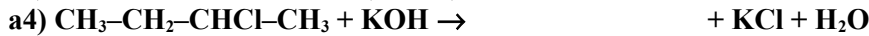


# PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD L.O.G.S.E.

CURSO 2010-2011 - CONVOCATORIA:  
QUÍMICA

## PROPUESTA I

1.-a) Clasifica y completa las siguientes reacciones orgánicas: (0.25 pts c/u)



b) Formula y nombra:

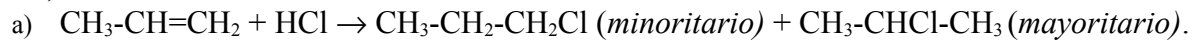
b1) dos isómeros de función de fórmula  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$

b2) tres aminas de fórmula  $\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$

(0.5 pts c/u)

**Solución.**

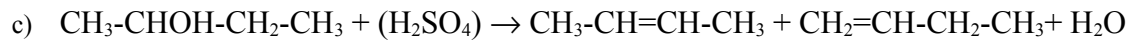
**Apartado a)**



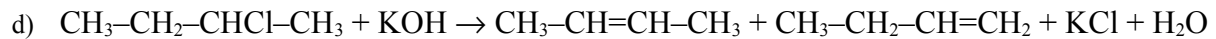
*Se trata de una reacción de adición al doble enlace formándose un haluro de alquilo.*



*Se trata de una reacción de sustitución del grupo OH para dar un haluro de alquilo*



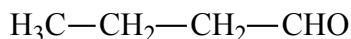
*Se trata de una reacción de eliminación (deshidratación) de un alcohol para dar alqueno.*



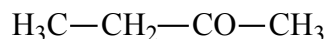
*Se trata de una reacción de eliminación (deshidrohalogenación) para dar un alqueno. Se puede producir una competencia entre eliminación y sustitución.*

**Apartado b).**

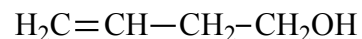
B<sub>1</sub>)



**Butanal**

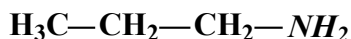


**Butanona**

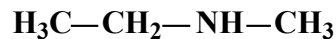


**3-Butenol (But-3-enol)**

B<sub>2</sub>)



**Propanamina (Propilamina)**



**N-metiletilamina  
(Etilmetilamina)**



|  
**CH<sub>3</sub>**  
**Trimetilamina  
(N,N-dimetilmetilamina)**

----- 0000000 -----

2.- Justifica la geometría de las siguientes moléculas covalentes de acuerdo con la teoría de la repulsión entre los pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV): (0.5 pts c/u)

- a) Bromuro de berilio (Dibromuro de berilio)
- b) Cloruro de aluminio (Tricloruro de aluminio)
- c) Cloruro de silicio (IV) (Tetracloruro de silicio)
- d) Amoniaco (Trihidruro de nitrógeno)

Datos: Br(Z=35); Be (Z=4); Cl(Z=17); Al(Z=13); Si (Z=14); N( Z=7); H(Z=1)

**Solución.**

a) En el BeBr<sub>2</sub> el Be tiene dos electrones en la capa más externa (1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup>) y comparte uno con cada átomo de Cl que posee cinco electrones en la capa más externa (1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup> 3d<sup>10</sup> 4p<sup>5</sup>) y de esta forma se establecen dos enlaces Be – Br, (dos pares electrónicos de enlace con átomos de Br), por lo que según la teoría de repulsión de pares electrónicos, éstos se situarán lo más alejados posible entre sí, es decir, formando un ángulo de 180°, con lo que **la geometría de la molécula será lineal**. Si hacemos uso de la teoría de la hibridación, el Be dispone de dos electrones en su capa de valencia, uno de los cuales desaparece a un orbital **2p**, por lo que formará dos orbitales híbridos **sp** determinando que se distribuyen según ángulos de 180° determinando una **geometría lineal**.

