



## Sèrie 2

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.

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".

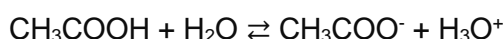


### Pregunta 1a

Formulació. Àcid acètic:  $\text{CH}_3\text{COOH}$

[– 0,5 p si no formulen bé]

Reacció de l'àcid acètic amb l'aigua



[0,2 p]

Justificar si un vinagre de vi pot tenir un  $\text{pH} = 3,0$

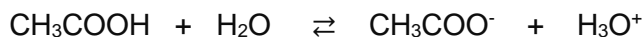
Dada. Concentració àcid acètic (vinagre de vi)  $\geq 60$  g/L

- Calculem el pH per a una concentració d'àcid acètic de 60 g/L

$$M(\text{àcid acètic}) = (2 \times 12,0) + (2 \times 16,0) + (4 \times 1,0) = 60 \text{ g/mol}$$

$$C = 60 \text{ g àcid acètic} / \text{L} \times (1 \text{ mol àcid acètic} / 60 \text{ g àcid acètic}) = 1 \text{ mol/L}$$

Reacció de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  en aigua (volum 1 litre)



mols inicial            1

mols equilibri        1 – x                            x                            x

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

[0,3 p]

$$1,78 \times 10^{-5} = [(x) \cdot (x)] / [1 - x]$$

$$1,78 \times 10^{-5} = x^2 / (1 - x)$$

$$\text{Si considerem: } 1 - x \approx 1 \Rightarrow 1,78 \times 10^{-5} = x^2 / (1)$$

$$x = (1,78 \times 10^{-5} \times 1)^{1/2} = 0,004219 \text{ mols}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 0,004219 \text{ mol} / 1 \text{ L} = 0,004219 \text{ M}$$

[0,3 p]

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

$$\text{pH} = -\log 0,004219 \Rightarrow \text{pH} = 2,4$$

[0,2 p]

- Es considerarà correcte si l'alumne no fa l'aproximació  $1 - x \approx 1$ . S'obté una equació de segon grau, i la solució és la mateixa:  $\text{pH} = 2,4$ .



**Proves d'accés a la Universitat 2021, convocatòria ordinària. Criteri específic d'avaluació**

---

- Raonem quin és l'interval de pH d'un vinagre de vi

Si el vinagre de vi té una concentració d'àcid acètic superior a 60 g/L, la concentració en equilibri d'ions  $H_3O^+$  serà superior a la calculada anteriorment, i el pH inferior.

⇒ El pH d'un vinagre de vi ha de ser  $\leq 2,4$

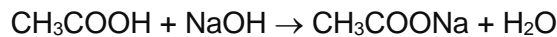
Un vinagre de vi no pot tenir un pH = 3,0

[0,25p]



### Pregunta 1b

#### Reacció de valoració



[0,3 p]



#### Justificar si el vinagre de poma compleix la normativa legal

- Calculem la concentració d'àcid acètic del vinagre de poma

Dades:

$$V (\text{vinagre}) = 5,0 \text{ mL} = 0,005 \text{ L}$$

$$C (\text{NaOH}) = 0,100 \text{ M}$$

$$V (\text{gastat de NaOH}) = 43,3 \text{ mL} = 0,0433 \text{ L}$$

$$M (\text{àcid acètic}) = 60 \text{ g/mol} \quad (\text{apartat a})$$

$$0,0433 \text{ L NaOH} \times (0,100 \text{ mol NaOH} / \text{L NaOH}) \times (1 \text{ mol CH}_3\text{COOH} / 1 \text{ mol NaOH}) =$$

$$= 0,00433 \text{ mol CH}_3\text{COOH}$$

$$C (\text{àcid acètic}) = 0,00433 \text{ mol acètic} / 0,005 \text{ L vinagre}$$

$$\mathbf{C (\text{àcid acètic}) = 0,866 \text{ mol/L}}$$

[0,5 p]

- Poden emprar la fórmula:  $V_a C_a = V_b C_b$  (vàlida quan l'estequiometria és 1 a 1).
- Si no esmenten que la fórmula anterior és vàlida quan l'estequiometria és 1 a 1, es penalitza 0,1 p.

$$0,866 \text{ mol CH}_3\text{COOH} / \text{L} \times (60 \text{ g CH}_3\text{COOH} / 1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}) = 51,96 \text{ g/L}$$

$$\mathbf{C (\text{àcid acètic}) = 51,96 \text{ g/L}}$$

[0,2 p]

