

PRUEBAS EBAU QUÍMICA

Juan P. Campillo Nicolás

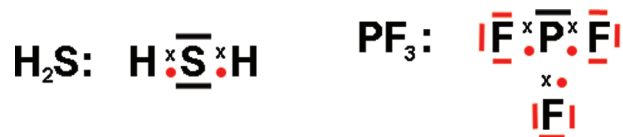
17 de julio de 2018

1. EL ÁTOMO. ENLACE QUÍMICO.

1. Dadas las especies químicas H_2S y PF_3 : a) Representarlas mediante estructuras de Lewis. b) Predecir la geometría de las especies anteriores según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. c) Razonar si cada una de las moléculas es polar o apolar.

Respuesta:

- a) Las respectivas representaciones de Lewis serán:



- b) Aunque en ambos casos, la hibridación del elemento central es del tipo sp^3 , para el H_2S , la estructura será angular, debido a la presencia de dos pares de electrones no compartidos. Para el PF_3 , la estructura será piramidal, debido a la presencia de un par de electrones no compartido.
- c) Debido a la polaridad, tanto del enlace H-S, como del enlace P-F, así como las respectivas geometrías, ambas moléculas serán polares.
2. Dados los elementos A ($Z = 20$) y B ($Z = 17$), responder, razonando, a las siguientes cuestiones: a) Indicar las configuraciones electrónicas de dichos elementos. b) Indicar la opción correcta que muestra los números cuánticos del electrón más energético del elemento de $Z = 20$: 1- (4, 1, -1, 1/2), 2.- (4, 0, -1, -1/2), 3.- (3, 2, -2, 1/2), 4.- (4, 0, 0, -1/2). c) Indicar a qué grupo y periodo pertenecen los elementos. d) Indicar cuál de ellos tendrá mayor potencial de ionización. e) Razonar qué tipo de enlace se podrá formar entre A y B y cuál será la fórmula del compuesto resultante.

Respuesta:

- a) Las respectivas configuraciones electrónicas serán: A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- b) Al tratarse del electrón más energético, su número cuántico n tendrá el valor 4. Al encontrarse en un orbital s, su número cuántico l valdrá 0, así como su número cuántico m . El número cuántico s puede tomar los valores $+1/2$ y $-1/2$, por lo que la opción correcta es la **4**.
- c) A: **grupo 2, periodo 4 (Ca)**. B: **grupo 17, periodo 3 (Cl)**
- d) Los elementos de más a la izquierda de la tabla periódica tienen tendencia a adquirir la configuración de gas noble cediendo electrones (energía de ionización baja, por tanto), mientras que los elementos de más a la derecha tienden a adquirir dicha configuración captando electrones (energía de ionización alta). Por tanto, el elemento de mayor potencial de ionización de los indicados es el **cloro**
- e) dada la situación de los elementos en la tabla periódica, y su diferencia de electronegatividades, cabe esperar la formación entre ellos de un compuesto iónico, que tendrá la fórmula CaCl_2 ($\text{Ca}^{2+} 2 \text{Cl}^-$)
3. Considerando los elementos de números atómicos respectivos 9, 11, 15 y 17. a) Escribir sus configuraciones electrónicas e indicar la posición de los mismos en la tabla periódica (periodo y grupo). b) Ordenar, en orden creciente, los elementos según su radio atómico. Razonar la respuesta. c) Ordenar razonadamente los elementos en orden creciente en función de su energía de ionización.

Respuesta:

- a) Las respectivas configuraciones electrónicas son: $Z = 9$: $1s^2 2s^2 2p^5$; **periodo 2, grupo 17**. (F); $Z = 11$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; **periodo 3, grupo 1** (Na); $Z = 15$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ (P) **periodo 3, grupo 15**; $Z = 17$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; **periodo 3, grupo 17** (Cl)

- b) A lo largo de un periodo, aumenta el radio atómico al desplazarnos de derecha a izquierda, por lo el radio atómico de los elementos pertenecientes a este periodo (Na, P y Cl) se ordenará, de la forma: $r_{Cl} < r_P < r_{Na}$. Por otra parte, a lo largo de un grupo, el radio atómico disminuye al subir a lo largo de dicho grupo, por lo que el radio atómico del F será menor que el del Cl.. Con todo esto, la ordenación creciente de radios atómicos quedará así: $r_F < r_{Cl} < r_P < r_{Na}$
- c) La energía de ionización aumenta al desplazarnos en un periodo de izquierda a derecha, y en un grupo de abajo hacia arriba, por lo que el orden creciente de energías de ionización es: $r_{Na} < r_P < r_{Cl} < r_F$.
4. El dióxido de carbono es una molécula apolar, mientras que el agua es una molécula polar. a) Explicar la polaridad a partir de la geometría molecular. b) Confirmar estas geometrías empleando las estructuras de Lewis y aplicando la teoría de repulsión de pares de electrones de valencia.

Respuesta:

a) La molécula de dióxido de carbono es lineal, de forma que, aunque los dos enlaces carbono-hidrógeno son polares, el momento dipolar de la molécula es nulo. En el caso del agua, la molécula es angular, con lo que su momento dipolar neto no es nulo.

b) Las estructuras de Lewis son las siguientes:

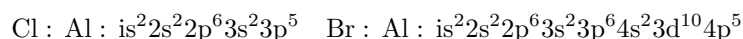
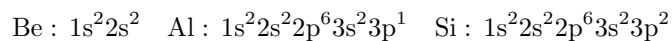


Para la molécula de agua, la repulsión entre los dos pares de electrones no compartidos sobre el átomo de oxígeno hace que los enlaces O - H se separen del ángulo de 180° , convirtiendo la molécula en angular.

5. Justifica la geometría de las siguientes moléculas covalentes, de acuerdo con la teoría de la repulsión entre los pares de electrones de la capa de valencia. a) Dibromuro de berilio. b) Tricloruro de aluminio. c) Tetracloruro de silicio. d) Explique razonadamente qué tipo de fuerzas hay que vencer para llevar a cabo los procesos siguientes: i) Fundir hielo. ii) Hervir bromo. iii) Fundir cloruro de sodio.

