

PRUEBAS EBAU QUÍMICA

Juan P. Campillo Nicolás

21 de septiembre de 2019

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: **E_i (Mg) < E_i (P) < E_i (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^3 en 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 $109,5^\circ$ a $104,5^\circ$, mientras que la menor fuerza de repulsión en el caso del PH_3 , debida a la presencia de un solo par no compartido, hace que el ángulo H-P-H pase de $109,5^\circ$ a $107,5^\circ$. El mayor ángulo corresponderá, pues, al **PH_3** .

c) El amoníaco 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 Cl_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 Cl_4 se 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 encontrarse 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:

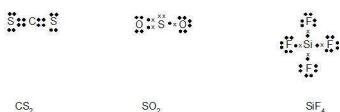
- a) La energía reticular depende directamente del producto de las cargas de los iones, e inversamente de la distancia interiónica. Dado que el ion I^- tiene mayor radio que el ion F^- y el producto de las cargas es el mismo para ambas sales, mayor energía reticular (910 kJ mol^{-1}) corresponderá al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



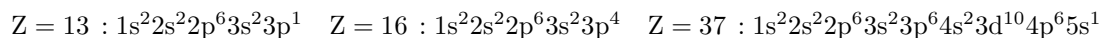
(En realidad, la estructura de Lewis del SO_2 admite otra posibilidad, en la que el doble enlace $S=O$ se forma entre el S y el oxígeno situado a la derecha de la estructura, formándose así dos estructuras resonantes totalmente equivalentes.)

- 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 180° 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 180° 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:



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 **C₂B**.

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 I₂ o el Br₂. b) Razone si las siguientes sustancias sólidas conducen o no la electricidad a temperatura ambiente: CsBr, Ag, SiO₂. c) Explique la variación entre los puntos de ebullición del etano (-88 °C), dimetil éter (-25 °C) y etanol (78 °C).

Respuesta:

a) Las fuerzas intermoleculares aumentan con el tamaño de las moléculas. así, **el I₂** de mayor radio atómico que el Br₂ **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 SiO₂ 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:

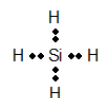
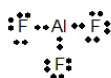
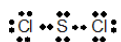
I) A: **Fósforo (P). Grupo 15, Periodo 3.** B: **Calcio (Ca). Grupo 2, Periodo 4.** C: **Cloro (Cl). Grupo 17, Periodo 3.**

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 **P³⁻**, ya que su configuración electrónica será la del gas noble Ar,

12. Para cada una de las siguientes moléculas: SCl₂, AlF₃ y SiH₄ 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 SCl₂ y tendría una estructura **angular**, debido a los dos pares de electrones no compartidos del átomo de azufre. La molécula de AlF₃ tendría una forma **trigonal plana**, mientras que la forma de la molécula de SiH₄ sería **tetraédrica**, en los dos últimos casos debido a la inexistencia de electrones no compartidos sobre el átomo central

2. ESTEQUIOMETRÍA.

3. CINÉTICA DE REACCIONES.

1. Sabiendo que la energía de activación para la reacción: $A + B \rightarrow C + D$ 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:

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

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: $4 \text{ HBr} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O} + 2 \text{ Br}_2$ se sabe que la velocidad de reacción viene dada por la expresión $v = k [\text{HBr}][\text{O}_2]$. 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:

$$v_{\text{Br}_2} = \frac{1}{2} \frac{d[\text{Br}_2]}{dt} \quad v_{\text{HBr}} = -\frac{1}{4} \frac{d[\text{HBr}]}{dt}$$

Con lo cual:

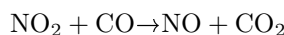
$$\frac{d[\text{Br}_2]}{dt} = -\frac{1}{2} \frac{d[\text{HBr}]}{dt}$$

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 $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} \cdot \text{mol}^{-2} \text{L}^2 = \text{mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$. 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: $k = A e^{-\frac{E_a}{RT}}$

3. Para la reacción química en fase gaseosa:



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:

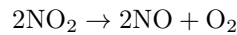
$$v = k[\text{NO}_2]^2$$

Siendo **2** el orden global de la reacción.

b) Sería más efectivo **duplicar la concentración de NO₂**, 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 en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$. Las unidades de la constante de velocidad dependerán de la expresión de la ecuación de velocidad. En el ejemplo, las unidades de k serán: $\text{mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$.

4. Considere la siguiente reacción química en fase gaseosa:



cuya velocidad de reacción viene dada por la expresión: $v = k [\text{NO}_2]^2$ a) Indique cuál es el orden de reacción y las unidades de k. b) Si en un determinado instante el O₂ se está formando a una velocidad de $0,8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$, explique a qué velocidad se estará consumiendo el NO₂, 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:

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

b) La velocidad puede expresarse como:

$$v = -\frac{1}{2} \frac{d[\text{NO}_2]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[\text{NO}]}{dt} = \frac{d[\text{O}_2]}{dt} = 0,8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

Así pues, tendremos:

$$\frac{d[\text{NO}_2]}{dt} = -1,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

c) La velocidad de reacción **disminuye** a lo largo del proceso, pues $v = k [\text{NO}_2]^2$ y $[\text{NO}_2]$ disminuye con el tiempo.

d) Según la ecuación de Arrhenius:

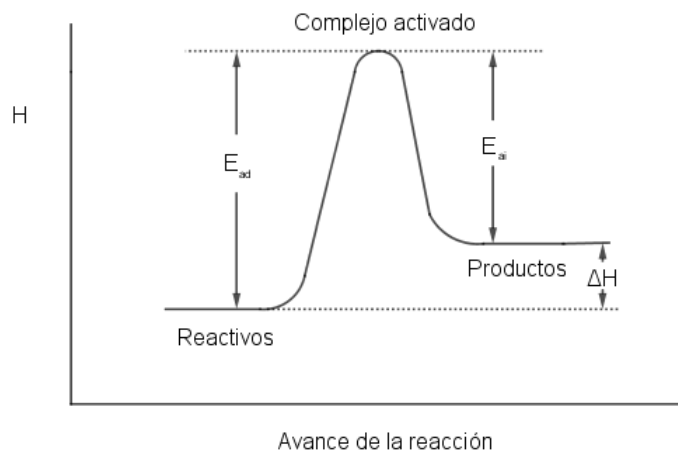
$$k = A e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

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

5. Considere la siguiente reacción química reversible: $\text{A} (\text{g}) + \text{B} (\text{g}) \rightleftharpoons \text{C} (\text{g}) + \text{D} (\text{g})$, cuyas energías de activación para la reacción directa (E_{ad}) e inversa (E_{ai}) son: $E_{ad} = 50 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $E_{ai} = 30 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. 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) Calcule ΔH 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 $\Delta H = 50 - 30 = +20 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

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.

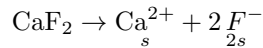
4. TERMOQUÍMICA.

5. EQUILIBRIO QUÍMICO.

1. La solubilidad de CaF_2 en 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_2 puede ser representada de la siguiente forma:



Siendo la solubilidad:

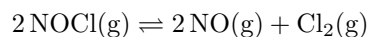
$$s = \frac{0,132/78}{0,1} = 0,017 \text{ M}$$

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

- b) El producto de solubilidad es:

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

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



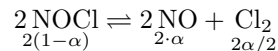
Se comprobó que se había disociado un 33 % de NOCl . Para dicho equilibrio: a) Calcule K_c . b) Calcule K_p . c) Indique razonadamente cómo evolucionaría al disminuir la concentración de cloro. Datos: Masas atómicas: N = 14, O = 16; Cl = 35,5 g/mol. R = 0,082 atm L/mol K

Respuesta:

- a) La concentración inicial de NOCl será:

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

El equilibrio puede ponerse de la siguiente forma:



Por lo que K_c será:

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2 [\text{Cl}_2]}{[\text{NOCl}]^2} = \frac{(2 \cdot 0,33)^2 \cdot 0,33}{[2(1 - 0,33)]^2} = 0,073$$

- b) La relación entre K_c y K_p será:

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

- 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 (K_{ps}) 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 $Zn(OH)_2$. Expresar el resultado en g/L. c) Si $K_{ps}(Co(OH)_2) = 1,6 \cdot 10^{-15}$, 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:

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

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**

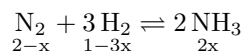
4. En un recipiente de 10 L en el que se ha hecho vacío se introducen 56 g de N_2 y 2 g de H_2 . Se calienta la mezcla a 300 °C estableciéndose el siguiente equilibrio: $N_2(g) + 3 H_2(g) \leftrightarrow 2 NH_3(g)$ Cuando se alcanza el equilibrio, el número de moles de H_2 es igual al de NH_3 . a) Calcule los moles de cada componente en el equilibrio. b) Calcule K_c y K_p . 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:

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

El equilibrio puede ser representado por:



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 $x = 0,2$ moles. 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 °C, alcanzándose el equilibrio siguiente: $SbCl_5(g) \rightleftharpoons SbCl_3(g) + Cl_2(g)$. Sabiendo que la presión total fue de 1,54 atm,

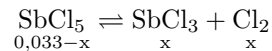
calcule: a) La constante K_c b) La constante K_p Datos: Masas atómicas: Sb = 121,7; Cl = 35,5 g mol⁻¹.
 $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Respuesta:

a) La concentración inicial de SbCl_5 será:

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

A partir del equilibrio:



Al aplicar la ecuación de los gases, tendremos:

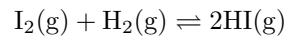
$$1,54 = (0,033 + x)0,082 \cdot 455 \quad x = 8,28 \cdot 10^{-3}$$

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

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 °C en un recipiente de 1 L, alcanzándose el siguiente equilibrio:



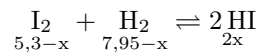
en el que se han formado 9,52 moles de HI . a) Calcule K_c . b) Calcule K_p . c) Si la variación de entalpía de la reacción es de -2,6 Kcal, indique razonadamente como afectaría un aumento de temperatura a la concentración de I_2 en el equilibrio. Datos: Masas atómicas: I = 126,9; H = 1 g mol⁻¹. $R =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

Respuesta:

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

$$n_{\text{H}_2} = \frac{15,9}{2} = 7,95 \text{ mol H}_2 \quad n_{\text{I}_2} = \frac{1345}{2 \cdot 126,9} = 5,3 \text{ mol H}_2$$

A partir del equilibrio:



Obtenemos: $x = 9,52/2 = 4,76 \text{ mol}$. 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.

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:

$$P \cdot 0,400 = 0,016 \cdot 0,082 \cdot 423 \quad P = 1,39 \text{ atm}$$

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:

$$[\text{Br}_2] = [\text{I}_2] = \frac{(8 - 7,15) 10^{-3}}{0,4} = 2,125 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad [\text{IBr}] = \frac{1,43 \cdot 10^{-2}}{0,4} = 0,036 \text{ M}$$

Los valores de K_c y K_p son, respectivamente:

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

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

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 HNO₃ 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:

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

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:

$$n^{\circ} \text{ moles ácido} = n^{\circ} \text{ moles base} \quad (*)$$

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:

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

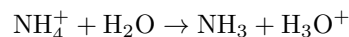
2. Para una disolución acuosa de cloruro de amonio (NH₄Cl) de concentración 0,015 mol/L, calcule: a) La constante de hidrólisis. b) El grado de hidrólisis. c) El pH. Datos: Kb(NH₃) = 1,7·10⁻⁵

Respuesta:

a) Para el amoniaco podemos escribir el siguiente equilibrio:



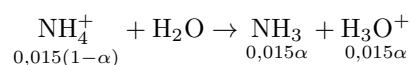
La hidrólisis es la siguiente:



Siendo la constante:

$$K_h = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,7 \cdot 10^{-5}} = 5,88 \cdot 10^{-10}$$

b) Para calcular el grado de disociación:



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

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

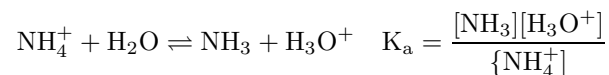
c) El pH será:

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

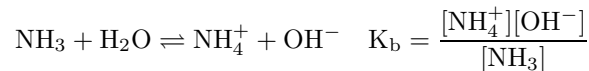
3. Sea una disolución acuosa de NH_3 de concentración 0,1 mol/L. Calcule: a) La constante de basicidad del NH_3 . b) El grado de disociación del NH_3 (1 punto) Datos: $K_a(\text{NH}_4^+) = 5,7 \cdot 10^{-10}$.

