

Se ha de elegir UNA de las dos PROPUESTAS presentadas.  
Cada propuesta consta de cinco preguntas.  
Cada pregunta será calificada con un máximo de dos puntos.  
El tiempo disponible para la realización de la prueba es de 1,5 horas.

**PROPUESTA I**

1.- A partir de las series de números cuánticos siguientes:

- a) (1, 0, 0, 1/2)   b) (1, 1, 0, 1/2)   c) (1, 1, 0, -1/2)   d) (2, 1, -2, 1/2)   e) (2, 1, -1, 1/2)

Responde:

- a) Cuáles son posibles, y cuáles son imposibles, en este último caso comenta por qué no son posibles para representar el estado de un electrón. (1 pto).  
b) En qué tipo de orbital atómico estarían situados los electrones de aquellas series que son posibles. (1 pto).

2.- Dados los equilibrios químicos siguientes:

- a)  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$   
b)  $2\text{NO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NOCl}(\text{g})$   
c)  $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$   
d)  $2\text{NaHCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$   
e)  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$

Responde:

- a) Escribe las expresiones de  $K_C$  y de  $K_P$  para cada uno de los equilibrios. (1,5 ptos)  
b) ¿En qué caso, o casos se cumple que  $K_C = K_P$ ? Razona tu respuesta. (0,5 ptos)

3.- a) Formular las siguientes especies químicas: (0,125 ptos c/u)

Ácido nítrico (Trioxonitrato (V) de hidrógeno)

Cloruro mercúrico (Dicloruro de mercurio)

1,3-butadieno (Buta-1,3-dieno)

3-metilbutanamida

Bromuro férrico (Tribromuro de hierro)

Ácido crómico (Tetraoxocromato (VI) de hidrógeno)

Metil propil éter

Ácido-2-pentenoico (Ácido pent-2-enoico)

b) Nombrar (de una sola forma), las siguientes especies químicas: (0,125 ptos c/u)

$\text{H}_3\text{BO}_3$

$\text{H}_2\text{SO}_3$

$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CHO}$

$\text{CH}_2\text{OH}-\text{C}(\text{CH}_3)_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH}$

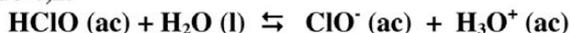
$\text{KMnO}_4$

$\text{Na}_2\text{S}$

$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{COOH}$

$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_2-\text{CONH}_2$

4.- Se sabe que 100 ml de una disolución de ácido hipocloroso ( $\text{HClO}$ ) que contiene 1,05 gramos de dicho ácido, tiene un pH de 4,1.



Calcula:

- a) La constante de disociación del ácido. (1,5 ptos)  
b) El grado de disociación. (0,5 ptos)

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

5.- Una corriente de 4 amperios circula durante 1 hora y 10 minutos a través de dos células electrolíticas que contienen, respectivamente, sulfato de cobre (II) ( $\text{CuSO}_4$ ) y cloruro de aluminio ( $\text{AlCl}_3$ ).

- a) Escriba las reacciones que se producen en el cátodo de ambas células electrolíticas. (0,4 ptos)  
b) Calcule los gramos de cobre y aluminio metálicos que se habrán depositado. (1,6 ptos)

Datos: Masas atómicas: Cu: 63,5; Al: 27,0. Constante de Faraday ( $F = 96500 \text{ C}\cdot\text{eq}^{-1}$ )

## PROPUESTA II

1- Un átomo X tiene la configuración electrónica siguiente:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ .

Explica razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: a) X se encuentra en un estado excitado; b) X pertenece al grupo de los metales alcalinos; c) X pertenece al 4º periodo del sistema periódico; d) X tiene poca tendencia a ceder el electrón de su última capa cuando se une con otro átomo muy electronegativo como el cloro. (0,5 ptos c/u).