Respuesta:

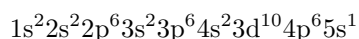
A partir de las respectivas configuraciones electrónicas:



a) Podemos ver que, en el dibromuro de berilio, se forman dos enlaces covalentes. Al no existir pares de electrones solitarios sobre al átomo de berilio, la forma de la molécula será **lineal**. b) En el tricloruro de aluminio se forman tres enlaces covalentes. El aluminio no tiene pares de electrones solitarios, por lo que los enlaces se disponen formando ángulos de 120° entre sí. La forma de la molécula será **trigonal plana**. c) En el caso del tetracloruro de silicio, se forman cuatro enlaces covalentes, no existiendo pares solitarios sobre el silicio. La forma de la molécula será, pues, **tetraédrica**.

d) i) Para fundir hielo es preciso vencer las fuerzas debidas al enlace por puente de hidrógeno además de las debidas a la interacción entre dipolos permanentes. ii) Para hervir bromo es necesario vencer las fuerzas que se establecen entre dipolos temporales. iii) Para fundir cloruro de sodio es necesario vencer las fuerzas de atracción entre iones de distinto signo, características de los compuestos iónicos.

6. La configuración electrónica del átomo de un elemento es la siguiente:



a) Indicar su número atómico y el grupo y periodo a que pertenece. b) Razonar qué ion tiene tendencia a formar. c) Indicar razonadamente si el tamaño de este ion será más grande o más pequeño que el

tamaño del átomo. d) Indicar los números cuánticos del electrón más externo, tanto del átomo neutro como del ion.

Respuesta:

a) El número atómico será igual a la suma de los superíndices de cada uno de los orbitales, es decir, 37. El elemento pertenece al **grupo 1** y al **periodo 5**.

b) Al encontrarse en el grupo 1, se trata de un elemento con una baja energía de ionización, por lo que tiene tendencia a formar el ion X^+ , cuya configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

c) El ion tiene el mismo número atómico, pero su electrón más externo se encuentra más cerca del núcleo, por lo que **el tamaño del ion será menor** que el del átomo.

7. De entre las siguientes especies químicas: sodio, metano, agua, bromuro de potasio y neón, selecciona razonadamente: a) Un no conductor en estado sólido, pero conductor en estado líquido. b) Un compuesto que forma enlaces de hidrógeno. c) Un buen conductor de la corriente eléctrica.

Respuesta:

a) El **bromuro de potasio** es una sustancia iónica, que no conduce en estado sólido pero sí en disolución acuosa. b) El **agua** forma enlaces de hidrógeno, al estar unido éste al oxígeno, un elemento de elevada electronegatividad. c) El **sodio**, al poseer enlace metálico, es un buen conductor de la corriente eléctrica.

- a) A partir de los elementos B ($Z = 5$), Cl ($Z = 17$) H ($Z = 1$) y S ($Z = 16$): a) Dibujar las estructuras de Lewis de los compuestos BCl_3 y H_2S . b) Indicar sus geometrías, empleando la teoría de repulsión de pares de electrones de valencia. c) Indicar si sus enlaces serán iónicos o covalentes y si las moléculas serán polares o no.

Respuesta:

a) Las respectivas configuraciones electrónicas son las siguientes: B: $1s^2 2s^2 2p^3$; Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; H: $1s^1$ y S: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Conociendo dichas configuraciones, las estructuras de Lewis pedidas serán las siguientes:



En el caso del BCl_3 , al no poseer el B electrones no compartidos, la disposición de los pares compartidos que hace mínima la fuerza de repulsión es la de una molécula **trigonal plana**, con ángulos de enlace iguales a 120° . En el caso del H_2S , la existencia de dos pares de electrones no compartidos sobre el átomo de S hace que la molécula sea **angular**.

- c) Todos los enlaces son covalentes, debido a las diferencias entre la electronegatividad de los átomos enlazados. El BCl_3 será **apolar**, pues la suma de los momentos dipolares de los enlaces será nula, al formar aquellos ángulos de 120° . En el caso del H_2S , al ser angular la molécula, ésta será **polar**.

2. ESTEQUIOMETRÍA.

3. CINÉTICA DE REACCIONES.

4. TERMOQUÍMICA.

1. Indicar, razonando la respuesta, si son verdaderas o falsas las siguientes proposiciones: a) La energía libre depende de la temperatura. b) Todas las reacciones exotérmicas son espontáneas. c) La variación de entropía de una reacción espontánea es siempre negativa.

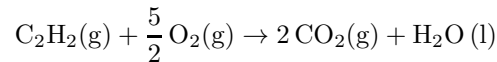
Respuesta:

a) Verdadera. La energía libre es; $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

b) Falsa: una reacción exotérmica ($\Delta H < 0$) puede ser compensada por un valor de $T\Delta S$ negativo, de forma que se cumpla: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S > 0$.

c) Falsa: la espontaneidad de una reacción viene expresada por el incremento negativo de su energía libre.

2. En la combustión de 1 mol de acetileno, C_2H_2 , en condiciones estándar y según la reacción indicada:



Se desprenden 1299,4 kJ. Calcular: a) La entalpía de formación estándar del acetileno. b) Sabiendo que la variación de entropía de la reacción es $\Delta S^0 = -216,3 J \cdot K^{-1}$, ¿podemos afirmar que la reacción es espontánea en esas condiciones? c) ¿Qué cantidad de calor se desprenderá al quemar 40 g de acetileno? Datos: ΔH_f^0 (kJ · mol⁻¹): $CO_2(g)$:-393,8; $H_2O(l)$: -285,8.

Respuesta:

a) La entalpía de formación estándar del acetileno se deduce de la igualdad:

$$\Delta H_{reacción}^0 = -1299,4 = 2 \Delta H_{CO_2}^0 + \Delta H_{H_2O}^0 - \Delta H_{C_2H_2}^0, = 2(-393,8) + (-285,8) - \Delta H_{C_2H_2}^0,$$

Despejando, se obtiene:

$$\Delta H_{C_2H_2}^0 = 226 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

b) la variación de energía libre es:

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0 = -1299,4 + 298 \cdot 0,2163 = -1234,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} < 0$$

Al ser $\Delta G^0 < 0$, la reacción es **espontánea**.

c) A partir de la igualdad:

$$\frac{26 \text{ g } C_2H_2}{-1299,4 \text{ kJ}} = \frac{40 \text{ g } C_2H_2}{x \text{ kJ}} \quad x = -1999,1 \text{ kJ}$$

3. Indicar, razonando la respuesta, si son verdaderas o falsas las siguientes proposiciones: a) la entalpía no es una función de estado. b) La ecuación $\Delta H = \Delta U + P\Delta V$ sólo es aplicable en procesos que se realizan a presión constante. c) Si $\Delta H < 0$ y $\Delta S > 0$, la reacción es espontánea a cualquier temperatura.

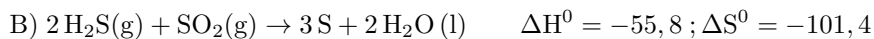
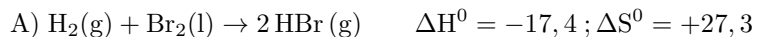
Respuesta:

a) La afirmación es **falsa**. La variación de entalpía sólo depende del estado final y del inicial, y no del camino seguido

b) La afirmación es **correcta**. La entalpía viene dada por la expresión $H = U + PV$, por lo que $\Delta H = \Delta U + \Delta(PV) = \Delta U + P\Delta V + V\Delta P$. El último sumando sólo es nulo cuando la presión sea constante

c) La afirmación es **correcta**. Teniendo en cuenta que para un proceso espontáneo se cumple que: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$, al ser $\Delta H < 0$ y $\Delta S > 0$, el valor de ΔG será siempre negativo, con lo que la reacción será espontánea.

4. Dadas las siguientes reacciones y sus valores de ΔH^0 (en kcal) y ΔS^0 (en cal·K⁻¹)



a) Justificar cuál de las reacciones no será espontánea a ninguna temperatura. b) Justificar cuál de las reacciones será espontánea a cualquier temperatura, c) Indicar cuál de las reacciones pasará de ser no espontánea a espontánea con la temperatura. ¿A qué temperatura (en °C) ocurrirá dicho cambio?

Respuesta:

a) De los respectivos valores de ΔH^0 y ΔS^0 , obtendremos los siguientes valores de ΔG^0

$$\Delta G^0(\text{A}) = -17,4 - T(27,3/1000)$$

$$\Delta G^0(\text{B}) = -55,8 - T(-101,4/1000)$$

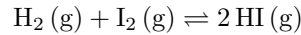
$$\Delta G^0(\text{C}) = +68,2 - T(-32,8/1000)$$

Podremos deducir lo siguiente: a) Para **la reacción C**, ΔG^0 será siempre positivo, independientemente de la temperatura, por lo que esta reacción no será espontánea en ningún caso. b) **La reacción A** tendrá un valor de ΔG^0 que será siempre negativo, sin que influya la temperatura. Esta reacción será, pues, siempre espontánea. c) Para la reacción B, al ser el término ΔG^0 negativo y el término $-T\Delta S^0$ positivo, existirá una temperatura por encima de la cual la reacción pase de ser espontánea a no espontánea. Dicha temperatura se obtiene así:

$$0 = -55,8 + 0,1014 T \quad T = 550,3 \text{ K } (277,3^\circ\text{C})$$

5. EQUILIBRIO QUÍMICO.

1. En un recipiente de 10 L se hacen reaccionar, a 450^o C, 0,75 moles de H₂ y 0,75 moles de I₂, según la ecuación:



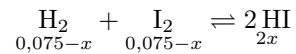
Sabiendo que a esa temperatura $K_c = 50$, calcular: a) El número de moles en el equilibrio de H₂, I₂ y HI. b) El valor de K_p . c) La presión total en el recipiente. d) ¿Qué le ocurre al equilibrio si el volumen se reduce a la mitad, manteniendo constante la temperatura de 450^o C?

Respuesta:

- a) la concentración inicial de H₂ e I₂ será:

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = \frac{0,75}{10} = 0,075$$

El equilibrio puede ser expresado por:



Siendo K_c :

$$K_c = 50 = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{4x^2}{(0,075-x)^2}$$

resolviendo la ecuación, se obtiene $x = 0,059$, con lo que el número de moles de H₂ y de I₂ que desaparecen, será: $n_d = 0,059 \cdot 10 = 0,59$ El número de moles en el equilibrio será:

$$n_{\text{H}_2} = n_{\text{I}_2} = 0,75 - 0,59 = 0,16 \text{ moles} \quad n_{\text{HI}} = 2 \cdot 0,59 = 1,18 \text{ moles}$$

- b) La constante K_p está relacionada con K_c de la forma:

$$K_p = K_c(\text{RT})^{\Delta n} = K_c(\text{RT})^0 = 50$$

- c) Aplicando la ecuación de los gases perfectos:

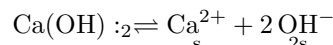
$$P \cdot 10 = (0,16 + 0,16 + 1,18) 0,082 \cdot 723 = 88,93 \text{ atm}$$

d) Al no haber variación en el número de moles gaseosos, no se producirá ningún desplazamiento del equilibrio.

2. El producto de solubilidad K_{ps} del hidróxido de calcio, Ca(OH)₂, en agua a 25^o C es $6,5 \cdot 10^{-6}$. a) Escribir el equilibrio de solubilidad del hidróxido de calcio en agua. b) Calcular su solubilidad molar. c) Indicar la verdad o falsedad de la siguiente afirmación: «El desplazamiento de un equilibrio de solubilidad de un compuesto insoluble hacia la solubilización del precipitado puede hacerse retirando uno de los iones que forman la sal insoluble».

Respuesta:

- a) El equilibrio es el siguiente:



b) A partir del producto de solubilidad, podemos escribir:

$$K_{ps} = 6,5 \cdot 10^{-6} = s(2s)^2 = 4s^3 \quad \text{Despejando : } s = 0,0118 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

c) La afirmación es **correcta** pues, según el Principio de Le Chatelier, una disminución en la concentración de alguno de los productos de la reacción tiende a desplazar el equilibrio hacia donde se produzca dicha disminución.

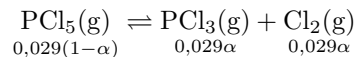
3. En un recipiente de 1 L al que se le hace el vacío, se introducen 6 g de PCl_5 y se calienta a 250°C . El PCl_5 se vaporiza y se disocia parcialmente según la reacción:



Sabiendo que cuando se alcanza el equilibrio, la presión es de 2 atm, calcular: a) El grado de disociación del PCl_5 . b) El valor de las constantes K_c y K_p a 250°C . c) Si se redujera la presión, ¿hacia donde se desplazaría el equilibrio? ¿Qué efecto tendría en el grado de disociación del PCl_5 ? Masas atómicas: P: 31; Cl: 35,5.

Respuesta:

a) El mol de PCl_5 tiene una masa de: $31 + 5 \cdot 35,5 = 208,5 \text{ g}$, por lo que el número de moles iniciales de PCl_5 será: $n_0 = 6/208,5 = 0,029$, En el equilibrio tendremos, entonces:



El equilibrio, la suma de las concentraciones será: $c = 0,029(1 - \alpha) + 0,029\alpha + 0,029\alpha = 0,029(1 + \alpha)$. Aplicando la ecuación de los gases, tendremos:

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

De donde se obtiene $\alpha = 0,608$

b) Los valores de K_c y K_p son, respectivamente:

$$K_c = \frac{(0,029\alpha)^2}{0,029(1-\alpha)} = \frac{0,029 \cdot 0,608^2}{(1 - 0,608)} = 0,027$$

$$K_p = K_c(\text{RT})^{\Delta n} = 0,027 (0,082 \cdot 523)^1 = 1,16$$

c) Al reducirse la presión, el equilibrio tiende a desplazarse hacia donde el número de moles de sustancias gaseosas sea mayor, por lo que, en este caso, el desplazamiento se produciría hacia la derecha (formación de productos). Esto daría lugar a un **aumento** en el grado de disociación del PCl_5 .

