

PRUEBAS EBAU QUÍMICA

Juan P. Campillo Nicolás

22 de julio de 2022

www.yoquieroaprobar.es

1. EL ÁTOMO. ENLACE QUÍMICO.

1. Los tres elementos E_1 , E_2 y E_3 tienen números atómicos consecutivos. El elemento E_2 es argón ($Z = 18$). a) Indicar el grupo de la tabla periódica en que se encuentran los elementos E_1 y E_3 . Justificar cuál de los dos tendrá una mayor energía de ionización. b) Indicar el periodo (nivel) al que pertenecen los elementos E_1 y E_3 . Justificar cuál de ambos presentará un radio atómico menor. c) ¿Cuál es el estado de oxidación más probable (según la regla del octeto) para los elementos E_1 y E_3 ? ¿Cómo cambia el radio de los iones resultantes respecto del radio atómico de los elementos E_1 y E_3 ? Justificar las respuestas. d) Proponer el compuesto más probable que se forme con E_1 y E_3 , indicando el tipo de enlace que se formará.

Respuesta:

- a) Los números atómicos de E_1 y E_3 son 17 y 19, respectivamente, siendo sus configuraciones electrónicas, E_1 : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ y E_3 : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. Por tanto, E_1 se encontrará en el grupo **17**, mientras que E_3 pertenecerá al grupo **1**. La mayor energía de ionización corresponderá a **E_3** , al encontrarse en la parte derecha de la tabla periódica,
- b) Los periodos respectivos serán **3** (para E_3) y **4** (para E_1). El menor radio atómico corresponderá a **E_3** al encontrarse los electrones externos más cerca del núcleo y ser, por tanto, mayor la fuerza de atracción que sobre ellos ejerce aquel.
- c) Para E_1 , su estado de oxidación más probable es **-1**, pues alcanza la configuración de gas noble aceptando un electrón. Para E_3 , su estado de oxidación más probable es **+1**, ya que al ceder un electrón alcanza configuración de gas noble.
- d) El compuesto más probable se da mediante un enlace iónico, que podemos representar de la forma **$E_3^- E_1^+$**
2. Dados los siguientes conjuntos de números cuánticos: $(2,1,2,+1/2)$; $(3,1,-1,+1/2)$; $(2,2,1,-1/2)$ y $(3,2,-2,+1/2)$: a) Expresar el significado de los cuatro números cuánticos; b) Razonar cuáles son permitidos y cuáles no. c) Explicar cuál de los permitidos se corresponde con un electrón en un orbital d.

Respuesta:

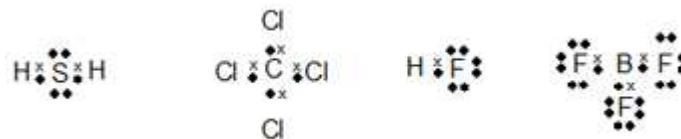
- a) El número cuántico **n** nos indica el nivel principal de energía. **l** caracteriza el tipo de orbital, **m** , nos da el número máximo de orbitales de un determinado tipo, y **s** nos da el número máximo de electrones en cada orbital
- b) El conjunto **$(2,1,2,+1/2)$** no está permitido, pues el valor de m no puede ser superior al de l . El conjunto **$(2,2,1,-1/2)$** tampoco lo está, por tener l el mismo valor que n . Los demás conjuntos están permitidos.
- c) El correspondiente a **$(3,2,-2,+1/2)$** , pues el valor de l es 2, lo que corresponde a orbitales d
3. Los elementos A, B, C y D tienen números atómicos 19, 16, 12 y 9, respectivamente. a) Escribir la configuración electrónica de A, B^{2-} , C^{2+} y D. b) Razonar qué compuestos formarán los elementos B y C, y D y A, respectivamente, indicando el tipo de enlace formado.

Respuesta:

- a) A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$; B^{2-} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; C^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6$; D: $1s^2 2s^2 2p^5$
- b) Los elementos B y C formarán un **compuesto iónico, de fórmula CB (MgS)**. D y A formarán un **compuesto iónico, de fórmula AD (KF)**.
4. Dadas las siguientes moléculas: H_2S , CCl_4 , HF, BF_3 . a) Escribir la estructura de Lewis de cada una de ellas. b) Indicar, razonadamente, qué moléculas presentan polaridad. Números atómicos: H = 1, B = 5, C = 6, F = 9, S = 16, Cl = 17.

Respuesta:

a) La estructuras de Lewis son las siguientes:



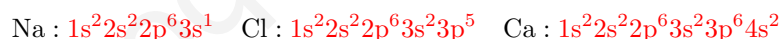
b) La repulsión debida a los dos pares electrónicos no compartidos de la molécula H_2S da lugar a una geometría angular, por lo que la molécula será **polar**. En la molécula de CCl_4 , los enlaces están distribuidos uniformemente desde el centro a los vértices de un tetraedro. La molecular será **apolar**. El enlace H-F es **polar**, por lo que el HF también lo será. La molécula de BF_3 presenta tres enlaces equivalentes, dando lugar a una forma trigonal plana. La molécula será **apolar**.

5. a) Enunciar los tres principios básicos para determinar la distribución electrónica de un átomo: de exclusión de Pauli, de mínima energía y de máxima multiplicidad de Hund. b) Mediante las correspondientes configuraciones electrónicas, razonar la valencia +1 para el sodio, +2 para el calcio y -1 para el cloro. Números atómicos: Na = 11, Cl = 17, Ca = 20.

Respuesta:

a) Principio de exclusión de Pauli: "*No es posible que en un átomo existan dos electrones con idéntico conjunto de números cuánticos*". Principio de mínima energía o del aufbau: "*Los electrones en un átomo se van colocando de forman que ocupen los orbitales de menor energía*". Principio de máxima multiplicidad o regla de Hund: "*Cuando varios electrones ocupan orbitales de la misma energía, tienden a colocarse de forma que se encuentren desapareados, es decir, tengan sus números cuánticos de spin con el mismo valor.*"

b) Las configuraciones electrónicas de estos elementos son las siguientes:



Como puede deducirse de estas configuraciones, el Na y el Ca alcanzarán configuración de gas noble cuando pierdan uno y dos electrones, respectivamente, lo que justifica las valencias +1 para el Na, y +2 para el Ca. El Cl alcanzará configuración de gas noble ganando un electrón, lo que explica su valencia -1.

6. Dada la molécula de BeCl_2 , indicar, razonadamente: a) Tipo de hibridación del átomo de berilio. b) Polaridad de los enlaces y polaridad de la molécula. c) Indicar dos propiedades de las moléculas covalentes. Números atómicos: Be = 4, Cl = 17.

Respuesta:

a) La configuración electrónica del berilio es $1s^2 2s^2$. Para obtener dos orbitales equivalentes, en primer lugar se promociona uno de los electrones 2s a un orbital 2p. Se produce entonces una hibridación entre el orbital 2s y el 2p, dando lugar a dos orbitales híbridos de tipo **sp**, orientados según un ángulo de 180° .

b) Puesto que los dos enlaces Be-Cl forman entre sí un ángulo de 180° , la suma de los momentos dipolares de ambos enlaces será nula, por lo que la molécula será apolar. c) Las sustancias covalentes moleculares **no son buenas conductoras de la electricidad** y tienen **puntos de fusión y de ebullición bajos**.

7. a) Escribir las configuraciones electrónicas de las siguientes especies: 1) F^- ; 2) K^+ ; 3) Ar; 4) Ca^{2+} y 5) Fe. b) Razonar las especies que tienen electrones desapareados. c) Razonar cuales de las anteriores especies son isoelectrónicas. Números atómicos, Z: F:9; Ar:18; K:19; Ca:20; Fe:26.

Respuesta:

a) 1) F^- : $1s^2 2s^2 p^6$. 2) K^+ : $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 3p^6$ 3) Ar: $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 3p^6$ 4) Ca^{2+} : $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 3p^6$ 5) Fe: $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

b) Solamente el **Fe** posee electrones desapareados, concretamente, cuatro, situados cada uno de ellos en un orbital d.

c) de las configuraciones electrónicas, se deduce que las especies **K^+ ; Ar y Ca^{2+}** son isoelectrónicas.

8. a) Mediante la teoría de TRPECV, explicar la geometría de las siguientes moléculas, indicando la hibridación que presentan: 1) CCl_4 ; 2) BF_3 ; 3) $HC\equiv CH$; 4) H_2O . b) Razonar cuál de las especies anteriores posee enlaces por puente de hidrógeno. Números atómicos: H:1; B:5; C:6; O:8; F:9; Cl: 17.

Respuesta:

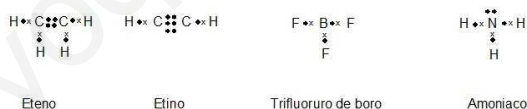
a) En el CCl_4 no existen pares de electrones solitarios sobre el átomo central, por lo que los cuatro enlaces se dispondrán de forma tetraédrica. La hibridación del C sería del tipo **sp^3** . En el BF_3 el átomo central tampoco soporta electrones solitarios. Los tres enlaces se disponen formando ángulos de 120° . La molécula es trigonal plana, y la hibridación es del tipo **sp^2** . En el etino, ninguno de los átomos de carbono soporta electrones solitarios. Los enlaces C-H se disponen según ángulos de 180° , La hibridación es **sp** . En el H_2O , el átomo de oxígeno posee dos pares de electrones no compartidos. La molécula es angular y la hibridación del oxígeno **sp^3**

b) Solamente el agua posee enlaces por puente de hidrógeno, debido a la existencia de un átomo de elevada electronegatividad, como es el oxígeno.

9. Dadas las moléculas: 1) eteno; 2) etino; 3) trifluoruro de boro y 4) amoníaco; a) Escribir sus estructuras de Lewis; b) Razonar sus polaridades, si la tienen y c) Explicar su hibridación según la TRPECV. Números atómicos, Z: H:1; B:5; C:6; N:7; F:9.

Respuesta:

a) Las respectivas estructuras de Lewis son las siguientes:



b) Sólo existe polaridad en la molécula de amoníaco, debido a su forma piramidal y a la polaridad (aunque escasa) de los enlaces N-H.

c) Las respectivas hibridaciones son: **sp^2 (eteno); sp (etino), sp^2 (trifluoruro de boro) y sp^3 (amoníaco).**

10. a) Expresar el significado de los cuatro números cuánticos y razonar los valores numéricos que puede adoptar cada uno; b) De los siguientes conjuntos de números cuánticos, razonar cuáles son permitidos identificando el orbital al que pertenecen: 1) (4, 2, 0, $+1/2$); 2) (3, 3, -3, $-1/2$); 3) (3, 2, 2, $-1/2$); 4) (4, 3, 0, $+1/2$) y 5) (3, 2, -3, $+1/2$).

Respuesta:

a) El número cuántico n indica el nivel principal de energía. El número cuántico l representa los subniveles de energía dentro de un nivel (orbitales). El número m_l nos indica el número de orbitales de un tipo determinado, mientras el que el valor de s indica el número máximo de electrones que caben en un orbital.

b) 1) **No es posible**: el número cuántico s sólo puede valer $\pm 1/2$. 2) **No es posible**: el valor de l debe ser

menor que el de n . 3) **Es posible**. El orbital es de tipo d . 4) **Es posible**: el orbital es de tipo f . 5) **No es posible**: el valor absoluto de m_l no puede ser mayor que el de l .

11. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas: A) $1s^2 2s^1$; B) $1s^2 2s^2 2p^5$; C) $1s^2 2s^2 2p^7 3s^2 3p^4$; D) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$; E) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 4s^1$: a) Indicar, razonadamente, qué configuraciones son imposibles y cuál representa un estado excitado. b) De las configuraciones posibles, indicar el grupo y nivel del elemento. c) Para las configuraciones posibles, razonar, cuál será el ion más probable.

Respuesta:

a) **C no es posible** dado que en los orbitales p de un nivel no caben más de 6 electrones. **Tampoco lo es D**, pues en el nivel $n = 2$ no hay orbitales d . La configuración **E representa un estado excitado**, pues el electrón situado en $4s^1$ debería encontrarse en un orbital $3p$.

b) **A: grupo 1, periodo 2; B: grupo 17, periodo 2; E: (en su estado fundamental) grupo 3, periodo 3.**

c) Los iones más probables serán: **A^+ ; B^- y E^{3+}**

12. 1) Dadas las moléculas BCl_3 y NH_3 . a) Escribir la estructura de Lewis de ambas moléculas e indicar su geometría e hibridación según la Teoría de Repulsión de Pares Electrónicos de la Capa de Valencia (TRPECV). b) Explicar la polaridad de las moléculas. c) Justificar, cuál de ellas presenta enlaces por puentes de hidrógeno. Números atómicos (Z): H = 1; B = 5; N = 7; Cl=17.

Respuesta:

a) Las respectivas estructuras de Lewis son las siguientes:



Según la TRPECV, la no existencia de pares de electrones no enlazantes sobre el átomo de boro implica que la mínima repulsión entre los pares enlazantes se producirá cuando los ángulos entre enlaces sean de 120° . La molécula tendrá una forma **trigonal plana**. En el caso del amoníaco, existe un par no enlazante sobre el átomo de N y tres enlaces N-H. para que la repulsión sea mínima, estos tres enlaces deben disponerse a lo largo de las aristas de una **pirámide trigonal**.

b) De la geometría de la molécula se deduce que el **BCl_3 es apolar**, mientras que el **NH_3 tiene carácter polar**.

c) La molécula de **amoníaco** presenta enlaces por puente de hidrógeno, pues existen enlaces entre el hidrógeno y un elemento de elevada electronegatividad y pequeño tamaño, como es el nitrógeno.

13. Sean los elementos químicos: Se, Br, Kr, Rb y Sr. a) Ordenar los cinco elementos por su radio atómico. b) Razonar cual es el ion más estable que pueden formar cada uno de estos elementos. c) Razonar, qué tipo de enlace se puede dar entre Br y Sr. Indica dos propiedades de este tipo de enlace. Números atómicos (Z): Se = 34; Br = 35; Kr = 36; Rb = 37; Sr = 38.

Respuesta:

a) la situación de estos elementos en la tabla periódica es la siguiente:

	Se	Br	Kr	Rb	Sr
Periodo	4	4	4	5	5
Grupo	16	17	18	1	2

Teniendo en cuenta que el radio atómico disminuye de izquierda a derecha a lo largo de un periodo y de abajo hacia arriba a lo largo de un grupo, el orden creciente de radios atómicos será: **Kr < Br < Se < Sr < Rb**.

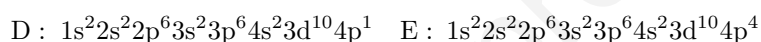
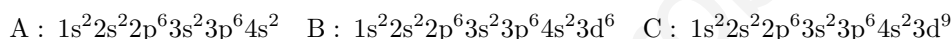
b) Los iones más estable, debido a sus respectivas situaciones en la tabla periódica son: **Se²⁻; Br⁻; Kr (no forma iones); Rb⁺ y Sr²⁺**

c) dada su situación en la tabla periódica, cabe esperar que entre ambos se forme un enlace iónico para formar el SrBr₂, sustancia de **punto de fusión elevado y no conductor de la corriente eléctrica en estado sólido**.

14. Dados los elementos A, B, C, D y E, cuyos números atómicos son, 20, 26, 29, 31 y 34, respectivamente. Indicar, razonando la respuesta: a) La configuración electrónica de sus respectivos estados fundamentales, y el grupo y nivel al que pertenecen. b) Indicar, razonadamente, cuál es el elemento de mayor radio atómico y el de mayor energía de ionización.

Respuesta:

a) Las respectivas configuraciones electrónicas son las siguientes:



La situación en la tabla periódica viene representada en la siguiente tabla:

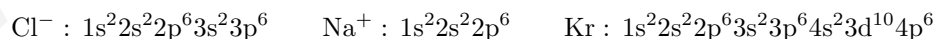
	A	B	C	D	E
Periodo	4	8	11	13	16
Grupo	2	3	3	4	4

b) El elemento de mayor radio atómico será el que esté situado mas abajo y a la izquierda en la tabla periódica, esto es, el elemento **A**. La energía de ionización varía en sentido contrario al radio atómico, por lo que el elemento de mayor energía de ionización es el **E**.

15. Para las siguientes especies: 1) Cl⁻; 2) Na⁺; 3) Kr; 4) Fe; 5) Sr²⁺. a) Escribir las configuraciones electrónicas de las cinco especies. b) Razonar qué especie tiene electrones desapareados. c) Justificar cuáles de las anteriores especies son isoelectrónicas. Números atómicos (Z): Cl = 17; Na = 11; Kr = 36; Fe = 26; Sr = 38.

Respuesta:

a) Las respectivas configuraciones electrónicas son:



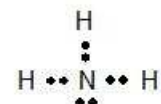
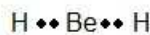
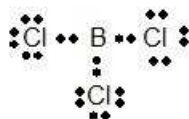
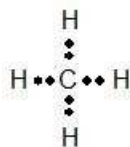
b) Solamente el **Fe** posee electrones desapareados, pues posee 6 electrones d a distribuir entre cinco orbitales de este tipo.

c) Las especies isoelectrónicas son el **Kr** y el **Sr²⁺**

16. 1) Dadas las moléculas: 1) CH₄; 2) BCl₃; 3) BeH₂ y 4) NH₃ a) Escribir la estructura de Lewis de cada una de ellas. b) Indicar, razonadamente, la hibridación que presenta cada una de ellas. c) Justificar si alguna de ellas presenta enlaces por puentes de hidrógeno. Números atómicos (Z): H = 1; Be = 4; B = 5; C = 6; N = 7; Cl = 17.

Respuesta:

a) Las respectivas estructuras de Lewis son las siguientes:



b) La hibridación es sp^3 en el C, sp^2 en el BCl_3 , sp en el BeH_2 y sp^3 en el NH. Según la TRPECV, la estructuras que minimizan las fuerzas de repulsión entre pares de electrones son, respectivamente, tetraédrica, trigonal plana, lineal y piramidal (en este último caso, la hibridación sp^3 se produce teniendo en cuenta que sobre el átomo de nitrógeno hay un par de electrones no compartidos, y existen tres enlaces N-H).

c) Solamente pueden producirse enlaces por puente de hidrógeno en el NH_3 debido a la existencia de enlaces de un elemento de electronegatividad elevada (N) con el hidrógeno

17. 2) Los elementos A, B, C y D tienen los números atómicos 19, 25, 31 y 35, respectivamente. a) Para cada elemento, escribir su configuración electrónica e indicar el número de electrones del último nivel. b) Indicar el grupo y nivel al que pertenecen los cuatro elementos. c) Justificar el orden creciente de radio atómico y electronegatividad.

a) Las configuraciones electrónicas respectivas son las siguientes:



El número de electrones en el último nivel es: **1 (A); 2 (B); 3 (C); 7 (D)**.

b) La posición respectiva de los elementos es: **A: periodo 4, grupo 1; B periodo 4 grupo 7; C: periodo 4, grupo 13; D: periodo 4, grupo 17.**

c) Puesto que todos los elementos se encuentran en el mismo periodo, el radio atómico aumentará de derecha a izquierda, de forma que: $r_D < r_C < r_B < r_A$. En cuanto a la electronegatividad, aumenta de izquierda a derecha, por lo que: $E_A < E_B < E_C < E_D$.

