



# EVALUACIÓN DE BACHILLERATO PARA EL ACCESO A LA UNIVERSIDAD

LOMCE – JULIO 2021

## QUÍMICA

### INDICACIONES

1. La prueba consta de 10 ejercicios distribuidos en tres bloques.
2. Se debe realizar un total de cinco ejercicios, eligiendo, al menos, uno de cada bloque.
3. Si entre los cinco realizados no figura al menos uno de cada bloque, no se corregirán los últimos del bloque con más ejercicios ni aquellos que excedan de cinco.
4. Si se resuelven más de cinco ejercicios, solo se corregirán los primeros, según el orden en que aparezcan resueltos en el cuadernillo de examen.

### BLOQUE 1

1. [2 PUNTOS] Escriba la configuración electrónica en estado fundamental de:

- a) [0,5 PUNTOS] Un elemento con tres electrones en orbitales p.
- b) [0,5 PUNTOS] Un elemento de transición.
- c) [0,5 PUNTOS] Un elemento alcalino.
- d) [0,5 PUNTOS] Un elemento del grupo 18.

2. [2 PUNTOS] En función del tipo de enlace explique por qué:

- a) [0,5 PUNTOS] El  $\text{NH}_3$  tiene un punto de ebullición más alto que el  $\text{CH}_4$ .
- b) [0,5 PUNTOS] El  $\text{KCl}$  tiene un punto de fusión mayor que el  $\text{Cl}_2$ .
- c) [0,5 PUNTOS] El  $\text{CH}_4$  es insoluble en agua y el  $\text{KCl}$  es soluble.
- d) [0,5 PUNTOS] El etano tiene un punto de ebullición menor que el etanol.

### BLOQUE 2

3. [2 PUNTOS] Para el equilibrio  $\text{I}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$ , la constante de equilibrio  $K_c$  es 54,8 a la temperatura de 425 °C. Calcule:

- a) [1 PUNTO] Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio si se calientan a la citada temperatura, 0,60 moles de  $\text{HI}$  y 0,10 moles de  $\text{H}_2$  en un recipiente de un litro de capacidad.
- b) [1 PUNTO] El porcentaje de disociación del  $\text{HI}$ .

4. [2 PUNTOS] La fenolftaleína es un indicador ácido-base que cambia de incoloro a rosa en el intervalo de pH 8 (incoloro) a pH 9,5 (rosa).

- a) [1 PUNTO] ¿Qué color presentará este indicador en una disolución acuosa de cloruro amónico,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ? Razone la respuesta.
- b) [1 PUNTO] ¿Qué color presentará este indicador en una disolución de  $\text{NaOH } 10^{-3} \text{ M}$ ? Razone la respuesta.

5. [2 PUNTOS] A 25 °C el producto de solubilidad en agua del AgOH es  $2 \cdot 10^{-8}$ . Para esa temperatura,
- [0,5 PUNTOS] Calcule la solubilidad del compuesto en g/L.
  - [0,5 PUNTOS] Calcule el pH de la disolución saturada de AgOH en agua.
  - [0,5 PUNTOS] Razone cómo variará la solubilidad si se adiciona a la disolución saturada anterior una sal soluble de plata.
  - [0,5 PUNTOS] Razone cómo variará la solubilidad si se adiciona una disolución básica a la disolución saturada de AgOH.

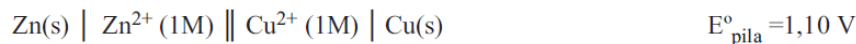
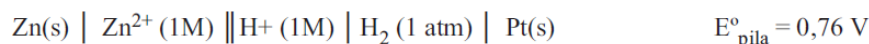
DATOS: Masas atómicas: Ag = 108; O = 16; H = 1.

6. [2 PUNTOS] El  $\text{KMnO}_4$ , en medio ácido sulfúrico, reacciona con el  $\text{H}_2\text{O}_2$  para dar  $\text{MnSO}_4$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .
- [1 PUNTO] Ajuste la reacción molecular por el método del ion-electrón.
  - [1 PUNTO] ¿Qué volumen de  $\text{O}_2$  medido a 1520 mm de mercurio y 125 °C se obtiene a partir de 100 g de  $\text{KMnO}_4$ ?

DATOS: Masas atómicas: C = 12; O = 16; K = 39; Mn = 55.

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

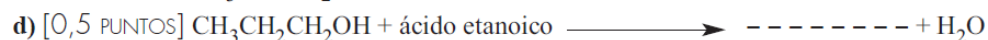
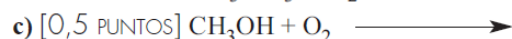
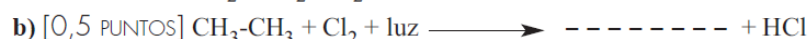
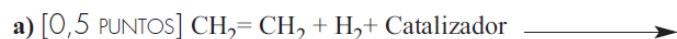
7. [2 PUNTOS] Sabiendo los potenciales de estándar de las siguientes pilas



- [0,5 PUNTOS] Escriba las reacciones de reducción y oxidación de cada pila.
  - [0,5 PUNTOS] Identifique el ánodo y el cátodo en cada pila.
  - [0,5 PUNTOS] Calcule el siguiente potencial estándar de reducción:  $E^\circ (\text{Zn}^{2+} / \text{Zn})$ .
  - [0,5 PUNTOS] Calcule el siguiente potencial estándar de reducción:  $E^\circ (\text{Cu}^{2+} / \text{Cu})$ .
8. [2 PUNTOS] Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
- [0,5 PUNTOS] Para una reacción exotérmica, la energía de activación de la reacción directa es menor que la energía de activación de la reacción inversa.
  - [0,5 PUNTOS] La velocidad de la reacción no depende de la temperatura.
  - [0,5 PUNTOS] La acción de un catalizador no influye en la velocidad de reacción.
  - [0,5 PUNTOS] La acción de un catalizador altera la posición de equilibrio al disminuir la energía de activación.

### BLOQUE 3

9. [2 PUNTOS] Complete las siguientes reacciones orgánicas e indique de qué tipo son:



10. [2 PUNTOS] Dados los siguientes compuestos:  $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{CONH}_2$ ,  $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3$  y  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$

- [1 PUNTO] Identifique los grupos funcionales presentes en cada uno de ellos.
- [1 PUNTO] Nómbralos.

**BLOQUE 1**

1.- [2 PUNTOS] Escriba la configuración electrónica en estado fundamental de:

- a) (0,5 p) Un elemento con tres electrones en orbitales p.

Hay muchas respuestas posibles, una podría ser:



- b) (0,5 p) Un elemento de transición.

Hay muchas respuestas posibles, pero todas deben tener una configuración electrónica en el nivel de valencia del tipo:  $ns^2 (n-1)d^x$ . Una podría ser:



- c) (0,5 p) Un elemento alcalino.

Hay muchas respuestas posibles, pero todas deben tener una configuración electrónica en el nivel de valencia del tipo:  $ns^1$  (excepto  $1s^1$ , que es la configuración electrónica del hidrógeno). Una podría ser:



- d) (0,5 p) Un elemento del grupo 18.

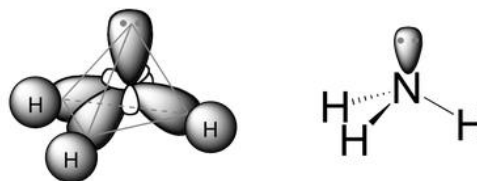
Hay muchas respuestas posibles, pero todas deben tener una configuración electrónica en el nivel de valencia del tipo:  $ns^2 np^6$  (aunque también podría ser  $1s^2$ , que es la configuración electrónica del elemento del grupo 18, gases nobles, del primer período). Una podría ser:



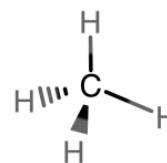
2.- [2 PUNTOS] En función del tipo de enlace explique por qué:

- a) (0,5 p) El  $NH_3$  tiene un punto de ebullición más alto que el  $CH_4$ .

**Amoniaco ( $NH_3$ ):** La molécula se forma mediante tres enlaces  $\sigma$  entre los tres orbitales híbridos  $sp^3$  semicupados del nitrógeno y los tres orbitales  $1s$  semicupados de los tres átomos de hidrógeno. Adoptando una geometría de pirámide trigonal. Debido a esta estructura no simétrica, la molécula de amoniaco es polar, por lo que entre sus moléculas existen fuerzas de Van der Waals (dipolo permanente - dipolo permanente), pero, además, debido a la alta polaridad de los enlaces N - H existen también enlaces de hidrógeno.



**Metano ( $CH_4$ ):** La molécula se forma mediante cuatro enlaces  $\sigma$  entre los cuatro orbitales híbridos  $sp^3$  semicupados del nitrógeno y los cuatro orbitales  $1s$  semicupados de los cuatro átomos de hidrógeno, adoptando una geometría tetraédrica. Debido a esta estructura simétrica, la molécula de metano es apolar, por lo que es entre sus moléculas existen fuerzas de dispersión o de London (dipolo instantáneo - dipolo inducido).



La mayor intensidad de las fuerzas intermoleculares en el amoniaco, explican el mayor punto de ebullición del metano.

b) (0,5 p) El  $KCl$  tiene un punto de fusión mayor que el  $Cl_2$ .

El cloruro de potasio es un sólido iónico, formado por un metal (K) y un no-metal (Cl), mientras que el  $Cl_2$  es una sustancia covalente molecular apolar, entre cuyas moléculas solo existen fuerzas de dispersión o de London (dipolo instantáneo - dipolo inducido). La mayor intensidad del enlace iónico en el  $KCl$  explica su mayor punto de fusión.

c) (0,5 p) El  $CH_4$  es insoluble en agua y el  $KCl$  es soluble.

El agua es un disolvente polar, debido a la polaridad de su molécula, por lo que disuelve mejor a las sustancias iónicas (por las interacciones ion - dipolo permanente) o a las sustancias covalentes moleculares polares (por las interacciones entre dipolos permanentes) que a las sustancias covalentes moleculares apolares. Esta es la razón de que el cloruro de potasio, sólido iónico, es más soluble en agua que el metano, sustancia covalente molecular apolar.

d) (0,5 p) El etano tiene un punto de ebullición menor que el etanol.

El etanol es una sustancia covalente molecular polar, debido a la polaridad de los enlaces O - H del grupo hidroxilo, por lo que entre sus moléculas existen fuerzas de Van der Waals (dipolo permanente - dipolo permanente), pero, además, debido a la alta polaridad de los enlaces O - H existen también enlaces de hidrógeno, mientras que el etano es una sustancia covalente molecular apolar, por lo que entre sus moléculas existen fuerzas de dispersión o de London (dipolo instantáneo - dipolo inducido).

La menor intensidad de las fuerzas intermoleculares en el etano, explican el menor punto de ebullición del etano.

## BLOQUE 2

3.- [2 PUNTOS] Para el equilibrio  $I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2 HI(g)$ , la constante de equilibrio  $K_c$  es 54,8 a la temperatura de 425 °C. Calcule:

a) (1 p) Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio si se calientan a la citada temperatura, 0,60 moles de HI y 0,10 moles de  $H_2$  en un recipiente de un litro de capacidad.

|                                  |          |   |          |                      |           |
|----------------------------------|----------|---|----------|----------------------|-----------|
|                                  | $I_2(g)$ | + | $H_2(g)$ | $\rightleftharpoons$ | $2 HI(g)$ |
| Concentración Inicial (mol/L)    | -        |   | 0,1      |                      | 0,6       |
| Variación (mol/L)                | +x       |   | +x       |                      | -2x       |
| Concentración Equilibrio (mol/L) | x        |   | 0,1 + x  |                      | 0,6 - 2x  |

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[I_2] \cdot [H_2]} \Rightarrow 54,8 = \frac{(0,6 - 2x)^2}{(x) \cdot (0,1 + x)} \quad \text{Resolviendo: } x = \begin{cases} -0,192 \text{ mol/L} \\ 0,037 \text{ mol/L} \end{cases}$$

De modo que las concentraciones en el equilibrio son:

$$[I_2]_{eq} = x = 0,037 \text{ mol/L}$$

$$[H_2]_{eq} = 0,1 + x = 0,1 + 0,037 = 0,137 \text{ mol/L}$$

$$[HI]_{eq} = 0,6 - 2x = 0,6 - 2 \cdot 0,037 = 0,526 \text{ mol/L}$$

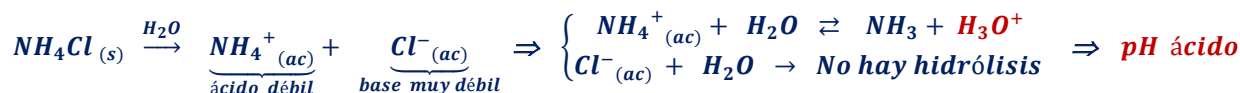
b) (1 p) El porcentaje de disociación del HI.

$$\alpha = \left( \frac{2x}{0,6} \right) \cdot 100 = \left( \frac{2 \cdot 0,037}{0,6} \right) \cdot 100 = 12,33 \%$$

4.- [2 PUNTOS] La fenolftaleína es un indicador ácido-base que cambia de incoloro a rosa en el intervalo de pH 8 (incoloro) a pH 9,5 (rosa).

- a) (1 p) ¿Qué color presentará este indicador en una disolución acuosa de cloruro amónico,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ? Razone la respuesta.

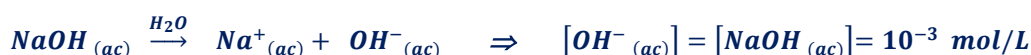
El cloruro de amonio es una sal de ácido fuerte-base débil. El ion amonio es un ácido débil, ya que es el conjugado de una base débil (el amoniaco). El anión cloruro es una base muy débil, ya que es el conjugado de un ácido fuerte (el ácido clorhídrico).



Por lo tanto, en una disolución acuosa de cloruro de amonio la fenolftaleína será incolora.

- b) (1 p) ¿Qué color presentará este indicador en una disolución de  $\text{NaOH } 10^{-3} \text{ M}$ ? Razone la respuesta.

El hidróxido de sodio es una base fuerte, por lo que está completamente disociado.



$$pOH = -\log [\text{OH}^-] = -\log [10^{-3}] = 3 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 14 - 3 = 11$$

Por lo tanto, en una disolución acuosa  $10^{-3} \text{ M}$  de hidróxido de sodio la fenolftaleína tomará color rosa.

5.- [2 PUNTOS] A  $25^\circ\text{C}$  el producto de solubilidad en agua del  $\text{AgOH}$  es  $2 \cdot 10^{-8}$ . Para esa temperatura:

DATOS: Masas atómicas:  $\text{Ag} = 108$      $\text{O} = 16$      $\text{H} = 1$

- a) (0,5 p) Calcule la solubilidad del compuesto en g/L.

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

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{OH}^-] = s \cdot s = s^2 \Rightarrow s = \sqrt{K_{ps}} = \sqrt{2 \cdot 10^{-8}} = 1,41 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$s = 1,41 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 125 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1,76 \cdot 10^{-2} \text{ g/L}$$

- b) (0,5 p) Calcule el pH de la disolución saturada de  $\text{AgOH}$  en agua.

$$pOH = -\log [\text{OH}^-] = -\log [s] = -\log [1,41 \cdot 10^{-4}] = 3,85$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 3,85 = 10,15$$

- c) (0,5 p) Razone cómo variará la solubilidad si se adiciona a la disolución saturada anterior una sal soluble de plata.

De acuerdo con el principio de Le Chatelier, al perturbar un equilibrio estable este evoluciona hacia un nuevo estado de equilibrio oponiéndose a la variación que le sacó del equilibrio inicial. En este caso, al aumentar la concentración de iones plata el equilibrio se va a desplazar en el sentido en el que disminuya su concentración (hacia la izquierda), de modo que **disminuye la solubilidad del hidróxido de plata**. Este es un ejemplo del efecto del ion común.

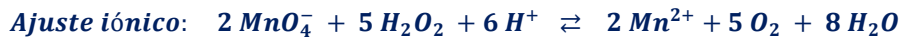
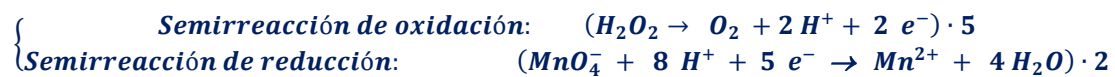
- d) (0,5 p) Razone cómo variará la solubilidad si se adiciona una disolución básica a la disolución saturada de AgOH.

De acuerdo con el principio de Le Chatelier, al perturbar un equilibrio estable este evoluciona hacia un nuevo estado de equilibrio oponiéndose a la variación que le sacó del equilibrio inicial. En este caso, al adicionar una disolución básica se produce un aumento de la concentración de iones hidróxido, de modo equilibrio se va a desplazar en el sentido en el que disminuya su concentración (hacia la izquierda), **disminuyendo la solubilidad del hidróxido de plata**. Este es un ejemplo del efecto del ion común.

6.- [2 PUNTOS] El  $\text{KMnO}_4$ , en medio ácido sulfúrico, reacciona con el  $\text{H}_2\text{O}_2$  para dar  $\text{MnSO}_4$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .

DATOS: Masas atómicas: C = 12 O = 16 K = 39 Mn = 55  
 $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

- a) (1 p) Ajuste la reacción molecular por el método del ion-electrón.

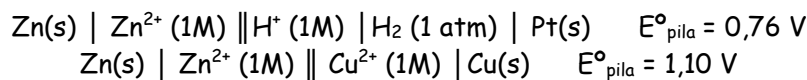


- b) (1,5 p) ¿Qué volumen de  $\text{O}_2$  medido a 1520 mm de mercurio y 125 °C se obtiene a partir de 100 g de  $\text{KMnO}_4$ ?

$$n_{\text{O}_2} = 100 \text{ g KMnO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol KMnO}_4}{158 \text{ g KMnO}_4} \cdot \frac{5 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol KMnO}_4} = 1,58 \text{ mol}$$

$$V_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2} \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1,58 \cdot 0,082 \cdot 398}{\left(\frac{1520}{760}\right)} = 25,8 \text{ L}$$

7.- [2 PUNTOS] Sabiendo los potenciales de estándar de las siguientes pilas



- a) (0,5 p) Escriba las reacciones de reducción y oxidación de cada pila.

Una pila se representa mediante la notación:



Por lo tanto:



- b) (0,5 p) Identifique el ánodo y el cátodo en cada pila.

En el ánodo de una pila tiene lugar de manera espontánea una oxidación y en el cátodo una reducción.

Por lo tanto:



c) (0,5 p) Calcule el siguiente potencial estándar de reducción:  $E^\circ$  ( $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$ ).

Recibe el nombre de fuerza electromotriz estándar de una pila ( $E_p$ ) la diferencia de potencial entre sus electrodos, medida mediante un potenciómetro en condiciones estándar, de forma que no haya paso de corriente a través de la pila y ésta funcione reversiblemente:

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

Aplicado a la primera pila, y teniendo en cuenta que por convenio el potencial normal de reducción del electrodo de hidrógeno es de 0 V:

$$E_{pila}^0 = E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^0 - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 \Rightarrow E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^0 - E_{pila}^0 = 0 - 0,76 = -0,76 \text{ V}$$

d) (0,5 p) Calcule el siguiente potencial estándar de reducción:  $E^\circ$  ( $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ ).

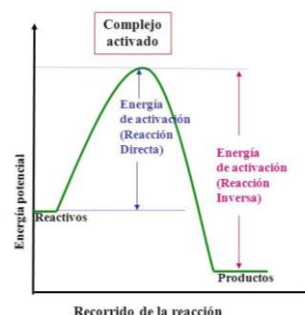
Aplicado a la segunda pila:

$$E_{pila}^0 = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 \Rightarrow E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 + E_{pila}^0 = -0,76 + 1,10 = 0,34 \text{ V}$$

8.- [2 PUNTOS] Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) (0,5 p) Para una reacción exotérmica, la energía de activación de la reacción directa es menor que la energía de activación de la reacción inversa.

**Cierto**, al tener menor energía los productos que los reactivos, hay más diferencia de energía entre los productos y el complejo activado (energía de activación de la reacción inversa) que entre los reactivos y el complejo activado (energía de activación de la reacción directa).



b) (0,5 p) La velocidad de la reacción no depende de la temperatura.

**Falso**, la velocidad de reacción sí que depende de la temperatura, ya que a una mayor temperatura las moléculas reaccionantes tienen mayor energía cinética media, por lo que aumenta el número de colisiones eficaces. La ecuación de Arrhenius cuantifica la dependencia de la constante específica de velocidad ( $k$ ) de la ecuación diferencial de velocidad con la temperatura:

$$k = A \cdot e^{-\left(\frac{E_a}{R \cdot T}\right)}$$

c) (0,5 p) La acción de un catalizador no influye en la velocidad de reacción.

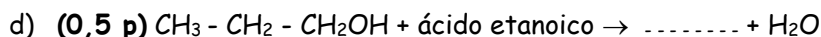
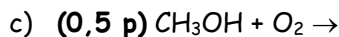
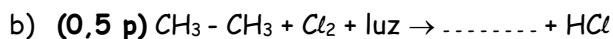
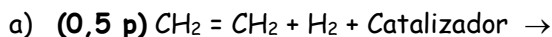
**Falso**, los catalizadores influyen en la velocidad de reacción. Los catalizadores positivos aumentan la velocidad de reacción, al permitir que la reacción transcurra mediante un nuevo mecanismo con una menor energía de activación. Los catalizadores negativos o inhibidores disminuyen la velocidad de reacción a través de diferentes mecanismos: bloqueando alguno de los reactivos o el catalizador positivo del proceso, favoreciendo reacciones competitivas, bloqueando algún intermedio de reacción, etc.

d) (0,5 p) La acción de un catalizador altera la posición de equilibrio al disminuir la energía de activación.

**Falso**, los catalizadores no afectan a las condiciones de equilibrio ya que no modifican la energía libre de Gibbs del proceso. Solamente favorecen que las condiciones de equilibrio se alcancen antes.

### BLOQUE 3

9.- [2 PUNTOS] Complete las siguientes reacciones orgánicas e indique de qué tipo son:



Reacción de condensación (esterificación)

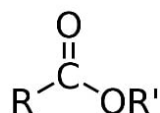
10.- [2 PUNTOS] Dados los siguientes compuestos:  $\text{CH}_3 - \text{COO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ ;  $\text{CH}_3 - \text{CONH}_2$ ;  $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$  y  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$

a) (1 p) Identifique los grupos funcionales presentes en cada uno de ellos.

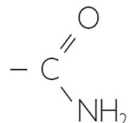
b) (1 p) Nómbralos.

Resuelvo los dos apartados a la vez.

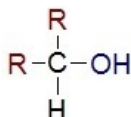
$\text{CH}_3 - \text{COO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$  Etanoato de etilo o acetato de etilo. Se trata de un éster. Grupo funcional éster:



$\text{CH}_3 - \text{CONH}_2$  Etanoamida o acetamida. Se trata de una amida (amida primaria). Grupo funcional amida:



$\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$  2 - propanol o propan - 2 - ol. Se trata de un alcohol (alcohol secundario). Grupo funcional hidroxilo:



$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$  Ácido propanoico. Se trata de un ácido carboxílico. Grupo funcional carboxilo:

