

OPCIÓN DE EXAMEN N° 2

1. [2 PUNTOS]

- a) [0,5 PUNTOS] Razona si las siguientes configuraciones electrónicas de los átomos A ($1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$) y B ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$) son posibles en un estado fundamental o en un estado excitado.
- b) [0,5 PUNTOS] Razona qué tipo de compuesto formarán A y B y con qué estequiometría.
- c) [0,5 PUNTOS] Escribe la configuración electrónica de un anión estable del átomo A y de un catión estable del átomo B.
- c) [0,5 PUNTOS] ¿A qué grupo y periodo pertenecen los átomos A y B?

2. [2 PUNTOS] Se dispone de cuatro disoluciones acuosas: una de ellas contiene cloruro de amonio (NH_4Cl), otra nitrato de potasio (KNO_3), la tercera nitrito de sodio (NaNO_2) y la cuarta ácido acético (HAc)

- a) [1 PUNTO] Si los recipientes que las contienen están sin etiquetar, indica razonadamente cómo y cuáles podrías distinguir con ayuda de un indicador ácido-base. Y, en su caso, cuáles no.
- b) [1 PUNTO] Escribe las ecuaciones iónicas necesarias para el razonamiento.

DATOS: $K_a(\text{HNO}_2) = 7,1 \cdot 10^{-4}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_a(\text{HAc}) = 1,7 \cdot 10^{-5}$.

3. [2 PUNTOS] Dados los siguientes potenciales estándar de reducción

$E^\circ(\text{Cd}^{2+}(\text{ac})/\text{Cd}(\text{s})) = -0,40 \text{ V}$ y $E^\circ(\text{Ag}^+(\text{ac})/\text{Ag}(\text{s})) = 0,80 \text{ V}$.

- a) [0,5 PUNTOS] Diseña una pila electroquímica con dichos elementos.
- b) [0,5 PUNTOS] Escribe las reacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo.
- c) [0,5 PUNTOS] Indica el oxidante y el reductor.
- d) [0,5 PUNTOS] Calcula el potencial estándar de la pila.

4. [2 PUNTOS] Para el equilibrio $\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$, la constante $K_c = 4,40$ a 2000 K.

Calcula las concentraciones en el equilibrio cuando se introducen simultáneamente 1 mol de H_2 , 1 mol de CO_2 y 2 moles de H_2O en un reactor de 4,68 L a dicha temperatura.

5. [2 PUNTOS] La siguiente fórmula molecular, $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$, corresponde a varios compuestos orgánicos isómeros.

- a) [0,5 PUNTOS] Escribe la fórmula desarrollada de dos isómeros con grupos funcionales diferentes.
- b) [0,5 PUNTOS] Indica el nombre de los grupos funcionales que los constituyen.
- c) [0,5 PUNTOS] Nombra dichos compuestos.
- d) [0,5 PUNTOS] Escribe una reacción de reducción con uno de ellos.

1.-

- a) (0,5 p) Razona si las siguientes configuraciones electrónicas de los átomos A ($1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$) y B ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$) son posibles en un estado fundamental o en un estado excitado.

La configuración electrónica del átomo A corresponde a un estado excitado, ya que posee un electrón en el subnivel 3s estando el subnivel 2p, de menor energía, incompleto.

La configuración electrónica del átomo B corresponde al estado fundamental, ya que los electrones están situados en los subniveles de menor energía, estando todos ellos completos.

- b) (0,5 p) Razona qué tipo de compuesto formarán A y B y con qué estequiometría.

En estado fundamental la configuración electrónica del átomo A es $1s^2 2s^2 2p^5$, por lo que se trata de un no-metal, ya que su electrón diferenciante ocupa un subnivel p incompleto.

El elemento B es un metal ya que su electrón diferenciante ocupa un subnivel s.

Entre A y B se establecerá un enlace iónico. El elemento A presenta valencia -1, ya que tiende a ganar un electrón para completar su nivel de valencia, mientras que el elemento B presenta valencia +2, ya que tiene tendencia a perder sus dos electrones del nivel de valencia.

La estequiometría del compuesto formado entre ambos elementos será: BA_2 .

- c) (0,5 p) Escribe la configuración electrónica de un anión estable del átomo A y de un catión estable del átomo B.

Los iones más estables son aquellos que permiten a cada átomo alcanzar la configuración de gas noble:

$A^- (Z = 9): 1s^2 2s^2 2p^6$

$B^{2+} (Z = 12): 1s^2 2s^2 2p^6$

- d) (0,5 p) ¿A qué grupo y periodo pertenecen los átomos A y B?

El átomo A pertenece al período 2 (su nivel de energía más alto ocupado es el 2) y al grupo 17 o de los halógenos, ya que la configuración de su nivel de valencia es del tipo $ns^2 np^5$.

El átomo B pertenece al período 3 (su nivel de energía más alto ocupado es el 3) y al grupo 2 o de los alcalinotérreos, ya que la configuración de su nivel de valencia es del tipo ns^2 .

2.- Se dispone de cuatro disoluciones acuosas: una de ellas contiene cloruro de amonio (NH_4Cl), otra nitrato de potasio (KNO_3), la tercera nitrito de sodio ($NaNO_2$) y la cuarta ácido acético (HAc).

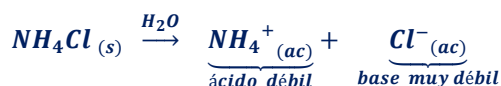
- a) (1 p) Si los recipientes que las contienen están sin etiquetar, indica razonadamente cómo y cuáles podrías distinguir con ayuda de un indicador ácido-base. Y, en su caso, cuáles no.
- b) (1 p) Escribe las ecuaciones iónicas necesarias para el razonamiento.

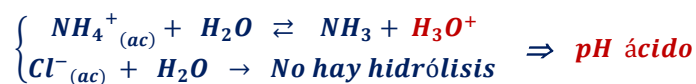
DATOS: $K_a(HNO_2) = 7,1 \cdot 10^{-4}$ $K_b(NH_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ $K_a(HAc) = 1,7 \cdot 10^{-5}$.

Resuelvo los dos apartados conjuntamente.

Cloruro de amonio (sal de ácido fuerte-base débil)

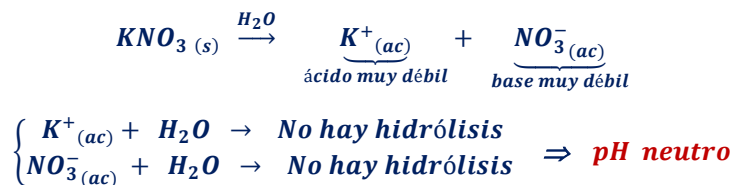
El ion amonio es un ácido débil, ya que es el conjugado de una base débil (el amoniaco). El anión cloruro es una base muy débil, ya que es el conjugado de un ácido fuerte (el ácido clorhídrico).





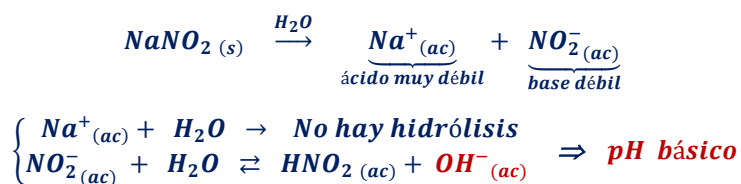
Nitrato de potasio (sal de ácido fuerte-base fuerte)

El ion potasio es un ácido muy débil, ya que es el conjugado de una base fuerte (el hidróxido de potasio). El anión nitrato es una base muy débil, ya que es el conjugado de un ácido fuerte (el ácido nítrico).

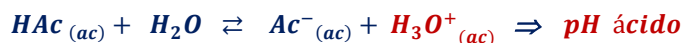


Nitrito de sodio

El ion sodio es un ácido muy débil, ya que es el conjugado de una base fuerte (el hidróxido de sodio). El anión nitrito es una base débil, ya que es el conjugado de un ácido débil (el ácido nitroso).



Ácido acético (Ácido débil)



No podríamos distinguir entre las disoluciones de cloruro de amonio y de ácido acético, ya que ambas son ácidas y tendrían un pH bastante similar (el indicador tomaría tonalidades muy similares). Si podríamos distinguir las disoluciones de nitrato de sodio (básica), y dependiendo del pK del indicador, podríamos distinguir la disolución de nitrato de potasio (neutra).

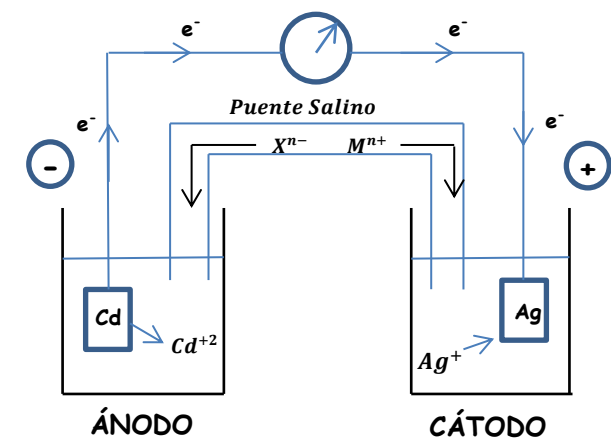
3.- Dados los siguientes potenciales estándar de reducción: $E^0 (Cd^{2+}(ac)/Cd(s)) = - 0,40 \text{ V}$ y $E^0 (Ag^+(ac)/Ag(s)) = 0,80 \text{ V}$.

- (0,5 p) Diseña una pila electroquímica con dichos elementos.
- (0,5 p) Escribe las reacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo.
- (0,5 p) Indica el oxidante y el reductor.
- (0,5 p) Calcula el potencial estándar de la pila.

Resuelvo todos los apartados conjuntamente.

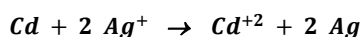
En esta pila el electrodo de plata actuará de cátodo, ya que al poseer un mayor potencial normal de reducción los iones Ag^+ se reducen más fácilmente que los iones Cd^{2+} . La especie oxidante son los iones Ag^+ , ya que experimentan una reducción; mientras que el reductor es el cadmio metálico, ya que experimenta una oxidación.

A continuación podemos ver un esquema de la pila:



$$E_{pila}^0 = E_{cátodo}^0 - E_{ánodo}^0$$

$$E_{pila}^0 = (0,80) - (-0,40) = 1,20 \text{ V}$$



4.- (2 p) Para el equilibrio $H_2(g) + CO_2(g) \rightleftharpoons H_2O(g) + CO(g)$, la constante $K_c = 4,40$ a 2000 K.

Calcula las concentraciones en el equilibrio cuando se introducen simultáneamente 1 mol de H_2 , 1 mol de CO_2 y 2 moles de H_2O en un reactor de 4,68 L a dicha temperatura.

| | | | | | | | |
|------------------------|----------|---|-----------|----------------------|-----------|---|---------|
| | $H_2(g)$ | + | $CO_2(g)$ | \rightleftharpoons | $H_2O(g)$ | + | $CO(g)$ |
| Moles iniciales | 1 | | 1 | | 2 | | |
| Variación | -x | | -x | | +x | | +x |
| Moles en el equilibrio | 1 - x | | 1 - x | | 2 + x | | x |

$$K_c = \frac{[CO] \cdot [H_2O]}{[CO_2] \cdot [H_2]} \Rightarrow 4,4 = \frac{(x/V) \cdot (2 + x/V)}{(1 - x/V) \cdot (1 - x/V)} \Rightarrow 4,4 = \frac{2x + x^2}{1 - 2x + x^2}$$

Resolviendo la ecuación:

$$x = 0,473 \text{ mol}$$

De modo que las concentraciones en el equilibrio son:

$$[H_2] = [CO_2] = \frac{1 - x}{V} = \frac{1 - 0,473}{4,68} = 0,113 \frac{\text{mol}}{L}; \quad [H_2O] = \frac{2 + x}{V} = \frac{2 + 0,473}{4,68} = 0,528 \frac{\text{mol}}{L}$$

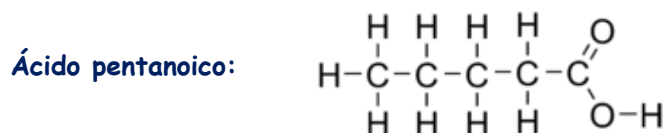
$$[CO] = \frac{x}{V} = \frac{0,473}{4,68} = 0,101 \frac{\text{mol}}{L}$$

5.- La siguiente fórmula molecular, $C_5H_{10}O_2$, corresponde a varios compuestos orgánicos isómeros.

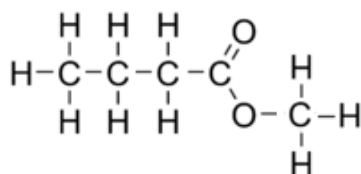
- (0,5 p) Escribe la formula desarrollada de dos isómeros con grupos funcionales diferentes.
- (0,5 p) Indica el nombre de los grupos funcionales que los constituyen.
- (0,5 p) Nombra dichos compuestos.

Resuelvo esto tres apartados conjuntamente.

Al presentar la fórmula molecular dos átomos de oxígeno, lo más sencillo es pensar en grupos funcionales como el carboxilo ($-COOH$, ácidos) y el éster ($-COO-$, ésteres), por lo que un ejemplo de isómeros (hay otros) podría ser:



Butanoato de metilo:



d) (0,5 p) Escribe una reacción de reducción con uno de ellos.

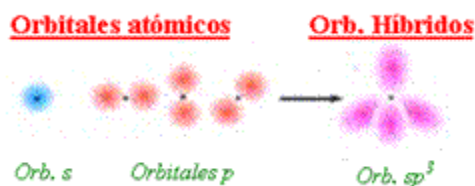


1.- En compuestos cuyos enlaces, entre los átomos periféricos y el central, puedan describirse utilizando para el átomo central orbitales híbridos sp^3 .

a) (0,75 p) Razona qué geometrías son posibles.

Los orbitales híbridos sp^3 se forman por la hibridación del orbital s y los tres orbitales p del nivel de valencia del átomo central.

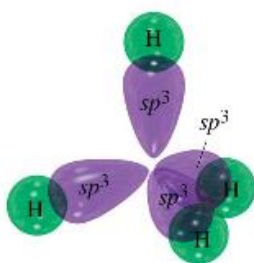
Los cuatro orbitales híbridos formados se disponen espacialmente dirigidos hacia los vértices de un tetraedro.



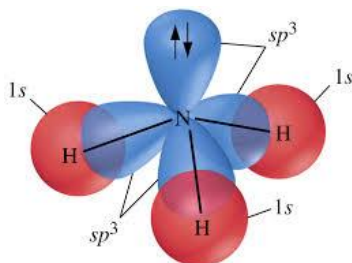
Cuando el átomo central de una molécula adquiere este tipo de hibridación, la molécula puede tener diferentes geometrías en función del número de orbitales híbridos que intervengan en la formación de enlaces:

- Si los cuatro orbitales híbridos sp^3 son enlazantes la molécula adopta una **geometría tetraédrica**.
- Si tres orbitales híbridos son enlazantes y el otro orbital híbrido está ocupado por un par de electrones no-enlazantes, la molécula adquiere una **geometría de pirámide trigonal**.
- Si dos orbitales híbridos son enlazantes y los otros dos orbitales híbridos están ocupados por dos pares de electrones no-enlazantes, la molécula adquiere una **geometría angular**.

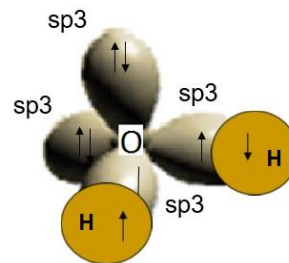
b) (0,75 p) Pon un ejemplo de compuesto para cada una de las geometrías posibles.



Metano (tetraédrica)

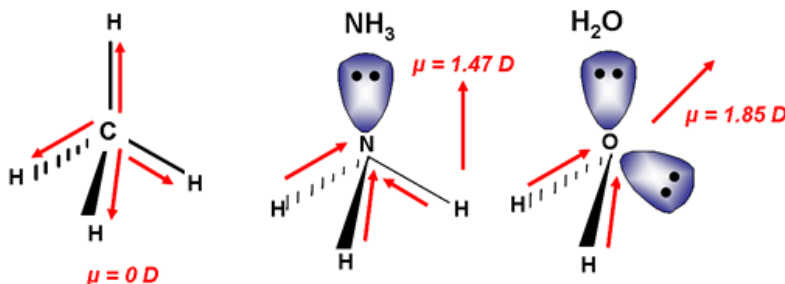


Amoníaco (pirámide trigonal)



Agua (angular)

c) (0,5 p) Justifica la polaridad en cada caso anterior.



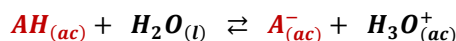
La molécula de metano es apolar ya que la simetría de la geometría molecular tetraédrica, hace que la suma de los momentos dipolares de los enlaces sea nula.

Las moléculas de amoníaco y agua son polares, ya que la falta de simetría de sus geometrías hace que la suma de los momentos dipolares de los enlaces no sea nula.

2.- Razona sobre la veracidad de las siguientes afirmaciones.

a) (0,5 p) Según la teoría de Brönsted, un ácido y su base conjugada difieren en un protón.

Es **cierto**, según la teoría de Brönsted - Lowry las reacciones entre ácidos y bases pueden considerarse como reacciones de transferencia de protones entre un donador (el ácido) y un aceptor (la base). Una consecuencia importante de este hecho es la reversibilidad del proceso de transferencia, de modo que cuando un ácido AH cede un protón, el anión A^- se comportará como una base, llamada base conjugada del ácido AH. Lo mismo podemos decir en cuanto a las bases. Al conjunto de un ácido y una base que sólo difieren en el ion H^+ , se le llama par ácido-base conjugado.



b) (0,5 p) Un ácido y su base conjugada reaccionan entre sí dando una disolución neutra.

Falso. Lo que sucede es que los ácidos reaccionan con bases para formar sus bases y ácidos conjugados correspondientes, estableciéndose un equilibrio. Por ejemplo:



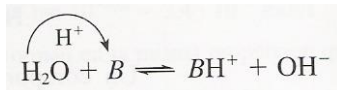
c) (0,5 p) La base conjugada de un ácido fuerte es una base fuerte.

Falso. Según la teoría de Brönsted - Lowry, si en un par ácido - base el ácido es fuerte (presenta gran tendencia a ceder protones), la base conjugada será muy débil (tendrá poca tendencia a aceptar protones). Para un par ácido/base conjugado se cumple:

$$K_a \cdot K_b = K_w = 1.10^{-14}$$

d) (0,5 p) Una base, según Brönsted, es aquella que en disolución acuosa da iones OH^- .

Falso. Según la teoría de Brönsted - Lowry una base es una sustancia iónica o molecular con capacidad de captar un protón.



3.- Se introducen 0,6 moles de tetraóxido de dinitrógeno, N_2O_4 , en un recipiente de 10 L a 348,2 K. En el equilibrio: $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 (\text{g})$, la presión es de 2 atm.

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

a) (0,5 p) Calcula el grado de disociación.

| | $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$ | \rightleftharpoons | $2 \text{NO}_2 (\text{g})$ |
|----------------------------------|-----------------------------------|----------------------|----------------------------|
| Concentración Inicial (mol/L) | 0,06 | | -- |
| Variación (mol/L) | -x | | +2x |
| Concentración Equilibrio (mol/L) | 0,06 - x | | 2x |

$$(C_T)_{eq} = (0,06 - x) + 2x = 0,06 + x \text{ mol/L}$$

$$P_T = C_T \cdot R \cdot T \Rightarrow 2 = (0,06 + x) \cdot 0,082 \cdot 348,2 \Rightarrow x = 0,01 \text{ mol/L}$$

$$\alpha = \left(\frac{x}{0,06} \right) \cdot 100 = \left(\frac{0,01}{0,06} \right) \cdot 100 = 16,7 \%$$

b) (0,5 p) Calcula el número de moles de cada sustancia en el equilibrio.

$$n_{\text{N}_2\text{O}_4} = (0,06 - x) \cdot V = (0,06 - 0,01) \cdot 10 = 0,5 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NO}_2} = (2x) \cdot V = (2 \cdot 0,01) \cdot 10 = 0,2 \text{ mol}$$

c) (0,5 p) Calcula el valor de K_p a esa temperatura.

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{(2x)^2}{0,06 - x} = \frac{4x^2}{0,1 - x} = \frac{4 \cdot (0,01)^2}{0,06 - 0,01} = 8 \cdot 10^{-3}$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \Rightarrow K_p = 8 \cdot 10^{-3} \cdot (0,082 \cdot 348,2) = 0,228$$

d) (0,5 p) Razona si se produciría una mayor disociación de N_2O_4 al ir retirando del recipiente NO_2 .

De acuerdo al principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplazará en el sentido en el que contrarreste la variación introducida. Al disminuir la concentración del producto NO_2 , el equilibrio se desplaza en el sentido que favorezca su producción, aumentando de este modo su concentración. El equilibrio se desplaza hacia la derecha, produciéndose una mayor disociación del N_2O_4 .

4.- El producto de solubilidad del hidróxido de hierro (II), $\text{Fe}(\text{OH})_2$, es $1,6 \cdot 10^{-14}$.

a) (1 p) Calcula la solubilidad molar del hidróxido de hierro (II) en agua.

| | $\text{Fe}(\text{OH})_2 (\text{s})$ | \rightleftharpoons | $\text{Fe}^{+2} (\text{ac})$ | + | $2 \text{OH}^- (\text{ac})$ |
|-------------------------------------|-------------------------------------|----------------------|------------------------------|---|-----------------------------|
| Concentración inicial (mol/L) | a | | -- | | -- |
| Variación (mol/L) | -s | | +s | | +2s |
| Concentración en equilibrio (mol/L) | a - s | | s | | 2s |

$$K_{ps} = [\text{Fe}^{+2}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1,6 \cdot 10^{-14}}{4}} = 1,59 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

b) (0,5 p) Calcula el pH de la disolución saturada de esta sal.

La concentración de iones hidróxido en una disolución saturada es la que hay en el equilibrio.

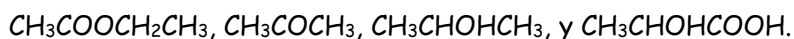
$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (2s) = -\log (2 \cdot 1,59 \cdot 10^{-5}) = 4,5$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 4,5 = 9,5$$

c) (0,75 p) Razona cómo variará la solubilidad si se adiciona una sal soluble de hierro (II).

De acuerdo al principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplazará en el sentido en el que contrarreste la variación introducida. Al aumentar la concentración de los iones Fe^{+2} , el equilibrio se desplaza en el sentido que favorezca la disminución de su concentración. El equilibrio se desplaza hacia la izquierda, disminuyendo la solubilidad del $Fe(OH)_2$. Este hecho es conocido como efecto del ion común.

5.- Dados los siguientes compuestos:



a) (0,5 p) Identifica los grupos funcionales presentes en cada uno de ellos.

$CH_3COOCH_2CH_3$ Éster

CH_3COCH_3 Cetona

$CH_3CHOHCH_3$ Alcohol (secundario)

$CH_3CHOHCOOH$ Alcohol y ácido carboxílico

b) (0,4 p) Nómbralos.

$CH_3COOCH_2CH_3$ Etanoato de etilo o Acetato de etilo

CH_3COCH_3 Propanona, Acetona o Dimetilcetona

$CH_3CHOHCH_3$ 2-propanol o Propan-2-ol

$CH_3CHOHCOOH$ Ácido 2-hidroxipropanoico

c) (0,8 p) Escribe un isómero de cada uno de ellos y nómbralo.

$CH_3CH_2CH_2COOH$ Ácido butanoico (isómero de función del acetato de etilo)

CH_3CH_2CHO Propanal (isómero de función de la propanona)

$CH_2OHCH_2CH_3$ 1-propanol (isómero de posición del 2-propanol)

CH_2OHCH_2COOH Ácido 3-hidroxipropanoico (isómero de posición del ác. 2-hidroxipropanoico)

d) (0,3 p) Escribe una reacción de reducción del CH_3COCH_3 .

