

PRUEBAS EBAU QUÍMICA

Juan P. Campillo Nicolás

16 de julio de 2022

www.yoquieroaprobar.es

1. EL ÁTOMO. ENLACE QUÍMICO.

1. Responda a las siguientes cuestiones: a)) Ordene razonadamente los elementos C, F y Li según los valores crecientes de su afinidad electrónica y de su electronegatividad. b) Especifique los números cuánticos del electrón diferenciador del átomo de Li.

Respuesta:

a) Los tres elementos forman parte de un mismo periodo. La afinidad electrónica varía aumentando de izquierda a derecha a lo largo de un periodo de la tabla periódica, por lo que el orden creciente de las afinidades electrónicas de los elementos citados es: $\text{Li} < \text{C} < \text{F}$. Lo mismo sucede en el caso de la electronegatividad, por lo que el orden creciente es el mismo que el de la afinidad electrónica.

b) La configuración electrónica del Li es $1s^2 2s^1$. Los números cuánticos del electrón diferenciador son: **$n = 2, l = 0, m = 0$ y $s = +1/2$ (o $-1/2$).**

2. Responda a las siguientes cuestiones. a) ¿Qué son los momentos dipolares instantáneo, inducido y permanente? b) Indique y justifique cuáles de estas especies; HF, H₂, CH₃ – CO – CH₃ (acetona) y CH₃ – CH₂OH (etanol) son polares. c) Indique y justifique cuáles de las especies del apartado anterior formarán enlaces de hidrógeno.

Respuesta:

a) Un momento dipolar instantáneo es el que se produce por una asimetría temporal en la distribución de la densidad electrónica. El momento dipolar inducido es aquel que se produce en una molécula apolar en presencia de otra de carácter polar. Por último, el momento dipolar permanente es el que presentan las moléculas en las que los enlaces sean polares y su geometría haga que el momento dipolar neto sea no nulo. Por ejemplo, el enlace C-H tiene carácter polar, sin embargo, la molécula de CH₄ es apolar, debido a su geometría tetraédrica, que hace que el momento dipolar neto sea nulo.

b) Son compuestos polares el HF, la acetona y el etanol, siendo apolar el H₂.

c) De los compuestos anteriores, formarán enlace por puente de HF y el etanol, debido a la existencia en ambos casos de un enlace entre un hidrógeno y un elemento muy electronegativo (F y O, respectivamente), no formando dicho enlace la acetona y el hidrógeno

3. En relación con la estructura atómica: a) Defina el concepto de isótopo. b) Si un isótopo de un elemento tiene el símbolo ${}^A_Z X$, establezca el elemento químico de que se trata y el significado de los índices. En relación con el estado de oxidación formal de los elementos: c) Defina el concepto de estado o número de oxidación de un elemento. d) Determine, justificándolo, el estado de oxidación formal de los elementos químicos que forman parte de las especies siguientes: O₂, CO₂, H₂SO₄, ClO₄⁻.

Respuesta:

a) Es un átomo que posee el mismo número atómico que otro, pero distinto número másico. Ambos átomos son de un mismo elemento.

b) La configuración electrónica de este elemento es: $1s^2 2s^2 2p^6$, por lo que se trata del **Ne. El valor 10 representa el número atómico y el 21, el número másico.**

c) Es la carga eléctrica que tendría el ion de este elemento, si todos sus enlaces con otros átomos fueran totalmente iónicos.

d) O₂: **0** (se trata de un elemento); CO₂: **4** y **O, -2** (el estado de oxidación del oxígeno en compuestos es -2); H₂SO₄: **S: +6, O: -2** e **H: +1**; ClO₄⁻: **Cl: +7, O: -2**. En todos los casos, la suma de los estados de oxidación, multiplicados por sus respectivos subíndices es, para cada especie, igual a su carga.

4. a) Enuncie el Principio de exclusión de Pauli b) ¿Qué define cada conjunto de números cuánticos n, l y m_l ? Razonando la respuesta deduzca si puede existir, en un átomo, más de un electrón con los números

cuánticos: $n = 2$, $l = 1$ y $m_l = 0$. c) ¿Cuántos electrones, como máximo, puede tener un átomo con los siguientes valores de los números cuánticos $n = 3$ y $l = 2$? ¿Qué define cada conjunto de números cuánticos n y l ? d) Enuncie el Principio de máxima multiplicidad de Hund e indique los electrones desapareados que existen en cada uno de los átomos e iones siguientes: nitrógeno, magnesio, catión hierro (III).

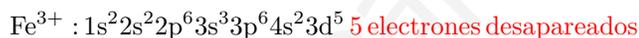
Respuesta:

a) Este principio afirma que «no es posible que dos electrones tengan la misma combinación de números cuánticos»

b) n define el nivel principal de energía; l , el subnivel, relacionado con el tipo de orbital, y m , la orientación de dicho orbital. Es posible la existencia de dos electrones con estos tres números cuánticos, pues el cuarto número cuántico tendría el valor $+1/2$ para uno de los electrones, y $1/2$ para el otro.

c) Para $n = 3$ y $l = 2$, pueden existir electrones con valores de número cuántico m_l : 2, 1, 0, -1 y -2, en total, **diez electrones**. El conjunto de números cuánticos n y l determina la energía y el tipo de orbital.

d) Este principio establece que los electrones deben distribuirse, siempre que sea posible, con sus spines paralelos. Las estructuras electrónicas de las especies indicadas son, respectivamente:



5. Para las siguientes configuraciones electrónicas de átomos neutros: i) $1s^2 2s^2$ ii) $1s^1 2s^1$ iii) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^8 4s^1$ iv) $1s^2 2s^2 3s^1$ v) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$ a) ¿Cuáles representan un estado fundamental, cuáles un estado excitado y cuáles son imposibles? b) Indique a qué átomo pertenecen las configuraciones que no son imposibles. c) Podemos representar un isótopo como ${}^A_Z X$. Explique esta simbología.

Respuesta:

a) Sólo el i) representa un estado fundamental. ii) y iv) representan estados excitados, siendo imposibles las demás configuraciones (en el nivel 3 no puede haber 4 orbitales p, mientras que en nivel 2 no existen orbitales d).

b) La configuración i) corresponde al **Be**, la ii) al **He**, mientras la iv) corresponde al **B**.

c) En esta representación **A** indica el número atómico, **Z** el número másico y **X** el símbolo del elemento.

6. Conteste las siguientes cuestiones: a) Defina afinidad electrónica de un elemento e indique cuál tiene mayor afinidad electrónica el átomo de cloro, Cl, o el de azufre, S. b) Indique razonadamente cuál sería más estable, el ion S^{2-} o el Cl^{2-} .

Respuesta:

a) La afinidad electrónica es la energía que se desprende cuando un átomo en estado gaseoso y no excitado capta un electrón. De los dos elementos mencionados, la mayor afinidad electrónica corresponde al Cl pues al captar un electrón, adquiere configuración de gas noble, lo que en el caso del S requeriría la captación de dos electrones.

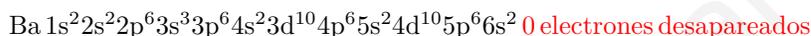
Respuesta:

b) Es más estable el ion S^{2-} , pues posee una configuración de gas noble. El ion Cl^{2-} no posee esta configuración, por lo que sería más inestable. Un ion estable para el Cl sería el ion Cl^- , que sí poseería configuración de gas noble.

7. Para los átomos neutros de S, C, Na, Cl y Ba: a.) Escriba las configuraciones electrónicas ordenadas. b) Indique y justifique cuántos electrones desapareados tiene cada uno de ellos? . c) Indique y justifique qué tipo de enlace se formará entre los elementos Na y Cl. . d) Indique tres características propias de un compuesto iónico.

Respuesta:

a) y b) Las respectivas configuraciones electrónicas son las siguientes:



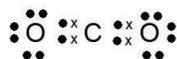
c) Dada la situación de cada elemento en la tabla periódica, la diferencia de electronegatividad entre ambos dará lugar a la formación de un **enlace iónico**.

d) Son sustancias sólidas, de elevado punto de fusión y no conductoras de la corriente eléctrica en estado sólido, aunque si fundidas o en disolución.

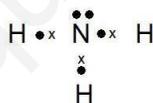
8. Para las moléculas CO_2 , NH_3 y CH_4 : a) Indique y justifique cuáles son sus estructuras de Lewis. b) Indique y justifique la geometría que presentan. c) Indique y justifique si son o no polares. d) Entre el NH_3 y el CH_4 justifique cuál de los dos tendrá menores ángulos de enlace.

Respuesta:

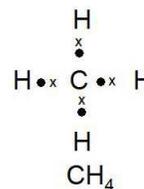
a) Las estructuras de Lewis son las siguientes:



CO_2



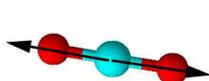
NH_3



CH_4

b) La molécula de CO_2 presenta una estructura lineal, al no haber pares de electrones solitarios sobre el C. El NH_3 presenta una estructura trigonal piramidal, al poseer el nitrógeno un par de electrones solitarios. Por último, el CH_4 presenta una estructura tetraédrica al no existir electrones solitarios sobre el C.

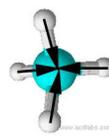
c) Las moléculas de CO_2 y CH_4 son apolares pues según su forma geométrica, la suma de los momentos dipolares de sus enlaces es nula. Por el contrario, la moléculas de NH_3 es polar, ya que la suma de los momentos dipolares de sus enlaces no es nula.



$$\mu = 0$$



$$\mu \neq 0$$



$$\mu = 0$$

- d) El CH_4 presenta ángulos de enlace de $109,5^\circ$, aproximadamente. En el caso del NH_3 , la existencia de un par de electrones solitarios sobre el átomo de N hace que los ángulos de enlace N-N disminuyan con respecto al valor de 109° antes indicado (más concretamente, el valor será de 107° , aproximadamente).
9. En función del tipo de enlace o fuerza intermolecular explique por qué: a) El agua es líquida a temperatura ambiente y el H_2S es un gas. b) El yodo (I_2) es sólido y el flúor (F_2) es un gas. c) La energía reticular del NaCl es menor que la del MgCl_2 . d) El plomo es conductor de la electricidad, mientras el diamante no lo es.

Respuesta:

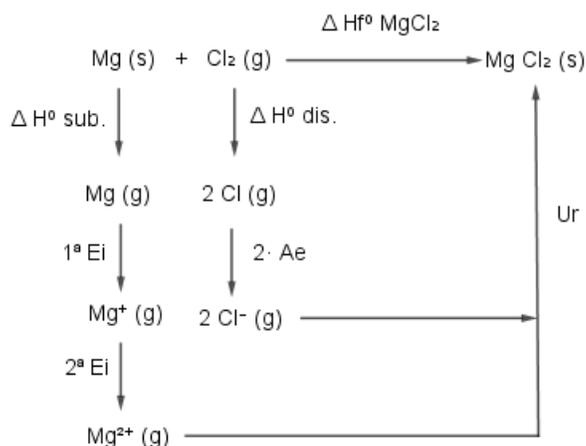
- a) El agua presenta **enlaces por puente de hidrógeno** aparte de las fuerzas intermoleculares entre dipolos. El H_2S sólo presenta fuerzas entre dipolos, sin que existan enlaces por puente de hidrógeno.
- b) **Las fuerzas intermoleculares aumentan con el tamaño** de las moléculas, mucho mayor en el caso del yodo que del flúor.
- c) **La energía reticular depende de la carga de los iones y de la distancia entre ellos**. La carga del ion magnesio es doble que la del ion sodio, lo que produce una atracción electrostática mayor entre los iones magnesio y cloruro que entre los iones sodio y cloruro.
- d) El plomo presenta **enlace metálico**, constituido por una red cristalina rodeada por una nube de electrones, que pueden desplazarse con facilidad, mientras que el diamante tiene una estructura reticular covalente.
10. a) Defina energía de ionización. b. Justifique qué especie de cada uno de los pares siguientes tiene mayor radio y cual mayor energía de ionización: i) Na y Mg ii) Si y C iii) Na y Na^+ iv) Cl^- y K^+

Respuesta:

- a) Es la energía que hay que suministrar a un átomo para hacerle perder un electrón y convertirlo así en un ion positivo.
- b) i) El **Na posee mayor radio** pues se encuentra en el mismo periodo que el Mg y el número atómico de éste es mayor. **La energía de ionización es mayor en el magnesio**, al encontrarse más a la derecha en la tabla periódica. ii) Ambos se encuentran en el mismo grupo. El radio aumenta al bajar en él, mientras que la energía de ionización disminuye. **El Si posee mayor radio** y el **C mayor energía de ionización**.
- iii) E **Na tiene mayor radio**, al ser su nivel electrónico más alto superior al del Na^+ . la energía de ionización será mayor en el ion Na^+ pues los electrones externos son más atraídos que en el Na.
- iv) Ambos tienen el mismo último nivel electrónico, pero el Cl posee menor número atómico, por lo que **el radio del Cl^- será mayor** que el del K^+
11. a) Justifique si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: el fluoruro de hidrógeno tiene un punto de fusión mayor que el cloruro de hidrógeno. b) Haga un esquema del ciclo de Born-Haber para el cloruro de magnesio y determine el valor de la afinidad electrónica del cloro a partir de los siguientes datos: $\Delta H_f^\circ \text{MgCl}_2 = -642 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^\circ_{\text{sublimación}} \text{Mg} = 151 \text{ kJ/mol}$; $1^\circ \text{EI Mg} = 738 \text{ kJ/mol}$; $2^\circ \text{EI Mg} = 1451 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^\circ_{\text{disociación}} \text{Cl}_2 = 242,4 \text{ kJ/mol}$; Energía reticular $\text{MgCl}_2 \text{ Ur} = -2529 \text{ kJ/mol}$.

Respuesta:

- a) La afirmación es **correcta**, ya que en el fluoruro de hidrógeno además de las fuerzas entre dipolos permanentes, se producen también interacciones por puente de hidrógeno, debido al pequeño tamaño y elevada electronegatividad del átomo de F.
- b) El ciclo de Born-Haber para el cloruro de magnesio es el siguiente:



Del esquema anterior se deduce que:

$$\text{Ae} = \frac{\Delta H_f^0 (\text{MgCl}_2) - \Delta H_s^0 (\text{Mg}) - 1^{\text{a}} \text{ Ei} - 2^{\text{a}} \text{ Ei} - \Delta H_f^0 \text{ dis.} - \text{Ur}}{2}$$

$$\text{Ae} = \frac{-642 - 151 - 738 - 1451 - 242,4 + 2529}{2} = -347,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

12. a. Escriba las configuraciones electrónicas ordenadas en su estado fundamental de nitrógeno, plomo, ion hierro (III), ion níquel (II) e ion sulfuro. b) Enuncie el principio de exclusión de Pauli y el de máxima multiplicidad de Hund. c) Indique los electrones desapareados que existen en cada uno de los átomos e iones del apartado a).

Respuesta:

a) N: $1s^2 2s^2 2p^3$; Pb: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$; Fe^{3+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$; Ni^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8$; S^{2-} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

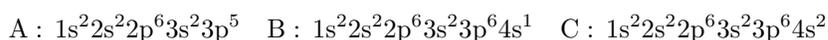
b) Principio de exclusión de Pauli: No es posible la existencia de dos electrones con sus cuatro números cuánticos iguales. Principio de Hund: los electrones tienden a ocupar, en un determinado nivel, el mayor número de orbitales de igual energía que sea posible, siendo los spines paralelos cuando sea posible.

c) **N: 3** electrones desapareados; **Pb: 2** electrones desapareados; **Fe^{3+} : 5** electrones desapareados; **Ni^{2+} : 2** electrones desapareados; **S^{2-} : 0** electrones desapareados.

13. Dados los elementos A ($Z = 17$), B ($Z = 19$) y C ($Z = 20$), responda a las siguientes cuestiones: a) Escriba sus configuraciones electrónicas ordenadas. b) Ordene razonadamente estos elementos según el valor creciente del tamaño de sus átomos. c) Razone cual será el ión más estable para cada uno de esos átomos. d) Escriba la fórmula de un compuesto que contenga solamente los elementos A y C. Indique cual será el tipo de enlace que explique mejor sus propiedades.

Respuesta:

a) Las configuraciones electrónicas respectivas son:



b) La ordenación por tamaño creciente de los átomos será: **A < C < B**, ya que el elemento C pertenece a un periodo inferior al de B y C. Al encontrarse estos dos últimos en el mismo periodo, tendrán

tamaños inversamente proporcionales a su número atómico.

c) Los iones más estables serán, respectivamente, A^- ; B^+ y C^{2+} puesto que, en cada caso, la configuración es de gas noble.

d) Este compuesto puede ser el CA_2 , donde el enlace entre A y C será de carácter iónico, al estar bastante separados ambos elementos en la tabla periódica.

14. Teniendo en cuenta la estructura y el tipo de enlace, justifique las siguientes afirmaciones: a) El cloruro de sodio tiene mayor punto de fusión que el bromuro de sodio. b) El carbono en forma de diamante es un sólido muy duro. c) El nitrógeno molecular presenta gran estabilidad química. d) El amoníaco gaseoso es una molécula polar.

Respuesta:

a) La energía reticular es mayor en el caso del cloruro de sodio que en el bromuro de sodio, al ser mayor en este último caso la distancia interiónica. Cuanto mayor es la energía reticular de un compuesto iónico, tanto mayor es su punto de fusión.

b) El diamante es un compuesto que posee una red cristalina tridimensional, lo que le confiere una elevada dureza.

c) La elevada estabilidad del nitrógeno molecular es debido a la existencia de un triple enlace entre sus átomos.

d) El amoníaco se produce una hibridación sp^3 en el átomo de nitrógeno. La molécula tendrá forma de pirámide trigonal, con lo que la suma de los momentos dipolares de los enlaces N-H no puede ser nula. En consecuencia, la molécula es polar.

15. Para los elementos del segundo periodo: a. ¿Cuáles consiguen configuración de gas noble al ganar o perder un solo electrón? Escriba las configuraciones electrónicas ordenadas de los iones resultantes. b. Ordene los elementos de los grupos 13 al 17 de acuerdo con el valor creciente de su radio atómico. Justifique la respuesta. c. Defina energía de ionización. Entre el elemento del grupo 1 y el del grupo 2, ¿cuál tiene mayor energía de ionización? Justifique la respuesta.