b) En el AlCl<sub>3</sub> el Al tiene tres electrones en la capa más externa (1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>1</sup>), compartirá cada uno de ellos con un átomo de cloro que tiene siete electrones en la capa más externa (1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup>) formando tres enlaces covalente (tres pares electrónicos de enlace) que se situarán con un ángulo de 120° con lo que la molécula será triangular plana con el átomo de Al en el centro y los de Cl en los vértices. Según la teoría de la hibridación el Al al disponer de tres electrones en la capa de valencia hará uso de un orbital s y dos p formando orbitales híbridos **sp<sup>2</sup>** los cuales se distribuyen en una disposición plana con ángulos de 120° determinando una **geometría triangular plana**.

c) En la de SiCl<sub>4</sub> el Si tiene cuatro electrones en la capa más externa (1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>2</sup>), compartirá cada uno de ellos con un átomo de cloro que tiene siete electrones en la capa más externa (1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup>) formando cuatro enlaces covalentes (cuatro pares electrónicos de enlace) con otros tantos átomos de Cl; la manera más simétrica para que las repulsiones entre los pares de electrones sea la mínima posible es situar dichas nubes electrónicas en los vértices de un tetraedro, que es donde se situarán los pares de electrones formando ángulos de 109° aproximadamente. Desde el punto de vista de la teoría de la hibridación el silicio presenta cuatro electrones en su capa de valencia por lo cual empleará un orbital s y tres orbitales p donde lugar a orbitales híbridos **sp<sup>3</sup>**, que se distribuyen según un tetraedro regular por lo cual **la geometría es tetraédrica**.

d) En el caso del amoniaco, el nitrógeno con cinco electrones de valencia (1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>3</sup>) compartirá tres electrones, cada uno de ellos con un átomo de hidrógeno (1s<sup>1</sup>) y le queda un par de electrones no enlazantes (par solitario). En consecuencia formará tres enlaces covalentes con los átomos de hidrógeno (tres pares electrónicos de enlace) y un par solitario. De acuerdo con la teoría de la TRPECV al tener tres pares de enlace y un par solitario, como la repulsión *par solitario-par enlazante* > repulsión *par enlazante-par enlazante* el ángulo de enlace no será de 109° de la estructura tetraédrica, sino que será un poco menor, presentando una geometría piramidal triangular (**pirámide triangular**). Desde el punto de vista de la teoría de la hibridación el nitrógeno con 5 electrones de valencia empleará un orbital 2s un par de electrones y 3 orbitales 2p cada uno con un electrón presentando una hibridación **sp<sup>3</sup>** pero teniendo en cuenta que la repulsión *par solitario-par enlazante* > repulsión *par enlazante-par enlazante* no presentará geometría tetraédrica, sino una **pirámide de base triangular**.

----- 0000000 -----

3.- Calcula para una disolución acuosa de amoniaco 0,15 M:

- a) El pH (1.2 pts)
- b) La concentración de cada especie química presente en el equilibrio (0.8 pts)

Datos: K<sub>b</sub>(NH<sub>3</sub>) = 1,8 10<sup>-5</sup>

**Solución.**

La ecuación de equilibrio es: 
$$\text{NH}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$$

Concentración inicial ( $c_0$ (mol/l))	0,15	0	0
Concentración equilibrio: $c_{eq}$ (mol/l)	$0,15(1-\alpha)$	$0,15\alpha$	$0,15\alpha$

Haciendo uso del valor de la constante de equilibrio podemos calcular el valor de  $\alpha$ :

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{0,15 \alpha^2}{1-\alpha} \cong 0,15 \alpha^2 \Rightarrow \alpha = 0,011$$

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 0,15 \text{ M} \cdot 0,011 = 1,65 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{NH}_3] = 0,15(1-0,011) = 0,148 \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14} \text{ M}^2}{1,65 \cdot 10^{-3} \text{ M}} = 6,06 \cdot 10^{-12} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = -\log 6,06 \cdot 10^{-12} = \mathbf{11,22}$$