Respuesta:

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

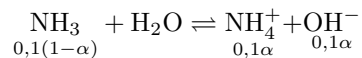


El equilibrio de ionización del NH_3 y su constante son:



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{K_a} = 1,75 \cdot 10^{-5}$$

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

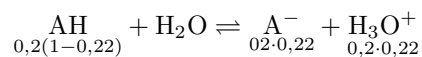


$$1,75 \cdot 10^{-5} = \frac{0,1\alpha^2}{1 - \alpha} \quad \alpha = 0,013$$

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:

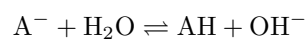
a) El equilibrio de disociación es el siguiente:



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:



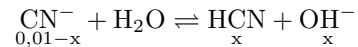
5. Sabiendo que la constante de acidez del ácido cianhídrico es $K_a(\text{HCN}) = 6,2 \cdot 10^{-10}$, calcule para una disolución acuosa de NaCN 0,01 M: a) El pH b) El grado de hidrólisis.

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:



Aplicando la constante K_h :

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

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

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

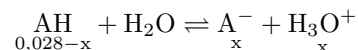
6. Se preparan 100 mL de una disolución acuosa conteniendo 0,5 g de un ácido monoprótico (AH). Calcule: a) El pH de la disolución. b) La concentración molar de ácido sin disociar (AH) en el equilibrio. c) El grado de ionización de dicho ácido. Datos: $K_a(\text{AH}) = 2,6 \cdot 10^{-5}$. Masa molecular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



Aplicando la constante K_a :

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

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

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

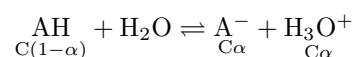
c) El grado de ionización será:

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

7. Para una disolución acuosa de un ácido monoprótico (AH), en la que la concentración de H_3O^+ es igual a $1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ 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:



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

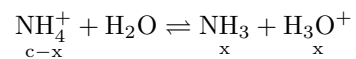
b) La constante de acidez será:

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

8. Sabiendo que la constante de basicidad del amoniaco es $K_b(NH_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$, 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:



Siendo la constante:

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

Así pues, podremos escribir:

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

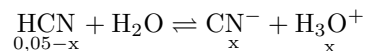
b) Sabiendo que $x = c\alpha = 0,01\alpha = 2,36 \cdot 10^{-6}$, despejando, tendremos: $\alpha = \frac{2,36 \cdot 10^{-6}}{0,01} = 2,36 \cdot 10^{-4}$

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: $K_a(\text{HCN}) = 4,9 \cdot 10^{-10}$

Respuesta:

a) Para el HCl tendremos: $\text{pH} = -\log 0,05 = 1,30$.

b) A partir del equilibrio:



Podremos escribir:

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

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 HNO₃, 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 CH₃-COOH y otra de HClO₂, ambas de concentración 0,1 mol·L⁻¹. Explique razonadamente cual presentará un valor menor de pH, sabiendo que: $K_a(\text{CH}_3\text{-COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ $K_a(\text{HClO}_2) = 1,1 \cdot 10^{-2}$.

Respuesta:

a) El número de moles de HNO₃ será:

$$n_{\text{HNO}_3} = 50 \cdot 10^{-3} \frac{504}{1} = 0,4 \text{ mol}$$

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

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

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:

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

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, $[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-]$, por lo que $\text{pH} = 14 + \text{pOH} = 14 + \log 0,5 = 13,7$.
 b) El número de moles de HCl y NaOH en 300 mL (200 + 100 mL) de disolución, será, respectivamente:

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

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

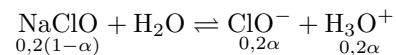
$$[\text{OH}^-] = \frac{0,01}{0,3} = 0,033$$

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

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 ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$).

Respuesta:

- a) En el equilibrio podremos escribir:



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

- b) La constante K_a es:

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

7. OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN.

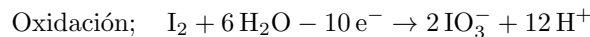
1. Considere la siguiente reacción química:



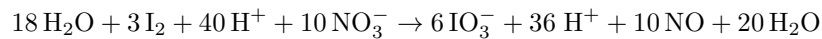
- a) Ajústela por el método del ion-electrón. b) Identifique justificadamente el agente oxidante y el agente reductor.

Respuesta:

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



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



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

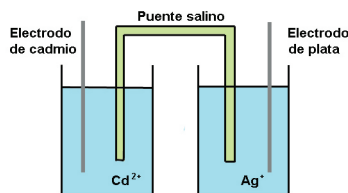


- b) El I_2 es el reductor, puesto que se oxida a IO_3^- , mientras que el HNO_3 es el oxidante, al reducirse a NO .

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: $E^0(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$; $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$

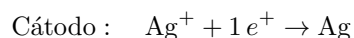
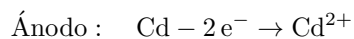
Respuesta:

- 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:



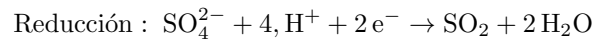
d) La fuerza electromotriz es:

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

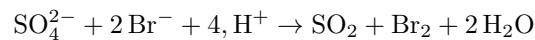
3. Sea la siguiente reacción de oxidación-reducción: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KBr} \rightarrow \text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ a. Ajústela por el método del ion-electrón. b) Identifique justificadamente el agente oxidante y el agente reductor.

Respuesta:

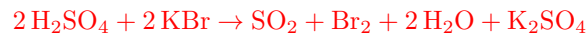
a) Las semirreacciones de oxidación y de reducción son las siguientes:



Sumando ambas semirreacciones, tendremos:



En forma molecular:

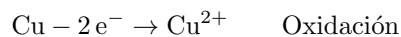


b) El oxidante es la sustancia que se reduce, es decir, el SO_4^{2-} mientras el reductor es la sustancia que se oxida, esto es, el Br^-

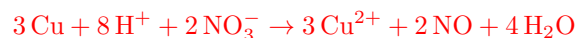
4. Considere la siguiente reacción química: $\text{Cu} + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
a) Ajústela usando el método del ion-electrón. b) Identifique justificadamente la especie oxidante y la especie reductora.

Respuesta:

a) Las semirreacciones son las siguientes:



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



En forma molecular:

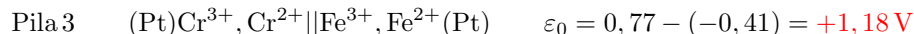
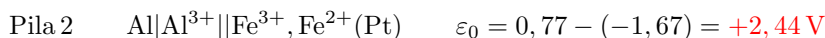
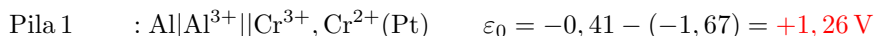


b) La especie oxidante es la que se reduce, es decir, el NO_3^- , mientras que la especie reductora es la que se oxida, es decir, el Cu .

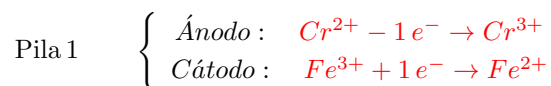
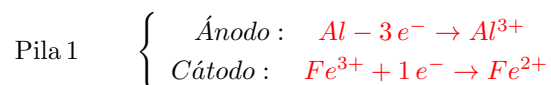
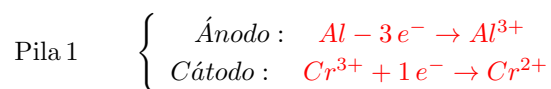
5. Considere los siguientes sistemas para los que se proporcionan sus potenciales normales: $E^\circ (\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,67 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}) = -0,41 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,77 \text{ V}$ Para cada una de las tres pilas 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:



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



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



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 $E_0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$ y $E_0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$: 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: $F = 96500 \text{ C}$.

Respuesta:

a) Las reacciones son las siguientes:



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

b) La fuerza electromotriz de la pila será:

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

c) La variación de energía libre será:

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

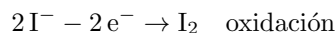
7. Sea la siguiente reacción de oxidación-reducción:



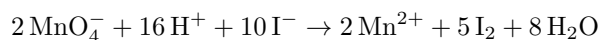
a) Ajústela por el método del ion-electrón. b) Identifique justificadamente el agente oxidante y el agente reductor.