18. Sean los números cuánticos: A) $(4, 2, 0, \frac{1}{2})$; B) $(2, 1, -2, \frac{1}{2})$; C) $(3, 1, 1, -\frac{1}{2})$; D) $(1, 2, 1, -\frac{1}{2})$; a) Justificar cuáles son posibles y cuáles no pueden existir. b) Indicar en qué tipo de orbital estarían situados los electrones cuyos números cuánticos sean posibles.

Respuesta:

a) **Son posibles** las combinaciones **A y C**, puesto que en B, el valor absoluto de m_l es superior al de l , mientras que en D, el valor del número cuántico l es superior al valor de n .

b) A) Orbital de tipo **d**, ya que $l = 2$. C) Orbital de tipo **p**, pues $l = 1$

19. Dadas las moléculas HF, NaCl, CCl_4 y CHF_3 . a) Razonar el tipo de enlace de cada molécula. b) Justificar la geometría de las moléculas que presenten enlace covalente. c) Indicar la polaridad de las moléculas covalentes. ¿Alguna presenta enlaces por puentes de hidrógeno? Datos: Masas atómicas (u): H = 1; C = 6; F = 9; Na = 11; Cl = 17.

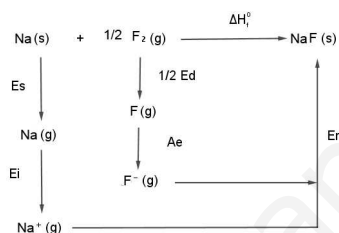
Respuesta:

a) El en **NaF** el enlace es **iónico, siendo covalente en los otros tres compuestos.**

- b) En el HF, al existir un único enlace, la molécula es **lineal**, mientras que en las otras dos, la molécula es **tetraédrica**.
- c) La molécula de **CCl₄ es apolar**, debido a que todos los enlaces son equivalentes y a la forma tetraédrica de la molécula. La molécula de **HF es polar**, debido a la diferencia de electronegatividad entre H y F. Por último, la molécula de **CHF₃ es polar**, debido a la existencia de tres enlaces equivalentes y uno de momento dipolar distinto al de aquellos tres. Sólo la molécula de **HF presenta enlaces por puente de H**, al estar unido este elemento a uno de pequeño tamaño y elevada electronegatividad (F).
20. a) Representar el ciclo de Born-Haber del NaF indicando cada una de sus etapas. b) Calcular la entalpía de disociación de F₂ (g). Datos (en kJ·mol⁻¹): entalpía estándar de formación del NaF (s) = -573,6; entalpía de sublimación del Na (s) = 107,3; entalpía de red = -928,2; energía de ionización del Na (s) = 495,8; afinidad electrónica del F (g) = -328.

Respuesta:

a) La representación del ciclo es la siguiente:



Para este ciclo tendremos:

$$\Delta H_f^0 = \text{Es} + \text{Ei} + \frac{1}{2} \text{Ed} + \text{Ae} + \text{Er}$$

La energía de disociación del F es:

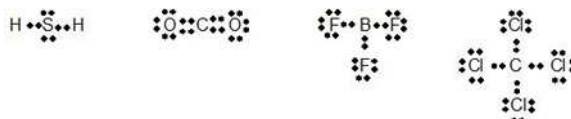
$$\text{Ed} = 2(\Delta H_f^0 - \text{Es} - \text{Ei} - \text{Ae} - \text{Er})$$

$$\text{Ed} = 2(-573,6 - 107,3 - 495,8 + 328 + 928,2) = 160,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

21. Dadas las moléculas H₂S, CO₂, BF₃, CCl₄. a) Escribir sus estructuras de Lewis b) Determinar sus geometrías empleando la teoría de repulsión de pares electrónicos. c) Razonar la polaridad de las cuatro moléculas. d) ¿Qué hibridación presenta el átomo central? Justificar la respuesta. Datos: Número atómico (Z): H = 1; B = 5; C = 6; O = 8; F = 9; S = 16; Cl = 17.

Respuesta:

a) Las correspondientes estructuras son las siguientes:



- b) Según la TRPECV, la molécula de H₂S sería **plana angular**, la de CO₂ sería **lineal**, el BF₃ sería **trigonal plana** y el CCl₄ **tetraédrica**.
- c) La molécula de H₂S, debido a su forma angular es **polar**. Las otras tres moléculas son **apolares**, pues la suma de los vectores momento dipolar de sus enlaces es cero en todos los casos.
- d) La hibridación compatible con la geometría de las moléculas es **sp³ para el H₂S**; **sp para el CO₂**; **sp² para el BF₃**, y **sp³ para el CCl₄**.

22. Sea el elemento de número atómico 47. a) Escribir la configuración electrónica e indicar su posición en la tabla periódica. b) Indicar los números cuánticos del último electrón que entra a formar parte de su configuración electrónica. c) Razonar el tipo de enlace que mantiene unidos a sus átomos.

Respuesta:

a) La configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^9$ se encuentra en el **periodo 5, grupo 11**.

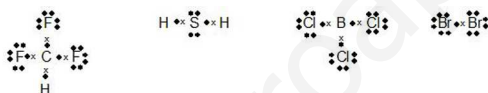
b) El último electrón, situado en un orbital 4d, tendrá, por ejemplo la siguiente combinación de números cuánticos: **(4, 2, 2, +1/2)**, aunque son posibles otras combinaciones, siempre que $n = 4$ y $l = 2$ (por ejemplo, m puede tomar los valores desde -2 hasta +2, y s los valores $+1/2$ y $-1/2$).

Dada su situación en la parte central de la tabla periódica, se trata de un metal, siendo, pues, **metálico** el enlace que mantiene unidos a sus átomos.

23. Sean las moléculas: 1) CHF_3 ; 2) H_2S ; 3) BCl_3 ; 4) Br_2 . a) Representar las estructuras de Lewis de las cuatro moléculas b) Indicar cuál será la geometría de las moléculas de CHF_3 y BF_3 , según la TRPECV. c) Razonar cuál es la hibridación del carbono en la molécula de CHF_3 . d) Indicar si alguna/s de las cuatro moléculas presenta polaridad. Justificar la respuesta Datos: Números atómicos (Z): H = 1; B = 5; C = 6; F = 9; S = 16; Cl = 17; Br = 35.

Respuesta:

a) Las estructuras de Lewis son las siguientes:



b) Según la TRPECV, la molécula de CHF_3 es tetraédrica, debido a la existencia de cuatro enlaces para el átomo de C, mientras que la molécula de BF_3 será trigonal plana, dada la existencia de tres enlaces B-F y la inexistencia de electrones solitarios sobre el átomo de B.

c) La hibridación que da forma tetraédrica a la molécula de CHF_3 es la **sp^3** , donde se forman cuatro orbitales híbridos equivalentes.

d) **Sólo la molécula de CHF_3 será polar**, ya que existe un enlace C-F de distinto momento dipolar al de los otros tres enlaces, mientras que la geometría del resto de moléculas (lineal, trigonal y lineal, respectivamente), y el mismo momento dipolar para cada uno de los enlaces, hace que dichas moléculas sean apolares.

24. La configuración electrónica de los elementos A y B es: A) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$; B) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ a) Indicar el nivel y grupo al que pertenecen. b) Justificar cuál de los dos elementos tiene mayor energía de ionización. c) Indicar, justificando la respuesta, cuál de los dos elementos tiene un mayor radio atómico.

Respuesta:

a) **A: periodo 4, grupo 2; B: periodo 4, grupo 17**. b) La carga nuclear efectiva aumenta en un periodo de izquierda a derecha, por lo que los electrones externos son más atraídos cuanto más a la derecha se encuentre el elemento, por tanto, el elemento **B tendrá mayor energía de ionización**. c) Por la misma razón anterior (mayor atracción de los electrones externos), el elemento B tendrá menor radio atómico, por lo que **A posee mayor radio atómico**.

25. Sean las sustancias: Fe, KF, BF_3 , NH_3 . a) Indicar el tipo de enlace entre los átomos. Justificar la respuesta. b) Dibujar la estructura de Lewis de los compuestos covalentes. c) Para los compuestos covalentes, indicar cuál es la geometría que presentan, según la TRPECV. d) Indicar la polaridad de los compuestos covalentes. Razonar la respuesta. Datos: Números atómicos (Z): H = 1; B = 5; N = 7; F = 9.

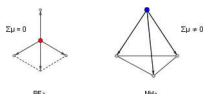
Respuesta:

- a) El Fe presenta enlace metálico. El KF presenta enlace iónico, debido a la diferencia entre las electronegatividades de ambos elementos. El BF_3 y el NH_3 presentan enlace covalente.
- b) Las correspondientes estructuras de Lewis son, respectivamente:



- c) Según la TRPECV, el BF_3 es una molécula **trigonal plana**, mientras que el NH_3 debido a la existencia sobre el átomo de N de un par de electrones no compartidos, tiene forma de **pirámide trigonal**.

- d) La suma de los momentos dipolares de los enlaces en la molécula de BF_3 es nula, por lo que la molécula es apolar. En el NH_3 la suma de los correspondientes momentos dipolares no es nula, por lo que la molécula es polar.



2. ESTEQUIOMETRÍA.

1. Para determinar la fórmula de un compuesto orgánico oxigenado, se queman 5,8 g del mismo y se obtienen 13,2 g de CO_2 y 5,4 g de H_2O . a) Determinar la fórmula empírica de este compuesto. b) Razonar su fórmula molecular, sabiendo que presenta isomería cis-trans y que es un gas ideal cuya densidad es $0,791 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$, medida a 400 K y 0,447 atm. Nombrar este compuesto. Masas atómicas (u): $\text{H} = 1$; $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Respuesta:

- a) Las cantidades de carbono, hidrógeno y oxígeno en 5,8 g de la muestra será, respectivamente:

$$m_{\text{C}} = 13,2 \text{ g CO}_2 \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g CO}_2} = 3,6 \text{ g}$$

$$m_{\text{H}} = 5,4 \text{ g H}_2\text{O} \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 0,6 \text{ g}$$

$$m_{\text{O}} = 5,8 - (3,6 + 0,6) = 1,6$$

Dividiendo cada masa por el número atómico correspondiente, tendremos:

$$\text{C} : \frac{3,6}{12} = 0,3 \quad \text{H} : \frac{0,6}{1} = 0,6 \quad \text{O} : \frac{1,6}{16} = 0,1$$

Dividiendo estos valores por el menor de ellos:

$$\text{C} : \frac{0,3}{0,1} = 3 \quad \text{H} : \frac{0,6}{0,1} = 6 \quad \text{O} : \frac{0,1}{0,1} = 1$$

Con lo que la fórmula empírica es $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$

- b) Para conocer la fórmula molecular, utilizamos la ecuación de estado de los gases perfectos:

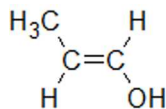
$$P = \frac{n}{V} RT = \frac{m}{P_m \cdot V} RT = \frac{d}{P_m} RT$$

Sustituyendo:

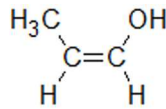
$$0,447 = \frac{0,791}{P_m} 0,082 \cdot 400$$

Resolviendo la ecuación, obtenemos $P_m = 58$. Conociendo que, para la fórmula molecular es: $(\text{C}_3\text{H}_6\text{O})_n$, la correspondiente masa molecular es: $58 = n(3 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 1 \cdot 16) = 58$, se obtiene que $n = 1$, con lo que la fórmula empírica coincide con la fórmula molecular.

Teniendo en cuenta que el compuesto presenta isomería cis-trans, puede tratarse del 1-propenol.



Forma trans



Forma cis

2. Un compuesto orgánico contiene C, H y O. Cuando se produce la combustión completa, con oxígeno, de 28,2 g del compuesto orgánico, se producen 40,5 g de CO_2 y 16,7 g de H_2O . a) Determinar la fórmula empírica y molecular del compuesto orgánico, sabiendo que dicha sustancia en estado gaseoso tiene una densidad de $2,4 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ a una presión de 750 mm Hg y a 27°C de temperatura. b) Proponer dos compuestos posibles con esta fórmula molecular, indicando sus nombres. Masas atómicas (u): $\text{H} = 1$, $\text{C} = 12$, $\text{O} = 16$. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Respuesta:

a) Las masas de C, H y O son, respectivamente:

$$m_C = 40,5 \text{ g CO}_2 \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g CO}_2} = 11,05 \text{ g}$$

$$m_H = 16,7 \text{ g H}_2\text{O} \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 1,86 \text{ g}$$

$$m_O = 28,2 - (11,05 + 1,86) = 15,29 \text{ g}$$

Para calcular la fórmula empírica:

$$\text{C} : \frac{11,05}{12} = 0,92 \quad \text{H} : \frac{1,86}{1} = 1,86 \quad \text{O} : \frac{15,29}{16} = 0,95$$

Dividiendo todos los valores por el menor, obtendremos los subíndices de cada elemento en la fórmula empírica:

$$\text{C} : \frac{0,92}{0,92} = 1 \quad \text{H} : \frac{1,86}{0,92} \simeq 2 \quad \text{O} : \frac{0,95}{0,92} \simeq 1$$

Con lo que la fórmula empírica será: **CH₂O**

Para hallar la fórmula molecular, debemos determinar la masa molecular del compuesto:

$$\frac{750}{760} = \frac{m/P_m}{V} 0,082 \cdot 300 = \frac{2,4}{P_m} 0,082 \cdot 300 \quad P_m = 60$$

La fórmula molecular será: (CH₂O)_n, por lo que podremos poner: 60 = n (12 + 2 + 16) = 30 n, con lo que n = 2, y la fórmula molecular es **C₂H₄O₂**

b) Dos posibles compuestos sería: **CH₃ - COOH** (ácido etanoico o acético) y **CHOH = CHOH** (etenodiol)

3. Se dispone de 2,81 g de un compuesto orgánico oxigenado. Por combustión de esta muestra, se producen 5,75 g de dióxido de carbono y 1,76 g de agua. Además se sabe que 17,2 g de este compuesto orgánico contienen 1,204 · 10²³ moléculas. a) Determinar la fórmula empírica; b) Hallar la fórmula molecular. c) Escribir y nombrar un isómero del compuesto orgánico. Masas atómicas (u): H = 1; C = 12; O = 16. N_A = 6,02 · 10²³ mol⁻¹.

Respuesta:

a) En los 5,75 g de dióxido de carbono hay una cantidad de este elemento:

$$m_C = 5,75 \text{ g CO}_2 \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g CO}_2} = 1,568 \text{ g C}$$

Mientras que en los 1,76 g de agua tendremos una masa de hidrógeno:

$$m_H = 1,76 \text{ g H}_2\text{O} \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 0,196 \text{ g H}$$

Siendo la masa de oxígeno: m_O = 2,81 - (1,568 + 0,196) = 1,046 g O. Dividiendo cada una de estas cantidades por la masa atómica del elemento correspondiente, obtenemos los siguientes valores:

$$\text{C} : \frac{1,568}{12} = 0,131 \quad \text{H} : \frac{0,196}{1} = 0,196 \quad \text{O} : \frac{1,046}{16} = 0,065$$

Dividiendo cada uno de estos valores por el menor de ellos, tendremos:

$$\text{C} : \frac{0,131}{0,065} = 2 \quad \text{H} : \frac{0,196}{0,065} = 3 \quad \text{O} : \frac{0,065}{0,065} = 1$$

por lo cual, la fórmula empírica del compuesto es: **C₂H₃O**.

b) A partir del número de moléculas contenidas en 17,2 del compuesto, podremos calcular su masa molecular, x:

$$\frac{17,2 \text{ g}}{1,204 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = \frac{x \text{ g}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} \quad x = 86 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La fórmula molecular se puede expresar como: $(\text{C}_2\text{H}_3\text{O})_n$, cumpliéndose que:

$$n(2 \cdot 12 + 3 \cdot 1 + 16) = 86 \quad n = 2$$

Con lo que la fórmula molecular será: $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_2$

c) Este compuesto puede ser el **ácido 2-butenico** ($\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{COOH}$), y un isómero de función del mismo puede ser la **3-butenona** ($\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CO} - \text{CH}_3$)

4. Por combustión de 2,0 gramos de un hidrocarburo (C_xH_y) se obtienen 6,29 gramos de CO_2 . Si la densidad del hidrocarburo en estado gaseoso es $1,78 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ a $287,8 \text{ K}$ y 1 atm de presión. Determinar:
- a) La fórmula empírica y molecular del hidrocarburo. b) Indicar si el hidrocarburo es saturado o insaturado, y formular un isómero. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ Masas atómicas (u): $\text{C} = 12$; $\text{H} = 1$.

Respuesta:

a) En 6,29 g de CO_2 hay una cantidad de C de:

$$m_{\text{C}} = 6,29 \text{ g CO}_2 \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g CO}_2} = 1,715 \text{ g}$$

Siendo el resto ($2,0 - 1,715 = 0,285 \text{ g}$) la masa de hidrógeno presente en la muestra de hidrocarburo. A partir de estas masas, podemos establecer lo siguiente:

$$\frac{1,715 \text{ g C}}{12 \text{ g C}} = 0,143 \quad \frac{0,285 \text{ g H}}{1 \text{ g H}} = 0,285$$

Dividimos ahora estas cantidades entre la menor, obteniendo:

$$\frac{0,143}{0,143} = 1 \quad \frac{0,285}{0,143} \simeq 2$$

Con lo que la fórmula empírica del hidrocarburo es CH_2 . Conocida su densidad tendremos, por aplicación de la ecuación de los gases:

$$1 = \frac{1,78}{P_m} 0,082 \cdot 287,8 \quad P_m = 42,0$$

Sabiendo que la fórmula molecular es $(\text{CH}_2)_n$, podremos escribir:

$$n(12 + 2) = 42 \quad n = 4$$

Con lo que la fórmula molecular del compuesto será C_4H_8 . Se trata de un hidrocarburo insaturado del que podemos escribir los isómeros: $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$ (**2-buteno**) y $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ (**1-buteno**)

5. Se sabe que un compuesto orgánico ($\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$) contiene un 22,22 % de oxígeno. Además, por combustión de 14,4 g del compuesto se obtienen 35,2 g de CO_2 . a) Determinar su fórmula empírica. b) Hallar la fórmula molecular si 36 g del compuesto orgánico contienen $3,011 \cdot 10^{23}$ moléculas. c) Nombrar dos isómeros de dicho compuesto. $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$; Masas atómicas (u): $\text{H} = 1$; $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$.

Respuesta:

a) En 14,4 g del compuesto hay una cantidad de carbono de:

$$m_{\text{C}} = 35,2 \text{ g CO}_2 \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g CO}_2} = 9,6 \text{ g de C}$$

Que corresponde a un porcentaje:

$$\%C = \frac{9,6 \text{ g C}}{14,4 \text{ g compuesto}} 100 = 66,67 \%$$

El porcentaje de H será entonces: $\%H = 100 - (66,67 + 22,22) = 11,11 \%$. Con estos datos, podemos hallar la fórmula empírica del compuesto:

$$C : \frac{66,67}{12} = 5,56 \quad H : \frac{11,11}{1} = 11,11 \quad O : \frac{22,22}{16} = 1,39$$

Dividiendo los valores obtenidos por el menor de ellos, tendremos:

$$C : \frac{5,56}{1,39} \simeq 4 \quad H : \frac{11,11}{1,39} \simeq 8 \quad O : \frac{1,39}{1,39} = 1$$

Con lo que la fórmula empírica del compuesto será: **C₄H₈O**.

b) El número de moles del compuesto en 36 g del mismo es:

$$n = \frac{3,011 \cdot 10^{23}}{6,022 \cdot 10^{23}} = 0,5 \text{ mol}$$

Con lo que la masa molecular de este compuesto será: $P_m = \frac{36}{0,5} = 72 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Puesto que la fórmula molecular se puede escribir como: (C₄H₈O)_n, podremos escribir:

$$72 = (4 \cdot 12 + 8 \cdot 1 + 1 \cdot 16) n$$

Con lo que **n = 1** y la fórmula molecular coincide con la fórmula empírica.

c) El compuesto puede ser un aldehído, **CH₃ – CH₂ – CH₂ – CHO** – (butanal) o una cetona, **CH₃ – CO – CH₂ – CH₃** (butanona).

6. Un hidrocarburo insaturado gaseoso contiene un 85,71 % de carbono. a) Averiguar la fórmula molecular sabiendo que la densidad del hidrocarburo, en estado gaseoso, a 760 mm de Hg y 20°C es 2,91 g·L⁻¹. b) Indicar dos isómeros de este hidrocarburo y nombrarlos. Datos: R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹

Respuesta:

a) Calculamos en primer lugar la fórmula empírica:

$$C : \frac{85,71}{12} = 7,143 \quad H : \frac{14,29}{1} = 14,29$$

$$C : \frac{7,143}{7,143} = 1 \quad H : \frac{14,29}{7,143} \simeq 2$$

La fórmula empírica es CH₂. Aplicando la ecuación de los gases:

$$1 \cdot 1 = \frac{2,91}{M.m.} 0,082 \cdot 293 \quad M.m = 69,92$$

$$69,92 = (12 + 2) n \quad n = 5$$

Por tanto, la fórmula del hidrocarburo es C₅H₁₀. Dos isómeros pueden ser: **CH₃ – CH = CH – CH₂ – CH₃** (**2-penteno**) y **CH₂ = CH – CH₂ – CH₂ – CH₃** (**1-penteno**).

7. La combustión de 5,62 gramos de un compuesto orgánico oxigenado produce 11,5 gramos de dióxido de carbono y 3,52 gramos de agua. Además, se sabe que 34,4 gramos de este compuesto orgánico contienen 2,408·10²³ moléculas. a) Determinar la fórmula empírica y la fórmula molecular. b) Formular y nombrar un isómero del compuesto. Datos: Masas atómicas (u): H = 1; C = 12; O = 16; N_A = 6,022·10²³

Respuesta:

a) Los gramos de carbono e hidrógeno en el compuesto son, respectivamente:

$$g\text{ C} = 11,5\text{ g CO}_2 \frac{12\text{ g C}}{44\text{ g CO}_2} = 3,136\text{ g} \quad g\text{ H} = 3,52\text{ g H}_2\text{O} \frac{2\text{ g H}}{18\text{ g H}_2\text{O}} = 0,391\text{ g}$$

La masa de oxígeno será:

$$m\text{ O} = 5,62 - (3,136 + 0,391) = 2,093$$

Dividiendo cada una de las masas por la correspondiente masa atómica:

$$\text{C} : \frac{3,136}{12} = 0,261 \quad \text{H} : \frac{0,391}{1} = 0,391 \quad \text{O} : \frac{2,093}{16} = 0,131$$

Dividiendo todos estos resultados entre el menor:

$$\text{C} : \frac{0,261}{0,131} \simeq 2 \quad \text{H} : \frac{0,391}{0,131} \simeq 3 \quad \text{O} : \frac{0,131}{0,131} = 1$$

La fórmula empírica es: $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}$. Sabiendo que el número de moles del compuesto es 34,4 g es:

$$n = \frac{2,408 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 0,4$$

La masa molecular del mismo es:

$$P_m = \frac{34,4\text{ g}}{0,4\text{ mol}} = 86\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Teniendo en cuenta que:

$$P_m(\text{C}_2\text{H}_3\text{O})_n = 86 \quad n(24 + 3 + 16) = 86 \quad n = 2$$

Por tanto, la fórmula molecular es: $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_2$.

b) El compuesto puede ser: $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{COOH}$, y un isómero de cadena puede ser: $\text{CH}_2 = \text{C}(\text{CH}_3) - \text{COOH}$

3. CINÉTICA DE REACCIONES.

1. Para una reacción de primer orden, la constante de velocidad a 100 °C se multiplica por diez al incrementar la temperatura en 50 °C. a) Hallar el valor de la energía de activación de la reacción. b) Razonar las unidades que tendrán las constantes de velocidad de esta reacción. $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Respuesta:

a) La constante K_2 se incrementará hasta un valor 10 K_1 al incrementarse la temperatura. Según esto, podremos escribir, utilizando la ecuación de Arrhenius:

$$\frac{K_2}{K_1} = 10 = \frac{A e^{-E_a/RT_2}}{A e^{-E_a/RT_1}} = e^{-E_a/R(1/T_2 - 1/T_1)}$$

Tomando logaritmos neperianos:

$$\ln 10 = -\frac{E_a}{8,314} \left(\frac{1}{423} - \frac{1}{373} \right)$$

Despejando, nos queda: $E_a = 6,04 \cdot 10^4 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$

b) La velocidad de una reacción se expresa en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$. Puesto que en una reacción de primer orden, la constante se expresará en $\text{mol}^{-2} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

2. La ecuación de velocidad de una reacción química es: $v = k[A]^\alpha$ siendo α el orden de reacción. a) Con los datos siguientes, determinar el valor de α . b) Calcular el valor y unidades de la constante de

$[A] \text{ (mol} \cdot \text{L}^{-1}\text{)}$	$v \text{ (mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}\text{)}$
0,2	$1,2 \cdot 10^{-2}$
0,4	$4,8 \cdot 10^{-2}$

velocidad.

Respuesta:

a) Dividiendo las velocidades, tendremos:

$$\frac{4,8 \cdot 10^{-2}}{1,2 \cdot 10^{-2}} = \frac{k \cdot 0,4^\alpha}{k \cdot 0,2^\alpha} = 2^\alpha \quad 4 = 2^\alpha \quad \alpha = 2$$

b) La constante será:

$$k = \frac{v}{[A]^\alpha} = \frac{1,2 \cdot 10^{-2}}{0,2^2} = 0,3 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$$

3. Para una reacción entre las sustancias A y B, se han obtenido los siguientes resultados, a temperatura constante: Considerando que la ecuación de velocidad es $v = k[A]^\alpha[B]^\beta$, determinar: a) Los valores de α y β e indicar cuál es el orden global de reacción. b) La constante de velocidad con sus unidades.

Respuesta:

a) Tomando los valores del tercer experimento y dividiendo miembro a miembro por los del segundo, nos quedará:

$$\frac{7,8 \cdot 10^{-3}}{2,6 \cdot 10^{-3}} = \left(\frac{0,72}{0,24} \right)^\alpha \quad 3 = 3^\alpha \quad \alpha = 1$$

[A] (M)	[B] (M)	v (M·s ⁻¹)
0,12	0,045	$6,5 \cdot 10^{-4}$
0,24	0,090	$2,6 \cdot 10^{-3}$
0,72	0,090	$7,8 \cdot 10^{-3}$

Dividiendo ahora los valores del segundo experimento entre los del primero:

$$\frac{2,6 \cdot 10^{-3}}{6,5 \cdot 10^{-4}} = \left(\frac{0,24}{0,12}\right) \left(\frac{0,090}{0,045}\right)^{\beta} \quad 4 = 2 \cdot 2^{\beta} \quad \beta = 2$$

El orden total de la reacción será. $1 + 2 = 3$

b) Tomando, por ejemplo, los datos del primer experimento:

$$6,5 \cdot 10^{-4} = k \cdot 0,12 \cdot 0,045^2 \quad k = 2,67 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

4. Para la reacción $A(g) \rightarrow B(g) + C(g)$, se sabe que su energía de activación es $140 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, y su constante de velocidad vale $0,34 \text{ s}^{-1}$, a 300°C . a) Calcular el factor de frecuencia y sus unidades; b) Razonar el orden de la reacción y calcular la concentración inicial de A(g) si la velocidad de reacción es $0,68 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$. $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Respuesta:

a) Para calcular el factor de frecuencia, A, tendremos:

$$k = A e^{-\frac{E_a}{RT}} \quad 0,34 = A e^{-\frac{140000}{8,314 \cdot 673}} \quad A = 2,45 \cdot 10^{10}$$

Las unidades de A son las mismas que las de la constante de velocidad, es decir, s^{-1}

b) La ecuación de velocidad tendrá la forma:

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

El valor de α será **1, que es el orden de la reacción**. La concentración inicial de A se despeja de:

$$0,68 = 0,34[A] \quad [A] = 2 \text{ M}$$

5. Para la reacción $A + B \rightarrow C$ se obtuvieron los siguientes resultados: a) Calcular el orden global de la

Experiencia	$[A_0] (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$	$[B_0] (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$	$v_0 (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1})$
1	0,20	0,20	x
2	0,40	0,20	2x
3	0,20	0,40	4x

reacción y escribir la ecuación de velocidad. b) Determinar el valor y las unidades de la constante de velocidad si $X = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

Respuesta:

a) Sustituyendo en los experimentos 1 y 2:

$$x = k[0,20]^{\alpha}[0,20]^{\beta}$$

$$2x = k[0,40]^{\alpha}[0,20]^{\beta}$$

Dividiendo la segunda expresión entre la primera:

$$2 = 2^\alpha \quad \alpha = 1$$

Repitiendo el procedimiento para los experimento 2 y 3:

$$2x = k[0, 40][0, 20]^\beta$$

$$4x = k[0, 2][0, 040]$$

Dividiendo la segunda expresión entre la primera:

$$2 = \frac{1}{2} 2^\beta \quad \beta = 2$$

b) Sustituyendo el valor de la velocidad:

$$1,5 \cdot 10^{-3} = k \cdot 0,2 \cdot 0,2^2 \quad k = 0,1875 \text{ mol}^{-2} \text{ L}^2 \text{ s}^{-1}$$

6. A 25 °C la constante de velocidad de una reacción vale 0,035 s⁻¹. Esta reacción tiene una energía de activación de 40,5 kJ·mol⁻¹. a) Determinar el valor de la constante de velocidad a 75 °C. b) Razonar cual será el orden de la reacción mediante la información disponible. R = 8,314 J·K⁻¹·mol⁻¹

Respuesta:

a) Del valor de k a 25° C se puede deducir:

$$0,035 = A e^{-4,05 \cdot 10^4 / 8,314 \cdot 298} \quad A = 4,40 \cdot 10^5$$

La constante de velocidad a 75° C tendrá el valor:

$$k = 4,40 \cdot 10^5 e^{-4,05 \cdot 10^4 / 8,314 \cdot 348} = 0,366 \text{ s}^{-1}$$

b) Puesto que la velocidad de la reacción se expresa en mol·L⁻¹·s⁻¹, la ecuación debe ser del tipo: **v = k [A]**, puesto que: mol·L⁻¹·s⁻¹ = (mol·L⁻¹)ⁿ·s⁻¹, esto es, la reacción es de **primer orden**.

7. Para la reacción 2A(g) + B(g) → C(g) + D(g) se obtuvieron los siguientes resultados: a) Escribir la

Experiencia	[A] ₀ (mol·L ⁻¹)	[B] ₀ (mol·L ⁻¹)	v ₀ (mol·L ⁻¹ ·s ⁻¹)
1	0,7	0,4	0,15
2	1,4	0,4	0,60
3	1,4	0,8	1,20

expresión de la velocidad indicando el orden global de la reacción. b) Calcular el valor y las unidades de la constante de velocidad.

Respuesta:

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

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

Aplicando esta expresión a los experimentos 1 y 2 tendremos, respectivamente:

$$0,15 = K \cdot 0,7^\alpha \cdot 0,4^\beta$$

$$0,60 = K \cdot 1,4^\alpha \cdot 0,4^\beta$$

Dividiendo miembro a miembro la segunda igualdad entre la primera:

$$\frac{0,60}{0,15} = 4 = \left(\frac{1,4}{0,7}\right)^{\alpha} = 2^{\alpha} \quad \alpha = 2$$

De la misma forma, tomando los experimentos 2 y 3, tendremos:

$$0,60 = K \cdot 1,4^{\alpha} \cdot 0,4^{\beta}$$

$$1,20 = K \cdot 1,4^{\alpha} \cdot 0,8^{\beta}$$

Dividiendo ambas igualdades:

$$2 = \left(\frac{0,8}{0,4}\right)^{\beta} \quad \beta = 1$$

Con lo que la ecuación de velocidad quedará en la forma: $v = K[A]^2[B]$. El orden total de la reacción será: $\alpha + \beta = 3$

b) La constante de velocidad tendrá el valor:

$$K = \frac{0,60}{1,4^2 \cdot 0,4} = 0,765 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

8. La constante de velocidad aumenta al triple en una reacción cuando la temperatura pasa de 300 K a 400 K. a) Hallar la energía de activación. b) Razonar cómo influye en la velocidad de la reacción la adición de un catalizador. $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Respuesta:

a) Aplicando la ecuación de Arrhenius:

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

Y sustituyendo valores para ambos experimentos, tendremos:

$$K_1 = Ae^{-\frac{E_a}{300R}} \quad \text{y} \quad 3K_1 = Ae^{-\frac{E_a}{400R}}$$

Tomando logaritmos neperianos en ambas expresiones:

$$\ln K_1 = \ln A - \frac{E_a}{300 \cdot 8,314}$$

$$\ln 3 + \ln K_1 = \ln A - \frac{E_a}{400 \cdot 8,314}$$

Restando a la segunda igualdad la primera:

$$\ln 3 = \frac{E_a}{8,314} \left(\frac{1}{300} - \frac{1}{400} \right) \quad E_a = 1,096 \cdot 10^4 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$$

b) La adición de un catalizador influye disminuyendo la energía de activación, tanto de la reacción directa como de la inversa, por lo que la adición de aquel **incrementa la velocidad** de la reacción.

9. 4) La constante de velocidad de una reacción tiene un valor de $0,25 \text{ s}^{-1}$ a 25°C . Sabiendo que la constante de velocidad se duplica a 35°C , calcular: a) La energía de activación (E_a); b) El factor de frecuencia (A); c) El orden global de la reacción. $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Respuesta:

a) A partir de la ecuación de Arrhenius:

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

Podemos escribir lo siguiente:

$$k_1 = Ae^{-\frac{E_a}{8,314 \cdot 298}} \quad \text{y} \quad 2k_1 = Ae^{-\frac{E_a}{8,314 \cdot 308}}$$

Dividiendo la segunda igualdad entre la primera:

$$2 = e^{E_a \left(\frac{1}{8,314 \cdot 298} - \frac{1}{8,314 \cdot 308} \right)}$$

Tomando logaritmos neperianos:

$$\ln 2 = E_a \left(\frac{1}{8,314 \cdot 298} - \frac{1}{8,314 \cdot 308} \right) \quad E_a = 52893,5 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$$

b) El factor de frecuencia se obtiene a partir de:

$$0,25 = Ae^{-\frac{52893,5}{8,314 \cdot 298}} \quad A = 4,67 \cdot 10^8 \text{ s}^{-1}$$

c) Puesto que la constante de velocidad se expresa en s^{-1} y la velocidad de la reacción se expresa en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$, la constante de velocidad deberá **multiplicarse** por una concentración ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) elevada a la unidad, por lo que el orden total de la reacción será **1**.

10. a) ¿Cuál será la energía de activación si la constante de velocidad aumenta el doble cuando la temperatura pasa de 300 K a 450 K? b) Si las unidades la constante de velocidad son s^{-1} , ¿cuál será el orden global (total) de la reacción? c) ¿Cómo influyen los catalizadores en la velocidad de reacción? Razonar la respuesta. Datos: $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Respuesta:

a) Aplicando la ecuación de Arrhenius:

$$k = Ae^{-\frac{E_A}{8,314 \cdot 300}} \quad 2k = Ae^{-\frac{E_A}{8,314 \cdot 450}}$$

Dividiendo la segunda expresión entre la primera:

$$2 = e^{\frac{E_A}{8,314} \left(\frac{1}{300} - \frac{1}{450} \right)}$$

$$\ln 2 = \frac{E_A}{8,314} \left(\frac{1}{300} - \frac{1}{450} \right) \quad E_A = 5187 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$$

b) Teniendo en cuenta que la unidad de v es $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$, y que la constante de velocidad se expresa en s^{-1} , tendremos que: $v = k [A]$, siendo 1 el exponente de $[A]$ para que este término se exprese en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Por tanto, el orden total de la reacción es **1**.

Los catalizadores influyen **aumentando la velocidad de la reacción** (tanto de la reacción directa como de la reacción inversa), pues disminuyen la energía de activación.

11. Sea la reacción, $2 \text{ A (g)} + \text{B (g)} \rightarrow 2 \text{ C (g)}$, de orden 2 respecto de A y de orden 1 respecto de B. a) Hallar el valor de la constante de velocidad y sus unidades, si la velocidad inicial de la reacción es $3 \cdot 10^{-5}$ cuando $[A]_0 = 3 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ y $[B]_0 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$. b) ¿Cuál será la velocidad de reacción y sus unidades si $[A]_0 = 0,01 \text{ M}$ y $[B]_0 = 0,03 \text{ M}$? La temperatura permanece constante. c) Razona qué le ocurrirá a la velocidad de reacción en las siguientes situaciones: 1. aumenta la concentración de reactivos; 2. disminuye la temperatura; 3. se añade un catalizador.

Respuesta:

a) La ecuación de velocidad tiene la forma: $v = k [A]^2[B]$. Con los datos del enunciado, tendremos:

$$3 \cdot 10^{-5} = k (3 \cdot 10^{-2})^2 \cdot 2 \cdot 10^{-3} \quad k = \frac{3 \cdot 10^{-5}}{1,8 \cdot 10^{-6}} = 16,67 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

b) La velocidad será, en este caso:

$$v = 16,67 \cdot 0,01^2 \cdot 0,03 = 5 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

c) Al aumentar la concentración de los reactivos, **aumenta la velocidad de la reacción**. Al disminuir la temperatura, disminuye k , con lo que **disminuye la velocidad de la reacción**. Cuando se añade un catalizador, **aumenta la velocidad de la reacción**.

12. Se ha medido la velocidad en la reacción $a A + b B \rightarrow c C$ a 45°C , para lo que se han diseñado cuatro experimentos en los que se ha obtenido como resultado la siguiente tabla de valores.