- Raonem si el vinagre de poma compleix la normativa

Dada de la normativa legal: vinagre de poma (altres vinagres)  $\Rightarrow C (\text{àcid acètic}) \geq 50 \text{ g/L}$

$$\text{Si comparem: } 51,96 \text{ g/L} > 50 \text{ g/L}$$

$\Rightarrow$  **el vinagre de poma compleix la normativa legal**

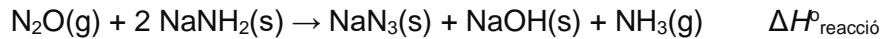
[0,25 p]



## Pregunta 2a

### Calcular l'entalpia estàndard de formació de $\text{NaN}_3$

- Calculem l'entalpia estàndard de la reacció



A pressió constant  $\Rightarrow q_p = \Delta H^\circ_{\text{reacció}}$

[0,25 p]

La reacció està igualada amb 2 mol de  $\text{NaNH}_2$ :

$$2 \text{ mol NaNH}_2 \times (111,6 \text{ kJ} / 4 \text{ mol NaNH}_2) = 55,8 \text{ kJ}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{reacció}} = 55,8 \text{ kJ} \quad (\text{amb la igualació que surt a l'enunciat})$$

[0,3 p]

- Calculem l'entalpia estàndard de formació de l'azida de sodi

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

$$(\sum n_p \Delta H^\circ_{\text{f, productes}}) = [(1 \times \Delta H^\circ_{\text{f, azida de sodi}}) + (1 \times \Delta H^\circ_{\text{f, NaOH}}) + (1 \times \Delta H^\circ_{\text{f, amoniac}})]$$

$$(\sum n_r \Delta H^\circ_{\text{f, reactius}}) = [(1 \times \Delta H^\circ_{\text{f, monòxid de dinitrogen}}) + (2 \times \Delta H^\circ_{\text{f, amidur de sodi}})]$$

$$55,8 = [(\Delta H^\circ_{\text{f, azida de sodi}}) + (-425,2) + (-46,1)] - [(82,0) + (2 \times (-123,7))]$$

[0,4 p]

$$\Delta H^\circ_{\text{f, azida de sodi}} = 361,7 \text{ kJ} \quad (\text{o } 361,7 \text{ kJ/mol})$$

[0,3 p]



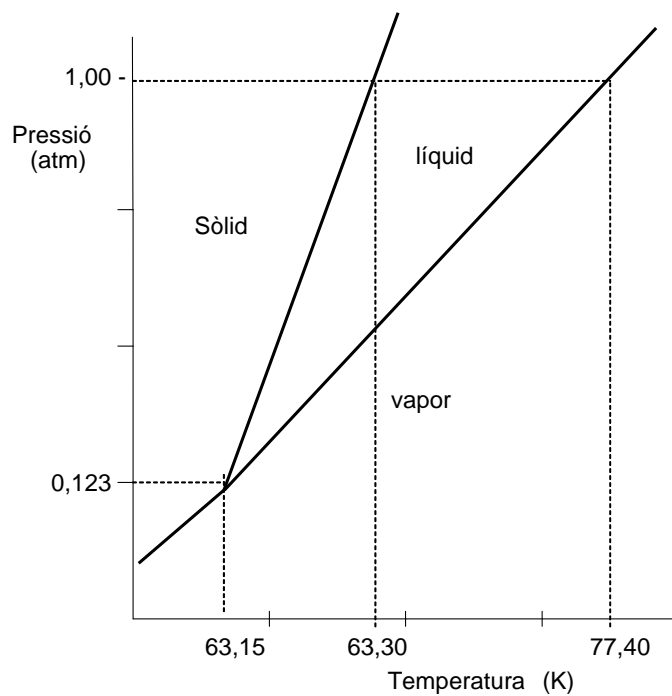
## Pregunta 2b

### Definició de punt triple

El punt triple correspon a unes condicions de pressió i temperatura en les quals coexisteixen en equilibri les tres fases d'una substància: fase sòlida, fase líquida i fase vapor (o gas).