Respuesta:

a) Las semirreacciones son las siguientes:



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



En forma molecular:



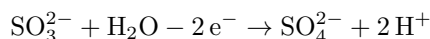
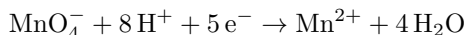
b) El agente oxidante es la especie que se reduce, esto es, el KMnO_4 , mientras que el reductor es la especie que se oxida, en este caso, el KI .

8. Dada la siguiente reacción de oxidación-reducción: $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SO}_4$ a) Explique cuál es el agente oxidante y cuál el agente reductor. b) Ajuste la reacción mediante el método del ion-electrón.

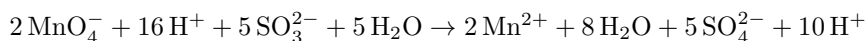
Respuesta:

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_4^{2-} .

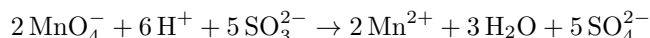
b) Las semirreacciones de reducción y oxidación son, respectivamente:



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



Agrupando términos, nos queda:



En forma molecular:

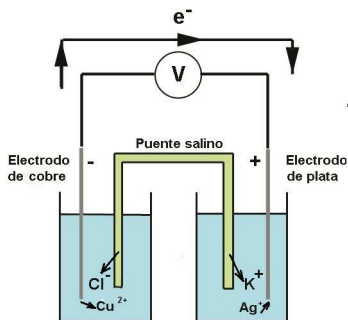


9. Considere una pila galvánica formada por un electrodo de cobre sumergido en una disolución de Cu^{2+} y por un electrodo de plata sumergido en una disolución de Ag^+ . I) Dibuje un esquema de la pila, con todos los elementos necesarios para su funcionamiento, e indique: a) Cuál de los electrodos actúa 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: $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80\text{ V}$; $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34\text{ V}$.

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:



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

d) La reacción global es:



e) La fuerza electromotriz tiene el valor:

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

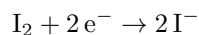
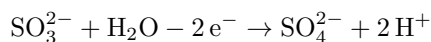
II) La masa de los electrodos **varía** con el transcurso de la reacción, disolviéndose el ce cobre y aumentando su masa el de plata.

10. Dada la reacción de oxidación-reducción: $\text{I}_2 + \text{NaOH} + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{NaI} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ a) Explique cuál es el agente oxidante y cuál el agente reductor. b) Ajuste la reacción mediante el método del ion-electrón.

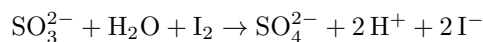
Respuesta:

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:



Sumando ambas semirreacciones:



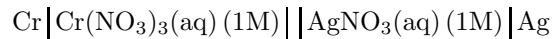
Sumando 2OH^- a cada miembro:



En forma molecular:



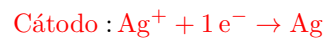
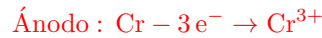
11. Se dispone de la siguiente pila galvánica:



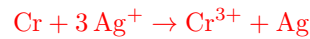
a) Escriba las reacciones que tienen lugar en cada uno de los electrodos, identificándolos como cátodo o ánodo, así como la reacción global de la pila. b) Calcule la fuerza electromotriz de la pila. c) Calcule la variación de energía libre. Datos: $E_0 (\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}) = -0,74 \text{ V}$; $E_0 (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; $F = 96.500 \text{ C}$.

Respuesta:

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



La reacción global es:



b) La fuerza electromotriz es:

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

c) la variación de energía libre es:

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

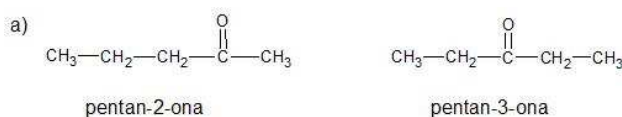
8. QUÍMICA ORGÁNICA.

1. I) Formule o nombre los siguientes compuestos: (1 punto) a) $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{C-CH}_2\text{-C}\equiv\text{CH}$; b) $\text{CH}_3\text{-CO-NH}_2$; c) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$; 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.