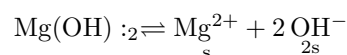
4. La solubilidad del $\text{Mg}(\text{OH})_2$ a 25°C es de $0,009 \text{ g/L}$. Calcular: a) Las concentraciones de Mg^{2+} y OH^- en la disolución saturada. b) El producto de solubilidad a esa temperatura. Masas atómicas: Mg: 24,3; H:1; O: 16.

Respuesta:

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

$$s = \frac{0,009}{58,5} = 1,54 \cdot 10^{-4} \text{M}$$

El equilibrio de disociación será el siguiente:

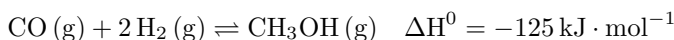


Con lo que las respectivas concentraciones serán: $[Mg^{2+}] = s = 1,54 \cdot 10^{-4}$ y $[OH^-] = 2 \cdot 1,54 \cdot 10^{-4} = 3,08 \cdot 10^{-4}$

b) El producto de solubilidad tendrá el valor:

$$K_{ps} = s(2)^2 = 4 \cdot (1,54 \cdot 10^{-4})^3 = 1,46 \cdot 10^{-11}$$

5. El metanol se obtiene a escala industrial por hidrogenación del monóxido de carbono, según la reacción siguiente:



Razonar si la concentración de metanol aumentará en los siguientes casos: a) Al aumentar la temperatura. b) Al adicionar un catalizador. c) Al aumentar la concentración de hidrógeno.

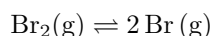
Respuesta:

a) Al ser exotérmica la reacción, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda. La concentración de metanol **disminuye**.

b) La adición de un catalizador **no influye** en la concentración de reactivos y productos, sino que aumenta la velocidad de la reacción (directa e inversa)

c) Un aumento en la concentración de alguno de los reactivos implica un desplazamiento del equilibrio hacia la formación de productos, esto es, la concentración de metanol **aumenta**.

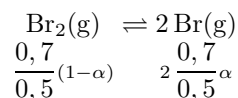
6. Se introducen 0,7 moles de Br_2 en un recipiente de 0,5 L de capacidad y se calienta a 600°C . Una vez establecido el equilibrio:



En estas condiciones, el grado de disociación es 0,6. a) Calcular K_c y K_p . b) Determinar las presiones parciales ejercidas por cada componente de la mezcla en el equilibrio. c) Si se suministra calor al sistema aumenta la cantidad de $Br(g)$. Indica razonadamente si la reacción es exotérmica o endotérmica. d) Indica el efecto que tendría sobre el equilibrio anterior la introducción de gas argón en el reactor si el volumen se mantiene constante.

Respuesta:

a) En el equilibrio podremos escribir:



Sustituyendo α por 0,6, tendremos:

$$K_c = \frac{\left(2 \frac{0,7}{0,5} 0,6\right)^2}{\frac{0,7}{0,5} (1-0,6)} = 5,04 \quad K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 5,04 \cdot 0,082 \cdot 873 = 360,8$$

b) La presión total en el sistema será:

$$P = \left(\frac{0,7}{0,5} (1-0,6) + 2 \frac{0,7}{0,5} 0,6 \right) 0,082 \cdot 873 = 160,35 \text{ atm}$$

Las fracciones molares son:

$$\chi_{Br_2} = \frac{\frac{0,7}{0,5} (1-0,6)}{\frac{0,7}{0,5} (1-0,6) + 2 \frac{0,7}{0,5} 0,6} = 0,25 \quad \chi_{Br} = \frac{2 \frac{0,7}{0,5} 0,6}{\frac{0,7}{0,5} (1-0,6) + 2 \frac{0,7}{0,5} 0,6} = 0,75$$

Las presiones parciales serán:

$$p_{\text{Br}_2} = 0,25 \cdot 160,35 = 40,1 \text{ atm} \quad p_{\text{Br}} = 0,75 \cdot 160,35 = 120,25 \text{ atm}$$

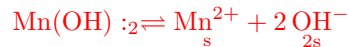
c) Al suministrar calor, se produce un desplazamiento del equilibrio hacia la formación del productos, por lo que aquel evoluciona hacia donde se absorba el calor. La reacción es, pues, **endotérmica**.

d) La introducción de argón produce un aumento en la presión, que no se traduce en una variación del volumen del reactor, al ser éste constante. El número de moles de reactivos y productos se mantiene constante, así como sus respectivas concentraciones, con lo que **el equilibrio no se altera**.

7. La solubilidad del $\text{Mn}(\text{OH})_2$ en agua es de $3,2 \cdot 10^{-3}$ g/L. a) Escribir el equilibrio de solubilidad del hidróxido de manganeso (II) en agua. b) Calcular el producto de solubilidad k_{ps} . c) Calcular la concentración mínima de iones OH^- y , por tanto el pH necesario para que no precipite el hidróxido de manganeso (II) en una disolución que es 0,06 M en Mn^{2+} .

Respuesta:

a) El equilibrio es el siguiente:



b) La solubilidad del hidróxido de manganeso (II), expresada en mol/ L tendrá el valor:

$$s = 3,2 \cdot 10^{-3} \frac{\text{g}}{\text{L}} \frac{1 \text{ mol}}{89 \text{ g}} = 3,59 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El producto de solubilidad será:

$$k_{ps} = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4(3,59 \cdot 10^{-5})^3 = 1,86 \cdot 10^{-13}$$

c) La concentración de iones OH^- para que no se produzca precipitado deberá ser:

$$1,86 \cdot 10^{-13} = 0,06 \cdot 4[\text{OH}^-]^2$$

Por lo que $[\text{OH}^-] \leq 1,6 \cdot 10^{-6}$, y $\text{pH} \leq 8,20$

8. Se mezclan dos disoluciones acuosas de 0,5 L cada una. La disolución A contiene cloruro de bario (II) $2 \cdot 10^{-4}$ M y la disolución B una mezcla de fluoruro de sodio $2 \cdot 10^{-4}$ M y sulfato de sodio $2 \cdot 10^{-4}$ M. a) Escribir las ecuaciones y productos de solubilidad de BaF_2 y BaSO_4 . b) Calcular las concentraciones mínimas de F^- y SO_4^{2-} para que precipiten BaF_2 y BaSO_4 , respectivamente. c) Indicar si precipitará alguno de los dos compuestos tras mezclar las disoluciones A y B. Datos: $K_{ps}(\text{BaF}_2) = 1,7 \cdot 10^{-6}$ $K_{ps}(\text{BaSO}_4) = 1,0 \cdot 10^{-10}$

Respuesta:

a) Los equilibrios de disolución de las dos sales son los siguientes:



b) Al mezclar ambas disoluciones, la concentración de cada uno de los iones pasa a ser la mitad de la inicial, al hacerse doble el volumen. Puesto que $[\text{Ba}^{2+}] = 10^{-4}$ M La concentración mínima de F^- para que precipite BaF_2 será:

$$1,7 \cdot 10^{-6} = 10^{-4}[\text{F}^-]^2 \quad [\text{F}^-] = 0,13 \text{ M}$$

Para que precipite el BaSO_4 :

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

c) Al mezclar ambas disoluciones, la concentración de F^- será inferior a la necesaria para que precipite el BaF_2 , mientras que la concentración de SO_4^{2-} será superior a la que se precisa para precipitar el BaSO_4 , por lo que precipitará este último.

9. Se introducen 92,1 g de oxiclورو de fósforo (OPCl_3) en un matraz de 3 L y se calientan a 200°C . El oxiclورو de fósforo se evapora y se disocia parcialmente según la ecuación:



En el equilibrio, la presión total es de 13,07 atm. a) Calcular el valor de las constantes K_c y K_p a 200°C . b) Calcular el grado de disociación del OPCl_3 . c) Calcular la presión parcial del OPCl_3 en la mezcla. d) Cómo cambia (aumenta, disminuye o no se altera) el grado de disociación del OPCl_3 cuando se aumenta la presión del matraz. Justificar.

Respuesta:

- a) El número de moles de oxiclورو de fósforo será:

$$n_{\text{OPCl}_3} = \frac{92,1}{153,5} = 0,6$$

En el equilibrio, tendremos:



El número total de moles en el equilibrio será; $n = 0,6 - x + x + x = 0,6 + x$. Aplicando la ecuación de los gases, tendremos:

$$13,07 = \frac{0,6+x}{3} \cdot 0,082 \cdot 473 \quad x = 0,41 \text{ mol}$$

Los valores de K_c y K_p serán:

$$K_c = \frac{\left(\frac{0,41}{3}\right)^2}{\frac{0,6-0,41}{3}} = 0,295$$

$$K_p = K_c(\text{RT})^{\Delta n} = 0,295 \cdot 0,082 \cdot 473 = 11,44$$

- b) Teniendo en cuenta que $x = c\alpha$, podremos escribir: $0,41 = 0,6\alpha$, por lo que, despejando: $\alpha = 0,683$

- c) la presión parcial del OPCl_3 en la mezcla será:

$$P_{\text{OPCl}_3} \cdot 3 = (0,6 - 0,41) \cdot 0,082 \cdot 473 \quad P_{\text{OPCl}_3} = 2,46 \text{ atm}$$

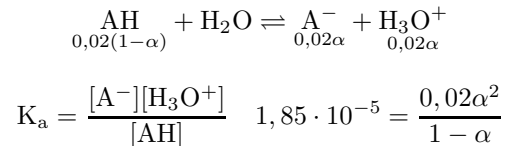
- d) Cuando aumenta la presión del matraz, el equilibrio se desplazará hacia donde el número de moles gaseosos sea menor, es decir, hacia la formación de OPCl_3 . Por consiguiente, **el grado de disociación de éste disminuye.**

6. ÁCIDOS Y BASES.

1. Se dispone de un ácido monoprótico débil, HA, con una constante $K_a = 1,85 \cdot 10^{-5}$. a) Calcular el grado de disociación de una disolución 0,02 M de dicho ácido. b) Calcular el pH de la disolución 0,02 M de ese ácido. c) Se valora este ácido con una base fuerte, NaOH. ¿Cómo será la disolución en el punto de equivalencia de la valoración del ácido HA: neutra, ácida o básica? Razonar.

Respuesta:

- a) El equilibrio para el ácido puede ser expresado de la forma:

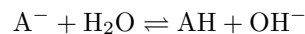


Resolviendo la ecuación, se obtiene: $\alpha = 0,03$

- b) El pH será:

$$\text{pH} = -\log C\alpha = -\log(0,02 \cdot 0,03) = 3,22$$

- c) Al neutralizar el ácido con NaOH, se forma una sal de ácido débil y base fuerte. El anión experimentará el siguiente proceso de hidrólisis:

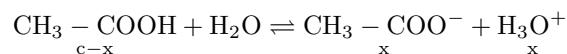


Con lo que el pH en el punto de equivalencia será **básico**.

2. Se prepara una disolución añadiendo agua al ácido acético hasta que el pH sea 3. Teniendo en cuenta que el volumen final de la disolución es 0,4 L, calcular: a) La concentración molar inicial de ácido acético en la disolución. b) El grado de ionización del ácido acético. c) El volumen de disolución 1 M de NaOH necesario para neutralizar la disolución de ácido acético. Dato: $K_a(\text{CH}_3 - \text{COOH}) : 1,8 \cdot 10^{-5}$

Respuesta:

- a) A partir del equilibrio:



Y sabiendo que $[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 10^{-3}$, al aplicar la constante K_a tendremos:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{c-x} = \frac{10^{-6}}{c-10^{-3}} \quad c = 0,0566 \text{ M}$$

- b) El grado de ionización será:

$$\alpha = \frac{x}{c} = \frac{10^{-3}}{0,0566} = 0,018$$

- c) Dado que el número de moles de ácido y de base son iguales en esta reacción de neutralización:

$$1 \cdot V = 0,4 \cdot 0,0566 \quad V = 0,0226 \text{ L}$$

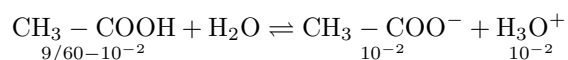
3. Se prepara una disolución de un ácido débil como el acético (etanoico) CH_3COOH , disolviendo 9 g de este ácido en agua. El volumen total de la disolución es de 25 mL. Si la disolución resultante tiene un $\text{pH} = 2$, calcular: a) La concentración de los iones hidronio H_3O^+ . b) El valor de la constante de acidez del ácido acético. c) para determinar experimentalmente la acidez de un vinagre (o grado acético) se realiza la valoración de ese vinagre con NaOH . Indicar material necesario, el montaje experimental (con un dibujo) y el procedimiento experimental (los pasos a seguir) para realizar la valoración.

Respuesta:

- a) Al ser $\text{pH} = 2$, tendremos $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2}$

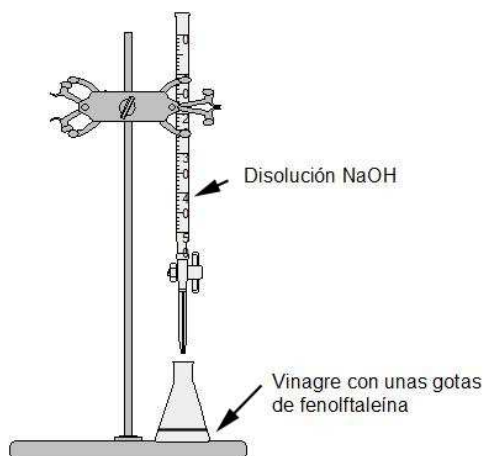
$$n = \frac{9}{60}$$

- b) El número de moles de este ácido será: $n = 9/60$, con lo que en el equilibrio tendremos:



$$K_a = \frac{(10^{-2})^2}{(9/60) - 10^{-2}} = 1,67 \cdot 10^{-5}$$

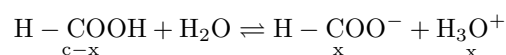
- c) Para realizar la valoración, ponemos la muestras de vinagre en un matraz erlenmeyer, junto con unas gotas de indicador ácido-base, por ejemplo, la fenolftaleína. En una bureta colocamos la disolución de NaOH de molaridad conocida. Vamos vertiendo esta disolución en matraz erlenmeyer, mientras agitamos éste. Cuando el contenido del matraz tome un color algo más persistente, pero que desaparezca al agitar, añadimos la disolución de NaOH gota a gota, hasta que el color se haga permanente., con lo que habremos alcanzado el punto de equivalencia, cumpliéndose entonces que: $V_A M_A = V_B M_B$, siendo M_A , V_A , M_B y V_B las respectivas concentraciones molares y volúmenes de ácido y de base.



4. El ácido metanoico (H-COOH) es un ácido monoprótico débil ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-4}$). a) Escribir la ecuación de ionización del H-COOH en agua. b) Calcular el pH de una disolución acuosa de ácido metanoico 0,1 M. c) Calcular el grado de ionización del H-COOH , expresado en porcentaje. d) ¿Cómo será el pH de una disolución acuosa 1 M de metanoato de sodio, H-COONa , ácido, básico o neutro? Justifica la respuesta.

Respuesta:

- a) La ecuación de ionización es la siguiente:



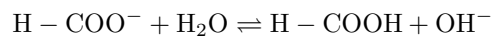
b) Aplicando la constante K_a :

$$1,8 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{0,1 - x} \quad x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 4,15 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log 4,15 \cdot 10^{-3} = 2,38$$

c) Sabiendo que $x = c\alpha$: $4,15 \cdot 10^{-3} = 0,1\alpha$, con lo cual: $\alpha = 0,0415$ (4,15%)

d) El metanoato de sodio es una sal de ácido débil y base fuerte, por lo que el ion H-COO^- experimentará el siguiente proceso de hidrólisis:



Con lo que el pH resultante será **básico**.

7. OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN.

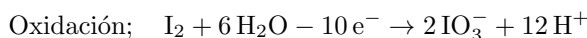
1. Dada la siguiente ecuación química:



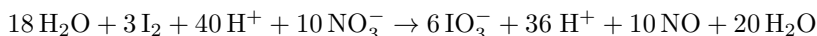
- a) Escribir y ajustar las semirreacciones de oxidación y de reducción por el método del ion-electrón.
 b) Escribir la ecuación molecular ajustada. c) Indicar, justificando la respuesta, el agente oxidante y el agente reductor.

Respuesta:

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



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



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

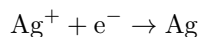
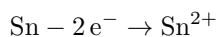


c) El I_2 es el reductor, puesto que se oxida a IO_3^- , mientras que el HNO_3 es el oxidante, al reducirse a NO .

2. Los potenciales de reducción estándar de los electrodos Sn^{2+}/Sn y Ag^+/Ag son, respectivamente, $\varepsilon^0(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,14 \text{ V}$ y $\varepsilon^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$. Si se monta una pila utilizando láminas de dichos metales y disoluciones 1 M de sus iones, indicar: a) Las reacciones que se producen en los electrodos de esta pila. b) Identificar el ánodo y el cátodo de la pila. c) Calcular el potencial estándar de la pila formada con estos dos electrodos.

Respuesta:

a) las reacciones que tienen lugar son las siguientes:

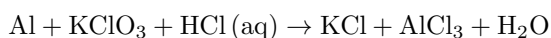


b) En el ánodo se produce la oxidación, por lo que corresponde al electrodo Sn^{2+}/Sn , mientras que el cátodo, donde se produce la reducción, corresponde al electrodo Ag^+/Ag .

c) El potencial estándar será:

$$\varepsilon^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = 0,80 - (-0,14) = 0,94 \text{ V}$$

3. Considerando la siguiente ecuación:



a) Escribir y ajustar las semirreacciones de oxidación y de reducción por el método del ion-electrón. b) Indicar razonadamente el agente oxidante y el reductor. c) Escribir la ecuación molecular ajustada. d) ¿Cuántos gramos de Al reaccionarán con 300 mL de una disolución de clorato potásico 0,2 M? Masas atómicas: Al: 27 ; Cl: 35,5; O: 16.

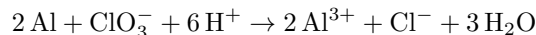
Respuesta:

a) Las semirreacciones son las siguientes:



b) La especie **oxidante** es aquella que se reduce, es decir, el ClO_3^- , mientras que la especie **reductora** es la que se oxida, en este caso el **Al**

c) Multiplicando la semirreacción de oxidación por 2, y sumándole la de reducción, tendremos:



Que, en forma molecular, quedará así:



d) A partir de la igualdad:

$$\frac{2 \cdot 27 \text{ g Al}}{1 \text{ mol KClO}_3} = \frac{x \text{ g Al}}{0,3 \cdot 0,2 \text{ mol KClO}_3}$$

Obteniéndose $x = 3,24 \text{ g de Al}$.

4. Se introduce un alambre de cobre en una disolución de AgNO_3 1M. a) Tendrá lugar la reacción: $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s}) \rightarrow \text{Ag}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq})$? b) En la ecuación propuesta en el apartado anterior, ¿qué especie actuaría como agente oxidante? c) En caso de que el alambre fuese de oro, ¿tendría lugar la reacción? Datos: ε^0 (V): $\text{Ag}^+/\text{Ag} : +0,80$; $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} : +0,34$; $\text{Au}^{3+}/\text{Au} : +1,50$

Respuesta:

a) **La reacción tendrá lugar**, al ser, según los valores de los respectivos potenciales de reducción, la plata un elemento más reductor que el cobre. El potencial de la pila formada sería: $\varepsilon^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = 0,80 - 0,34 = 0,46 \text{ V}$

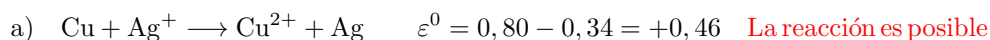
b) Según lo dicho anteriormente, el ion Ag^+ actúa como agente oxidante, reduciéndose a **Ag**.

c) Si el alambre fuera de oro, el potencial de la pila sería: $\varepsilon^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = 0,80 - 1,50 = -0,70 \text{ V}$. La reacción **no tendría lugar**.

5. Indicar, razonando la respuesta, si son verdaderas o falsas las siguientes proposiciones a partir de los potenciales estándar de reducción proporcionados: ε^0 (V): $\text{Ag}^+/\text{Ag} : +0,80$; $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} : +0,34$; $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe} : -0,04$. a) Una barra de cobre se recubre de plata al introducirla en una disolución de nitrato de plata. b) Si se fabrica un pila con los electrodos Ag^+/Ag y Zn^{2+}/Zn el ánodo es el electrodo de plata. c) El proceso redox que se produce con los electrodos Fe^{3+}/Fe y Zn^{2+}/Zn viene dado por la reacción: $2\text{Fe}^{3+} + 3\text{Zn} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{Zn}^{2+}$

Respuesta:

a) La reacción que tendría lugar es:

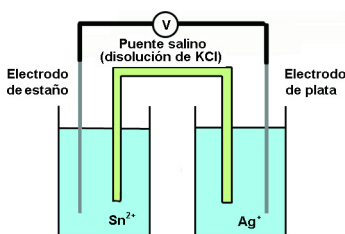


- b) $2 \text{Ag} + \text{Zn}^{2+} \rightarrow 2 \text{Ag}^+ + \text{Zn}$ $\varepsilon^0 = -0,76 - 0,80 = -1,56$ **La reacción no es posible**
 c) $2 \text{Fe}^{3+} + 3 \text{Zn} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{Zn}^{2+}$ $\varepsilon^0 = -0,04 - (-0,76) = +0,72$ **La reacción es posible**

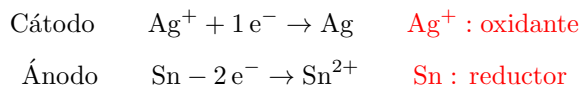
6. En un laboratorio se dispone de los siguientes componentes: un electrodo de estaño y otro de plata, nitrato de estaño (II), nitrato de plata, cloruro de potasio, material de vidrio, un voltímetro y cables de conexión. Datos: $\varepsilon^0 : (\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,14 \text{ V}$; $(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$. a) Se desea construir una pila. Dibujar un esquema que represente sus componentes. b) Escribir las reacciones que tienen lugar en el cátodo y en el ánodo de esa pila, indicando cuál es la especie oxidante y cuál la reductora. c) Calcular el potencial estándar de la pila formada con estos dos electrodos.

Respuesta:

a) El esquema puede ser el siguiente:



b) Las reacciones en el cátodo y en el ánodo son, respectivamente:



c) El potencial estándar de la pila será:

$$\varepsilon^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = 0,80 - (-0,14) = 0,94 \text{ V}$$

7. Dada la siguiente ecuación química:

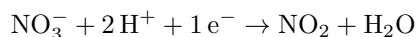
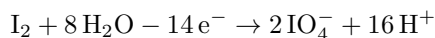


a) Indicar qué sustancias se oxidan o reducen. b) Ajustar la reacción por el método del ion-electrón.

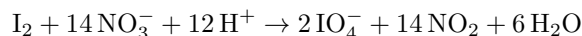
Respuesta:

a) **El I_2 se oxida a IO_4^- , mientras que el NO_3^- se reduce a NO_2**

b) Las semirreacciones son las siguientes:



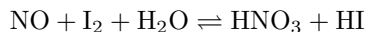
Multiplicando la segunda semirreacción por 14, y sumando miembro a miembro la primera, tendremos:



En forma molecular:



8. Considerando que la siguiente transformación redox puede darse en ambos sentidos en medio ácido, y teniendo en cuenta los potenciales de reducción de I_2 y HNO_3 , $\varepsilon^0(HNO_3/NO) = +0,97 V$ y $\varepsilon^0(I_2/HI) = +0,54 V$



- a) ¿En qué sentido (derecha/izquierda) ocurrirá la reacción en condiciones estándar. Justificar. b) Cuál es el reactivo que se reduce y cuál el que se oxida en condiciones estándar? c) Escribe y ajusta la reacción espontánea empleando el método del ion-electrón.

Respuesta:

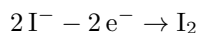
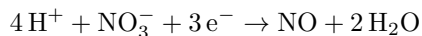
- a) la reacción espontánea será aquella cuyo potencial sea positivo, es decir:

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

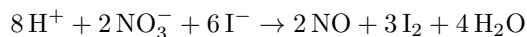
Con lo que $\varepsilon^0 = 0,97 - 0,54$. La reacción se produce **hacia la izquierda**.

- b) **Se reduce el HNO_3 y se oxida el HI**

- c) Las semirreacciones son las siguientes:



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



En forma molecular:



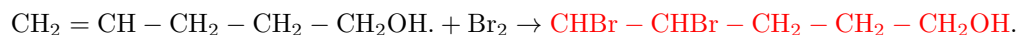
8. QUÍMICA ORGÁNICA.

1. Dado el compuesto 4-penten-1-ol: a) Escribir su fórmula, b) Escribir la reacción de adición de Br₂ y nombrar el compuesto resultante. c) Escribir la reacción de deshidratación con H₂SO₄(c) y nombrar el compuesto resultante.

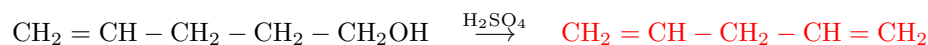
Respuesta:

a) La fórmula de este compuesto es la siguiente: $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{OH}$.

b) la reacción de adición es:



c) La reacción de deshidratación puede representarse de la forma:

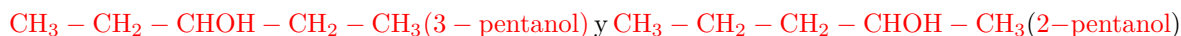


2. Indicar, razonando, a partir de qué compuestos de los siguientes puedes obtener un ácido por oxidación: a.1) 1-pentanol. b.1) 2-butanol. c.1) 1,1-dicloro-1 propanol. d.1) propanal e.1) propanona. b) Indicar un isómero de posición del 1-pentanol. c) Razonar si la propanona puede tener isómeros de posición.

Respuesta:

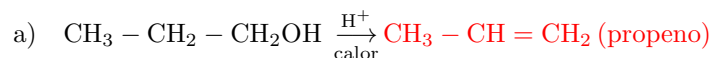
a) Sólo se puede obtener un ácido a partir de un alcohol primario o de un aldehído, es decir, **a.1** y **d.1**

b) Dos posibles isómeros podrían ser:



c) No es posible, pues el grupo -CO- de la propanona (CH₃ - CO - CH₃) no puede encontrarse en un extremo de la cadena.

3. Completar las siguientes reacciones, nombrando los productos obtenidos e indicando de qué tipo de reacción se trata:



Reacción de **eliminación**



Reacción de **esterificación**



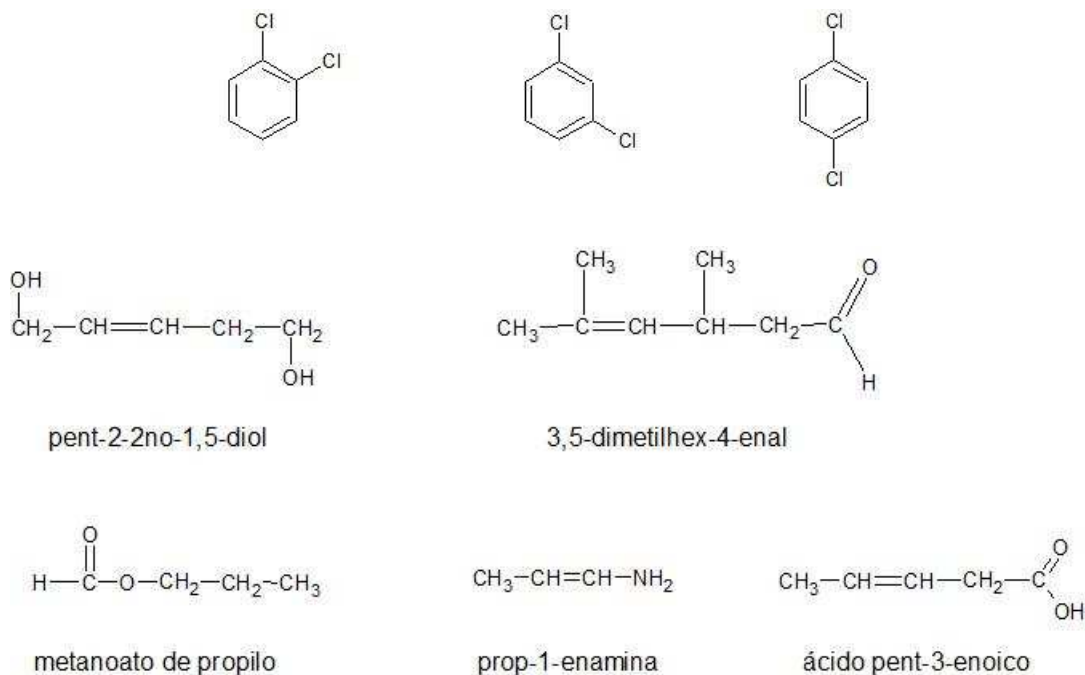
Reacción de **adición**

4. Para cada compuesto, nombrar y formular: a) Un isómero de función de CH₃OCH₂CH₃. b) Tres isómeros de posición del derivado bencénico C₆H₄Cl₂. c) Formular los siguientes compuestos: Pent-2-eno-1,5-diol; 3,5-dimetilhex-4-enal; metanoato de propilo; prop-1-enamina; ácido pent-3-enoico.

Respuesta:

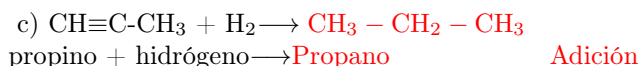
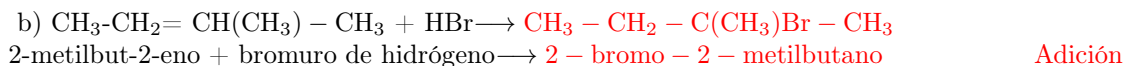
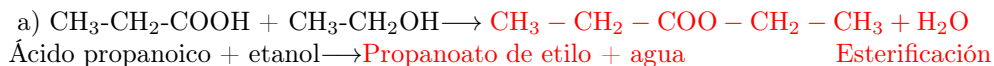
a) Un isómero de función puede ser **CH₃-CH₂-CH₂OH**

b) Los isómeros de posición del C₆H₄Cl₂ son los siguientes:



5. Completar las siguientes reacciones orgánicas, e indicar en cada caso de qué tipo de reacción se trata. Nombrar los productos y formular tanto éstos como los reactivos. a) Ácido propanoico + etanol; b) 2-metilbut-2-eno + bromuro de hidrógeno. c) propino + hidrógeno (exceso, en presencia de catalizador).

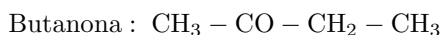
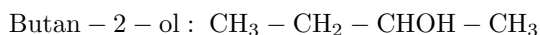
Respuesta:



6. dados los siguientes compuestos orgánicos: ácido propanoico, butan-2-ol, butanona y propanoato de metilo. a) Escribir las fórmulas semidesarrolladas de todos los compuestos. b) Escribir y nombrar las fórmulas de dos isómeros funcionales de la butanona. c) Escribir la ecuación química de síntesis del propanoato de metilo a partir de un ácido carboxílico y un alcohol. d) Escribir, añadiendo los reactivos necesarios, la reacción de conversión de butan-2-ol en butanona.

Respuesta:

- a) las fórmulas semidesarrolladas son las siguientes:

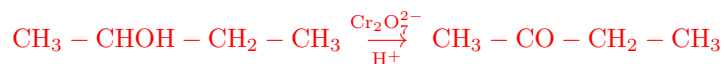


- b) Los isómeros funcionales pueden ser: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHO}$ (butanal) y $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH=CH}_2$ (3-buten-2-ol)

c) la reacción es la siguiente:

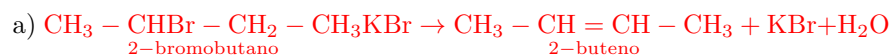


d) La transformación del butan-2-ol en butanona puede representarse mediante el siguiente proceso:



7. Completar las siguientes reacciones químicas. Escribir las fórmulas semidesarrolladas de todos los compuestos orgánicos y nombrar los productos de reacción. a) Deshidrohalogenación del 2-bromobutano con una base. b) Oxidación del propan-1-ol con un oxidante suave. c) Esterificación del ácido pentanoico con propan-2-ol.

Respuesta:



(Puede obtenerse también 1-buteno, $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$)