2.-a) Formula todos los isómeros posibles del compuesto  $C_5H_{10}$  que sean de cadena abierta. (1 pto)

b) Escribe las reacciones que tendrán lugar al adicionar HBr a cada uno de los isómeros del apartado anterior. (1 pto).

3. a) Formular las siguientes especies químicas: (0,125 ptos c/u)

Amoniaco (Trihidruro de nitrógeno)

Nitrito cúprico (Dioxonitrato (III) de cobre (II) )

2,2-dimetilbutanal

2,4, 6-Heptanotriona (Heptano-2,4, 6-triona)

Ácido clórico (Trioxoclorato (V) de hidrógeno)

Ácido Fluorhídrico (Fluoruro de hidrógeno)

3-cloro-4-metilpentanoato de etilo

N-Etil-N-metilpropanamida

b) Nombrar (de una sola forma), las siguientes especies químicas: (0,125 ptos c/u)

$H_3PO_4$

$Na_2CO_3$

$HC = CH - CH = CH - CH = CHO$

$H_3C - CH_2 - NH - CH_2 - CH_3$

$Ag_2CrO_4$

$HBrO_2$

$CH_2OH - CH(CH_3) - CH(CH_3) - CH_2OH$

$H_3C - CHBr - CHBr - CHBr - COOH$

4.-En un recipiente de 4 litros se introducen 5 moles de  $COBr_2$  y se calienta hasta la temperatura de 350 K. Si la constante del equilibrio de disociación del  $COBr_2$  es  $K_c = 0,190$ .



Calcula:

a) El grado de disociación. (1 pto)

b) La concentración de todas las especies en equilibrio. (0,5 ptos)

c)  $K_p$ . (0,5 ptos)

DATO:  $R = 0,082 \text{ atm l / mol K}$

5.-Existen bacterias que degradan la glucosa ( $C_6H_{12}O_6$ ) mediante un proceso denominado fermentación alcohólica, en el cual se produce etanol ( $CH_3-CH_2OH$ ) y dióxido de carbono ( $CO_2$ ):



Responde:

a) Utilizando la Ley de Hess, determina la energía intercambiada en la fermentación de un mol de glucosa. (1,2 puntos).

b) Indica si dicha reacción es endotérmica o exotérmica, justifica tu respuesta. (0,2 ptos).

c) Calcula la cantidad de etanol que se produce en la fermentación de 1 Kg de glucosa. (0,6 ptos).

DATOS:

Las entalpías de combustión de la glucosa y del etanol son  $-2815 \text{ kJ/mol}$  y  $-1372 \text{ kJ/mol}$ , respectivamente.

Masas atómicas: (C) = 12; (O) = 16; (H) = 1.

## SOLUCIÓN DE LA PRUEBA DE ACCESO

AUTOR: Julio Egea Egea

## Propuesta I

**1 a)** Los posibles valores de los números cuánticos y su significado son:

$n = 1, 2, 3, \dots$  Indica un nivel de energía o capa.

$l = 0, \dots, (n - 1)$ . Indica el subnivel de energía y la forma de orbital: s, p, d, f.

$m = -l, \dots, 0, \dots, +l$ . Indica el número de orbitales de cada tipo que hay en un subnivel de energía.

$s = -1/2$  o  $+1/2$ . Indica el momento magnético intrínseco del electrón.

En el caso del enunciado:

	$n$	$l$	$m$	$s$	Estado del electrón
a) (1, 0, 0, 1/2)	1	0	0	+1/2	Posible
b) (1, 1, 0, 1/2)	1	1: valor no permitido Valor posible: 0, ya que $l = 0, \dots, (n - 1)$ .	0	+1/2	Imposible
c) (1, 1, 0, -1/2)	1	1: valor no permitido Valor posible: 0, ya que $l = 0, \dots, (n - 1)$ .	0	-1/2	Imposible
d) (2, 1, -2, 1/2)	2	1	-2: valor no permitido Valores posibles: -1, 0, +1, ya que $m = -l, \dots, 0, \dots, +l$ .	+1/2	Imposible
e) (2, 1, -1, 1/2)	2	1	-1	+1/2	Posible

**b)** El tipo de orbital atómico en el que están situados los electrones viene dado por el número  $l$ :

$l = 0$  corresponde a un orbital s.