Respuesta:

a) Los elementos son el **Li** y el **F**. Las respectivas configuraciones de los iones obtenidos son:



b) A lo largo de un periodo, el radio atómico aumenta al desplazarnos hacia la derecha en la tabla periódica, debido a que el último nivel electrónico es el mismo, mientras que el número de protones en el núcleo aumenta. De esta forma, el radio atómico aumenta **desde el grupo 13 al 17**.

c) La energía de ionización es la energía que hay que suministrar a un átomo para hacerle perder un electrón. Los elementos del grupo 1 tienen un electrón en su último nivel, que, al perderse, da lugar a una configuración de gas noble, lo que no sucede en los elementos del grupo 2. El electrón más externo está más atraído por el núcleo para elementos del grupo 2, al ser mayor en una unidad el número de protones del núcleo. Por tanto, la energía de ionización será **mayor en el grupo 2 que en el 1**.

16. Justifique si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas: a. El amoníaco (NH_3) es una sustancia apolar. b. El cloruro de sodio ($NaCl$) tiene mayor punto de fusión que el bromuro de potasio (KBr). c. Los metales apenas conducen la corriente eléctrica. d. En el etanol (CH_3CH_2OH) existen enlaces de hidrógeno. e. Los enlaces presentes en el agua y los presentes en el cloruro sódico ($NaCl$) hacen que ambos compuestos presenten la misma estructura.

Respuesta:

a) La afirmación es **incorrecta**. dada su estructura piramidal, el momento dipolar de la molécula no

puede ser nulo.

b) La energía reticular es mayor en el caso del NaCl que en el KBr, debido a la menor distancia interiónica en el primero, por tanto el punto de fusión del NaCl será superior al del KBr. La afirmación es **correcta**.

c) La afirmación es **incorrecta**. En enlace de este tipo de elementos permite la elevada movilidad de los electrones.

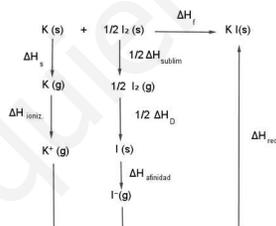
d) La afirmación es **correcta**, al existir enlaces entre un elemento electronegativo de pequeño tamaño (O) y el H.

e) La afirmación es **incorrecta**, ya que en el NaCl el enlace es iónico, mientras que en el agua es covalente.

17. En relación a la afinidad electrónica: a) Defínala y explique su variación en el sistema periódico. b) Teniendo en cuenta los datos que se dan a continuación, calcule la afinidad electrónica del I (g) mediante el correspondiente ciclo de Born-Haber. Datos: Calor estándar de formación del KI (s) = $-327 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ Calor de sublimación del K (s) = $90 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ Calor de sublimación del I₂ (s) = $62 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ Energía de disociación del I₂ (g) = $149 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ Energía de ionización del K (g) = $418 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ Energía reticular del KI (s) = $-633 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Respuesta:

a) La afinidad electrónica es la energía desprendida cuando un átomo adquiere un electrón para convertirse en un ion negativo. En un grupo aumenta hacia arriba, mientras que en un periodo aumenta de derecha a izquierda. b) El ciclo de Born-Haber para el KI es el siguiente:



a partir de la anterior representación, podemos escribir:

$$\Delta H_f = \Delta H_s + \Delta H_{\text{ioniz}} + \frac{1}{2} \Delta H_{\text{sublim}} + \frac{1}{2} \Delta H_D + \Delta H_{\text{afinidad}} + \Delta H_{\text{red}}$$

$$\Delta H_{\text{afinidad}} = \Delta H_f - \Delta H_s - \Delta H_{\text{ioniz}} - \frac{1}{2} \Delta H_{\text{sublim}} - \frac{1}{2} \Delta H_D - \Delta H_{\text{red}}$$

Sustituyendo valores, tendremos:

$$\Delta H_{\text{afinidad}} = -327 - 90 - 418 - \frac{1}{2} 62 - \frac{1}{2} 149 + 633 = -307,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

18. Responda a las siguientes cuestiones: a. Dados los elementos X e Y cuyos valores de Z son 20 y 25 respectivamente, escriba sus configuraciones electrónicas ordenadas, identifíquelas y señale grupo y periodo, así como las configuraciones electrónicas ordenadas de sus iones X²⁺ e Y²⁺. b. Razone si X tendrá mayor o menor radio atómico que Y. c. Justifique si son posibles las siguientes combinaciones de números cuánticos: (2, 0, 3, -1/2); (1, 1, 0, -1/2); (3, -2, 1, +1/2) y (3, 1, -1, -1/2) d. ¿Por qué el NH₃ (l) presenta una temperatura de ebullición superior al NF₃ (l)?

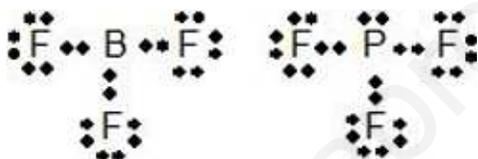
Respuesta:

a) Las configuraciones electrónicas respectivas son: X: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$; Y: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$. El elemento X es el **Ca**, (**grupo 2, periodo 4**), y el Y es el **Mn**, (**grupo 7, periodo 4**). Las configuraciones electrónicas de sus iones son, respectivamente: $X^{2+} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; $Y^{2+} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$. b) El radio atómico disminuye de derecha a izquierda a lo largo de un periodo, por lo que el elemento **X tendrá mayor radio atómico**. c) Solo es posible **(3, 1, -1, -1/2)**. En la primera combinación $m > l$. En la segunda, $l = n$, y en la tercera, l es negativo. d) **En el NH_3 existen enlaces por puente de hidrógeno**, inexistentes en NF_3 .

19. Dadas las moléculas BF_3 y PF_3 : a. Represente sus estructuras de Lewis. b. Prediga razonadamente la geometría de cada una de ellas según la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia c. Determine, razonadamente, si estas moléculas son polares e indique las fuerzas intermoleculares que actúan en ellas.

Respuesta:

a) Las estructuras de Lewis son, respectivamente:



Según la TRPECV, la molécula de BF_3 será trigonal plana, al no haber el B ningún par de electrones no enlazantes. En el BF_3 , la existencia de un par no compartido sobre el P hace que la forma de la molécula sea piramidal. Como consecuencia de estas estructuras geométricas, la molécula de BF_3 será **apolar**, mientras que PF_3 tendrá carácter **polar**. Las moléculas de BF_3 estarán sometidas a fuerzas de dispersión de London, debido a la interacción entre **dipolos temporales**. En el BF_3 existirán fuerzas de Van der Waals, debidas a las interacciones entre **dipolos permanentes**.

20. Conteste las siguientes cuestiones: a. Defina energía de ionización de un elemento. b. Explique la variación en la tabla periódica de esta propiedad y ordene de menor a mayor energía de ionización los siguientes átomos: rubidio, sodio, silicio, azufre y cloro. c. Escriba la configuración electrónica del hierro ordenada y escriba los números cuánticos posibles de su electrón diferenciador.

Respuesta:

a) Es la energía que hay que suministrar a un átomo neutro en estado gaseoso para hacerle perder un electrón.
 b) En la tabla periódica esta propiedad aumenta de izquierda a derecha u de abajo hacia arriba. La ordenación de energía de ionización en orden creciente es: **Rb < Na < Si < S < Cl**.
 c) La configuración electrónica del Fe es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$. Los números cuánticos su electrón diferenciador son **$n = 3$; $l = 2$, $m = 2$ $s = +1/2$** .

21. Para los elementos químicos cuyos números atómicos son: 11, 35, 38 y 54. a. Escriba su configuración electrónica ordenada. b. Razone las siguientes cuestiones: - ¿Qué estados de oxidación serán los más frecuentes para cada elemento? - ¿Cuáles son metales y cuáles no metales? - Justifique cuál es el elemento menos electronegativo y cuál el más electronegativo.

Respuesta:

a) Las respectivas configuraciones electrónicas son: **11** : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ **35** : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ **38** : $1s^2 2s^2 2p^6$
 b) Los estados de oxidación más frecuentes serán: **11 (+1)**; **35 (-1)**; **38 (+2)** **54 (0)**. Los elementos de números atómicos **11 y 38 son metales**, al estar situados a la izquierda en la tabla periódica. La electronegatividad depende de la afinidad electrónica y de la energía de ionización, que varían a lo largo

de la tabla periódica aumentando de abajo hacia arriba y de izquierda a derecha. Si excluimos el gas noble Xe, de número atómico 55, el elemento de mayor electronegatividad será el de número atómico **35**, mientras que el de menor electronegatividad será el de número atómico **38**.

22. En relación con los compuestos iónicos: a. Defina el concepto de energía reticular. b. Establezca un ciclo de Born-Haber para la obtención de NaCl(s) a partir de Na(s) y Cl₂(g). Sabiendo que la entalpía de formación del cloruro sódico sólido es igual -411 kJ/mol, calcule su energía reticular, ΔH_{red}^0

DATOS: $\Delta H_{\text{sublimación}}^0 \text{ Na(s)} = +107 \text{ kJ/mol}$

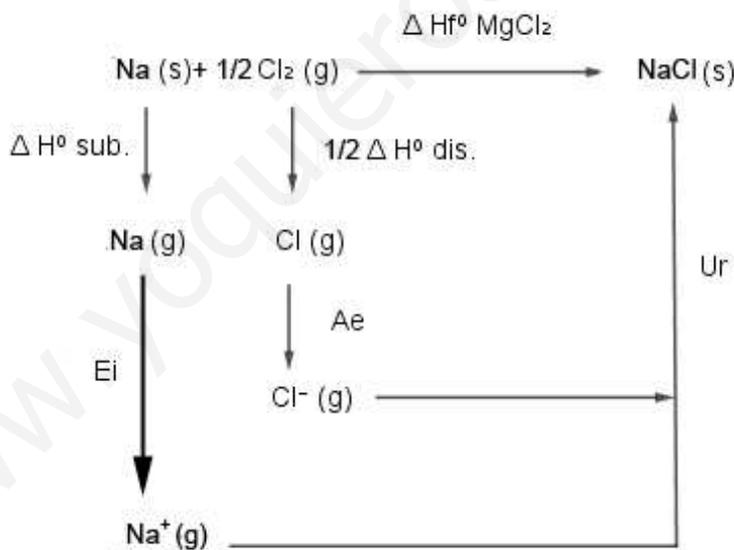
$\Delta H_{\text{disociación}}^0 \text{ Cl}_2(\text{g}) = +244 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_{\text{ionización}}^0 \text{ Na(s)} = +496 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_{\text{afinidad electrónica}}^0 \text{ Cl(g)} = -349 \text{ kJ/mol}$

Respuesta:

- a) La energía reticular es la energía necesaria cuando se forma un mol de un compuesto iónico a partir de los iones en estado gaseoso que lo forman.
b) El ciclo de Born-Haber es el siguiente:



A partir del anterior ciclo, se puede despejar ΔH_{red}^0 quedando: $\Delta H_{\text{red}}^0 = \Delta H_{\text{f}}^0 - \Delta H_{\text{subl}}^0 - \Delta H_{\text{ion}}^0 - \frac{1}{2} \Delta H_{\text{dis}}^0 - \Delta H_{\text{A.e.}}^0$.

$$\Delta H_{\text{red}}^0 = -411 - 107 - 496 - \frac{1}{2} 244 - (-349) = -787 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

23. Dados los elementos A (Z = 20), B (Z = 35), C (Z = 23) y D (Z = 39) responda a las siguientes cuestiones: a) Escriba sus configuraciones electrónicas ordenadas. b) Razone cuál será el ion más estable de los elementos A y B. c) Explique el compuesto y tipo de enlace que tendría lugar entre los átomos de

los elementos A y B e indique tres propiedades del compuesto. d) Defina energía de ionización ¿Qué elemento de los dados presenta la mayor energía de ionización? Explíquelo razonadamente.

Respuesta:

- a) Las configuraciones electrónicas respectivas son: **A:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$; **B:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$; **C:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$ y **D:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^1$.
- b) Los iones más estables para A y B son **A²⁺** y **B⁻** al tener el primero una baja energía de ionización y afinidad electrónica, lo contrario que lo que le sucede al elemento B.
- c) El compuesto entre estos dos elementos sería el **AB₂**, tratándose de un compuesto **iónico**, dada la diferencia de electronegatividad entre A y B. Se trata de un compuesto de **elevada dureza y punto de fusión, así como soluble en agua**.
- d) La energía de ionización es la energía que debe suministrarse para que un átomo en estado gaseoso pierda un electrón. El elemento con mayor energía de ionización es el **B**. Todos los elementos citados, salvo el D, se encuentran en el cuarto periodo, y la carga nuclear efectiva aumenta de izquierda a derecha a lo largo de aquel, mientras se mantiene aproximadamente constante a lo largo de un grupo, lo que hace que el elemento situado más a la derecha atraiga los electrones más externos con mayor fuerza, y, en consecuencia, su energía de ionización sea mayor.
24. Haga el estudio de las moléculas NH₃ y CO₂ en los términos que se indican: a) Escriba la estructura de Lewis. b. A partir de la TRPECV, indique su forma espacial. c) ¿Qué moléculas tienen momento dipolar distinto de cero? d) ¿Qué tipo de hibridación presentan sus átomos centrales? e) Indique el tipo de fuerzas intermoleculares en cada una de las sustancias.

Respuesta:

- a) La estructura de Lewis de cada uno de estos compuestos es la siguiente:



- b) Según la TRPECV, la presencia de un par de electrones no enlazados sobre el átomo de nitrógeno hace que la molécula de amoníaco tenga una forma **piramidal trigonal**. En el dióxido de carbono existen dos pares de electrones no enlazados sobre el átomo central, lo que hace que la molécula sea **lineal**.
- c) La molécula con **momento dipolar distinto de cero es la de NH₃**, mientras que **la de CO₂ tiene momento dipolar nulo**.
- d) La hibridación es de tipo **sp³ en el átomo de nitrógeno**, y **sp en el átomo de C**.
- e) Las fuerzas intermoleculares en el NH₃, aparte de las de **interacción entre dipolos**, son las debidas a **enlaces por puente de hidrógeno**, mientras que en el CO₂ las fuerzas son debidas a interacciones entre dipolos temporales y dipolos inducidos (**fuerzas de dispersión de London**).

2. ESTEQUIOMETRÍA.

www.yoquieroaprobar.es

3. CINÉTICA DE REACCIONES.

1. Para la reacción: $A + B \rightarrow \text{Productos}$, se determinaron experimentalmente las siguientes velocidades iniciales: Calcule numéricamente: a) La ley de velocidad para la reacción. b) El orden de la reacción

Experimento	$[A]_0$ M	$[B]_0$ M	Velocidad $\cdot 10^{-3}$ (M \cdot s $^{-1}$)
1	0,20	0,10	3,40
2	0,20	0,30	10,20
3	0,40	0,30	40,80

(total y parciales). c) La constante de velocidad y la velocidad de la reacción si las concentraciones iniciales de A y de B son 0,50 M.

Respuesta:

- a) La ley de velocidad tiene la expresión:

$$v = K[A]^\alpha[B]^\beta$$

Tomando los datos de los experimentos 2 y 1, y dividiendo miembro a miembro, tendremos:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{10,20}{3,40} = 3 = \frac{K \cdot 0,20^\alpha 0,30^\beta}{K \cdot 0,20^\alpha 0,10^\beta} = 3^\beta \rightarrow \beta = 1$$

Haciendo lo mismo con los datos de los experimentos 3 y 2, tendremos:

$$\frac{v_3}{v_2} = \frac{40,80}{10,20} = 4 = \frac{K \cdot 0,40^\alpha 0,30^\beta}{K \cdot 0,20^\alpha 0,30^\beta} = 2^\alpha \rightarrow \alpha = 2$$

Por tanto, la ley de velocidad es:

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

- b) El orden total es **3** (2+1). Los órdenes parciales respecto de A y de B son **2** y **1**, respectivamente
 c) Para calcular la constante de velocidad, sustituimos los datos ya conocidos junto con los calculados, para uno cualquiera de los experimentos (por ejemplo, el 1):

$$3,40 \cdot 10^{-3} = K \cdot 0,2^2 \cdot 0,1, \text{ obteniéndose : } K = 0,85 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$$

La velocidad de reacción para $[A] = [B] = 0,5$ M será:

$$v = 0,85 \cdot 0,5^2 \cdot 0,5 = 0,106 \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$$

2. Indique, justificando la respuesta, si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas: a) Cuando se añade un catalizador a una reacción, ésta se hace más exotérmica y su velocidad aumenta. b) En general, las reacciones químicas aumentan su velocidad cuanto más alta es su temperatura. c) Las reacciones químicas entre compuestos iónicos en disolución suelen ser más rápidas que en fase sólida. d) La velocidad de las reacciones químicas, en general, es mayor en las disoluciones concentradas que en las diluidas.

Respuesta:

- a) La afirmación es falsa: la velocidad de la reacción aumenta, pero su entalpía no cambia.
 b) La afirmación es **correcta**: según la teoría de colisiones, la energía de las moléculas se hace mayor al

aumentar la temperatura, y el número de choques eficaces aumenta.

c) La afirmación es **correcta**: el contacto entre los reactivos es mucho mayor en el primer caso

d) La afirmación es **correcta**: la velocidad de una reacción química, por ejemplo, del tipo $A + B \rightarrow C$ tiene la expresión: $v = k[A]^\alpha[B]^\beta$

3. Las nieblas de contaminación urbana se deben en parte a los óxidos de nitrógeno. Se ha estudiado la cinética de la reacción exotérmica: $\text{NO} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{NO}_2$ y se ha determinado que cuando se duplica la $[\text{O}_2]$ manteniendo constante la $[\text{NO}]$, la velocidad de reacción se duplica; y cuando la $[\text{NO}]$ se duplica manteniendo constante la $[\text{O}_2]$ la velocidad de reacción se hace 4 veces mayor. a) Calcule el orden total de la reacción. b) Determine las unidades de la constante de velocidad, k. c) Dibuje un gráfico que represente la variación de energía durante el transcurso de la reacción, incluyendo todas las magnitudes de energía implicadas.

Respuesta:

a) La expresión de la velocidad de la reacción tiene la siguiente forma:

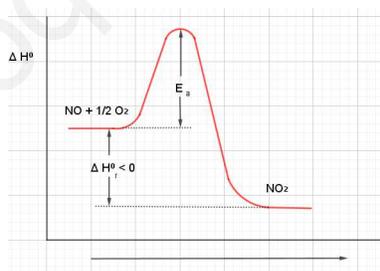
$$v = k[\text{NO}]^\alpha[\text{O}_2]^\beta$$

Si al duplicar la concentración de O_2 la velocidad aumenta al doble, la reacción será de orden 1 para el O_2 , es decir, $\beta = 1$. Por otra parte, si al duplicar la concentración de NO la velocidad aumenta al cuádruple, esto indica que el valor de α será 2, con lo que la reacción será de orden 2 respecto al NO . El orden total de la reacción será, pues $n = 2 + 1 = 3$.

b) Las unidades de la constante de velocidad serán:

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

c) Al tratarse de una reacción exotérmica, la variación de energía con el transcurso de la reacción podría ser representada de la forma:



4. El NO (g) reacciona con H_2 (g) para formar N_2O (g) y H_2O (g). Para dicha reacción se determinaron las siguientes velocidades iniciales de reacción para las concentraciones iniciales de reactivos que se indican en la tabla: Calcule numéricamente: a) El orden total de la reacción y los órdenes parciales.

Experimento	$[\text{NO}]_0$ (M)	$[\text{H}_2]_0$ (M)	V_0 (M·s ⁻¹)
1	0,064	0,022	$2,6 \cdot 10^{-2}$
2	0,064	0,044	$5,2 \cdot 10^{-2}$
3	0,128	0,022	$1,0 \cdot 10^{-1}$

b) La constante de velocidad de la reacción. c) La velocidad inicial de la reacción para concentración inicial de ambos reactivos igual a 0,08 M.

Respuesta:

a) La expresión de la velocidad de la reacción tiene la siguiente forma:

$$v = k[\text{NO}]^\alpha [\text{H}_2]^\beta$$

Tomando los datos de los experimentos 2 y 1, y dividiendo miembro a miembro, tendremos:

$$\frac{5,2 \cdot 10^{-2}}{2,6 \cdot 10^{-2}} = 2 = \frac{k \cdot 0,064^\alpha \cdot 0,044^\beta}{k \cdot 0,064^\alpha \cdot 0,022^\beta} = 2^\beta \quad \beta = 1$$

Tomando ahora los datos de los experimentos 3 y 2, y dividiendo miembro a miembro:

$$\frac{1,0 \cdot 10^{-1}}{5,2 \cdot 10^{-2}} \simeq 2 = \frac{k \cdot 0,128^\alpha \cdot 0,022}{k \cdot 0,064^\alpha \cdot 0,044} = 2^{\alpha-1} \quad \alpha = 2$$

Con lo que la velocidad de reacción tendrá la expresión: $v = k[\text{NO}]^2[\text{H}_2]$. El orden total de reacción será: $n = 2 + 1 = 3$.

b) Para hallar la constante de velocidad de la reacción, sustituimos los valores de uno de los experimentos, por ejemplo el 1:

$$2,6 \cdot 10^{-2} = k \cdot 0,064^2 \cdot 0,022 \quad k = 288,53 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

c) La velocidad inicial será:

$$v_0 = 288,53 \cdot 0,08^3 = 0,148 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

5. La ecuación de velocidad para la reacción: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$ es de orden 1 respecto al hidrógeno y de orden 1 respecto al yodo. a) Escriba la ley de velocidad e indique qué unidades tendrá la constante de velocidad. b) Justificando debidamente la respuesta, indique cómo variará la velocidad de la reacción: i. Si manteniendo la temperatura constante, la presión se hace el doble, (debido a una variación del volumen). ii. Si aumentamos la temperatura. iii. Si se adiciona un catalizador.

Respuesta:

a) la ley de velocidad tendrá la expresión: $v = k[\text{H}_2][\text{I}_2]$. Las unidades de k serán:

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

- b) i) Al aumentar al doble la presión, a temperatura constante, el volumen disminuye a la mitad, con lo que la concentración de las especies se hace doble. La velocidad se hará, entonces, **cuatro veces mayor**. ii) Un aumento de temperatura **hará aumentar** el valor de la constante k, cuya expresión, siguiendo la ecuación de Arrhenius es: $k = A e^{-(E_a/RT)}$ y, por tanto, la velocidad de la reacción. iii) La adición de un catalizador **aumenta la velocidad** de la reacción, tanto del proceso directo como del inverso.
6. La velocidad de la reacción $\text{A} + 2 \text{B} \rightarrow \text{C}$ en fase gaseosa solo depende de la temperatura y de la concentración de A, de manera que si se duplica la concentración de A, la velocidad también se duplica. a) Justifique para qué reactivo cambia más deprisa la concentración. b) Escriba la ecuación de velocidad y determine los órdenes parciales respecto de A y de B. c) Indique las unidades de la velocidad de reacción y de la constante de velocidad. d) Justifique cómo afectará a la velocidad de reacción una disminución del volumen a temperatura constante.

Respuesta:

a) La velocidad se puede expresar como:

$$v = -\frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{2} \frac{d[B]}{dt} \quad \frac{d[B]}{dt} = 2 \frac{d[A]}{dt}$$

La concentración **cambia más rápidamente para el reactivo B**.

b) La ecuación de velocidad es: $v = k[A]$. El orden parcial de la reacción es 1 respecto de A, y **0 respecto de B**.

c) La velocidad de reacción se expresa en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$. La constante de velocidad tiene como unidades: $\frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}} = \text{s}^{-1}$.

d) Una disminución de volumen producirá un aumento en la concentración de A, por lo que la velocidad de la reacción **aumentará**.

7. La reacción $A + 3B \rightarrow C$ es de primer orden respecto de A y de segundo orden respecto de B. Utilizando los datos de la tabla, calcule: a) La constante de velocidad con sus unidades correspondientes. b) El orden total de la reacción y escriba la ecuación de la velocidad. c) Los valores de las concentraciones que faltan en la tabla.

Experimento	[A] ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	[B] ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	v ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$)
1	0,10	0,30	0,030
2		0,60	0,120
3	0,30		0,090

Respuesta:

a) La ecuación de velocidad es del tipo: $v = k[A][B]^2$. para determinar el valor de k, tendremos, a partir del primer experimento:

$$0,030 = k \cdot 0,10 (0,30)^2 \quad k = 3,33 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

Con lo que la ecuación de velocidad quedará así: $v = 3,33[A][B]^2$.

b) El orden total de la reacción será la suma de los órdenes parciales, es decir: $n = 1 + 2 = 3$.

c) En los experimentos 2 y 3 tendremos, respectivamente:

$$0,120 = 3,33[A] \cdot 0,60^2 \quad [A] = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$0,090 = 3,33 \cdot 0,30[B]^2 \quad [B] = 0,30 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

8. Se ha medido la velocidad inicial de la reacción: $a A + b B \rightarrow c C$ a 25°C para los tres experimentos que se muestran en la tabla siguiente.

Calcule: a. El orden total de la reacción y los órdenes parciales. b. La constante de velocidad de la reacción y sus unidades. c. La velocidad inicial de la reacción para una concentración inicial de ambos

Experimento	[A] ₀ (M)	[B] ₀ (M)	v ₀ ($\text{M} \cdot \text{s}^{-1}$)
1	0,20	0,20	$1,1 \cdot 10^{-6}$
2	0,40	0,20	$4,4 \cdot 10^{-6}$
3	0,20	0,60	$3,3 \cdot 10^{-6}$

reactivos igual a 0,08 M.

Respuesta:

a) Tomando los experimentos 1 y 2:

$$1,1 \cdot 10^{-6} = k \cdot 0,20^\alpha \cdot 0,20^\beta$$

$$4,4 \cdot 10^{-6} = k \cdot 0,40^\alpha \cdot 0,20^\beta$$

Dividiendo miembro a miembro la segunda expresión entre la primera:

$$\frac{4,4 \cdot 10^{-6}}{1,1 \cdot 10^{-6}} = 4 = \left(\frac{0,40}{0,20}\right)^\alpha \quad \alpha=2$$

Tomando ahora los datos de los experimentos 1 y 3:

$$1,1 \cdot 10^{-6} = k \cdot 0,20^2 \cdot 0,20^\beta$$

$$3,3 \cdot 10^{-6} = k \cdot 0,20^2 \cdot 0,60^\beta$$

Dividiendo miembro a miembro la segunda expresión entre la primera:

$$3 = \left(\frac{0,60}{0,20}\right)^\beta \quad \beta=1$$

Los órdenes parciales son **2 respecto de A, y 1 respecto de B**. El orden total es $2 + 1 = 3$.

b) La constante de velocidad es:

$$k = \frac{v}{[A]^2[B]} = \frac{1,1 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{0,20^2 \cdot \text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2} \cdot 0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 1,38 \cdot 10^{-4} \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

c) La velocidad de la reacción será:

$$v = 1,38 \cdot 10^{-4} (0,08)^2 (0,08) = 7,07 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

9. La destrucción de la capa de ozono es debida entre otras a la siguiente reacción: $\text{NO} + \text{O}_3 \rightleftharpoons \text{NO}_2 + \text{O}_2$. La velocidad de esta reacción se ha obtenido en tres experimentos en los que se han variado las concentraciones iniciales de los reactivos siendo los resultados:

	$[\text{NO}]_0$	$[\text{O}_3]_0$	Velocidad (mol/L·s)
Experimento 1	$1,0 \cdot 10^{-6}$	$3,0 \cdot 10^{-6}$	$6,6 \cdot 10^{-5}$
Experimento 2	$3,0 \cdot 10^{-6}$	$9,0 \cdot 10^{-6}$	$1,78 \cdot 10^{-3}$
Experimento 3	$1,0 \cdot 10^{-6}$	$9,0 \cdot 10^{-6}$	$1,98 \cdot 10^{-4}$

a. Determine la ecuación de velocidad y el orden global de la reacción. b. Determine el valor y las unidades de la constante de velocidad, k.

Respuesta:

a) la ecuación de velocidad se puede poner en la forma:

$$v = k[\text{NO}]^\alpha [\text{O}_3]^\beta$$

Tomando los experimentos 1 y 3, y dividiendo miembro a miembro:

$$\frac{1,98 \cdot 10^{-4}}{6,6 \cdot 10^{-5}} = \left(\frac{9,0 \cdot 10^{-6}}{3,0 \cdot 10^{-6}}\right)^\beta \quad \beta=1$$

Tomando ahora los experimentos 2 y 3, siguiendo el procedimiento anterior:

$$\frac{1,98 \cdot 10^{-4}}{1,78 \cdot 10^{-3}} = \left(\frac{1,0 \cdot 10^{-6}}{3,0 \cdot 10^{-6}} \right)^\alpha \quad \alpha = 2$$

La ecuación de velocidad es:

$$v = k[\text{NO}][\text{O}_3]^2$$

El orden total de la reacción es **3**.

c) La unidad de la constante de velocidad es:

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

El valor de k es:

$$1,98 \cdot 10^{-4} = k \cdot 1,0 \cdot 10^{-6} (9,0 \cdot 10^{-6})^2 \quad k = 1,23 \cdot 10^{12}$$

10. Se han obtenido los siguientes datos para la reacción $2\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$ a una determinada temperatura:

Experimento	[A] ₀ (mol/L)	[B] ₀ (mol/L)	v ₀ (M/s)
1	0,2	0,2	$5,40 \cdot 10^{-3}$
2	0,4	0,2	$1,08 \cdot 10^{-2}$
3	0,4	0,4	$2,16 \cdot 10^{-2}$

a) Determine el orden de reacción respecto de cada uno de los reactivos, la ecuación de velocidad y la constante de velocidad incluyendo sus unidades. b) Explique cómo afecta a la velocidad de la reacción un aumento de la temperatura del sistema. c) ¿Podríamos aumentar la velocidad de reacción sin modificar la concentración de los reactivos y la temperatura? Justifique su respuesta.

Respuesta:

a) La ecuación de velocidad puede expresarse de la forma:

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

Tomando los datos de los dos primeros experimentos, y dividiendo miembro a miembro:

$$\frac{5,40 \cdot 10^{-3}}{1,08 \cdot 10^{-2}} = \frac{k[0,2]^\alpha[0,2]^\beta}{k[0,4]^\alpha[0,2]^\beta} = \left(\frac{1}{2} \right)^\alpha = \frac{1}{2} \quad \alpha = 1$$

Tomando ahora los datos del segundo y tercer experimento, y procediendo como antes:

$$\frac{1,08 \cdot 10^{-2}}{2,16 \cdot 10^{-2}} = \frac{k[0,4]^\alpha[0,2]^\beta}{k[0,4]^\alpha[0,4]^\beta} = \left(\frac{1}{2} \right)^\beta = \frac{1}{2} \quad \beta = 1$$

La constante de velocidad será:

$$k = \frac{v}{[\text{A}][\text{B}]} = \frac{2,16 \cdot 10^{-2} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{[0,4][0,4] \text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}} = 1,35 \text{mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$$

La ecuación de velocidad quedará así:

$$v = 1,35[\text{A}][\text{B}]$$

b) Un aumento en la temperatura del sistema influye aumentando el valor de k, según la ecuación de Arrhenius: $k = A e^{-\frac{E_a}{RT}}$, lo que hace **aumentar** la velocidad de la reacción.

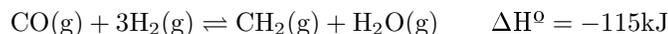
c) La velocidad puede aumentar utilizando un **catalizador**, que disminuye la energía de activación.

4. TERMOQUÍMICA.

www.yoquieroaprobar.es

5. EQUILIBRIO QUÍMICO.

1. Razone el efecto que tendría sobre la siguiente reacción en equilibrio:



cada uno de los cambios que se indican: a) Disminución de la temperatura a presión constante. b) Aumento de la presión total a temperatura constante. c) Adición de hidrógeno. d) Eliminación parcial de vapor de agua.

Respuesta:

- a) La reacción es exotérmica, por lo que al disminuir la temperatura, el equilibrio se desplaza hacia la derecha (formación de productos).
- b) Puesto que $\Delta n = 2 - 4 < 0$, un aumento de presión produce un desplazamiento del equilibrio hacia donde el número de moles gaseosos sea menor, es decir, hacia la derecha.
- c) El aumento en la concentración de alguno de los reactivos produce un desplazamiento del equilibrio hacia la derecha.
- d) La disminución de la concentración de alguno de los productos produce un desplazamiento del equilibrio hacia la derecha.
2. Para la reacción: $\text{A (g)} \rightleftharpoons \text{B (g)} + \text{C (g)}$, cuando el sistema está en equilibrio a 200°C , las concentraciones son: $[\text{A}] = 0,3 \text{ M}$; $[\text{B}] = [\text{C}] = 0,2 \text{ M}$. a. Si manteniendo la temperatura a 200°C se aumenta repentinamente el volumen al doble, ¿cómo se restablece el equilibrio? b) Calcule las nuevas concentraciones de equilibrio para el apartado anterior..

Respuesta:

a) Puesto que el incremento del número de moles gaseosos es: $\Delta n = 2 - 1$, un aumento de volumen tiende a desplazar el equilibrio hacia donde el número de moles de sustancias gaseosas sea mayor, es decir, hacia la derecha.

- b) El valor de K_c , que se mantendrá constante, es:

$$K_c = \frac{[\text{B}][\text{C}]}{[\text{A}]} = \frac{0,2 \cdot 0,2}{0,3} = 0,133$$

El número de moles inicial será:

$$n_A = 0,3 \cdot V \quad n_B = 0,2 \cdot V \quad n_C = 0,2 \cdot V$$

Sabiendo que, para que se mantenga el valor de K_c , la concentraciones de B y C deben aumentar y la de A, disminuir, podremos poner:

$$K_c = 0,133 = \frac{\frac{0,2V + n}{2V} \cdot \frac{0,2V + n}{2V}}{\frac{0,3V - n}{2V}} = \frac{(0,1 + c)(0,1 + c)}{(0,15 - c)}$$

Siendo n la concentración perdida por A (o ganada por B y por C). Resolviendo la ecuación, tendremos: $c = 0,028 \text{ M}$, con lo que, las nuevas concentraciones de equilibrio serán:

$$[\text{A}] = 0,15 - 0,028 = 0,122 \text{ M} \quad [\text{B}] = [\text{C}] = 0,1 + 0,028 = 0,128 \text{ M}$$

3. Sabiendo que la K_{ps} del cromato de plata (Ag_2CrO_4) es $1,1 \cdot 10^{-12}$ a 25°C , calcule la cantidad máxima de dicha sal que se podría disolver en 250 mL de agua a dicha temperatura. Justifique cualquier suposición realizada.

Respuesta:

a) A partir de la constante del producto de solubilidad:

$$K_{ps} = 1,1 \cdot 10^{-12} = [\text{Ag}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}] = (2s)^2s = 4s^3$$

Se deduce que $s = 6,5 \cdot 10^{-5}$ M. La masa de cromato de plata que puede ser disuelta en 250 mL de agua se calcula así:

$$6,5 \cdot 10^{-5} = \frac{m/331,74}{0,25} \quad m = 5,39 \cdot 10^{-3} \text{ g Ag}_2\text{CrO}_4$$

(331,74 es la masa molecular del cromato de plata).

4. En un cilindro metálico cerrado, se tiene el siguiente proceso químico en equilibrio: $2 \text{ A (g)} + \text{ B (s)} \rightleftharpoons 2 \text{ C (s)} + 2 \text{ D (g)}$ $\Delta H^\circ < 0$ kJ/mol. Justifique de un modo razonado el sentido hacia donde se desplazará el equilibrio si: a) Se duplica la presión en el sistema. b) Se reduce a la mitad la cantidad de las especies B y C. c) Se incrementa la temperatura.

Respuesta:

a) **No habrá desplazamiento** al tratarse de un equilibrio heterogéneo, y existir el mismo número de moles de sustancias gaseosas en ambos miembros

b) Al igual que en el apartado a), **no existirá desplazamiento**, pues las concentraciones de las especies sólidas pueden considerarse constantes

c) Un aumento de la temperatura produce el desplazamiento del equilibrio en el sentido en el que la reacción sea endotérmica, en este caso, **hacia la izquierda**.

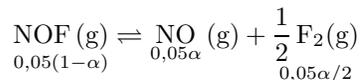
5. Al calentar el gas NOF se disocia según la reacción: $\text{NOF(g)} \rightleftharpoons \text{NO(g)} + \frac{1}{2} \text{F}_2(\text{g})$ En un recipiente de 1 litro se introducen inicialmente 2,45 g de NOF, se calienta a 300°C y cuando se alcanza el equilibrio la presión total es de 2,57 atm. a) Calcule el grado de disociación del NOF. b) Calcule la presión parcial del flúor en el equilibrio.

Respuesta:

a) El número inicial de moles de NOF será:

$$n_0 = \frac{2,45}{49} = 0,05$$

En el equilibrio tendremos:



Aplicando la ecuación de los gases:

$$2,57 = 0,05 \left(1 + \frac{\alpha}{2}\right) 0,082 \cdot 573 \quad \alpha = 0,188$$

b) la presión parcial del F_2 será:

$$p_{\text{F}_2} = 2,57 \frac{0,094}{1,094} = 0,22 \text{ atm}$$

6. El fluoruro de bario BaF_2 se caracteriza por ser muy poco soluble en agua, con un K_{ps} que vale $1,84 \cdot 10^{-7}$. Calcule la solubilidad del BaF_2 en g/L: a) En agua pura. b) En una disolución acuosa 1 M de NaF.

Respuesta:

- a) La solubilidad en agua pura se calcula de la forma:

$$1,84 \cdot 10^{-7} = [\text{Ba}^{2+}][\text{F}^-]^2 = s(2s)^2 = 4s^3 \quad s = 3,58 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

La solubilidad expresada en g/L será:

$$s = 3,58 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 175,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,63 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

- b) Al añadir BaF_2 a una disolución que contiene el ion F^- , podremos escribir lo siguiente:

$$1,84 \cdot 10^{-7} = s(2s + 1)^2$$

Podemos suponer que s disminuirá respecto al valor calculado en el apartado a), por efecto del ion común. De esta forma, podremos hacer la aproximación: $2s + 1 \simeq 1$, por lo cual: $s = 1,84 \cdot 10^{-7} \text{ M}$ que, expresada en g/L tendrá el valor:

$$s = 1,84 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 175,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 3,22 \cdot 10^{-5} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

7. El yoduro de amonio sólido (NH_4I) se descompone en amoníaco gaseoso (NH_3) y yoduro de hidrógeno gaseoso (HI). A 673K la constante de equilibrio K_p es 0,215. En un matraz de 5 litros se introducen 15 g de NH_4I sólido y se calienta hasta 673K. a) Escriba la reacción ajustada indicando también los estados de agregación. b) Calcule el valor de K_c . c) Calcule la presión total dentro del matraz en el equilibrio. d) Calcule la masa de reactivo que queda sin descomponer.

Respuesta:

- a) la reacción ajustada será la siguiente:



- b) El valor de K_c será:

$$K_c = K_p(\text{RT})^{-\Delta n} = 0,215 (0,082 \cdot 673)^{-2} = 7,06 \cdot 10^{-5}$$

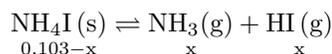
- c) Aplicando el valor de K_p :

$$0,215 = p_{\text{NH}_3} \cdot p_{\text{HI}} = p^2 \quad p = 0,46 \text{ atm} \quad P = 2p = 0,92 \text{ atm}$$

- d) El número inicial de moles de NH_4I es:

$$n_0 = \frac{15 \text{ g}}{144,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,103$$

En el equilibrio, podremos escribir lo siguiente:



Aplicando la ecuación de los gases:

$$0,46 \cdot 5 = x \cdot 0,082 \cdot 673 \quad x = 0,042 \text{ moles}$$

la cantidad de NH_4I restante será:

$$n_{\text{NH}_4\text{I}} = 0,103 - 0,042 = 0,061 \text{ mol equivalente a : } 0,061 \text{ mol} \cdot 144,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,83 \text{ g}$$

8. La constante del producto de solubilidad del CaF_2 es $2,7 \cdot 10^{-8}$. a) Calcule la máxima cantidad de dicha sal, en gramos, que podría estar contenida en 150 mL de disolución. b) Calcule la concentración del ion Ca^{2+} que permanecería en disolución si a la disolución saturada anterior se le añade NaF sólido hasta una concentración de 0,2 M. Deberá justificarse cualquier aproximación que se haga.

Respuesta:

a) A partir de la expresión del producto de solubilidad:

$$2,7 \cdot 10^{-8} = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^-]^2 = s(2s)^2 = 4s^3 \quad s = 1,89 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

En 150 mL de agua habrá disuelta una cantidad m de CaF_2 , cumpliéndose:

$$1,89 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = \frac{\text{mg}}{78 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \quad m = 0,022 \text{ g}$$

b) Si añadimos NaF sólido (que en disolución quedará totalmente disociado) hasta que $[\text{F}^-] = 0,2$, podremos escribir:

$$2,7 \cdot 10^{-8} = s(2s + x)^2$$

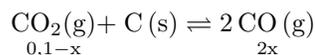
Siendo x la concentración de F^- procedente del NaF. Puesto que, por efecto del ion común la solubilidad del CaF_2 disminuye con respecto a la solubilidad en agua pura, podremos hacer la aproximación $2s + x \simeq x = 0,2$ por lo cual:

$$2,7 \cdot 10^{-8} = s \cdot 0,2^2 \quad s = [\text{Ca}^{2+}] = 6,75 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

9. En un recipiente cerrado y vacío de 10 L se ponen en contacto 4,4 g de dióxido de carbono con carbono sólido, se forma monóxido de carbono y se establece el equilibrio a 850°C . El valor de K_c para este equilibrio a 850°C es de 0,153. Calcular: a) La masa de dióxido de carbono en el equilibrio. b) La presión parcial del monóxido de carbono en el equilibrio y la presión total en el equilibrio.

Respuesta:

a) El número inicial de moles de CO_2 es: $n = \frac{4,4}{44} = 0,1$. En el equilibrio, podremos escribir lo siguiente:



Utilizando la constante de equilibrio K_c :

$$0,153 = \frac{\left(\frac{2x}{10}\right)^2}{\left(\frac{0,1-x}{10}\right)} \quad x = 0,082 \text{ mol}$$

Con lo que el número de moles de CO_2 en el equilibrio será: $n_{\text{CO}_2} = 0,1 - 0,082 = 0,018$ equivalentes a : $0,018 \cdot 44 = 0,79$

b) El número total de moles en el equilibrio será: $n_{\text{eq}} = 0,018 + 2 \cdot 0,082 = 0,182$ mol. aplicando la ecuación de los gases, tendremos:

$$P \cdot 10 = 0,182 \cdot 0,082 \cdot 1123 \quad P = 16,76 \text{ atm}$$

La presión parcial del CO será:

$$p_{\text{CO}} = 16,76 \frac{2 \cdot 0,082}{0,182} = 15,10 \text{ atm}$$

10. La solubilidad del hidróxido de manganeso (II) en agua es de 1,96 mg/L. Calcule: a) La constante del producto de solubilidad de dicha sustancia. b) Calcule el pH de la disolución saturada. c) Calcule la solubilidad del hidróxido de manganeso (II) en una disolución de hidróxido de sodio 0,1 M.

Respuesta:

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

$$s = \frac{1,96 \cdot 10^{-3}}{\frac{54,94 + 2 \cdot 16 + 2 \cdot 1}{1}} = 2,2 \cdot 10^{-5} \text{M}$$

La constante del producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = [\text{Mn}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = s(2s)^2 = 4s^3 = 4(2,2 \cdot 10^{-5})^3 = 4,26 \cdot 10^{-14}$$

b) El pH de la disolución saturada será:

$$\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-] = 14 + \log (2 \cdot 2,2 \cdot 10^{-5}) = 9,64$$

c) La solubilidad del $\text{Mn}(\text{OH})_2$ en una disolución 0,1 M de NaOH será:

$$s = \frac{K_{ps}}{(10^{-1})^2} = \frac{4,26 \cdot 10^{-14}}{10^{-2}} = 4,26 \cdot 10^{-12} \text{M}$$

11. En un recipiente cerrado de 400 mL, en el que se ha hecho el vacío, se introducen 2,032 g de yodo (I_2) y 1,280 g de bromo (Br_2). Se eleva la temperatura a 150 °C y se alcanza el equilibrio: $\text{I}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{IBr}(\text{g})$ a) Calcule K_p para este equilibrio a 150 °C b) Calcule la presión total en el equilibrio. c) Determine la masa de yodo que queda en el equilibrio. Datos: $K_c(150 \text{ °C}) = 280$.

Respuesta:

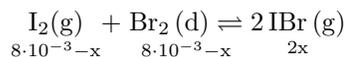
a) La constante K_p tendrá el valor:

$$K_p = K_c(\text{RT})^{\Delta n} = 280 \text{ pues } \Delta n = 0$$

b) El número de moles iniciales es:

$$n_{\text{I}_2} = \frac{2,032}{253,8} = 8 \cdot 10^{-3} \quad n_{\text{Br}_2} = \frac{1,280}{159,8} = 8 \cdot 10^{-3}$$

En el equilibrio tendremos:



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

$$P \cdot 0,4 = 8 \cdot 10^{-3} \cdot 0,082 \cdot 423 \quad P = 0,69 \text{ atm}$$

c) El número de moles de yodo en el equilibrio es $n = 8 \cdot 10^{-3} - 7,11 \cdot 10^{-3} = 8,9 \cdot 10^{-4}$. la masa de yodo será, pues:

$$m = 8,9 \cdot 10^{-4} \cdot 2 \cdot 126,9 = 0,226 \text{ g}$$

12. Una disolución saturada de bromato de plata (AgBrO_3) se prepara disolviendo 1,75 g de esta sal en agua hasta 250 mL. a. Calcule el K_{ps} del bromato de plata. b) Indique, realizando los cálculos necesarios, qué sucederá si: i) Se añaden 1,5 g de bromato de sodio soluble. ii) Se añaden 1,5 g de bromato de plata sólido.

Respuesta:

a) La concentración de esta disolución saturada será:

$$s = \frac{1,75}{\frac{235,77}{0,25}} = 0,03 \text{ M}$$

La constante del producto de solubilidad será:

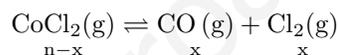
$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{BrO}_3^-] = s^2 = 9 \cdot 10^{-4}$$

i) Al añadir ion BrO_3^- , por efecto del ion común, precipitará **AgBrO₃**. ii) Al añadir bromato de plata sólido, **no se alterará** la concentración de ninguno de los iones en disolución, al ser saturada la disolución.

13. Se introduce fosgeno (COCl_2) en un recipiente vacío de 2 L a una presión de 0,82 atm y a una temperatura de 227 °C, produciéndose su descomposición según el equilibrio: $\text{COCl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. Sabiendo que en estas condiciones el valor de K_p vale 0,189, calcule: a) La concentración inicial del fosgeno. b) Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio. c) La presión parcial de cada uno de los componentes en el equilibrio.

Respuesta:

a) En el equilibrio podremos escribir:



Para hallar el número inicial de moles de fosgeno, utilizamos la ecuación de los gases ideales:

$$0,82 \cdot 2 = n \cdot 0,082 \cdot 500 \quad n = 0,04 \text{ mol}$$

La concentración inicial de fosgeno será, pues:

$$[\text{COCl}_2] = \frac{0,04}{2} = 0,02 \text{ M}$$

b) La constante K_c será: $K_c = K_p (\text{RT})^{-\Delta n}$, es decir: $K_c = 0,189 (0,082 \cdot 500)^{-1} = 4,61 \cdot 10^{-3}$. Así pues, tendremos:

$$4,61 \cdot 10^{-3} = \frac{\left(\frac{x}{2}\right) \left(\frac{x}{2}\right)}{\left(\frac{0,04-x}{2}\right)} \quad x = 0,015 \text{ mol}$$

Las concentraciones de cada una de las especies serán, respectivamente:

$$[\text{CO}] = [\text{Cl}_2] = \frac{0,015}{2} = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad [\text{COCl}_2] = \frac{0,04-0,015}{2} = 0,0125 \text{ M}$$

c) Las respectivas presiones parciales serán:

$$p_{\text{CO}} = p_{\text{Cl}_2} = 0,82 \frac{0,015}{0,055} = 0,223 \text{ atm} \quad p_{\text{COCl}_2} = 0,82 \frac{0,025}{0,055} = 0,372 \text{ atm}$$

14. El producto de solubilidad del $\text{Mn}(\text{OH})_2$ es $4,6 \cdot 10^{-14}$. Calcule: a) La solubilidad del hidróxido de manganeso en g/L. b) El pH de una disolución saturada de $\text{Mn}(\text{OH})_2$.

Respuesta:

a) El producto de solubilidad del $\text{Mn}(\text{OH})_2$ es:

$$4,6 \cdot 10^{-14} = [\text{Mn}][\text{OH}^-]^2 = s(2s)^2 = 4s^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{4,6 \cdot 10^{-14}}{4}} = 2,26 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La solubilidad, expresada en g/L será:

$$s = 2,26 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 88,94 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 2,01 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) La concentración de OH^- será: $[\text{OH}^-] = 2s = 2 \cdot 2,26 \cdot 10^{-5} = 4,52 \cdot 10^{-5}$, con lo que $\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-] = 9,66$

15. En un reactor de 2,5 L se introducen 72 g de SO_3 (g). A una temperatura de 200 °C, el 58,1 % de este gas se disocia para formar SO_2 (g) y O_2 (g), según el siguiente equilibrio: 2SO_3 (g) \rightleftharpoons 2SO_2 (g) + O_2 (g) Calcule: a. Las presiones parciales de los gases en el equilibrio. b. El valor de K_p . c. El valor de K_c . d. La presión total tras alcanzar el equilibrio.

Respuesta:

a) La concentración inicial de SO_3 será:

$$c = \frac{\frac{72 \text{ g SO}_3}{80 \text{ g SO}_3 \cdot \text{mol}^{-1}}}{2,5} = 0,36 \text{ M}$$

El equilibrio se puede representar en la forma:



Sabiendo que $\alpha = \frac{2x}{0,36} = 0,581$, tendremos: $x = 0,105 \text{ mol}$. Aplicando la ecuación de los gases:

$$p_{\text{SO}_3, 2,5} = (0,36 - 2 \cdot 0,105) 0,082 \cdot 473 \quad p_{\text{SO}_3} = 2,33 \text{ atm}$$

$$p_{\text{SO}_2, 2,5} = 2 \cdot 0,105 \cdot 0,082 \cdot 473 \quad p_{\text{SO}_2} = 3,26 \text{ atm}$$

$$p_{\text{O}_2, 2,5} = 0,105 \cdot 0,082 \cdot 473 \quad p_{\text{O}_2} = 1,63 \text{ atm}$$

b) K_p tendrá el valor:

$$K_p = \frac{p_{\text{SO}_2}^2 \cdot p_{\text{O}_2}}{p_{\text{SO}_3}^2} = \frac{3,26^2 \cdot 1,63}{2,33^2} = 3,19$$

c) K_c valdrá:

$$K_c = K_p(\text{RT})^{-\Delta n} = 3,19 (0,082 \cdot 473)^{-1} = 0,82$$

d) La presión total será la suma de las presiones parciales, es decir: $P = 2,33 + 3,26 + 1,63 = 7,22 \text{ atm}$

16. Tenemos 10 mL de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ de concentración 0,022 M. a. Suponiendo que los volúmenes son aditivos, ¿se formará precipitado de PbI_2 si los mezclamos con 20 mL de KI 0,033 M? b. ¿Cuántos gramos de KI se podrían añadir a esos 10 mL sin que se forme precipitado? Suponga que la adición de esos gramos no modifica el volumen final de la mezcla. DATO: $K_{ps}(\text{PbI}_2) = 1,0 \cdot 10^{-8}$

Respuesta:

a) Las respectivas concentraciones al mezclar las disoluciones serán:

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{0,01 \cdot 0,022}{0,03} = 7,33 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad [\text{I}^-] = \frac{0,02 \cdot 0,033}{0,03} = 2,2 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

El producto de estas concentraciones será:

$$[\text{Pb}^{2+}][\text{I}^-]^2 = 7,33 \cdot 10^{-3}(2,2 \cdot 10^{-2})^2 = 3,55 \cdot 10^{-6} > K_{ps}$$

Por tanto, **se formará precipitado** de PbI_2 .

b) Para llegar al estado de saturación, la concentración de I^- se deduce de:

$$1,0 \cdot 10^{-8} = 0,022 [\text{I}^-]^2 \quad [\text{I}^-] = 6,74 \cdot 10^{-4}$$

La cantidad de KI necesaria se obtiene de:

$$6,74 \cdot 10^{-4} = \frac{x \text{ g KI}}{\frac{165,9 \text{ g KI} \cdot \text{mol}^{-1}}{10^{-2}}} \quad x = 1,19 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

17. El gas N_2O_3 se descompone en los gases NO y NO_2 . Se introduce una cantidad de N_2O_3 en un recipiente de volumen constante, y cuando se alcanza el equilibrio a una temperatura dada, la presión parcial del NO_2 es 0,26 atm y la fracción molar del NO es 0,13. a. Calcule el grado de disociación del N_2O_3 . b. Calcule la constante de equilibrio K_p .

Respuesta:

a) En el equilibrio podemos escribir:



La presión parcial del NO_2 es:

$$p_{\text{NO}_2} = 0,26 = P \frac{c\alpha}{c(1+\alpha)} = P \frac{\alpha}{1+\alpha} \quad (*)$$

La fracción molar de NO es:

$$\chi = 0,13 = \frac{x}{a+x}$$

De aquí podemos deducir la presión total en el equilibrio:

$$0,26 = P \cdot 0,13 \quad P = 2 \text{ atm}$$

A partir de este valor de la presión total y de la expresión (*), podemos hallar el grado de disociación:

$$0,26 = 2 \frac{\alpha}{1+\alpha} \quad \alpha = 0,15$$

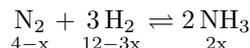
b) Al ser $P = p_{\text{N}_2\text{O}_3} + p_{\text{NO}} + p_{\text{NO}_2}$ y ser $p_{\text{NO}_2} = p_{\text{NO}}$, tendremos: $2 = p_{\text{N}_2\text{O}_3} + 2 \cdot 0,26$ y $p_{\text{N}_2\text{O}_3} = 2 - 0,52 = 1,48 \text{ atm}$. La constante K_p valdrá:

$$K_p = \frac{p_{\text{NO}} \cdot p_{\text{NO}_2}}{p_{\text{N}_2\text{O}_3}} = \frac{0,26^2}{1,48} = 0,046$$

18. En un recipiente de 10 litros se introduce una mezcla de 4 moles de nitrógeno y 12 moles de hidrógeno. Se eleva la temperatura hasta 1.000 K estableciéndose el equilibrio: $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$ En ese instante, se observa que hay 0,8 moles de amoníaco en la mezcla gaseosa. Calcule: a. La constante de equilibrio K_c . b. La constante K_p y la presión total de la mezcla gaseosa en equilibrio. c. Las presiones parciales de los componentes en el equilibrio.

