



SÈRIE 1

L'alumne ha de respondre 4 preguntes de les 7 proposades.

Cada pregunta (qüestió) consta de dos apartats (a i b) que valen sempre 1,25 punts. En la correcció de cada pregunta de l'examen ha de sortir, ben marcada, la puntuació sobre 1,25 punts de cada apartat.

Com a norma general, tingueu en compte que un error no s'ha de penalitzar dues vegades. Si un càlcul necessita un resultat anterior, i aquest és erroni, cal valorar la resposta independentment del valor numèric, i tenir en compte el procediment de resolució (sempre que els valors emprats i/o els resultats no siguin absurds).

Un error en la formulació penalitza 0,5 punts en aquell apartat, com s'explicita en la pauta. En cap cas un apartat pot tenir una puntuació "negativa".



Pregunta 1a

Reacció: $2 \text{N}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow 2 \text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ $\Delta H^\circ (25^\circ \text{C}) = 86,0 \text{ kJ}$

Justificació de la no-espontaneïtat de la reacció (condicions estàndard i 25 °C)

Calculem l'entropia de la reacció a 25 °C, partir de les entropies absolutes:

$$\Delta S^\circ = \sum n_p S^\circ (\text{productes}) - \sum n_r S^\circ (\text{reactius})$$

[0,1 p]

$$\Delta S^\circ = [(2 \times S^\circ_{\text{nitrogen}}) + (1 \times S^\circ_{\text{oxigen}})] - [(2 \times S^\circ_{\text{monòxid de dinitrogen}})]$$

$$\Delta S^\circ = [(2 \times 191,6) + (1 \times 205,0)] - [(2 \times 220,0)]$$

$$\Delta S^\circ = 148,2 \text{ J / K} \quad (\text{o } 148,2 \text{ J / K mol})$$

[0,2 p]

Espontaneïtat. Càlcul de l'energia lliure de la reacció:

L'espontaneïtat depèn de l'energia lliure de la reacció, ΔG° .

L'energia lliure de la reacció, a p i T constant, es pot calcular a partir de la variació d'entalpia i entropia de la reacció: $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$

[0,1 p]

Dades: $\Delta H^\circ = 86,0 \text{ kJ}$; $\Delta S^\circ = 148,2 \text{ J / K}$; $T = 25^\circ \text{C} = 298 \text{ K}$.

Homogeneïtzem les unitats, passant de kJ a J (entalpia) o de J a kJ (entropia):

$$\Delta S^\circ = 148,2 \text{ J / K} = 0,1482 \text{ kJ / K}$$

[0,1 p]

Calculem la variació d'energia lliure de la reacció:

$$\Delta G^\circ = (86,0) - [298 \times (0,1482)]$$

$$\Rightarrow \Delta G^\circ = 41,8 \text{ kJ} > 0$$

[0,2 p]

Si $\Delta G^\circ > 0 \Rightarrow$ la reacció no és espontània

$\Rightarrow$ La reacció no és espontània en condicions estàndard i 25 °C

[0,3 p]



A partir de quina temperatura la reacció serà espontània

$$\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T \Delta S^{\circ} \quad \text{Si } \Delta G^{\circ} < 0 \Rightarrow \text{la reacció serà espontània.}$$

Suposem que $\Delta G^{\circ} = 0$ i que ΔH° i ΔS° no varien amb la temperatura:

$$0 = 86,0 - T 0,1482 \quad \Rightarrow \quad T = 580,3 \text{ K}$$

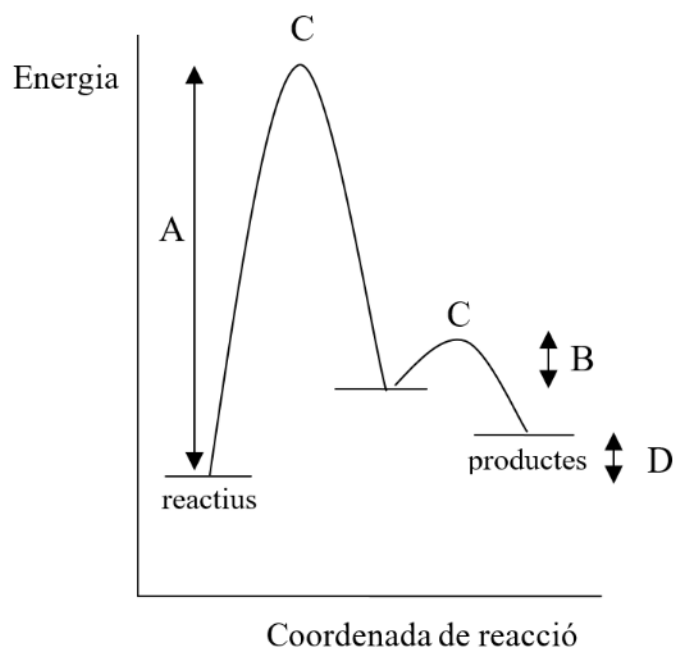
A temperatura > 580,3 K la reacció serà espontània

[0,25 p]



Pregunta 1b

Gràfic: energia respecte a la coordenada de reacció



Dibuix (gràfic)

[0,4 p]

Assignació de magnituds:

A: Energia d'activació de l'etapa 1 (reacció lenta)

[0,15 p]

B: Energia d'activació de l'etapa 2 (reacció ràpida)

[0,15 p]

C: Estats de transició

[0,15 p]

D: Entalpia de la reacció global

[0,15 p]



Justificació que la reacció és de primer ordre

[0,25 p]

En un mecanisme de reacció, l'etapa lenta determina la velocitat de la reacció.

Les etapes d'un mecanisme de reacció són reaccions elementals (com diu l'enunciat) i, en aquest cas, **el coeficient estequiomètric coincideix amb l'ordre de reacció**.

L'etapa lenta és la primera: $\text{N}_2\text{O} \rightarrow \text{N}_2 + \text{O}$

$$v(\text{reacció global}) = v(\text{etapa 1}) = k [\text{N}_2\text{O}]^1$$

$\Rightarrow$ Es tracta d'una reacció de 1er ordre perquè l'exponent de la concentració de N_2O és 1.



Pregunta 2a

Reacció: $2 \text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{C}_2\text{H}_4\text{O}(\text{g})$ ΔH^0 (a 298 K) = -210 kJ

Determinar la K_c

Reacció: $2 \text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{C}_2\text{H}_4\text{O}(\text{g})$

Inicial 2,5 1,0

Equilibri 2,5 - 2x 1,0 - x 2x

Dades en equilibri:

$$\text{mol de C}_2\text{H}_4\text{O} = 0,51 \Rightarrow 2x = 0,51 \Rightarrow x = 0,255 \text{ mol}$$

[0,2p]

Mols en equilibri:

$$n(\text{C}_2\text{H}_4) = 2,5 - 2x = 2,5 - (2 \times 0,255) = 1,990$$

$$n(\text{O}_2) = 1,0 - x = 1,0 - 0,255 = 0,745$$

$$n(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}) = 0,51$$

Concentracions en equilibri: volum = 1 L

$$[\text{C}_2\text{H}_4] = 1,990 / 1 \Rightarrow [\text{C}_2\text{H}_4] = 1,990 \text{ M}$$

$$[\text{O}_2] = 0,745 / 1 \Rightarrow [\text{O}_2] = 0,745 \text{ M}$$

$$[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}] = 0,51 / 1 \Rightarrow [\text{C}_2\text{H}_4\text{O}] = 0,510 \text{ M}$$

[0,3 p]

Constant d'equilibri en concentracions:

$$K_c = ([\text{C}_2\text{H}_4\text{O}]^2) / ([\text{C}_2\text{H}_4]^2 [\text{O}_2])$$

[0,3 p]

$$\text{Substituïm: } K_c = (0,510)^2 / [(1,990)^2 (0,745)]$$

$$\Rightarrow K_c = 0,0882$$

[0,2 p]

Es penalitzarà 0,1 p si expressen la constant d'equilibri amb unitats.



