



## Proves d'Accés a la Universitat. Curs 2009-2010

### Química

#### Sèrie 2

Responen a les qüestions 1, 2 i 3. Tot seguit, escolliu UNA qüestió entre la 4 i la 5 i UNA qüestió entre la 6 i la 7 i contesteu les dues que heu triat.

1. Es prepara una solució aquosa d'àcid fòrmic,  $\text{HCOOH}$ , barrejant 4,60 g d'aquest àcid amb aigua en un vas de precipitats. Després, la solució es transvasa quantitativament a un matràs aforat de 500 mL i s'enrasa amb aigua. Es mesura experimentalment el pH de la solució a 25 °C i s'obté un valor de 2,22.

**a)** Quina és la constant d'acidesa de l'àcid fòrmic a 25 °C?

[1 punt]

**b)** Quina hauria de ser la concentració d'una solució d'àcid clorhídric perquè tingués el mateix pH que la solució d'àcid fòrmic anterior?

[1 punt]

DADES: Massa molecular relativa de l'àcid fòrmic = 46,0.

2. A partir de solucions de  $\text{Zn}^{2+}$  1,0 M i  $\text{Ag}^+$  1,0 M, i emprant una solució de  $\text{KNO}_3$  2,0 M com a pont salí, es construeix al laboratori la pila següent, a una temperatura de 25 °C:



**a)** Escriviu les equacions de les semireaccions d'oxidació i reducció, i l'equació de la reacció iònica global de la pila. Calculeu-ne la força electromotriu (FEM).

[1 punt]

**b)** Dibuixeu un esquema de la pila. Indiqueu-hi la polaritat i el nom de cada elèctrode i assenyeu en quin sentit es mouen els ions del pont salí.

[1 punt]

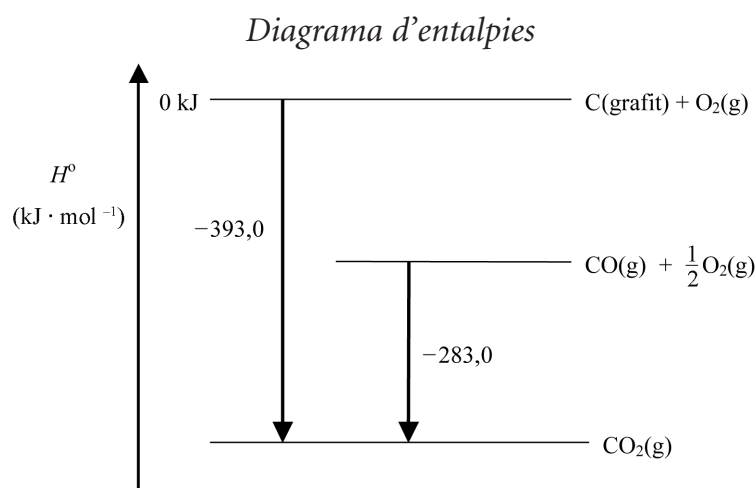
DADES:

Parell redox	$\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$	$\text{Ag}^+/\text{Ag}$
$E^\circ$ (V), a 25 °C	-0,76	+0,80

3. La formació del CO és difícil de dur a terme experimentalment perquè, si no es fa servir un excés d'oxigen, la reacció és incompleta, i si hi ha un excés d'oxigen no es pot evitar que l'oxidació continuï i es formi també  $\text{CO}_2$ . El valor de l'entalpia de formació del CO gasós es calcula a partir de la determinació de les entalpies de combustió del C grafit i del CO gasós.

a) Escriviu l'equació de la reacció de formació del CO gasós. Calculeu l'entalpia estàndard de formació del CO gasós a partir de la figura següent:

[1 punt]



- b) Es fan reaccionar, a pressió constant, 140 g de CO i 20,4 L d' $\text{O}_2$  gasós mesurats a 1,2 atm i 25 °C, i es forma  $\text{CO}_2$  gasós. Quina quantitat de calor es desprèn en aquesta reacció?

[1 punt]

DADES: Considereu que en tots els casos les reaccions es produeixen en condicions estàndard i a 25 °C.