[0,25 p]

### Dibuix, aproximat, del diagrama de fases



- Posar les magnituds i unitats als eixos

[0,2 p]

- Dibuixar les línies d'equilibri de les fases

[0,2 p]

- Indicar en el dibuix els 3 punts experimentals (T, p)

[0,3 p]



**Raonar si el nitrogen pot sublimar a  $p = 1 \text{ atm}$**

[0,3 p]

La sublimació implica que en augmentar la temperatura (a pressió constant) el compost passa directament de sòlid a gas (vapor).

Això només és possible per a pressions inferiors a la del punt triple.

En el cas del nitrogen: només pot sublimar per a  $p < 0,123 \text{ atm}$

⇒ **el nitrogen no pot sublimar a pressió atmosfèrica**



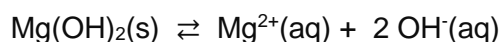
### Pregunta 3a

**Formulació.** Hidròxid de magnesi:  $\text{Mg}(\text{OH})_2$

[– 0,5 p si no formulen bé]

#### Justificar si precipita $\text{Mg}(\text{OH})_2$

Reacció de solubilitat del  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ : (també poden escriure la reacció de precipitació)



El producte de solubilitat de l'hidròxid de magnesi es pot escriure com:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^{-}]^2$$

[0,25 p]

Perquè precipiti, cal que el valor Q sigui superior a la  $K_{\text{ps}}$ :

**Precipitació**  $\Rightarrow Q > K_{\text{ps}}$

[0,2 p]

- Concentració de  $\text{Mg}^{2+}$

$$5,0 \times 10^{-3} \text{ mol MgCl}_2 / \text{L} \times (1 \text{ mol Mg}^{2+} / 1 \text{ mol MgCl}_2) = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol Mg}^{2+} / \text{L}$$

$$[\text{Mg}^{2+}] = 5,0 \times 10^{-3} \text{ M}$$

[0,1 p]

- Concentració de  $\text{OH}^{-}$

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

$$\text{Si pH} = 8,3 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^{+}] = 10^{-8,3} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^{+}] = 5,01 \times 10^{-9} \text{ M}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^{+}] \cdot [\text{OH}^{-}]$$

$$[\text{OH}^{-}] = K_w / [\text{H}_3\text{O}^{+}] \Rightarrow [\text{OH}^{-}] = 1,00 \times 10^{-14} / 5,01 \times 10^{-9}$$

$$[\text{OH}^{-}] = 1,996 \times 10^{-6} \text{ M}$$

[0,3 p]

Es correcte si calculen el pOH ( $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ ); i després calculen la concentració d'ions hidròxid ( $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^{-}]$ ).

- Càlcul de Q i comparació amb  $K_{\text{ps}}$

$$Q = [\text{Mg}^{2+}]_o \cdot [\text{OH}^{-}]_o^2 = (5,0 \times 10^{-3}) \cdot (1,996 \times 10^{-6})^2$$

$$Q = 1,99 \times 10^{-14} [0,2 \text{ p}]$$





**Proves d'accés a la Universitat 2021, convocatòria ordinària. Criteri específic d'avaluació**

---

**Dada:**  $K_{ps} = 1,10 \times 10^{-12}$

Comparem:

**$Q < K_{ps} \Rightarrow$  No precipitarà l'hidròxid de magnesi**

[0,2 p]



### Pregunta 3b

#### Puresa de la mostra de $MgCl_2$

Reacció de valoració:  $Cl^-(aq) + AgNO_3(aq) \rightarrow AgCl(s) + NO_3^-(aq)$

- Calculem els mols de  $Cl^-$  (en els 10 mL de mostra valorats)

$$AgNO_3 \quad V \text{ (gastat)} = 8,3 \text{ mL} = 0,0083 \text{ L}$$

$$0,0083 \text{ L} \times (0,1550 \text{ mol / L}) = 1,2865 \times 10^{-3} \text{ mol de } AgNO_3 \text{ gastats}$$

Estequiometria de la reacció de valoració: 1 a 1

mol de  $AgNO_3$  gastats = mol inicials de  $Cl^-$

**mol inicials de  $Cl^-$  =  $1,2865 \times 10^{-3}$  (en els 10 mL)**

[0,3p]

- Calculem els mols de  $Cl^-$ , en els 100 mL (en tota la mostra)

$$100 \text{ mL} \times (1,2865 \times 10^{-3} \text{ mol } Cl^- / 10 \text{ mL}) = 1,2865 \times 10^{-2} \text{ mol } Cl^-$$