$l = 1$  corresponde a un orbital p.

$l = 2$  corresponde a un orbital d.

$l = 3$  corresponde a un orbital f.

Para el número (1, 0, 0, 1/2), el tipo de orbital es 1s y los valores posibles son  $1s^1$  o  $1s^2$ .

Para el número (2, 1, -1, 1/2), el tipo de orbital es 2p y los valores posibles son  $2p^1$  o  $2p^2$  o  $2p^3$  o  $2p^4$  o  $2p^5$  o  $2p^6$ .

**2** La expresión que relaciona  $K_p$  y  $K_c$  es  $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$ , donde  $\Delta n$  es la diferencia entre el número de moles de los productos y el de los reactivos en estado gaseoso.

Si  $\Delta n = 0$ , la expresión queda  $K_p = K_c (RT)^0 = K_c \cdot 1$  y se cumple que  $K_p = K_c$ .

**a)**  $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}; K_p = \frac{p_{NO_2}^2}{p_{N_2O_4}}; \Delta n = 2 - 1 = 1 \Rightarrow K_c \neq K_p$$

**b)**  $2 NO(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2 NOCl(g)$

$$K_c = \frac{[NOCl]^2}{[NO]^2 [Cl_2]}; K_p = \frac{p_{NOCl}^2}{p_{NO}^2 p_{Cl_2}}; \Delta n = 2 - 3 = -1 \Rightarrow K_c \neq K_p$$

**c)**  $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$

$$K_c = [CO_2]; K_p = p_{CO_2}; \Delta n = 1 - 0 = 1 \Rightarrow K_c \neq K_p$$

**d)**  $2 NaHCO_3(s) \rightleftharpoons Na_2CO_3(s) + H_2O(g) + CO_2(g)$

$$K_c = [CO_2][H_2O]; K_p = p_{CO_2} p_{H_2O}; \Delta n = 2 - 0 = 2 \Rightarrow K_c \neq K_p$$

**e)**  $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2 HI(g)$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}; K_p = \frac{p_{HI}^2}{p_{H_2} p_{I_2}}; \Delta n = 2 - 2 = 0 \Rightarrow K_c = K_p$$

De todas las reacciones estudiadas, solo en la e) se cumple que ambas constantes coinciden, pues su  $\Delta n = 0$ .

**3 Formular:**

Ácido nítrico (trioxonitrato(V) de hidrógeno):  $HNO_3$

Cloruro mercúrico (dicloruro de mercurio):  $HgCl_2$

Bromuro férrico (tribromuro de hierro):  $FeBr_3$

Ácido crómico (tetraoxocromato(VI) de hidrógeno):  $H_2CrO_4$

1,3-butadieno (*buta-1,3-dieno*):  $CH_2=CH-CH=CH_2$

3-metilbutanamida:  $CH_3-CH(CH_3)-CH_2-C(=O)NH_2$

Metilpropiléter:  $\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

Ácido-2-pentenoico (ácido pent-2-enoico):

$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{COOH}$

**Nombrar:**

$\text{H}_3\text{BO}_3$ : ácido bórico

[trioxoborato(III) de hidrógeno]

$\text{H}_2\text{SO}_3$ : ácido sulfuroso

[trioxosulfato(IV) de hidrógeno]

$\text{KMnO}_4$ : permanganato de potasio

[tetraoxomanganato(VII) de potasio]

$\text{Na}_2\text{S}$ : sulfuro de sodio

(monosulfuro de disodio)

$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CHO}$ : 2,4-hexadienal (*hexa-2,4-dienal*)