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Masses atòmiques relatives: C = 12,0; O = 16,0.

4. Per a passar un mol de molècules de HCl des del nivell més baix de vibració (estat fonamental) fins al nivell de vibració següent es requereix una energia de 32,7 kJ.

a) Calculeu l'energia, expressada en J, que es necessita per a passar una molècula de HCl des de l'estat fonamental fins al nivell de vibració següent. Quin tipus de radiació electromagnètica hauria d'absorbir una molècula de HCl per a realitzar aquest procés?

[1 punt]

b) Calculeu la freqüència i la longitud d'ona de la radiació electromagnètica que hauria d'absorbir una molècula de HCl per a passar de l'estat fonamental al nivell de vibració següent.

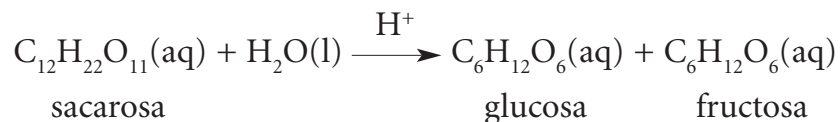
[1 punt]

DADES: Constant d'Avogadro =  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

Constant de Planck =  $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ .

Velocitat de la llum =  $c = 3,0 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

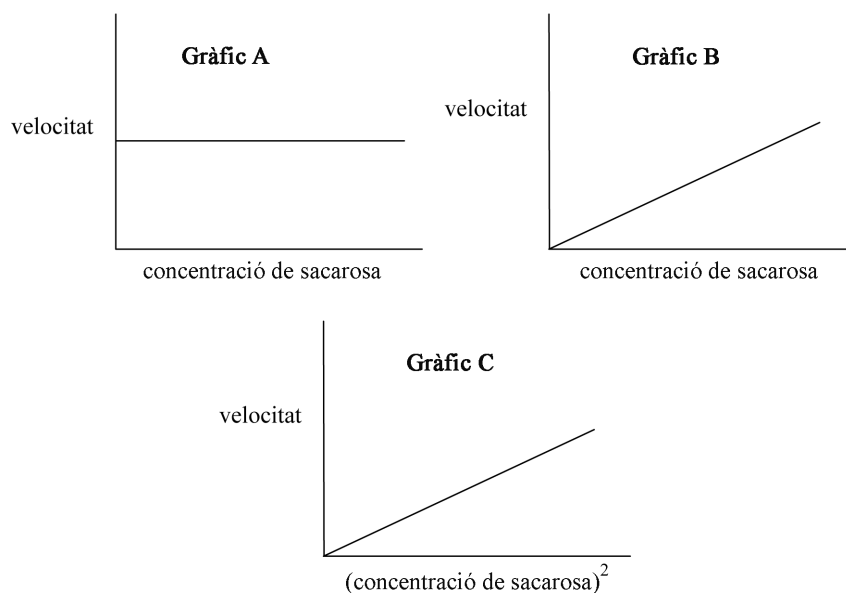
5. La hidròlisi de la sacarosa, o sucre de taula, es pot efectuar en un medi àcid que actua com a catalitzador. S'ha comprovat experimentalment que aquesta reacció té una cinètica de primer ordre respecte de la sacarosa.



- a)* Definiu el concepte d'*ordre de reacció respecte d'un reactiu*. Quin dels següents gràfics (A, B o C) indica que la hidròlisi àcida de la sacarosa és de primer ordre respecte d'aquest reactiu? Raoneu la resposta.

[1 punt]

*Velocitat de la reacció d'hidròlisi àcida de la sacarosa en funció de la concentració d'aquest reactiu*



- b)* Què és un catalitzador? Expliqueu com actua un catalitzador en una reacció química a partir del model de l'estat de transició.

[1 punt]

6. Es vol efectuar un experiment al laboratori per a determinar, de manera aproximada, l'entalpia de dissolució de l'hidròxid de potassi en aigua.

**a)** Descriuiu el procediment que seguiríeu al laboratori i el material que faríeu servir.

[1 punt]

**b)** Si en dissoldre 2,0 g d'hidròxid de potassi en 200 mL d'aigua es produeix un increment en la temperatura de la solució de 2,5 °C, quina és l'entalpia molar de la reacció de dissolució de l'hidròxid de potassi?

[1 punt]

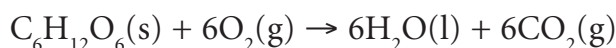
DADES: Considereu negligible la calor absorbida pel recipient.

Capacitat calorífica específica de la solució =  $4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$ .

Densitat de la solució =  $1,0 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ .

Masses atòmiques relatives: H = 1,0; O = 16,0; K = 39,1.

7. El procés químic d'oxidació de la glucosa transfereix energia al cos humà:



En aquest procés, a 25 °C:  $\Delta H^\circ = -2808 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  i  $\Delta S^\circ = 182 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**a)** Determineu l'energia lliure que s'obté, a 37 °C, quan prenem una cullerada de glucosa (10 g), suposant que les magnituds  $\Delta H^\circ$  i  $\Delta S^\circ$  no varien amb la temperatura.

[1 punt]

**b)** Per què aquesta reacció d'oxidació de la glucosa, a 37 °C, pot transferir energia al cos humà?

[1 punt]

DADES: Masses atòmiques relatives: C = 12,0; H = 1,0; O = 16,0.



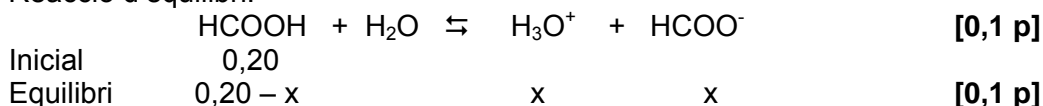
## SÈRIE 2

Com a norma general, tingueu en compte que un error no s'ha de penalitzar dues vegades. Si un apartat necessita un resultat anterior i aquest és erroni, cal valorar la resposta independentment del valor numèric, fixant-se en el procediment de resolució (sempre que, evidentment, els valors emprats i/o els resultats no siguin absurds). Un error en la formulació penalitza 0,5 punts en aquell apartat.

## Pregunta 1

- a) Massa d'àcid fòrmic = 4,60 g Volum de solució = 500 mL = 0,500 L  
 C (inicial, àcid fòrmic) = (4,60 g / 0,5 L) · (1 mol/ 46 g) = 0,20 M [0,1 p]

Reacció d'equilibri:



$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,22} = x = 6,026 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad [0,1 \text{ p}]$$

Per l'estequiometria de la reacció:  $x = [\text{HCOO}^-] = 6,026 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

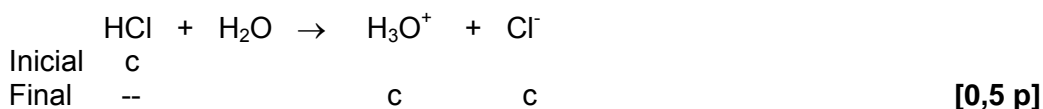
$$[\text{HCOOH}] = 0,20 - x = 0,20 - 6,026 \cdot 10^{-3} = 0,1940 \text{ M} \quad [0,1 \text{ p}]$$

$$K_a = ([\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HCOO}^-]) / [\text{HCOOH}] \quad [0,2 \text{ p}]$$

$$K_a = (6,026 \cdot 10^{-3})^2 / (0,1940)$$

$$K_a = 1,87 \cdot 10^{-4} \quad [0,3 \text{ p}]$$

- b) L'àcid clorhídric és un àcid fort, i per tant, la seva reacció amb aigua està totalment desplaçada cap a la dreta (formació d'ions oxoni):



Si volem tenir el mateix pH que la solució anterior d'àcid fòrmic, la concentració d'ions oxoni ha de ser:  $\text{pH} = 2,22 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,22} = 6,026 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

Per aconseguir aquesta concentració d'ions oxoni, la concentració inicial d'una solució de HCl ha de ser la mateixa.

