

CASTI-LEÓN

1. Dadas las siguientes moléculas: OCl_2 , GeH_4 :

a. Escribe su estructura de Lewis.

b. Describe su geometría molecular utilizando la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia.

c. Indica si son o no moléculas polares, justificando su respuesta.

d. Indica qué fuerzas intermoleculares existen en estas moléculas.

Solución:

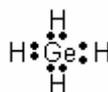
a) La configuración electrónica del último nivel en los átomos de cloro, carbono, germanio e hidrógeno son: $\text{Cl} \rightarrow 3s^2 3p^5$; $\text{C} \rightarrow 2s^2 2p^2$; $\text{Ge} \rightarrow 4s^2 4p^2$; $\text{H} \rightarrow 1s^1$; $\text{O} \rightarrow 2s^2 2p^4$.

Para escribir las estructuras de Lewis de las sustancias se determinan, para cada una de ellas, los números de electrones que necesitan cada átomo para alcanzar estructura de gas noble **n**, los electrones de valencia **v**, los electrones de enlace o compartidos **c** y los electrones solitarios o no compartidos **s**.

Para la molécula de OCl_2 , **n** = 24 electrones (16 de los 2 Cl y 8 del O); **v** = 20 electrones (14 de los 2 Cl y 6 del O); **c** = $n - v = 24 - 20 = 4$ electrones (2 pares compartidos); **s** = $v - c = 20 - 4 = 16 = 8$ pares de electrones libres..

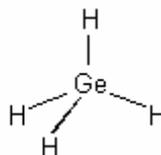
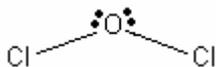
Para la molécula de GeH_4 , **n** = 16 electrones (8 del Ge, y 8 de los 4 H); **v** = 8 electrones (4 del Ge y 4 de los 4 H); **c** = $n - v = 16 - 8 = 8$ electrones (4 pares compartidos); **s** = $v - c = 8 - 8 = 0$ pares de electrones libres.

Las estructuras de Lewis de estas sustancias son:



b) La teoría de RPECV dice que los pares de electrones compartidos y libres, se orientan en el espacio alejándose entre sí lo suficiente, para conseguir que las repulsiones electrostáticas entre ellos sean mínimas. De la orientación adquirida depende la geometría de la molécula.

Para la molécula OCl_2 la geometría con menos repulsiones electrostáticas es la angular, mientras que la correspondiente a la molécula GH_4 , su geometría es la tetraédrica.

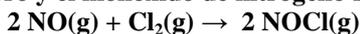


c) La polaridad de una molécula viene dada por el valor, distinto de cero, del momento dipolar resultante de los momentos dipolares de enlaces.

En la molécula de OCl_2 existen enlaces polares Cl—O, por lo que el momento dipolar resultante de la suma de los momentos dipolares de los enlaces es distinto de cero, por lo que la molécula es polar. En la molécula GeH_4 los enlaces Ge—H, debido a la diferencia de electronegatividad de los átomos, son polares, por lo que, el momento dipolar resultante, suma de los momentos dipolares de enlace es también distinto de cero, siendo la molécula polar.

d) Por ser moléculas covalentes, en ambas moléculas aparecen fuerzas de London y además, la molécula OCl_2 , molécula polar, también presenta fuerzas dipolo-dipolo.

2. El cloro y el monóxido de nitrógeno reaccionan según la ecuación:



Variando las concentraciones iniciales de ambos reactivos se han obtenido los siguientes datos:

Experimento	$[\text{NO}]_0$ ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)	$[\text{Cl}_2]_0$ ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)	v_0 ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$)
1	0,250	0,250	$1,43\cdot 10^{-6}$
2	0,250	0,500	$2,86\cdot 10^{-6}$
3	0,500	0,500	$11,4\cdot 10^{-6}$

a. Calcula el orden total de la reacción y escribe la ecuación de la velocidad.

b. Halla la constante de velocidad y determina sus unidades.

c. ¿La variación de la concentración de qué reactivo afectaría más a la velocidad de reacción? Razónalo.

Solución:

a) El orden total de una reacción es la suma de los órdenes parciales de cada uno de los reactivos. Es necesario, por tanto, obtener el orden de cada uno de los reactivos para determinar el orden total de la reacción.