Experiencia	$[A]_0 \text{ (mol} \cdot \text{L}^{-1})$	$[B]_0 \text{ (mol} \cdot \text{L}^{-1})$	$V_0 \text{ (mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1})$
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	$3,3 \cdot 10^{-6}$
4	0,20	1,20	$6,6 \cdot 10^{-6}$

a) Deducir el orden global de la reacción y escribir la expresión de la ecuación de velocidad. b) Determinar el valor y las unidades de la constante de velocidad. c) Razonar qué le ocurrirá a la velocidad de reacción en las siguientes situaciones: 1. Disminuye la temperatura. 2. Se añade un catalizador positivo.

Respuesta:

a) La ecuación de velocidad se puede expresar de la forma: $v = k[A]^\alpha[B]^\beta$. Sustituyendo los valores de las dos primeras experiencias, y dividiendo miembro a miembro, tendremos:

$$\frac{4,4 \cdot 10^{-6}}{1,1 \cdot 10^{-6}} = \frac{k \cdot 0,40^\alpha \cdot 0,20^\beta}{k \cdot 0,20^\alpha \cdot 0,20^\beta} = 2^\alpha \quad \alpha = 2$$

Tomando ahora las experiencias primera y tercera, y procediendo como antes:

$$\frac{3,3 \cdot 10^{-6}}{1,1 \cdot 10^{-6}} = \frac{k \cdot 0,20^\alpha \cdot 0,60^\beta}{k \cdot 0,20^\alpha \cdot 0,20^\beta} = 3^\beta \quad \beta = 1$$

El orden global será: $2 + 1 = 3$. La ecuación de velocidad quedará en la forma:

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

La constante de velocidad se puede deducir de cualquiera de las experiencias, por ejemplo, de la cuarta:

$$k = \frac{v}{[A]^2[B]} = \frac{6,6 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{0,2^2 \cdot 1,2} \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}} = 1,375 \cdot 10^{-4} \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

c.1) Al disminuir la temperatura, **disminuye la velocidad de reacción**, ya que k disminuye, según la ecuación de Arrhenius:

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

c.2) Al añadir un catalizador positivo, disminuye la energía de activación, con lo que **aumenta la velocidad de la reacción**.

13. La ecuación cinética de la reacción en fase gaseosa $A + B \rightarrow C + D$ es $v = k[A]^2$. Justificar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. a) El reactivo A se consume más rápido que el B. b) Si se le añade un catalizador la energía de activación no varía. c) Si se duplica la concentración de A la velocidad aumenta 4 veces. d) Si disminuye el volumen a la mitad, a temperatura constante, la velocidad de la reacción disminuye.

Respuesta:

a) La afirmación es **falsa**: la velocidad con que se consumen A y B son, respectivamente:

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

b) La afirmación es **falsa**: la energía de activación disminuye (para un catalizador positivo).

c) La afirmación es **verdadera**, ya que la velocidad depende del cuadrado de la concentración de A.

d) Una disminución del volumen implica un aumento de la concentración y, por tanto, de la velocidad de la reacción, por lo que la afirmación es **falsa**.

14. La energía de activación de una reacción de hidrólisis es de $108 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y la constante de velocidad a 25°C es de $1,8\cdot 10^{-4} \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$. a) Calcular el valor de la constante de velocidad a $36,5^\circ\text{C}$. b) Averiguar el orden de reacción. Datos: $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Respuesta:

a) A partir del valor de k a 25°C , y de la energía de activación, tendremos:

$$1,8 \cdot 10^{-4} = A e^{-\frac{108 \cdot 10^3}{8,31 \cdot 298}} = A = 1,57 \cdot 10^{15}$$

$$k_{36,5} = 1,57 \cdot 10^{15} e^{-\frac{108 \cdot 10^3}{8,31 \cdot 309,5}} = 9,1 \cdot 10^{-4} \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$$

b) Puesto que k viene expresado en $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$, y la velocidad de la reacción en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$, tendremos:

$$v = \frac{k}{[R]^n} \quad \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = \frac{\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}}{x} \quad x = \text{L}^2\text{mol}^{-2} \quad (n : \text{orden total})$$

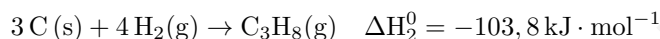
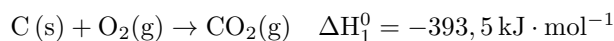
Con lo que la reacción es de **segundo orden**.

4. TERMOQUÍMICA.

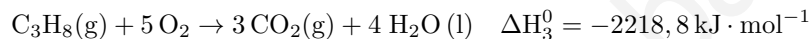
1. Sabiendo que los calores estándar de formación a presión constante de CO_2 , gas y C_3H_8 , gas, son, respectivamente $-393,5$ y $-103,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y el calor de combustión estándar de C_3H_8 , gas es, $-2218,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Calcular: a) La variación de entalpía de formación de H_2O , líquida. b) ¿Qué energía se desprende cuando se produce la combustión, a presión constante, de 440 g de C_3H_8 , gas? Masas atómicas (u): $\text{H} = 1$, $\text{C} = 12$.

Respuesta:

- a) Las respectivas reacciones de formación son las siguientes:



La reacción de combustión del propano es:



Con estas ecuaciones, podremos escribir:

$$-2218,8 = 3\Delta H_1^0 + 4\Delta H_F^0(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_2^0 = 3(-393,5) + 4\Delta H_F^0(\text{H}_2\text{O}) + 103,8$$

Despejando, obtenemos:

$$\Delta H_F^0(\text{H}_2\text{O}) = \frac{-2218,8 + 3 \cdot 393,5 - 103,8}{4} = -285,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

- b) Puesto que el calor de combustión de 1 mol de C_3H_8 (equivalente a 44 g de este compuesto) es de $-2218,8 \text{ kJ}$, podremos establecer la siguiente relación:

$$\frac{44 \text{ g C}_3\text{H}_8}{440 \text{ g C}_3\text{H}_8} = \frac{-2218,8 \text{ kJ}}{x \text{ kJ}}$$

Obteniendo $x = -22188 \text{ kJ}$

2. Sabiendo que el Li (s) reacciona con el $\text{F}_2 \text{ (g)}$ para dar LiF (s) , a) Construir el ciclo de Born-Haber definiendo cada una de sus etapas. b) Calcular la energía de red (U) por mol de LiF , utilizando los valores de las energías (en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) de los procesos siguientes: sublimación del litio: $155,2$; energía de ionización del litio: $520,0$; afinidad electrónica del F(g) : $-333,0$; disociación de la molécula de $\text{F}_2 \text{ (g)}$: $150,6$; calor de formación (ΔH_f): $-594,1$.

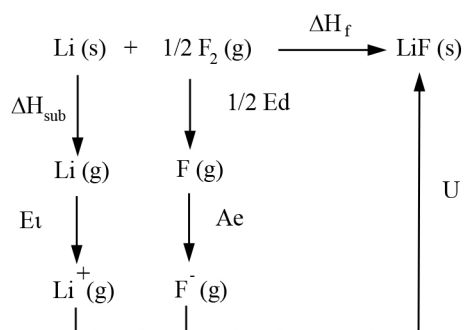
Respuesta:

a) El diagrama de Born-Haber es el que podemos ver en la siguiente página. En él ΔH_{sub} representa la energía de sublimación del litio, E_i la energía de ionización de este elemento, E_d la energía de disociación del F_2 , A_e la afinidad electrónica del mismo, U la energía reticular del LiF , y ΔH_f el calor de formación de esta sal.

- b) A partir de los datos suministrados en el enunciado, podemos escribir:

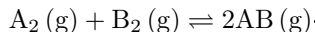
$$-594,1 = 155,2 + 520,0 + \frac{1}{2} 150,6 - 333,0 + U$$

Despejando, tendremos: $U = -155,2 - 520,0 - 75,3 + 333,0 - 594,1 = -1011,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$



5. EQUILIBRIO QUÍMICO.

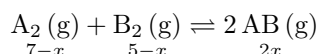
1. Una mezcla gaseosa compuesta por 7 mol de A_2 y 5 mol de B_2 se introduce en un reactor de 40 L de volumen. El reactor se calienta a 350°C . Una vez alcanzado el equilibrio, se han formado 9 mol del producto gaseoso AB:



- a) Calcular el valor de las constantes de equilibrio K_c y K_p . b) Si para la reacción anterior $\Delta H = -15,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ razonar cómo se desplazará el equilibrio ante el aumento de la presión y la temperatura (considerar cada efecto por separado).

Respuesta:

- a) Teniendo en cuenta que en el equilibrio podremos escribir:



Tendremos que $2x = 9$, y $x = 4,5$. las concentraciones serán:

$$[A_2] = \frac{7-4,5}{40} = 0,0625 \text{ M} \quad [B_2] = \frac{5-4,5}{40} = 0,0125 \text{ M} \quad [AB] = \frac{9}{40} = 0,225 \text{ M}$$

Con lo que:

$$K_a = \frac{0,225^2}{0,0625 \cdot 0,0125} = 64,8 \quad K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = K_c(RT)^0 = 64,8$$

b) El aumento de presión **no afecta** al equilibrio, por ser igual el número de moles gaseosos en ambos miembros. Por otra parte, al ser la reacción exotérmica, un aumento de la temperatura desplazará el equilibrio hacia la **derecha**.

2. Se añaden 20 mL de una disolución 0,01 M de $AgNO_3$ a 80 mL de otra disolución 0,05 M de K_2CrO_4 . Si la K_{ps} del Ag_2CrO_4 es $3,9 \cdot 10^{-12}$: a) Razonar si se producirá precipitado en la mezcla anterior. b) Calcular la solubilidad ($\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$) del Ag_2CrO_4 en agua pura. Masas atómicas (u): O = 16; Cr = 52; Ag = 108.

Respuesta:

- a) teniendo en cuenta que el producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = 3,9 \cdot 10^{-12} = [Ag^+]^2[CrO_4^{2-}]$$

Sustituyendo $[Ag^+]$ y $[CrO_4^{2-}]$ por $0,01 \frac{20}{100}$ y $0,05 \frac{80}{100}$, tendremos:

$$[Ag^+]^2[CrO_4^{2-}] = \left(0,01 \frac{20}{100}\right)^2 \left(0,05 \frac{80}{100}\right) = 8 \cdot 10^{-5} > K_{ps}$$

Por tanto **se produce precipitado**.

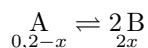
- b) La solubilidad será;

$$K_{ps} = 3,9 \cdot 10^{-12} = [Ag^+]^2[CrO_4^{2-}] = (2s)^2 s = 4s^3 \quad s = 9,92 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

3. 2) En un recipiente de 500 mL se introducen 0,2 mol del gas A. Se aumenta la temperatura hasta los 100°C y se alcanza el siguiente equilibrio: $A(g) \rightleftharpoons 2B(g)$ cuando la presión llega a 15 atm. Calcular: a) K_c y K_p a la temperatura de 100°C ; b) Grado de disociación de A. Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\text{K}^{-1}$.

Respuesta:

a) En el equilibrio tendremos:



El número total de moles en el equilibrio es: $n = 0,2 - x + 2x = 0,2 + x$. Aplicando la ecuación de los gases perfectos:

$$15 \cdot 0,5 = (0,2 + x) 0,082 \cdot 373 \quad x = 0,045 \text{ moles}$$

Los valores de K_c y K_p serán, respectivamente:

$$K_c = \frac{(2 \cdot 0,045)^2}{0,155} = 0,052 \quad K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 0,052 \cdot 0,082 \cdot 373 = 1,59$$

b) El grado de disociación será:

$$\alpha = \frac{x}{n} = \frac{0,045}{0,2} = 0,225$$

4. a) Razonar si se formará precipitado de AgCl (cloruro de plata) al mezclar 50 ml de KCl $2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ con 50 ml de AgNO_3 $3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. b) Determinar la solubilidad ($\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$) del AgCl en agua. Masas atómicas (u): $\text{C} = 35,5$; $\text{Ag} = 108$. $K_{ps}(\text{AgCl}) = 10^{-10}$

Respuesta:

a) La concentración de los iones Ag^+ y Cl^- al mezclar las dos disoluciones serán, respectivamente:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{50 \cdot 2 \cdot 10^{-3}}{50 + 50} = 10^{-3} \text{ M} \quad [\text{Cl}^-] = \frac{50 \cdot 3 \cdot 10^{-3}}{50 + 50} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El producto de ambas concentraciones será:

$$[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 10^{-3} \cdot 1,5 \cdot 10^{-3} = 1,5 \cdot 10^{-6} > K_{ps}$$

Al ser mayor que el producto de solubilidad este producto de concentraciones, **se producirá precipitado de AgCl** .

b) A partir del producto de solubilidad:

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

Expresada en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$, la solubilidad será:

$$s = 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 143,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 1,43 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

5. La K_{ps} del carbonato de plata -trioxocarbonato (IV) de plata- (Ag_2CO_3) es $4,8 \cdot 10^{-12}$. Hallar, en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$: a) La solubilidad del carbonato de plata en agua pura. b) La solubilidad del carbonato de plata en presencia de una disolución 0,2 M de carbonato potásico -trioxocarbonato (IV) de potasio- (K_2CO_3). Masas atómicas (u): $\text{C} = 12$, $\text{O} = 16$, $\text{Ag} = 108$.

Respuesta:

a) La solubilidad se obtiene a partir de:

$$K_{ps} = 4,8 \cdot 10^{-12} = [\text{Ag}^+]^2[\text{CO}_3^{2-}] = 4s^3 \quad s = 1,06 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

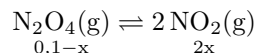
b) En este caso, $[\text{CO}_3^{2-}] = 0,2$, por lo cual:

$$4,8 \cdot 10^{-12} = (2s)^2 0,2 \quad s = 2,45 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

6. En un recipiente de 750 ml se introducen 0,1 mol de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ y, cuando la temperatura es de 50°C , se establece el equilibrio: siendo la presión total de 4,2 atm. Calcular: a) K_c y K_p ; b) El grado de disociación, en %, del $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Respuesta:

- a) En el equilibrio tendremos:



Aplicando la ecuación de los gases: $4,2 \cdot 0,75 = (0,1 + x) 0,082 \cdot 323$, obteniéndose $x = 0,019$ moles. Los valores respectivos de K_c y K_p serán:

$$K_c = \frac{(2x/V)^2}{(0,1-x)/V} = \frac{4 \cdot 0,019^2}{0,75(0,1-0,019)} = 0,024 \quad K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 0,024(0,082 \cdot 323) = 0,64$$

- b) El grado de disociación será: $\alpha = \frac{0,019}{0,1} = 0,19$

7. a) Dada la reacción $\text{A}(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{B}(\text{g})$, cuya K_c vale 0,3 a 300 K. Indicar, razonando la respuesta, en qué sentido se desplazará la reacción si, en un reactor de 2 L, hay 2,5 mol de A y 3 mol de B en un momento dado, a 300 K. b) Para la reacción anterior, una vez alcanzado el equilibrio, al aumentar la temperatura se observa que aumenta la concentración de B. Razonar si la reacción es exotérmica o endotérmica.

Respuesta:

- a) En el instante considerado, el cociente de la reacción será:

$$Q = \frac{\left(\frac{3}{2}\right)^2}{\frac{2,5}{2}} = 1,8$$

Valor muy superior al de la constante de equilibrio, por lo que la reacción se desplazará hacia la formación del reactivo A.

b) El aumento de la concentración de B significa que la reacción se desplaza hacia la derecha. Un aumento de temperatura implica un desplazamiento del equilibrio en el sentido en que la reacción sea endotérmica, por lo que la reacción indicada será endotérmica.

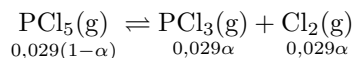
8. En un matraz vacío de 1 L de capacidad se colocan 6 g de PCl_5 gaseoso. Se calienta a 250°C , con lo que el PCl_5 se disocia parcialmente en Cl_2 y PCl_3 , ambos gaseosos, según el equilibrio:



La presión de equilibrio es 2,078 atm. Calcular: a) El grado de disociación de PCl_5 ; b) la constante de equilibrio K_p a 250°C . Masas atómicas (u): P = 31; Cl = 35,5. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Respuesta:

- a) El número inicial de moles de PCl_5 será: $n_{\text{PCl}_5} = \frac{6}{208,5} = 0,029$. En el equilibrio, tendremos:



El número total de moles en el equilibrio será: $n_{\text{eq}} = 0,029(1-\alpha) + 0,029\alpha + 0,029\alpha = 0,029(1+\alpha)$.

Aplicando la ecuación de los gases, tendremos:

$$2,078 \cdot 1 = 0,029(1+\alpha)0,082 \cdot 523 \quad \alpha = 0,67$$

b) Las presiones parciales en el equilibrio serán:

$$p_{\text{PCl}_3} = p_{\text{Cl}_2} = 2,058 \frac{0,029 \cdot 0,67}{0,029(1 + 0,67)} = 0,825 \text{ atm}$$

$$p_{\text{PCl}_5} = 2,078 - 2 \cdot 0,825 = 0,428 \text{ atm}$$

Con lo que la constante K_p será:

$$K_p = \frac{0,825^2}{0,428} = 1,59$$

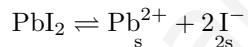
9. Se sabe que, a cierta temperatura, la solubilidad del PbI_2 en agua pura es $0,65 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$. Determinar: a) La constante del producto de solubilidad b) La solubilidad (en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$) de PbI_2 en presencia de una disolución $0,15 \text{ M}$ de KI , a la misma temperatura. Masas atómicas (u): $\text{I} = 127$; $\text{Pb} = 207$.

Respuesta:

a) La solubilidad del PbI_2 , expresada en mol/L será:

$$s = \frac{0,65 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}}{461 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,41 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El equilibrio de solubilidad del PbI_2 será:



Siendo, por tanto, la constante del producto de solubilidad:

$$K_{ps} = 4s^3 = 4(1,41 \cdot 10^{-3})^3 = 1,12 \cdot 10^{-8}$$

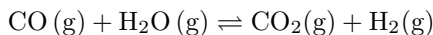
b) En presencia de una disolución $0,15 \text{ M}$ de KI , tendremos:

$$1,12 \cdot 10^{-8} = s'(0,15 + s')^2$$

Haciendo la aproximación: $0,15 + s' \simeq 0,15$, tendremos:

$$s' = \frac{1,12 \cdot 10^{-8}}{0,15^2} = 4,98 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

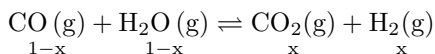
10. La constante de equilibrio K , para la reacción;



Vale $5,1$ a 800 K . Si 1 mol de CO y 1 mol de H_2O se calientan a 800 K en un recipiente vacío de 50 L . Cuando se alcanza el equilibrio, calcular: a) cuantos moles de CO quedan sin reaccionar y b) la presión parcial de cada gas, la presión total en el recipiente y la constante K_p . $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Respuesta:

a) Cuando se alcance el equilibrio, podremos escribir:



Aplicando la constante de equilibrio:

$$5,1 = \frac{\left(\frac{x}{50}\right)^2}{\left(\frac{1-x}{50}\right)^2} \quad x = 0,693$$

Por lo que quedarán sin reaccionar: $1 - 0,693 = 0,307$ mol de CO.

b) las presiones parciales de cada componente serán, respectivamente:

$$p_{\text{CO}} = p_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{0,307 \cdot 0,082 \cdot 800}{50} = 0,403 \text{ atm}$$

$$p_{\text{CO}_2} = p_{\text{H}_2} = \frac{0,693 \cdot 0,082 \cdot 800}{50} = 0,909 \text{ atm}$$

La presión total será: $P = 2 \cdot 0,403 + 2 \cdot 0,909 = 2,62 \text{ atm}$.