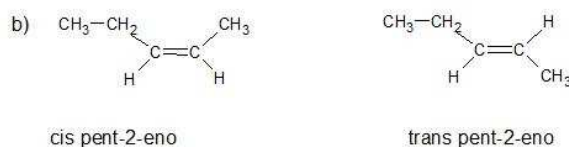
Respuesta:

I) a) 1,4-hexadiino. b) etanamida. c) ácido pentanoico. d) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$. e) $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$

II)



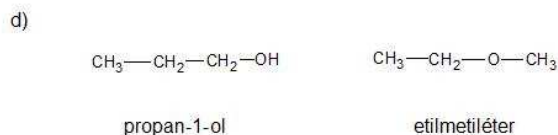
Se trata de dos isómeros de posición



Se trata de dos isómeros geométricos



Se trata de dos isómeros estructurales de cadena

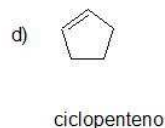
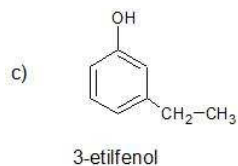


Se trata de dos isómeros estructurales de función

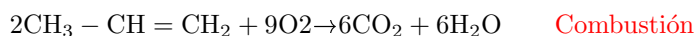
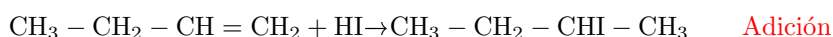
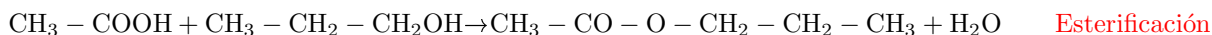
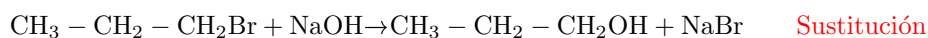
2. I) Formule o nombre los siguientes compuestos: a) $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$; b) $\text{N}(\text{CH}_3)_3$; c) 3-etilfenol; d) ciclopenteno; e) cloroformo II) Indique el tipo de reacción orgánica: a) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{Br} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH} + \text{NaBr}$ b) $\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CO-O-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ c) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}=\text{CH}_2 + \text{HI} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHI-CH}_3$ d) $2 \text{CH}_3\text{-CH}=\text{CH}_2 + 9 \text{O}_2 \rightarrow 6 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$

Respuesta:

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



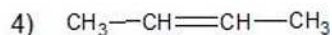
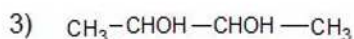
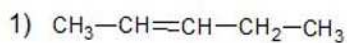
II)



3. I) Formule o nombre los siguientes compuestos: a) $\text{HOOC}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$; b) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$ 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:

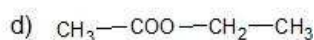
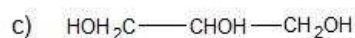
I)



II)

a) ácido pentanodioico

b) butilamina



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) $\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_2-\text{CO}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$; b) CH_3-CHO ; c) $\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$; 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: $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH} + \text{CH}_3-\text{COOH} \rightarrow$ b) Adición: $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH} = \text{CH}_2 + \text{HBr} \rightarrow$ c) Sustitución: $\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH} + \text{HBr} \rightarrow$ d) Eliminación: $\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CHBr}-\text{CH}_2 \xrightarrow{\text{NaOH}}$

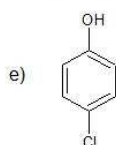
Respuesta:

I) .

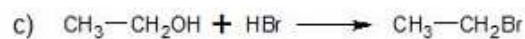
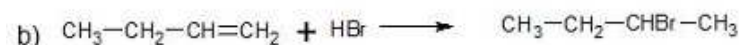
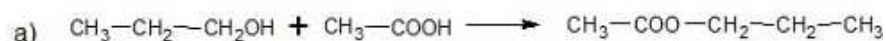
a) 2,4-hexanodiona

b) etanal

c) metoxipropano

d) $\text{CH}_3\text{-NH}_2$ 

II)



NaOH



5. I) Nombre los siguientes compuestos: a) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3$; b) $\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2$ 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) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3$: **butanoato de etilo**; b) $\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2$: **fenilamina** (anilina).

II)



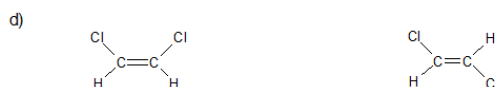
Isomería de cadena



Isomería de posición



Isomería de función



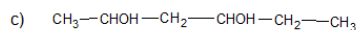
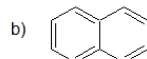
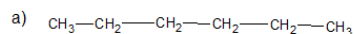
Isomería geométrica

6. I) Formule o nombre los siguientes compuestos: a) 2-Metilhex-1-eno b) Naftaleno c) Pentano-2,4-diol d) H-CHO e) $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$. II) Complete las siguientes reacciones orgánicas con los productos

mayoritarios esperados, según el tipo de reacción indicado: a) Sustitución: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{Br} + \text{NaCN}$ b) Adición: $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{C-CH}_3 + 2 \text{I}_2$ d) Eliminación: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHI-CH}_3 + \text{KOH}$ d) Condensación: $\text{CH}_3\text{-CH(CH}_3\text{)-COOH} + \text{CH}_3\text{-NH}_2$ e) Combustión: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH} + 5 \text{O}_2$

Respuesta:

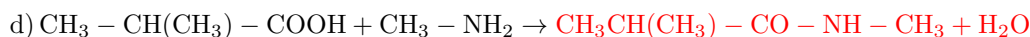
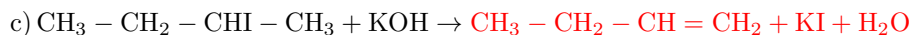
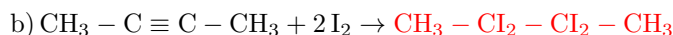
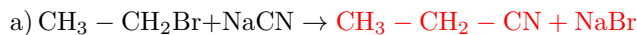
I) a)



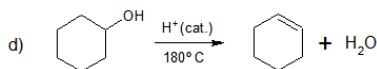
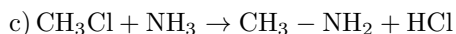
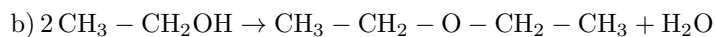
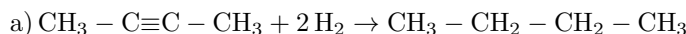
d) metanal

e) etanoato de propilo

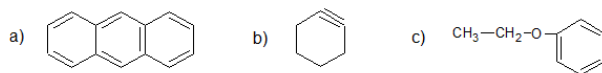
II) Las reacciones son las siguientes:



7. I) Formule o nombre los siguientes compuestos: a) Antraceno b) Ciclohexino c) Etil fenil éter d) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$ e) $\text{H-COO-CH}_2\text{-CH}_3$ II) Indique el tipo de reacción orgánica que ha tenido lugar:

**Respuesta:**

I)

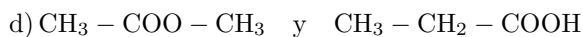
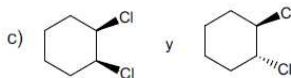
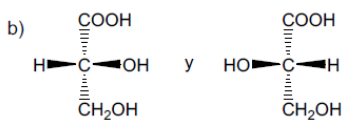
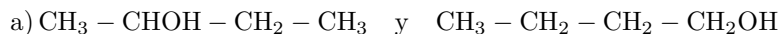


d) propanal

e) metanoato de etilo

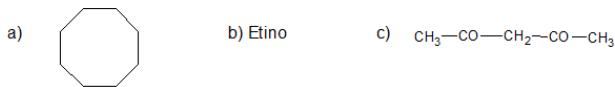
II) a) Reacción de **adición**. b) Reacción de **condensación**. c) Reacción de **sustitución**. d) Reacción de **eliminación**

8. I) Formule o nombre los siguientes compuestos: a) Ciclooctano b) $\text{CH}\equiv\text{CH}$ c) Pentano-2,4-diona d) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ e) Nitrobeneno II) Explique el tipo de isomería que presentan los siguientes pares de compuestos:



Respuesta:

I)



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