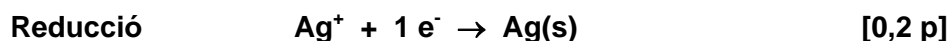
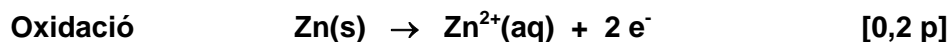
$$\text{Concentració de HCl } c = 6,026 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad [0,5 \text{ p}]$$

- Formulació incorrecte de l'àcid clorhídric: -0.5 p

**Pregunta 2**

- a) La notació de la pila ens indica que el primer elèctrode (Zn) fa d'ànode (oxidació) i que el segon (Ag) fa de càtode (reducció).

Les semireaccions seran:



La reacció iònica global de la pila la trobarem sumant les dues semireaccions, havent doblat prèviament la de la Ag per ajustar el nombre d'electrons intercanviats en el procés redox:

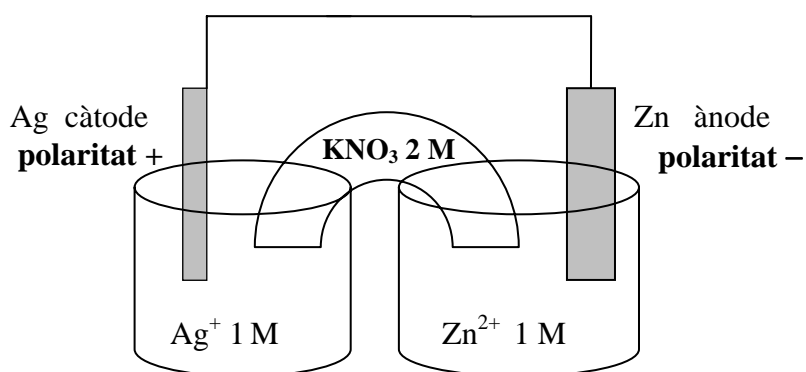


La força electromotriu ( $E^\circ$ ):

$E^\circ = E^\circ_{\text{CATODE}} - E^\circ_{\text{ANODE}}$                       **[0,2 p]**

$E^\circ = (+0,80) - (-0,76)$   
 $E^\circ = 1,56 \text{ V}$                       **[0,2 p]**

b)



**Esquema de la pila:** dues cel·les, elèctrodes i solucions i pont salí                      **[0,4 p]**

**Ag (càtode)**                      **polaritat positiva (+)**                      **[0,2 p]**  
**Zn (ànode)**                      **polaritat negativa (-)**                      **[0,2 p]**

Els ions del pont salí es mouran (**no cal que indiquin el raonament**)  
**cap al càtode els ions  $\text{K}^+$** , per compensar la càrrega positiva que reacciona  
**cap a l'ànode els ions  $\text{NO}_3^-$** , per compensar la càrrega positiva que es genera.  
**[0,2 p]**

**Pregunta 3**

- a) Reacció de formació del CO:  **$\text{C(s)} + 1/2 \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CO(g)}$**  [0,2 p]

Pel diagrama es pot deduir que:

$$\Delta H_f^\circ(\text{CO}) + \Delta H_{\text{combustió}}^\circ(\text{CO}) = \Delta H_{\text{combustió}}^\circ(\text{CO}_2)$$

o que :  $\Delta H_f^\circ(\text{CO}) + (-283) = (-393)$  [0,4 p]

**$\Delta H_f^\circ(\text{CO}) = -110 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$**  [0,4 p]

- b) Reacció combustió del CO:



Cal calcular quin reactiu és el limitant:

Mols de CO =  $(140 \text{ g CO}) \times 1 \text{ mol CO} / 28 \text{ g}) = 5$  [0,1 p]

Mols de O<sub>2</sub>  $\Rightarrow pV = n R T \Rightarrow n = (p V) / (R T)$

$n = (1,2 \text{ atm} \times 20,4 \text{ L}) / (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times 298 \text{ K})$

$n = 1 \text{ mol de O}_2$  [0,2 p]

L'estequiometria de la reacció ens diu que per cremar 1 mol de CO ens cal 0,5 mols d'O<sub>2</sub>. Amb les dades que tenim es dedueix que:

**- l'oxigen és el reactiu limitant** [0,2 p]

Calculem la calor despresa:

$1 \text{ mol O}_2 \times (1 \text{ mol CO} / \frac{1}{2} \text{ mol O}_2) \times (-283 \text{ kJ} / 1 \text{ mol CO}) = -566 \text{ kJ}$

**Calor despresa: 566 kJ (ó -566 kJ)** [0,5 p]

**Pregunta 4**

- a) Ens donen l'energia per fer la transició vibracional d'un mol de molècules de HCl i ens demanen l'energia per una molècula:

$$(32,7 \text{ kJ / mol HCl}) \times (1000 \text{ J / 1 kJ}) \times (1 \text{ mol HCl} / 6,02 \cdot 10^{23} \text{ molècules HCl}) = \\ = 5,432 \cdot 10^{-20} \text{ J / molècula}$$

**Energia:  $5,432 \cdot 10^{-20} \text{ J}$  (ó  $5,432 \cdot 10^{-20} \text{ J / molècula}$ )** [0,7 p]

- Si el resultat l'expressen en kJ/ molècula la puntuació serà [0,4 p]
- Si el resultat l'expressen en J/ mol la puntuació serà [0 p]

**Un molècula de HCl hauria d'absorbir una radiació infraroja (IR)**, ja que aporten l'energia suficient per provocar transicions vibracionals en un molècula.

[0,3 p]

- b) A partir de l'equació de Planck relacionarem l'energia de la radiació amb la freqüència ( $\nu$ ), la longitud d'ona ( $\lambda$ ):

$$E = h \nu$$
 [0,2 p]

$$\text{Freqüència: } \nu = E / h = 5,432 \cdot 10^{-20} \text{ J} / 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$$

$$\text{Freqüència} = 8,19 \cdot 10^{13} \text{ s}^{-1}$$
 [0,3 p]

- Si no posen unitats (o estan malament) es puntuarà: [0,1 p]

$$\lambda = c / \nu \quad (\text{o } \lambda = h c / E)$$
 [0,2 p]

$$\text{Longitud d'ona} = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} / 8,19 \cdot 10^{13} \text{ s}^{-1}$$

$$\text{Longitud d'ona} = 3,66 \cdot 10^{-6} \text{ m}$$
 [0,3 p]

- Si no posen unitats (o estan malament) es puntuarà: [0,1 p]



## Pregunta 5

- a) L'ordre de reacció respecte a un reactiu és la potència a la qual està elevada la concentració d'aquest reactiu en l'equació velocitat.

Equació de velocitat:  $v = k [A]^a \cdot [B]^b$  a i b són els ordres de reacció.

[0,4p]

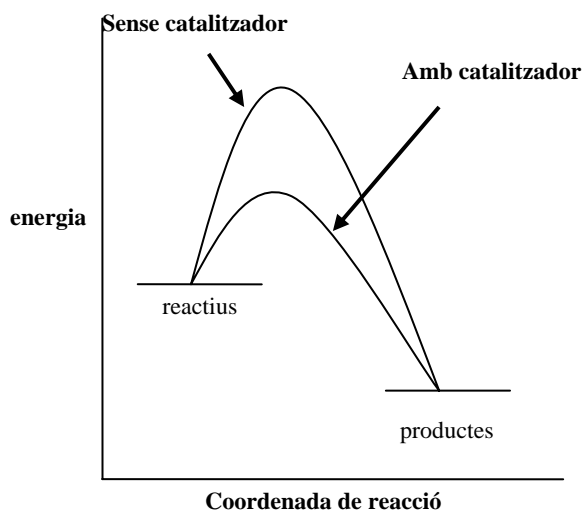
Si la cinètica de la hidròlisi àcida de la sacarosa és de primer ordre respecte la sacarosa, vol dir que l'equació de velocitat (suposades constants les concentracions dels altres reactius – en aquest cas l'aigua -) seria:

$$v = k [\text{sacarosa}]^1$$

El gràfic velocitat en front de la concentració de sacarosa seria lineal: **gràfic B.**  
[0,6 p]

- b) Un **catalitzador** és una substància que posem a la reacció, que **no es consumeix**, però que **augmenta la velocitat de la reacció**.  
[0,3 p]

Segons el model de l'estat de transició, una reacció per passar de reactius a productes passa per un estat de transició de més energia que reactius i productes; la diferència d'energies entre l'estat de transició i els reactius s'anomena **energia d'activació**. El catalitzador **proporciona un mecanisme alternatiu a la reacció: passa per un altra estat de transició que fa que la reacció tingui una energia d'activació més petita i, per tant, una velocitat més alta.**  
[0,7 p]



## Pregunta 6

a) Procediment experimental:

- En un calorímetre hi col·loquem un determinat volum d'aigua (o una determinada massa d'aigua) i mesurem la temperatura inicial. Posteriorment afegim una determinada massa de KOH sòlid al calorímetre. Agitem la mescla per dissoldre tot el sòlid, tapem el calorímetre i esperem un temps fins que la temperatura que ens marca el termòmetre deixi de pujar (s'estabilitzi). Mesurem aquesta temperatura final. **[0,5 p]**

Material:

- Calorímetre (per exemple un vas de plàstic amb tapa i aïllat)
- Reactius: aigua i KOH sòlid
- Termòmetre
- Balança
- Si mesurem el volum d'aigua farem servir una pipeta (volum petit) o una proveta (volums més grans) **[0,5 p]**

- *Formulació incorrecte de l'hidroxid de potassi en aquest apartat o en el següent: -0.5 p*

b) Massa d'aigua = 200 mL x (1 g / mL) = 200 g

$$m = \text{massa de la solució final} = 200 + 2 = 202 \text{ g} \quad [0,1 \text{ p}]$$

$$\text{Calor absorbida per la solució} = m \cdot c \cdot \Delta T \quad [0,1 \text{ p}]$$

$$\text{Calor absorbida per la solució} = 202 \cdot 4,18 \cdot 2,5 = 2110,9 \text{ J} \quad [0,2 \text{ p}]$$

 $q = \text{calor despesa per la reacció} = \text{calor absorbida per la solució}$ 

$$q = 2110,9 \text{ J quan es dissolen 2 g de KOH} \quad [0,1 \text{ p}]$$

Massa molecular del KOH = 56,1

$$\text{Si la pressió és constant: } \Delta H = q \quad [0,1 \text{ p}]$$

$$\text{Calor despesa} \Rightarrow \Delta H < 0 \text{ (signe negatiu)} \quad [0,1 \text{ p}]$$

$$\Delta H = (-2110,9 \text{ J} / 2 \text{ g KOH}) \times (56,1 \text{ g KOH} / 1 \text{ mol KOH})$$

$$\Delta H = -59211 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \quad [0,3 \text{ p}]$$

**Pregunta 7**

- a) Cal calcular  $\Delta G$ , que representa el balanç del canvi d'entalpies i entropies del sistema. A pressió i temperatura constants tenim:  $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$  **[0,2 p]**

Cal passar els valors donats a J o a kJ.

$$\Delta H^\circ = -2808 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta S^\circ = 182 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,182 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$T = 37 + 273 = 310 \text{ K}$$

$$\Delta G = -2808 - (310 \times 0,182) = -2864,42 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \quad \textbf{[0,4 p]}$$

Massa molecular de la glucosa = 180

Calculem l'energia lliure per 10 g de glucosa (una cullerada):

$$10 \text{ g} \times 1 \text{ mol}/180 \text{ g} \times (-2864,42 \text{ kJ}/1\text{mol}) = -159,1 \text{ kJ}$$

$$\textbf{Energia lliure per 10 g de glucosa = -159,1 kJ} \quad \textbf{[0,4 p]}$$

- b) Que **el valor de l'energia lliure o energia de Gibbs** resulti **negatiu**, vol dir que el balanç global del procés incloent l'entalpia i l'entropia és favorable, és a dir que la **reacció és espontània**. Per tant, **es pot transferir energia al sistema humà** (treball útil). **[1 p]**

- *Si el raonament és només  $\Delta H < 0 \Rightarrow$  transfereix energia al sistema humà*  
**[només 0,3 p]**