La constante K_p será:

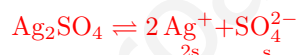
$$K_p = \frac{p_{\text{CO}_2} p_{\text{H}_2}}{p_{\text{CO}} p_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{0,909^2}{0,403^2} = 5,09$$

Valor prácticamente coincidente con el de K_c , lo que confirma que, cuando no hay variación en el número de moles de sustancias gaseosas, ambas constantes tienen el mismo valor.

11. La solubilidad de sulfato de plata (Ag_2SO_4) en agua es $8,11 \cdot 10^{-2} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$, a 25°C . a) Escribir correctamente el equilibrio de solubilidad y calcular K_{ps} ; b) ¿Cuál será la solubilidad (en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$) del sulfato de plata en presencia de una disolución acuosa de sulfato de calcio (CaSO_4) $0,1 \text{ M}$. Masas atómicas (u): O = 16; S = 32; Ag = 107,9.

Respuesta:

a) El equilibrio de solubilidad es el siguiente:



La solubilidad del sulfato de plata expresada en mol/L será:

$$s = \frac{8,11 \cdot 10^{-2} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}}{311,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,6 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

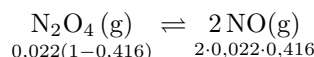
Siendo la constante del producto de solubilidad:¹

$$K_{ps} = 4s^{-3} = 4(2,6 \cdot 10^{-4})^3 = 7,03 \cdot 10^{-11}$$

12. En un recipiente de 200 mL se colocan 0,40 g de tetraóxido de dinitrógeno (N_2O_4). Se cierra el recipiente y se calienta a 45°C , produciéndose la disociación del N_2O_4 en un 41,6 %. a) Calcular las constantes K_c y K_p para el equilibrio: $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$ b) Justificar cómo cambiarán las concentraciones relativas de ambos compuestos si, a 45°C , se aumenta la presión en el interior del recipiente. c) Justificar cómo tiene que variar la temperatura para que aumente la concentración de N_2O_4 , teniendo en cuenta que la reacción es endotérmica. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ Masas atómicas (u): N = 14; O = 16.

Respuesta:

a) El número de moles de N_2O_4 es: $n = 0,40/92 = 4,35 \cdot 10^{-3}$ y la concentración inicial: $c = \frac{4,35 \cdot 10^{-3}}{0,2} = 0,022 \text{ M}$. En el equilibrio, podemos escribir la siguiente ecuación:



Las constantes K_c y K_p valdrá, respectivamente:

$$K_c = \frac{(2 \cdot 0,022 \cdot 0,416)^2}{0,022(1 - 0,416)} = 0,026$$

¹El valor obtenido no coincide con el que se ha consultado en distintas tablas de constantes del producto de solubilidad, siendo los valores reflejados en dichas tablas del orden de $1,2 \cdot 10^{-5}$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 0,026(0,082 \cdot 318) = 0,68$$

b) Si aumenta la presión, el equilibrio se desplazará hacia donde menor sea el número de moles de sustancias gaseosas. Por tanto, **aumentará la concentración de N_2O_4 y disminuirá la de NO_2** .

c) Al ser endotérmica la reacción, una **disminución de temperatura** producirá un desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda, aumentando, por tanto, la concentración de N_2O_4 .

13. 4) Sabiendo que la constante del producto de solubilidad K_{ps} del Ag_2CO_3 vale $8,5 \cdot 10^{-12}$, calcular la solubilidad del Ag_2CO_3 (expresada en $mol \cdot L^{-1}$) a $25^\circ C$ en cada una de las siguientes situaciones: a) en agua pura; b) en presencia de una disolución de Na_2CO_3 0,22 M c) en presencia de una disolución de Na_2CO_3 0,22 M d) Razonar cuál de las dos sustancias ($AgNO_3$ o Na_2CO_3) es más efectiva para reducir la solubilidad del Ag_2CO_3 .

Respuesta:

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

$$8,5 \cdot 10^{-12} = [Ag^+]^2[CO_3^{2-}] = 4s^3 \quad s = 1,29 \cdot 10^{-4} M$$

b) En presencia de una disolución de Na_2CO_3 0,22 M:

$$8,5 \cdot 10^{-12} = s^2 \cdot 0,22 \quad s = 6,22 \cdot 10^{-6} M$$

c) En presencia de una disolución de $AgNO_3$ 0,22 M:

$$8,5 \cdot 10^{-12} = 0,22^2 \cdot s \quad s = 1,76 \cdot 10^{-10} M$$

d) El **nitrato de plata** es la más efectiva pues la solubilidad toma el menor valor.

14. Se tiene tres sales de $AgCl$, $AgBr$ y AgI . a) Calcular la solubilidad de las tres sales, expresándolas en $g \cdot L^{-1}$. b) Ordenar las tres sales de mayor a menor solubilidad. K_p : $AgCl = 1,7 \cdot 10^{-10}$ $AgBr = 5,6 \cdot 10^{-13}$ $AgI = 1,1 \cdot 10^{-16}$; ; Masas atómicas (u): $Ag = 107,9$; $Br = 79,9$; $I = 126,9$; $C = 35,5$.

Respuesta:

a) Las respectivas solubilidades son las siguientes:

$$s_{AgCl} = \sqrt{1,7 \cdot 10^{-10}} = 1,30 \cdot 10^{-5} M$$

$$s_{AgBr} = \sqrt{5,6 \cdot 10^{-13}} = 7,48 \cdot 10^{-7} M$$

$$s_{AgI} = \sqrt{1,1 \cdot 10^{-16}} = 1,05 \cdot 10^{-8} M$$

b) El orden decreciente de solubilidad estará relacionado con el producto de solubilidad, de forma que cuanto mayor sea el valor de K_{ps} más soluble será la sal. Así pues, el orden será: **$AgCl > AgBr > AgI$**

15. a) Una disolución contiene una $[Ca^{2+}] = 10^{-3} mol \cdot L^{-1}$. Hallar la concentración de ion fluoruro mínima para que comience a precipitar el CaF_2 , cuyo $K_{ps} = 3,9 \cdot 10^{-11}$. b) Calcular la solubilidad en agua pura del CaF_2 , expresada en $g \cdot L^{-1}$. Masas atómicas (u): $Ca = 40$; $F = 19$.

Respuesta:

a) Aplicando la constante del producto de solubilidad:

$$3,9 \cdot 10^{-11} = 10^{-3}[F^-]^2 \quad [F^-] = 1,97 \cdot 10^{-4} M$$

b) La solubilidad en agua pura será:

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

Expresada en $g \cdot L^{-1}$, la solubilidad será:

$$s = 2,13 \cdot 10^{-4} mol \cdot L^{-1} \cdot 78 g \cdot mol^{-1} = 0,017 g \cdot L^{-1}$$

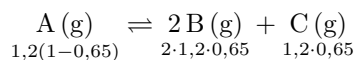
16. En un recipiente de 500 mL se ponen 0,6 moles del compuesto A(g) y cuando la temperatura es de 600 K, se alcanza el equilibrio: $A(g) \rightleftharpoons 2 B(g) + C(g)$, siendo el grado de disociación de A (g) del 65 %. a) Hallar los valores de Kc y Kp. b) Calcular la presión total que se alcanza en el equilibrio. c) Si aumenta el volumen, justificar hacia donde se desplaza el equilibrio. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Respuesta:

- a) La concentración inicial del compuesto A es:

$$c_0 = \frac{0,6}{0,5} = 1,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El equilibrio se puede representar de la siguiente forma:



Los valores de Kc y Kp serán, respectivamente:

$$K_c = \frac{[B]^2[C]}{[A]} = \frac{1,56^2 \cdot 0,78}{0,42} = 4,52$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 4,52 (0,082 \cdot 600)^2 = 1,09 \cdot 10^4$$

- b) Aplicando la ecuación de los gases, tendremos:

$$P = (0,42 + 1,56 + 0,78)0,082 \cdot 600 = 135,79 \text{ atm}$$

- c) La constante Kc puede expresarse de la forma:

$$K_c = \frac{\left(\frac{n_B}{V}\right)^2 \frac{n_C}{V}}{\frac{n_A}{V}} = \frac{n_B^2 n_C}{n_A \cdot V^2}$$

Al aumentar el volumen, el equilibrio se desplazará de forma que aumente el numerador de la anterior expresión para mantener el valor de Kc, por lo que el equilibrio se desplazará **hacia la derecha**

17. La constante del producto de solubilidad, Kps, del hidróxido de calcio, Ca(OH)_2 , es $5,5 \cdot 10^{-6}$, a 25 °C. Determinar: a) el pH y la solubilidad (en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$) de Ca(OH)_2 a esta temperatura; b) la solubilidad de Ca(OH)_2 a esta temperatura en presencia de una disolución $1,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de KOH. Masas atómicas (u): H = 1; O = 16; Ca = 40.

Respuesta:

- a) La constante del producto de solubilidad se puede expresar de la forma:

$$5,5 \cdot 10^{-6} = [\text{Ca}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = s(2s)^2 = 4s^3$$

La solubilidad del hidróxido de calcio será:

$$s = \sqrt[3]{\frac{5,5 \cdot 10^{-6}}{4}} = 0,0516 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{Equivalente a } 0,0516 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ Ca(OH)}_2 \frac{74 \text{ g Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2} = 3,82 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentración de OH^- será: $[\text{OH}^-] = 2s = 0,103 \text{ M}$, con lo que el pH será: $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log 0,103 = 13,01$

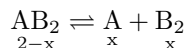
- b) Al encontrarse en una disolución $1,5 \text{ M}$ de KOH, podemos hacer la aproximación de que la concentración de OH^- es $1,5 \text{ M}$, por lo que la solubilidad del hidróxido de calcio en estas condiciones es:

$$5,5 \cdot 10^{-6} = [\text{Ca}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = s' 1,5^2 \quad s' = \frac{5,5 \cdot 10^{-6}}{2,25} = 2,44 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

18. En un recipiente de 2 litros se introducen 2 moles de AB_2 y cuando la temperatura alcanza los 346 K se establece el equilibrio: $\text{AB}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{A}(\text{g}) + \text{B}_2(\text{g})$ siendo $K_p = 2,56$. Calcular: a) K_c y el número de moles de cada especie en el equilibrio; b) grado de disociación (α) de AB_2 , expresado en %. $R = 0,082 \text{ atm L} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Respuesta:

a) En el equilibrio podemos escribir:



La constante K_c valdrá:

$$K_c = K_p(RT)^{-\Delta n} = 2,56 (0,082 \cdot 346)^{-1} = \mathbf{0,09}$$

Teniendo en cuenta que:

$$K_c = \frac{[\text{A}][\text{B}_2]}{[\text{AB}_2]} \rightarrow 0,09 = \frac{\left(\frac{x}{2}\right)^2}{\frac{2-x}{2}} = \frac{x^2}{4-2x} \quad x = 0,52 \text{ mol}$$

El número de moles de cada especie será: $n_{\text{AB}_2} = 2 - 0,52 = 1,48 \text{ mol}$; $n_{\text{A}} = n_{\text{B}_2} = 0,52 \text{ mol}$.

b) El grado de disociación será:

$$\alpha = \frac{x}{2} = \frac{0,52}{2} = \mathbf{0,26 = 26 \%}$$

19. Se mezclan 20 mL de una disolución acuosa de BaCl_2 de concentración 0,5 molar con 80 mL de una disolución acuosa de CaSO_4 de concentración 0,04 molar. Suponer volúmenes aditivos. a) Razonar si se formará precipitado de BaSO_4 . b) Calcular la solubilidad en agua del BaSO_4 , expresada en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$. $K_p, \text{BaSO}_4 = 1,1 \cdot 10^{-10}$; Masas atómicas (u): Ba = 137,3; S = 32,1; O = 16,0

Respuesta:

a) Al mezclar ambas disoluciones, las concentraciones respectivas de Ba^{2+} y SO_4^{2-} serán:

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{0,020 \cdot 0,5}{0,1} = 0,1 \text{ M} \quad [\text{SO}_4^{2-}] = \frac{0,08 \cdot 0,04}{0,1} = 0,032 \text{ M}$$

Teniendo en cuenta que $[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 0,1 \cdot 0,032 = 3,2 \cdot 10^{-3} > K_{ps}$, **se formará precipitado.**

b) A partir del producto de solubilidad:

$$1,1 \cdot 10^{-10} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = s^2 \quad \text{tendremos: } s = 1,05 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

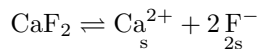
La solubilidad, expresada en g/L será:

$$s = 1,05 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot (137,3 + 32 + 16 \cdot 4) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = \mathbf{2,45 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}}$$

20. La constante del producto de solubilidad del difluoruro de calcio es: $K_{ps} = 3,5 \cdot 10^{-11}$. a) Calcular la solubilidad del CaF_2 en agua pura, expresada en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. b) Determinar la solubilidad del CaF_2 en presencia de una disolución de CaCl_2 0,5 M. c) Justificar la diferencia de solubilidad entre las condiciones que se indican en los apartados a) y b).

Respuesta:

a) A partir del siguiente equilibrio:



Podemos escribir:

$$3,5 \cdot 10^{-11} = s(2s)^2 = 4s^3 \quad s = 2,06 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) Para $[\text{Ca}^{2+}] = 0,5 \text{ M}$, tendremos:

$$3,5 \cdot 10^{-11} = 0,5 [2s]^2 \quad s = 4,18 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

c) La solubilidad es menor en el apartado b) debido al efecto del ion común, ya que la concentración de Ca^{2+} en el segundo caso es bastante superior a la que existiría al disolver el difluoruro de calcio en agua pura.

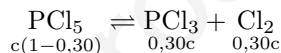
Respuesta:

a)

21. El equilibrio $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ se alcanza cuando la temperatura es de 200°C , siendo la presión total 2 atm y el grado de disociación del 30% . a) Determinar las presiones parciales de cada sustancia en el equilibrio. b) Calcular K_c y K_p . c) Si la temperatura permanece constante, ¿cómo evoluciona el equilibrio si disminuye el volumen? Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Respuesta:

a) En el equilibrio podemos escribir:



aplicando la ecuación de los gases, y teniendo en cuenta que el número total de moles en el equilibrio es $c(1 + \alpha)$:

$$2 = c(1 + \alpha)0,082 \cdot 473 \quad c = 0,04 \text{ M}$$

Las presiones parciales serán:

$$p_{\text{PCl}_3} = p_{\text{Cl}_2} = 2 \frac{0,04 \cdot 0,3}{0,04 \cdot 1,3} = 0,46 \text{ atm} \quad p_{\text{PCl}_5} = 2 \frac{0,04 \cdot 0,7}{0,04 \cdot 1,3} = 1,08 \text{ atm}$$

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

$$K_p = \frac{p_{\text{PCl}_3} \cdot p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{PCl}_5}} = \frac{0,46^2}{1,08} = 0,196$$

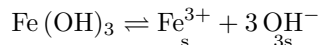
$$K_c = K_p(RT)^{-\Delta n} = 0,196 (0,082 \cdot 473)^{-1} = 5,05 \cdot 10^{-3}$$

c) Al disminuir el volumen, el equilibrio tendrá de desplazarse hacia donde el número de moles gaseosos sea **menor**, esto es, hacia la formación de **PCl_5**

22. Tenemos una disolución saturada de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ cuya $K_{ps} = 6 \cdot 10^{-28}$. a) Hallar la solubilidad en agua pura, expresada en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$. b) Calcular el pH de la disolución de hidróxido. Datos: Masas atómicas (u): $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$; $\text{Fe} = 56$.

Respuesta:

a) El equilibrio de solubilidad puede ser representado de la forma:



$$K_{ps} = 6 \cdot 10^{-28} = [\text{Fe}^{3+}][\text{OH}^-]^3 = 27s^4 \quad s = 6,87 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Expresada en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$:

$$s = 6,87 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 107 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 7,35 \cdot 10^{-6} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

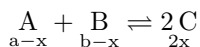
b) Sabiendo que $[\text{OH}^-] = 3s = 2,06 \cdot 10^{-7}$, tendremos:

$$\text{pH} = 14 - \log [\text{OH}^-] = 14 - \log 2,06 \cdot 10^{-7} = 7,31$$

23. En un recipiente de 6 litros se produce la reacción $\text{A (g)} + \text{B (g)} \rightleftharpoons 2 \text{C (g)}$. Cuando a 400°C se alcanza el equilibrio hay 0,02 moles de A, 0,02 moles de B y 0,15 moles de C. a) Hallar las constantes de equilibrio K_c y K_p . b) Calcular la presión parcial de cada componente en el equilibrio. c) ¿Cómo evoluciona el equilibrio al disminuir la presión total, si se mantiene constante la temperatura? Razonar la respuesta. d) ¿Cómo evoluciona el sistema al añadir B, suponiendo constante la temperatura? Razonar la respuesta. Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Respuesta:

a) En el equilibrio podemos escribir:



A partir de los valores del enunciado, las constantes de equilibrio tienen los valores respectivos:

$$K_c = \frac{\left(\frac{0,15}{6}\right)^2}{\left(\frac{0,02}{6}\right)\left(\frac{0,02}{6}\right)} = 56,25$$

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

b) Las presiones parciales son las siguientes:

$$p_A \cdot 6 = 0,02 \cdot 0,082 \cdot 673 \quad p_A = 0,184 \text{ atm} = p_B$$

$$p_C \cdot 6 = 0,15 \cdot 0,082 \cdot 673 = 1,38 \text{ atm}$$

c) Al disminuir la presión el sistema evoluciona en el sentido en el que menor sean los moles de sustancias gaseosas. Al ser $\Delta n = 0$, **no hay desplazamiento del equilibrio**.

d) Al añadir un reactivo, **el sistema evoluciona hacia la formación de productos**, en esta caso, C.

24. Una disolución saturada de PbCl_2 tiene a cierta temperatura una solubilidad de 0,835 g/L. a) Calcular la constante del producto de solubilidad (K_{ps}) del PbCl_2 . b) ¿Cuál será la concentración de ion Cl^- en esta disolución a la misma temperatura? c) Si se añade KCl a la disolución de PbCl_2 , ¿qué le sucederá a la solubilidad? Razonar la respuesta. Datos: Masas atómicas (u): $\text{Pb} = 207$; $\text{Cl} = 35,5$.

Respuesta:

a) La solubilidad expresada en mol/L será:

$$s = \frac{0,835 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}}{(207 + 2 \cdot 35,5) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 3 \cdot 10^{-3}$$

La constante K_{ps} será:

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2 = 4s^3 = 1,08 \cdot 10^{-7}$$

b) La concentración de ion Cl^- es: $[\text{Cl}^-] = 2 \cdot 3 \cdot 10^{-3} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.

c) Al añadir un ion común al la disolución de PbCl_2 , aumenta la concentración del ion Cl^- , con lo que **disminuye la solubilidad** de la sal.