Justificar si K_p és igual o diferent de K_c

La relació entre la K_p i la K_c és: $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$

[0,15 p]

On Δn és la diferència de coeficients estequiomètrics entre productes i reactius (només gasos):

$$\Delta n = (2) - (2 + 1) = -1$$

Perquè $K_p = K_c$ cal que $\Delta n = 0$.

$$\text{Si } \Delta n = -1 \Rightarrow K_p \neq K_c$$

[0,1 p]

És correcte si calculen el valor de K_p i comproven que és diferent de K_c



Pregunta 2b

Reacció: $2 \text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{C}_2\text{H}_4\text{O}(\text{g})$ ΔH^0 (a 298 K) = -210 kJ

Justificar si el rendiment és més favorable si V=1,00 L i T=400 K

[0,5 p]

Variable: temperatura (sense canviar el volum).

La reacció és exotèrmica ($\Delta H < 0$). Això vol dir que desprèn calor per formar els productes, i absorbeix calor per a formar els reactius.

Si augmentem la temperatura, estem afegint calor i afavorim la reacció cap a l'esquerra: formació de reactius.

⇒ Afavorir els reactius implica **disminuir el rendiment de la reacció**.

Justificar si el rendiment és més favorable si V=0,50 L i T=298 K

[0,5 p]

Variable: volum (sense canviar la temperatura).

Si el volum del reactor disminueix, la pressió augmenta.

Quan la pressió total del recipient augmenta, la reacció es desplaça cap a on hi ha menys mols de gasos, per assolir un nou equilibri.

En la reacció, en els productes tenim menys mols de gasos (2) que en els reactius (3).

Per tant, afavorim que la reacció es desplaci cap a la dreta (formació de productes).

⇒ Afavorir els productes implica **augmentar el rendiment de la reacció**

Disminuirà, o no, la $[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}]$ en equilibri si no hi posem Ag(s)

[0,25 p]

Mantenim el volum i la temperatura, però no hi afegim el catalitzador (plata sòlida).

Un catalitzador augmenta la velocitat de reacció, però no modifica l'equilibri (ni la K_c). Per tant, s'arriba al mateix estat d'equilibri amb o sense catalitzador.

⇒ La concentració d'òxid d'etilè (producte) no haurà disminuït quan s'arribi a l'equilibri (tindrem la mateixa concentració).

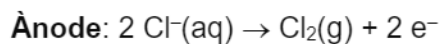


Pregunta 3a

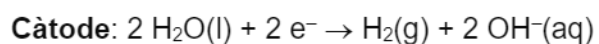
Formulació. Clorur de sodi: NaCl

[– 0,5 p si no formulen bé]

Semireaccions a cada elèctrode



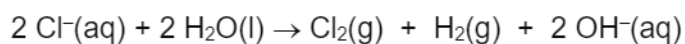
[0,3p]



[0,3p]

Reacció global del procés electrolític

Sumant les dues semireaccions tenim:



[0,4p]

Polaritats de cada elèctrode

[0,25 p]

Càtode: polaritat negativa (–)

Ànode: polaritat positiva (+)



Pregunta 3b

Càlcul de la intensitat de corrent de la cel·la electrolítica

Dades inicials:

Volum d'aigua a la piscina. $V = 50 \text{ m}^3$

Temps. $t = 1 \text{ h}$

Concentració de Cl_2 generada. $c = 0,24 \text{ mg/L}$

Transformació d'unitats i altres dades.

[0,15 p]

Volum d'aigua a la piscina. $V = 50 \text{ m}^3 = 50000 \text{ dm}^3 = 50000 \text{ L}$

Temps. $t = 1 \text{ h} = 3600 \text{ s}$

Massa molecular $\text{Cl}_2 = (2 \times 35,45) = 70,9 \text{ g/mol}$

Calculem de la càrrega elèctrica (Q) –en una hora de temps (1 h)–.