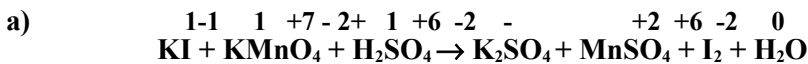
----- ooo0ooo -----

4.- Ajusta por el método del ión-electrón, la siguiente reacción:

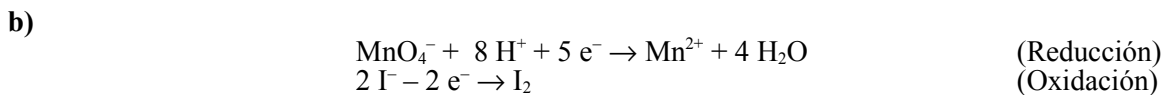


- a) ¿Cuál es la especie oxidante y cuál es la reductora? ¿Qué especie se oxida y cuál se reduce? (0,8 pts)  
 b) Escribe las semirreacciones de oxidación y reducción, así como la reacción global. (1,2 pts)

Solución.

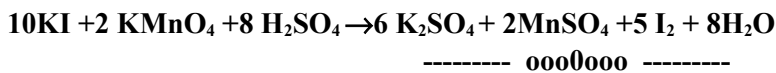


Podemos observar que *el yodo se oxida* ya que su número de oxidación aumenta al pasar de -1 a 0, mientras que el *elemento que se reduce es el manganeso* su número de oxidación se reduce de +7 a +2. Por tanto, la *especie oxidante sería el  $\text{KMnO}_4$*  porque se reduce el Mn (VII) a ( Mn(II) mientras que *la especie reductora sería el KI* porque se oxida de I(-1) a I (0)



Multiplicando la primera por 2 y la segunda por 5 tendríamos  
 $2\text{MnO}_4^- + 16 \text{H}^+ + 10 \text{I}^- \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O} + 5\text{I}_2$

La reacción molecular sería:



5.-El etino o acetileno ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ) es un gas en cuya combustión se producen llamas que alcanzan una temperatura elevada. Si cuando se quema un gramo de acetileno ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ) se desprenden 50 Kilojulios.

- a) ¿Cuál será el valor de su entalpía de combustión? (0,8 pts)  
 b) Calcula la entalpía estándar de formación del acetileno, utilizando la ley de Hess (1,2 pts)

Datos: Masas atómicas (C) = 12 u; (H) = 1 u

Entalpías estándar de formación del  $\text{CO}_2$  (g) y del  $\text{H}_2\text{O}$  (l) respectivamente: -393,8 KJ/mol y -285, 8 KJ/mol.

Solución.

- a) Para el cálculo de la entalpía de combustión partimos de la cantidad de calor que se desprende cuando se quema un gramos de compuesto y reducirlo a valores de un mol.

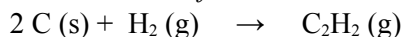
$$\text{Pm}(\text{C}_2\text{H}_2) = 2 (12) + 2 (1) = 26 \text{ uma.}, \text{ n}^\circ \text{ moles } (\text{C}_2\text{H}_2) = 1 \text{ g}/26 \text{ g/mol} = 0,038 \text{ moles}$$

En consecuencia:

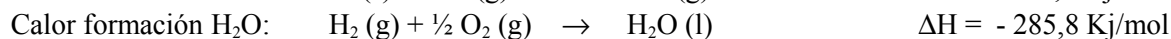
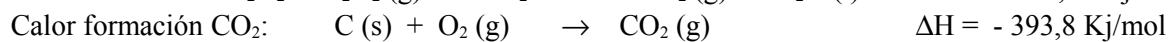
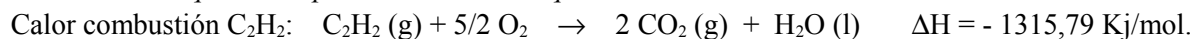
$$\frac{0,038 \text{ mol desprenden}}{50 \text{ kilojulios}} = \frac{1 \text{ mol desprende}}{x \text{ Kilojulios}}$$

de donde  $x = 1315,79 \text{ KJ/mol}$  y como se desprenden es:  $\Delta H_{\text{combustion}} = -1315,79 \text{ KJ/mol}$ .