$\text{CH}_2\text{OH}-\text{C}(\text{CH}_3)_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH}$ : 2,2-dimetil-1,4-butanodiol (*2,2-dimetilbutano-1,4-diol*)

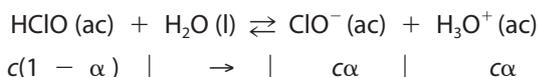
$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{COOH}$ : ácido 2-butenoico

$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_2-\text{CONH}_2$ : 3-hidroxiobutanamida

- 4 Este es un ácido débil ya que se establece un equilibrio. Se plantea el equilibrio de disociación:

	$\text{HClO}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{ClO}^-(\text{ac}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$		
$n_{\text{iniciales}}$	$n_0$	—	—
$n_{\text{reaccionantes}}$	$n_0\alpha$	—	—
$n_{\text{formados}}$		$n_0\alpha$	$n_0\alpha$
$n_{\text{equilibrio}}$	$n_0 - n_0\alpha = n_0(1 - \alpha)$	$n_0\alpha$	$n_0\alpha$
$[\ ]_{\text{equilibrio}}$	$\frac{n_0(1 - \alpha)}{V}$	$\frac{n_0\alpha}{V}$	$\frac{n_0\alpha}{V}$

Se puede plantear a partir del equilibrio:



Donde la expresión de su constante es:

$$K_a = \frac{c^2\alpha^2}{c(1 - \alpha)} = \frac{c\alpha^2}{(1 - \alpha)}$$

Se calculará la concentración del ácido en la disolución:

$$M_{\text{HClO}} = 52,5 \text{ uma}$$

$$n = \frac{1,05}{52,5} = 0,02 \text{ mol}$$

Cálculo de la concentración molar inicial:

$$M = \frac{0,02 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 0,2 \text{ M}$$

A partir del pH se calcula la concentración de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ :

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

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

Y a partir de la expresión anterior se calcula el grado de disociación:

$$\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c} = \frac{7,94 \cdot 10^{-5}}{0,2} = 3,97 \cdot 10^{-4}$$

$$\Rightarrow \alpha = 0,0397\%$$

$$K_a = \frac{c^2\alpha^2}{c(1 - \alpha)} = \frac{c\alpha^2}{(1 - \alpha)} = \frac{0,2(3,97 \cdot 10^{-4})^2}{1 - 3,97 \cdot 10^{-4}} = 3,1 \cdot 10^{-8}$$

5 a) Célula electrolítica con  $\text{CuSO}_4$ :

La reacción de disociación es:



La reacción en el electrodo (cátodo) es:



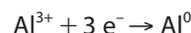
Por lo que el número de electrones intercambiados es dos.

Célula electrolítica con  $\text{AlCl}_3$ :

La reacción de disociación es:



La reacción en el electrodo (cátodo) es:



Por lo que el número de electrones intercambiados es tres.

b) Según Faraday:

$$1 \text{ eq} = \frac{M}{\text{valencia}} = \frac{M}{n^\circ \text{e}^- \text{ intercambiados}} = \frac{M}{n}$$

$$\frac{\text{para depositar 1 eq químico}}{\text{se necesitan 96 500 C (1 F)}} = \frac{\text{para una masa}}{\text{se necesitan Q (C)}} =$$

$$= \frac{M/n}{96 500} = \frac{m}{Q}$$

$$I \text{ (A)} = \frac{Q \text{ (C)}}{t \text{ (s)}} \Rightarrow Q = It$$

Teniendo en cuenta que:

$$\frac{M/n}{96 500} = \frac{m}{It} \Rightarrow I = \frac{mn 96 500}{Mt}$$

Aplicando todo ello a los datos de este ejercicio, para el Cu tenemos que:

$$M_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ u; valencia (n.º de e}^- \text{ intercambiados)} = 2; t = 4 200 \text{ s; } I = 4 \text{ A}$$

$$\frac{M/n}{96 500} = \frac{m}{Q} \Rightarrow m = \frac{63,5/2}{96 500} = \frac{m}{4t}$$

$$\frac{M/n}{96 500} = \frac{m}{It} \Rightarrow m = \frac{MIt}{n 96 500} \Rightarrow \frac{63,5 \cdot 4 \cdot 4 200}{2 \cdot 96 500} = 5,527$$

Se depositan 5,527 g de Cu.