Respuesta:

a) En el equilibrio podemos escribir:



De la anterior ecuación deducimos que $2x = 0,8$ y $x = 0,4$ mol. La constante K_c valdrá:

$$K_c = \frac{\left(\frac{0,8}{10}\right)^2}{\left(\frac{3,6}{10}\right)\left(\frac{10,8}{10}\right)^3} = 0,014$$

b) La constante K_p es:

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 0,014(0,082 \cdot 1000)^{-2} = 2,08 \cdot 10^{-6}$$

Aplicando la ecuación de los gases:

$$P \cdot 10 = (16 - 0,8)0,082 \cdot 1000 \quad P = 124,64 \text{ atm}$$

c) Las presiones parciales son las siguientes:

$$P_{\text{N}_2} = 124,64 \frac{3,6}{15,2} = 29,52 \text{ atm} \quad P_{\text{H}_2} = 124,64 \frac{10,8}{15,2} = 88,56 \text{ atm}$$

$$P_{\text{NH}_3} = 124,64 \frac{0,8}{15,2} = 6,56 \text{ atm}$$

19. El equilibrio de solubilidad del sulfuro de plomo es el siguiente: $\text{PbS (s)} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} (\text{ac}) + \text{S}^{2-} (\text{ac})$. Justifique numéricamente las siguientes cuestiones: a. ¿Precipitará PbS cuando se mezclen 10^{-5} moles de $\text{Pb(NO}_3)_2$ con 10^{-5} moles de Na_2S en 10 litros de agua? b. ¿Qué compuesto es más soluble en agua, el CuS o el PbS? Datos: $K_{ps}(\text{PbS}) = 1,0 \cdot 10^{-29}$ $K_{ps}(\text{CuS}) = 4,0 \cdot 10^{-38}$

Respuesta:

a) Las respectivas concentraciones son:

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{10^{-5}}{10} = 10^{-6} \text{ M} \quad [\text{S}^{2-}] = \frac{10^{-5}}{10} = 10^{-6} \text{ M}$$

El producto de las concentraciones será:

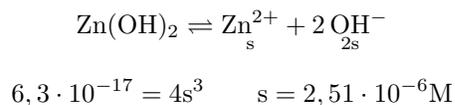
$$[\text{Pb}^{2+}][\text{S}^{2-}] = 10^{-12} > K_{ps}(\text{PbS})$$

Por tanto, **precipita PbS**. b) Es más soluble en agua aquel compuesto cuyo producto de solubilidad sea mayor, en este caso, el **PbS**.

20. A 25°C , el producto de solubilidad del Zn(OH)_2 es de $6,3 \cdot 10^{-17}$. a. Calcule la solubilidad de dicha sal y exprésela en g/L. b. Calcule las concentraciones molares de los iones OH^- y Zn^{2+} en una disolución saturada de Zn(OH)_2 . c. Explique, cuantitativamente, cómo afectaría a la solubilidad de dicha sal la adición de NaOH 1 M.

Respuesta:

a) El equilibrio de solubilidad es:



Expresada en g/L, la solubilidad será:

$$s = 2,51 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} (65,38 + 2 \cdot 16 + 2 \cdot 1) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 2,49 \cdot 10^{-4} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) La s concentraciones son, respectivamente:

$$[\text{Zn}^{2+}] = s = 2,51 \cdot 10^{-6} \text{ M} \quad [\text{OH}^-] = 2 \cdot 2,51 \cdot 10^{-6} = 5,02 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

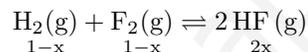
c) La nueva concentración de OH^- sería: $[\text{OH}^-] = 1 + s' \simeq 1$. Tomando la constante K_{ps} :

$$6,3 \cdot 10^{-17} = s' \cdot 1 \quad s' = 6,3 \cdot 10^{-17} \text{ M}$$

21. Para la reacción $\text{H}_2(\text{g}) + \text{F}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HF}(\text{g})$, el valor de la constante de equilibrio K_c es $6,6 \cdot 10^{-4}$ a 50°C . Si en un recipiente de 5 L se introduce 1 mol de H_2 y 1 mol de F_2 , y se mantiene a 50°C hasta alcanzar el equilibrio, calcule: a. Los moles de H_2 que quedan sin reaccionar una vez que se ha alcanzado el equilibrio. b. La presión parcial de cada uno de las especies en el equilibrio. c. El valor de K_p a 50°C .

Respuesta:

a) En el equilibrio podemos escribir:



Tomando la constante K_c :

$$6,6 \cdot 10^{-4} = \frac{\left(\frac{2x}{5}\right)^2}{\left(\frac{1-x}{5}\right)^2} \quad x = 0,013 \text{ mol}$$

Los moles de H_2 que quedan sin reaccionar son: $n = 1 - 0,013 = 0,987 \text{ mol}$.

b) La presión total es:

$$P \cdot 5 = 2 \cdot 0,082 \cdot 323 \quad P = 10,59 \text{ atm}$$

Las presiones parciales:

$$P_{\text{H}_2} = P_{\text{F}_2} = 10,59 \frac{0,987}{2} = 5,23 \text{ atm} \quad P_{\text{HF}} = 10,59 \frac{0,026}{2} = 0,138 \text{ atm}$$

c) El valor de **K_p será el mismo que el de K_c** , pues no hay variación en el número de moles gaseosos.

22. La reacción de fotosíntesis se describe mediante la siguiente ecuación química (no ajustada): $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$ $\Delta H > 0$ a. Prediga y justifique hacia dónde se desplazará el equilibrio si: i) Aumentamos la concentración de CO_2 a volumen y temperatura constantes. ii) Aumentamos la presión total a temperatura constante. iii) Disminuimos la temperatura a presión constante. b. ¿Qué es un catalizador y cómo afectaría su presencia a esta reacción?

Respuesta:

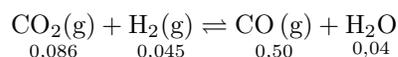
a) Según el Principio de Le Chatelier, un aumento en la concentración de uno de los reactivos desplaza el equilibrio hacia la formación de productos (**hacia la derecha**). ii) Al aumentar la presión, el equilibrio se desplaza hacia donde el número de moles gaseosos sea menor, es decir, **a la derecha**. iii) Al ser endotérmica la reacción un aumento en la temperatura favorece el desplazamiento del equilibrio **hacia la derecha**.

b) Un catalizador es una sustancia que añadida a los reactivos da lugar a un aumento o una disminución (según sea un catalizador positivo o negativo) en la velocidad de la reacción, sin que se consuma dicha sustancia, debido a la disminución (o aumento) en la energía de activación para la reacción.

23. Para el siguiente proceso a 686 °C: $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$, las concentraciones de equilibrio de las sustancias reaccionantes son: $[\text{CO}_2] = 0,086 \text{ M}$, $[\text{H}_2] = 0,045 \text{ M}$, $[\text{CO}] = 0,50 \text{ M}$ y $[\text{H}_2\text{O}] = 0,04 \text{ M}$.
 a. Calcule los valores de K_c y K_p . b. Si la concentración de CO_2 se eleva hasta $0,5 \text{ M}$ por adición de CO_2 , ¿cuáles serían las concentraciones de todos los gases cuando se restableciera el equilibrio?

Respuesta:

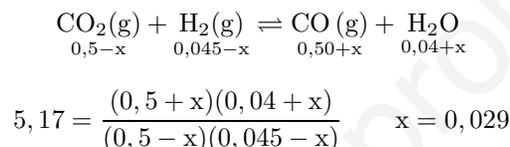
- a) El equilibrio se puede representar de la forma:



Las constantes K_c y K_p tienen los valores respectivos:

$$K_c = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2][\text{H}_2]} = \frac{0,50 \cdot 0,04}{0,086 \cdot 0,045} = 5,17 \quad K_p = K_c(\text{RT})^{\Delta n} = K_c(\text{RT})^0 = 5,17$$

- b) Al añadir CO_2 hasta una concentración de $0,5 \text{ M}$, el equilibrio quedará en la forma:



Las concentraciones en el nuevo equilibrio serán:

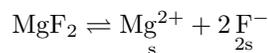
$$[\text{CO}_2] = 0,5 - 0,029 = 0,471 \text{ M} \quad [\text{H}_2] = 0,045 - 0,029 = 0,016 \text{ M}$$

$$[\text{CO}] = 0,50 + 0,029 = 0,529 \text{ M} \quad [\text{H}_2\text{O}] = 0,04 + 0,029 = 0,069 \text{ M}$$

24. El fluoruro de magnesio (MgF_2) es una sal muy poco soluble en agua, cuya constante del producto de solubilidad es $K_{ps} = 8 \cdot 10^{-8}$. Calcule, justificando cualquier simplificación: a. La solubilidad del fluoruro de magnesio en moles/L. b. La solubilidad del fluoruro de magnesio en una disolución $0,5 \text{ M}$ de fluoruro de sodio.

Respuesta:

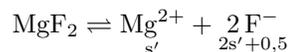
- a) El equilibrio de disolución del fluoruro de magnesio es:



A partir de la constante del producto de solubilidad, podemos escribir:

$$8 \cdot 10^{-8} = s(2s)^2 = 4s^3 \quad s = 2,71 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

- b) El equilibrio de disolución en una disolución $0,5 \text{ M}$ de NaF puede ser escrito como:



Teniendo en cuenta la baja solubilidad del MgF_2 , podemos utilizar la aproximación: $2s' + 0,5 \simeq 0,5$, por lo que la solubilidad será, en este caso:

$$8 \cdot 10^{-8} = s' \cdot 0,5^2 = \quad s' = 3,2 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

25. A cierta temperatura la constante K_c del equilibrio de disociación $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ es $7,93 \cdot 10^{-3}$. En un recipiente de 3L se añaden 15g de PCl_5 , 5g de PCl_3 y 3g de Cl_2 . a) Determine el sentido de la reacción química en las condiciones dadas. b) Determine las concentraciones molares de las especies en el equilibrio.

Respuesta:

a) El número de moles iniciales de cada compuesto es:

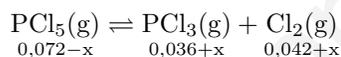
$$n_{\text{PCl}_5} = \frac{15 \text{ g}}{208,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,072 \quad n_{\text{PCl}_3} = \frac{5 \text{ g}}{137,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,036 \quad n_{\text{Cl}_2} = \frac{3 \text{ g}}{71 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,042$$

El cociente de la reacción será:

$$Q = \frac{\left(\frac{0,036}{3}\right) \left(\frac{0,042}{3}\right)}{\left(\frac{0,072}{3}\right)} = 7 \cdot 10^{-3} < K_c$$

Al ser el cociente de la reacción menor que K_c , la reacción evolucionará **hacia la derecha**, esto es, hacia la descomposición del PCl_5 en PCl_3 y Cl_2 .

En el equilibrio, tendremos:



Aplicando la constante de equilibrio:

$$7,93 \cdot 10^{-3} = \frac{\left(\frac{0,036+x}{3}\right) \left(\frac{0,042+x}{3}\right)}{\left(\frac{0,072-x}{3}\right)} = \frac{(0,036+x)(0,042+x)}{3(0,072-x)} \quad x = 1,92 \cdot 10^{-3}$$

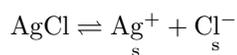
Las concentraciones en el equilibrio son, respectivamente:

$$c_{\text{PCl}_5} = \frac{0,07}{3} = 0,023 \text{ M} \quad c_{\text{PCl}_3} = \frac{0,038}{3} = 0,013 \text{ M} \quad c_{\text{Cl}_2} = \frac{0,044}{3} = 0,015 \text{ M}$$

26. A 25°C , el producto de solubilidad del cloruro de plata, AgCl , es $1,7 \cdot 10^{-10}$. Determine: a) La solubilidad del compuesto en agua, expresando el resultado en mg/L. b) La solubilidad del compuesto en una disolución de NaCl 0,1M y justifique la diferencia encontrada con respecto al apartado anterior.

Respuesta:

a) A partir del equilibrio de disolución:



Podemos escribir:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = s^2 \quad 1,7 \cdot 10^{-10} = s^2 \quad s = 1,30 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Expresad en mg/L:

$$s = 1,38 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 1,43410^5 \text{ mg} \cdot \text{mol}^{-1} = 1,98 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) Cuando la concentración de Cl^- es $0,1 + 1,30 \cdot 10^{-5} \simeq 0,1$, la solubilidad será:

$$s' = \frac{K_{ps}}{0,1} = 1,7 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

La disminución en la solubilidad se debe a que al aumentar la concentración de uno de los productos (efecto del ion común), **el equilibrio se desplaza hacia la izquierda**, según el Principio de Le Chatelier, con lo que la solubilidad del compuesto disminuye.

6. ÁCIDOS Y BASES.

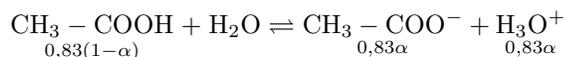
1. El grado de acidez indicado en la etiqueta de un vinagre es 5^o. Esto equivale a una concentración de 5 g de ácido acético por cada 100 mL de vinagre. Determine: a) El grado de disociación del ácido acético en este vinagre. b) El pH que tendrá dicho vinagre. Dato: $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Respuesta:

- a) La concentración de ácido acético, expresada en mol/L es:

$$c_0 = \frac{50/60}{1} = 0,83$$

El equilibrio de disociación de ácido acético se puede representar de la siguiente forma:



Sustituyendo en la constante K_c :

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{0,83\alpha^2}{1 - \alpha} \quad \text{Obteniéndose : } \alpha = 4,64 \cdot 10^{-3}$$

- b) El pH será: $\text{pH} = -\log c_0\alpha = -\log(0,083 \cdot 4,64 \cdot 10^{-3}) = 2,41$

2. Se valoran 50 mL de HCl 0,1 M con NaOH 0,1 M. Calcule el valor del pH de la disolución resultante después de añadir los siguientes volúmenes de NaOH 0,1 M suponiendo que los volúmenes son aditivos: a) 49,9 mL de NaOH. b) 50 mL de NaOH. c) 50,1 mL de NaOH. d). Explique cómo haría la valoración y describa el material que utilizaría.

Respuesta:

El número de moles de cada especie que intervienen en la reacción viene dado por el producto $V \cdot M$, con lo que, el número de moles de HCl será en mismo en todos los casos, es decir, $n_{\text{HCl}} = 0,05 \cdot 0,1 = 5 \cdot 10^{-3}$:

a) El número de moles de NaOH será: $n_{\text{NaOH}} = 4,99 \cdot 10^{-2} \cdot 0,1 = 4,99 \cdot 10^{-3}$. Quedan sin neutralizar: $5 \cdot 10^{-3} - 4,99 \cdot 10^{-3} = 10^{-5}$ moles de ácido. en un volumen de 0,999 L, con lo cual:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-5}}{0,999} \simeq 10^{-4} \quad \text{pH} = 4$$

b) El número de moles de NaOH será: $n_{\text{NaOH}} = 5 \cdot 10^{-2} \cdot 0,1 = 5 \cdot 10^{-3}$. Todo el ácido quedará neutralizado, por lo que:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \quad \text{pH} = 7$$

c) El número de moles de NaOH será: $n_{\text{NaOH}} = 5,01 \cdot 10^{-2} \cdot 0,1 = 5,01 \cdot 10^{-3}$. Queda un exceso de : $5,01 \cdot 10^{-3} - 5 \cdot 10^{-3} = 10^{-5}$ moles de base. en un volumen de 0,101 L, con lo cual:

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-5}}{0,101} \simeq 10^{-4} \quad \text{pH} = 14 - [\text{OH}^-] = 10$$

d) Se utilizaría una bureta, un vaso de precipitados, una varilla agitadora, disoluciones de NaOH y HCl, así como un indicador (p.ej. fenolftaleína)

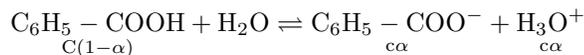
3. Se disuelven 10,8 g de ácido cloroso, HClO_2 , en agua suficiente hasta 525 mL finales de disolución. a) Calcule el pH de la disolución resultante. b) Calcule el volumen de agua que hay que añadir a la disolución anterior para que el pH sea 2, considerando que los volúmenes sean aditivos. DATO: $K_{\text{ácido}} = 0,0115$.

Respuesta:

5. Una disolución acuosa de ácido benzoico (C_6H_5-COOH) 0,05 M esta disociada un 3,49 %. Calcule: a) La constante de ionización de dicho ácido. b) El volumen de agua que hay que añadir a 50 mL de una disolución de ácido clorhídrico 0,01 M para que tenga igual pH que la disolución de ácido benzoico, suponiendo que los volúmenes son aditivos.

Respuesta:

- a) El equilibrio de disociación puede representarse de la siguiente forma:



La constante de ionización es:

$$K_a = \frac{(c\alpha)^2}{c(1-\alpha)} = \frac{0,05 \cdot 0,0349^2}{1 - 0,0349} = 6,31 \cdot 10^{-5}$$

- b) El pH de la disolución de ácido benzoico será: $pH = -\log c\alpha = -\log 0,05 \cdot 0,0349 = 2,76$. La concentración necesaria de HCl será, entonces:

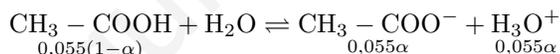
$$[HCl] = [H_3O^+] = 10^{-2,76} = 1,74 \cdot 10^{-3} M$$

$$1,74 \cdot 10^{-3} = \frac{0,05 \cdot 0,01}{0,05 + V} \qquad V = 0,237 L$$

6. Se tiene una disolución de ácido acético (CH_3-COOH) 0,055 M. ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) Calcule: a) El pH de la disolución. b) El grado de disociación del ácido c) La molaridad que debería tener una disolución de HCl para que su pH fuese igual al de ácido acético anterior.

Respuesta:

- a) El equilibrio de ionización es el siguiente:



Si denominamos x al producto $0,055\alpha$, podremos escribir:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,055 - x} \qquad x = [H_3O^+] = 9,86 \cdot 10^{-4}$$

$$pH = -\log 9,86 \cdot 10^{-4} = 3,0$$

- b) El grado de disociación será:

$$\alpha = \frac{x}{c} = \frac{9,86 \cdot 10^{-4}}{0,055} = 0,018$$

- c) Al tratarse de un ácido fuerte, su concentración debería ser igual a la concentración del ion H_3O^+ del ácido acético, es decir: $9,86 \cdot 10^{-4} M$

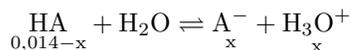
7. Cada comprimido de aspirina contiene 0,5 g de ácido acetilsalicílico, un ácido monoprótico débil de fórmula $C_9O_4H_8$ (de forma simplificada HA). Se disuelve un comprimido de aspirina en agua hasta formar 200 mL de disolución, se mide su pH y resulta ser 2,65. a) Determine el valor de la constante de acidez de dicho ácido. b) Explique si el pH de una disolución de la sal sódica del ácido acetilsalicílico es menor, igual o mayor que 7. Escriba los equilibrios necesarios para su explicación.

Respuesta:

- a) La concentración inicial de HA será:

$$[HA]_0 = \frac{0,5}{\frac{180}{0,2}} = 0,014 M$$

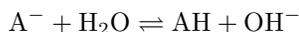
El equilibrio de ionización es:



Teniendo en cuenta que el pH de la disolución es 2,65, tendremos: $2,65 = -\log x$, por lo que $x = 10^{-2,65} = 2,24 \cdot 10^{-3}$. Con este dato, tendremos:

$$K_a = \frac{(2,24 \cdot 10^{-3})^2}{0,014 - 2,24 \cdot 10^{-3}} = 4,26 \cdot 10^{-4}$$

El ion A^- , al proceder de un ácido débil, experimenta el siguiente proceso de hidrólisis:



Por lo que el pH de la disolución de la sal sódica de este ácido será **mayor que 7**.

8. Calcule: a) El pH de la disolución resultante de añadir 50 mL de ácido clorhídrico (HCl) 0,24 M a 50 mL de hidróxido de potasio (KOH) 0,2 M, suponiendo que los volúmenes son aditivos. b) El volumen de HCl 0,5 M necesario para neutralizar 50 mL de KOH 0,2 M.

Respuesta:

- a) El número de moles de ácido clorhídrico y de hidróxido de potasio será, respectivamente:

$$n_{\text{HCl}} = 0,05 \cdot 0,24 = 0,012 \text{ mol} \quad n_{\text{KOH}} = 0,05 \cdot 0,2 = 0,010 \text{ mol}$$

Teniendo en cuenta que un mol de ácido reacciona con un mol de base, al mezcla ambas sustancias habrá un exceso de ácido, siendo la concentración de éste:

$$c = \frac{0,012 - 0,010}{0,05 + 0,05} = 0,02 \text{ M}$$

Al estar completamente ionizado el ácido, tendremos: $\text{pH} = -\log 0,02 = 1,70$

- b) El volumen de ácido necesario se deduce de:

$$V \cdot 0,5 = 50 \cdot 0,2 \quad V = 20 \text{ mL}$$

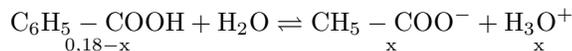
9. Se toman 5,5 g de ácido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}$) para preparar una disolución en un matraz de 250 mL. a. Calcule el pH de la disolución resultante. b. ¿Qué volumen de NaOH de concentración 0,12 M se necesita para neutralizar 10 mL de la disolución preparada inicialmente? DATO: $K_{\text{ácido}} = 6,5 \cdot 10^{-5}$

Respuesta:

- a) La concentración inicial de ácido benzoico es:

$$c = \frac{5,5 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}}{122 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,045 \text{ M}$$

A partir del equilibrio:



Aplicando K_a :

$$6,5 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,045 - x} \quad x = 3,39 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log 3,39 \cdot 10^{-3} = 2,47$$

- b) Puesto que el ácido es monoprótico, la neutralización se realiza mol a mol, por lo cual:

$$n_{\text{ac}} = 0,01 \cdot 0,045 = n_{\text{base}} = V_{\text{base}} \cdot 0,12 \quad V_{\text{base}} = 0,00375 \text{ L}$$

12. Una muestra de 500 mg de un ácido monoprótico fuerte (HA) disuelto en agua se neutralizó con 33,16 mL de disolución 0,15 M de KOH. Calcule: a. La masa molar del ácido. b. El pH resultante cuando al ácido inicial se hubieran añadido 40 mL de la base, suponiendo un volumen final de 50 mL.

Respuesta:

a) Al producirse la reacción mol a mol, podemos afirmar que el número de moles de ácido será igual al número de moles de base, por lo que podemos escribir:

$$n_{\text{ácido}} = \frac{0,5 \text{ g}}{P.m \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = n_{\text{base}} = 0,03316 \cdot 0,15 \quad P.m = \frac{0,5}{0,03316 \cdot 0,15} = 100,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

b) El número de moles de base añadidos es: $n_{\text{base}} = 0,04 \cdot 0,15 = 6 \cdot 10^{-3}$. El número de moles de ácido será: $n_{\text{ácido}} = \frac{0,5}{100,5} = 4,98 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$. Por tanto ha quedado un exceso de $6 \cdot 10^{-3} - 4,98 \cdot 10^{-3} = 1,02 \cdot 10^{-3}$ moles de ácido. Su concentración será:

$$c = \frac{1,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,05 \text{ L}} = 0,020 \text{ M}$$

El pH será:

$$\text{pH} = -\log c = -\log 0,020 = 1,70$$

13. Tenemos dos disoluciones acuosas ácidas, una de ácido salicílico ($\text{C}_6\text{H}_4\text{OHCOOH}$, $K_a = 10^{-3}$) y otra de ácido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$, $K_a = 2 \cdot 10^{-5}$). Si la concentración de los dos ácidos es la misma, conteste razonadamente a las siguientes cuestiones: a. ¿Cuál de las bases conjugadas de los ácidos anteriores es más fuerte? Determine los valores de K_b para las bases conjugadas de ambos ácidos. b. ¿Qué ácido presentará un mayor grado de ionización? ¿Qué disolución tendrá mayor valor del pH?

Respuesta:

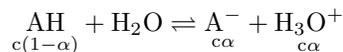
a) La base conjugada más fuerte corresponderá al ácido más débil (aquél cuya constante de acidez sea menor), en nuestro caso, el **ácido benzoico**, dado que la constante de basicidad de la base conjugada es:

$$K_b = \frac{10^{-14}}{K_a} \quad \text{mayor cuanto menor sea } K_a$$

Los valores de K_b para las respectivas bases conjugadas serán:

$$K_b(\text{C}_6\text{H}_4\text{OHCOO}^-) = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \quad K_b(\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-) = \frac{10^{-14}}{2 \cdot 10^{-5}} = 5 \cdot 10^{-10}$$

La disolución cuyo valor de pH es mayor corresponde a la del ácido más débil, en este caso, **el ácido benzoico**, mientras que el grado de ionización será mayor en el ácido más fuerte (**ácido salicílico**), pues:



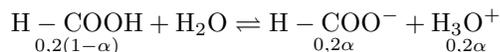
$$K_a = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$$

Es decir, α será mayor cuanto mayor sea K_a .

14. Se tiene 50 mL de una disolución 0,2 M de ácido metanoico, que es un ácido débil de $K_a = 1,7 \cdot 10^{-4}$. a) Calcule el pH de la disolución inicial de ácido metanoico. b. Determine el volumen de una disolución de NaOH 0,3M necesario para neutralizar el ácido anterior. c) Razone si el pH de la disolución neutralizada sería mayor, menor o igual a 7.

Respuesta:

a) El equilibrio de ionización es:

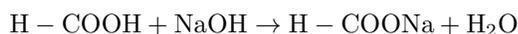


Aplicando la constante de equilibrio:

$$K_a = \frac{[\text{H} - \text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H} - \text{COOH}]} = \frac{0,2\alpha^2}{1 - \alpha} \quad \alpha = 0,029$$

$$\text{pH} = -\log 0,2 \cdot 0,029 = 2,24$$

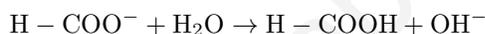
b) La reacción de neutralización es la siguiente:



Puesto que la reacción tiene lugar mol a mol, podremos igualar en el punto de equivalencia, el número de moles de ácido y de base:

$$0,050 \cdot 0,2 = V \cdot 0,3 \quad V = 0,033 \text{ L}$$

c) Puesto que se forma una sal de ácido débil y base fuerte, la base conjugada del ácido experimentará el siguiente proceso de hidrólisis:

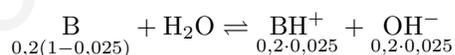


Con lo que el pH de la disolución obtenida será **básico**.

15. Responda a las siguientes cuestiones: a. Se tiene un compuesto B que puede actuar como base dando la especie BH^+ . Calcule la K_b de esa base débil sabiendo que para una concentración inicial 0,2 M se ioniza al 2,5 % b) Calcule el pH de la disolución anterior. c) Calcule la concentración de una disolución de NaOH que tenga un valor de pH de 11,7.

Respuesta:

a) El equilibrio de ionización es:



La constante K_b será:

$$K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]} = \frac{0,2 \cdot 0,025^2}{1 - 0,025} = 1,28 \cdot 10^{-4}$$

b) Sabiendo que $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, y que $\text{pOH} = -\log c\alpha = -\log 0,2 \cdot 0,025 = 2,30$, tendremos:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,30 = 11,70$$

c) Al tratarse de una base fuerte (por tanto, completamente disociada), tendremos:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 2,30 = -\log c \quad c = 10^{-2,30} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

7. OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN.

1. En una celda electrolítica con 50 mL de disolución acuosa de sulfato de cobre CuSO_4 0,5 M acidulada con ácido sulfúrico se introducen dos electrodos de platino por los que se hace pasar una corriente de 5,0 A. Al final del proceso, el cátodo, que inicialmente pesaba 11,1699 g, ha aumentado su peso hasta 12,4701 g por la formación de un depósito sólido. a) ¿Qué reacción ha tenido lugar en el cátodo? b) ¿Cuál ha sido el rendimiento de la electrolisis? c) ¿Cuál es la carga eléctrica (en culombios) empleada en formar el depósito sólido sobre el cátodo?.

Respuesta:

a) En el cátodo se ha producido la reducción del Cu^{2+} a Cu, según: $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}$

b) La masa de cobre obtenida es:

$$m = 12,4701 - 11,1699 = 1,3002 \text{ g}$$

En la celda hay una masa de cobre de:

$$m = V \cdot M \cdot M.a. = 50 \cdot 10^{-3} \cdot 0,5 \cdot 63,55 = 1,5888 \text{ g}$$

Con lo que el rendimiento será:

$$r = \frac{m}{m_0} 100 = \frac{1,3002}{1,5888} 100 = 81,8 \%$$

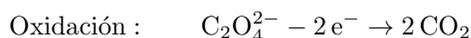
c) La carga eléctrica se puede calcular a partir de:

$$\frac{63,55/2 \text{ g Cu}}{96500 \text{ C}} = \frac{1,3002 \text{ g Cu}}{q} \quad q = 3949 \text{ C}$$

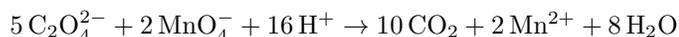
2. La reacción entre el permanganato potásico (KMnO_4) y el oxalato sódico ($\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$), en medio sulfúrico, genera dióxido de carbono y sulfato de manganeso (II) (MnSO_4). a) Ajuste la reacción molecular por el método del ion-electrón. b) Calcule la concentración de una disolución de oxalato sódico teniendo en cuenta que 20 mL de ésta consumen 17 mL de permanganato potásico de concentración 0,5 M.

Respuesta:

a) Las respectivas reacciones de oxidación y de reducción son:



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



En forma molecular:



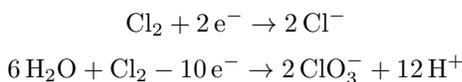
b) La concentración de la disolución de oxalato sódico se obtiene a partir de:

$$17 \cdot 10^3 \cdot 0,5 = 20 \cdot 10^{-5} M \quad M = \frac{8,5}{20} = 0,425$$

3. Ajuste por el método del ión-electrón la siguiente reacción: $\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Cl}^- (\text{ac}) + \text{ClO}_3^- (\text{ac})$. a) En medio ácido. b) En medio básico.

Respuesta:

- a) En medio ácido:



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



- b) Sumando en los dos miembros de la reacción ajustada anterior:



Obteniendo finalmente:



4. Se pretende depositar Cr metal, por electrolisis, de una disolución ácida que contiene óxido de cromo (VI) (CrO_3). a) Escriba la semirreacción de reducción. b) ¿Cuántos gramos de Cr se depositarán si se hace pasar una corriente de $1 \cdot 10^4$ C? ¿Cuánto tiempo tardará en depositarse un gramo de Cr si se emplea una corriente de 6 A?

Respuesta:

- a) La semirreacción es:



- b) para hallar la masa de Cr depositado:

$$\frac{52/3 \text{ g Cr}}{96500 \text{ C}} = \frac{x \text{ g Cr}}{1 \cdot 10^4 \text{ C}} \quad x = 1,8 \text{ g}$$

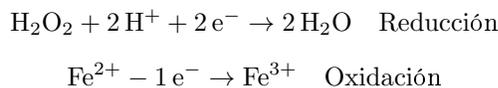
- c) El tiempo necesario se deduce de:

$$\frac{52/3 \text{ g Cr}}{96500 \text{ C}} = \frac{1 \text{ g Cr}}{x \text{ C}} \quad x = 927,9 \text{ C}$$

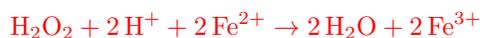
5. Cuando en un volumen de agua oxigenada, H_2O_2 , se disuelve una sal de Fe^{2+} , en principio podrían ocurrir las siguientes reacciones: $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Fe}^{2+} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{Fe}^{3+}$ o $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Fe}^{2+} \rightleftharpoons \text{O}_2(\text{g}) + \text{Fe}(\text{s})$
 a) Ajuste ambas reacciones por el método del ion-electrón. b) Justifique la espontaneidad de cada una de ellas en condiciones estándar. DATOS: $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,447\text{V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,771\text{V}$; $E^\circ(\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = +1,776\text{V}$ y $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2) = +0,695\text{V}$.

Respuesta:

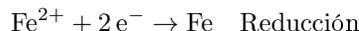
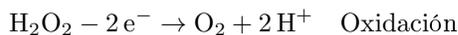
- a) Para la primera reacción:



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



En el segundo caso:



Sumando ambas semirreacciones, obtendremos:



b) Para la primera reacción, el potencial sería: $\varepsilon^0 = 1,776 - 0,771 = +1,005 \text{ V}$. La reacción es espontánea. En el segundo caso, el potencial tendría el valor: $\varepsilon^0 = -0,447 - 0,695 = -1,142 \text{ V}$. La reacción no es espontánea.

6. Se dispone de dos celdas electrolíticas conectadas en serie que contienen disoluciones acuosas de sulfato de níquel (II) (NiSO_4) y nitrato de plata (AgNO_3), respectivamente. Se hace pasar una corriente eléctrica por el circuito hasta que se depositan 0,650 g de plata en la segunda celda. a) Escriba las reacciones que tienen lugar en el cátodo de cada una de las celdas. Explique si el potencial será positivo o negativo. b) Calcule cuántos gramos de níquel se habrán depositado en la primera celda. c) Calcule cuánto tiempo habrá durado el proceso si la intensidad de la corriente eléctrica ha sido de 2,5 A.

Respuesta:

a) En el cátodo se produce la reducción, por lo que en el cátodo de cada una de las celdas tendrá lugar la reacción siguiente:



El potencial en el cátodo será **negativo**.

b) La cantidad de carga eléctrica que circula por cada una de las cubas electrolíticas es la misma, por lo que podemos escribir:

$$\frac{96500 \text{ C}}{107,9 \text{ g Ag}} = \frac{Q \text{ C}}{0,650 \text{ g Ag}} \quad Q = 581,32 \text{ C}$$

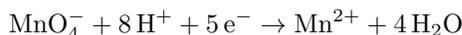
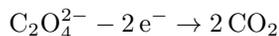
$$\frac{96500 \text{ C}}{58,7/2 \text{ g Ni}} = \frac{581,32 \text{ C}}{x \text{ g Ni}} \quad x = 0,177 \text{ g Ni}$$

c) Puesto que la carga que ha atravesado el circuito es 572,83 C, tendremos que: $581,32 = 2,5 t$, con lo que $t = 232,53 \text{ s}$

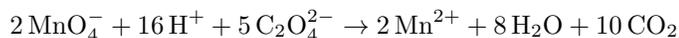
7. Ajuste las siguientes reacciones moleculares por el método del ion-electrón. a) El oxalato sódico ($\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$) reacciona con el permanganato de potasio (KMnO_4), en disolución acidificada con ácido sulfúrico, para dar, entre otros compuestos, dióxido de carbono (CO_2) y sulfato de manganeso (II) (MnSO_4). b) En presencia de hidróxido sódico, el clorato sódico (NaClO_3) reacciona con el cloruro de cromo (III) (CrCl_3) para dar cloruro sódico y cromato sódico (Na_2CrO_4).

Respuesta:

a) Las semirreacciones son las siguientes:



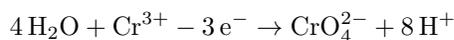
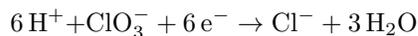
Multiplicando por 5 la primera semirreacción, por 2 la segunda, y sumando, tendremos:



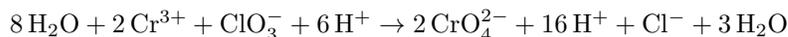
En forma molecular:



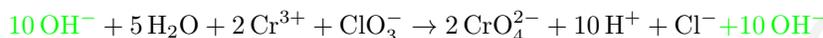
b) Las semirreacciones son las siguientes:



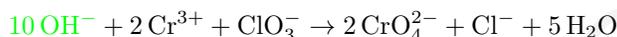
Multiplicando por 2 la segunda semirreacción, y sumando a la primera, tendremos:



Agrupando términos y sumando OH^- al primero y segundo miembros::



La suma de 2 H^+ y 2 OH^- en el segundo miembro nos da 2 H_2O



En forma molecular, nos queda:



8. En una cuba electrolítica se hace pasar una corriente de 0,7 amperios a través de una disolución ácida que contiene CuSO_4 , durante 3 horas. a) Escriba la reacción que tiene lugar en el cátodo. b) Escriba la reacción de oxidación del agua que se producirá en el ánodo. c) Calcule la masa de cobre metálico que se depositará en el proceso.