A partir del volum d'aigua de la piscina i la concentració generada de clor en aquest temps (1 h), calculem la massa de Cl_2 que s'obté en el procés electrolític; i posteriorment els mol de Cl_2 .

A partir de la semireacció d'ànode (apartat "a"): $2 \text{ Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{ e}^-$

i la relació estequiomètrica, calculem els mol d'electrons. I amb el valor del Faraday ho transformem a càrrega elèctrica (Q, en Coulombs).

$50000 \text{ L} \times (0,24 \text{ mg Cl}_2 / \text{L}) \times (1 \text{ g Cl}_2 / 1000 \text{ mg Cl}_2) \times (1 \text{ mol Cl}_2 / 70,9 \text{ g Cl}_2) \times$

$(2 \text{ mol d'e}^- / 1 \text{ mol Cl}_2) \times (9,65 \times 10^4 \text{ C} / 1 \text{ mol e}^-) = 32665,73 \text{ C}$

$\Rightarrow$ Càrrega elèctrica: **$Q = 32665,73 \text{ C}$**

[0,8 p]



Calculem la intensitat de corrent (Q en Coulombs i t en segons)

$$I = Q / t \quad \Rightarrow \quad I = 32665,73 / 3600 = 9,07 \text{ A}$$

La intensitat de corrent és 9,07 A

[0,3 p]

- *Si no indiquen les unitats (o són errònies) es penalitza 0,1 p.*
- *Ho podem fer per passos i/o emprant fórmules. La puntuació seria:*
 - ✓ Càlcul dels grams de Cl_2 : 0,2 p
 - ✓ Càlcul dels mol de Cl_2 : 0,1 p
 - ✓ Càlcul dels mol d'electrons: 0,3 p
 - ✓ Càlcul de la càrrega (en C): 0,2 p
 - ✓ Càlcul de la intensitat (en A): 0,3 p



Pregunta 4a

Definicions:

Nombre atòmic

[0,2 p]

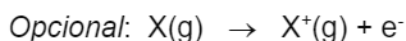
Ens indica el nombre de protons que tenim en l'àtom de l'element.

- *Opcional: poden especificar que es troben en el nucli de l'àtom.*

Energia d'ionització

[0,4 p]

És l'energia que cal subministrar a un element en estat gasós per arrencar un electró.

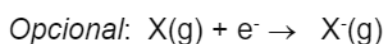


- *Si no indiquen que l'àtom ha d'estar en estat gasós, es penalitzarà 0,2 p.*

Afinitat electrònica

[0,4 p]

És l'energia associada al procés en el qual un element en estat gasós agafa un electró.



- *Si no indiquen que l'àtom ha d'estar en estat gasós, es penalitzarà 0,2 p.*

Electronegativitat

[0,25 p]

Mesura la tendència d'un àtom a atreure els electrons que formen part d'un enllaç.



Pregunta 4b

Escriure les configuracions electròniques

[0,15 p]

Na (Z=11): $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$

Mg (Z=12): $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2$

K (Z=19): $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$

Assignació dels tres valors d'energia d'ionització

- Comparem primer el radi dels tres elements.

El radi atòmic del K és més gran que els dels altres dos, ja que el K és un element amb l'electró més extern en la capa $n=4$, mentre que el Na i el Mg tenen l'electró més extern en $n=3$.

El radi del Mg és més petit que el del Na, ja que són elements que tenen l'electró més extern en la mateixa capa $n=3$ (radi similar), però en tenir el Mg un protó i un electró més (té més càrrega), la força d'atracció fa que el seu radi sigui una mica inferior.

$\Rightarrow \text{radi (Mg)} < \text{radi (Na)} < \text{radi (K)}$

[0,3 p]

- Si la justificació del radi es fa només en base a la posició dels elements a la taula periòdica, es penalitzarà 0,3 p.
- És correcte si fan un raonament basat en la càrrega nuclear efectiva.

- Comparem l'energia d'ionització dels tres elements.

La força d'atracció de l'electró extern (càrrega negativa) amb el nucli (càrrega positiva) depèn de la distància que els separi (radi). Com més petita sigui aquesta distància, més força d'atracció (segons la llei de Coulomb) i més costarà d'arrencar l'electró.

L'energia d'ionització (E_i) serà més gran com petit sigui el radi.

$\Rightarrow E_i (\text{Mg}) > E_i (\text{Na}) > E_i (\text{K})$

[0,3 p]



Per tant, podem assignar els valors següents:

Energia d'ionització del Mg = 736 kJ/mol (valor més alt)

Energia d'ionització del Na = 497 kJ/mol (el valor entremig)

[0,3 p]

- *Si la justificació del potencial d'ionització es fa només en base a la posició dels elements a la taula periòdica, es penalitzarà 0,2 p.*

Comparar el radi del Na i del Na⁺

[0,2 p]

L'ió Na⁺ un electró menys que el Na.

La seva configuració electrònica és: Na⁺ (10 electrons): 1s², 2s², 2p⁶.

El radi atòmic del Na és més gran que el del Na⁺, ja que el Na té l'electró més extern en la capa n=3, mentre que el Na⁺ té l'electró més extern en n=2.

⇒ **radi (Na) > radi (Na⁺)**

- *És correcte si fan un raonament basat en la càrrega nuclear efectiva.*



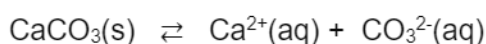
Pregunta 5a

Formulació. Carbonat de calci: CaCO_3

[– 0,5 p si no formulen bé]

Justificar, a partir de càlculs, la formació del precipitat

Reacció de solubilitat del CaCO_3 :



- *Opcionalment es pot escriure la reacció de precipitació*

El producte de solubilitat del CaCO_3 es pot escriure com:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}]$$

[0,25 p]

Perquè una sal precipiti cal que el valor del quocient de reacció, Q (que incorpora les concentracions inicials) sigui superior a la K_{ps} :

Condicció de precipitació: $Q > K_{\text{ps}}$

[0,2 p]

Calculem les concentracions inicials en barrejar les dues solucions, tenint en compte que per cada mol de Na_2CO_3 tenim un mol de CO_3^{2-} , i per cada mol de CaCl_2 tenim un mol de Ca^{2+} . Suposem els volums additius.

$$[\text{Ca}^{2+}]_0 = (20 \text{ mL} \cdot 1,0 \times 10^{-2} \text{ mols/L}) / (20 + 80) \text{ mL} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{CO}_3^{2-}]_0 = (80 \text{ mL} \cdot 2,0 \times 10^{-3} \text{ mols/L}) / (20 + 80) \text{ mL} = 1,6 \times 10^{-3} \text{ M}$$

[0,4 p]

$$Q = [\text{Ca}^{2+}]_0 \cdot [\text{CO}_3^{2-}]_0 = (2,0 \times 10^{-3}) \cdot (1,6 \times 10^{-3})$$

$$Q = 3,2 \times 10^{-6}$$

[0,2 p]

Dada: $K_{\text{ps}} = 4,8 \times 10^{-9}$

$Q > K_{\text{ps}}$

$\Rightarrow$ Per tant, es formarà el precipitat de carbonat de calci

[0,2 p]



Pregunta 5b

Formulació. Àcid clorhídric: HCl

[– 0,5 p si no formulen bé]

- No és obligatori que el formulin. Però si ho fan, i la fórmula és incorrecta, ho penalitzem amb 0,5 p.

Separem, per filtració, i obtenim:

- un sòlid blanc: carbonat de calci,
- un líquid: solució aquosa saturada de carbonat de calci (conté Ca^{2+} i CO_3^{2-})

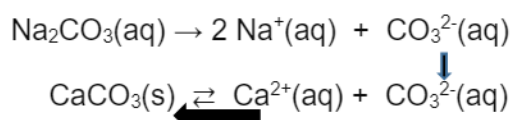
Agafem el filtrat (fase líquida) i en fem 4 parts (tubs d'assaig).

Afegim a una part del filtrat $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{aq})$

[0,3 p]

Si a la solució aquosa saturada de carbonat de calci li afegim una solució aquosa de carbonat de sodi ens apareixerà un precipitat de carbonat de calci, ja que estem afegint ions carbonat que desplacen la reacció de l'equilibri de solubilitat del CaCO_3 cap a la esquerra, és a dir cap a la formació del sòlid (per efecte de l'ió comú):

Reaccions (opcionals):

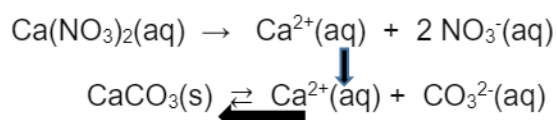


Afegim al filtrat $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2(\text{aq})$

[0,3 p]

Si a la solució aquosa saturada de carbonat de calci li afegim una solució aquosa de nitrat de calci, ens apareixerà un precipitat de carbonat de calci, ja que estem afegint ions Ca^{2+} que desplacen la reacció de l'equilibri de solubilitat del CaCO_3 cap a la esquerra, és a dir, cap a la formació del sòlid (per efecte de l'ió comú):

Reaccions (opcionals):





Afegim al filtrat HCl(aq)

[0,3 p]

Si a la solució aquosa saturada de carbonat de calci li afegim una solució de HCl (àcid), aquest reacciona amb els ions carbonat (base) per formar ions HCO_3^- o formar H_2CO_3 . La concentració d'ions carbonat disminueix i la solució deixa d'estar saturada. **No ens apareixerà cap precipitat de carbonat de calci.**

Escalfem la solució a 70°C

[0,35 p]

L'entalpia de dissolució del carbonat de calci és negativa. Això ens indica que la reacció és exotèrmica: $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) \quad \Delta H < 0$

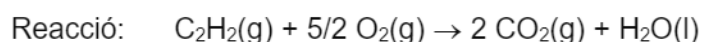
La reacció desprèn calor quan es dissol el $\text{CaCO}_3(\text{s})$ i absorbeix calor quan es forma el $\text{CaCO}_3(\text{s})$. En augmentar la temperatura de 19 °C a 70 °C, estem donant calor, afavorint la reacció cap a l'esquerra (reactius). **Ens apareixerà, per tant, un precipitat de carbonat de calci.**



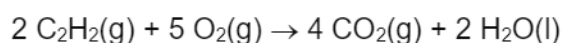
Pregunta 6a

Escriure la reacció de combustió de l'acetilè

[0,25 p]



- *S'accepta qualsevol altre igualació correcta com, per exemple:*



Càlcul de la quantitat de calor despresada en la combustió

Dades. 100 L $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$ i 500 L de $\text{O}_2(\text{g})$ mesurats a 1,0 atm i 298 K

Raonem quin reactiu és el limitant

[0,4 p]

Si tenim les mateixes condicions de p i T, el nombre de mols de cada gas és proporcional al volum que ocupa. Per l'estequiometria de la reacció, per cada 1 mol de C_2H_2 necessitem 2,5 mol de O_2 . Fixada una p i T, per cada 1 L de C_2H_2 necessitem 2,5 L de O_2 .

Si tenim 100 L de C_2H_2 necessitem:

$$100 \text{ L } \text{C}_2\text{H}_2 \times (2,5 \text{ L } \text{O}_2 / 1 \text{ L } \text{C}_2\text{H}_2) = 250 \text{ L de } \text{O}_2$$

Disposem de més de 250 $\Rightarrow$ **el reactiu limitant és l'acetilè**

(i l'oxigen és el reactiu en excés)

Procediment alternatiu:

Calculem els mols de cada reactiu amb l'equació dels gasos ideals: $pV = n R T$

$$\text{Acetilè(g): } n = pV / RT = (1 \times 100) / (0,082 \times 298) = 4,092$$

$$\text{Oxigen(g): } n = pV / RT = (1 \times 500) / (0,082 \times 298) = 20,462$$

Si reaccionessin tots els mols d'acetilè necessitaríem:

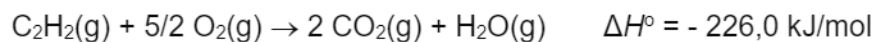
$$4,092 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_2 \times (2,5 \text{ mol } \text{O}_2 / 1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_2) = 10,23 \text{ mol de } \text{O}_2$$

Disposem de més de 10,23 mol de $\text{O}_2 \Rightarrow$ **el reactiu limitant és l'acetilè**

(i l'oxigen és el reactiu en excés)



Calculem calor despresa (q), a pressió constant:



Calor, a pressió constant: $q_p = \Delta H$

[0,1 p]

Mols d'acetilè(g): $n = pV / RT = (1 \times 100) / (0,082 \times 298) = 4,092$

[0,2 p]

$$4,092 \text{ mol C}_2\text{H}_2 \times (-226 \text{ kJ} / 1 \text{ mol C}_2\text{H}_2) = -924,8 \text{ kJ}$$

(signe negatiu: desprèn calor)

Calor despresa = 924,8 kJ (o -924,8 kJ)

[0,3 p]

- Si no indiquen les unitats de la calor despresa (o són incorrectes), es penalitzarà 0,1 p.



Pregunta 6b

Entalpia estàndard de formació de l'acetilè gasós

Reacció: $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + 5/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ $\Delta H^\circ_{\text{reacció}} = -226,0 \text{ kJ/mol}$

$$\Delta H^\circ_{\text{reacció}} = (\sum n_p \Delta H^\circ_{\text{f, productes}}) - (\sum n_r \Delta H^\circ_{\text{f, reactius}})$$

$$\Delta H^\circ_{\text{reacció}} = [(2 \times \Delta H^\circ_{\text{f, diòxid de carboni}}) + (1 \times \Delta H^\circ_{\text{f, aigua}})] - [(1 \times \Delta H^\circ_{\text{f, acetilè}})]$$

[0,2 p]

$$-226 = [(2 \times (-393,8)) + (1 \times -285,8)] - [(1 \times \Delta H^\circ_{\text{f, acetilè}})]$$

$$\Delta H^\circ_{\text{f, acetilè}} = -847,4 \text{ kJ} \quad (\text{o } -847,4 \text{ kJ / mol})$$

[0,5 p]

Raonar si es desprèn més calor en la reacció de formació de l'acetilè a p o V constant

Reacció de formació de l'acetilè: $2 \text{C}(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$

[0,2 p]

Si la reacció es realitza a pressió constant $\Rightarrow q_p = \Delta H_{\text{reacció}}$

(on q_p és la calor a pressió constant)

Si la reacció es realitza a volum constant $\Rightarrow q_v = \Delta E$

(on q_p és la calor a volum constant)

Relació entre l'entalpia (q_p) i l'energia interna (q_v) d'una reacció:

$$\Delta H = \Delta E + \Delta n R T$$

$$\Rightarrow \Delta E = \Delta H - \Delta n R T$$

$$\Rightarrow q_v = q_p - \Delta n R T$$

[0,2 p]

on Δn és la **diferència dels coeficients estequiomètrics dels productes i dels reactius gasosos**

En la reacció de formació de l'acetilè:

$$\Delta n = (1) - (1) = 0$$

$$\Rightarrow q_v = q_p$$

$\Rightarrow$ **La calor desprèn és la mateixa, tant si la reacció es realitza a p o V constant.**

[0,15 p]



Pregunta 7a

Calcular el pH del iogurt

Massa molecular àcid làctic = $(3 \times 12,0) + (3 \times 16,0) + (6 \times 1,0) = 90 \text{ g/mol}$

Concentració de l'àcid làctic(iogurt) = $8,1 \text{ g/L}$

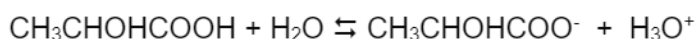
Transformem la concentració d'àcid làctic de g/L a mol/L:

$$8,1 \text{ g àcid làctic} / \text{L} \times (1 \text{ mol àcid làctic} / 90 \text{ g àcid làctic}) = \mathbf{0,09 \text{ mol/L}}$$

[0,1 p]

Càlcul del pH:

Reacció de l'àcid làctic en aigua (volum 1 litre):



[0,3 p]

mols inicial 0,09

mols equilibri 0,09 – x

x

x

$$K_a = [\text{CH}_3\text{CHOHCOO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}]$$

[0,2 p]

$$1,25 \times 10^{-4} = [(x) \cdot (x)] / [0,09 - x]$$

$$1,25 \times 10^{-4} = x^2 / (0,09 - x)$$

$$\text{Si considerem: } 0,09 - x \approx 0,09 \Rightarrow 1,25 \times 10^{-4} = x^2 / (0,09)$$

$$x = (1,25 \times 10^{-4} \times 0,09)^{1/2} = 3,354 \times 10^{-3} \text{ mols}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 3,354 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

[0,4 p]

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log 3,354 \times 10^{-3} \Rightarrow \mathbf{\text{pH} = 2,5}$$

[0,25 p]

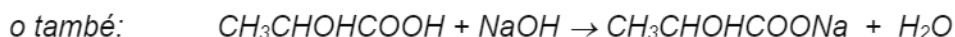
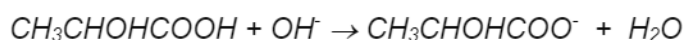
- Es considerarà correcte si l'alumne no fa l'aproximació $0,09 - x \approx 0,09$. S'obté una equació de segon grau, i la solució és la mateixa: $\text{pH} = 2,5$.



Pregunta 7b

Escriure la reacció de valoració

[0,25 p]



Explicar com es realitza la valoració al laboratori

Material i altres substàncies per a dur a terme la valoració:

[0,4 p]

(a part de la mostra –iogurt– i la solució de NaOH 0,100 M).

- ✓ **Bureta**, amb un peu i pinça per subjectar-la.
- ✓ **Erlenmeyer** (o vas de precipitats)
- ✓ **Pipeta aforada** (o pipeta) de 25 mL, amb pera d'aspiració –si volem mesurar el volum del iogurt. **O balança**, si volem mesurar la massa del iogurt.
- ✓ **Indicador àcid - base** que viri a la zona de pH bàsic (fenolftaleïna, per exemple).

Procediment per a dur a terme la valoració.

[0,6 p]

- ✓ S'omple la bureta amb la solució de NaOH 0,100 M, evitant que es formin bombolles d'aire dins de la bureta.
- ✓ S'enrasa el volum de NaOH de la bureta (a zero o a un altre volum).
- ✓ Amb la pipeta aforada (i la pera) agafem un volum de iogurt i els transvasem a l'erenmeyer (o vas de precipitats). Alternativament, amb una balança es pot mesurar una determinada massa de iogurt, que s'introdueixen un erlenmeyer. *S'afegeix aigua i s'agita per homogeneïtzar.*
- ✓ Afegim 2-3 gotes de l'indicador àcid-base a l'erenmeyer.
- ✓ Obrim la clau de la bureta i anem afegint NaOH, tot agitant contínuament l'erenmeyer, fins a observar un canvi de color de la solució (per exemple, d'incolòr a rosat, si emprem fenolftaleïna).
- ✓ Tanquem la clau de la bureta i anotem el volum consumit de NaOH.