Aplicando todo ello a los datos de este ejercicio, para el Al tenemos que:

$$M_{\text{Al}} = 27 \text{ uma; valencia (n.º de e}^{-}\text{ intercambiados)} = 3; t = 4200 \text{ s; } I = 4 \text{ A}$$

$$\frac{M/n}{96500} = \frac{m}{It} \Rightarrow m = \frac{Mit}{n \cdot 96500} = \frac{27 \cdot 4 \cdot 4200}{3 \cdot 96500} = 1,567 \text{ g}$$

Se depositan 1,565 g de Al.

Otra forma de resolverlo aplicada al cobre:

Si se tiene en cuenta que 1 mol de iones  $\text{Cu}^{2+}$  necesitan 2 mol de electrones para depositarse como 1 mol de  $\text{Cu}^0$ , y que 1 mol de electrones son 1 F (96 500 C), se puede razonar que:

$$I = \frac{Q}{t} \Rightarrow Q = It = 4 \cdot 4200 = 16800 \text{ C}$$

1 mol de  $\text{Cu}^{2+} \rightarrow 2 \text{ mol de e}^{-} \rightarrow 2 \cdot 96500 \text{ C} \rightarrow 63,5 \text{ g}$

$$\frac{2 \cdot 96500 \text{ C}}{16800 \text{ C}} = \frac{63,5 \text{ g}}{x \text{ g}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow x = \frac{63,5 \cdot 16800}{2 \cdot 96500} = 5,527 \text{ g de Cu}$$

$$\Rightarrow 63,5 \text{ g}$$

## Propuesta II

1 La configuración electrónica de X es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Se realiza el diagrama de cajas para una mayor claridad de la configuración electrónica anterior:

Configuración electrónica de las especies con electrones desapareados							
Capa	1. <sup>a</sup>	2. <sup>a</sup>		3. <sup>a</sup>		4. <sup>a</sup>	
Orbital	s	s	p		s	p	
X (Z = 19)	$\uparrow\downarrow$						

a) Falsa. Los electrones cumplen el principio de llenado o de Aufbau (principio de mínima energía; principio de exclusión de Pauli; principio de máxima multiplicidad de Hund); por tanto, el átomo se encuentra en su estado fundamental.

b) Verdadera. Tiene un solo electrón en el subnivel s de la capa más externa o capa de valencia  $4s^1$ , que es la propiedad que poseen todos los elementos del grupo 1, esto es, los metales alcalinos, cuya capa de valencia es  $ns^1$ .

c) Verdadera. Rellena 1 electrón en la capa 4.<sup>a</sup>, que es la propiedad de los elementos del 4.º período (en todos ellos es la máxima capa donde poseen electrones).

d) Falsa. Como todos los metales alcalinos tienen mucha tendencia a entregar el electrón de valencia situado en  $4s^1$  al enlazarse a otro átomo, ya que al hacerlo queda en configuración del gas noble anterior ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ), esta tendencia es mayor cuanto más electronegativo es el átomo con el que se enfrenta, sobre todo si se trata de halógenos.

2 a) Isómero 1: 1-penteno,  $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

Isómero 2: 2-penteno,  $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

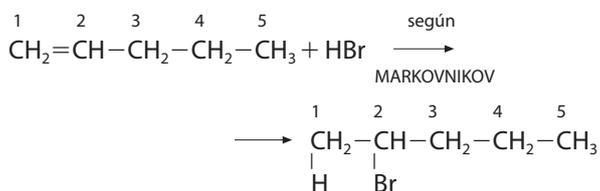
Isómero 3: 3-metil-1-buteno,  $\text{CH}_2=\text{CH}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$

Isómero 4: 2-metil-1-buteno,  $\text{CH}_2=\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

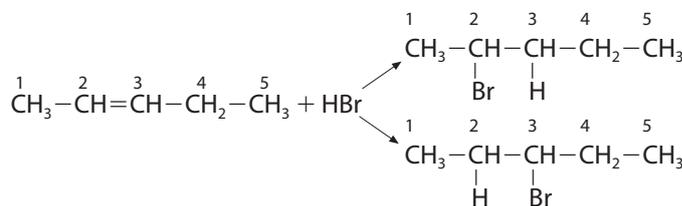
Isómero 5: 2-metil-2-buteno,  $\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}=\text{CH}-\text{CH}_3$

b) Se trata de reacciones de adición al doble enlace, para cuya resolución se ha de aplicar, en los casos que corresponda, la regla de Markovnikov: «El H se adiciona al C que tiene mayor número de H».

Isómero 1: al adicionar HBr se obtiene 2-bromopentano.



Isómero 2: al adicionar HBr se obtienen dos posibles isómeros: el 2-bromopentano y el 3-bromopentano.





- c) Para calcular esta constante se utiliza la relación entre ambas:  $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$ .

$$\Delta n = \text{moles de productos} - \text{moles de reactivos} = \\ = 1 + 1 - 1 = 1$$

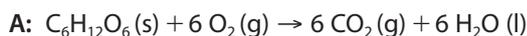
Sustituyendo los correspondientes valores, se tiene que:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 0,190 \cdot 0,082 \cdot 350 = 5,453$$

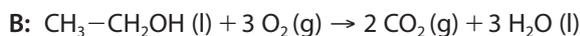
- 5 a) Se formula la **reacción de la fermentación de 1 mol de glucosa**:



Se plantean las reacciones dadas, con sus entalpías:

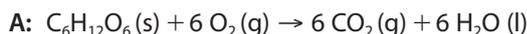


$$\Delta H_A^\circ = -2815 \text{ kJ/mol}$$

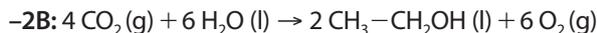


$$\Delta H_B^\circ = -1372 \text{ kJ/mol}$$

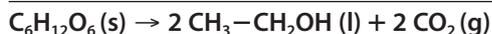
Se disponen las ecuaciones en el orden de la principal y se multiplican por los coeficientes necesarios para obtener esta, cambiando el signo de la entalpía si se invierte la reacción:



$$\Delta H_A^\circ = -2815 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H_B^\circ = 2 (+1372) = +2744 \text{ kJ}$$



$$\Delta H_f^\circ = (-2815) + (+2744) = -71 \text{ kJ/mol}$$

- b) Cuando un sistema cede calor al exterior, el proceso se denomina **exotérmico**. Si se aplica el criterio de signos más comúnmente utilizado, a estos valores se les adjudica signo negativo.

- c) Se calculan las masas moleculares de ambos compuestos:

$$M_{C_6H_{12}O_6} = 180 \text{ uma}; M_{C_2H_5OH} = 46 \text{ uma}$$

Se calculan los moles que hay en 1 kg de glucosa:

$$n = \frac{1000}{180} = 5,5 \text{ mol de glucosa}$$

Se realiza el cálculo estequiométrico:

$$5,5 \text{ mol de glucosa} \cdot \frac{2 \text{ mol de etanol}}{1 \text{ mol de glucosa}} = \\ = 11,1 \text{ mol de etanol}$$

Expresando los moles de etanol obtenidos en gramos, se tiene que:

$$m = nM = 11,1 \text{ mol de etanol} \cdot 46 \text{ g/mol} = 511,1 \text{ g de etanol}$$

Se obtienen 511,1 g de etanol.