Respuesta:

a) La reacción en el cátodo es la siguiente: $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

b) En el ánodo se producirá la reacción: $\text{H}_2\text{O} - 1 \text{e}^- \rightarrow 1/2 \text{O}_2 + 2 \text{H}^+$

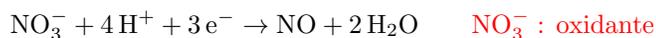
c) La cantidad depositada se calculará a partir de la igualdad:

$$\frac{63,55}{2} \text{ g Cu} = \frac{x \text{ g Cu}}{0,7 \cdot 3 \cdot 3600 \text{ C}} \quad x = 2,49 \text{ g Cu}$$

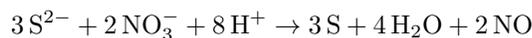
9. Dada la reacción: $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ a) Ajuste la reacción por el método del ión-electrón, indicando la especie oxidante y reductora. b) Calcule la masa de ácido nítrico necesario para obtener 50 g de azufre, si el rendimiento del proceso es del 75 %.

Respuesta:

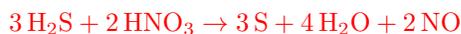
a) Las semirreacciones son las siguientes:



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



En forma molecular:



b) para calcular la masa de ácido nítrico, recurrimos a la siguiente igualdad:

$$\frac{2 \cdot 63 \text{ g HNO}_3}{3 \cdot 32 \text{ g S}} = \frac{x \text{ g HNO}_3}{50 \text{ g S}} \quad x = 65,62 \text{ g HNO}_3 \text{ (suponiendo rendimiento del 100 \%)}$$

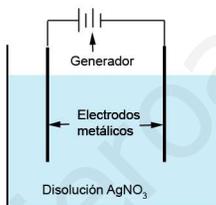
teniendo en cuenta un rendimiento del 75 %, podremos escribir:

$$m_{\text{HNO}_3} = 65,62 \frac{100}{75} = 87,49 \text{ g HNO}_3$$

10. Se desea dar un baño de plata a una cuchara. Para ello, se la introduce en una disolución de nitrato de plata (AgNO_3) y se hace pasar una corriente de 0,5 A durante 30 minutos. a) Realice un dibujo de la cuba electrolítica. b) Escriba la reacción que tiene lugar en el cátodo y calcule la masa de plata depositada sobre la cuchara. c) Si la misma cantidad de electricidad es capaz de depositar 0,612 g de oro sobre el cátodo de una cuba electrolítica que contiene una sal de oro, determine el número de oxidación del oro en la sal.

Respuesta:

a) la representación podría ser la siguiente:



b) En el cátodo tiene lugar la reducción del ion Ag^+ según el proceso: $\text{Ag}^+ + 1 \text{ e}^- \rightarrow \text{Ag}^0$. La masa de plata depositada se calcula a partir de la siguiente relación:

$$\frac{107,87 \text{ g Ag}}{96500 \text{ C}} = \frac{x \text{ g Ag}}{0,5 \cdot 1800 \text{ C}} \quad x = 1 \text{ g Ag}$$

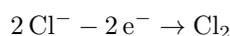
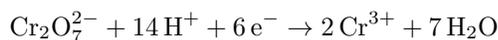
c) Utilizando la misma expresión aplicada al Au:

$$\frac{\frac{196,97}{n} \text{ g Ag}}{96500 \text{ C}} = \frac{0,612 \text{ g Ag}}{0,5 \cdot 1800 \text{ C}} \quad n = 3$$

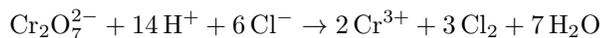
11. Se desprende gas cloro haciendo reaccionar ácido clorhídrico concentrado con dicromato de potasio, produciéndose la siguiente reacción: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ a) Ajuste la reacción por el método del ión electrón. b) Indique cuál es el oxidante y cuál es el reductor. ¿Qué especie se oxida y cuál se reduce?

Respuesta:

a) Las semirreacciones son las siguientes:



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



En forma molecular:

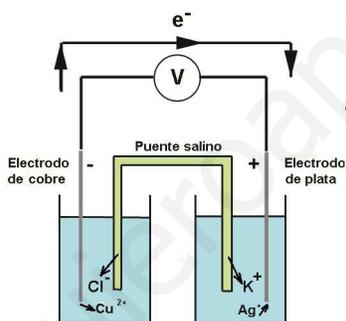


b) El **oxidante es el dicromato potásico**, donde el $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ se reduce a Cr^{3+} . El **reductor es el ácido clorhídrico**, oxidándose el Cl^- a Cl_2 .

12. Se construye una pila galvánica introduciendo un electrodo de cobre en una disolución 1 M de nitrato de cobre (II) y un electrodo de plata en una disolución 1 M de nitrato de plata. a) Haga un dibujo con el montaje de la pila. b) Explique la función del puente salino. c) Escriba las reacciones que tienen lugar en el ánodo y cátodo. d) Escriba la reacción global y calcule la fuerza electromotriz. Datos: $E^0 \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0,34 \text{ V}$ $E^0 \text{Ag}^+/\text{Ag} = 0,80 \text{ V}$.

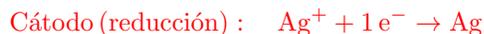
Respuesta:

a) Una representación gráfica podría ser la siguiente:



b) El puente salino tiene como misión cerrar la conexión eléctrica entre las dos semipilas, tendiendo también a mantener la neutralidad eléctrica en cada una de ellas.

c) Las reacciones son las siguientes:



d) la reacción global es la siguiente:



La fuerza electromotriz de la pila es: $\varepsilon^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = 0,80 - 0,34 = 0,46 \text{ V}$

13. Responda a las siguientes cuestiones, escribiendo las reacciones que tienen lugar en cada electrodo:

a) Se hace pasar una corriente eléctrica de 1,5 A a través de 250 mL de una disolución acuosa de iones Cu^{2+} 0,1 M. ¿Cuántos minutos tienen que transcurrir para que todo el cobre de la disolución se deposite como cobre metálico? b) Determine el volumen de Cl_2 gaseoso, medido a 27 °C y 1 atm, que se desprenderá en el ánodo durante la electrolisis de una disolución acuosa de un cloruro metálico, aplicando una corriente de 4 A de intensidad durante 15 minutos.

Respuesta:

a) La masa de cobre contenida en la disolución es: $m_{Cu} = 0,25 \cdot 0,1 \cdot 63,55 = 1,589 \text{ g}$. Teniendo en cuenta que 96500 C depositan una cantidad de cobre de $63,55/2 = 31,775 \text{ g}$, podremos escribir:

$$\frac{96500 \text{ C}}{31,775 \text{ g Cu}} = \frac{1,5 \cdot t}{1,589 \text{ g Cu}} \quad t = 3217 \text{ s (53,62 min)}$$

b) En este caso, podemos plantear la igualdad:

$$\frac{96500 \text{ C}}{35,5 \text{ g Cl}} = \frac{4 \cdot 15 \cdot 60 \cdot t}{x \text{ g Cl}} \quad x = 1,324 \text{ g Cl (equivalentes a } \frac{1,324}{2 \cdot 35,5} = 0,0186 \text{ mol Cl}_2)$$

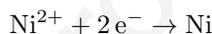
Aplicando la ecuación de los gases ideales:

$$1 \cdot V = 0,0186 \cdot 0,082 \cdot 300 \quad V = 0,458 \text{ L Cl}_2$$

14. Se preparan 100 mL de disolución de NiSO_4 disolviendo 3,01 g de dicha sal en agua y se someten a un proceso de electrolisis haciendo pasar durante 45 minutos una intensidad de corriente de 0,8 A. a. ¿Cuál es la reacción que tiene lugar en el cátodo? b. Enuncie la primera ley de Faraday c. ¿Qué porcentaje del catión metálico presente en la disolución se deposita? d. ¿Cuánto tiempo se habría necesitado para depositar todo el metal?

Respuesta:

a) En el cátodo se produce la reducción:



b) La masa de una sustancia que se deposita en un electrodo es directamente proporcional a la carga eléctrica que atraviesa el circuito.

b) En la disolución tenemos una cantidad de Ni:

$$m_{\text{Ni}} = 3,01 \text{ g NiSO}_4 \frac{58,69 \text{ g Ni}}{(58,69 + 32 + 16 \cdot 4) \text{ g NiSO}_4} = 1,14 \text{ g Ni}$$

La cantidad de níquel depositada se obtiene de:

$$\frac{96500 \text{ C}}{58,69/2 \text{ g Ni}} = \frac{45 \cdot 60 \cdot 0,8 \text{ C}}{x \text{ g Ni}} \quad x = 0,66 \text{ g Ni}$$

El porcentaje depositado es:

$$\% = \frac{0,66}{1,14} 100 = 57,89$$

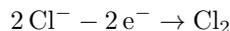
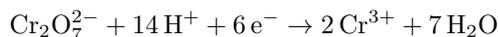
d) Para depositar todo el metal:

$$\frac{96500 \text{ C}}{58,69/2 \text{ g Ni}} = \frac{t \cdot 0,8 \text{ C}}{1,14 \text{ g Ni}} \quad t = 4669 \text{ s}$$

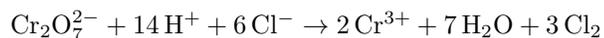
15. Se genera cloro por reacción de dicromato potásico ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) con ácido clorhídrico. En este proceso también se forma tricloruro de cromo (CrCl_3) además de otros compuestos. a. Ajuste la reacción molecular por el método del ion-electrón. b. Calcule el volumen de cloro (Cl_2), medido a 0°C y 1 atm de presión, que se obtiene si reaccionan por completo 10 mL de disolución de ácido clorhídrico de densidad 1,18 g/mL y una riqueza del 35 % en masa.

Respuesta:

a) Las semirreacciones son las siguientes:



Multiplicamos la segunda semirreacción por 3, y sumamos miembro a miembro a la primera:



La reacción molecular ajustada queda de la forma:



b) La masa de HCl que reacciona es:

$$m = 10\text{ mL} \cdot 1,18\text{ g} \cdot \text{mL}^{-1} \cdot \frac{35\text{ g HCl}}{100\text{ g disolución}} = 4,13\text{ g HCl}$$

A partir de la ecuación ajustada, podemos escribir:

$$\frac{14(1 + 35,5)\text{ g HCl}}{3\text{ mol Cl}_2} = \frac{4,13\text{ g HCl}}{x\text{ mol Cl}_2} \quad x = 0,024\text{ mol Cl}_2$$

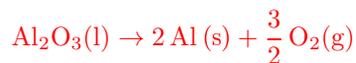
Aplicando la ecuación de los gases:

$$1 \cdot V = 0,024 \cdot 0,082 \cdot 273 \quad V = 0,54\text{ L Cl}_2$$

16. Se pasa una corriente de 50 A con un rendimiento del 75 % a través de una celda electrolítica que contiene 305,9 g de Al_2O_3 fundido. En el electrodo donde se deposita el aluminio ocurre la siguiente reacción: $\text{Al}^{3+}(\text{l}) \rightarrow \text{Al}(\text{s})$. a. Complete la reacción y nombre dicho electrodo. b. Calcule el tiempo necesario para depositar todo el aluminio.

Respuesta:

a) La reacción que se produce es la siguiente:



La reducción del Al^{3+} se produce en el **cátodo**. b) Al ser el rendimiento del 75 % la corriente efectiva tendría una intensidad: $I = 0,75 \cdot 50 = 37,5\text{ A}$. La cantidad de aluminio presente en la celda es:

$$m_{\text{Al}} = 305,9 \frac{2 \cdot 26,98}{101,96} = 161,89\text{ g Al}$$

Conociendo la masa molecular del Al_2O_3 (101,96 g/mol) podremos escribir lo siguiente:

$$\frac{96490\text{ C}}{37,5 \cdot t\text{ C}} = \frac{26,98/3\text{ g Al}}{161,89\text{ g Al}} \quad t = 46318\text{ s}$$

17. Utilizando los siguientes valores de los potenciales normales de reducción: $E^\circ(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,14\text{ V}$, $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34\text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44\text{ V}$, justifique razonadamente y escriba las reacciones necesarias para su explicación: a. La espontaneidad o no espontaneidad de la reacción química: $\text{Sn}^{2+}(\text{ac}) + \text{Cu}(\text{s}) \rightarrow \text{Sn}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{ac})$. b. Si se obtendrá o no hidrógeno gaseoso al mezclar estaño metálico y HCl (ac) 1 M. c. Lo que ocurre al añadir unas limaduras de hierro en una disolución acuosa de CuSO_4 .

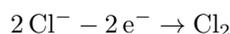
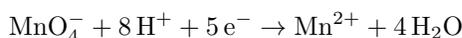
Respuesta:

a) En este caso, al ser mayor el potencial de reducción del cobre que el del estaño, **la reacción no puede tener lugar**. El potencial sería: $\varepsilon^0 = -0,14 - 0,34 = -0,48 \text{ V}$ b) El potencial de esta reacción sería: $\varepsilon^0 = 0 - (-0,14) = 0,14 \text{ V}$ por lo que la **reacción: $\text{Sn} + \text{HCl} \rightarrow \text{SnCl}_2 + \text{H}_2$ puede producirse**. Se obtiene hidrógeno gaseoso. c) El potencial de la reacción: $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$ sería: $\varepsilon^0 = 0,34 - (-0,44) = 0,78 \text{ V}$ por lo que **el hierro se oxidaría a Fe^{2+} u el Cu^{2+} se reduciría a Cu metálico**.

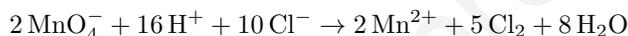
18. El permanganato potásico (KMnO_4) reacciona con el ácido clorhídrico (HCl) produciendo cloruro potásico (KCl), cloruro de manganeso (II) (MnCl_2), agua y dicloro. a. Ajuste la ecuación molecular utilizando el método del ión-electrón b. Calcule la cantidad de permanganato potásico necesario para obtener 15,44 g de dicloro.

Respuesta:

a) Las semirreacciones son las siguientes:



Multiplicamos por 5 la segunda semirreacción y sumamos la primera, multiplicada por 2:



En forma molecular:



b) A partir de la ecuación ajustada:

$$\frac{2 (54,94 + 39,10 + 16,00 \cdot 4) \text{ g KMnO}_4}{5 \cdot 2 \cdot 35,45 \text{ g Cl}_2} = \frac{x \text{ g KMnO}_4}{15,44 \text{ g Cl}_2} \quad x = 13,77 \text{ g KMnO}_4$$

19. Dados los potenciales normales de reducción: $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$ a. Razone cuál será la reacción espontánea que tendrá lugar en una pila formada por estos dos electrodos b. Indique cuál se comportará como ánodo y cuál como cátodo, escriba las semirreacciones y la reacción global que tiene lugar. c. Calcule la f.e.m. estándar de la pila y escriba la notación de la pila.

Respuesta:

a) La reacción espontánea será aquella en la que el potencial de la pila sea positivo. Si tenemos en cuenta que dicho potencial es:

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

Por tanto, la reacción espontánea será:



b) De lo expuesto anteriormente, se deduce que el electrodo de plata actuará como cátodo y el de cobre como ánodo. Las semirreacciones serán, respectivamente:



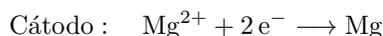
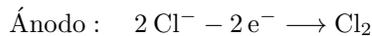
La reacción global será la señalada con (*).

c) La fem de la pila, ya calculada es de **+ 0,46 V**. La notación es la siguiente: **$\text{Cu} \mid \text{Cu}^{2+}(1 \text{ M}) \parallel \text{Ag}^+(1 \text{ M}) \mid \text{Ag}$**

20. El magnesio se obtiene industrialmente por electrólisis del cloruro de magnesio (MgCl_2) fundido a la temperatura de 750°C . Escriba las reacciones que tienen lugar en cada electrodo y calcule: a. La masa de magnesio, en kg, que se obtiene cuando pasa una corriente de 2000 A a través de la celda electrolítica durante 10 horas. b. La masa del gas Cl_2 , en kg, desprendido en la celda anterior.

Respuesta:

- a) Las reacciones en cada uno de los electrodos son las siguientes:



Teniendo en cuenta que un equivalente electroquímico es depositado por una cantidad de 96490 C, podremos escribir:

$$\frac{96490 \text{ C}}{\frac{24,30}{2} \text{ g Mg}} = \frac{10 \cdot 3600 \cdot 2000 \text{ C}}{x \text{ g Mg}} \quad x = 9066,22 \text{ g} \approx \mathbf{9,07 \text{ kg}}$$

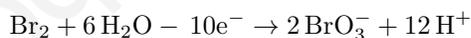
- b) O el mismo procedimiento anterior:

$$\frac{96490 \text{ C}}{35,5 \text{ g Cl}} = \frac{10 \cdot 3600 \cdot 2000 \text{ C}}{x \text{ g Cl}} \quad x = 26490 \text{ g Cl} \quad \mathbf{13,245 \text{ kg Cl}_2}$$

21. Responda a las siguientes cuestiones: a) Ajuste por el método ion-electrón la siguiente reacción redox, indicando razonadamente qué agente es el oxidante y qué agente es el reductor y expresando los pares redox: $\text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ b) Se dispone de una pila Daniell con electrodos de Zn y Cu. Explique su funcionamiento hablando de cátodo, ánodo, potencial estándar de reducción y puente salino. DATOS: $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76\text{V}$; $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,15\text{V}$.

Respuesta:

- a) Las semirreacciones son las siguientes:



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



Sumando ahora 12 OH^- al primer y segundo miembro:



Agrupando términos, y teniendo en cuenta que $12 \text{H}^+ + 12 \text{OH}^- = 12 \text{H}_2\text{O}$:



En forma molecular, tendremos:



El Br_2 actúa simultáneamente como oxidante y como reductor.

- b) La pila se forma mediante un electrodo de Zn introducido en una disolución 1 M de ZnSO_4 , que actuará como ánodo, un electrodo de cobre introducido en una disolución 1 M de CuSO_4 , que ejerce de cátodo, unidos ambos por un puente salino (disolución de KCl), que permite la circulación de la corriente eléctrica. El circuito se cierra mediante un voltímetro conectado a cada uno de los electrodos. El potencial normal de la pila es:

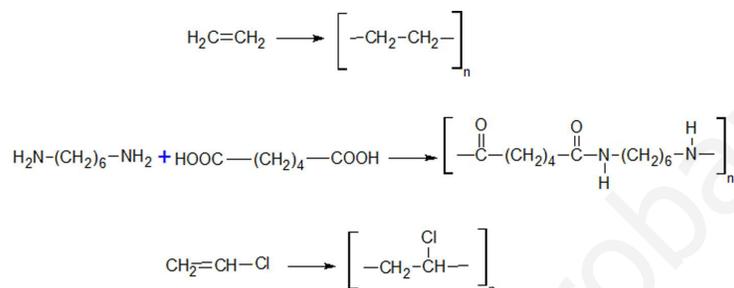
$$\varepsilon_{\text{pila}}^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = +0,15 - (-0,76) = \mathbf{+0,91 \text{ V}}$$

8. QUÍMICA ORGÁNICA.

1. Escriba la fórmula de los productos de polimerización de los siguientes compuestos, especificando el tipo de reacción que se ha producido. a) $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ b) $\text{NH}_2-(\text{CH}_2)_6-\text{NH}_2 + \text{COOH}-(\text{CH}_2)_4-\text{COOH}$ c) $\text{CH}_2=\text{CHCl}$.

Respuesta:

Las reacciones de polimerización pueden verse en la siguiente imagen:



Las reacciones a) y c) son reacciones de adición, mientras la b) es una reacción de condensación.

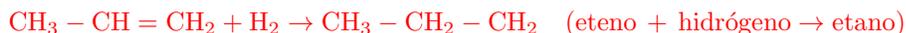
2. Formule y nombre: a) Un compuesto orgánico con dos dobles enlaces. b) Un compuesto orgánico con un grupo aldehído y un doble enlace. c) Un compuesto orgánico con un grupo éster y un triple enlace. d) Un compuesto orgánico con un grupo éter y un grupo ácido. e) Un compuesto orgánico con un grupo amina y un grupo aldehído.

Respuesta:

- a) $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2$ (1,3-butadieno)
 b) $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CHO}$ (propenal)
 c) $\text{CH} \equiv \text{C} - \text{COO} - \text{CH}_3$ (propinoato de metilo)
 d) $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_2 - \text{COOH}$ (ácido metoxietanoico)
 e) $\text{H}_2\text{N} - \text{CH}_2 - \text{CHO}$ (aminoetanal).
3. Utilizando compuestos orgánicos con tres átomos de carbono ponga un ejemplo de cada uno de los tipos de reacciones orgánicas siguientes: a) Adición. b) Eliminación. c) Sustitución. Formule y nombre los reactivos y los productos.

Respuesta:

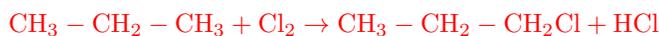
- a) Reacción de adición:



- b) Reacción de eliminación:



- c) Reacción de sustitución:



(propano + cloro \rightarrow (1 - cloropropano + cloruro de hidrógeno)

4. Conteste razonadamente las siguientes cuestiones: a) Formule la reacción química que tiene lugar entre el ácido benzoico y el metanol, nombre todos los compuestos que participan y diga de qué tipo de reacción se trata. b) Escriba la reacción de polimerización entre 1,6-hexanodiamina y ácido hexanodioico para formar el nailon-6,6.

Respuesta:

- a) La reacción es:



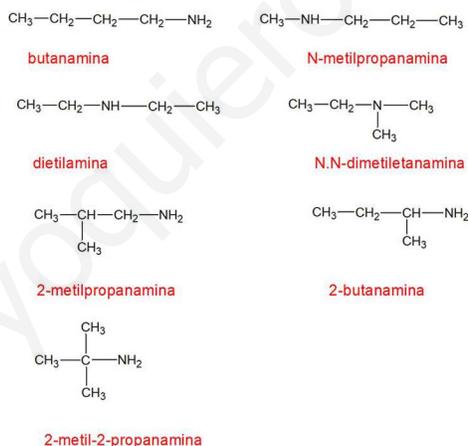
Se trata de una reacción de **esterificación**

- b) La reacción puede verse en el **ejercicio 1** de esta sección

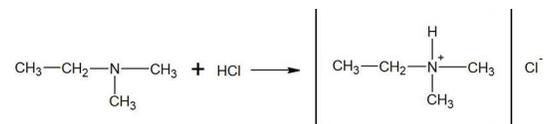
5. Escriba todas las aminas isómeras de fórmula $\text{C}_4\text{H}_{11}\text{N}$ a) Clasifíquelas en grupos según sean primarias, secundarias o terciarias. b) Para cada una de las aminas terciarias que haya encontrado, proponga una reacción de formación de la correspondiente sal de amonio cuaternario.

Respuesta:

- a) Las aminas isómeras son las siguientes:

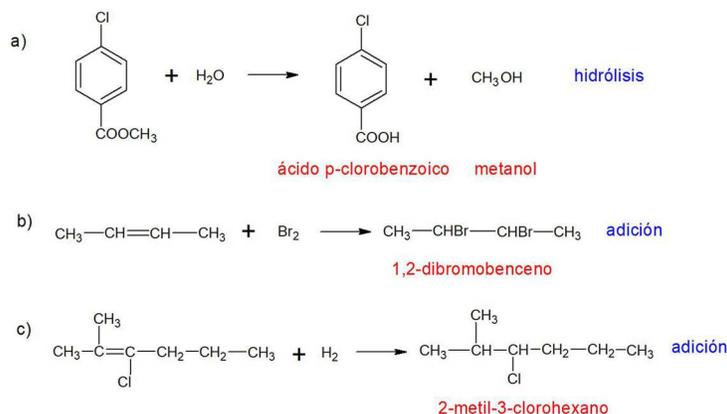


- b) Para la N,N- dimetiletanamina podría formarse la siguiente sal de amonio cuaternario.



6. Nombre y formule los productos de las siguientes reacciones y especifique el tipo de reacción en cada caso: a) p-clorobenzoato de metilo + agua b) but-2-eno (2-buteno) + bromo c) 3-cloro-2-metilhex-2-eno (3-cloro-2-metil-2-hexeno) + hidrógeno.

Respuesta:



Las reacciones que se producen son las siguientes:

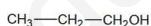
7. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones. a) ¿Cuándo dos compuestos son isómeros estructurales? b) Ponga un ejemplo para cada uno de los tipos de isomería estructural y nombre los compuestos elegidos para dichos ejemplos.

Respuesta:

a) Dos compuestos son isómeros estructurales cuando, poseyendo la misma fórmula molecular, sus átomos están unidos en distinto orden.

b) Dentro de los isómeros estructurales podemos distinguir isómeros de cadena, de posición o de grupo funcional. En la siguiente imagen podemos ver ejemplo de cada uno de los tipos de isomería mencionados.

Isómeros de cadena



1-propanol

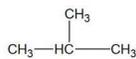


2-propanol

Isómeros de posición

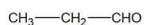


butano

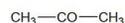


metilpropano

Isómeros de grupo funcional



propanal



propanona

8. Indique y razone el tipo de reacción en los siguientes casos: a. Etanal + Agua \longrightarrow 1,1-etanodiol (etan-1,1-diol) b) $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{calor} \longrightarrow \text{CH}_2\text{=CH-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3$ c) 2-propanol (propan-2-ol) + bromuro de hidrógeno \longrightarrow 2-bromopropano + agua

Respuesta:

- a) Se trata de una reacción de **adición** al doble enlace.
 b) Es una reacción de deshidratación (**eliminación**).

c) Se trata de una reacción de **sustitución**.

9. Escriba la reacción y nombre los productos obtenidos al someter al 1-butanol (butan-1-ol) a un proceso de: a. Combustión . b. Oxidación . c. Deshidratación . d. Reacción con ácido metanoico.

Respuesta:

a) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{OH} + \frac{13}{2} \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{CO}_2 + 5 \text{H}_2\text{O}$. Los productos obtenidos son **dióxido de carbono y agua**,

b) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{OH} \xrightarrow{\text{KMnO}_4} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CHO} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$.
En una primera etapa se obtiene **butanal** y, finalmente, **ácido butanoico**.

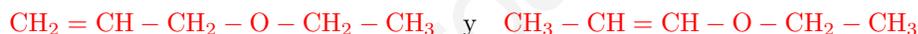
c) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{OH} \xrightarrow[\text{Q}]{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH}_2$. El producto obtenido es **1-buteno**

d) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{OH} + \text{H} - \text{COOH} \rightarrow \text{H} - \text{COOCH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$. El producto es **metanoato de butilo**.

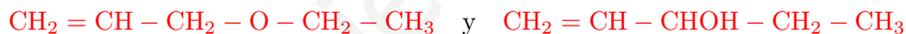
10. a. Para la fórmula $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$, formule y nombre dos posibles isómeros: i. de posición, ii. de función, iii. de cadena. b. Escriba la reacción de polimerización que da lugar al PVC (policloruro de vinilo), indicando el tipo de reacción que se ha producido.

Respuesta:

a) i) Isómeros de posición:



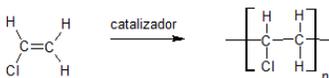
ii) Isómeros de función:



iii) Isómeros de cadena:



b)



Se trata de una reacción de polimerización por adición.

11. a) Escriba un ejemplo de las siguientes reacciones: hidrogenación de un alqueno, deshidratación de un alcohol, oxidación de un aldehído. b) Para el 1-buten-2-ol (but-1-en-2-ol) escriba un isómero de posición, uno de función y uno de cadena. Nombre cada uno de ellos.

Respuesta:

a)



b)

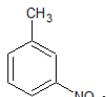
De posición : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CHOH}$ 1 - buten - 1 - ol

De función : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{O} - \text{CH} = \text{CH}_2$ etilvinil éter

De cadena : $\text{CH}_3 - \text{COH} = \text{CH} - \text{CH}_3$ 2 - buten - 2 - ol

12. Formule: ácido 2-pentenoico (ácido pent-2-enoico); m-nitrotolueno (1,3-metilnitrobenceno); 2-hidroxiobutanal; 2-cloro-1-penten-3-ona (2-cloropent-1-en-3-ona); 3-aminopropanoato de metilo. b. Nombre: $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2\text{OH}$; $\text{CH}_3-\text{CHOH}-\text{CH}_2-\text{COOH}$; $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CN}$; $\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_2-\text{COO}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$; $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$.

Respuesta:



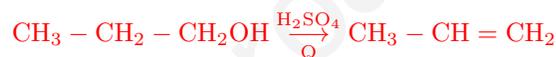
- a) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{COOH}$; $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CHOH}-\text{CHO}$; $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CO}-\text{CCl}=\text{CH}_2$; $\text{CH}_2(\text{NH}_2)-\text{CH}_2-\text{COOCH}_3$.
- b) **2-propen-1-ol; ácido 3-hidroxiobutanoico; 2-butenonitrilo; 3-oxobutanoato de etilo; ácido 2-aminobutanoico.**
13. A partir del 1-propanol (propan-1-ol) escriba la reacción de obtención de los compuestos de los apartados a, b y c. Formule y nombre todas las sustancias e indique en cada caso el tipo de reacción: a. 1-cloropropano. b) propeno. c) ácido propanoico.

Respuesta:

- a) La reacción es:



- b) Para obtener propeno tenemos la siguiente deshidratación reacción de eliminación):



- c) En este caso, obtenemos el ácido por oxidación con permanganato de potasio:



14. Formule y nombre: a) Dos isómeros de posición de fórmula $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$. b. Dos isómeros de función de fórmula $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$. c) Dos isómeros de cadena de fórmula C_6H_{12} .

Respuesta:

- a) $\text{CH}_3-\text{CHOH}-\text{CH}_3$ (**2-propanol**) y $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH}$ (**1-propanol**).
- b) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CHO}$ (**propanal**) y $\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_3$ (**propanona**)
- c) $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ (**2-hexeno**) y $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_3$ (**4-metil-2-penteno**)
15. a. Formule los siguientes compuestos: pentano, 1-butanol (butan-1-ol), etenilmetiléter (metil vinil éter), 2-butanol (butan-2-ol), 2-propen-1-ol (prop-2-en-1-ol), metilbutano b. Algunos de los compuestos anteriores son isómeros entre sí. Explique qué tipo de isomería estructural existe entre ellos.

Respuesta:

- a) i) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ ii) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{O}-\text{CH}_3$. iii) $\text{CH}_3-\text{CHOH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
iv) $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}=\text{CH}_2$ v) $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

- b) los compuestos **pentano** y **metilbutano** son **isómeros de cadena**. El **etenilmetiléter** y el **2-propen-1-ol** son **isómeros de grupo funcional**.

20. a. Formule y nombre dos isómeros de función de fórmula molecular C_3H_6O b. Formule y nombre dos isómeros de posición de fórmula molecular C_3H_8O c. Indique el tipo de reacción que se produce cuando se polimeriza el cloruro de vinilo, escribala y nombre el producto de la reacción.

Respuesta:

- a) $CH_3 - CO - CH_3$ y $CH_3 - CH_2 - CHO$.
 b) $CH_3 - CH_2 - CH_2OH$ y $CH_3 - CHOH - CH_3$
 c) Se trata de una polimerización por adición, que se puede representar de la forma:

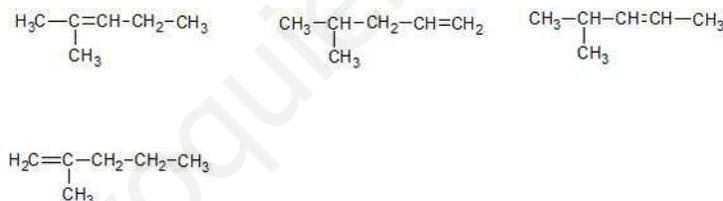


El producto obtenido es el **cloruro de polivinilo** (PVC).

21. Responda las siguientes cuestiones: a. Escriba las fórmulas estructurales y nombre los cuatro alquenos de fórmula molecular C_6H_{12} que darían como producto el 2-metilpentano por adición de hidrógeno. b. Defina reacción de sustitución y reacción de eliminación. Ponga un ejemplo de cada una de ellas nombrando todos los compuestos que intervienen.

Respuesta:

- a) Los cuatro alquenos son los siguientes:



Las reacciones de sustitución son aquellas en que un compuesto dado, un átomo o grupo es sustituido por otro. Las reacciones de eliminación son aquellas en que dos átomos o grupos situados en carbonos contiguos son eliminados, dando lugar a un doble o triple enlace. Un ejemplo de cada una de ellas podría ser:



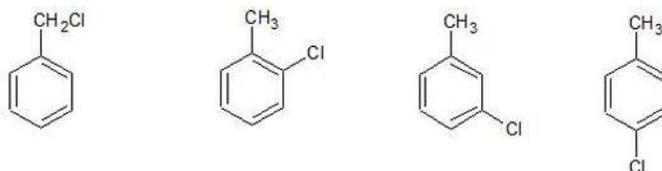
22. Conteste a las siguientes cuestiones: a. Defina isómero estructural y explique los tipos de isomería estructural. b. Dibuje y nombre los cuatro isómeros estructurales de fórmula molecular C_7H_7Cl sabiendo que la molécula contiene un anillo bencénico.

Respuesta:

- a) Los isómeros estructurales son compuestos con el mismo número de átomos de cada elemento, pero con distintos enlaces. Los isómeros estructurales pueden ser de cadena, donde la diferencia entre los isómeros es la estructura de la cadena carbonada (p. ej butano y metilpropano); de posición, donde un grupo funcional ocupa distintas posiciones dentro de la cadena (por ejemplo, 1-propanol y 2-propanol;

y de función, donde cambia el grupo funcional (p. ej. 2-propanol y etilmetileter).

b) Los isómeros estructurales son los siguientes:

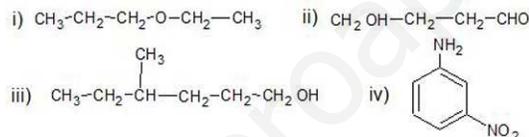


Los nombres de los cuatro isómeros, de izquierda a derecha son: **clorometilbenceno**; **1-cloro-2-metilbenceno**; **1-cloro-3-metilbenceno**; y **1-cloro-4-metilbenceno**.

23. A partir de los siguientes compuestos: i) etilpropileter, ii) 4-hidroxibutanal, iii) 4-metil-1-hexanol, iv) m-nitroanilina (3-nitroanilina) a. Formule todas las sustancias. b. Formule y nombre un isómero de función de los compuestos i) y ii). c. Formule y nombre un isómero de cadena del compuesto iii). d. Proponga a partir del compuesto iii) una reacción de oxidación y otra de sustitución y nombre los productos.

Respuesta:

a) Las fórmulas son las siguientes:



b) Los isómeros de función pueden ser: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHOH-CH}_3$ y $\text{CH}_2\text{OH-CH}_2\text{-CO-CH}_3$.

c) Un posible isómero puede ser: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C(CH}_3\text{)}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$.

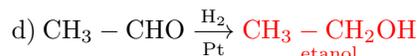
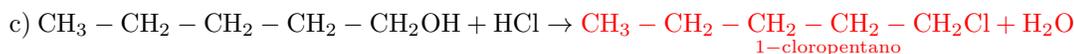
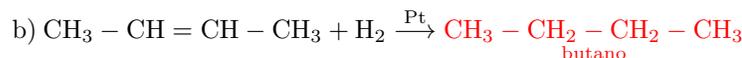
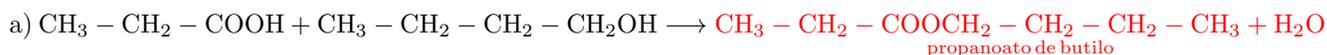
d) Las reacciones pueden ser:



24. Escribe las siguientes reacciones orgánicas, nombrando los productos que se obtienen en cada una de ellas e indicando a qué tipo de reacciones pertenece: a. Ácido propanoico con 1-butanol. b. 2-butenol con hidrógeno, y platino como catalizador. c. 1-pentanol con cloruro de hidrógeno. d. etanal con un agente reductor.

Respuesta:

Las reacciones son las siguientes:



Las reacciones son: **a) esterificación; b) adición; c) sustitución; d) adición.**