[0,35p]

- Calculem la massa de  $MgCl_2$  que hi ha a la mostra

Massa molecular (clorur de magnesi) =  $(1 \times 24,3) + (2 \times 35,5) = 95,3 \text{ g/mol}$

$$1,2865 \times 10^{-2} \text{ mol } Cl^- \times (1 \text{ mol } MgCl_2 / 2 \text{ mol } Cl^-) \times (95,3 \text{ g } MgCl_2 / 1 \text{ mol } MgCl_2) = \\ = 0,6130 \text{ g } MgCl_2$$

[0,3 p]

- Calculem la puresa de la mostra:

Dada: massa mostra = 0,6225 g

Puresa =  $(\text{massa de } MgCl_2 / \text{massa mostra}) \times 100$

Puresa =  $(0,6130 / 0,6225) / 100$

**Puresa = 98,0 %**

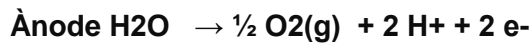
[0,3 p]

- És correcte si fan els càlculs tots seguits emprant factors de conversió.
- És correcte si utilitzen la fórmula:  $M \times V = M' \times V'$  (l'estequiometria de la reacció de valoració és 1 a 1)

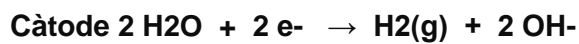


### Pregunta 4a

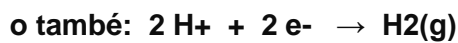
Escriure les semireaccions



[0,2 p]

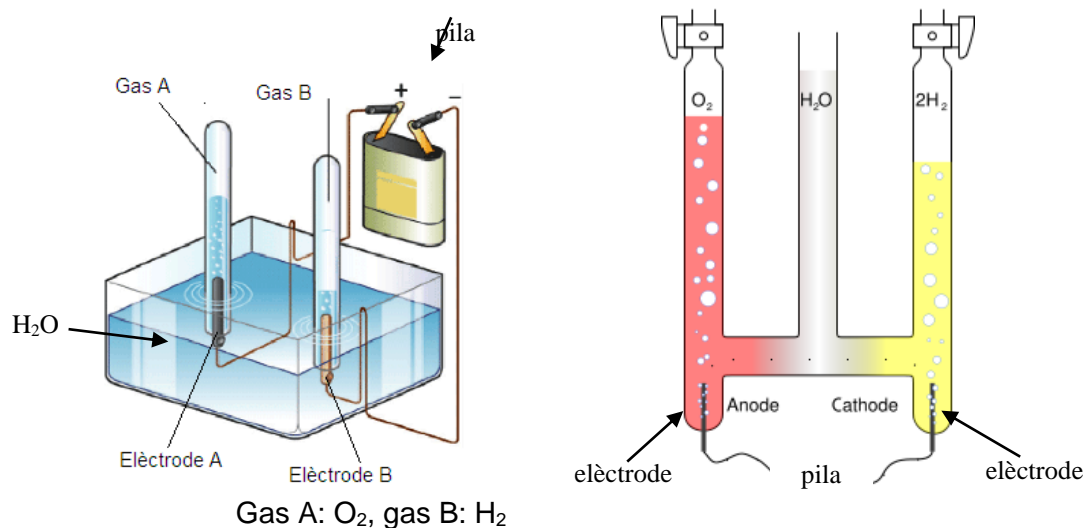


[0,2 p]



Dibuixar l'esquema del muntatge experimental de l'electròlisi

Possibles esquemes del muntatge experimental:



Gas A:  $\text{O}_2$ , gas B:  $\text{H}_2$

Cal que en el dibuix surti:

- Recipient que conté l'aigua lleugerament acidulada (per exemple, cubeta)

[0,1 p]

- Dos elèctrodes: càtode i ànode (no cal que indiquin de quin material són)

[0,2 p]

- Dos recipients que recullen els gasos:  $\text{H}_2$  i  $\text{O}_2$  (per exemple, tubs d'assaig)

[0,2 p]

- Pila o font d'alimentació (amb cables que s'uneixen als elèctrodes)

[0,35 p]



### Pregunta 4b

#### Càlcul de la pressió de l'H<sub>2</sub>(g)

Reacció (apartat a):  $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-$  o  $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$

- Càlcul dels mols d'H<sub>2</sub>

Dades.

$$\text{Temps} = 20 \text{ h} \times (3600 \text{ s} / 1 \text{ h}) = 72000 \text{ s}$$

$$\text{Intensitat} = 3 \text{ A} = 3 \text{ C} / \text{s}$$

Reacció. Estequiometria: 1 mol hidrogen necessita 2 mol d'electrons

$$72000 \text{ s} \times (3,0 \text{ C} / \text{s}) \times (1 \text{ mol e}^- / 9,65 \times 10^4 \text{ C}) \times (1 \text{ mol H}_2 / 2 \text{ mol e}^-) = \mathbf{1,11917 \text{ mol H}_2}$$

[0,7 p]

- Ho podem fer per passos i/o emprant fórmules. La puntuació seria:

- Càlcul de la càrrega (en C): 0,2 p
- Càlcul dels mol d'electrons: 0,2 p
- Càlcul dels mol d'H<sub>2</sub>: 0,3 p

- Càlcul de la pressió de l'H<sub>2</sub> (gas ideal)

Dades.

$$V = 0,10 \text{ L}$$

$$T = 200 \text{ K}$$

$$pV = nRT \Rightarrow p = (nRT / V) \Rightarrow P = (1,11917 \times 0,082 \times 200) / 0,10$$

$$\mathbf{p = 183,5 \text{ atm}}$$

[0,3 p]

*Si no indiquen les unitats (o són errònies) es penalitza 0,1 p.*

#### Justificació de la pressió real amb el model cinèticomolecular dels gasos

[0,25 p]

El model cinèticomolecular dels gasos considera el gas ideal format per partícules puntuals (és a dir, sense volum propi), en constant moviment, que xoquen entre si elàsticament i no exerceixen forces d'interacció entre elles.

La pressió real de l'H<sub>2</sub> es desvia una mica de la pressió calculada com a gas ideal, a causa del fet que **no es poden negligir totalment**:



**Proves d'accés a la Universitat 2021, convocatòria ordinària. Criteri específic d'avaluació**

---

- **ni el volum ocupat** per les seves molècules,
- **ni les interaccions** entre elles.



## Pregunta 5a

### Configuracions electròniques

[0,15 p]

S (Z=16)  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^4$

Cl (Z=17)  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$

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

F (Z=9)  $1s^2, 2s^2, 2p^5$

- No és necessari que facin les configuracions de tots els quatre elements. Tan sols les que necessitin, en base als raonaments que faran després.

### Comparació de la primera energia d'ionització: Cl i S

[0,6 p]

L'energia d'ionització és l'energia que cal subministrar a un element A en estat gasós per arrencar un electró:  $A(g) \rightarrow A^+(g) + 1 e^-$  ( $E_{i1}$ , 1a energia d'ionització)

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 i més costarà d'arrencar l'electró. La energia d'ionització serà més alta.

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

$\Rightarrow$  radi (Cl) < radi (S)

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

$\Rightarrow E_{i1}$  (Cl) >  $E_{i1}$  (S)

- No és correcte si la justificació del radi o l'energia d'ionització es fa només en base a la posició dels elements a la taula periòdica.



**Justificar si el quocient  $rK / rF$  és  $> 1$**

- El radi d'un catió ( $A^+$ ) és inferior al de l'àtom ( $A$ ).

Quan l'àtom de potassi (K) perd un electró de la capa més externa es forma l'ió positiu ( $K^+$ ) amb igual nombre de protons (19) però un electró menys (18). La càrrega nuclear és la mateixa, però la càrrega nuclear efectiva del catió és més gran a causa de l'electró de menys que té (menys apantallament). L'electró més extern del catió està més proper al nucli; el radi disminueix.

⇒ **radi  $K^+$  < radi K**

[0,2p]

- El radi d'un anió ( $A^-$ ), és superior al de l'àtom ( $A$ ).

Quan l'àtom de flor (F) agafa un electró es forma l'anió fluorur ( $F^-$ ) amb igual nombre de protons (9) però un electró més (10). La càrrega nuclear és la mateixa, però la càrrega nuclear efectiva en l'anió és més petita a causa de l'electró addicional (més apantallament). L'electró més extern de l'anió està més allunyat del nucli; el radi augmenta.

⇒ **radi  $F^-$  > radi F**

[0,2 p]

- Comparem:

Tenim: radi  $K^+$  < radi K i radi  $F^-$  > radi F

Taula: radi  $K^+$  = radi  $F^-$

⇒ **(radi K / radi F) és superior a 1**

[0,1 p]



### Pregunta 5b

**Justificar per què el Cl el podem ionitzar si li fem arribar radiació ultraviolada**

Dada. Primera energia d'ionització del Cl = 1251 kJ/mol

Hem de comprovar quina radiació pot tenir com a mínim aquesta energia, i així poder ionitzar el clor.

- Primer, cal passar l'energia per mol a energia per àtom (emprant el  $N_A$ ):

$$1251 \text{ kJ / mol} \times (1000 \text{ J / kJ}) \times (1 \text{ mol} / 6,02 \times 10^{23} \text{ àtom}) = 2,0781 \times 10^{-18} \text{ J / àtom}$$

[0,2 p]

- A partir de l'equació de Planck relacionarem l'energia de la radiació amb la freqüència:

$$E = h \nu$$

$$\nu = E / h \Rightarrow \nu = 2,0781 \times 10^{-18} / 6,63 \times 10^{-34}$$

$$\nu = \mathbf{3,1344 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}} \quad (\text{ó } \mathbf{3,1344 \times 10^{15} \text{ Hz}})$$

[0,3 p]

*Si no posen unitats (o són errònies) es penalitzarà 0,1 p.*

- Calculem la longitud d'ona de la radiació anterior:

$$\lambda = c / \nu$$

$$\Rightarrow \lambda = 3,00 \times 10^8 / 3,1344 \times 10^{15}$$

$$\lambda = \mathbf{9,57 \times 10^{-8} \text{ m}}$$

[0,3 p]

*Si no posen unitats (o són errònies) es penalitzarà 0,1 p.*

*També poden calcular directament la longitud d'ona a partir de l'expressió:*

$$E = h \nu = h c / \lambda \Rightarrow \lambda = h c / E \quad (\mathbf{0,6 \text{ punts directament}})$$

- Tipus de radiació

$$\lambda = 9,57 \times 10^{-8} \text{ m} \times (10^9 \text{ nm} / 1 \text{ m}) = 95,71 \text{ nm}$$

$$\lambda = \mathbf{95,71 \text{ nm}} \Rightarrow \mathbf{\text{aquesta radiació està l'interval de la radiació UV}}$$

[0,2 p]





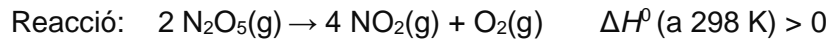
**Què succeeix en el procés d'excitació del clor (radiació visible)**

Quan el clor absorbeix radiació visible, l'electró extern de l'àtom passa d'un nivell d'energia inferior (estat fonamental) a un nivell superior (estat excitat).

[0,25 p]



### Pregunta 6a



#### Raonar, qualitativament, si $\Delta S^\circ$ és positiva o negativa

A nivell microscòpic, l'entropia ens indica el grau de desordre d'un sistema.

Si: **desordre**  $\uparrow \Rightarrow S \uparrow$

Com més mol de gasos tenim, més alt serà el desordre.

Si: **n(gasos)**  $\uparrow \Rightarrow$  **desordre**  $\uparrow$

[0,2 p]

$$\Delta S^\circ(\text{reacció}) = S^\circ_{\text{productes}} - S^\circ_{\text{reactius}}$$

A la reacció tenim:

$$n(\text{gasos, productes}) > n(\text{gasos, reactius})$$

$$\Rightarrow S^\circ_{\text{productes}} > S^\circ_{\text{reactius}} \quad \Rightarrow \Delta S^\circ(\text{reacció}) > 0$$

[0,2 p]

#### Calculem l'entropia de la reacció

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

$$\Delta S^\circ = [(4 \times S^\circ_{\text{diòxid de nitrogen}}) + (1 \times S^\circ_{\text{oxigen}})] - [(2 \times S^\circ_{\text{pentaòxid de dinitrogen}})]$$

[0,2 p]

$$\Delta S^\circ = [(4 \times 240,1) + (1 \times 205,0)] - [(2 \times 355,7)]$$

$$\Delta S^\circ = 454,0 \text{ J / K}$$

[0,2 p]

#### Justificació de l'espontaneïtat de la reacció a T altes o baixes

L'espontaneïtat depèn de l'energia lliure de la reacció,  $\Delta G^\circ$ .

Si  $\Delta G^\circ < 0 \Rightarrow$  la reacció és espontània

[0,2 p]

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.  $\Delta H^\circ > 0$  (suposem que no varia amb la T)



**Proves d'accés a la Universitat 2021, convocatòria ordinària. Criteri específic d'avaluació**

---

$\Delta S^\circ > 0$  (suposem que no varia amb la T)

$T > 0$  (la temperatura en K sempre és positiva)

Equació:  $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$

Primer terme:  $(\Delta H^\circ) > 0$  (sempre)

Segon terme:  $(T \Delta S) > 0$  (sempre)

**A temperatures altes:**

$(T \Delta S^\circ) > \Delta H^\circ \Rightarrow \Delta G^\circ < 0 \Rightarrow$  la reacció és espontània

[0,15 p]



**Proves d'accés a la Universitat 2021, convocatòria ordinària. Criteri específic d'avaluació**

---

Pregunta 6b

**Determinació de l'ordre de reacció**

L'equació de la velocitat de la reacció es pot escriure:  $v = k [\text{N}_2\text{O}_5]^a$

on "a" és l'ordre de reacció respecte al pentaòxid de dinitrogen.

De la taula de dades experimentals podem deduir que:

Quan la concentració de  $\text{N}_2\text{O}_5$  passa de  $5,00 \times 10^{-2} \text{ M}$  a  $3,00 \times 10^{-2} \text{ M}$  tenim un factor multiplicatiu de 0,6.

$\Rightarrow$  la velocitat passa de  $8,5 \times 10^{-5} \text{ M/s}$  a  $5,1 \times 10^{-5} \text{ M/s}$ : factor multiplicatiu de 0,6.

$\Rightarrow a = 1$  La reacció serà d'ordre 1

[0,5 p]

**Procediment alternatiu**

*Segon experiment:  $5,1 \times 10^{-5} = k (3,00 \times 10^{-2})^a$*

*Primer experiment:  $8,5 \times 10^{-5} = k (5,00 \times 10^{-2})^a$*

*En dividir tenim:  $0,6 = (0,6)^a \Rightarrow a = 1$  La reacció serà d'ordre 1*

**Càlcul de la constant de velocitat**

Agafant la velocitat inicial de la reacció i les concentracions inicials de cada reactiu en un experiment (el primer per exemple) tenim:

Experiment 1:  $8,5 \times 10^{-5} = k (5,00 \times 10^{-2})^1$

$$k = 1,7 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1}$$

[0,3 p]

Si no indiquen unitats (o són errònies) es penalitza 0,2 p.

**Raonar l'efecte del catalitzador a la velocitat de reacció (model cinètic)**

Un catalitzador és una substància que s'afegeix a la reacció, sense consumir-se, i augmenta la velocitat de la reacció.

**Un catalitzador modifica el mecanisme de la reacció**, aconseguint que en el nou mecanisme **disminueixi l'energia d'activació i augmenti la velocitat de reacció**.

[0,2 p]

Justificació: **han d'emprar UN del dos models**

[0,25 p]



### **Model cinètic de l'estat de transició o complex activat**

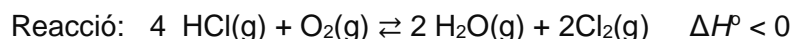
La velocitat d'una reacció depèn de l'energia d'activació o energia que han d'assolir les molècules de reactius per arribar a l'estat de transició: com més petita sigui més alta serà la velocitat.

### **Model cinètic de col·lisions**

La velocitat d'una reacció és proporcional al nombre de xocs entre les molècules de reactius per unitat de volum i temps. L'energia d'activació és l'energia cinètica mínima que cal que assolixin les molècules de reactius per reaccionar quan xoquen: com més petita sigui més alta serà la velocitat.



### Pregunta 7a



#### Calcular la $K_c$

- Calculem les masses moleculars i els mols:

$$\text{Massa molecular (HCl)} = 1,0 + 35,5 = 36,5 \text{ g/mol}$$

$$\text{Massa molecular (O}_2) = 2 \times 16,0 = 32 \text{ g/mol}$$

$$\text{Massa molecular (Cl}_2) = 2 \times 35,5 = 71 \text{ g/mol}$$

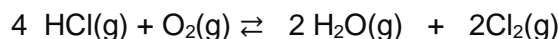
$$\text{Mols inicials de HCl} = 32,85 \text{ g HCl} \times (1 \text{ mol HCl} / 36,5 \text{ g HCl}) = 0,90$$

$$\text{Mols inicials de O}_2 = 38,40 \text{ g O}_2 \times (1 \text{ mol O}_2 / 32 \text{ g O}_2) = 1,20$$

$$\text{Mols en equilibri de Cl}_2 = 28,40 \text{ g Cl}_2 \times (1 \text{ mol Cl}_2 / 71 \text{ g Cl}_2) = 0,40$$

[0,15 p]

- Plantegem l'equilibri:



mols inicials	0,90	1,20	--	--
---------------	------	------	----	----

mols equilibri	$0,90 - 4x$		$1,20 - x$	$2x$
----------------	-------------	--	------------	------

Dada.

En equilibri tenim 0,40 mol  $\text{Cl}_2$

$$2x = 0,40 \Rightarrow x = 0,20 \quad [0,4 \text{ p}]$$

És correcte si plantegen l'equilibri havent calculat prèviament les concentracions en mol/L (compte: en aquest cas el volum per trobar  $K_c$  serà d'1 L).

- Calculem les concentracions en equilibri (en M) de cada compost ( $V=10 \text{ L}$ )

$$[\text{HCl}] = [0,90 - (4 \times 0,20)] / 10 = 0,010 \text{ M}$$

$$[\text{O}_2] = (1,20 - 0,20) / 10 = 0,100 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = (2 \times 0,20) / 10 = 0,040$$

$$[\text{Cl}_2] = 0,40 / 10 = 0,040 \text{ M}$$

[0,2 p]



**Proves d'accés a la Universitat 2021, convocatòria ordinària. Criteri específic d'avaluació**

---

- Càlcul de la constant d'equilibri:

$$K_c = ([\text{H}_2\text{O}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]^2) / ([\text{HCl}]^4 \cdot [\text{O}_2])$$

[0,3 p]

$$K_c = [(0,040^2 \times 0,040^2)] / [(0,010)^4 \cdot (0,100)]$$

$$\Rightarrow K_c = 2,56 \times 10^3$$

[0,2 p]

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



## Pregunta 7b

### Com afecta al rendiment de la reacció

- Una disminució del volum

En disminuir el volum del recipient, augmenta la pressió en el seu interior. La reacció és desplaçarà cap a on hi ha menys mols de gasos (*coeficients estequiòmètrics*) per tornar a una nova situació d'equilibri.

$$\text{Mols de gasos reactius} = 4 + 1 = 5$$

$$\text{Mols de gasos productes} = 2 + 2 = 4$$

⇒ La reacció es desplaçarà cap la dreta i produirà més clor.

⇒ Augmenta el rendiment de la reacció

[0,2 p]

- Un augment de la massa d'oxigen

En augmentar la massa d'oxigen (reactiu) la reacció és desplaçarà cap a la dreta (productes) per restablir un nou estat d'equilibri.

⇒ La reacció es desplaçarà cap la dreta i produirà més clor.

⇒ Augmenta el rendiment de la reacció

[0,2 p]

- Un augment de la temperatura

La reacció és exotèrmica ( $\Delta H^p < 0$ ). Això ens indica que la reacció desprèn calor en la reacció directa (cap a la dreta) i absorbeix calor en a reacció inversa (cap a l'esquerra)

Un augment de temperatura implica aportar calor al sistema.

⇒ Afavorim la reacció inversa (cap l'esquerra) i es produirà menys clor.

⇒ Disminueix el rendiment de la reacció

[0,2 p]





**Proves d'accés a la Universitat 2021, convocatòria ordinària. Criteri específic d'avaluació**

---

- Afegim un catalitzador

Un catalitzador modifica la cinètica de la reacció (velocitat) però no altera la constant d'equilibri de la reacció, ni les concentracions dels compostos (reactius i productes) en equilibri.

⇒ No es modifica el rendiment de la reacció

[0,2 p]

Com afecta a la constant d'equilibri,  $K_c$

La  $K_c$  només depèn de la temperatura.

⇒ la disminució del volum, l'augment de massa d'oxigen o l'addició d'un catalitzador no modifica la constant d'equilibri  $K_c$

[0,3 p]

L'augment de temperatura afavoreix la reacció cap a l'esquerra (reactius)

⇒ la  $K_c$  disminueix

[0,15 p]