

### CRITERIOS DE CORRECCIÓN, EVALUACIÓN Y CALIFICACIÓN:

Se presentan dos opciones A y B, cada una con cinco preguntas, para que el alumnado seleccione y conteste únicamente una de las opciones.

La primera pregunta tiene un valor de 2,5 puntos, las preguntas 2, 3 y 4 tienen un valor de 2 puntos cada una, la pregunta 5 tiene un valor de 1,5 puntos. El valor de cada uno de los apartados viene escrito al terminar su enunciado.

Se valorará la concreción de las respuestas, la capacidad de síntesis, la claridad y la coherencia de la exposición y la presentación del ejercicio. Se estimará la inclusión de diagramas, esquemas, dibujos, etc.

Se valorará el correcto dominio de la nomenclatura y unidades químicas.

Se valorará que los resultados de los distintos ejercicios sean obtenidos paso a paso y debidamente razonados.

Se valorará el correcto planteamiento de los ejercicios y problemas, así como la obtención de los resultados numéricos correctos.

---

### OPCION A

1. La configuración electrónica en su estado fundamental del elemento X es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10} 4s^1$  y la del elemento Y es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ .

i) Ubique los elementos X e Y en el sistema periódico indicando el período y el grupo en el que se encuentran y señale su nombre y símbolo (1 punto).

ii) Defina el concepto de electronegatividad. Justifique cómo varía la electronegatividad en el sistema periódico y compare el valor de la electronegatividad en estos dos elementos X e Y. (1,5 puntos).

2. El monóxido de carbono reacciona el agua a alta temperatura según la siguiente reacción:



Cuando en un matraz de 5 litros se introducen inicialmente 4 moles de CO, 4 moles de agua y se calienta el sistema hasta 1000 K se establece un equilibrio cuya constante vale  $K_c = 1,44$ . Calcule:

i) La concentración de todas las especies presentes en el equilibrio a dicha temperatura. (1 punto)

ii)  $K_p$  y la presión total de la mezcla en el equilibrio a 1000 K. (1 punto)

**Datos:**  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

3. Razone cualitativamente, escribiendo las ecuaciones químicas correspondientes, el carácter ácido, básico o neutro de las cuatro disoluciones acuosas siguientes:

i) Disolución de NaCl 0,1 M (0,5 puntos)

ii) Disolución de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  0,1 M (0,5 puntos)

iii) Disolución de NaF 0,1 M (0,5 puntos);

iv) Disolución de  $\text{NH}_4\text{F}$  0,1 M (0,5 puntos)

**Datos:**  $K_a(\text{HF}) = 6,8 \cdot 10^{-4}$ ;  $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ;  $K_w = 10^{-14}$

4. Se quiere construir una pila con electrodos de cobre, de plata, disoluciones de sulfato de cobre(II) 1 M, de nitrato de plata 1 M, de cloruro de potasio 1 M y los cables necesarios.

i) Indique cómo construiría la pila con el material descrito de forma que circulara corriente eléctrica entre los electrodos. Dibújela, mostrando qué polo es el positivo y cuál el negativo, señalando el sentido del movimiento de los electrones en el circuito externo y el movimiento de los iones en cada uno de los electrodos y en el puente salino. (1 punto).

ii) Indique qué electrodo actúa como ánodo y cuál como cátodo, escribiendo las reacciones que tienen lugar en cada uno de ellos. Calcule además el potencial de la pila. (1 punto).

**Datos:**  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$

5. Complete las reacciones siguientes y nombre todas las sustancias que aparezcan en ellas:

i)  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH} + \text{CH}_3 - \text{NH}_2 \rightarrow$  (0,5 puntos)

ii)  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHO} + \text{KMnO}_4 \rightarrow$  (0,5 puntos)

iii)  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{HBr} \rightarrow$  (0,5 puntos)

### OPCION-B

1. i) Explique la hibridación del átomo de carbono en la molécula de metano. Realice un dibujo de la molécula con sus orbitales. (1,5 puntos)

ii) Razone sobre la polaridad que presentará la molécula de metano y explique las fuerzas intermoleculares que se darán entre sus moléculas. (1 punto)

**Datos:** números atómicos: C = 6, H = 1

2. El hidróxido de magnesio es poco soluble en agua. A 18 °C solo se disuelven 9 mg de este hidróxido en 1 litro de agua.

i) Escriba la ecuación de solubilidad del hidróxido de magnesio en agua. (0,5 puntos)

ii) Halle las concentraciones de los iones en la disolución saturada a 18 °C. (0,75 puntos)

iii) Calcule el valor del producto de solubilidad para este hidróxido a la temperatura citada. (0,75 puntos)

**Datos:** masas atómicas: H = 1,0; O = 16,0; Mg = 24,3

3. Hemos preparado dos disoluciones acuosas independientes. Una se ha preparado con la base débil anilina ( $C_6H_5-NH_2$ ), que en agua produce el catión  $C_6H_5-NH_3^+$ . Esta disolución se ha preparado con 4,65 g de anilina añadiendo agua hasta un volumen final de 250 mL. La otra disolución es de acetato de sodio ( $CH_3-COONa$ ) 0,2 M.

i) Escriba la ecuación de disociación de la anilina en agua y calcule el pH de su disolución. (1 punto)

ii) Justifique que la disolución acuosa de acetato de sodio es más básica que la de anilina. (1 punto)

**Datos:**  $K_b(C_6H_5-NH_2) = 4,3 \cdot 10^{-10}$ ;  $K_a(CH_3-COOH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ;  $K_w = 10^{-14}$ ; masas atómicas: H = 1; C = 12; N = 14

4. i) Ajuste por el método del ion-electrón la siguiente reacción, indicando la fórmula de la especie reductora. (1 punto)



ii) Justifique, realizando los cálculos necesarios, si esta reacción es espontánea en condiciones estándar. (1 punto)

**Datos:**  $E^\circ(MnO_4^-/Mn^{2+}) = +1,23 \text{ V}$ ;  $E^\circ(I_2/2I^-) = +0,54 \text{ V}$

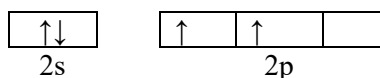
5. i) Escriba la fórmula correspondiente al ácido 3-hidroxipentanoico. (0,5 puntos)

ii) Para el compuesto anterior, formule y nombre un isómero de función, un isómero de posición y un isómero de cadena. Justifique si el compuesto inicial puede tener isómeros ópticos y, en caso de que los tuviera, dibújelos. (1 punto)

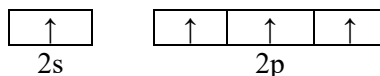
## OPCIÓN B

1. i) La fórmula química de la molécula de metano es  $CH_4$ . El átomo de carbono en esta molécula presenta una hibridación  $sp^3$ . Explicamos en qué consiste.

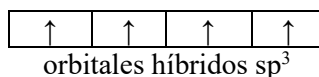
La configuración electrónica del carbono ( $Z = 6$ ) es  $1s^2 2s^2 2p^2$ , con cual la distribución electrónica en su último nivel ocupado,  $n = 2$ , es la siguiente:



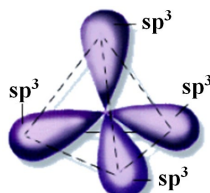
Con esta configuración externa no sería posible que el átomo de carbono formase cuatro enlaces, como ocurre en el metano. Para ello es necesario que el carbono promueva un electrón 2s al orbital 2p vacío:



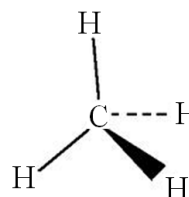
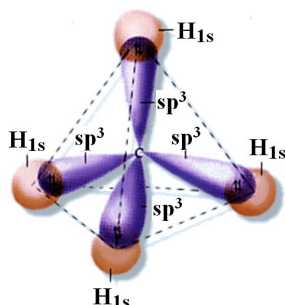
En el caso de la hibridación  $sp^3$ , el C hibrida el orbital 2s con los tres orbitales 2p, formando cuatro orbitales híbridos idénticos  $sp^3$ , cada uno de los cuales se solapa frontalmente con un orbital 1s de un hidrógeno ( $Z = 1$ ), cuya configuración electrónica es  $1s^1$ .



Los cuatro orbitales híbridos  $sp^3$  se disponen alrededor del átomo de carbono con geometría tetraédrica, según se observa en la figura siguiente.



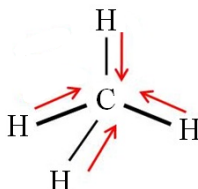
Los solapamientos frontales de estos orbitales  $sp^3$  del carbono con los orbitales 1s de cada átomo de hidrógeno se representan en la figura siguiente. Los enlaces formados por estos solapamientos frontales son de tipo sigma ( $\sigma$ ). La geometría de la molécula de metano es, por tanto, tetraédrica (ángulos de enlace de  $109,5^\circ$ ).



ii) La molécula de metano presenta cuatro enlaces polares carbono-hidrógeno, ya que la electronegatividad del carbono es mayor que la del hidrógeno. Es decir, el momento dipolar de cada enlace C-H es distinto de cero y está dirigido hacia el átomo de carbono:



En la figura siguiente aparecen representados con color rojo los cuatro momentos dipolares de enlace que hay en la molécula:



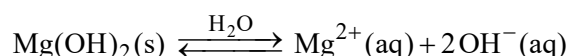
Debido a su geometría molecular tetraédrica, la molécula de  $\text{CH}_4$  es **apolar**, ya que la disposición geométrica de los cuatro enlaces hace que los cuatro momentos dipolares de estos enlaces sumen vectorialmente un momento dipolar total (molecular) nulo.

En los compuestos apolares, como es el caso del metano, las fuerzas de atracción electrostática existentes entre las moléculas son las **fuerzas intermoleculares de dispersión**, también llamadas de London, o

dipolo instantáneo-dipolo inducido. Son fuerzas en general débiles y cuya intensidad es mayor cuanto mayor es el tamaño molecular.

Las fuerzas de dispersión son fuerzas atractivas débiles que se establecen fundamentalmente entre sustancias no polares, aunque también están presentes en las sustancias polares. Se deben a las irregularidades que se producen en la nube electrónica de los átomos de las moléculas por efecto de la proximidad mutua. La formación de un dipolo instantáneo en una molécula apolar, es decir, cuya distribución de cargas es simétrica, se debe a que, en tiempos muy cortos, la nube electrónica de dicha molécula, al no ser estática, puede cambiar su distribución simétrica. A su vez, ese dipolo instantáneo origina la formación de un dipolo inducido en una molécula apolar vecina, de manera que se origina una débil fuerza de atracción entre las dos. Así pues, se trata de fuerzas entre dipolos que surgen de manera transitoria.

**2. i)** La ecuación del equilibrio de solubilidad del hidróxido de magnesio,  $\text{Mg(OH)}_2$ , en agua es la siguiente:



**ii)** En una disolución saturada, que es aquella en la que el disolvente ya no admite más soluto disuelto, se cumple la estequiometría de la ecuación de solubilidad, que indica que, por cada mol de  $\text{Mg(OH)}_2$  sólido que se disuelve, en la disolución habrá 1 mol de iones  $\text{Mg}^{2+}$  y dos moles de iones  $\text{OH}^{-}$ . Si a 18 °C, en agua solo se disuelven 9 mg de este hidróxido en 1 L de agua, los moles de hidróxido que se han disuelto son:

$$\text{moles Mg(OH)}_2 = \frac{\text{gramos Mg(OH)}_2}{M_r(\text{Mg(OH)}_2)} = \frac{9 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{\underbrace{(24,3 + 16,0 \cdot 2 + 1,0 \cdot 2)}_{58,3} \text{ g/mol}} = 1,544 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$$

Con lo cual, según lo explicado antes, los moles de los iones  $\text{Mg}^{2+}$  y  $\text{OH}^{-}$  presentes en dicha disolución a 18 °C serán:

$$\text{moles Mg}^{2+} = \text{moles Mg(OH)}_2 = 1,544 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{moles OH}^{-} = 2 \cdot (\text{moles Mg(OH)}_2) = 2 \cdot 1,544 \cdot 10^{-4} = 3,088 \cdot 10^{-4}$$

Al estar estos moles disueltos en 1 L de agua, el valor de las concentraciones molares (mol/L) coincide con el valor de los moles:

$$\text{concentración molar de iones Mg}^{2+} = 1,544 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{concentración molar de iones OH}^{-} = 3,088 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

**iii)** Para calcular el producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , del hidróxido de magnesio, utilizamos en este caso su expresión en función de las concentraciones molares de los iones que lo forman presentes en la disolución saturada:

$$K_{ps}(\text{Mg(OH)}_2) = [\text{Mg}^{2+}]_{\text{eq}} \cdot [\text{OH}^{-}]_{\text{eq}}^2$$

Sustituimos los valores de las concentraciones obtenidas en el apartado anterior:

$$K_{ps}(\text{Mg(OH)}_2) = 1,544 \cdot 10^{-4} \cdot (3,088 \cdot 10^{-4})^2 = 1,472 \cdot 10^{-11} \quad (T = 18 \text{ °C})$$

**3. i)** Calculamos la concentración molar (mol/L) inicial de la anilina en disolución:

$$\frac{4,65 \text{ g} / \underbrace{(12 \cdot 6 + 1 \cdot 7 + 14)}_{93 \text{ g/mol}}}{250 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,2 \text{ mol/L}$$

La ecuación de disociación de la anilina (base débil) en agua es la ecuación del equilibrio de basicidad de la anilina. Escribimos dicha ecuación y la tabla que permite relacionar las concentraciones iniciales y las concentraciones una vez alcanzado el estado de equilibrio:

Equilibrio de basicidad	$C_6H_5NH_2$	+	$H_2O$	$\rightleftharpoons$	$C_6H_5NH_3^+$	+	$OH^-$
Concentraciones iniciales (mol/L)	0,2		_____		0		0
Concentraciones en el equilibrio (mol/L)	$0,2 - x$		_____		$x$		$x$

Calculamos el valor de  $x$  utilizando la expresión de la constante de basicidad,  $K_b$ :

$$K_b(NH_3) = \frac{[C_6H_5NH_3^+]_{eq} \cdot [OH^-]_{eq}}{[C_6H_5NH_2]_{eq}} \Rightarrow 4,3 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{0,2 - x}$$

De donde se obtiene un valor de  $x$  de  $9,27 \cdot 10^{-6}$  mol/L (la segunda solución de la ecuación es negativa y, por tanto, no es válida en este caso). El valor del pOH será:

$$pOH = -\log[OH^-]_{eq} = -\log x = -\log(9,27 \cdot 10^{-6}) = 5,03$$

A partir de este valor se puede calcular el del pH:

$$pH + pOH = 14 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 14 - 5,03 = 8,97$$

ii) El acetato de sodio,  $CH_3COONa$ , es una sal que, en disolución acuosa, se disocia totalmente en sus iones. En el caso de la disolución de acetato de sodio tendremos:

	$CH_3COONa$	$\xrightarrow{H_2O}$	$CH_3COO^-$	+	$Na^+$
Concentraciones iniciales (mol/L)	0,2		0		0
Concentraciones finales (mol/L)	0		0,2		0,2

El ión  $Na^+$  debería ser la especie conjugada del  $NaOH$ , pero al ser el  $NaOH$  en agua una base fuerte (totalmente disociada), el ión  $Na^+$  no tiene posibilidad de presentar comportamiento ácido. Por su parte, el ión acetato,  $CH_3COO^-$ , se comporta como una base débil en disolución acuosa (es la base conjugada del ácido acético,  $CH_3COOH$ , que es un ácido débil). El equilibrio de basicidad del ión acetato será:



Así pues, la basicidad de una disolución de acetato de sodio es debida a la presencia en disolución del ión acetato,  $CH_3COO^-$ , que es una base débil.

A igualdad de concentraciones iniciales en las disoluciones de ión acetato y de anilina, como es el caso planteado ya que en ambas dicha concentración es de 0,2 M, la disolución más básica será aquella cuya base débil sea más fuerte. Para comparar fuerzas de sustancias básicas, hay que comparar los valores de sus constantes de basicidad,  $K_b$ . Cuanto mayor sea  $K_b$ , más fuerte será la base. En nuestro caso tenemos que calcular el valor de  $K_b(CH_3COO^-)$  a partir del valor que proporciona el enunciado de  $K_a(CH_3COOH)$ . Al formar ambas sustancias un par ácido-base conjugado, se cumple lo siguiente:

$$K_b(CH_3COO^-) \cdot K_a(CH_3COOH) = K_w = 10^{-14}$$

Así pues:

$$K_b(CH_3COO^-) = \frac{10^{-14}}{K_a(CH_3COOH)} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

Comparando los valores de las constantes de basicidad del ion acetato y de la anilina, se tiene:

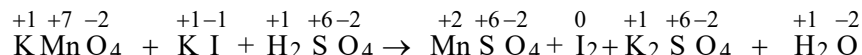
$$K_b(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 5,56 \cdot 10^{-10} > K_b(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) = 4,3 \cdot 10^{-10}$$

Se deduce que en disolución acuosa el ión acetato es una base más fuerte que la anilina. Queda justificado por tanto que la disolución de acetato de sodio 0,2 M es más básica que la disolución de 4,65 g de anilina en 250 mL de agua (de concentración 0,2 M).

4. i) La reacción que se debe ajustar es:

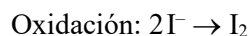


Los estados de oxidación de los elementos en cada sustancia que participa en la reacción son:

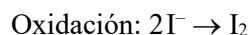
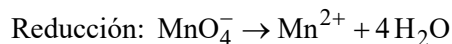


El átomo que se reduce es el Mn, ya que su número de oxidación pasa de +7 a +2. La especie que se reduce y, por tanto, la especie oxidante es el  $\text{KMnO}_4$ . Por su parte, el átomo que se oxida es el I, que aumenta su número de oxidación de -1 a 0. La especie que se oxida es el KI, que es, por tanto, la especie reductora.

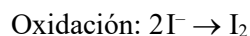
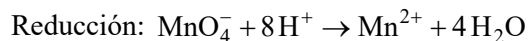
La reacción transcurre en medio ácido. Realizamos el ajuste teniendo en cuenta este aspecto. En primer lugar, se escriben las semirreacciones de reducción y de oxidación y se ajustan los átomos que se oxidan o se reducen:



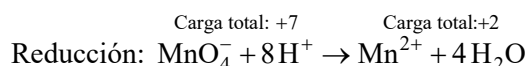
Seguidamente se ajustan los oxígenos utilizando  $\text{H}_2\text{O}$ :



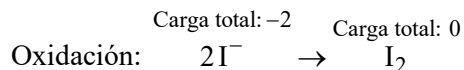
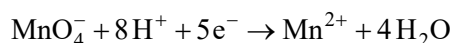
Después se ajustan los hidrógenos utilizando  $\text{H}^+$ :



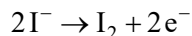
A continuación se ajusta la carga eléctrica en ambas semirreacciones utilizando electrones:



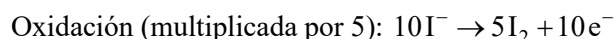
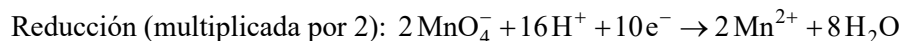
Es necesario sumar  $5\text{e}^-$  en el miembro de los reactivos, que es el que tiene la carga más elevada, para conseguir así rebajarla e igualarla a la carga del miembro de los productos.



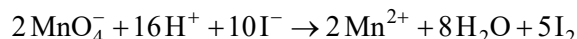
Es necesario sumar  $2\text{e}^-$  en el miembro de los productos, que es el que tiene la carga más elevada, para conseguir así rebajarla e igualarla a la carga del miembro de los reactivos.



A continuación, se ajustan en ambas semirreacciones los electrones intercambiados, que deben tener el mismo número:

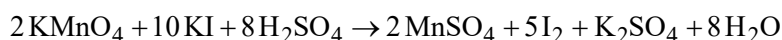


Seguidamente se suman las dos semirreacciones para obtener la **reacción iónica global ajustada**:



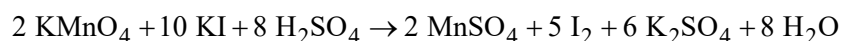
Los electrones han desaparecido ya que se compensan en ambos miembros.

Escribimos ahora reacción molecular. Tomamos como modelo la reacción propuesta inicialmente y, fijándonos en la reacción iónica ajustada, asignamos los coeficientes estequiométricos a cada una de las especies de la reacción molecular de forma que dichos coeficientes hagan que las cantidades de los iones que aparecen en la reacción molecular sean las que indica el ajuste de la reacción iónica:



Por último realizamos un recuento en la reacción molecular que acabamos de escribir para comprobar si todos los átomos están ajustados, ya que puede haber en esta reacción especies que no han participado en el proceso redox. Si aún no estuviera ajustada la reacción, hay que terminar que asignar coeficientes que hagan que se complete el ajuste.

En este caso, aún no están ajustados los átomos de K, S y O. Se soluciona fácilmente colocando un coeficiente al sulfato de potasio,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ . Con ello obtenemos la **reacción molecular ajustada**:



ii) Para que una reacción sea espontánea, su variación de energía libre de Gibbs debe ser menor que cero. En otras palabras, si  $\Delta G^\circ$  (reacción)  $< 0$ , la reacción tiene lugar espontáneamente en el sentido en el que está escrita.

En el caso de una reacción redox, existe la siguiente relación entre su  $\Delta G^\circ$  y el potencial estándar de la pila asociada a dicha reacción:

$$\Delta G_{\text{reacción}}^\circ = -n \cdot F \cdot E_{\text{reacción}}^\circ$$

En esta expresión,  $n$  representa el número de electrones que participan en la reacción ajustada, y  $F$  es la constante de Faraday, cuyo valor es de 96500 C/mol. Así pues, al ser  $n$  y  $F$  magnitudes positivas, si la reacción que nos ocupa es espontánea y, por tanto su variación de energía libre es negativa, el potencial  $E^\circ$  de la reacción debe ser mayor que cero (positivo).

Para calcular el potencial  $E^\circ$  hay que tener en cuenta la especie que se reduce y la que se oxida, que son el  $\text{KMnO}_4$  y el  $\text{I}_2$ , respectivamente, y los valores de los potenciales de reducción estándar proporcionados por el enunciado:

$$E^\circ(\text{reacción}) = E^\circ(\text{cátodo}) - E^\circ(\text{ánodo}) = E^\circ(\text{reducción}) - E^\circ(\text{oxidación})$$

$$E^\circ(\text{reacción}) = E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) - E^\circ(\text{I}_2/2\text{I}^-) = (+1,23 \text{ V}) - (+0,54 \text{ V}) = +0,69 \text{ V}$$

Así pues, la reacción estudiada **sí es espontánea** en condiciones estándar, ya que posee un potencial  $E^\circ$  (reacción)  $> 0$ , con lo que se cumple que  $\Delta G_{\text{reacción}}^\circ = -n \cdot F \cdot E_{\text{reacción}}^\circ < 0$ .

5. i) La fórmula del ácido 3-hidroxipentanoico es  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHOHCH}_2\text{COOH}$ .

ii) Cualquier isómero del  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHOHCH}_2\text{COOH}$  debe poseer su misma fórmula molecular, que es  $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_3$ .

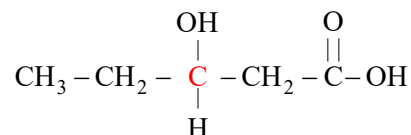
Isómero de función:  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHOHCOOCH}_3$ , que es un éster cuyo nombre es 2-hidroxibutanoato de metilo.

Isómero de posición:  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CHOHCOOH}$ , cuyo nombre es ácido 2-hidroxipentanoico.



Isómero de cadena:  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{C} \\ | \\ \text{OH} \end{array} - \text{COOH}$ , cuyo nombre es ácido 2-hidroxi-2-metilbutanoico.

Por lo que se refiere a los posibles isómeros ópticos, la condición para que un compuesto orgánico presente isomería óptica es que dicho compuesto posea al menos un carbono asimétrico (o quiral), que es como se llama a un carbono que posee los cuatro sustituyentes diferentes. En el caso propuesto, presenta un único carbono asimétrico, el carbono n.º 3, coloreado en rojo en el desarrollo de la molécula, que se muestra a continuación:



Así pues, el ácido 3-hidroxipentanoico sí puede tener isómeros ópticos, ya que presenta un carbono asimétrico. El número de isómeros ópticos que presenta es  $2^n$ , siendo  $n$  el número de carbonos asimétricos presentes en la molécula, con lo cual existirán  $2^1 = 2$  isómeros ópticos en este caso. Los representamos teniendo en cuenta que serán enantiómeros (imágenes especulares):

