

OPCIÓN A

Pregunta A1.- Considere los elementos con números atómicos: $Z = 4$, $Z = 8$ y $Z = 13$.

- Escriba sus configuraciones electrónicas e identifíquelos con su nombre y su símbolo.
- Razone para cada uno de los elementos cuál es su ion más estable.
- Justifique si el ion más estable del elemento $Z = 4$ tendrá mayor o menor radio que el de su átomo.
- Identifique el compuesto que se forma entre los elementos con $Z = 8$ y $Z = 13$, indicando su fórmula, nombre y tipo de enlace.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

a) $Z = 4: 1s^2 2s^2$	Es el Berilio	Símbolo: Be
$Z = 8: 1s^2 2s^2 2p^4$	Es el Oxígeno	Símbolo: O
$Z = 13: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	Es el Aluminio	Símbolo: Al

- b) El berilio perderá los dos electrones de su última capa dando el catión berilio: Be^{2+}
 El oxígeno captará dos electrones y dará lugar al anión óxido: O^{-2}
 El aluminio cederá sus tres electrones y dará lugar al catión aluminio: Al^{3+}

c) El catión Be^{2+} tiene menor radio que el Be dado que pierde electrones de la última capa y por tanto los electrones que le quedan son atraídos con más fuerza por la carga positiva del núcleo.

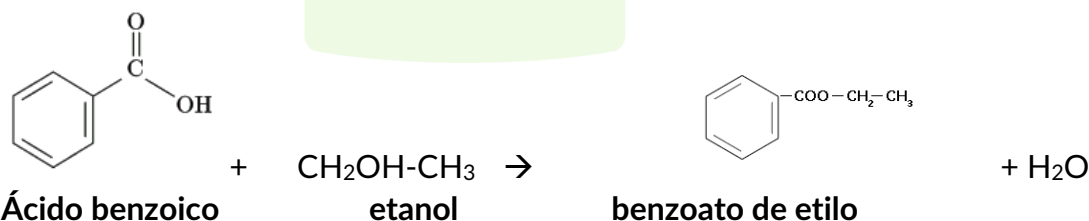
d) Se unirán el O y el Al dando lugar al Al_2O_3 llamado óxido de aluminio y como el aluminio es un metal y el oxígeno un no metal, el enlace por el que se unen es un enlace iónico.

Pregunta A2.- Formule la reacción química, nombre todos los productos orgánicos e indique el tipo de reacción:

- Ácido benzoico + etanol (en medio ácido) \rightarrow
- Propeno + HCl \rightarrow
- 3-Metilbutan-2-ol + H_2SO_4 (caliente) \rightarrow
- 1-Bromobutano + NaOH \rightarrow

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

a) Ácido benzoico + etanol (en medio ácido) \rightarrow benzoato de etilo + agua



Es una reacción de condensación, en concreto una **esterificación**.

b) Propeno + HCl \rightarrow se producen dos productos: **2-cloropropano** y **1-cloropropano**

$$k = \frac{v}{[A]^2} = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}} = \text{mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$$

c) Como vemos en la ecuación de velocidad, B no influye en la velocidad de la reacción, por tanto, la duplicación de la concentración de B, no modifica la velocidad de la reacción.

d) En este caso, tendremos en cuenta la ecuación de Arrhenius: $k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$

Según esta ecuación, la constante de velocidad es directamente proporcional a la T^a , con lo cual, si desciende la temperatura, la velocidad disminuye también.

Pregunta A4.- El HNO₃ reacciona con Cl₂, para dar HClO₃, NO₂, y H₂O.

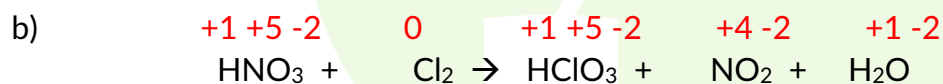
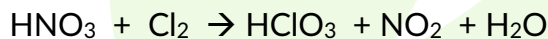
- Nombre todos los compuestos implicados en la reacción.
- Escriba y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción que tienen lugar, por el método ion-electrón, indicando la especie que actúa como oxidante y la que actúa como reductora.
- Escriba las reacciones iónica y molecular globales ajustadas.
- Calcule cuántos gramos de HClO₃ se obtienen cuando se hacen reaccionar 15 g de Cl₂ del 80% de riqueza en masa, con un exceso de HNO₃.

Datos. Masas atómicas: H = 1,0; O = 16,0; Cl = 35,5.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

a) HNO₃: ácido nítrico; Cl₂: cloro molecular; HClO₃: ácido clórico; NO₂: dióxido de nitrógeno; H₂O: agua

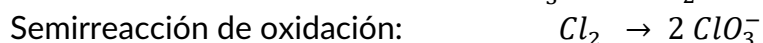
La reacción que tenemos que ajustar es:



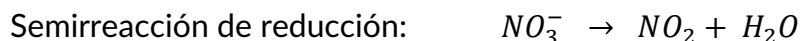
Viendo los números de oxidación de los compuestos de la reacción, observamos que el Nitrógeno se reduce, siendo por tanto, la especie **oxidante** el HNO₃ y el **Cloro** se oxida, por tanto es la **especie reductora**.

Las semirreacciones son:

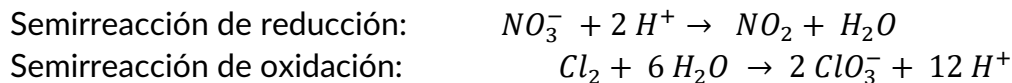
En primer lugar **ajustamos el número de N y de Cl:**



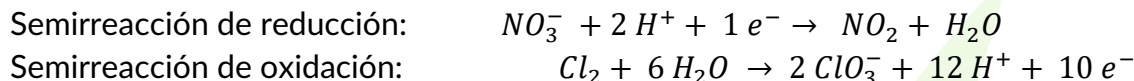
Ajustamos el oxígeno sumando moléculas de agua en el lado de la reacción en donde hay menos O:



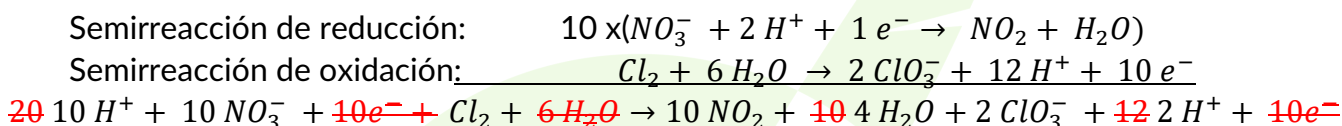
Ajustamos los hidrógenos añadiendo protones en el lado en donde hay menos:



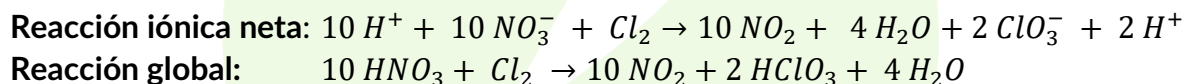
Ahora **ajustamos las cargas** teniendo en cuenta que en la reducción se suman y en la oxidación se ceden:



c) La ecuación iónica sale de ajustar los electrones, protones y agua resultante de la suma de las dos semirreacciones:



En cuanto a los protones, deberíamos haber dejado 8 H⁺ en el primer miembro de la reacción y ninguno en el segundo, ahora bien, nos damos cuenta que hay ácido en ambos lados, por tanto, se necesitan H⁺ en los dos lados de la reacción y por eso, ajustamos dejando tantos protones como sean necesarios para formar el ácido correspondiente en cada lado.



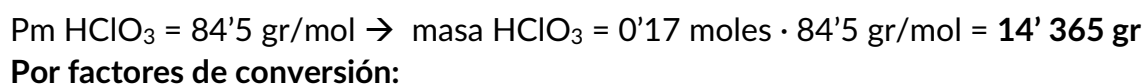
d) Relacionamos el HClO₃ con el Cl₂ siendo la relación estequiométrica 1:1

Calculamos los gramos reales de Cl₂, ya que está a un 80% de riqueza; para luego calcular los moles y a partir de esos moles, calculamos la masa del HClO₃.

$$\begin{aligned} \% \text{ riqueza} &= \frac{\text{Cl}_2 \text{ puro}}{\text{Cl}_2 \text{ muestra}} \cdot 100 \rightarrow 80 \% = \frac{\text{Cl}_2 \text{ puro}}{15 \text{ gr}} \cdot 100 \rightarrow \text{Cl}_2 \text{ puro} = \frac{80 \cdot 15}{100} \\ &= 12 \text{ gr Cl}_2 \text{ puro} \end{aligned}$$

$$n^\circ \text{ moles Cl}_2 \text{ puro} = \frac{\text{masa Cl}_2}{\text{Pm Cl}_2} = \frac{12 \text{ gr}}{71 \text{ gr/mol}} = 0'17 \text{ moles}$$

Como la relación estequiométrica es mol a mol, los moles de HClO₃ que se obtienen serán 0'17 moles y la masa correspondiente a esos moles es:



$$m_{HClO_3} = 15 \text{ gr } Cl_2 \text{ impuro} \cdot \frac{80 \text{ gr } Cl_2 \text{ puro}}{100 \text{ gr } Cl_2 \text{ impuro}} \cdot \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{71 \text{ gr } Cl_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } HClO_3}{1 \text{ mol } Cl_2} \cdot \frac{84'5 \text{ gr } HClO_3}{\text{mol } HClO_3}$$

$$= 14'3 \text{ gr } HClO_3$$

Pregunta A5.- Cuando se calienta $SOCl_2$ en un recipiente de 1 L a 375 K, se establece el equilibrio:

$SOCl_2(g) \rightleftharpoons SO(g) + Cl_2(g)$, encontrándose 0,037 mol de SO y una presión total de 3 atm.

- Calcule la concentración inicial de $SOCl_2$ expresada en molaridad.
- Determine el valor de K_c y K_p .
- Explique si se modifica el equilibrio por un aumento de la presión total, debido a una disminución del volumen y manteniendo la temperatura constante.

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

Puntuación máxima por apartado: 0,75 puntos apartados a) y b); 0,5 puntos apartado c).

a) Hacemos la tabla de equilibrio

	$SOCl_2(g)$	\rightleftharpoons	$SO(g) + Cl_2(g)$
Moles iniciales, n_0	n_0		0
Cambio (mol)	-x		+ x
Moles en equilibrio	$n_0 - x$		0'037

Calculamos los moles a partir de la ecuación de los gases ideales: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$n^{\circ} \text{ moles} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{3 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L}}{0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 375 \text{ K}} = 0'098 \text{ mol}$$

Los moles totales son:

$$n_T = n_0 - x + x + x \rightarrow n_T = n_0 + x \rightarrow n_0 = n_T - x \rightarrow n_0 = 0'098 - 0'037 = 0'061 \text{ mol}$$

Por tanto la concentración inicial del $SOCl_2$ en un litro es:

$$[SOCl_2] = 0'061 \text{ mol/L}$$

b) Calculamos las concentraciones en el equilibrio:

$$[SOCl_2]_{eq} = \frac{0'061 - 0'037 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0'024 \text{ mol/L}$$

$$[SO]_{eq} = [Cl_2]_{eq} = \frac{0'037 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0'037 \text{ mol/L}$$

La K_c es: $K_c = \frac{[SO]_{eq} \cdot [Cl_2]_{eq}}{[SOCl_2]_{eq}} = \frac{(0'037 \text{ mol/L})^2}{0'024 \text{ mol/L}} = 0'57 M$

La K_p la obtenemos a partir de la K_c :

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \quad \Delta n = (1 + 1) - 1 = 1 \rightarrow K_p = 0'057 \text{ mol/L} (0'082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{K}^{-1} \cdot 375 \text{ K}) = 1'75 \text{ atm}$$

c) Según Le Chatelier, si manteniendo la T^a constante se produce una perturbación del equilibrio por una modificación de la presión, el equilibrio se desplazará hacia donde se contrarreste esa perturbación y así volver al equilibrio.

En este caso, si aumentamos la presión, el volumen disminuye y la reacción se desplazará hacia donde menos moles gaseosos hay, por lo tanto se mueve hacia la **IZQUIERDA**.

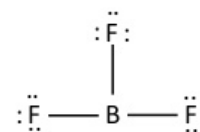
OPCIÓN B

Pregunta B1.- Para cada una de las siguientes moléculas: BF₃ y CH₃Cl.

- Dibuje su estructura de Lewis.
- Justifique el número de pares de electrones enlazantes y el de pares libres del átomo central.
- Dibuje e indique su geometría molecular aplicando el método de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (RPECV).
- Justifique su polaridad.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

a) El B al tener 3 electrones en su capa de valencia, no llega a tener 8 electrones y por lo tanto es una excepción de la regla de Lewis



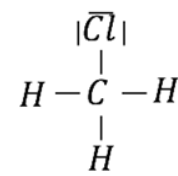
En el caso del CH₃Cl sí podemos usar la regla de Lewis:

Electrones necesarios: $8 + (3 \cdot 2) + 8 = 22 e^-$

Electrones disponibles: $4 + (3 \cdot 1) + 7 = 14 e^-$

Electrones compartidos: $EN - ED = 22 - 14 = 8 e^-$ repartidos en 4 enlaces

Electrones no compartidos: $ED - EC = 14 - 8 = 6 e^-$ libres



b) y c) Para ver el número de electrones enlazantes y de pares libres, utilizamos la norma del **Método de la repulsión entre pares electrónicos de la capa de valencia (RPECV)**

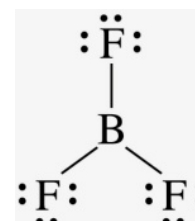
- se suman los electrones de cada capa de valencia del átomo central y los electrones desapareados de los átomos unidos a él.
- el número total de electrones obtenidos se distribuyen en el número de direcciones que resulta de colocar un par de electrones por cada dirección. En el caso de que el átomo haya aportado 2 ó 3 e⁻ desapareados se situarán 2 ó 3 pares de e⁻ respectivamente

En el caso del BF₃:

- $3 + (1 \cdot 3) = 6$

- $\frac{2 \cdot 3}{2} = 6 \rightarrow 3 \text{ direcciones} = 3 \text{ pares de electrones enlazantes}$

Restamos = 0 $\rightarrow 0 \text{ electrones libres} = 0 \text{ pares no enlazantes}$



BF₃ tiene una geometría **trigonal plana**, con ángulos de 120°

En el caso del CH₃Cl: el átomo central es el C

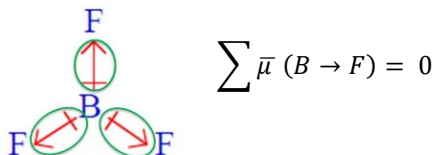
- $4 + (1 \cdot 3) + 1 = 8$

- $\frac{2 \times 4}{2} = 8 \rightarrow 4 \text{ direcciones} = 4 \text{ pares enlazantes}$

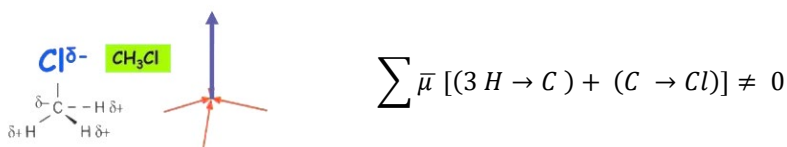
Restamos $0 \rightarrow 0$ electrones libres = 0 pares no enlazantes

La estructura del CH_3Cl es **tetraédrica**, con un ángulo de $109'5^\circ$

d) El BF_3 es **apolar** porque la suma del momento dipolar es igual a cero $\mu_T = 0$



El CH_3Cl es **polar** porque la suma de todos sus momentos dipolares es distinto de cero



Pregunta B2.- El dióxido de nitrógeno se obtiene mediante la reacción exotérmica:

$2 \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$. En un reactor se introducen los reactivos a una determinada presión y temperatura. Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- La cantidad de NO_2 formado es menor al disminuir la temperatura.
- La oxidación está favorecida a presiones altas.
- Debido a la estequiometría de la reacción, la presión en el reactor aumenta a medida que se forma NO_2 .
- Un método para obtener mayor cantidad de dióxido de nitrógeno es aumentar la presión parcial de oxígeno.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

a) **FALSO:** cuando en una reacción que está en equilibrio, se modifica la T^a , se altera dicho equilibrio, y según Le Chatelier, la reacción se moverá hacia el lado en el que se contrarresta la perturbación producida para restablecer de nuevo el equilibrio.

En este caso, la reacción es exotérmica, es decir, se produce calor; por tanto, si disminuye la T^a , el sistema tenderá a ir hacia la derecha (donde se produce calor) y como el NO_2 es un producto también, se producirá más NO_2 .

b) **VERDADERO:** Cuando aumenta la presión, disminuye el volumen y la reacción se desplaza hacia donde menos moles gaseosos hay, en este caso hacia la formación de NO_2 que como vemos, es el producto de oxidación del NO .

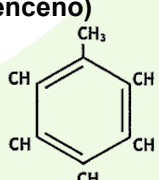
c) **FALSO:** Si aumenta la concentración de NO_2 , en el sistema, por la estequiometría, está disminuyendo el número de moles y por tanto, disminuye la presión.

d) **VERDADERO:** si aumentamos la presión parcial del O_2 , para que el equilibrio se mantenga, se deberá disminuir la presión parcial del NO y aumentar la del NO_2 , y por tanto el equilibrio se desplazará hacia la formación del producto, en este caso, el NO_2 .

Pregunta B3.- Formule y nombre los siguientes compuestos orgánicos:

- Dos hidrocarburos saturados, isómeros de cadena, de fórmula molecular C_4H_{10} .
- Dos aminas primarias, isómeras de posición, de fórmula molecular C_3H_9N .
- Dos compuestos, isómeros de función (monofuncional), de fórmula molecular $C_3H_6O_2$.
- Un hidrocarburo aromático de fórmula molecular C_7H_8 .

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

a)	Butano $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$	Metilpropano $\begin{array}{c} CH_3-CH-CH_3 \\ \\ CH_3 \end{array}$
b)	Propan-1-amina $CH_3-CH_2-CH_2-NH_2$	Isopropilamina $\begin{array}{c} CH_3-CH-CH_3 \\ \\ NH_2 \end{array}$
c)	Ácido propanoico CH_3-CH_2-COOH	Etanoato de metilo $CH_3-COOCH_3$
d)	Tolueno (Metilbenceno) 	

Pregunta B4.- Se dispone de 100 mL de una disolución que contiene 0,194 g de K_2CrO_4 a la que se añade 100 mL de otra disolución que contiene iones Ag^+ . Considere que los volúmenes son aditivos.

- Calcule la concentración inicial, expresada en molaridad, de iones cromato, presentes en la disolución antes de que se alcance el equilibrio de precipitación. Escriba el equilibrio de precipitación.
- Determine la solubilidad de la sal formada en $mol \cdot L^{-1}$ y $g \cdot L^{-1}$.
- Calcule la concentración mínima de iones Ag^+ necesaria para que precipite la sal.
- Si a una disolución que contiene la misma concentración de iones SO_4^{2-} e iones CrO_4^{2-} se le añaden iones Ag^+ , justifique, sin hacer cálculos, qué sal precipitará primero.

Datos: $K_s (Ag_2CrO_4) = 1,9 \times 10^{-12}$; $K_s (Ag_2SO_4) = 1,6 \times 10^{-5}$. Masas atómicas: O =16; K =39; Cr =52; Ag =108.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

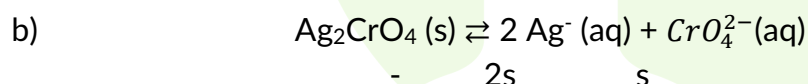
a) Para calcular la concentración del ion cromato, sacamos la concentración del cromato de potasio a partir de los datos que nos dan:

$$[K_2CrO_4] = \frac{n^{\circ} \text{ moles}}{V \text{ (en L)}} = \frac{\text{masa}}{V} = \frac{\frac{0'194 \text{ gr}}{194 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}}}{200 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Como el cromato de potasio se disocia por completo:

$$[K_2CrO_4] = [CrO_4^{2-}] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El equilibrio de solubilidad de la sal es:



La constante de solubilidad es:

$$K_s = [Ag^+]^2 \cdot [CrO_4^{2-}] \rightarrow K_s = (2s)^2 \cdot s = 4s^3$$

De donde:

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1'9 \cdot 10^{-12}}{4}} = 7'8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \quad \text{y expresada en gr/L}$$

$$s = 7'8 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \frac{332 \text{ gr}}{\text{mol}} = 0'0259 \text{ gr/L}$$

c) La concentración mínima para que precipite la sal es igual a la concentración del ion cromato:

$$K_s = [Ag^+]^2 \cdot [CrO_4^{2-}] \rightarrow 1'9 \cdot 10^{-12} = [Ag^+]^2 \cdot 5 \cdot 10^{-3}$$

$$[Ag^+] = \sqrt{\frac{1'9 \cdot 10^{-12}}{5 \cdot 10^{-3}}} = 1'95 \cdot 10^{-5} M$$

d) Precipitará primero la sal que tenga la menor K_s; por tanto comparando los dos productos de solubilidad, la sal que precipitará antes es el cromato de plata

Pregunta B5.- Se preparan 250 mL de una disolución acuosa de ácido acético cuyo pH es 2,9.

- Calcule la concentración inicial del ácido acético.
- Obtenga el grado de disociación del ácido acético.
- Determine el volumen de ácido acético de densidad 1,15 g·mL⁻¹ que se han necesitado para preparar 250 mL de la disolución inicial.
- Si a la disolución inicialmente preparada se adicionan otros 250 mL de agua, calcule el nuevo valor de pH. Suponga volúmenes aditivos.

Datos. Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16; K_a (CH₃COOH) = 1,8×10⁻⁵.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

a) El ácido acético es un ácido débil, por tanto está poco disociado

	CH ₃ - COOH	+ H ₂ O ⇌	CH ₃ - COO ⁻	+ H ₃ O ⁺
Concentración inicial	C ₀	-	0	0
Cambio (mol)	-x	-	+ x	+ x
Concentración en equilibrio	C ₀ - x	-	x	x

La constante es:

$$K_a = \frac{[CH_3-COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3-COOH]} = \frac{x \cdot x}{C_0 - x}$$

Nos damos cuenta de que la concentración de H⁺ (x) podemos obtenerla a partir del pH:

$$pH = -\log[H^+] \rightarrow [H^+] = 10^{-pH}$$

$$[H^+] = 10^{-2'9} = 1'25 \cdot 10^{-3}$$

De ahí, despejamos de la K_s y calculamos la C₀:

$$C_0 = \frac{x^2 + K_s x}{K_a} = \frac{x(x + K_s)}{K_a} = \frac{1'25 \cdot 10^{-3} (1'25 \cdot 10^{-3} + 1'8 \cdot 10^{-5})}{1'8 \cdot 10^{-5}} = \mathbf{0'089M}$$

b) Para calcular el grado de disociación solo tenemos que acordarnos que la concentración de los iones en el equilibrio es igual a la concentración inicial del ácido por su grado de disociación:

$$x = C_0 \cdot \alpha \rightarrow \alpha = \frac{x}{C_0} = \frac{1'25 \cdot 10^{-3}}{8'9 \cdot 10^{-2}} = \mathbf{0'014} \rightarrow \mathbf{1'4\%}$$

c) Podemos hacerlo mediante factores de conversión:

$$V_{dis.C_2H_4O_2} = 0'089 \cdot \frac{mol C_2H_4O_2}{L} \cdot 250 \cdot 10^{-3} L \cdot \frac{60 gr C_2H_4O_2}{mol C_2H_4O_2} \cdot \frac{1 ml Dis. C_2H_4O_2}{1'15 gr C_2H_4O_2} =$$

$$= \mathbf{1'16 ml Dis. C_2H_4O_2}$$

Que es lo mismo que:

$$V = \frac{masa}{d} = \frac{n^{\circ} moles \cdot Mm}{d} = \frac{V_d \cdot M \cdot Mm}{d} = \frac{250 \cdot 10^{-3} \cdot 0'089 \cdot 60}{1'15} = \mathbf{1'16 ml}$$

d) La concentración inicial tendrán los mismos moles pero con más volumen = 500 ml, y por tanto al duplicar el volumen, dividimos por dos la concentración inicial para obtener la concentración que nos piden.

$$C_0 = 0'089 / 2 = \mathbf{0'0445 M}$$

Lo que hacemos ahora es calcular, a partir de la expresión de la K_s , la concentración de H^+ :

$$K_a = \frac{[CH_3 - COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3 - COOH]} = \frac{x \cdot x}{C_0 - x} = \frac{x^2}{C_0 - X} \rightarrow \rightarrow x^2 + K_a x - K_a C_0 = 0$$

$$x^2 + 1'8 \cdot 10^{-5} x - 1'8 \cdot 10^{-5} \cdot 0'04450 = 0$$

Solucionamos la ecuación de segundo grado, quedándonos con el resultado que tenga sentido en este ejercicio; es decir, el que tenga valor positivo.

$$x = \frac{-1'8 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{1'8 \cdot 10^{-5} + (4 \cdot 1'8 \cdot 10^5 \cdot 0'0445)}}{2} = \mathbf{8'86 \cdot 10^{-4} M}$$

Y a partir de aquí, calculamos el pH:

$$pH = -\log [H^+] = -\log 8'86 \cdot 10^{-4} = \mathbf{3'05}$$