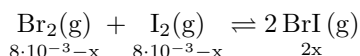
25. En un recipiente cerrado de 400 mL se introducen 1,280 gramos de bromo y 2,032 gramos de yodo. Se eleva la temperatura a 150°C y se alcanza el equilibrio: $\text{Br}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{BrI}(\text{g})$. En estas condiciones el valor de K_c es 280. a) Averiguar el valor del grado de disociación (expresado en %) b) Hallar el valor de K_p para este equilibrio a 150°C. c) Calcular los gramos de yodo en el equilibrio. Datos: Masas atómicas (u): Br = 80; I = 127; R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹

Respuesta:

- a) El número inicial de moles de I_2 y Br_2 es, respectivamente:

$$n_{\text{Br}_2} = \frac{1,280}{2 \cdot 80} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \quad n_{\text{I}_2} = \frac{2,032}{2 \cdot 127} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

En el equilibrio, podemos escribir:



Aplicando la constante de equilibrio K_c :

$$280 = \frac{\left(\frac{2x}{0,4}\right)^2}{\left(\frac{8 \cdot 10^{-3} - x}{0,4}\right)^2} = \frac{4x^2}{6,4 \cdot 10^{-5} + x^2 - 0,016x} \quad x = 7,11 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

El grado de disociación será:

$$\alpha = \frac{x}{n} 100 = \frac{7,11 \cdot 10^{-3}}{8 \cdot 10^{-3}} 100 = 88,9\%$$

- b) El valor de K_p será:

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 280(0,082 \cdot 423)^0 = 280$$

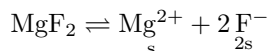
- c) En el equilibrio, la masa de iodo será:

$$m = (8,3 \cdot 10^{-3} - 7,11 \cdot 10^{-3}) \text{ mol} \cdot 2 \cdot 127 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,226 \text{ g}$$

26. a) Sabiendo que el producto de solubilidad del MgF_2 es $6,4 \cdot 10^{-9}$, calcular la solubilidad del MgF_2 en g·L⁻¹. b) Deducir si se formará precipitado al mezclar 100 mL de disolución $3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ con 400 mL de disolución $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de Na_2SO_4 . $K_{ps}(\text{PbSO}_4) = 1,6 \cdot 10^{-6}$. Datos: Masas atómicas (u): F = 19; Mg = 24,3.

Respuesta:

- a) El equilibrio de disolución es el siguiente:



$$6,4 \cdot 10^{-9} = s(2s)^2 = 4s^3 \quad s = 1,17 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Expresada en g·L, la solubilidad será: $s = 1,17 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 62,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,073 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

- b) Suponiendo los volúmenes aditivos, las concentraciones respectivas de Pb^{2+} y SO_4^{2-} serán:

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{3,0 \cdot 10^{-3} \cdot 0,1}{0,5} = 6 \cdot 10^{-4} \text{ M} \quad [\text{SO}_4^{2-}] = \frac{5,0 \cdot 10^{-3} \cdot 0,4}{0,5} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

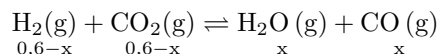
El producto de ambas concentraciones será:

$$[\text{Pb}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 6 \cdot 10^{-4} \cdot 4 \cdot 10^{-3} > 1,6 \cdot 10^{-6} \quad \text{Se formará precipitado}$$

27. A 1500°C, la constante de equilibrio, K_c , para la reacción: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$ vale 4,2. Para iniciarla se introducen 0,6 moles de H_2 y 0,6 moles de CO_2 en un recipiente de 4 L. a) Calcular las concentraciones de todas las especies en el equilibrio. b) Obtener el valor de la K_p a esa temperatura y el grado de ionización (expresado en %). Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Respuesta:

a) En el equilibrio:



Aplicando K_c :

$$4,2 = \frac{[\text{H}_2\text{O}][\text{CO}]}{[\text{H}_2][\text{CO}_2]} = \frac{\left(\frac{x}{4}\right)^2}{\left(\frac{0,6-x}{4}\right)^2} = \frac{x^2}{0,36 - 1,2x + x^2} \quad x = 0,40 \text{ mol}$$

Las concentraciones en el equilibrio serán, respectivamente:

$$[\text{H}_2] = [\text{CO}_2] = \frac{0,6 - 0,2}{4} = 0,05 \text{ M} \quad [\text{H}_2\text{O}] = [\text{CO}] = 0,1 \text{ M}$$

b) El valor de K_p será:

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = K_c(RT)^0 = 4,2$$

El grado de ionización será:

$$\alpha = \frac{x}{0,6} = \frac{0,4}{0,6} = 0,666 = 66,6 \%$$

28. A 25°C, el producto de solubilidad, K_{ps} , del $\text{Mg}(\text{OH})_2$ es $1,2 \cdot 10^{-11}$. a) Calcular la solubilidad en agua pura, expresada en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$. b) Averiguar la solubilidad del hidróxido (en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) en presencia de una disolución de hidróxido de sodio de $\text{pH} = 13$. Datos: Masas atómicas (u): $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$; $\text{Mg} = 24,3$.

Respuesta:

a) A partir del producto de solubilidad:

$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = s(2s)^2 = 4s^3$$

$$1,2 \cdot 10^{-11} = 4s^3 \quad s = 1,44 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

La solubilidad expresada en g/L será:

$$s = 1,44 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot (24,3 + 2 \cdot 1 + 2 \cdot 16) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,41 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) Para un $\text{pH} = 13$, tendremos que $[\text{OH}^-] = 10^{-1}$. Tomando la aproximación: $1,44 \cdot 10^{-4} + 10^{-1} \simeq 10^{-1}$, la nueva solubilidad será:

$$1,2 \cdot 10^{-11} = s' \cdot 0,1^2 \quad s' = 1,2 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

6. ÁCIDOS Y BASES.

1. Se desea conocer la concentración de una disolución de HCl, para lo cuál se valoran 15 ml de esta disolución con KOH 0,5 M, gastándose 24 ml de esta especie. a) ¿Cuál será la concentración molar de la disolución de HCl?. b) Razonar cuál será el pH en el punto de equivalencia.

Respuesta:

- a) Teniendo en cuenta que en el equilibrio, el número de moles de ácido y de base son iguales:

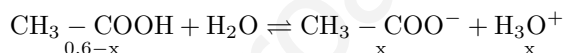
$$15 \cdot M = 24 \cdot 0,5 \quad M = 0,8$$

b) El pH tendrá el valor **7**, pues la sal formada procede de un ácido fuerte y de una base fuerte, no produciéndose, por tanto, ningún proceso de hidrólisis.

2. Una disolución acuosa de ácido etanoico o acético (CH_3COOH) tiene una concentración de 0,06 M. Sabiendo que para el ácido acético $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$, calcular: a) El pH de la disolución. b) El grado de disociación del ácido acético. c) La concentración que debería tener una disolución de ácido clorhídrico (HCl) para que su pH sea el mismo que la disolución de ácido acético.

Respuesta:

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



Aplicando la constante K_a :

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,6 - x} \quad x = 3,28 \cdot 10^{-3} \quad \text{pH} = -\log 3,28 \cdot 10^{-3} = \mathbf{2,48}$$

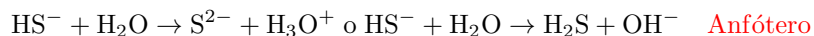
- b) Sabiendo que $x = c\alpha = 0,6\alpha = 3,28 \cdot 10^{-3}$, tendremos que: $\alpha = 5,47 \cdot 10^{-3}$

c) Al tratarse de un ácido fuerte y, por tanto, estar completamente disociado, la concentración de dicho ácido será: $[\text{HCl}] = \mathbf{3,28 \cdot 10^{-3} M}$

3. Dadas las siguientes moléculas e iones, indicar, por reacción con el agua, cuál actúa como ácido, como base o como anfótera, según la teoría de Brønsted-Lowry: HS^- , Br^- , HSO_4^- , NH_4^+ , HNO_3 .

Respuesta:

- a) las reacciones con el agua son las siguientes:



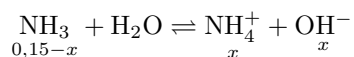
(aunque, al ser el ácido bromhídrico fuerte, esta reacción apenas tiene lugar)



4. Se tienen, separados en recipientes distintos, 50 ml de una disolución acuosa de KOH (base fuerte) 0,30 mol·L⁻¹ y 100 ml de una disolución acuosa de NH₃ (K_b = 1,8·10⁻⁵ 0,15 mol·L⁻¹. Calcular: a) El pH de ambas disoluciones. b) Volumen, en ml, de HCl 0,25 mol·L⁻¹ que se necesitan para neutralizar los 50 ml de KOH 0,30 mol·L⁻¹.

Respuesta:

a) Para la disolución de KOH: pH = 14 - pOH = 14 + log 0,30 = **13,48**. Para el NH₃:



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{0,15-x} = 1,8 \cdot 10^{-5} \quad x = [\text{OH}^-] = 1,64 \cdot 10^{-3}$$

Con lo cual; pH = 14 + pOH = 14 - log 1,64·10⁻³ = **11,21**

b) Puesto que el NH₃ y el HCl reaccionan mol a mol, tendremos que:

$$50 \cdot 10^{-3} \cdot 0,30 = V \cdot 0,25 \quad V = \mathbf{0,06 \text{ L HCl}}$$

5. En el laboratorio se dispone de una botella con la siguiente etiqueta: Ácido nítrico -trioxonitrato (V) de hidrógeno, 40 % en masa; densidad, 1,42 kg·L⁻¹. Determinar: a) El pH de la disolución obtenida tomando 1 mL del contenido de la botella y añadiendo agua hasta completar un volumen total de 100 ml. b) Si se toman 5,5 mL de ésta disolución y se le añade gota a gota disolución 0,05 M de NaOH con fenolftaleína como indicador, ¿qué volumen de ésta disolución será necesario para neutralizar el ácido? Masas atómicas (u): H = 1, N = 14, O = 16.

Respuesta:

a) En 1 mL de disolución habrá una masa de HNO₃ diluido: m = 1 · 1,42 g, de los cuales, el 40 % (0,4·1,42 = 0,568 g) será de ácido puro. Al diluir 1 ml de esta disolución hasta 100 mL, la concentración será: $c = \frac{0,5698/63}{0,1} = 0,09 \text{ M}$. El pH será, pues: pH = - log 0,09 = **1,05**

b) Teniendo en cuenta que la neutralización se produce mol a mol, podremos establecer la siguiente igualdad: (V · M)_{ácido} = (V · M)_{base}, es decir: 5,5 · 0,09 = V · 0,05, obteniéndose V = **9,9 mL** de disolución de NaOH.

6. a) Indicar, razonadamente, si las siguientes sustancias son ácidas, básicas o anfóteras en su reacción con el agua, según la teoría de Bronsted-Lowry: 1) S²⁻; 2) HCO₃⁻; 3) HS⁻ y 4) CO₃²⁻. b) Determinar el pH de una disolución acuosa de amoníaco 0,05 M, si K_b = 1,8·10⁻⁵.

Respuesta:

a) Las reacciones con el agua son las siguientes:



El HCO₃⁻ y el HS⁻ son las bases conjugadas de los ácidos débiles H₂CO₃ y H₂S, por lo que serán relativamente fuertes. Podrían actuar como ácidos frente a bases más fuertes.

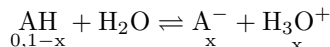
b) Para hallar el pH tendremos:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{0,05-x} \quad x = 9,4 \cdot 10^{-4} \quad \text{pH} = 14 + \log (9,4 \cdot 10^{-4}) = \mathbf{10,97}$$

7. Una disolución acuosa de un ácido monoprótico de concentración 0,1 mol/L tiene un pH de 1,52. a) Calcular su constante de disociación, b) ¿Qué concentración deberá tener la disolución para que el pH fuera 2?

Respuesta:

a) La disociación se puede representar de la forma: $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$



El pH será: $1,52 = -\log x$, por lo que $x = 10^{-1,52} = 3 \cdot 10^{-2}$. La constante de disociación será, entonces:

$$K_a = \frac{x^2}{0,1 - x} = 1,29 \cdot 10^{-2}$$

b) Para que el pH sea 2, deberá cumplirse:

$$1,29 \cdot 10^{-2} = \frac{(10^{-2})^2}{c - 10^{-2}} \quad c = 0,0177 \text{ M}$$

8. a) Razonar el carácter ácido, básico o neutro de disoluciones de las siguientes sales: NH_4Cl ; KCN ; NaCl y CH_3COONa ; b) Escribir las reacciones de hidrólisis de las sales anteriores que procedan. Constantes: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_a(\text{HCN}) = 1,26 \cdot 10^{-5}$; $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,76 \cdot 10^{-5}$.

Respuesta:

a) NH_4Cl : pH ácido, al tratarse de una sal de ácido fuerte y base débil; KCN : pH básico, al tratarse de una sal de ácido débil y bases fuerte; NaCl : pH neutro al ser una sal de ácido y base fuertes; CH_3COONa : pH básico, al ser una sal de ácido débil y base fuerte.

b) Las reacciones de hidrólisis será las siguientes:

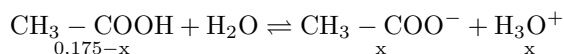


9. Se dispone de una disolución acuosa de KOH cuya concentración es 0,175 mol/L, a) ¿cuál será el pH de la disolución?; b) ¿cuál sería el pH y el grado de ionización de una disolución acuosa de ácido etanoico, $\text{CH}_3\text{-COOH}$, que tuviera la misma concentración que la de KOH ? Constantes: $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,76 \cdot 10^{-5}$.

Respuesta:

a) Al tratarse de una base fuerte, la concentración de iones OH^- será la misma que la de la base, por lo cual: $\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-] = 13,24$.

b) La disociación del ácido etanoico puede ser representada de la forma:



Aplicando la constante K_a :

$$1,76 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,175 - x} \quad z = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,74 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad \text{pH} = -\log 1,74 \cdot 10^{-3} = 2,76$$

Para calcular el grado de disociación:

$$x = C\alpha \quad 1,74 \cdot 10^{-3} = 0,175\alpha \quad \alpha = 0,01$$

10. En el laboratorio tenemos una botella que contiene una disolución acuosa de ácido clorhídrico de $\text{pH} = 1,5$. a) Calcular la concentración del ácido. b) Si se quiere neutralizar 50 mL del ácido anterior con una disolución de hidróxido de potasio $0,15 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, calcular el volumen de disolución (en mL) de hidróxido de potasio que se necesita.

Respuesta:

a) La concentración de iones hidronio es: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-1,5} = 0,032 \text{ M}$. que es la misma que la concentración del ácido, al ser éste un ácido fuerte.

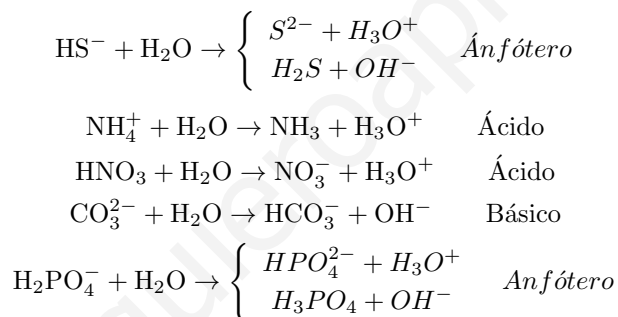
b) Puesto que la reacción se produce mol a mol, podremos plantear la siguiente igualdad:

$$0,05 \cdot 0,032 = V \cdot 0,15 \quad V = 0,011 \text{ L}$$

11. 3) Para los siguientes iones y moléculas: 1) HS^- 2) NH_4^+ ; 3) HNO_3 ; 4) CO_3^{2-} ; 5) H_2PO_4^- . a) Escribir la reacción de cada compuesto con el agua. b) Al reaccionar con el agua, justificar de acuerdo a la teoría de Brönsted y Lowry, el carácter ácido, básico o anfótero de cada compuesto.

Respuesta:

a) y b) Las reacciones son las siguientes:



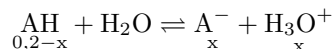
12. Se tiene una disolución acuosa de un ácido débil HA 1,5 molar. Si se toman 4,0 mL de esta disolución y se añade agua hasta completar un volumen de 30,0 mL, calcular: a) la nueva concentración de ácido, expresada en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, y el pH de la disolución resultante; b) el grado de disociación del ácido, expresado en %. $K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$.

Respuesta:

a) la nueva concentración del ácido, c' será:

$$c' = \frac{4,0 \cdot 10^{-3} \cdot 1,5}{3 \cdot 10^{-2}} = 0,2 \text{ M}$$

La ionización del ácido se puede representar por:



Aplicando la constante K_a :

$$\begin{aligned} 1,75 \cdot 10^{-5} &= \frac{x^2}{0,2 - x} \quad x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,86 \cdot 10^{-3} \\ \text{pH} &= -\log x = 2,73 \end{aligned}$$

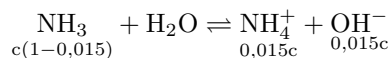
b) El grado de disociación del ácido será:

$$\alpha = \frac{1,86 \cdot 10^{-3}}{0,2} 100 = 0,93 \%$$

13. Sea una disolución acuosa de NH_3 con un grado de disociación del 1,5 %. Calcular: a) la concentración inicial de amoníaco, expresada en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ b) el pH de la disolución. $K_b = 1,8\cdot 10^{-5}$.

Respuesta:

a) El equilibrio de disociación se puede representar así:



Aplicando la constante K_b tendremos:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{c \cdot 0,015^2}{1 - 0,015} \quad c = 0,079 \text{ M}$$

b) El pH de la disolución será: $\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-] = 14 + \log (0,015 \cdot 0,079) = 11,07$

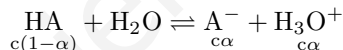
14. Se preparan 5 L de disolución de un ácido monoprótico débil (HA) de masa molar $37 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, disolviendo 18,5 g de esta sustancia. El pH de la disolución es 2,30. Calcular: a) Grado de disociación del ácido (α), expresado en %. b) Constante del ácido (K_a).

Respuesta:

a) La concentración inicial del ácido es:

$$c = \frac{18,5}{\frac{37}{5}} = 0,1$$

El equilibrio de ionización del ácido se puede representar por:



Puesto que el pH es 2,30, podremos escribir: $-\text{antilog } 2,30 = 5,01 \cdot 10^{-3} = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,1\alpha$, por lo cual: $\alpha = 5,01 \cdot 10^{-2}$, Expresado en %, tendremos: $\alpha = 5,01 \cdot 10^{-4}$

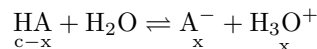
b) La constante K_a del ácido es:

$$K_a = \frac{0,1(5,01 \cdot 10^{-2})^2}{1 - 5,01 \cdot 10^{-2}} = 2,64 \cdot 10^{-4}$$

15. El pH de una disolución acuosa de un ácido monoprótico (HA) es 5,25. Sabiendo que $K_a = 6,16 \cdot 10^{-10}$, calcular: a) La concentración inicial del ácido, expresada en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$. b) El grado de disociación del ácido (α), expresado en %.

Respuesta:

a) El equilibrio de ionización del ácido se puede representar de la forma:



Teniendo en cuenta que $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 5,25$, tendremos: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5,25} = 5,62 \cdot 10^{-6}$. Aplicando la constante K_a :

$$6,16 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{c - x} = \frac{(5,62 \cdot 10^{-6})^2}{c - 5,62 \cdot 10^{-6}} \quad c = 0,05 \text{ M}$$

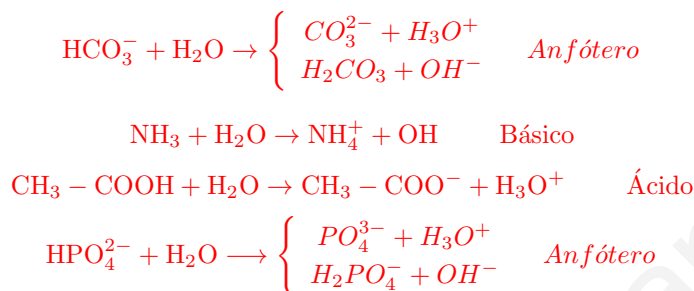
b) El grado de disociación será:

$$\alpha = \frac{x}{c} 100 = \frac{5,62 \cdot 10^{-6} \cdot 100}{0,05} = 0,011 \%$$

16. Se tienen las siguientes especies: HCO_3^- , NH_3 , $\text{CH}_3\text{-COOH}$, HPO_4^{2-} . a) Escribir la reacción (o reacciones) de las cuatro especies con el agua. b) Indicar qué especies tienen carácter ácido, básico o anfótero.

Respuesta:

a) Las reacciones son las siguientes:



17. Si un ácido débil monoprótico (HA) tiene una $K_a = 5 \cdot 10^{-5}$, indicar, justificadamente, si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: a) El pH de una disolución acuosa 0,2 M de HA es mayor que el pH de una disolución acuosa 0,2 M del ácido fuerte HCl. b) El grado de ionización (disociación) del ácido HA aumenta al aumentar su concentración, a la misma temperatura.

Respuesta:

a) La afirmación es **correcta**. A igualdad de concentración, el pH será mayor cuanto más débil sea el ácido.

b) A partir de la constante de ionización del ácido:

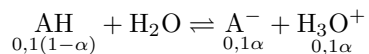
$$K_a = \frac{c\alpha^2}{1 - \alpha}$$

veremos que, cuanto mayor sea la concentración, menor será el grado de ionización. La afirmación es, por tanto, **incorrecta**.

18. Se tiene una disolución 0,1 M de ácido hipocloroso, HClO ($K_a = 3,0 \cdot 10^{-8}$) y otra de la misma concentración de ácido nitroso, HNO_2 ($K_a = 4,6 \cdot 10^{-4}$), ambos, ácidos monopróticos débiles. a) Calcular el grado de disociación (ionización) en disolución acuosa de ambos ácidos. b) Razonar cuál de los dos proporciona un pH más ácido.

Respuesta:

a) Para un ácido monoprótico de concentración 0,1 M, el equilibrio de ionización es:



Aplicando el valor de cada una de las K_a , tendremos:

$$3,0 \cdot 10^{-8} = \frac{[\text{ClO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}]} = \frac{0,1\alpha_1^2}{1 - \alpha_1} \quad \alpha_1 = 5,47 \cdot 10^{-4}$$

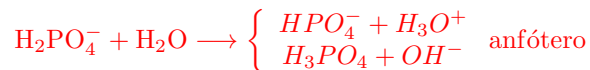
$$4,6 \cdot 10^{-4} = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]} = \frac{0,1\alpha_2^2}{1 - \alpha_2} \quad \alpha_2 = 0,066$$

Al ser mayor el grado de disociación en el **HNO₂**, el pH más ácido corresponderá a esta especie, pues $\text{pH} = -\log 0,1\alpha$.

19. Sean las sustancias: A) H_2PO_4^- ; B) PO_4^{3-} ; C) NH_4^+ ; D) NO_3^- ; E) CO_3^{2-} . a) Escribir las reacciones que sufren las cinco sustancias con agua. b) Indicar si las sustancias tienen carácter ácido, básico, neutro o anfótero.

Respuesta:

a) y b) Las reacciones son las siguientes:



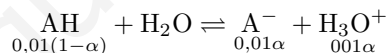
20. Sabiendo que la concentración en agua de un ácido débil monoprótico (HA) es $3,42 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ y su constante de acidez, $K_a = 6,5 \cdot 10^{-5}$. a) Calcular el pH de la disolución. b) Hallar el grado de disociación (ionización) del ácido (expresado en %). Datos: Masa molecular (u): $\text{HA} = 342$.

Respuesta:

a) y b) La concentración inicial del ácido será:

$$[\text{HA}] = \frac{3,42 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}}{342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,01 \text{ M}$$

El equilibrio de ionización es el siguiente:



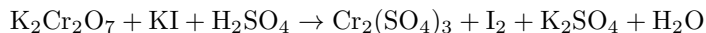
Aplicando K_a :

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]} = \frac{0,01\alpha^2}{1-\alpha} = 6,5 \cdot 10^{-5} \quad \alpha = 0,077 = 7,7 \%$$

$$\text{pH} = -\log 0,01 \cdot 0,077 = 3,11$$

7. OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN.

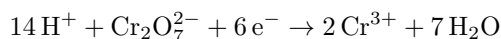
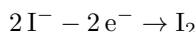
1. a) Ajustar, por el método del ion electrón, la siguiente reacción redox y nombrar todas las sales y ácidos que aparecen en la reacción:



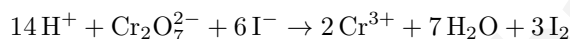
- b) Indicar las especies que actúan como oxidante y como reductor

Respuesta:

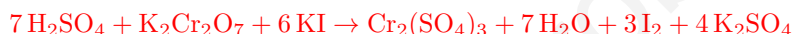
- a) Las respectivas semirreacciones de oxidación y de reducción son:



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



En forma molecular:



- b) El $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ actúa como oxidante, reduciéndose a Cr^{3+} , mientras que el KI actúa como reductor, oxidándose a I_2 .

2. Dada la reacción redox:



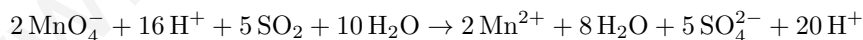
- a) Ajustar la reacción por el método del ion electrón y nombrar todos los compuestos, excepto H_2O . b) ¿Qué volumen de SO_2 (a 1,2 atm y 27 °C) reacciona completamente con 500 mL de una disolución 2,8 mol·L⁻¹ de KMnO_4 ? R = 0,082 atm L·mol⁻¹ K⁻¹

Respuesta:

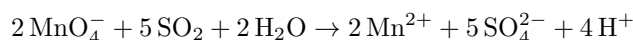
- a) Las semirreacciones son:



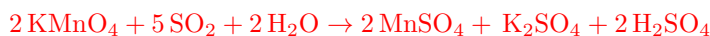
Multiplicando la primera semirreacción por 2, la segunda por 5, y sumando, obtendremos:



Agrupando los protones y el agua:



En forma molecular:



Los reactivos son: permanganato de potasio, dióxido de azufre y agua, mientras los productos son sulfato de manganeso (II), sulfato de potasio y ácido sulfúrico

- b) De la reacción ajustada, podemos obtener la siguiente relación:

$$\frac{2 \text{ mol KMnO}_4}{5 \text{ mol SO}_2} = \frac{0,5 \cdot 2,8 \text{ mol KMnO}_4}{x \text{ mol SO}_2} \quad x = 3,5 \text{ moles SO}_2$$

Para calcular el volumen, utilizamos la ecuación de los gases ideales:

$$1,2 \cdot V = 3,5 \cdot 0,082 \cdot 300 \quad V = 71,75 \text{ L SO}_2$$

3. Se intenta construir una pila galvánica cuyo cátodo sea el electrodo Pb^{2+}/Pb ; para ello, se tiene otros dos electrodos: Ag^+/Ag y Zn^{2+}/Zn . a) Razonar cuál de estos dos electrodos se puede usar como ánodo. b) Indicar en esquema la pila formada y calcular su fuerza electromotriz estándar. Potenciales normales de electrodo (V): $E^\circ \text{Ag}^+/\text{Ag} = +0,80$; $E^\circ \text{Pb}^{2+}/\text{Pb} = -0,13$; $E^\circ \text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,76$.

Respuesta:

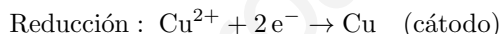
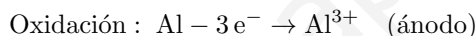
- a) Deberá utilizarse el electrodo de zinc, por tener éste un menor potencial de reducción
b) La notación de la pila sería: $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}||\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}$, siendo el potencial de la pila:

$$\varepsilon^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = -0,13 - (-0,76) = +0,63 \text{ V}$$

4. En un recipiente conteniendo una disolución azulada 1 M de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, se introduce una lámina de aluminio. Se observa que mientras la disolución se va decolorando, en la lámina aparece un depósito amarillento. a) Escribir las semirreacciones de oxidación y reducción que se producen en el recipiente, indicando cuál es el ánodo y el cátodo; b) Proponer un esquema de una pila cuya reacción redox sea igual a la del proceso anterior y calcular el potencial normal de la pila. Potenciales normales de electrodo (V): $E^\circ \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = +0,34$; $E^\circ \text{Al}^{3+}/\text{Al} = -1,66$.

Respuesta:

- a) Las semirreacciones son las siguientes:

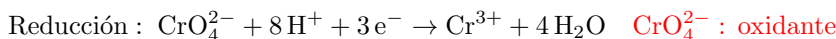
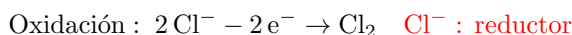


- b) El esquema podría ser el siguiente: $\text{Al} | \text{Al}^{3+}(1\text{M}) || \text{Cu}^{2+}(1\text{M}) | \text{Cu}$. Como se ve, se utilizan dos electrodos metálicos de Al y Cu, respectivamente, y sendas disoluciones 1 M de CuSO_4 y $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. El potencial de la pila sería: $\varepsilon_{\text{pila}}^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = 0,34 - (-1,66) = +2,00 \text{ V}$

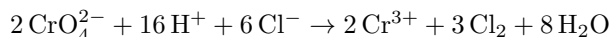
5. Dada la reacción: $\text{HCl} + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$: a) Ajustar la ecuación por el método del ión-electrón, identificando las sustancias oxidante y reductora y dar el nombre de todas las sales presentes en la reacción; b) Calcular la masa de K_2CrO_4 necesaria para producir 92,25 L de Cl_2 gaseoso, medidos a 1,2 atm y 300 K. Masas atómicas (u): O = 16; K = 39; Cr = 52. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\text{K}^{-1}$.

Respuesta:

- a) Las semirreacciones son las siguientes:



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



En forma molecular:



las sales presentes en la reacción son: **cromato potásico** (K_2CrO_4), **tricloruro de cromo** (CrCl_3) y **cloruro de potasio** (KCl).

- b) El número de moles cloro producido se calcula aplicando la ecuación de los gases:

$$1,2 \cdot 92,25 = n \cdot 0,082 \cdot 300 \quad n = 4,5 \text{ mol Cl}_2$$

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

$$\frac{2 \text{ mol K}_2\text{CrO}_4}{3 \text{ mol Cl}_2} = \frac{x \text{ mol K}_2\text{CrO}_4}{4,5 \text{ mol Cl}_2} \quad x = 3 \text{ mol K}_2\text{CrO}_4$$

La masa de K_2CrO_4 será:

$$m = 3 \text{ mol} \cdot 194 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 582 \text{ g K}_2\text{CrO}_4$$

6. Para la siguiente reacción redox:

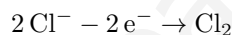
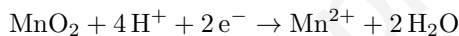


a) Determinar la especie que se oxida y la que se reduce. b) Ajustar la ecuación por el método del ion-electrón. c) Calcular la masa (en gramos) de MnO_2 necesaria para producir 50 L de Cl_2 . medidos a 1,5 atm y 350 K. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; Masas atómicas (u): Mn = 54,94; O = 16

Respuesta:

a) La especie que se oxida es ion Cl^- , que pasa a Cl_2 , mientras que la que se reduce es MnO_2 , que pasa a Mn^{2+} .

b) A partir de las semirreacciones:



Sumando miembro a miembro:



En forma molecular:



c) El número de moles de Cl_2 se obtiene a partir de la ecuación de los gases:

$$1,5 \cdot 50 = n \cdot 0,082 \cdot 350 \quad n = 2,61 \text{ mol Cl}_2$$

A partir de la relación:

$$\frac{86,94 \text{ g MnO}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = \frac{x \text{ g MnO}_2}{2,61 \text{ mol Cl}_2} \quad x = 226,91 \text{ g MnO}_2$$

7. Conocidos los potenciales normales de reducción de los siguientes pares redox: $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = + 0,80 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = + 0,346 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = - 0,76 \text{ V}$. a) Indicar, razonadamente, la especie más oxidante y la más reductora. b) Explicar qué sucedería si se introduce una barra de cinc en una disolución de iones Ag^+ . c) Calcular el potencial de la pila formada por los electrodos de cobre y cinc, escribiendo las semirreacciones de oxidación y reducción, indicando el ánodo y el cátodo.

Respuesta:

a) La especie más oxidante es la que posee el mayor potencial de reducción, es decir, la que posea mayor tendencia a reducirse, en este caso, el Ag^+ , mientras que la más reductora es la que posee un menor poder de reducción, es decir, Zn

b) Según lo anterior, la barra de Zinc tendería a disolverse, mientras que el ion Ag^+ tendería a depositarse sobre la barra.

c) La pila formada por electrodos de cobre y zinc tendría la notación siguiente: $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}||\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$

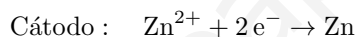
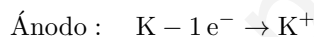
siendo el ánodo el formado por el electrodo de Zn introducido en la disolución de Zn^{2+} , y el cátodo el formado por el electrodo de cobre disuelto en la disolución de Cu^{2+} . El potencial de esta pila sería: $\varepsilon^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = 0,346 - (-0,76) = 1,106 \text{ V}$. Las semirreacciones de oxidación y de reducción serían, respectivamente:



8. Sean los electrodos K^+/K y Zn^{2+}/Zn . Se pide: a) Realizar el esquema de una pila indicando cátodo y ánodo. b) Escribir las semirreacciones correspondientes y la reacción global. Calcular el potencial estándar de la pila. c) ¿Qué tipo de especie química se utilizaría para la construcción del puente salino? Justificar la respuesta. Potenciales normales de reducción estándar: $E_0(\text{K}^+/\text{K}) = -2,93 \text{ V}$; $E_0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$.

Respuesta:

a) La pila estaría constituida por un electrodo formado por un trozo de potasio sumergido en una disolución 1 M de una sal soluble de este elemento (por ejemplo, nitrato de potasio). Dicho electrodo actuaría como ánodo. Como cátodo dispondríamos de un trozo de zinc sumergido en una disolución 1 M de ZnSO_4 . Las semirreacciones serían las siguientes:



b) La reacción global sería:



Siendo el potencial de la pila: $\varepsilon_{\text{pila}} = \varepsilon_{\text{cátodo}} - \varepsilon_{\text{ánodo}} = -0,76 - (-2,93) = 2,17 \text{ V}$

c) Como puente salino utilizaríamos una **disolución de una sal inerte** respecto a la reacción que se produce en la pila, como puede ser el sulfato de sodio.

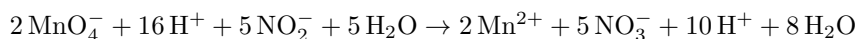
9. Sea la reacción $\text{NaNO}_2 + \text{NaMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{MnSO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ a) Ajustar por el método del ión-electrón las semirreacciones y la reacción global. b) Indicar cuál es la especie oxidante y cuál la reductora. c) Nombrar los siguientes compuestos de la reacción anterior: NaNO_2 ; NaMnO_4 ; MnSO_4 ; NaNO_3 .

Respuesta:

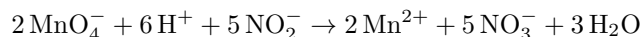
a) Las semirreacciones son las siguientes:



Multiplicando la primera semirreacción por cinco, la segunda por dos, y sumando, nos queda:



Agrupando términos:



Por último, expresando en forma molecular:



b) La **especie reductora es el NO_2^-** , mientras que la **especie oxidante es MnO_4^-**

c) Los compuestos indicados son los siguientes:

NaNO_2 : **nitrito de sodio**

NaMnO_4 : **tetraoxomanganato (VII) de sodio**

MnSO_4 : **sulfato de manganeso (II)**

NaNO_3 : **nitrato de sodio**

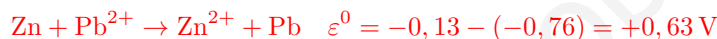
10. Razonar y escribir las posibles reacciones que se produzcan cuando en condiciones normales o estándar:

a) Se introduce una barra de Zn en una disolución acuosa de Pb^{2+} . b) Se sumerge un trozo de plata metálica en una disolución acuosa de Pb^{2+} .

Datos: $\varepsilon^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; $\varepsilon^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$ $\varepsilon^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$

Respuesta:

a) En este caso, al ser mayor el potencial de reducción del plomo, el zinc tenderá a oxidarse a Zn^{2+} , mientras que sobre la barra de Zn se depositará Pb metálico. La reacción sería:



b) Aquí, la plata posee un mayor potencial de reducción que el plomo, por lo que **no se producirá** reacción química.

11. En una cuba electrolítica se tiene una disolución de CuCl_2 . a) Calcular qué cantidad de carga (en culombios) se necesita para obtener por electrolisis 1,27 g de Cu. b) Si se hace pasar una intensidad de 3 A por la cuba electrolítica se depositan 0,89 g de Cu. Determinar el tiempo, en minutos, que ha estado pasando la corriente. datos: 1 F = 96500 C; Masa atómica (u) Cu = 63,5.

Respuesta:

a) Un equivalente electroquímico de cobre (63,5/2 g de Cu) es depositado por 1 F (96500 C), por lo que podemos establecer la siguiente relación:

$$\frac{96500 \text{ C}}{31,75 \text{ g Cu}} = \frac{q \text{ C}}{1,27 \text{ g Cu}} \quad q = \mathbf{3860 \text{ C}}$$

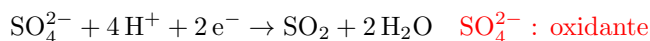
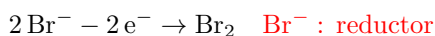
b) De la misma manera que en el apartado anterior, podemos escribir:

$$\frac{96500 \text{ C}}{31,75 \text{ g Cu}} = \frac{3 \cdot t \text{ C}}{0,89 \text{ g Cu}} \quad t = 901,68 \text{ s} \quad \text{equivalentes a : } \frac{901,68}{60} = \mathbf{15 \text{ minutos}}$$

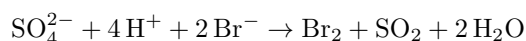
12. Dada la reacción $\text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. a) Ajustar la reacción por el método del ion-electrón, indicando que especie actúa como oxidante y cual como reductor. b) Si se desea obtener 500 mL de SO_2 de concentración 0,50 M, ¿cuántos gramos de KBr se necesitarán? Datos: Masas atómicas (u): Br = 79,9; K = 39,1.

Respuesta:

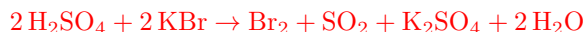
a) Las semirreacciones son las siguientes:



Sumando algebraicamente ambas ecuaciones:



En forma molecular:



b) Para una disolución 0,50 M de SO_2 , tendremos:

$$0,50 = \frac{m/64}{0,5} \quad m = 16 \text{ g SO}_2$$

A partir de la reacción ajustada, podemos escribir:

$$\frac{2 \cdot 111 \text{ g KBr}}{x \text{ g KBr}} = \frac{64 \text{ g SO}_2}{16 \text{ g SO}_2} \quad x = 55,5 \text{ g KBr}$$

13. Se construye una pila galvánica, en condiciones estándar, mediante un electrodo de plata sumergido en una disolución de nitrato de plata (1 M), y un electrodo de cobre sumergido en una disolución de nitrato de cobre (II) (1 M). a) Escribir las semirreacciones de oxidación y reducción, indicando ánodo, cátodo y notación (esquema) de la pila formada. b) Calcular la f.e.m. estándar de la pila formada, indicando el sentido de circulación de los electrones. c) Explicar la función del puente salino. Indicar qué sustancias se pueden utilizar para construirlo. Datos: $E^0 (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^0 (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$.

Respuesta:

a) Las semirreacciones son:



La notación de la pila es: **$\text{Cu} \mid \text{Cu}^{2+} (1 \text{ M}) \parallel \text{Ag}^+ (1 \text{ M}) \mid \text{Ag}$** .

b) La fem estándar es:

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

Los electrones circulan **desde el ánodo hacia el cátodo**.

c) La misión del puente salino es cerrar el circuito mediante el paso de iones positivos hacia el ánodo y de iones negativos hacia el cátodo. Se elabora utilizando disoluciones de electrolitos relativamente inertes como, por ejemplo, el KNO_3 .

14. Para platear una joya se necesitan 10 gramos de plata, por lo que se realiza una electrolisis con una disolución de AgNO_3 , aplicando una corriente de 3 A. a) Averiguar el tiempo necesario, en minutos, para recubrir la joya. b) Si se utiliza una carga de 10000 C (Culombios) sobre la misma disolución, ¿cuántos gramos de Ag se depositan? Datos: 1 Faraday = $96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$; Masas atómicas (u): Ag = 108.

Respuesta:

a) Sabiendo que un equivalente electroquímico es depositado por 96500 C, tendremos:

$$\frac{96500 \text{ C}}{108 \text{ g Ag}} = \frac{3t \text{ C}}{10 \text{ g Ag}} \quad t = 2981 \text{ s (49,7 minutos)}$$

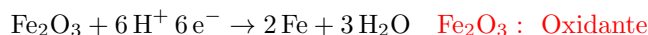
b) Si se utilizara una carga de 10000 C, la cantidad de plata depositada sería:

$$\frac{96500 \text{ C}}{108 \text{ g Ag}} = \frac{10000 \text{ C}}{m \text{ g Ag}} \quad m = 11,18 \text{ g Ag}$$

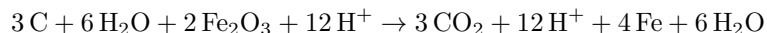
15. Sea la reacción: $\text{C} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Fe}$. a) Ajustar por el método del ion-electrón. b) Indicar cuál es la especie oxidante y cuál la reductora. c) Calcular la cantidad en gramos que se obtienen de Fe si se parte de 150 gramos de carbono. Datos: Masas atómicas (u): C = 12; Fe = 56.

Respuesta:

a) y b) Las semirreacciones son las siguientes:



16. Multiplicamos por 3 la primera semirreacción, por 2 la segunda, y sumamos:



Agrupando términos:



c) A partir de la reacción ajustada:

$$\frac{3 \cdot 12 \text{ g C}}{150 \text{ g C}} = \frac{4 \cdot 56 \text{ g Fe}}{x \text{ g Fe}} \quad x = 933,3 \text{ g Fe}$$

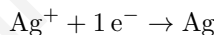
17. a) Construir la pila formada por un electrodo de cadmio sumergido en una disolución de CdSO_4 1 M y un electrodo de plata sumergido en una disolución de AgNO_3 1 M, indicando el ánodo, el cátodo y el sentido en el que se mueven los electrones. b) Escribir la notación (esquema) de la pila. Explicar qué función tiene el puente salino e indicar el tipo de electrolito que se puede utilizar para construirlo. Datos: $E^0 (\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,44 \text{ V}$; $E^0 (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$.

Respuesta:

a) El ánodo es el electrodo donde tiene lugar la oxidación, en este caso:



En el cátodo tiene lugar la reducción:



18. El potencial de la pila sería:

$$\varepsilon_{\text{pila}}^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = 0,80 - (-0,44) = +1,24 \text{ V}$$

Los electrones se desplazan desde el ánodo hacia el cátodo. El puente salino tiene la misión de cerrar el circuito, aportando iones positivos al cátodo y negativos al ánodo. Se suele elaborar con un electrolito relativamente inerte, como el KI.

19. Se quiere cubrir de plata, mediante un proceso electrolítico un anillo, para lo cual se hace pasar una corriente de 1800 mA durante 90 minutos sobre una disolución de AgNO_3 . a) Hallar los gramos de plata que se depositan en el anillo. b) Calcular la cantidad de carga (en Culombios) que se necesita para que se depositen 15 gramos de plata. Datos: 1 F (Faraday) = $96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$; Masas atómicas (u): Ag = 108.

Respuesta:

a) Según la Ley de Faraday:

$$\frac{96500 \text{ C}}{108/1 \text{ g Ag}} = \frac{1,8 \cdot 90 \cdot 60 \text{ C}}{x \text{ g Ag}} \quad x = 10,88 \text{ g}$$

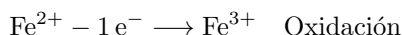
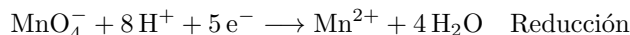
b) La cantidad de carga será:

$$\frac{96500 \text{ C}}{108/1 \text{ g Ag}} = \frac{x \text{ C}}{15 \text{ g Ag}} \quad x = 13403 \text{ C}$$

20. Sea la reacción: $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + \text{H}^+ (\text{aq}) \longrightarrow \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$ a) Escribir las reacciones de oxidación y reducción. Ajustar por el método del ion-electrón. b) Indicar qué especie es el oxidante y cuál el reductor.

Respuesta:

a) las semirreacciones son las siguientes:



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

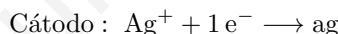
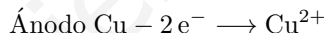


b) El oxidante es la especie que se reduce, es decir, el MnO_4^- , mientras que el reductor es la especie que se oxida, en este caso, el Fe^{2+}

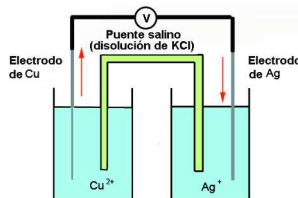
21. Sea la reacción: $\text{Cu} (\text{s}) + 2 \text{Ag}^+ (\text{aq}) \longrightarrow \text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{Ag} (\text{s})$ a) Escribir las ecuaciones de las semirreacciones que tienen lugar en cada semipila, considerando que las disoluciones son de nitrato de plata y de nitrato de cobre (II), b) Indicar qué electrodo actúa como ánodo y cuál como cátodo. c) Dibujar la célula galvánica y marcar el sentido en que se mueven los electrones por el circuito externo. Escribir la notación de la pila. d) Calcular la f.e.m. de la pila en condiciones estándar e indicar si la reacción será espontánea. Datos: $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,35 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$.

Respuesta:

a) y b) Las reacciones en cada semipila son las siguientes:



c) La célula galvánica se puede representar así:



Se representa con las flechas rojas el sentido de movimiento de los electrones. La notación de la pila sería: $\text{Cu}|\text{Cu}^{2+}(1 \text{ M})||\text{Ag}^+(1 \text{ M})|\text{Ag}$

d) La fem de la pila será:

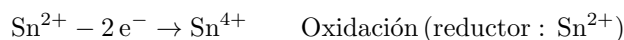
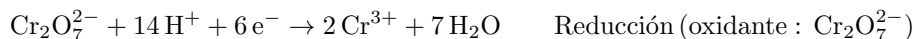
$$\varepsilon_{\text{pila}}^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = 0,80 - 0,35 = +0,45 \text{ V}$$

La reacción se producirá **de forma espontánea**, al ser $\varepsilon_{\text{pila}}^0 > 0$.

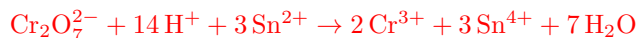
22. Sea la reacción: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} \longrightarrow \text{CrCl}_3 + \text{SnCl}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$. a) Ajustar por el método del ion-electrón. b) Indicar cuál es la especie oxidante y cuál la reductora. c) Nombrar las sales que aparecen en la ecuación redox.

Respuesta:

a) Las semirreacciones son las siguientes:



Multiplicamos por 3 la segunda semirreacción, y le sumamos la primera:



En forma molecular:



Las sales son: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$: **dicromato de potasio**; SnCl_2 : **dicloruro de estaño**; CrCl_3 : **cloruro de cromo (III)**; SnCl_4 : **tetracloruro de estaño**; KCl : **cloruro potásico**.

23. Una corriente de 5 A atraviesa durante 30 minutos dos células electroquímicas, conectadas en serie, con sulfato de cinc, la primera, y sulfato de cobre (II), la segunda. Si se depositan 3,048 g de cinc:
- a) Calcular la masa atómica del cinc. b) Hallar los gramos de cobre que se depositarán. Datos: Masas atómica (u): Cu = 63,5; 1 F = 96500 C·mol⁻¹.

Respuesta:

a) 1 F deposita un equivalente electroquímico de Zn, por lo que podremos escribir:

$$\frac{96500 \text{ C}}{\frac{\text{M.a. Zn}}{2} \text{ g}} = \frac{5 \cdot 30 \cdot 60}{3,048 \text{ g Zn}} \quad \text{M.a. Zn} = 65,36 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Los gramos de cobre depositados serán:

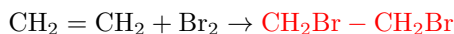
$$\frac{96500 \text{ C}}{\frac{63,5}{2} \text{ g Cu}} = \frac{5 \cdot 30 \cdot 60}{x \text{ g Cu}} \quad .x = 2,96 \text{ g Cu}$$

8. QUÍMICA ORGÁNICA.

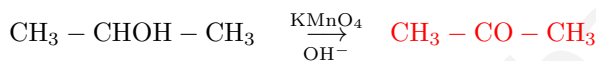
1. a) Justificar la reacción que se produce al tratar eteno con Br_2 . Formular y nombrar el producto resultante. b) Formular y nombrar los productos de oxidación (con KMnO_4 , en medio básico) y de deshidratación (con calor, en medio ácido) del propan-2-ol, respectivamente.

Respuesta:

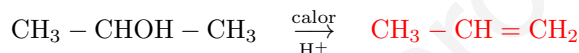
a) La reacción de bromo con eteno es una reacción de adición, en la que se rompe el doble enlace, para dar 1,2-dibromoetano:



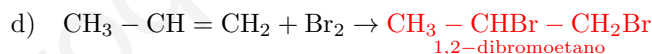
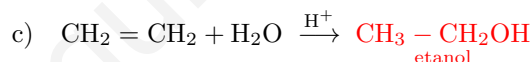
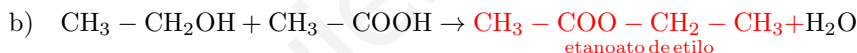
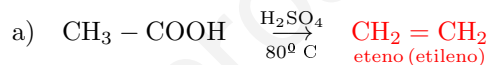
b) La oxidación da lugar a una cetona (propanona), ya que se trata de un alcohol secundario:



La deshidratación da un alqueno (propeno):



2. Completar las siguientes reacciones, nombrando los compuestos que se obtienen:



3. a) Definir isomería. b) Explicar las isomerizaciones de cadena, de posición y de función. c) Proponer un ejemplo de cada una de ellas, nombrando todos los compuestos utilizados.

Respuesta:

a) Es la propiedad por la cual, sustancias con la misma fórmula molecular, presentan diferentes estructura química y distintas propiedades.

b) En la isomería de cadena varía la **posición de los átomos de carbono** en una molécula, pudiendo ser ésta lineal o ramificada. La isomería de posición se caracteriza por que los isómeros de este tipo presentan la misma estructura de cadena, pero **varía la posición del grupo funcional**, o del doble o triple enlace, en su caso. Por último, la isomería de función es aquella que caracteriza a los elementos de la misma fórmula molecular, pero distinto **grupo funcional**.

c) Algunos ejemplos pueden ser los siguientes:

Isomería de cadena : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ (butano) y $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_3$ (metilpropano)

Isomería de posición : $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$ (2-buteno) y $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ (1-buteno)

Isomería de función : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$ (etanol) y $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_3$ (dimetiléter)

4. Explicar cómo reacciona el propeno con las siguientes sustancias, nombrando los productos obtenidos.
a) Cl_2 ; b) HCl y c) H_2O (en medio ácido, H_2SO_4).

Respuesta:

a) La reacción es: $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CHCl} - \text{CH}_2\text{Cl}$ (1,2-dicloropropano)

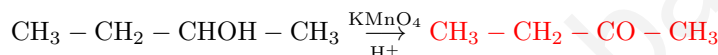
b) $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CHCl} - \text{CH}_3$ (2-cloropropano)

c) $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$ (2-propanol)

5. a) Justificar las diferencias que se producen en las reacciones del butan-2-ol con un oxidante fuerte (KMnO_4) o con oxígeno (O_2). b) Nombrar los dos tipos de reacción y los productos de cada una.

Respuesta:

a) El 2-butanol es oxidado por KMnO_4 en medio ácido para obtener butanona, según:



Mientras que con oxígeno se produce la reacción de combustión:



6. Formular y nombrar: a) Un isómero de función del butan-1-ol; b) Un isómero de posición del but-1-eno y c) Un isómero de cadena del butano.

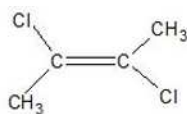
Respuesta:

a) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{O} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ (dietiléter). b) $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$ (2-buteno). c) $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_3$ (metilpropano)

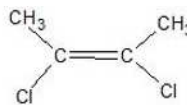
7. a) Escribir la fórmula de las siguientes moléculas: 1) 2,3-diclorobutano; 2) 2,3-diclorobut-2-eno; 3) 4,4-dimetil pent-2-ino e indicar aquellas que presenten isomería geométrica (cis-trans) y escribir la fórmula de estos isómeros; b) Escribir y nombrar el compuesto que se forma al calentar suavemente etanol en presencia de ácido sulfúrico concentrado, indicando el tipo de reacción descrita.

Respuesta:

a) 1) $\text{CH}_3 - \text{CHCl} - \text{CHCl} - \text{CH}_3$ 2) $\text{CH}_3 - \text{CCl} = \text{CCl} - \text{CH}_3$ 3) $\text{CH}_3 - \text{C} \equiv \text{C} - \text{C}(\text{CH}_3)_2 - \text{CH}_3$. Presenta isomería geométrica el compuesto 2,3-diclorobut-2-eno, siendo los isómeros:

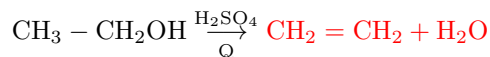


Isómero trans



Isómero cis

Se trata de la siguiente reacción de eliminación:



Como vemos, los productos de la reacción son etileno y agua,

8. Nombrar el compuesto que se obtiene mayoritariamente, e indicar el tipo de reacción que se produce:
 a) Al calentar $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$ en presencia de ácido. b) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH=CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$ c) $\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{CH}_3\text{OH}$

Respuesta:

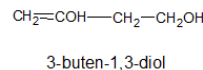
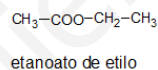
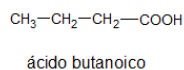
- a) Mediante una reacción de eliminación, se obtiene $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2$ (**propeno**) b) Reacción de adición, obteniéndose $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$ (**2-butanol**). c) Mediante una reacción de condensación (esterificación) se obtiene $\text{CH}_3 - \text{COO} - \text{CH}_3$ (**etanoato de etilo**)
9. 5) Nombrar, indicando el tipo de isomería, los siguientes pares de compuestos: a) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHO}$ / $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_3$ b) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ / $\text{CH}_3\text{-CH(CH}_3\text{)-CH}_3$ c) $\text{CH}_2=\text{CH-CH}_2\text{-CH}_3$ / $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3$

Respuesta:

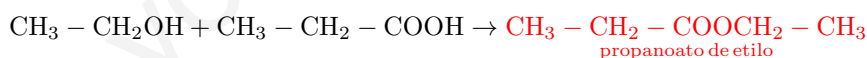
- a) **Butanal/butanona. Isomería de grupo funcional.**
 b) **Butano/metilpropano. Isomería de cadena.**
 c) **1-buteno/2-buteno Isomería de posición .**
10. a) Dada la fórmula molecular $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$, escribir y nombrar tres posibles isómeros. b) Completa la reacción, nombrando el producto final $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH} \rightarrow$

Respuesta:

- a) Estos isómeros podrían ser los siguientes:



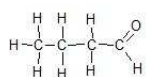
- b) La reacción es la siguiente:



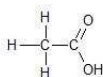
11. a) Escribir la fórmula desarrollada de los siguientes compuestos: 1) butanal. 2) ácido etanoico. 3) benceno. 4) propeno. 5) etanol. b) Indicar el tipo de reacción que se produce, y nombrar el producto que se obtiene mayoritariamente cuando se mezclan $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2$ y HBr .

Respuesta:

- a) Las correspondientes fórmula desarrolladas son las siguientes:



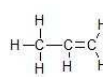
Butanal



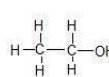
Acido etanoico



Benceno



Propeno



Etanol

La reacción es la siguiente:



Se trata de una reacción de **adición** en la que siguiendo la regla de Markovnikov se obtiene de forma mayoritaria el **2-bromopropano**.

12. Completar las siguientes reacciones, indicando el tipo de reacción y nombrando los productos finales. a) $\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2 + \text{H}_2$ b) $\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2 + \text{O}_2$ c) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH=CH}_2 + \text{HBr}$ d) $\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{CH}_3\text{-OH}$.

Respuesta:



13. Completar las siguientes reacciones, indicando el tipo de reacción y nombrando los productos finales. Indicando, donde proceda, el producto mayoritario. a) Ácido propanoico + propan-1-ol (en medio ácido) b) Butan-2-ol en presencia de ácido sulfúrico caliente c) Eteno + cloro (g) d) Propeno + agua.

Respuesta:

Las reacciones son las siguientes:

