuSO_4 + 2\,NO + Na_2SO_4 + 4\,H_2O$$

b) La especie oxidante es la que se reduce, es decir, el NO_3^-, mientras que la especie reductora es la que se oxida, es decir, el Cu .

5. Considere los siguientes sistemas para los que se proporcionan sus potenciales normales: E^0 (Al^{3+}/Al) = - 1,67 V; E^0 (Cr^{3+}/Cr^{2+}) = - 0,41 V; Eo (Fe^{3+}/Fe^{2+}) = + 0,77 V Para cada una de las tres pilas galvánicas que pueden construirse a partir de los mismos: a) Escriba las semirreacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo b) Indique la reacción global ajustada c) Calcule el potencial de la pila.

Respuesta:

a) Las pilas galvánicas que puede formarse son las siguientes:

$$\text{Pila 1} \quad : \text{Al}|\text{Al}^{3+}||\text{Cr}^{3+},\text{Cr}^{2+}(\text{Pt}) \qquad \varepsilon_0 = -0,41-(-1,67) = +1,26\,\text{V}$$

$$\text{Pila 2} \quad \text{Al}|\text{Al}^{3+}||\text{Fe}^{3+},\text{Fe}^{2+}(\text{Pt}) \qquad \varepsilon_0 = 0,77-(-1,67) = +2,44\,\text{V}$$

$$\text{Pila 3} \quad (\text{Pt})\text{Cr}^{3+},\text{Cr}^{2+}||\text{Fe}^{3+},\text{Fe}^{2+}(\text{Pt}) \qquad \varepsilon_0 = 0,77-(-0,41) = +1,18\,\text{V}$$

Las semirreacciones en el ánodo y en el cátodo para cada una de las pilas son las siguientes:

$$\text{Pila 1} \quad \begin{cases} \text{Ánodo}: & Al - 3\,e^- \rightarrow Al^{3+} \\ \text{Cátodo}: & Cr^{3+} + 1\,e^- \rightarrow Cr^{2+} \end{cases}$$

$$\text{Pila 1} \quad \begin{cases} \text{Ánodo}: & Al - 3\,e^- \rightarrow Al^{3+} \\ \text{Cátodo}: & Fe^{3+} + 1\,e^- \rightarrow Fe^{2+} \end{cases}$$

$$\text{Pila 1} \quad \begin{cases} \text{Ánodo}: & Cr^{2+} - 1\,e^- \rightarrow Cr^{3+} \\ \text{Cátodo}: & Fe^{3+} + 1\,e^- \rightarrow Fe^{2+} \end{cases}$$

b) La reacción global en cada uno de los casos es la siguiente:

$$\text{Pila 1}: \quad \text{Al} + 3\,\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\,\text{Cr}^{2+}$$

$$\text{Pila 2}: \quad \text{Al} + 3\,\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\,\text{Fe}^{2+}$$

$$\text{Pila 3}: \quad \text{Fe}^{3+} + \text{Cr}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + +\text{Cr}^{3+}$$

c) El potencial de cada una de las pilas es el expresado anteriormente.

6. Se construye una pila con un electrodo de cinc y otro de plata, trabajando con disoluciones de concentración 1 M de los correspondientes iones metálicos. Sabiendo que Eo(Ag^+ /Ag)= + 0,80 V y Eo(Zn^{2+} /Zn) = - 0,76 V: a) Escriba las reacciones que tienen lugar en cada uno de los electrodos, así como la reacción global de la pila. b) Calcule la fuerza electromotriz de la pila. c) Calcule la variación de energía libre de la reacción global. Dato: F= 96500 C.

Respuesta:

a)Las reacciones son las siguientes:

$$\text{ánodo}: \quad \text{Zn} - 2\,\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$$

$$\text{cátodo}: \quad \text{Ag}^+ + 1\,\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$$

La reacción global será: $\text{Zn} + 2\,\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\,\text{Ag}$

b) La fuerza electromotriz de la pila será:

$$\varepsilon^0_{\text{pila}} = \varepsilon^0_{\text{cátodo}} - \varepsilon^0_{\text{ánodo}} = 0,80-(-0,76) = +1,56\,\text{V}$$

c) La variación de energía libre será:

$$\Delta\text{G}^0 = -\text{nF}\varepsilon^0 = -2\cdot 96500\cdot 1,56 = -301080\,\text{J}$$

7. Sea la siguiente reacción de oxidación-reducción:

$$\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$

a) Ajústela por el método del ion-electrón. b) Identifique justificadamente el agente oxidante y el agente reductor.

Respuesta:

a) Las semirreacciones son las siguientes:

$$MnO_4^- + 8\,H^+ + 5\,e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\,H_2O \quad \text{reducción}$$

$$2\,I^- - 2\,e^- \rightarrow I_2 \quad \text{oxidación}$$

Multiplicando por dos la primera semirreacción, por cinco la segunda, y sumando miembro a miembro, tendremos:

$$2\,MnO_4^- + 16\,H^+ + 10\,I^- \rightarrow 2\,Mn^{2+} + 5\,I_2 + 8\,H_2O$$

En forma molecular:

$$2\,KMnO_4 + 8\,H_2SO_4 + 10\,KI \rightarrow 2\,MnSO_4 + 5\,I_2 + 6\,K_2SO_4 + 8\,H_2O$$

b) El agente oxidante es la especie que se reduce, esto es, el $KMnO_4$, mientras que el reductor es la especie que se oxida, en este caso, el KI.

8. Dada la siguiente reacción de oxidación-reducción: $KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O + Na_2SO_4$ a) Explique cuál es el agente oxidante y cuál el agente reductor. b) Ajuste la reacción mediante el método del ion-electrón.

Respuesta:

a) El agente oxidante es aquel que se reduce, en este caso, el MnO_4^-, que pasa a Mn^{2+} . El reductor es la sustancia que se oxida, en este caso, el SO_3^{2-}, que pasa a SO_3^{2-}.

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

$$MnO_4^- + 8\,H^+ + 5\,e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\,H_2O$$

$$SO_3^{2-} + H_2O - 2\,e^- \rightarrow SO_4^{2-} + 2\,H^+$$

Multiplicando la primera por dos, la segunda por cinco, y sumando, tendremos:

$$2\,MnO_4^- + 16\,H^+ + 5\,SO_3^{2-} + 5\,H_2O \rightarrow 2\,Mn^{2+} + 8\,H_2O + 5\,SO_4^{2-} + 10\,H^+$$

Agrupando términos, nos queda:

$$2\,MnO_4^- + 6\,H^+ + 5\,SO_3^{2-} \rightarrow 2\,Mn^{2+} + 3\,H_2O + 5\,SO_4^{2-}$$

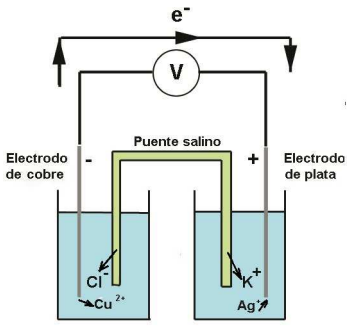
En forma molecular:

$$2\,KMnO_4 + 3\,H_2SO_4 + 5\,Na_2SO_3 \rightarrow 2\,MnSO_4 + 3\,H_2O + 5\,Na_2SO_4 + K_2SO_4$$

9. Considere una pila galvánica formada por un electrodo de cobre sumergido en una disolución de Cu^{2+} y por un electrodo de plata sumergido en una disolución de Ag^+. I) Dibuje un esquema de la pila, con todos los elementos necesarios para su funcionamiento, e indique: a) Cuál de los electrodos actúa como cátodo y cuál como ánodo. b) La reacción (oxidación o reducción) que se produce en cada electrodo. c) El sentido de circulación de los electrones por el circuito externo. d) La reacción global de la pila. e) Su fuerza electromotriz. II) Explique si la masa de los electrodos varía durante el funcionamiento de la pila. Datos: E^0 $(Ag^+/Ag) = 0{,}80$ V; E^0 $(Cu^{2+}/Cu) = 0{,}34$ V.

Respuesta:

I) a) El esquema puede ser el siguiente:
a) El electrodo de plata actúa como cátodo, mientras el de cobre lo hace como ánodo.



b) La respectivas reacciones de oxidación y de reducción son:

$$\text{Oxidación; } Cu - 2\,e^- \rightarrow Cu^{2+} \qquad \text{Reducción : } Ag^+ + 1\,e^- \rightarrow Ag$$

c) tal como indica el esquema, la circulación de electrones se produce **desde el ánodo hacia el cátodo**.

d) La reacción global es:

$$Cu + 2\,Ag^+ \rightarrow Cu^{2+} + 2\,Ag$$

e) La fuerza electromotriz tiene el valor:

$$\varepsilon_{\text{pila}} = \varepsilon_{\text{cátodo}} - \varepsilon_{\text{ánodo}} = 0,80 - 0,34 = 0,46\,\text{V}$$

II) La masa de los electrodos **varía** con el transcurso de la reacción, disolviéndose el ce cobre y aumentando su masa el de plata.

10. Dada la reacción de oxidación-reducción: $I_2 + NaOH + Na_2SO_3 \rightarrow NaI + Na_2SO_4 + H_2O$ a) Explique cuál es el agente oxidante y cuál el agente reductor. b) Ajuste la reacción mediante el método del ion-electrón.

Respuesta:

a) El **I_2 es el agente oxidante**, pues se reduce a I^- . **El agente reductor es el Na_2SO_3**, pues el ion SO_3^{2-} se oxida a SO_4^{2-}.

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

$$SO_3^{2-} + H_2O - 2\,e^- \rightarrow SO_4^{2-} + 2\,H^+$$

$$I_2 + 2\,e^- \rightarrow 2\,I^-$$

Sumando ambas semirreacciones:

$$SO_3^{2-} + H_2O + I_2 \rightarrow SO_4^{2-} + 2\,H^+ + 2\,I^-$$

Sumando 2 OH^- a cada miembro:

$$SO_3^{2-} + H_2O + I_2 + 2\,OH^- \rightarrow SO_4^{2-} + 2\,H_2O + 2\,I^-$$

En forma molecular:

$$Na_2SO_3 + H_2O + I_2 + 2\,NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2\,H_2O + 2\,NaI$$

11. Se dispone de la siguiente pila galvánica:

$$Cr\left|Cr(NO_3)_3(aq)\,(1M)\right|\left|AgNO_3(aq)\,(1M)\right|Ag$$

a) Escriba las reacciones que tienen lugar en cada uno de los electrodos, identificándolos como cátodo o ánodo, así como la reacción global de la pila. b) Calcule la fuerza electromotriz de la pila. c) Calcule la variación de energía libre. Datos: Eo (Cr^{3+}/Cr) = -0,74 V; Eo (Ag^+/Ag) = 0,80 V; F = 96.500 C.

Respuesta:

a) Las reacciones en cada uno de los electrodos son, respectivamente:

$$\text{Ánodo}: \; Cr - 3\,e^- \rightarrow Cr^{3+}$$

$$\text{Cátodo}: Ag^+ + 1\,e^- \rightarrow Ag$$

La reacción global es:

$$Cr + 3\,Ag^+ \rightarrow Cr^{3+} + Ag$$

b) La fuerza electromotriz es:

$$\varepsilon^0_{\text{pila}} = \varepsilon^0_{\text{cátodo}} - \varepsilon^0_{\text{ánodo}} = 0,80 - (-0,74) = 1,54\,V$$

c) la variación de energía libre es:

$$\Delta G^0 = -nF\varepsilon^0 = -3 \cdot 96500 \cdot 1,54 = -445830\,J$$

12. Dada la siguiente reacción de oxidación-reducción: $HNO_3 + KI \rightarrow I_2 + NO + H_2O + KNO_3$ a) Explique cuál es el agente oxidante y cuál el agente reductor. b) Ajuste la reacción mediante el método del ion-electrón.

Respuesta:

a) El agente oxidante es el NO_3^-, que se reduce a NO, mientras que el agente reductor es el I^-, que se oxida a I_2

b) Las semirreacciones son las siguientes:

$$\text{Oxidación}: \quad 2\,I^- - 2\,e^- \rightarrow I_2$$

$$\text{Reducción}: \quad NO_3^- + 4\,H^+ + 3\,e^- \rightarrow NO + 2\,H_2O$$

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

$$2\,NO_3^- + 8\,H^+ + 6\,I^- \rightarrow 2\,NO + 4\,H_2O + 3\,I_2$$

En forma molecular, nos quedará:

$$8\,HNO_3 + 6\,KI \rightarrow 3\,I_2 + 2\,NO + 6\,KNO_3 + 4\,H_2O$$

13. En una celda electrolítica se está produciendo la obtención de cobre metálico a partir de $CuCl_2$ fundido, mediante la siguiente reacción: $CuCl_2$ (l)$\rightarrow$ Cu (s) + Cl_2 (g) a) Escriba las semirreacciones que están teniendo lugar en el ánodo y en el cátodo, indicando si se trata de una oxidación o de una reducción. b) Si la intensidad de la corriente eléctrica es de 1,5 A, calcule cuánto cobre metálico se habrá obtenido al cabo de 2 horas. Datos: F = 96.500 C, Masa atómica del Cu = 63,5 g·mol^{-1} c) Explique brevemente la principal diferencia entre una celda electrolítica (como la descrita en este ejercicio) y una celda galvánica (también llamada pila galvánica o voltaica).

Respuesta:

I) a) Las semirreacciones son las siguientes:

$$\text{Ánodo}: \quad 2\,Cl^- - 2\,e^- \rightarrow Cl_2 \quad \text{(Oxidación)}$$

$$\text{Cátodo}: \quad Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu \quad \text{(Reducción)}$$

b) Un equivalente electroquímico de cobre tiene una masa de 63,5/2 g, por lo que podemos escribir:

$$\frac{63,5/2\,g\,Cu}{96500\,C} = \frac{x\,g\,Cu}{1,5 \cdot 2 \cdot 3600} \qquad x = 3,55\,g\,Cu$$

14. Dada la siguiente reacción de oxidación-reducción: $H_2SO_3 + HIO_3 \rightarrow H_2SO_4 + I_2 + H_2O$ a) Explique cuál es el agente oxidante y cuál el agente reductor. b) Ajuste la reacción mediante el método del ion-electrón.

Respuesta:

a) **El agente oxidante es el** IO_3^-, que se reduce a I_2, mientras que **el agente reductor es el** SO_3^{2-}, que se oxida a SO_4^{2-}.

b) Las semirreacciones son las siguientes:

$$SO_3^{2-} + H_2O - 2\,e^- \rightarrow SO_4^{2-} + 2\,H^+$$

$$2\,IO_3^- + 12\,H^+ + 10\,e^- \rightarrow I_2 + 6\,H_2O$$

Multiplicando por 5 la primera semirreacción y sumando miembro a miembro a la segunda:

$$5\,SO_3^{2-} + 5\,H_2O + 2\,IO_3^- + 12\,H^+ \rightarrow 5\,SO_4^{2-} + 10\,H^+ + I_2 + 6\,H_2O$$

Agrupando términos. nos queda:

$$5\,SO_3^{2-} + 2\,IO_3^- + 2\,H^+ \rightarrow 5\,SO_4^{2-} + I_2 + H_2O$$

En forma molecular:

$$5\,H_2SO_3 + 2\,HIO_3 \rightarrow 5\,H_2SO_4 + I_2 + H_2O$$

15. Teniendo en cuenta los siguientes potenciales estándar de reducción: E^0 (Cu^{2+}/Cu) = 0.34 V; E^0 (Fe^{2+}/Fe) = - 0.44 V; E^0 (Zn^{2+}/Zn) = - 0.76 V; a) Explique qué metal es más reductor: el Cu, el Fe o el Zn. Justifique su respuesta. b) Explique si se producirá alguna reacción redox espontánea al adicionar virutas de Cu a una disolución de $FeSO_4$, en condiciones estándar. c) ¿Cuál de las siguientes pilas galvánicas será más eficiente, en términos de fuerza electromotriz (diferencia de potencial eléctrico)? Justifique numéricamente su respuesta. Pila A: Zn | $ZnSO_4$ (aq) (1 M) || $CuSO_4$ (aq) (1 M) | Cu; Pila B: Fe | $FeSO_4$ (aq) (1 M) || $CuSO_4$ (aq) (1 M) | Cu.

Respuesta:

a) El metal más reductor será aquel que posea un mayor potencial de reducción (mayor tendencia a pasar del correspondiente ion positivo al metal), en este caso, se trata del **Cu**.

b) **No se produce reacción**, puesto que la reacción: $Cu + Fe^{2+} \rightarrow Cu^{2+} + Fe$ tendría un potencial negativo: $\varepsilon^0 = -0,44 - 0,34 = -0,78\,V$.

c) Los potenciales respectivos serían los siguientes:

$$\varepsilon_A = 0,34 - (-0,76) = 1,10\,V \qquad \varepsilon_B = 0,34 - (-0,44) = 0,78\,V$$

Con lo que **la pila A es la más eficiente**.

16. Dada la siguiente reacción de oxidación-reducción: $H_2S + H_2SO_3 \longrightarrow S + H_2O$: a) Explique cuál es el agente oxidante y cuál el reductor. ¿Cuál de ellos cede electrones? b) Ajuste la reacción mediante el método del ion electrón.

Respuesta:

I) a) El agente oxidante es el **H_2SO_3** :

$$SO_3^{2-} + 6\,H^+ + 4\,e^- \rightarrow S + 3\,H_2O$$

El agente reductor es el **H_2S**:

$$S^{2-} - 2\,e^- \rightarrow S$$

El agente reductor es el que cede electrones, en esta caso, el H_2S.
b) A partir de las dos semirreacciones anteriores, multiplicando la segunda por 2, y sumando algebraicamente con la primer, tendremos:

$$SO_3^{2-} + 6\,H^+ + 2\,S^{2-} \rightarrow 3\,S + 3\,H_2O$$

En forma molecular:

$$H_2SO_3 + 2\,H_2S \rightarrow 3\,S + 3\,H_2O$$

17. La electrolisis de una disolución acuosa de $BiCl_3$ origina Bi (s) y Cl_2(g). a) Escriba las semirreacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo, indicando si se trata de una oxidación o de una reducción, así como la reacción global del proceso. b) Calcule la masa de Bi (s) y el volumen de Cl_2(g), medido a 25º C y 1 atm, obtenidos al cabo de 1,5 h de electrolisis, si la corriente aplicada es de 2 A. datos: F = 96500 C·mol^{-1}; R = 0,082 atm · L · K^{-1} · mol^{-1}; masas atómicas : Cl=35,5 Bi=209 (g/mol).

Respuesta:

a) Las semirreacciones son las siguientes:

$$\text{Ánodo}: \; 2\,Cl^- - 2\,e^- \rightarrow Cl_2 \quad \text{Oxidación}$$

$$\text{Cátodo}: \; Bi^{3+} + 3\,e^- \rightarrow Bi \quad \text{Reducción}$$

La reacción global es:

$$2\,BiCl_3 \rightarrow 3\,Cl_2 + 2\,Bi$$

b) La cantidad de Bi se calcula así:

$$\frac{209/3\,g\,Bi}{96500\,C} = \frac{x\,g\,Bi}{1,5 \cdot 3600 \cdot 2\,C} \qquad x = 7,80\,g\,Bi$$

Para calcular el volumen de cloro:

$$\frac{35,5\,g\,Cl}{96500\,C} = \frac{x\,g\,Cl}{1,5 \cdot 3600 \cdot 2\,C} \qquad x = 3,97\,g\,Cl$$

El número de moles de cloro será:

$$n : Cl_2 = \frac{3,97}{2 \cdot 35,5} = 0,056\,mol\,Cl_2$$

Aplicando la ecuación de los gases:

$$1 \cdot V = 0,056 \cdot 0,082 \cdot 298 \qquad V = 1,37\,L\,Cl_2$$

18. Dada la siguiente reacción de oxidación-reducción: $KMnO_4$ + $NaNO_2$ + H_2O →MnO_2 + $NaNO_3$ + KOH a) Explique cuál es el agente oxidante y cuál el reductor. ¿Cuál de ellos capta electrones? b) Ajuste la reacción mediante el método del ion−electrón.

Respuesta:

a) El **$KMnO_4$ es el agente oxidante**, que **capta electrones** según la semirreacción:

$$MnO_4^- + 4\,H^+ + 3\,e^- \rightarrow MnO_2 + 2\,H_2O$$

El **$NaNO_2$ es el reductor** (**cede electrones**), siendo la semirreacción:

$$NO_2^- + H_2O - 2\,e^- \rightarrow NO_3^- + 2\,H^+$$

b) Multiplicando por 2 la primera semirreacción, por 3 la segunda, y sumando algebraicamente:

$$2\,MnO_4^- + 8\,H^+ + 3\,NO_2^- + 3\,H_2O \rightarrow 2\,MnO_2 + 4\,H_2O + 3\,NO_3^- + 6\,H^+$$

Agrupando términos:

$$2\,MnO_4^- + 2\,H^+ + 3\,NO_2^- \rightarrow 2\,MnO_2 + H_2O + 3\,NO_3^-$$

Sumando 2 OH^- en ambos miembros:

$$2\,MnO_4^- + 2\,H^+ + 2\,OH^- + 3\,NO_2^- \rightarrow 2\,MnO_2 + H_2O + 3\,NO_3^- + 2\,OH^-$$

Los iones señalados en verde dan lugar a dos moléculas de agua, por lo que finalmente tendremos:

$$2\,MnO_4^- + H_2O + 3\,NO_2^- \rightarrow 2\,MnO_2 + 3\,NO_3^- + 2\,OH^-$$

En forma molecular:

$$2\,KMnO_4 + H_2O + 3\,NaNO_2 \rightarrow 2\,MnO_2 + 3\,NaNO_3 + 2\,KOH$$

19. Teniendo en cuenta los siguientes potenciales estándar de reducción: $E^0(Ag^+/Ag) = 0.80$ V; E^0 (Pb^{2+}/Pb) = - 0.13 V; E^0 (Zn^{2+}/Zn) = - 0.76 V; a) Explique cuál de los tres metales (Ag, Pb o Zn) es más oxidante.b) Justifique numéricamente si será posible reducir iones Pb^{2+}, en condiciones estándar, adicionando virutas de Zn o de Ag. Escriba y ajuste las hipotéticas reacciones que tendrían lugar. c) Indique en qué electrodo (cátodo o ánodo) tienen lugar las reacciones de oxidación y reducción en una pila o celda galvánica, y hacia qué electrodo circulan los electrones. d) Escriba la expresión general para la fuerza electromotriz de una pila (E^0). ¿Cómo tiene que ser su signo para que la pila funcione?

Respuesta:

a) El más oxidante es el que posee un mayor potencial de reducción, en este caso, la **plata**.
b) El ion Pb^{2+} puede ser reducido a Pb **añadiendo virutas de Zn**, que es un elemento más reductor que el Pb. El potencial de la pila sería:

$$\varepsilon^0 = \varepsilon^0_{\text{red}} - \varepsilon^0_{\text{ox}} = -0,13 - (-0,76) = +0,63\,\text{V}$$

Si añadimos plata metálica, el potencial sería:

$$\varepsilon^0 = \varepsilon^0_{\text{red}} - \varepsilon^0_{\text{ox}} = -0,13 - (0,80) = -0,67\,\text{V}$$

Por lo que la plata metálica **no puede reducir** al Pb^{2+}.
c) El el **ánodo** se produce la semirreacción de **oxidación**, mientras que en el **cátodo** se produce la semirreacción de **reducción**. Los electrones circulan desde el ánodo hacia el cátodo.
d) La fuerza electromotriz de una pila viene expresada por:

$$\varepsilon^0 = \varepsilon^0_{\text{cátodo}} - \varepsilon^0_{\text{ánodo}}$$

Para que la pila funciones, el potencial de la misma debe ser **positivo**.

20. Dada la siguiente reacción redox: $KMnO_4 + HCl \longrightarrow MnCl_2 + KCl + Cl_2 + H_2O$: I) Explique brevemente cuál es el agente oxidante y cuál el reductor. II) Ajuste la reacción mediante el método del ion-electrón.

Respuesta:

I) El ion MnO_4^- se reduce a Mn^{2+}. Por tanto, el $KMnO_4$ **actúa como oxidante**. Por otra parte, el ion Cl^- se oxida a Cl_2 , con lo que el **HCl actúa como reductor**.
II) Las semirreacciones son las siguientes:

$$MnO_4^- + 8\,H^+ + 5\,e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4\,H_2O \quad \text{(reduccción)}$$

$$2\,Cl^- - 2\,e^- \longrightarrow Cl_2 \quad \text{(oxidación)}$$

Multiplicando por 2 la primera semirreacción, por 5 la segunda, y sumando miembro a miembro, tendremos:

$$2\,MnO_4^- + 16\,H^+ + 10\,Cl^- \longrightarrow 2\,Mn^{2+} + 5\,Cl_2 + 8\,H_2O$$

En forma molecular:

$$2\,KMnO_4 + 16\,HCl \longrightarrow 2\,MnCl_2 + 5\,Cl_2 + 2\,KCl + 8\,H_2O$$

21. Considere los siguientes potenciales de reducción (los potenciales de reducción de los metales no varían con el pH): $E^0(Ag^+/Ag) = 0,80\,V$; $E^0(Cu^{2+}/Cu) = 0,34\,V$; $E^0(H^+/1/2\,H_2) = 0\,V$; $E^0(Al^{3+}/Al) = -1,66\,V$; $E^0(Na^+/N$ para el semisistema $H_2O/\frac{1}{2}\,H_2 + OH^-$ a pH 7 (reducción del agua a pH 7). I) ¿Cuál de los metales anteriores es tan reductor que reacciona explosivamente con el agua? Escriba la reacción global que tiene lugar. II) Según los potenciales dados, ¿debería una cuchara de aluminio disolverse en agua (a pH 7) para dar hidróxido de aluminio e hidrógeno? Escriba las semirreacciones de oxidación y de reducción que tendrían lugar, calcule el potencial para la reacción redox , y fundamente su respuesta en el signo de dicho valor. III) ¿De qué metales, de entre los anteriores, tendría que estar hecha una cuchara para no disolverse en HCl 1 M. Explique brevemente su respuesta (no es necesario escribir las reacciones).

Respuesta:

I) El **Na** es el elemento más reductor, por lo que reaccionara con el agua de forma explosiva. La reacción es la siguiente:

$$Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$$

II) La reacción que tendría lugar sería:

$$2\,Al + 6\,H_2O \rightarrow 2\,Al\,(OH)_3 + 3\,H_2 \quad \varepsilon^0 = -0,414 - (-1,66) = 1,246\,V$$

Las semirreacciones serían:

$$Al - 3\,e^- \longrightarrow Al^{3+} \quad \text{(reducción)}$$

$$H_2O + 1\,e^- \longrightarrow \frac{1}{2}\,H_2 + OH^- \quad \text{(oxidación)}$$

Por lo que la cuchara, dado el potencial positivo de la reacción, debería disolverse en agua, aunque no lo hace al recubrirse el aluminio de una capa de óxido.
III) La cuchara debe estar hecha con metales cuyo potencial de reducción sea mayor que el del H^+ , esto es, **Ag** y **Cu**.

22. Dada la siguiente reacción redox: $KIO_3 + KI + H_2SO_4 \longrightarrow I_2 + K_2SO_4 + H_2O$: I) Explique brevemente cuál es el agente oxidante y cuál el reductor. II) Ajuste la reacción mediante el método del ion-electrón.

Respuesta:

I) **El agente oxidante es el KIO_3**, que se reduce a I_2 , mientras **el agente reductor es el KI**, que

se oxida a I_2.
II) Las semirreacciones son las siguientes:

$$2\,IO_3^- + 12\,H^+ + 10\,e^- \longrightarrow I_2 + 6\,H_2O$$

$$2\,I^- - 2\,e^- \longrightarrow I_2$$

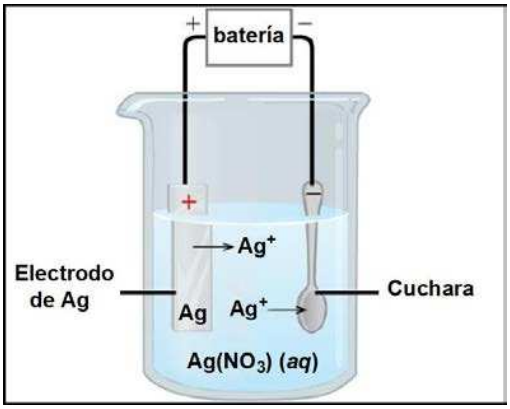
Multiplicando por 5 la segunda semirreacción, y sumando la primera:

$$2\,IO_3^- + 12\,H^+ + 10\,I^- \longrightarrow 6\,I_2 + 6\,H_2O$$

En forma molecular:

$$2\,KIO_3 + 6\,H_2SO_4 + 10\,KI \longrightarrow 6\,I_2 + 6\,K_2SO_4 + 6\,H_2O$$

23. Se recurre a una celda electrolítica para recubrir una cuchara con una capa de plata. Para ello se sumerge la cuchara en una disolución de $AgNO_3$ y se emplea un electrodo de Ag, actuando la cuchara como el otro electrodo. Conteste a las preguntas: I) ¿La cuchara actúa como ánodo o como cátodo? II) Escriba las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos, indicando si es una oxidación o reducción. III) ¿En qué sentido circularán los electrones? IV) Si se aplica una corriente de 0.15 A durante 5 minutos, ¿qué masa de Ag se depositará en la cuchara? Datos: F = 96.500 C·mol^{-1}; masa atómica Ag = 108 g·mol^{-1}.



Respuesta:

I) La cuchara actúa como **cátodo**, pues en ella se produce la reducción del ion Ag^+ a Ag.
II) Las semirreacciones son las siguientes:

$$\text{Cátodo (reducción)}: \; Ag^+ + 1\,e^- \rightarrow Ag$$

$$\text{Ánodo (oxidación)}: \; Ag - 1\,e^- \rightarrow Ag^+$$

III) Los electrones circularán **desde el ánodo hacia el cátodo**.
IV) Teniendo en cuenta que 1 F (96500 C) deposita una cantidad de 108 g de Ag, podremos escribir:

$$\frac{96500\,C}{108\,g\,Ag} = \frac{0,15\,300\,C}{x\,g\,Ag} \qquad x = 0,05\,g\,Ag$$

8. QUÍMICA ORGÁNICA.

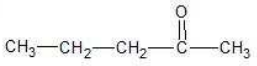
1. I) Formule o nombre los siguientes compuestos: (1 punto) a) CH_3-C≡C-CH_2-C≡CH; b) CH_3-CO-NH_2; c) CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-COOH; d) propanal; e) tolueno II) Escriba las fórmulas semidesarrolladas de los siguientes pares de compuestos e indique el tipo de isomería que presentan entre sí: (1 punto) a) pentan-2-ona y pentan-3-ona; b) cis-pent-2-eno y trans-pent-2-eno; c) ciclobutano y metilciclopropano; d) propan-1-ol y etilmetiléter.

Respuesta:

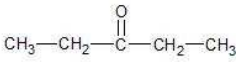
I) a) 1,4-hexadiino. b) etanamida. c) ácido pentanoico. d) CH_3-CH_2-CHO. e) $C_6H_5CH_3$

II)

a)



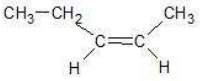
pentan-2-ona



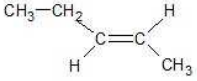
pentan-3-ona

Se trata de dos isómeros de posición

b)



cis pent-2-eno



trans pent-2-eno

Se trata de dos isómeros geométricos

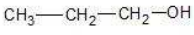
c)

ciclobutano

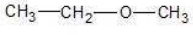
metilciclopropano

Se trata de dos isómeros estructurales de cadena

d)



propan-1-ol



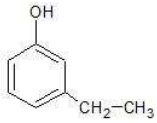
etilmetiléter

Se trata de dos isómeros estructurales de función

2. I) Formule o nombre los siguientes compuestos: a) CH_3-CH(CH_3)-CO-CH_2-CH_2-CH_3; b) $N(CH_3)_3$; c) 3-etilfenol; d) ciclopenteno; e) cloroformo II) Indique el tipo de reacción orgánica: a) CH_3-CH_2-CH_2Br + NaOH → CH_3-CH_2-CH_2OH + NaBr b) CH_3-COOH + CH_3-CH_2-CH_2OH → CH_3-CO-O-CH_2-CH_2-CH_3 + H_2O c) CH_3-CH_2-CH=CH_2 + HI → CH_3-CH_2-CHI-CH_3 d) 2 CH_3-CH=CH_2 + 9 O2 → 6 CO_2+ 6 H_2O

Respuesta:

I) a) 3-metil-2-butanona b) trimetilamina e) $CHCl_3$

c) 

3-etilfenol

d)

ciclopenteno

II)

$$CH_3 - CH_2 - CH_2Br + NaOH \rightarrow CH_3 - CH_2 - CH_2OH + NaBr \quad \text{Sustitución}$$

$$CH_3 - COOH + CH_3 - CH_2 - CH_2OH \rightarrow CH_3 - CO - O - CH_2 - CH_2 - CH_3 + H_2O \quad \text{Esterificación}$$

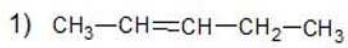
$$CH_3 - CH_2 - CH = CH_2 + HI \rightarrow CH_3 - CH_2 - CHI - CH_3 \quad \text{Adición}$$

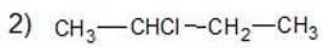
$$2CH_3 - CH = CH_2 + 9O2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O \quad \text{Combustión}$$

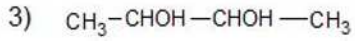
3. I) Formule o nombre los siguientes compuestos: a) HOOC-CH_2-CH_2-CH_2-COOH; b) CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-NH_2 c) glicerol; d) etanoato de etilo; e) ciclopentano II) Escriba las fórmulas semidesarrolladas de los siguientes compuestos e indique justificadamente cuales pueden presentar isomería óptica: 1) pent-3-en-1-ol; 2) 2-clorobutano; 3) butano-2,3-diol; 4) but-2-eno.

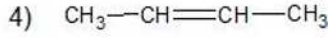
Respuesta:

I)

1) 

2) 

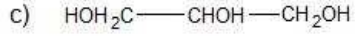
3) 

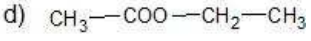
4) 

II)

a) ácido pentanodioico

b) butilamina

c) 

d) 

e)

Los compuestos 2-clorobutano (1 carbono asimétrico) y butano-2,3-diol (dos carbonos asimétricos) presentan isomería óptica.

4. I) Formule o nombre los siguientes compuestos: a) CH_3-CO-CH_2-CO-CH_2-CH_3; b) CH_3-CHO; c) CH_3-O-CH_2-CH_2-CH_3; d) metilamina; e) 4-clorofenol. II) Teniendo en cuenta el tipo de reacción indicado en cada caso, escriba los productos mayoritarios esperados para las siguientes reacciones:. a) Condensación: CH_3-CH_2-CH_2OH + CH_3-COOH → b) Adición: CH_3-CH_2-CH= CH_2 + HBr → c) Sustitución: CH_3-CH_2OH + HBr → d) Eliminación: CH_2-CH_2-CHBr-CH_2 $\xrightarrow{NaOH}$

Respuesta:

I) .

a) 2,4-hexanodiona b) etanal

c) metoxipropano d) CH_3-NH_2

e)

II)

a) $CH_3-CH_2-CH_2OH + CH_3-COOH \longrightarrow CH_3-COO-CH_2-CH_2-CH_3$

b) $CH_3-CH_2-CH=CH_2 + HBr \longrightarrow CH_3-CH_2-CHBr-CH_3$

c) $CH_3-CH_2OH + HBr \longrightarrow CH_3-CH_2Br$

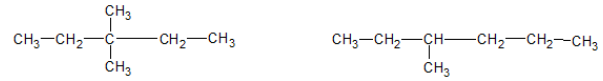
d) $CH_3-CH_2-CHBr-CH_3 \xrightarrow{NaOH} CH_3-CH_2-CH=CH_2$

5. I) Nombre los siguientes compuestos: a) CH_3-CH_2-CH_2-COO-CH_2-CH_3; b) C_6H_5-NH_2 II) Escriba las fórmulas semidesarrolladas de los siguientes pares de compuestos y explique el tipo de isomería que presentan entre sí: a) 3,3-Dimetilpentano y 3-metilhexano. b) Dietil éter y metil propil éter. c) Butanal y butanona. d) cis-1,2-Dicloroeteno y trans-1,2-dicloroeteno.

Respuesta:

I) a) $CH_3-CH_2-CH_2-COO-CH_2-CH_3$: **butanoato de etilo**; b) $C_6H_5-NH_2$:**fenilamina** (anilina).

II)

a) 

Isomería de cadena

b)

Isomería de posición

c)

Isomería de función

d)

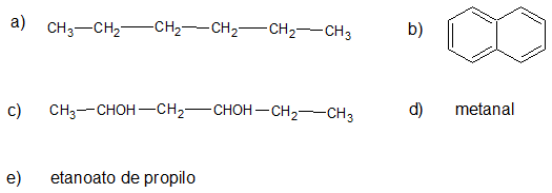
Isomería geométrica

6. I) Formule o nombre los siguientes compuestos: a) 2-Metilhex-1-eno b) Naftaleno c) Pentano-2,4-diol d) H-CHO e) CH_3-COO-CH_2-CH_2-CH_3 . II) Complete las siguientes reacciones orgánicas con los productos

mayoritarios esperados, según el tipo de reacción indicado: a) Sustitución: CH_3-CH_2Br + NaCN b) Adición: CH_3-C≡C-CH_3 + 2 I_2 c) Eliminación: CH_3-CH_2-CHI-CH_3 + KOH d) Condensación: CH_3-$CH(CH_3)$-COOH + CH_3-NH_2 e) Combustión: CH_3-CH_2-CH_2-COOH + 5 O_2

Respuesta:

I) a)



II) Las reacciones son las siguientes:

$$a)\ CH_3 - CH_2Br + NaCN \rightarrow CH_3 - CH_2 - CN + NaBr$$

$$b)\ CH_3 - C \equiv C - CH_3 + 2\,I_2 \rightarrow CH_3 - CI_2 - CI_2 - CH_3$$

$$c)\ CH_3 - CH_2 - CHI - CH_3 + KOH \rightarrow CH_3 - CH_2 - CH = CH_2 + KI + H_2O$$

$$d)\ CH_3 - CH(CH_3) - COOH + CH_3 - NH_2 \rightarrow CH_3CH(CH_3) - CO - NH - CH_3 + H_2O$$

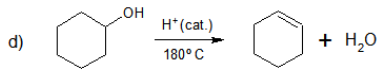
$$e)\ CH_3 - CH_2 - CH_2 - COOH + 5\,O_2 \rightarrow 4\,CO_2 + 4\,H_2O$$

7. I) Formule o nombre los siguientes compuestos: a) Antraceno b) Ciclohexino c) Etil fenil éter d) CH_3-CH_2-CHO e) H-COO-CH_2-CH_3 II) Indique el tipo de reacción orgánica que ha tenido lugar:

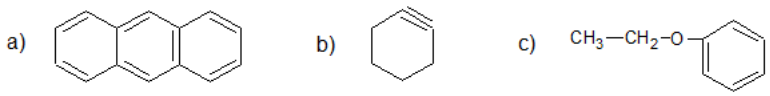
$$a)\ CH_3 - C{\equiv}C - CH_3 + 2\,H_2 \rightarrow CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$$

$$b)\ 2\,CH_3 - CH_2OH \rightarrow CH_3 - CH_2 - O - CH_2 - CH_3 + H_2O$$

$$c)\ CH_3Cl + NH_3 \rightarrow CH_3 - NH_2 + HCl$$



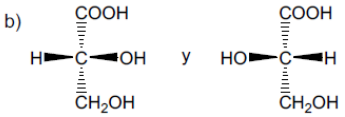
Respuesta: I)

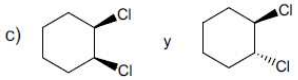


II) a) Reacción de **adición**. b) Reacción de **condensación**. c) Reacción de **sustitución**. d) Reacción de **eliminación**

8. I) Formule o nombre los siguientes compuestos: a) Ciclooctano b) CH≡CH c) Pentano-2,4-diona d) CH_3-CH_2-$CH(NH_2)$-CH_2-CH_3 e) Nitrobenceno II) Explique el tipo de isomería que presentan los siguientes pares de compuestos:

a) $CH_3 - CHOH - CH_2 - CH_3$ y $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2OH$

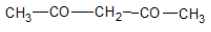
b) 

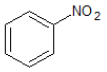
c) 

d) $CH_3 - COO - CH_3$ y $CH_3 - CH_2 - COOH$

Respuesta:

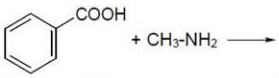
I)

a) b) Etino c) 

d) 3-pentanamina e) 

II) a) Isomería de **posición**. b) isomería **óptica**. c) Isomería **geométrica (cis-trans)**. d) Isomería de **grupo funcional**

9. I) Formule o nombre los siguientes compuestos: a) CH_3-CH_2-CO-CH_2-CH_2-CO-CH_3; b) CH_3-CH_2-CO-NH_2; c) etilenglicol; d) propil vinil éter; e) 1-nitropropano II) Complete las siguientes reacciones orgánicas con todos los productos mayoritarios esperados, según el tipo de reacción indicado:

a) Condensación: 

b) Adición: CH_3-CH=CH_2 + H_2O ⟶ c) Sustitución: CH_3-CH_2-CH_2Br + NH_3 ⟶

III) Indique el tipo de reacción orgánica que ha tenido lugar (una sola palabra es suficiente):

a) $CH_3 - CHOH - CH_3 \overset{H+(cat.)}{\underset{180^{\circ}C}{\longrightarrow}} CH_3 - CH = CH_2 + H2O$

b) $CH_3 - CH_2OH \overset{KMnO4,H}{\longrightarrow} + CH_3 - COOH + H_2O$

Respuesta:

I) a) **2,5-heptanodiona**; b) **propanamida**; c) $CH_2OH - CH_2OH$; c) $CH_2 = CH - O - CH_2 - CH_2 - CH_3$;d) $CH_3 - CH_2 - CH_2NO_2$

II) a) $C_6H_5COO - NH - CH_3 + H_2O$; b) $CH_3 - CHOH - CH_3$; c) $CH_3 - CH_2CH_2 - NH_2 + HBr$

III) a) **Eliminación**; b) **Oxidación**

10. I) Formule o nombre los siguientes compuestos: a) pentan-2-amina b) CH_3-CN II) Escriba las fórmulas semidesarrolladas de los siguientes pares de compuestos orgánicos e indique justificadamente el tipo y subtipo de isomería que presentan entre sí: a) Ácido 3-butenoico y propenoato de metilo b) Isobutanol y n-butanol. III) Indique justificadamente el tipo y subtipo de isomería que presentan los siguientes compuestos:

Respuesta:

I) a) $CH_3 - CH(NH_2) - CH_2 - CH_2 - CH_3$; b) **etanonitrilo**

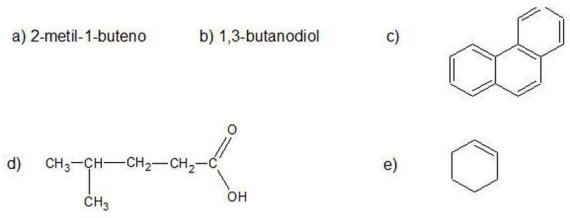
II) a) $CH_2 = CH - CH_2 - COOH$ y $CH_2 = CH - COO - CH_3$. Presentan isomería **estructural de función**. b) $CH_3 - CH(CH_3) - CH_2OH$ y $CH_3 - CH_2 - CH_2CH_2OH$ Isomería **estructural de cadena**

III) a) **Estereoisomería óptica** b) **Estereoisomería geométrica (cis-trans)**

11. I) Formule o nombre los siguientes compuestos: a) CH_3-CH_2-C(CH_3)=CH_2 b) CH_3-CH(OH)-CH_2-CH_2OH c) fenantreno d) ácido 4-metilpentanoico e) ciclohexeno. II) Complete las siguientes reacciones orgánicas con todos los productos mayoritarios esperados, según el tipo de reacción indicado: a) Condensación: 2 CH_3-CH_2OH $\overset{H^+(cat)}{\longrightarrow}$ b) Eliminación: CH_3-CH_2-CHOH-CH_3 $\overset{H^+(cat.)}{\underset{180^o}{\longrightarrow}}$ c) Combustión: CH_3-COO-CH_2-CH_3 + 5 O_2 $\longrightarrow$ III) Indique el tipo de reacción orgánica que ha tenido lugar (una sola palabra es suficiente): a) CH_3-C≡C-CH3 + 2 HCl →CH_3-CH_2-CCl_2-CH_3 b) CH_3Cl + KOH$\longrightarrow$ CH_3OH + KCl.

Respuesta:

I) a) Los compuestos son los siguientes:



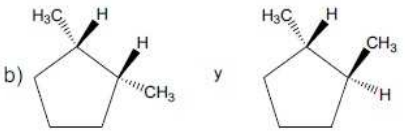
a) $2CH_3 - CH_2OH \overset{H^+(cat)}{\longrightarrow} CH_3 - CH_2 - O - CH_2 - CH_3$

b) $CH_3 - CH_2 - CHOH - CH_3 \overset{H^+(cat.)}{\underset{180^o}{\longrightarrow}} CH_3 - CH_2 = CH - CH_2$

c) $CH_3 - COO - CH_2 - CH_3 + 5O_2 \longrightarrow 4\,CO_2 + 4\,H_2O$

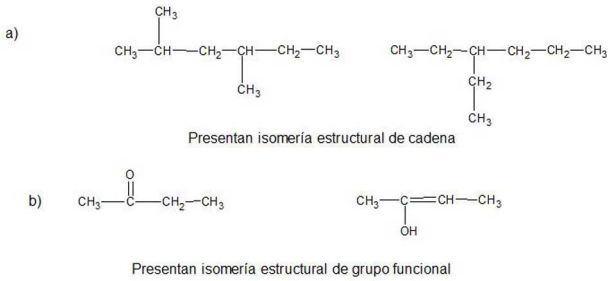
III) a) **adición**. b) **sustitución**.

12. I) Formule o nombre los siguientes compuestos: a) 2-nitropentano b) benzoato de metilo II) Escriba las fórmulas semidesarrolladas de los siguientes pares de compuestos orgánicos e indique justificadamente el tipo y subtipo de isomería que presentan entre sí: a) 2,4-dimetilhexano y 3-etilhexano. b) Butanona y but-2-en-2-ol. III) Indique justificadamente el tipo y subtipo de isomería que presentan el compuesto:



Respuesta:

I) a) $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - NO_2$; b) $C_6H_5 - COOCH_3$; II) las fórmulas semidesarrolladas son las siguientes:



III) Ambos compuestos presentan **isomería geométrica cis-trans**. En el primer caso, los dos grupos metilo quedan del mismo lado del plano del anillo, mientras que en segundo queda uno de ellos a cada lado del plano.

13. I) Formule o nombre los siguientes compuestos: a) 4-metilhex-2-ino; b) p-bromofenol;c) isobutilamina; d) $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CHO$; e) $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - COO - CH_2 - CH_3$. II) Complete las siguientes reacciones orgánicas con todos los productos mayoritarios esperados:

$$\text{a) Condensación :} \quad HCOOH + CH_3OH$$

$$\text{b) Adición :} \quad CH_3 - C \equiv CH + 2\,HI$$

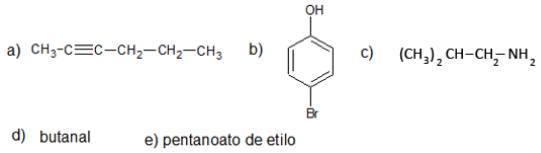
$$\text{c) Sustitución} \quad CH_3 - CHBr - CH_3 + KOH$$

III) Indique el tipo de reacción orgánica que ha tenido lugar (una sola palabra es suficiente):

$$\text{a)}\ CH_3 - CH_2 - CH_2 - COOH \xrightarrow[2)\ H^+,\,H_2O]{LiAlH_4,\text{éter}} CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2OH + ...$$

$$\text{b)}\ 2\,CH_3OH \xrightarrow{H^+,\text{cat.}} CH_3 - O - CH_3 + H_2O$$

Respuesta: I)



II) Las reacciones son las siguientes:

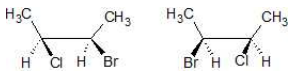
$$\text{a) Condensación :} \quad HCOOH + CH_3OH \longrightarrow HCOO - CH_3 + H_2O$$

$$\text{b) Adición :} \quad CH_3 - C \equiv CH + 2\,HI \longrightarrow CH_3 - CI_2 - CH_3$$

$$\text{c) Sustitución} \quad CH_3 - CHBr - CH_3 + KOH \longrightarrow CH_3 - CHOH - CH_3 + KBr$$

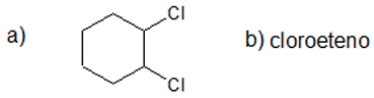
III) a) **reducción**; b) **condensación**.

14. I) Formule o nombre los siguientes compuestos: a) 1,2-diclorociclohexano; b) $CH_2 = CHCl$. II) Escriba las fórmulas semidesarrolladas de los siguientes pares de compuestos orgánicos e indique el tipo y subtipo de isomería que presentan entre sí: a) Propanal y acetona; b) pent-1-ino y penta-1,3-dieno. III) Indique el tipo y subtipo de isomería que presenta el siguiente par de compuestos:



Respuesta:

I)



II) a) Propanal: $CH_3 - CH_2CHO$. Acetona: $CH_3 - CO - CH_3$. Presentan **isomería estructural de grupo funcional**.
b) Pent-1-ino: $CH_3 - CH_2 - CH_2 - C \equiv CH$; Penta-1,3-dieno: $CH_2 = CH - CH = CH - CH_3$.Presentan **isomería estructural de grupo funcional**.
III) Presentan **estereoisomería**. Se trata de dos **enantiómeros** (cada uno es imagen especular del otro).

15. I) Formule o nombre los siguientes compuestos: a) propen-2-ol; b) ácido oxálico; c) CH_2OH-$CHOH$-CH_2OH; d) HCO-NH_2; e) CH_3-CH_2-CN II) Complete las siguientes reacciones orgánicas con todos los productos mayoritarios esperados: a) Adición: CH_3-CH_2-$CH{=}CH_2$ + H_2O b) Sustitución: CH_3-$CH(CH_3)$-CH_2Br + NaOH c) Eliminación: CH_3-$CHBr$-$CH(CH_3)_2$ + KOH $\xrightarrow{\Delta}$ III) Indique el tipo de reacción orgánica que ha tenido lugar (una sola palabra es suficiente): a) $CH_2{=}$ CH-CH_2OH $\xrightarrow[H^+]{CrO_3}$ $CH_2{=}$ CH-COOH + ... b) CH_3-CH_2-CH_2-CHO $\xrightarrow{NaBH_4}$ CH_3-CH_2-CH_2-CH_2OH + ...

Respuesta:

I) a) $CH_2 = COH - CH_3$b) **HOOC**$-$COOH.c) **1,2,3-propanotriol**. d) **metanamida**.e) **propanonitrilo**.
II) Las reacciones orgánicas son las siguientes:

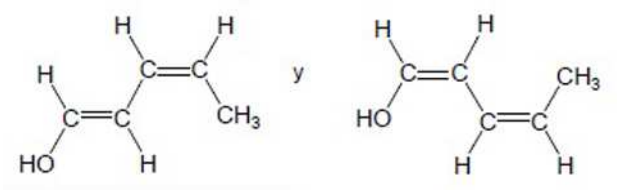
$$CH_3 - CH_2 - CH = CH_2 + H_2O \rightarrow CH_3 - CH_2 - CHOH - CH_3$$

$$CH_3 - CH(CH_3) - CH_2Br + NaOH \rightarrow CH_3 - CH(CH_3) - CH_2OH + NaBr$$

$$CH_3 - CHBr - CH(CH_3)_2 + KOH \xrightarrow{\Delta} CH_3 - CH = C(CH_3)_2 + KBr + H_2O$$

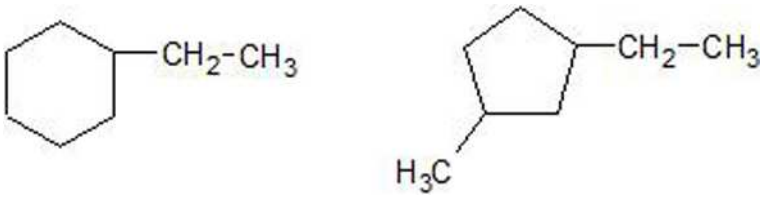
III) a) **oxidación** b) **reducción**.

16. I) Formule o nombre los siguientes compuestos: a) Ácido 2-etilbutanoico; b) CH_3-CH_2-NO_2 II) Escriba las fórmulas semidesarrolladas los siguientes pares de compuestos orgánicos e indique el tipo y subtipo de isomería que presentan entre sí: a) etilciclohexano y 1-etil-3-metilciclopentano b) n-propanol e isopropanol III) Explique si el compuesto CH_3-$CHCl$-CH_3 puede presentar algún tipo de isomería espacial (geométrica, óptica, ambos tipos o ninguno). IV) Indique el tipo y subtipo de isomería que presenta el siguiente par de compuestos:



Respuesta:

I) a) $CH_3 - CH_2 - CH(C_2H_5) - COOH$. b) **nitroetano**.
II) a) Los compuestos:



Son isómeros estructurales de cadena. b) Los compuestos: $CH_3 - CH_2 - CH_2OH$ y $CH_3 - CHOH - CH_3$ son isómeros estructurales de **posición**.
III) No posee **ningún tipo de isomería**, ya que carece de carbonos asimétricos y doble enlace.
d) Los compuestos que aparecen en la imagen del enunciado presentan **isomería geométrica cis-trans**.

a) I) Formula o nombre los siguientes compuestos: a) $CH_3 - COO - CH_3$; b) anisol; c) $CH_3 - CH(NH_2) - CH_3$. II) Escriba las fórmulas semidesarrolladas del siguiente par de compuestos e indique el tipo y subtipo de isomería que presentan entre sí: o-dinitrobenceno y m-dinitrobenceno. III) Dado el compuesto $CH_3 - CH = C = CH - CH_3$: a) Nómbrelo; b) Indique el tipo y subtipo de isomería que presenta su siguiente par de isómeros:

c) Cómo se denomina la siguiente reacción de este compuesto? (una sola palabra es suficiente):

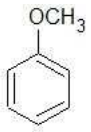
$$CH_3 - CH = C = CH - CH_3 + H_2O \longrightarrow CH_3 - CH_2 - C(OH) = CH - CH_3$$

d) Complete la siguiente reacción de este compuesto:

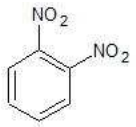
$$CH_3CH = C = CH - CH_3 + 2\,H_2 \xrightarrow{Pd\,(cat)}$$

Respuesta:

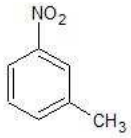
I) Los compuestos son los siguientes:

a) Acetato de metilo b)  c) 2-propanamina

II) Las fórmulas son las siguientes:



o-dinitrobenceno



m-dinitrobenceno

Presentan **isomería estructural de posición**.
III) a) El compuesto es el **2,3-pentadieno**. b) Presentan **isomería espacial óptica**. c) Se trata de una reacción de **adición**. d) la reacción es la siguiente:

$$CH_3CH = C = CH - CH_3 + 2\,H_2 \xrightarrow{Pd\,(cat)} CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$$

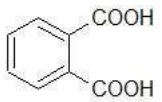
17. I) Formule o nombre los siguientes compuestos: a) $CH_3 - CO - NH_2$; b) ácido ftálico. II) Dado el compuesto $CH_2 = C(OH) - CH_3$:a) Nómbrelo. b) Explique si puede presentar algún tipo de isomería espacial (geométrica y/o óptica). c) Escriba las fórmulas semidesarrolladas de un isómero estructural de función y otro de posición, de dicho compuesto. d) Escriba la ecuación química para la combustión de este compuesto con O_2. e) ¿Cómo se denomina la siguiente reacción de este compuesto con H_2 (una sola palabra es suficiente):

$$CH_2 = C(OH) - CH_3 + H_2 \longrightarrow CH_3 - CHOH - CH_3$$

Respuesta:

I) Los compuestos son los siguientes:

a) Etanamida (acetamida)



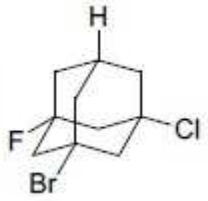
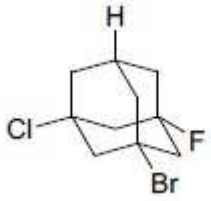
b) Ácido ftálico

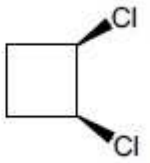
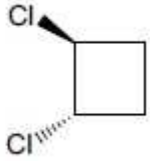
II) a) **El compuesto es el 1-propen-2-ol**. b) **No posee isomería espacial** óptica ni geométrica, dada la inexistencia de carbonos asimétricos y de que el C número 1 está unido a dos átomos iguales. c) Un isómero estructural de función podría ser: $CH_3 - CO - CH_3$(**propanona o acetona**). Un isómero de posición podría ser: $CH_2 = CH - CH_2OH$ (**2-propenol**). d) La reacción de combustión es la siguiente:

$$CH_2 = C(OH) - CH_3 + 4\,O_2 \longrightarrow 3\,CO_2 + 3\,H_2O$$

d) Se trata de una reacción de **adición**.

18. I) Formule o nombre los siguientes compuestos: a) $CH_2(OH)_2$; b) CH_3-CO-NH-CH_3; c) dietilamina II) Indique el tipo y subtipo de isomería que presentan los siguientes pares de compuestos:

a)  y 

b)  y 

III) Nombre los dos compuestos del apartado II b) (distinguiéndolos según su isomería). IV) Indique el tipo de reacción orgánica que ha tenido lugar (una sola palabra es suficiente): a) CH_3-CHOH-CH_3 CH_3-CO-CH_3 + ... b) HCOOH + $NH_3 \longrightarrow$ HCO-NH_2 + H_2O.

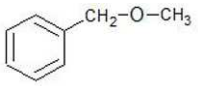
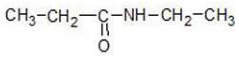
Respuesta:

I) a) **Metanodiol**; b) **N-metiletanamida**.
II) El par a) presenta **isomería espacial óptica**, mientras el par b) presenta **isomería espacial geométrica**.
III) **1,2-diclorociclobutano (cis y trans)**.
IV) a) b) **Condensación**.

19. I) Formule los siguientes compuestos: a) bencil metil éter; b) N-etilpropanamida II) Dado el compuesto CH_2OH-CH(OH)-CH_3: a) Nómbrelo. b) Explique si puede presentar algún tipo de isomería espacial (geométrica y/o óptica). c) Escriba las fórmulas semidesarrolladas de un isómero estructural de función y otro de posición de dicho compuesto. d) Escriba la ecuación química para la reacción de combustión de este compuesto con O_2. e) ¿Cómo se denomina la siguiente reacción de este compuesto? (una sola palabra es suficiente): $CH_2OH\text{-}CH(OH)\text{-}CH_3 \xrightarrow[180^o]{H^+(cat.)} CH_2{=}C(OH)\text{-}CH_3 + H_2O$.

Respuesta:

I)

a)  b) 

a) El compuesto es **1,2-propanodiol**.
b) Presenta **isomería óptica** al tener un carbono (el nº 2) asimétrico.
c) Un posible isómero de función es el $CH_3 - O - CHOH - CH_3$, mientras que un isómero de posición puede ser el $CH_2OH - CH_2 - CH_2OH$.
d) La reacción de combustión es la siguiente:

$$CH_2OH - CH(OH) - CH_3 + 4O_2 \longrightarrow 3\,CO_2 + 4\,H_2O$$

e) Se trata de una reacción de **eliminación**.