Para determinar el orden del reactivo Cl₂ se toman las experiencias 1 y 2. Se observa, que al duplicar la concentración del reactivo Cl₂, manteniendo constante la del NO, se duplica la velocidad, según indica, la experiencia 2. Dividiendo la expresión de la velocidad de la experiencia 2 entre la de 1, se halla el orden de reacción del reactivo O₂:

Velocidad experiencia 1: $v_1 = k \cdot [\text{NO}]^\alpha \cdot [\text{Cl}_2]^\beta$; velocidad experiencia 2: $v_2 = k \cdot [\text{NO}]^\alpha \cdot [2 \cdot \text{Cl}_2]^\beta$

Sustituyendo valores en cada una de ellas y dividiendo la segunda entre la primera:

$$\frac{2,86 \cdot 10^{-6}}{1,43 \cdot 10^{-6}} = \frac{k \cdot 0,250^\alpha \cdot 2^\beta \cdot 0,250^\beta}{k \cdot 0,250^\alpha \cdot 0,250^\beta} \Rightarrow 2 = 2^\beta \Rightarrow \beta = 1$$

El orden de reacción respecto al reactivo Cl₂ es 1.

En las experiencias 2 y 3, se observa que al mantener constante la concentración de Cl₂, la velocidad se hace cuatro veces mayor al duplicar la concentración de NO.

Dividiendo la expresión de la velocidad de la experiencia 3 entre la de 2, se obtiene el orden de reacción del reactivo NO:

Velocidad experiencia 2: $v_2 = k \cdot [\text{NO}]^\alpha \cdot [\text{O}_2]^\beta$; velocidad experiencia 3: $v_3 = k \cdot [2 \cdot \text{NO}]^\alpha \cdot [2 \cdot \text{O}_2]^\beta$

Sustituyendo valores en cada una de ellas y dividiendo la segunda entre la primera:

$$\frac{11,4 \cdot 10^{-6}}{2,86 \cdot 10^{-6}} = \frac{k \cdot 2^\alpha \cdot 0,250^\alpha \cdot 0,500^\beta}{k \cdot 0,250^\alpha \cdot 0,500^\beta} \Rightarrow 4 = 2^\alpha \Rightarrow 2^2 = 2^\alpha \Rightarrow \alpha = 2$$

El orden de reacción respecto al reactivo NO es 2.

El orden total es la suma de órdenes parciales, es decir, $n = \alpha + \beta = 2 + 1 = 3$.

La ecuación de velocidad: $v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]$.

b) Despejando k de la expresión anterior y sustituyendo los valores de v, [NO] y [Cl₂] de cualquiera de las experiencias, por ejemplo, la 2, se tiene:

$$k = \frac{v}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]} = \frac{2,86 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(0,250)^2 \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2} \cdot 0,500 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 9,2 \cdot 10^{-5} \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

c) La velocidad de reacción se ve más afectada por el cambio de concentración del reactivo NO, pues su duplicidad hace que la velocidad de reacción se incremente cuatro veces más. En efecto, en la experiencia 3 se pone de manifiesto que al duplicar la concentración de NO, la velocidad pasa a ser $4 \cdot 2,86 \cdot 10^{-6} = 11,4 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$, cuatro veces mayor.

Resultado: a) Orden total = 3; b) $k = 9,2 \cdot 10^{-5} \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$; c) Del reactivo NO.

3. Una disolución de ácido nitroso HNO₂ (K_a = 4,5 · 10⁻⁴) tiene un pH = 2,5. Calcula:

a. La concentración inicial de ácido nitroso.

b. La concentración en el equilibrio del ácido nitroso.

c. El grado de disociación del ácido nitroso, en tanto por ciento.

Solución: $10^{0,5} \cdot 10^{-3} = 3,16 \cdot 10^{-3}$.

a) Llamando C₀ a la concentración inicial del ácido HNO₂, la concentración de las distintas especies en el equilibrio son:



Concentración inicial:

C₀

Concentraciones en equilibrio:

C₀(1 - α)

C₀α

C₀α

Como pH=2,5 = [H₃O⁺] = 10^{-2,5}, luego, C₀α = 10^{-2,5}.