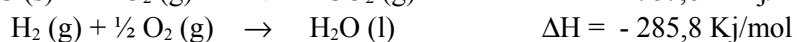
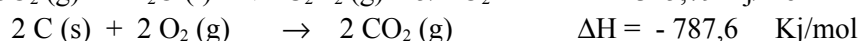
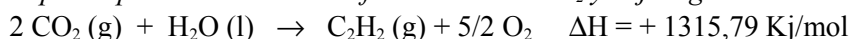
b) Para calcular la entalpía de formación del  $C_2H_2$  haciendo uso de la ley de Hess, primero planteamos la ecuación de la reacción de formación del compuesto:



Las ecuaciones que corresponden a los datos que se indican son:



Aplicando la Ley de Hess tendremos que invertir el sentido de la reacción de combustión del acetileno; multiplicar por 2 la reacción de formación del  $CO_2$  y dejar igual la reacción de formación del agua.



Sumando tendremos que la entalpía de formación del  $C_2H_2$  es  $+242,39 \text{ KJ/mol}$ .

----- 0000000 -----

## CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN

### PROPUESTA I.

- |  |                  |
|--|------------------|
| 1.- a) Cada apartado.  | 0,25 puntos      |
| Clasificación correcta (0,125) y reacción correctamente completada (0,125) |                  |
| b) Cada apartado.  | 0,5 puntos       |
| Apartado b1: Cada fórmula 0,15 y cada nombre 0,10                          |                  |
| Apartado b2: Cada fórmula 0,10 y cada nombre 0,066                         |                  |
| 2.- Cada apartado bien razonado y correcto                                 | 0,5 puntos       |
| Si sólo señala la geometría sin justificar 0,1 puntos c/u                  |                  |
| 3.- Apartado a)  | 1,2 puntos       |
| Apartado b)  | 0,8 puntos       |
| 4.- a) Especie oxidante .....  | 0,2 puntos.      |
| a) Especie reductora .....   | 0,2 puntos.      |
| a) Especie que se oxida .....  | 0,2 puntos.      |
| a) Especie que se reduce .....   | 0,2 puntos.      |
| b) Cada semirreacción .....  | 0,4 puntos.      |
| b) Reacción global .....   | 0,4 puntos.      |
| 5.- Apartado a)  | 0,8 puntos       |
| Apartado b) Cada reacción bien ajustada                                    | 0,3 puntos (c/u) |
| Ley de Hess bien aplicada (con valor numérico correcto)                    | 0,3 puntos       |

## PROPUESTA II

- 1.-a) Define los siguientes conceptos: (0.25 pts c/u)  
a1) orbital; a2) ácido según la Teoría Brönsted y Lowry; a3) entropía; a4) potencial de ionización.  
b) Establece justificando las respuestas cuáles de las siguientes sustancias tienen carácter anfótero:  
b1)  $\text{HCO}_3^-$  (0.25 pts c/u)  
b2)  $\text{HS}^-$   
b3) Ácido clorhídrico (Cloruro de hidrógeno)  
b4) Hidróxido de calcio (Dihidróxido de calcio)

### Solución.

A1) Se define como **orbital** a la región del espacio donde hay una probabilidad muy alta de encontrar a los electrones de un átomo

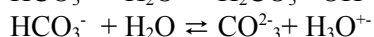
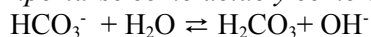
a2) Un ácido es toda aquella sustancia capaz de ceder iones  $\text{H}^+$  (a una base)

a3) La entropía se interpreta como una medida del grado de desorden molecular del sistema (función de estado).

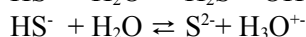
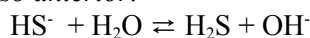
a4) El potencial de ionización de un átomo se define como la energía necesaria para arrancar un electrón a este átomo en estado gaseoso.  $\text{X}(\text{g}) \rightarrow \text{X}^+(\text{g}) + \text{e}^-$

### b)

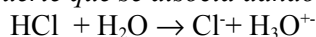
b1) Si pues es capaz de comportarse como ácido y como base aceptando y/o cediendo protones. En este caso:



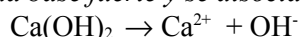
b2) Si, lo mismo que el caso anterior:



b3) No, pues es un ácido fuerte que se disocia dando protones



b4) No pues se trata de una base fuerte y se disocia dando iones hidroxilo



----- 0000000 -----

2.- Razona en qué situaciones podrían ser espontáneos los procesos cuyas variaciones correspondientes a sus términos entálpicos y entrópicos son las siguientes: (0.5 pts c/u)

- a)  $\Delta\text{H} > 0$  y  $\Delta\text{S} > 0$       b)  $\Delta\text{H} < 0$  y  $\Delta\text{S} < 0$       c)  $\Delta\text{H} < 0$  y  $\Delta\text{S} > 0$       d)  $\Delta\text{H} > 0$  y  $\Delta\text{S} < 0$

### Solución.

De acuerdo con la ecuación de Gibbs, la relación entre estas funciones termodinámicas viene dada por la expresión:  $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$ . Como sabemos, para que el proceso sea espontáneo tiene que cumplirse que  $\Delta G < 0$ .

a) Se trata de un proceso endotérmico y con aumento de la entropía (los términos entálpico y entrópico son ambos positivos). Por tanto, el producto  $T \Delta S$  también será positivo, y el proceso será espontáneo siempre y cuando se cumpla que:  $T \Delta S > \Delta H$ .

b) Se trata de un proceso exotérmico y con disminución de la entropía (los términos entálpico y entrópico son ambos negativos) Por tanto, el producto  $T \Delta S$  también será negativo, pero al estar restando, el proceso será espontáneo siempre y cuando se cumpla que:  $T \Delta S > \Delta H$ .

c) Se trata de un proceso exotérmico con aumento de la entropía. En consecuencia en la ecuación de Gibbs tendremos que siempre se cumplirá que  $\Delta G < 0$  y en consecuencia la reacción será siempre espontánea.

d) Tenemos un proceso endotérmico con disminución de la entropía. En consecuencia en la ecuación de

Gibbs tendremos que siempre se cumplirá que  $\Delta G > 0$ , y en consecuencia la reacción nunca será espontánea.

----- 0000000 -----

3.- En un recipiente de 2 litros se introducen 2 moles de  $\text{SO}_2$  y 1 mol de  $\text{O}_2$ , y posteriormente se calienta a 1000 K, con lo que se produce la reacción  $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$ . Una vez alcanzado el equilibrio se encuentra que hay 0,30 moles de  $\text{SO}_2$ . Calcula:

- a) la masa de  $\text{SO}_3$  en el equilibrio (1.0 pto)  
 b) la  $K_c$  del equilibrio (1.0 pto)

Datos: Masas atómicas S = 32 u; O = 16 u

Solución.

Planteamiento del equilibrio:

	$2\text{SO}_2$	$\text{O}_2$	$\leftrightarrow$	$2\text{SO}_3$
Inicial	2	1		0
Reacción	-2x	-x		+2x
Equilibrio	2-2x	1-x		2x

Dato: en el equilibrio hay 0,30 moles de  $\text{SO}_2$ , por lo tanto:

$$0,30 = 2 - 2x \rightarrow x = 0,85 \text{ moles}$$

$$n(\text{SO}_3) = 2x = 1,70 \text{ moles; gramos} = 136$$

Resolviendo el equilibrio se calcula el valor de  $K_c$ :

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]} = \frac{(2x/V)^2}{((2-2x)/V)^2((1-x)/V)} = \frac{4x^2 V}{(2-2x)^2(1-x)} = 428,14$$

----- 0000000 -----

4.- Se sabe que 250 ml de una disolución de oxoclorato (I) de hidrógeno ( $\text{HClO}$ ) que contiene 2,625 gramos de dicho ácido tiene un pH de 4,1. Calcula:

- a) La constante de disociación del ácido (1.2 ptos)  
 b) El grado de disociación (0.8 ptos)

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

Solución.

- a) A partir del valor del pH podemos calcular la concentración de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  presentes en el equilibrio:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4,1} \text{ M} = 7,94 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

La ecuación del equilibrio es:  $\text{HClO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ClO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

Moles iniciales ( $n_0$ (mol))	2,625/52,5	0	0
Concentración inicial ( $c_0$ (mol/l))	0,05/0,25	0	0
Concentración equilibrio: $c_{\text{eq}}$ (mol/l)	0,2 - $7,94 \cdot 10^{-5}$	$7,94 \cdot 10^{-5}$	$7,94 \cdot 10^{-5}$

$$K_a = \frac{[\text{ClO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}]} \cong \frac{(7,94 \cdot 10^{-5} \text{ M})^2}{0,2 \text{ M}} = 3,15 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

- b) Para el cálculo del grado de disociación tenemos que:

$$\alpha = \frac{\text{Concentración equilibrio } (c_{\text{eq}})}{\text{Concentración inicial } (c_0)} \quad \alpha = \frac{7,94 \cdot 10^{-5}}{0,2} = 3,97 \cdot 10^{-4}$$

De donde resulta:

----- 0000000 -----

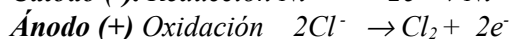
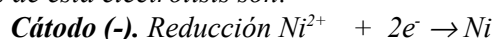
5.- Calcula la masa de níquel depositada sobre el cátodo y el volumen de cloro (medido en condiciones normales) que se desprende en el ánodo en una electrólisis de  $\text{NiCl}_2$  cuando pasa una corriente de 0,1 A durante 20 horas.

Datos: Masas atómicas Cl = 35,5 u; Ni = 58,7 u

(2.0 pts)

Constante de Faraday ( $F=96500 \text{ C eq}^{-1}$ )

Las semireacciones de esta electrólisis son:



Según esto, las masas liberadas en cada electrodo son:

$$0,1(\text{C/s}) \cdot 20 \cdot 3600 (\text{s}) \cdot (1\text{equiv-g Ni}/96500\text{C}) \cdot (1/2) \cdot 58,71 \text{ g Ni}/1\text{equiv-g Ni} = 2,19 \text{ gramos Ni}$$

$$0,1(\text{C/s}) \cdot 20 \cdot 3600 (\text{s}) \cdot (1\text{equiv-g Cl}_2/96500\text{C}) \cdot 35,45 \text{ g Cl}_2/1\text{equiv-g Cl}_2 = 2,64 \text{ gramos Cl}_2$$

Como 1 mol de un gas ideal ocupa 22,4 litros en condiciones normales, estos 2,64 gramos  $\text{Cl}_2$  ocuparán un volumen de:

$$2,64 \text{ g Cl}_2 \cdot (1\text{mol}/70,90 \text{ g Cl}_2) \cdot (22,4 \text{ litros}/1\text{mol de Cl}_2 \text{ en c.n.}) = 0,6836 \text{ litros}$$

----- 0000000 -----



## PROPUESTA II.

1.- a) Cada definición correcta	0,25 puntos
b) Cada especie bien definida como anfótera	0,25 puntos
Si en el apartado b) solo la señala correctamente sin justificación	0,05 puntos/cu
2.- Cada apartado bien razonado y correcto	0,5 puntos
Cada apartado correcto pero mal razonado	0,1 puntos
Cada apartado incorrecto pero bien razonado	0,2 puntos
3.- Apartado a)	1,0 punto
Apartado b)	1,0 punto
4.- Apartado a)	1,2 puntos
Apartado b)	0,8 puntos
5.- Cálculo de cada masa	0,5 puntos c/u
Cálculo del volumen	1,0 punto