Llevando las concentraciones en el equilibrio a la constante ácida, K_a, del ácido y operando, sale para C₀:

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]} \Rightarrow 4,5 \cdot 10^{-4} = \frac{10^{-2,5} \cdot 10^{-2,5}}{C_0 - 10^{-2,5}} \rightarrow C_0 = 0,025 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) La concentración del ácido en el equilibrio es: [HNO₂]_{equil} = C₀ - C₀α = 0,025 - 10^{-2,5} = 0,022 M.

c) Para obtener el grado de disociación es suficiente con despejar α de la siguiente expresión:

$$C_0\alpha = 3,16 \cdot 10^{-3}. \rightarrow \alpha = \frac{3,16 \cdot 10^{-3}}{0,025} = 0,126 = 12,6 \%$$

Resultado: a) $[\text{HNO}_2] = 0,025 \text{ M}$; b) $[\text{HNO}_2]_{\text{eq}} = 0,022 \text{ M}$; c) $\alpha = 12,6 \%$.

4. En un recipiente de 0,400 L se introducen 0,200 moles de SbCl_5 y su temperatura se eleva a 182°C hasta que se establece el siguiente equilibrio: $\text{SbCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SbCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$, para el que $K_p = 9,32 \cdot 10^{-2}$. Calcula:

a. La concentración de las especies presentes en el equilibrio.

b. La presión total en el equilibrio.

Solución:

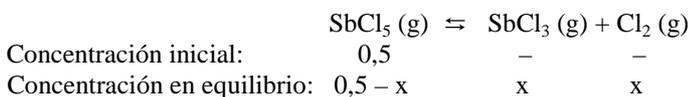
a) De la relación entre las constantes de equilibrio K_c y K_p se determina la que se desconoce:

$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$, siendo Δn la diferencia entre la suma de moles gaseosos de productos y la suma de moles gaseosos de reactivos, es decir, $\Delta n = 2 - 1 = 1$. Luego:

$$K_c = 9,32 \cdot 10^{-2} \cdot (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 455 \text{ K})^{-1} = 2,49 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{La concentración de reactivo al inicio es: } [\text{SbCl}_5] = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} = \frac{0,2 \text{ moles}}{0,4 \text{ L}} = 0,5 \text{ M}$$

Siendo x la concentración de reactivo que se descompone, la concentración de cada especie al inicio y en el equilibrio es:



Llevando estas concentraciones a la constante de equilibrio K_c y operando se tiene:

Aplicando la ley de acción de masas:

$$K_c = \frac{[\text{SbCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{SbCl}_5]} = \frac{x \cdot x}{0,5 - x} = \frac{x^2}{0,5 - x} \Rightarrow 2,49 \cdot 10^{-3} = \frac{x^2}{(0,5 - x)}$$

y al operar se obtiene la ecuación de segundo grado: $x^2 + 2,49 \cdot 10^{-3}x - 1,245 \cdot 10^{-4} = 0$, que resuelta proporciona para x el valor: $x = 0,034 \text{ M}$.

La concentración de las distintas especies en el equilibrio es: $[\text{SbCl}_3] = [\text{Cl}_2] = 0,034 \text{ M}$ y $[\text{SbCl}_5] = 0,5 - 0,034 = 0,465 \text{ M}$.

b) Los moles de cada especie en el equilibrio se determinan a partir de sus concentraciones:

$$n(\text{SbCl}_5) = M \cdot V = 0,465 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,4 \text{ L} = 0,186 \text{ moles}$$

$$n(\text{SbCl}_3) = n(\text{Cl}_2) = M \cdot V = 0,034 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,4 \text{ L} = 0,0136 \text{ moles}$$

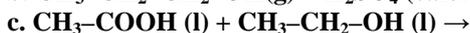
Los moles totales en el equilibrio son: $n_t = 0,186 + 0,0136 + 0,0136 = 0,213 \text{ moles}$.

Despejando la presión de la ecuación de estado de los gases ideales, sustituyendo valores y

$$\text{operando se tiene: } P_T = \frac{0,213 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 455 \text{ K}}{0,4 \text{ L}} = 19,87 \text{ atm}$$

Resultado: a) $[\text{SbCl}_5] = 0,465 \text{ M}$, $[\text{SbCl}_3] = [\text{Cl}_2] = 0,034 \text{ M}$; b) $P_t = 19,87 \text{ atm}$.

5. Completa las siguientes reacciones orgánicas nombrando reactivos y productos de la reacción e indicando qué tipo de reacción es:



Solución:



Propeno hidrógeno propano



Propan-ol ac. Sulfúrico propeno agua



Ac. Etanoico etanol etanoato de etilo agua



Propan-1-ol permanganato de potasio propanal

6. Contesta las siguientes cuestiones:

a. Define energía de ionización.

b. Los valores de la primera energía de ionización, 496, 1313, 1521 kJ·mol⁻¹, pertenecen a alguno de los siguientes elementos: Ar, Na y O. Asigna de forma justificada cada valor a cada uno de los elementos anteriores.

c. Justifica cuál de los siguientes iones tiene mayor radio: S²⁻ y K⁺.

Solución:

a) Potencial o energía de ionización es la energía que hay que comunicar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado electrónico fundamental, para arrancarle un electrón y convertirlo en ión monopositivo en el mismo estado gaseoso y fundamental.

b) La energía de ionización es una propiedad periódica que crece en los períodos al avanzar en él hacia la derecha, pues crece la fuerza atractiva del núcleo sobre el electrón más externo que se va ubicando en el mismo nivel energético, y disminuye en los grupos al bajar en ellos, por situarse el electrón en niveles energéticos cada vez más alejado del núcleo, y disminuye la fuerza atractiva del núcleo sobre ellos.

De lo expuesto se deduce que el Ar, gas noble, con configuración electrónica completa, es muy estable y es el de mayor energía de ionización, el de valor 1.521 KJ·mol⁻¹. El siguiente elemento con energía de ionización elevada es el O, al que le corresponde el valor 1.313 KJ·mol⁻¹, y por último el Na, al que corresponde el valor de energía de ionización más pequeña, 496 KJ · mol⁻¹, por poseer en su última capa un solo electrón y, por ello, hay que aportar menos energía para arrancarlo.

c) El radio iónico o atómico es la distancia entre el centro del núcleo y el electrón más alejado del ión que estemos considerando. Es una propiedad periódica que disminuyen al avanzar en un período de izquierda a derecha y aumentan al bajar en los grupos. Ello se debe a que al aumentar la carga nuclear y situarse el electrón diferenciador (electrón demás que tiene un átomo respecto al anterior en el período) en el mismo nivel energético, aumenta la fuerza atractiva núcleo-electrón diferenciador, lo que provoca una contracción de su volumen del ión o átomo y, por ello, una disminución del radio atómico o iónico.

Al bajar en los grupos se incrementa debido a que, aunque se va incrementando la carga nuclear, los electrones se van situando en niveles cada vez más alejados del núcleo y, por ello, la fuerza atractiva núcleo-electrón va haciéndose cada vez menor y ello provoca un aumento del volumen y, por ello, un incremento del radio atómico o iónico.

Los iones S²⁻ y K⁺ son isoelectrónicos, por lo que, el radio disminuye conforme aumenta la carga nuclear, por lo que el ión de mayor radio es el S²⁻.

7. El fluoruro de bario (BaF₂) es una sal poco soluble cuyo valor del producto de solubilidad a 25 °C es K_{ps} = 1,7 · 10⁻⁶.

a. Calcula la solubilidad en agua de ese compuesto, expresada en mol/L.

b. ¿Cuántos gramos de NaF(s) se deben añadir a 100 mL de disolución 0,005 M de nitrato de bario (Ba(NO₃)₂) para iniciar la precipitación de fluoruro de bario? Considera que no hay variación de volumen.

c. Justifica cualitativamente cómo afectará a la solubilidad de ese compuesto la adición de una disolución de cloruro de bario (BaCl₂).

Solución:

a) El equilibrio de ionización del fluoruro de bario es: BaF₂ ⇌ 2 F⁻ + Ba²⁺.

Si la solubilidad de la sal es S, la de los iones Ba²⁺ es también S y la de los iones F⁻ es 2S.

Del producto de solubilidad: P_s = [Ba²⁺] · [F⁻]² = S · (2 · S)² = 4 · S³, sustituyendo las variables conocidas por sus valores, despejando S y operando:

$$1,7 \cdot 10^{-6} = 4 S^3 \Rightarrow S = \sqrt[3]{\frac{1,7 \cdot 10^{-6}}{4}} = \sqrt[3]{0,425 \cdot 10^{-6}} = 6,5 \cdot 10^{-2} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}.$$

b) La reacción que se produce es: 2 NaF + Ba(NO₃)₂ → BaF₂ + NaNO₃

Los moles de Ba(NO₃)₂ que se mezclan son:

n[Ba(NO₃)₂] = M · V = 0,005 moles · L⁻¹ · 0,1 L = 0,0005 moles, y al ser la estequiometría de la reacción 2 a 1, es decir, 2 moles de NaF reaccionan con 1 mol de Ba(NO₃)₂, los moles de NaF que reaccionan son 2 · 0,0005 = 0,001 moles, a los que corresponden la masa:

gramos = 0,001 moles · 41 g · mol⁻¹ = 0,041 g.

c) La adición de una disolución de BaCl₂ a la disolución de (BaNO₃)₂, provoca un aumento de la concentración de iones Ba²⁺, por lo que el equilibrio se desplaza hacia la izquierda para disminuir la concentración de iones, lo que provoca que disminuya la solubilidad del compuesto poco soluble.

Resultado: a) S = 6,5 · 10⁻² M; b) gr NaF = 0,041; c) Disminuye la solubilidad.

8. Responde, razonadamente, las siguientes cuestiones:

a. ¿Qué volumen de una disolución 0,05 M de NaOH se necesitará para neutralizar 50 mL de otra disolución 0,03 M de HNO₂?

b. Calcula el pH obtenido al mezclar 50 mL de una disolución 0,03M de HClO₄, con 50 mL de otra disolución 0,05 M de NaOH. Considera que los volúmenes son aditivos.

Solución:

a) La reacción de neutralización que se produce en la mezcla de disoluciones es:

NaOH + HNO₂ → NaNO₂ + H₂O, en la que la estequiometría indica que 1 mol de base reacciona con 1 mol de ácido, por lo que, determinando los moles de ácido presentes en la disolución, conoceremos los moles de base a utilizar para conseguir la neutralización.

Moles de ácido presentes en su disolución:

n(HNO₂) = M · V = 0,03 moles · L⁻¹ · 0,050 L = 0,0015 moles, siendo estos mismos los moles de base a utilizar, los cuales se encuentran disueltos en el volumen:

$$V = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} = \frac{0,0015 \text{ moles}}{0,05 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,03 \text{ L} = 30 \text{ mL}.$$

b) La ecuación de esta reacción de neutralización es:

NaOH + HClO₄ → NaClO₄ + H₂O, en la que al igual que en el apartado a), un mol de base reacciona con un mol de ácido, y determinando los moles de ácido y base que se mezclan se conocerá el que se encuentra por exceso, que es el que proporciona el pH de la disolución formada.

Moles de base utilizado: n(NaOH) = M · V = 0,05 moles · L⁻¹ · 0,050 L = 0,0025 moles

Moles de ácido: n'(HClO₄) = M' · V' = 0,03 moles · L⁻¹ · 0,050 L = 0,0015 moles.

Se observa que en la mezcla hay más moles de base que de ácido, concretamente 0,0025 – 0,0015 = 0,0010 moles de NaOH, que se encuentran disueltos en el volumen total de 100 mL, siendo la concentración de la nueva disolución formada:

$$M = \frac{0,0015 \text{ moles}}{0,1 \text{ L}} = 0,015 \text{ M}, \text{ que es la concentración de iones hidróxidos, siendo el pH de la}$$

disolución: pH = 14 – pOH = 14 – (– log(OH⁻)) = 14 – (– log 0,015) = 14 – 1,82 = 12,18.

Resultado: a) V(NaOH) = 30 mL; b) pH = 12,18.

9. El dicromato de potasio (K₂Cr₂O₇), en presencia de ácido clorhídrico, oxida al estaño metálico generando cloruro de estaño (IV) (SnCl₄) y cloruro de cromo (III) (CrCl₃). Sabiendo que en la reacción se obtiene además cloruro de potasio y agua:

a. Ajusta, por el método del ión-electrón, la ecuación molecular completa.

b. Calcula la riqueza en estaño de una aleación, si 1,00 g de la misma, una vez disuelta en ácido clorhídrico, se hace reaccionar con una disolución de dicromato de potasio 0,1 M, gastándose 25 mL de la misma.

Solución:

a) La reacción de oxido-reducción que se produce es:

K₂Cr₂O₇ + HCl + Sn → SnCl₄ + CrCl₃ + KCl + H₂O, siendo las semirreacciones de oxido-reducción que se producen:

Semirreacción de oxidación: Sn – 4 e⁻ → Sn⁴⁺

Semirreacción de reducción: Cr₂O₇²⁻ + 14 H⁺ + 6 e⁻ → 2 Cr³⁺ + 7 H₂O

Multiplicando por 3 la semirreacción de oxidación y por 2 la de reducción se igualan los electrones, que se anulan al sumarlas y queda la ecuación iónica ajustada:

3 Sn – 12 e⁻ → 3 Sn⁴⁺

2 Cr₂O₇²⁻ + 28 H⁺ + 12 e⁻ → 4 Cr³⁺ + 14 H₂O.

2 Cr₂O₇²⁻ + 3 Sn + 28 H⁺ → 4 Cr³⁺ + 3 Sn⁴⁺ + 14 H₂O, y al llevar estos coeficientes a la ecuación molecular, queda esta también ajustada:

2 K₂Cr₂O₇ + 28 HCl + 3 Sn → 3 SnCl₄ + 4 CrCl₃ + 4 KCl + 14 H₂O.

b) La estequiometría de la reacción indica que 2 moles de dicromato reaccionan con 3 moles de estaño. Determinando los moles de dicromato conoceremos los moles de estaño que reaccionan con ellos. Moles de dicromato: $n(K_2Cr_2O_7) = 0,1 \text{ moles} \cdot L^{-1} \cdot 0,025 \text{ L} = 0,0025 \text{ moles}$, siendo los moles de estaño contenidos en la aleación: $\frac{0,0025 \text{ moles } K_2Cr_2O_7 \cdot 3 \text{ moles Sn}}{2 \text{ moles } K_2Cr_2O_7} = 0,00375 \text{ moles de Sn}$, siendo los gramos que les corresponden: $0,00375 \text{ moles} \cdot 118,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,445 \text{ gramos Sn}$.

Luego, la riqueza en estaño de la aleación es $\alpha = \frac{0,445}{1} \cdot 100 = 44,5 \%$.

Resultado: b) riqueza = 44,5 %.

10. Responde las siguientes cuestiones:

a. Nombra o formula los siguientes compuestos:

i) $CH_3-CH_2-CH=CH_2$; ii) p-diclorobenceno (1,4-diclorobenceno); iii) 3-etilhex-4-en-1-ol (3-etil-4-hexen-1-ol).

b. Escribe y nombra un isómero de cadena del compuesto i).

c. Escribe y nombra un isómero de posición del compuesto ii).

d. Formula y nombra dos isómeros de función del compuesto iii).

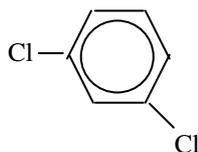
Solución:

a) i) $CH_3-CH_2-CH=CH_2$ 1-buteno; ii)  Cl paracetamol.

iii) $CH_2OH-CH_2-CH_2-CH(CH_2-CH_3)-CH=CH-CH_3$.

b) Isómero de cadena de i: $CH_3-C(CH_3)=CH_2$ 2-metil-1-propeno

c) Isómero de posición de ii:



1,3-diclorobenceno o meta-clorobenceno.

d) 2 isómeros de función de iii:

$CH_3-CH_2-CH_2-CH(CH_2-CH_3)-CH_2-CHO$; 3-3tilhexanal.

$CH_3-CH_2-CH_2-CH(CH_2-CH_3)-CO-CH_3$; 3-etil-2-hexanona.