



SÈRIE 2

L'alumnat 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 1.a)

Dades de l'exercici



Etapa determinant

L'etapa més lenta determina la velocitat de la reacció global, per tant, l'etapa determinant és l'etapa 1.

[0,20 p]

Equació de velocitat i justificació

$$v = k [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2] \quad (\text{equació 1})$$

En les etapes d'un mecanisme de reacció, els exponents de cada concentració coincideixen amb els coeficients estequiomètrics.

[0,35 p]

Ordres parcials i ordre total de la reacció

Segons l'equació de velocitat (equació 1), podem dir que: $v = k [\text{NO}]^\alpha \cdot [\text{H}_2]^\beta$

$\alpha=2$ i per tant és d'ordre 2 respecte a NO

[0,10 p]

$\beta=1$ i per tant és d'ordre 1 respecte a H_2

[0,10 p]

L'ordre total de la reacció és la suma dels ordres parcials ($\alpha + \beta$) de l'equació de velocitat:

$$\text{Ordre total} = \alpha + \beta = 2 + 1 = 3$$

[0,10 p]



Unitats de la constant de velocitat

$v = k [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]$ les **unitats de la velocitat** sempre són les mateixes **$\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1}$**

i, en aquest mecanisme, les unitats per a la concentració són:

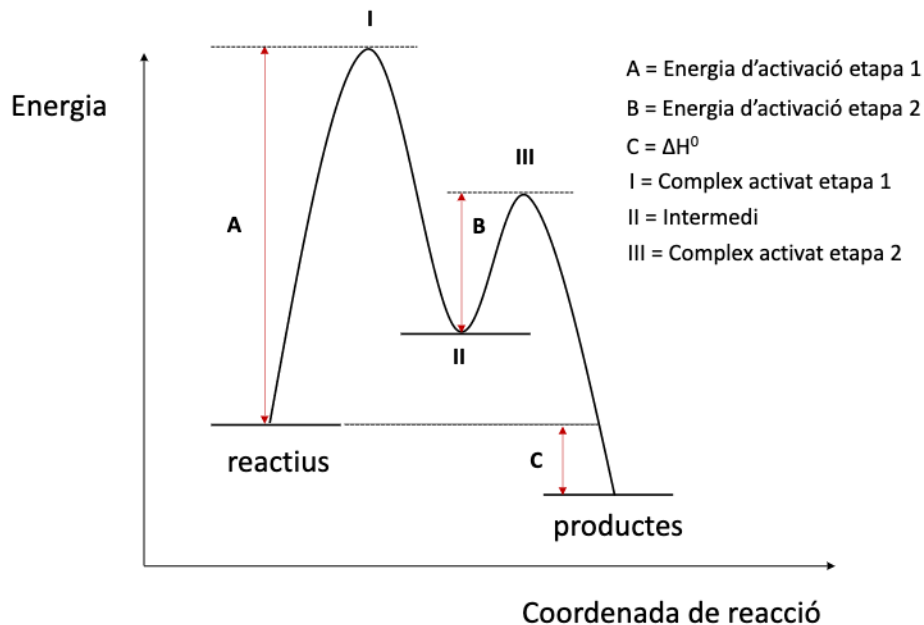
$$[\text{NO}]^2 = \text{mol}^2 \text{L}^{-2} \text{ i } [\text{H}_2] = \text{mol L}^{-1}$$

$$\frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} = k \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad \rightarrow \quad k = \frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2 \text{s}}$$

[0,40 p]



Pregunta 1b



[0,60 p]

- Es penalitzarà 0,1 p per cada un dels ítems que no hagin indicat (complex activat etapa 1 (I), intermedi (II), complex activat etapa 2 (III), energia d'activació etapa 1 (A), energia d'activació etapa 2 (B) i entalpia ΔH° (C)).

Model cinètic de l'estat de transició o complex activat

L'estat de transició és un intermedi inestable per la seva elevada energia (energia d'activació). 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 o complex activat: com més petita sigui més alta serà la velocitat.

[0,30 p]

L'energia d'activació de la primera etapa (A) serà més gran que l'energia d'activació de la segona etapa (B), perquè la primera etapa del mecanisme de la reacció global és l'etapa lenta. Els reactius necessitaran més energia per a la formació del complex activat en la primera etapa i, per tant, serà més lenta, perquè hi haurà menys partícules que tindran l'energia cinètica necessària per arribar al complex activat i formar els productes.

[0,35 p]



Problema 2.a)

pH de la dissolució d'àcid benzoic

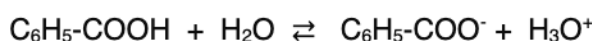
- Concentració molar d'àcid benzoic C_6H_5-COOH :

Massa molar de C_6H_5-COOH : $7 \times 12 + 6 \times 1 + 2 \times 16 = 122 \text{ g mol}^{-1}$

$$8,1 \text{ g} \frac{1 \text{ mol àcid benzoic}}{122 \text{ g}} 1 \text{ L} = 0,0664 \text{ M}$$

[0,10 p]

- Equilibri de l'àcid benzoic:



inici	0,0664	--	--
equilibri	$0,0664 - x$	x	x

$$K_a = \frac{[C_6H_5COO^-][H_3O^+]}{[C_6H_5COOH]}$$

[0,30 p]

- Càlcul concentració ió hidroni (oxidani/oxoni) i pH:

$$6,3 \times 10^{-5} = \frac{[(x) \cdot (x)]}{(0,0664 - x)} \quad (\text{equació 1})$$

$$\text{Suposant que } 0,0664 - x \approx 0,0664 \Rightarrow 6,3 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,0664}$$

$$x = \sqrt{6,3 \times 10^{-5} \times 0,0664} = 2,045 \times 10^{-3}$$

$$[H_3O^+] = 2,045 \times 10^{-3}$$

[0,40 p]

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log (2,045 \times 10^{-3}) \Rightarrow \text{pH} = 2,69$$

[0,20 p]

- Si l'equació 1 no se simplifica, cal resoldre una equació de segon grau que dona com a resultat la mateixa $[H_3O^+]$.



Raonem si es pot utilitzar la solució d'àcid benzoic com a conservant:

El medi de conservació de l'aliment ha de tenir un pH menor de 5.

Sí que es pot utilitzar com a líquid conservant perquè **el pH de la dissolució d'àcid benzoic és inferior a 5.**

$\Rightarrow \text{pH} = 2,69 < \text{pH} = 5$

[0,25 p]



Pregunta 2.b)

Reacció de valoració: $C_6H_5-COOH (aq) + OH^- (aq) \rightarrow C_6H_5-COO^- (aq) + H_2O (l)$

[0,25 p]

o també: $C_6H_5-COOH (aq) + NaOH (aq) \rightarrow C_6H_5-COONa (aq) + H_2O (l)$

Material i altres substàncies per dur a terme la valoració:

[0,40 p]

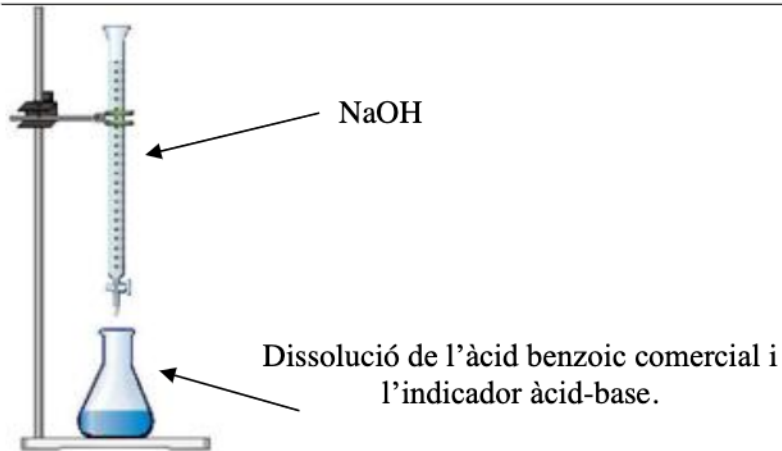
(a part de la mostra d'àcid benzoic i la solució de NaOH)

- ✓ Bureta, amb un peu i pinça per subjectar-la.
- ✓ Pipeta aforada de 25 mL amb pera d'aspiració.
- ✓ Erlenmeyer (o vas de precipitats).
- ✓ Indicador àcid – base que viri a la zona de pH bàsic (fenolftaleïna, per exemple).
 - *Es penalitzarà 0,1 p per cada un dels ítems que no hagin indicat.*
 - *Es penalitzarà 0,05 p si només diuen que cal un indicador àcid-base, sense dir que ha de virar a la zona bàsica o sense dir el nom d'un indicador que viri en aquesta zona (per exemple, la fenolftaleïna).*

Procediment per dur a terme la valoració:

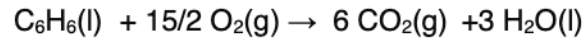
[0,60 p]

- ✓ S'omple la bureta amb la solució de NaOH, 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 els 25,0 mL de la dissolució d'àcid benzoic i els transvasem a l'erenmeyer (o vas de precipitats). Es pot afegir una mica d'aigua destil·lada per rentar les parets de l'erenmeyer.
- ✓ 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 que s'observi un canvi de color de la solució.
- ✓ Tanquem la clau de la bureta i anotem el volum consumit de NaOH gastat.
 - *Es penalitzarà 0,1 p per cada un dels ítems que no hagin indicat.*
 - *El dibuix és opcional.*





Pregunta 3.a)



Càlcul de la calor de combustió a pressió constant

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

[0,25 p]

- Calculem l'entalpia estàndard de la reacció:

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

[0,10 p]

$$(\sum n_p \Delta H^\circ_{f, \text{productes}}) = [(6 \times \Delta H^\circ_{f, \text{CO}_2}) + (3 \times \Delta H^\circ_{f, \text{H}_2\text{O}})]$$

[0,10 p]

$$(\sum n_r \Delta H^\circ_{f, \text{reactius}}) = [(1 \times \Delta H^\circ_{f, \text{C}_6\text{H}_6})]$$

[0,10 p]

$$\Delta H^\circ_{\text{reacció}} = [6 \times (-394 \text{ kJ mol}^{-1}) + 3 \times (-286 \text{ kJ mol}^{-1})] - [1 \times (49 \text{ kJ mol}^{-1})]$$

$$\Delta H^\circ_{\text{reacció}} = -3271 \text{ kJ mol}^{-1}$$

[0,40 p]

- Si no hi posen unitats (o són errònies), es penalitzarà 0,1 p.
- Calculem la calor alliberada en la combustió de 20 kg de benzè.

- o Mols de benzè:

$$\text{massa molecular del benzè: } 12 \times 6 + 1 \times 6 = 78 \text{ g mol}^{-1}$$

$$20 \text{ kg benzè} \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \frac{1 \text{ mol benzè}}{78 \text{ g}} = \mathbf{256,41 \text{ mol benzè}}$$

- o Calor de combustió:

$$256,41 \text{ mol benzè} \frac{-3271 \text{ kJ}}{1 \text{ mol benzè}} = \mathbf{-838717 \text{ kJ}} \Rightarrow \text{Calor alliberada} = 838717 \text{ kJ}$$

[0,30 p]



Pregunta 3.b)

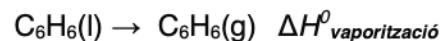
Definició d'entalpia de vaporització

L'entalpia de vaporització d'una substància és la **quantitat de calor** (energia) a **pressió constant** que cal aportar **perquè una determinada quantitat de la substància líquida** (per exemple, 1 mol) **passi a vapor** a pressió constant i a **una determinada temperatura** que, generalment, es considera la temperatura d'ebullició. Es representa per $\Delta H_{\text{vaporització}}$.

[0,50 p]

- Si no es diu que el canvi de fase líquid-vapor ha de tenir lloc a una temperatura determinada es penalitzarà 0,2 p.

Càlcul de l'entalpia molar de vaporització del benzè líquid a 25 °C



- Aplicant la llei de Hess:

$$\Delta H_{\text{vaporització}}^{\circ} = \Delta H_f^{\circ}(\text{C}_6\text{H}_6(\text{g})) - \Delta H_f^{\circ}(\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})) = 83 \text{ kJ mol}^{-1} - 49 \text{ kJ mol}^{-1} = \mathbf{34 \text{ kJ mol}^{-1}}$$

$$\Rightarrow \Delta H_{\text{vaporització}}^{\circ} = \mathbf{34 \text{ kJ mol}^{-1}}$$

[0,50 p]

- Càlcul de l'energia (en forma de calor) per vaporitzar 1 kg de benzè:

$$\text{A pressió constant} \Rightarrow q_p = \Delta H_{\text{reacció}}^{\circ}$$

$$1 \text{ kg benzè} \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \frac{1 \text{ mol de benzè}}{78 \text{ g de benzè}} \frac{34 \text{ kJ mol}^{-1}}{1 \text{ mol de benzè}} = 435,90 \text{ kJ}$$

$$\Rightarrow \mathbf{\text{Energia} = 435,90 \text{ kJ}}$$

[0,25 p]



Pregunta 4a

Energia d'ionització

L'energia d'ionització és la quantitat d'energia que cal subministrar a un àtom en estat gasós per arrencar-li un electró:



En condicions normals, un àtom mai desprèn energia de forma espontània, per tant, és una magnitud amb **signe positiu** ($E_{i1} > 0$) perquè es un **procés endotèrmic**.

[0,10 p]

Càlcul de l'energia mínima d'un fotó per ionitzar un àtom de K

Energia de kJ/mol a J/àtom

$$418 \cdot \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,02 \times 10^{23} \text{ àtoms}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 6,94 \times 10^{-19} \text{ J àtom}^{-1}$$

[0,20 p]

Càlcul de la freqüència d'un fotó per ionitzar un àtom de K

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

$$E_{\text{mínima}} = h \nu$$

[0,10 p]

$$\Rightarrow \nu = E_{\text{mínima}} / h \Rightarrow \nu = 6,94 \times 10^{-19} \text{ J àtom}^{-1} / 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$$

$$\nu = 1,05 \times 10^{15} \text{ s}^{-1} \quad (\text{ó } 1,05 \times 10^{15} \text{ Hz})$$

[0,20 p]

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



Proves d'accés a la Universitat 2022, convocatòria ordinària. Criteri d'avaluació

- Longitud d'ona de la radiació anterior:

$$\lambda = c / \nu$$

[0,10 p]

$$\Rightarrow \lambda = 3,00 \times 10^8 \text{ m s}^{-1} / 1,05 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

$$\lambda = 2,87 \times 10^{-7} \text{ m}$$

[0,10 p]

- Si no hi posen unitats (o són errònies) es penalitzarà 0,1 p.
- També poden calcular directament la longitud d'ona a partir de l'expressió:
 $E = h \nu = h c / \lambda \Rightarrow \lambda = h c / E$

(0,5 punts directament).

$$E_{\text{mínima}} = \frac{h \cdot c}{\lambda}; 6,94 \times 10^{-19} \text{ J} \cdot \text{àtom}^{-1} = \frac{6,63 \times 10^{-34} \text{ J s} \cdot 3,0 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}}{\lambda}; \lambda = 2,87 \times 10^{-7} \text{ m}$$

- Regió espectral de la llum en què es podrà ionitzar l'àtom de potassi:

El potassi es podrà ionitzar amb **llum ultraviolada**, però també amb **raig X** i γ .

S'ionitzarà amb fotons de $\lambda \leq 2,87 \times 10^{-7} \text{ m}$.

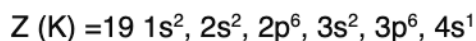
[0,25 p]



Pregunta 4.b)

Comparació radi catió K^+ i K

Configuració electrònica del K



[0,10 p]

Quan l'àtom de potassi (K) perd un electró de la capa més externa ($4s^1$) es forma l'ió potassi (K^+) amb igual nombre de protons (19) però un electró menys (18) i amb 8 electrons a la capa més externa ($3s^2 \ 3p^6$). 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, per tant, el radi disminueix.

[0,20 p]

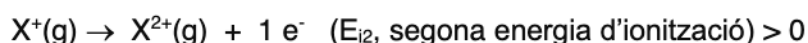
El radi del catió potassi (K^+) és inferior al radi de l'element potassi (K).

⇒ **radi K^+ < radi K**

0,20 p]

Segona energia d'ionització potassi

La **segona energia d'ionització** és la quantitat d'energia que cal subministrar a un catió monoatòmic en estat gasós per arrencar-li un electró:



L'energia d'ionització depèn de la força d'atracció de l'electró més extern amb el nucli. 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.

[0,25 p]

El catió K^+ té un excés de càrrega positiva (protons) en relació amb la càrrega negativa (electrons); això fa que el nucli atregui amb més força els electrons i, per tant, el radi del K^+ és més petit que el del K . Per tant, la segona energia d'ionització del K^+ és més gran que la primera energia d'ionització del K , perquè com més petit és el radi més costa arrencar un electró i més energia cal donar-li.

[0,30 p]

⇒ **segona energia d'ionització $E_{i2} (K^+) >$ primera energia d'ionització $E_{i1} (K)$**

[0,20 p]



Pregunta 5.a)

Càlcul de K_c

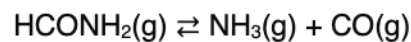
- Càlcul dels mol de HCONH_2 a partir de la massa molar:

Massa molecular (HCONH_2) = 1+12+16+14+2= 45 g/mol

$$9,0 \text{ g HCONH}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol HCONH}_2}{45 \text{ g HCONH}_2} = 0,2 \text{ mol HCONH}_2$$

[0,10 p]

- Càlcul del nombre de mols i concentració de totes les espècies en l'equilibri:



inici	0,2	--	--
equilibri	0,2-x	x	x

[0,20 p]

A partir de l'equació dels gasos ideals es calcula el $n_{\text{equilibri}}$ i "x"

Les condicions experimentals són:

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

$$P = 1,56 \text{ atm}$$

$$T = 500 \text{ K}$$

$$P V = n R T$$

$$n = (P V) / (R T)$$

$$n = (1,56 \text{ atm} \times 10 \text{ L}) / (0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \times 500 \text{ K})$$

$$\Rightarrow n_{\text{equilibri}} = \mathbf{0,3805 \text{ mol de gasos en l'equilibri}}$$

[0,10 p]

Nombre de mols de cada espècie gasosa en l'equilibri:

$$n_{\text{equilibri}} = 0,3805 \text{ mol de gasos} = (0,2 - x) + x + x$$

$$\Rightarrow 0,3805 = 0,2 + x \Rightarrow \mathbf{x = 0,1805 \text{ mol}}$$

[0,10 p]



Càlcul de les concentracions en equilibri per calcular K_c :

$$[\text{HCONH}_2] = \frac{(0,2 - x) \text{ mol}}{10 \text{ L}} = \frac{(0,2 - 0,1805) \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 1,95 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{NH}_3] = [\text{CO}] = \frac{x \text{ mol}}{10 \text{ L}} = \frac{0,1805 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 1,805 \times 10^{-2} \text{ M}$$

[0,10 p]

Càlcul de K_c amb les concentracions de les substàncies en estat gasós:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3][\text{CO}]}{[\text{HCONH}_2]} = \frac{(1,805 \times 10^{-2})(1,805 \times 10^{-2})}{1,95 \times 10^{-3}} = \mathbf{0,167}$$

$$\Rightarrow K_c = 0,167$$

[0,30 p]

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

Càlcul de K_c

Relació entre K_c i K_p :

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

[0,10 p]

R: constant universal dels gasos ideals; T: temperatura en K

Δn : variació del nombre de mol de gasos en la reacció

Càlcul K_p (si les pressions s'expressen en atmosferes):

$$\Delta n = \sum n_{\text{productes}} - \sum n_{\text{reactius}} = 2 - 1 = 1$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 0,167 \left(0,082 \frac{\text{atm}\cdot\text{l}}{\text{K}\cdot\text{mol}} \times 500 \text{ K} \right)^1 = \mathbf{6,847}$$

$$\Rightarrow K_p = \mathbf{6,847}$$

[0,25 p]

- *Es penalitzarà 0,1 p si expressen la constant d'equilibri amb unitats.*
- *També és considerarà correcte si calculen K_p amb $R = 8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.*



Problema 5.b)

Com afecta el rendiment de la reacció

- Un augment del volum

En augmentar el volum del recipient, disminueix la pressió en el seu interior. La reacció és desplaçada cap a on hi ha més mols de gasos (*coeficients estequiomètrics*) per tornar a una nova situació d'equilibri.

Mols de gasos reactius = 1

Mols de gasos productes = 1 + 1 = 2

⇒ La reacció es desplaçarà cap la dreta i produirà més CO i NH₃

⇒ **Augmenta el rendiment de la reacció**

[0,20 p]

- Un augment del nombre de mols de CO

En augmentar el nombre de mols de CO (producte) la reacció és desplaçada cap a l'esquerra (reactius) per restablir un nou estat d'equilibri.

⇒ La reacció es desplaçarà cap l'esquerra i produirà menys CO i NH₃

⇒ **Disminueix el rendiment de la reacció**

[0,20 p]

- Un augment de la temperatura

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

Un augment de temperatura implica aportar calor al sistema.

⇒ Afavorim la reacció directa (cap la dreta) i es produirà més CO i NH₃

⇒ **Augmenta el rendiment de la reacció**

[0,20 p]

- 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**

[0,20 p]



Com afecta la constant d'equilibri, K_c

La K_c , per a una determinada reacció, només depèn de la temperatura.

⇒ l'augment del volum, l'augment de mols de CO o l'addició d'un catalitzador no modifica la constant d'equilibri K_c

[0,30 p]

L'augment de temperatura afavoreix la reacció cap a la dreta (productes)

⇒ la K_c augmenta

[0,15 p]



Pregunta 6.a)

Formulació. Hidròxid de calci: Ca(OH)_2

[– 0,5 p si no formulen bé]

Definició de solubilitat molar

La solubilitat molar d'un compost és el nombre de mols de compost dissolts en un litre de solució saturada.

[0,30 p]

- *També es podrà definir com el nombre màxim de mols de compost (solut) dissolts en un litre de solució (solvent).*

Càlcul de la solubilitat molar del Ca(OH)_2

Massa molecular de $\text{Ca(OH)}_2 = 40,1 + 16,0 \times 2 + 1,0 \times 2 = 74,1 \text{ g mol}^{-1}$

$$S = \frac{0,149 \text{ g Ca(OH)}_2}{0,2 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{74,1 \text{ g Ca(OH)}_2} = 0,01 \frac{\text{mol Ca(OH)}_2}{\text{L solució}} = \mathbf{0,01 \text{ M Ca(OH)}_2}$$

[0,40 p]

Concentracions dels ions Ca^{2+} i OH^-

A partir de l'equilibri de la sal: $\text{Ca(OH)}_{2(s)} \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{OH}^-_{(aq)}$

S 2 S

[0,25 p]

Concentració de cada ió:

$$[\text{Ca}^{2+}] = S = 0,01 \text{ M} \quad \Rightarrow \quad \mathbf{[\text{Ca}^{2+}] = 0,01 \text{ M}}$$

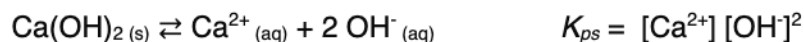
$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot S = 0,02 \text{ M} \quad \Rightarrow \quad \mathbf{[\text{OH}^-] = 0,02 \text{ M}}$$

[0,30 p]



Pregunta 6b

Donat l'equilibri:



- Quan afegim aigua, la solució deixarà d'estar saturada, la **concentració** dels ions **Ca²⁺** i **OH⁻** **disminuirà**. Hi haurà tendència a dissoldre's més sòlid fins arribar un altre cop a la saturació.

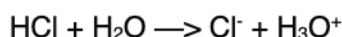
L'**equilibri** es desplaçarà cap a la **dreta** i **augmenta** la **solubilitat** del Ca(OH)₂ i, per tant, **disminueix** la massa de Ca(OH)₂.

[0,30 p]

- Quan afegim NaOH, estem **afegint un ió comú OH⁻** (un producte) i el **sistema** evolucionarà cap a l'**esquerra**, i **augmenta** la quantitat de Ca(OH)₂.

[0,30 p]

- Quan afegim HCl estem afegint un àcid fort que es dissocia totalment:



L'**ió H₃O⁺** reaccionarà amb els **OH⁻** de la solució (neutralització) fent que la **[OH⁻]** **disminueixi**. L'**equilibri** es desplaçarà cap a la **dreta** fins que arribi de nou a la saturació i, per tant, **disminueix** la massa de Ca(OH)₂.

[0,35 p]

- Quan afegim CaCl₂, estem **afegint l'ió comú Ca²⁺** (un producte) i el **sistema** evolucionarà cap a l'**esquerra**, i **augmenta** la quantitat de Ca(OH)₂.

[0,30 p]



Pregunta 7.a)

Escriure les semireaccions i la reacció global

Ànode reacció d'oxidació $\text{Cd (s)} \rightarrow \text{Cd}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{ e}^-$ [0,10 p]

Càtode reacció de reducció $\text{Cu}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{Cu (s)}$ [0,10 p]

reacció global **$\text{Cd (s)} + \text{Cu}^{2+} \text{ (aq)} \rightarrow \text{Cd}^{2+} \text{ (aq)} + \text{Cu (s)}$** [0,20 p]

- *No és necessari que explicitin els estats físics de les substàncies.*

La reacció de **reducció** es produeix en el **càtode**.

[0,10 p]

Càlcul FEM estàndard de la pila

$$E (\text{cel}\cdot\text{la}) = E^0 \text{ càtode} - E^0 \text{ ànode} = 0,34 - (-0,40 \text{ V}) = + 0,74\text{V}$$

[0,20 p]

$$\Rightarrow \quad \mathbf{E (\text{cel}\cdot\text{la}) > 0}$$

Muntatge experimental de la pila

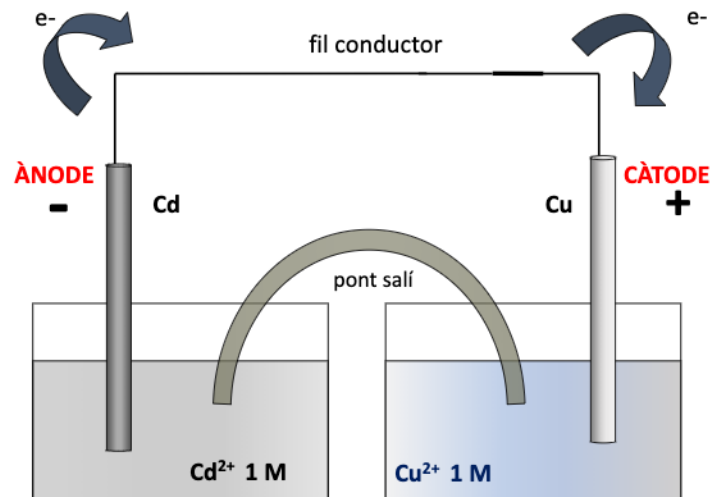
[0,30 p]

- Caldrà disposar de dos vasos de precipitats: en un s'hi posarà la solució de Cd^{2+} 1 M i s'hi submergirà a mitja alçada una làmina de Cd (ànode, a l'esquerra), l'altre s'omplirà de la solució de Cu^{2+} 1 M i s'hi submergirà a mitja alçada una làmina de Cu (càtode, a la dreta).
- Es connectaran la làmina de Cd i la de Zn amb un fil conductor.
- El circuit es tancarà col·locant un pont salí: tub que connecta els vasos i que conté una solució aquosa d'un electròlit.



- Dibuix esquemàtic:

[0,25 p]



- Es considera correcte (però no es necessari fer-ho) si es col·loca un voltímetre (potenciostat) en el fil conductor que uneix l'elèctrode de Cd i l'elèctrode de Cu



Pregunta 7.b)

Calculem la càrrega produïda

El nombre d'electrons intercanviats en el procés redox és 2 electrons:

[0,10 p]

- Càrrega obtinguda per 2,00 g de Cd

$$2,00 \text{ g de Cd} \cdot \frac{1 \text{ mol Cd}}{112,4 \text{ g Cd}} \cdot \frac{2 \text{ mol } e^-}{1 \text{ mol Cd}} \cdot \frac{9,65 \times 10^4 \text{ C}}{1 \text{ mol } e^-} = 3434,16 \text{ C} \Rightarrow \mathbf{Q = 3434,16 \text{ C}}$$

[0,30 p]

- Hores de funcionament

Sabem que $Q = I \cdot t$, i que $I = 0,02 \text{ A}$

[0,10 p]

Per tant, $3434,16 \text{ C} = 0,02 \text{ A} \cdot t \text{ (s)}$ i el temps $t = 3434,16 / 0,02 \text{ A} = \mathbf{171708 \text{ s}}$

[0,40 p]

Passem el temps a hores $t = 171708 \text{ s} / 3600 \text{ s h}^{-1} = 47,70 \text{ h} \Rightarrow \mathbf{t = 47,70 \text{ h}}$

[0,10 p]

Condicció reacció redox espontània

- Una reacció redox serà espontània quan doni una **FEM positiva ($E^0 > 0$)**.
 - *Opcional: si $E^0 > 0$ la variació d'energia lliure (ΔG^0) serà negativa.*
- Una reacció redox serà espontània si el potencial de l'espècie que es redueix és més gran que el potencial de l'espècie que s'oxida.

$$\Rightarrow \mathbf{E^0 \text{ càtode} > E^0 \text{ ànode}}$$

[0,25 p]

- *Només han de indicar una de les dues explicacions.*



SÈRIE 5

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

Procediment experimental per muntar una pila (indicant reactius i material)



Agafem dos vasos de precipitats: en un hi posem la solució de ZnSO_4 i en l'altra la solució de CuSO_4 . Hi col·loquem, respectivament, una làmina de Zn i una làmina de Cu parcialment submergits (elèctrodes).

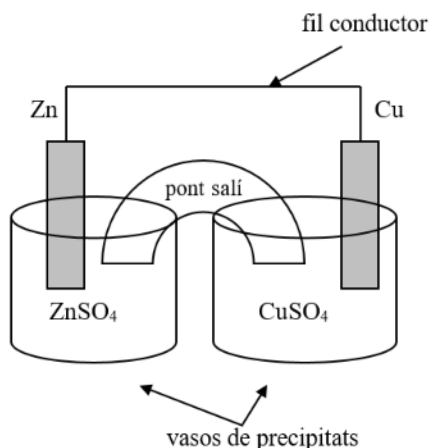
[0,60 punts]

Es connecten les làmines entre elles amb un fil conductor (*opcionalment es pot col·locar un voltímetre*). El circuit es tanca col·locant un pont salí (tub que connecta els dos vasos i que conté una solució d'un electròlit –sal soluble–)

[0,65 punts]

- Si enlloc de ZnSO_4 indiquen solució de Zn^{2+} es penalitza 0,10 punts.
- Si enlloc de CuSO_4 indiquen solució de Cu^{2+} es penalitza 0,10 punts.
- Si no indiquen (breument) en què consisteix el pont salí es penalitza 0,20 punts.

Opcional: Esquema de la pila (dibuix):





Pregunta 1b

Expressió per calcular la **variació de l'energia** lliure estàndard de la reacció redox:

$$\Delta G^\circ = -n \cdot F \cdot E^\circ$$

[0,20 punts]

On

n : nombre d'electrons intercanviats

F : constant de Faraday

E° : potencial estàndard de la pila (a 25°C)

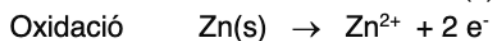
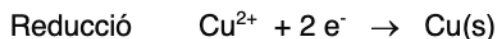
Nombre d'electrons intercanviats

En el procés redox s'intercanvien dos electrons $\Rightarrow n=2$

[0,20 punts]

Opcionalment:

Semireaccions:



Potencial de la pila

$$E^\circ = E^\circ_{\text{CATODE}} - E^\circ_{\text{ANODE}} = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$$

$$E^\circ = (+0,34) - (-0,76) = 1,10 \text{ V}$$

[0,25 punts]

Si no indiquen unitats (o són errònies) es penalitza 0,1 punts.

Càlcul de ΔG°

$$\Delta G^\circ = -n \cdot F \cdot E^\circ = -2 \times 9,65 \cdot 10^4 \times 1,10$$

$$\Delta G^\circ = -212300 \text{ J}$$

$$(o -212300 \text{ J/mol})$$

[0,30 punts]

Si no indiquen unitats (o són errònies) es penalitza 0,1 punts.



Justifiqueu si la reacció és espontània o no en aquestes condicions

Perquè una reacció sigui espontània, a p i T constant, cal que: $\Delta G^\circ < 0$

$$\Delta G^\circ = -212300 \text{ J} < 0$$

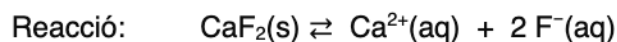
La reacció redox proposada és espontània en condicions estàndard i 25°C

[0,30 punts]



Pregunta 2a

Equació de l'equilibri de solubilitat de la fluorita (CaF₂)



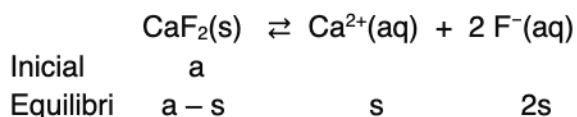
[0,25 punts]

Es penalitza 0,10 punts si no indiquen que el fluorur de calci (reactiu) es troba en forma sòlida ("s").

Raonar, quantitativament, si la concentració d'ions fluorur en aquesta aigua serà superior o inferior a la concentració màxima recomanada

Calculem la solubilitat de la fluorita en aigua:

Reacció:



on s = solubilitat (mol/L)

Expressió de la constant de solubilitat: $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^{-}]^2$

[0,25 punts]

No és obligatori que expliciten aquesta fórmula, sempre que en els passos següents es visualitzi bé que l'estan aplicant.

Introduïm la solubilitat a l'expressió anterior:

$$K_{ps} = (s) \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

$$s = (K_{ps} / 4)^{1/3}$$

$$s = (3,2 \cdot 10^{-11} / 4)^{1/3}$$

$$s \text{ (solubilitat)} = 2,00 \times 10^{-4} \text{ mol / L}$$

[0,25 punts]



Calculem la concentració de F^- en equilibri en aquesta aigua:

$$[F^-] = 2 s = 2 \times 2,00 \cdot 10^{-4}$$

$$[F^-] = 4,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol / L}$$

[0,25 punts]

Comparem la concentració de F^- en equilibri d'aquesta aigua amb la concentració màxima recomanada de F^- en aigües de consum domèstic:

$$[F^-] = 4,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol / L} \times (19 \text{ g } F^- / 1 \text{ mol } F^-) \times (1000 \text{ mg } F^- / 1 \text{ g } F) = 7,6 \text{ mg/L}$$

$$[F^-]_{\text{màxima recomanada}} = 1,5 \text{ mg/L}$$

$$[F^-] > [F^-]_{\text{màxima recomanada}}$$

La concentració d'ió fluorur en aquesta aigua serà superior a la concentració màxima recomanada.

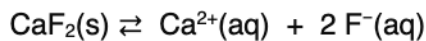
[0,25 punts]



Pregunta 2b

Es podria produir la precipitació de fluorur de calci a les canonades?

Reacció de solubilitat del CaF_2 :



Perquè una sal precipiti hem de calcular el valor de Q (mateixa expressió que la constant d'equilibri, però amb les concentracions inicials) i comparar-ho amb la K_{ps} .

Concentracions inicials de calci i fluorur en l'aigua de consum domèstic d'un municipi

$$[\text{Ca}^{2+}]_0 = 50 \text{ mg/L}$$

$$[\text{Ca}^{2+}]_0 = 50 \text{ mg Ca} / \text{L} \times (1 \text{ g Ca} / 1000 \text{ mg Ca}) \times (1 \text{ mol Ca} / 40,0 \text{ g Ca})$$

$$[\text{Ca}^{2+}]_0 = 1,250 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

[0,25 punts]

$$[\text{F}^{-}]_0 = 1,5 \text{ mg/L}$$

$$[\text{F}^{-}]_0 = 1,5 \text{ mg F}^{-} / \text{L} \times (1 \text{ g F}^{-} / 1000 \text{ mg F}^{-}) \times (1 \text{ mol F}^{-} / 19,0 \text{ g F}^{-})$$

$$[\text{F}^{-}]_0 = 7,895 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

[0,25 punts]

Càlcul de Q

$$Q = [\text{Ca}^{2+}]_0 ([\text{F}^{-}]_0)^2$$

$$Q = (1,250 \times 10^{-3}) \cdot (7,895 \times 10^{-5})^2$$

$$Q = 7,79 \times 10^{-12}$$

[0,35 punts]

Comparació entre K_{ps} i Q

$$K_{ps} = 3,2 \times 10^{-11}$$

$$Q = 7,79 \times 10^{-12} \quad (= 0,779 \times 10^{-11})$$

Precipita CaF_2 si: $Q > K_{ps}$

$$Q < K_{ps}$$

No es formarà precipitat de fluorur de calci.

[0,40 punts]



Pregunta 3a

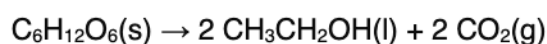
Formulació.

Etanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

[– 0,5 punts si no el formulen bé]

És correcte si el formulen com $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ o $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

Escriure i ajustar l'equació de la reacció que es produeix en la fermentació de la cervesa



[0,25 punts]

Justificar que la reacció és exotèrmica, en condicions estàndard i 298 K

Calculem l'entalpia estàndard de la reacció

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

[0,10 punts]

No és obligatori que expliciten aquesta fórmula, sempre que en els passos següents es visualitzi bé que l'estan aplicant.

$$\Delta H^{\circ}_{\text{reacció}} = [(2 \times \Delta H^{\circ}_{f, \text{diòxid de carboni}}) + (2 \times \Delta H^{\circ}_{f, \text{etanol}})] - [(1 \times \Delta H^{\circ}_{f, \text{glucosa}})]$$

$$\Delta H^{\circ}_{\text{reacció}} = [(2 \times (-393,5)) + (2 \times (-277,7))] - [(1 \times (-1273,0))]$$

$$\Delta H^{\circ}_{\text{reacció}} = -69,4 \text{ kJ} \quad (\text{o } -69,4 \text{ kJ/mol})$$

[0,30 punts]

Si $\Delta H^{\circ}_{\text{reacció}} < 0 \Rightarrow$ Reacció exotèrmica

la reacció que es produeix en la fermentació de la cervesa **és exotèrmica**, en condicions estàndard i 298 K.

[0,10 punts]



Calcular la calor que es desprèn quan s'obté un kilogram d'etanol

A pressió constant $\Rightarrow q_p = \Delta H_{\text{reacció}}$

[0,10 punts]

(on q_p és la calor a pressió constant)

Calculem el calor obtinguda quan obtenim 1,0 kg d'etanol

Dades:

Massa d'etanol = 1 kg = 1000 g

Massa molecular de l'etanol = $(2 \times 12,0) + (1 \times 16,0) + (6 \times 1,0) = 46,0 \text{ g / mol}$

Variació d'entalpia de la reacció (tal com està igualada) = $-69,4 \text{ kJ}$

$1000 \text{ g CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \times (1 \text{ mol CH}_3\text{CH}_2\text{OH} / 46,0 \text{ g CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) \times$

$\times (-69,4 \text{ kJ} / 2 \text{ mol CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = \mathbf{-754,3 \text{ kJ}}$

Calor obtinguda (despresa) = 754,3 kJ

[0,40 punts]

Es penalitza 0,40 p (sobre 0,40 p) si no tenen en compte l'estequiometria de la reacció (relació entre mols d'etanol formats i calor despresa).



Pregunta 3b

Justificar si la calor alliberada a volum constant seria superior, inferior o igual

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

[0,25 punts]

on:

q_v és la calor a volum constant

ΔE és la variació d'energia interna de la reacció

Relació entre l'entalpia i l'energia interna d'una reacció:

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

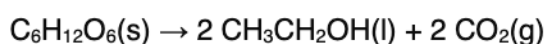
[0,30 punts]

Δv = diferència dels coeficients estequiomètrics (productes i reactius gasosos)

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

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

Reacció:



$$\Delta v = (0+2) - (0) = +2 \text{ (positiu !)}$$

[0,20 punts]

Raonament 1 (qualitatiu)

En l'equació:

$$q_v = q_p - \Delta v R T:$$

$$\Rightarrow q_p < 0$$

$$\Rightarrow -\Delta v R T < 0 \text{ (R i T sempre són positius i } \Delta v \text{ és } >0)$$

$$\Rightarrow q_v \text{ serà un valor més negatiu que } q_p$$

$$\Rightarrow |q_v| > |q_p|$$

La calor és negativa (s'allibera calor)

\Rightarrow **s'alliberarà més quantitat de calor a volum constant**

[0,50 punts]



Raonament 2 (quantitatiu)

Dades que tenim:

$$\Delta H^{\circ} \text{ (reacció)} = -69,4 \text{ kJ}$$

$$R = 8,31 \text{ J / K mol} = 8,31 \times 10^{-3} \text{ kJ / K mol (transformat a kJ)}$$

$$T = 298 \text{ K}$$

Substituïm les dades en l'equació $\Delta E^{\circ} = \Delta H^{\circ} - \Delta v R T$:

$$\Delta E^{\circ} = -69,4 - [(+2) \times (8,31 \times 10^{-3}) \times (298)]$$

$$\Delta E^{\circ} = -74,4 \text{ kJ}$$

$$|\Delta E^{\circ}| > |\Delta H^{\circ}| \Rightarrow |q_v| > |q_p|$$

\Rightarrow **s'alliberarà més quantitat de calor a volum constant**

[0,50 punts]



Pregunta 4a

Justificar si el pacient pateix acidosi o alcalosi

Dada del pacient: $[\text{OH}^-]_{\text{plasma}} = 3,02 \times 10^{-9} \text{ g / mL}$

Calculem la concentració de OH^- en el plasma en mol/L:

Massa molecular $\text{OH}^- = 16,0 + 1,0 = 17,0 \text{ g / mol}$

$$[\text{OH}^-]_{\text{plasma}} = 3,02 \times 10^{-9} \text{ g / mL} \times (1 \text{ mol OH}^- / 17,0 \text{ g OH}^-) \times (1000 \text{ mL} / 1 \text{ L})$$

$$[\text{OH}^-]_{\text{plasma}} = 1,7765 \times 10^{-7} \text{ mol / L}$$

[0,25 punts]

Calculem la concentració de H_3O^+ en el plasma en mol/L:

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

[0,10 punts]

No és obligatori que expliciten aquesta fórmula, sempre que en els passos següents es visualitzi bé que l'estant aplicant.

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{plasma}} = 1,00 \times 10^{-14} / 1,7765 \times 10^{-7}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{plasma}} = 5,6290 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$$

[0,25 punts]

Calculem el pH del plasma

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

[0,10 punts]

No és obligatori que expliciten aquesta fórmula, sempre que en els passos següents es visualitzi bé que l'estant aplicant.

$$\text{pH}_{\text{plasma}} (\text{pacient}) = - \log 5,6290 \times 10^{-8}$$

$$\text{pH}_{\text{plasma}} (\text{pacient}) = 7,25$$

[0,25 punts]



Comparem el valor del pH del pacient amb els valors del pH d'acidosis i d'alcalosis

Acidosis: $\text{pH}_{\text{plasma}} < 7,35$

Alcalosis: $\text{pH}_{\text{plasma}} > 7,45$

$\text{pH}_{\text{plasma}} (\text{pacient}) = 7,25$

El pH del plasma del pacient té un valor per sota de 7,35.

⇒ El pacient pateix acidosis.

[0,30 punts]



Pregunta 4b

Justificar (qualitativament) com s'haurien modificat els valors de pH en els 4 tubs

Tub A i tub B: Inicialment contenen plasma (pH=7,4)

⇒ Tub A: en afegir unes gotes d'HCl el pH no es modifica (o es modifica molt poc). Seguiria, aproximadament, en pH=7,4.

⇒ Tub B: en afegir unes gotes de NaOH el pH no es modifica (o es modifica molt poc). Seguiria, aproximadament, en pH=7,4.

[0,20 punts]

Justificació. El **plasma conté diversos sistemes reguladors de pH**. La propietat d'aquests **sistemes reguladors** és que en afegir un àcid o una base, en quantitats moderades, **el pH no es modifica** (o es modifica molt poc).

[0,40 punts]

Tub C i tub D: Inicialment contenen aigua destil·lada (pH=7,0)

⇒ **Tub C:** en afegir unes gotes d'HCl **el pH disminueix molt (pH << 7,0)**

⇒ **Tub D:** en afegir unes gotes de NaOH **el pH augmenta molt (pH >> 7,0)**

[0,20 punts]

Justificació

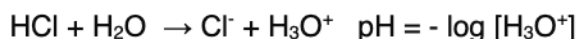
L'aigua no és un sistema regulador de pH. En afegir un àcid el seu pH disminueix; en afegir una base el seu pH augmenta.

[0,30 punts]

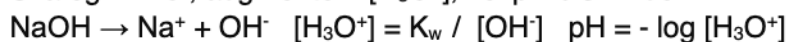
Però en afegir un àcid fort (HCl) es generen molts ions H_3O^+ i el pH disminueix molt; en afegir una base forta (NaOH) es generen molts ions OH^- i el pH augmenta molt.

[0,15 punts]

Opcional:



Si afegim HCl, augmentem $[H_3O^+]$, i el pH disminueix.

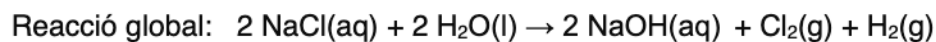


Si afegim NaOH, augmentem $[OH^-]$, disminueix $[H_3O^+]$, i el pH augmenta.

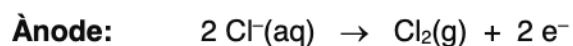


Pregunta 5a

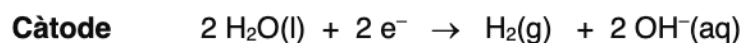
Escriure les semireaccions que tenen lloc a l'ànode i al càtode



Semireaccions en cada elèctrode:



[0,50 punts]



[0,50 punts]

(també acceptem com a correcte pel càtode: $2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$)

Indicar la polaritat de cada elèctrode

Procés d'electròlisi:

Càtode: polaritat negativa (-)

Ànode: polaritat positiva (+)

[0,25 punts]



Pregunta 5b

Calcular quantes hores hauria de funcionar aquest procés electrolític

Calcuem els mols de clor gas (Cl_2) que volem obtenir

Dades:

$$V(\text{Cl}_2) = 10 \text{ L}$$

$$T = 22 \text{ }^\circ\text{C} = 295 \text{ K}$$

$$p = 1,5 \text{ atm}$$

$$R = 0,082 \text{ atm L / K mol}$$

Equació del gasos ideals: $p V = n R T$

[0,10 punts]

$$n = P V / R T$$

$$n = (1,5 \times 10) / (0,082 \times 295)$$

$$\mathbf{n = 0,620 \text{ mol de } \text{Cl}_2}$$

[0,35 punts]

Calcuem el temps del procés electrolític

Dades:

$$I = 5 \text{ A } (= 5 \text{ C / s})$$

$$n (\text{Cl}_2) = 0,620 \text{ mol}$$

$$F = 9,65 \times 10^4 \text{ C / mol}$$

Semireacció: $\text{Cl}^- + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2$

$$0,620 \text{ mol } \text{Cl}_2 \times (2 \text{ mols } \text{e}^- / 1 \text{ mol } \text{Cl}_2) \times (9,65 \times 10^4 \text{ C / 1 mol } \text{e}^-) \times (1 \text{ s / 5 C}) \times$$

$$(1 \text{ h / 3600 s}) = 6,65 \text{ h}$$

\Rightarrow Necessitem 6,65 hores per omplir la bombona de 10 L amb $\text{Cl}_2(\text{g})$

[0,80 punts]



Pregunta 6a

Indicar si en incidir llum visible sobre àtoms de liti gasós en estat fonamental es provoca la seva ionització

Raonament 1

Partim de la λ de la llum visible (mínima i màxima, o només de la mínima), i calculem la seva energia. Comparem aquests valors (o només el valor de l'energia associada a la λ mínima) amb l'energia necessària per ionitzar un àtom de Li.

Equació de Planck: $E = h \nu$

[0,20 punts]

$$\nu = c / \lambda$$

[0,15 punts]

$$\Rightarrow E = h c / \lambda$$

Llum visible (400 – 750 nm):

$$400 \text{ nm} \Rightarrow E = 6,63 \times 10^{-34} \times 3,0 \times 10^8 / [400 \text{ nm} \times (10^{-9} \text{ m} / 1 \text{ nm})] = 4,97 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$E = 4,97 \times 10^{-19} \text{ J} \times (1 \text{ eV} / 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}) = \underline{\underline{3,11 \text{ eV}}}$$

[0,40 punts]

Opcional

$$750 \text{ nm} \Rightarrow E = 6,63 \cdot 10^{-34} \times 3,0 \times 10^8 / [750 \text{ nm} \times (10^{-9} \text{ m} / 1 \text{ nm})] = 2,65 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$E = 2,65 \times 10^{-19} \text{ J} \times (1 \text{ eV} / 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}) = 1,66 \text{ eV}$$

L'energia per ionitzar el liti (primera energia d'ionització) és de 5,04 eV. L'energia màxima de la llum visible és de 3,11 eV (interval 1,66 – 3,11 eV), inferior al valor que necessitem per ionitzar el liti gasós.

Per tant, **la llum visible no podrà ionitzar al Li.**

[0,50 punts]



Raonament 2

Partim de l'energia que necessitem per ionitzar un àtom de Li, i calculem la longitud d'ona de la radiació electromagnètica necessària per a fer-ho.

Equació de Planck: $E = h \nu$

[0,20 punts]

$$\nu = c / \lambda$$

[0,15 punts]

$$E = h c / \lambda$$

Energia que necessitem per ionitzar el liti:

$$1 \text{ àtom Li} \times (5,4 \text{ eV} / \text{àtom Li}) \times (1,6 \times 10^{-19} \text{ J} / 1 \text{ eV}) = 8,64 \times 10^{-19} \text{ J}$$

Longitud d'ona de la radiació per ionitzar el liti ($\lambda = h c / E$):

$$\lambda_{\text{ionització}} = 6,63 \cdot 10^{-34} \times 3,0 \times 10^8 / 8,64 \times 10^{-19} = 2,30 \times 10^{-7} \text{ m}$$
$$\lambda_{\text{ionització}} = 2,30 \times 10^{-7} \text{ m} \times (1 \text{ nm} / 10^{-9} \text{ m}) = \mathbf{230 \text{ nm}}$$

[0,40 punts]

La llum visible (400-750 nm) té un rang de longituds d'ona superior a la que necessitem per ionitzar el Li (230 nm). És a dir, tota la radiació de la llum visible té menys energia que la que necessitem per ionitzar el liti gasós.

Per tant, **la llum visible no podrà ionitzar al Li(g)**

[0,50 punts]



Pregunta 6b

Justificar que la primera energia d'ionització del beril·li és més gran que la del liti

Configuració electrònica:

Li (Z=3): $1s^2, 2s^1$

Be (Z=4): $1s^2, 2s^2$

[0,10 punts]

La primera energia d'ionització és l'energia que cal subministrar a un element, en estat gasós, per arrencar un electró.

[0,10 punts]

Opcional: $X(g) \rightarrow X^+(g) + e^-$

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.

El radi del Be és més petit que el del Li, ja que són elements que tenen l'electró més extern en la mateixa capa $n=2$ (radi similar), però en tenir el Be un protó i un electró més (més càrrega) augmenta la força d'atracció, i això fa que el seu radi sigui una mica inferior. Per tant:

radi (Be) < radi (Li) \Rightarrow E_i (Be) > E_i (Li)

[0,40 punts]

- Si la justificació del radi i/o l'energia d'ionització es fa només en base a la posició dels elements Li i Be a la taula periòdica, es penalitzarà 0,40 p (sobre 0,40 p).



Justificar que la diferència entre la segona energia d'ionització i la primera energia d'ionització és molt més gran en el liti que en el beril·li

Configuració electrònica:

Li⁺: 1s² (té 2 electrons i 3 protons)

Be⁺: 1s², 2s¹ (té 3 electrons i 4 protons)

[0,10 punts]

Li: 1s², 2s¹ (té 3 electrons i 3 protons)

Be: 1s², 2s² (té 4 electrons i 4 protons)

La segona energia d'ionització és l'energia que cal subministrar a un element en estat gasós que ja ha perdut un electró (està en formà d'ió 1+) per arrencar-li un altre electró.

[0,15 punts]

Opcional: $X^+(g) \rightarrow X^{2+}(g) + e^-$

El Li⁺ té l'electró més extern en la capa n=1 mentre el Li la té en la capa n=2 (més externa). El radi del Li⁺ és molt més petit que el del Li, i això farà que la segona energia d'ionització del Li sigui molt més gran que la primera.

$$\text{radi}(\text{Li}^+) \ll \text{radi}(\text{Li}) \Rightarrow E_{i,\text{segona}}(\text{Li}) \gg E_{i,\text{primera}}(\text{Li})$$

$$\Rightarrow [E_{i,\text{segona}}(\text{Li}) - E_{i,\text{primera}}(\text{Li})] \gg 0 \quad \text{Valor molt alt}$$

El Be⁺ té l'electró més extern en la capa n=2 igual que el Be (radi similar). Però la càrrega nuclear efectiva és més gran en el Be⁺ degut a tenir el mateix nombre de protons però un electró menys; això fa que el radi del Be⁺ sigui una mica més petit que el del Be, augmentant una mica l'energia d'ionització.

$$\text{radi}(\text{Be}^+) < \text{radi}(\text{Be}) \Rightarrow E_{i,\text{segona}}(\text{Be}) > E_{i,\text{primera}}(\text{Be})$$

$$\Rightarrow [E_{i,\text{segona}}(\text{Be}) - E_{i,\text{primera}}(\text{Be})] > 0 \quad \text{Valor alt}$$

\Rightarrow la diferència entre la segona energia d'ionització i la primera energia d'ionització és molt més gran en el liti que en el beril·li.

[0,40 punts]

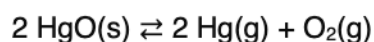


Pregunta 7a

Determinar la massa d'oxigen que s'obté quan s'assoleix l'equilibri

Expressió de la constant d'equilibri

Reacció:



$$K = [\text{Hg}]^2 \cdot [\text{O}_2]$$

[0,30 punts]

Plantejament de l'equilibri

	2 HgO(s) \rightleftharpoons 2 Hg(g) + O ₂ (g)		
Inicial	0,10		
Equilibri	0,10 - 2x	2x	x

[0,20 punts]

No és obligatori que expliciten el plantejament de l'equilibri, sempre que en els passos següents es visualitzi que substitueixen correctament les concentracions de Hg i O₂ en equilibri en la constant K_c .

Càlcul de x (mols de O₂):

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

$$K = (2x / 10)^2 \cdot (x / 10)$$

$$K = 4x^3 / 1000 \quad \Rightarrow \quad 1,19 \times 10^{-7} = 4x^3 / 1000$$

$$x = (2,975 \times 10^{-5})^{1/3}$$

$$x = 3,10 \times 10^{-2} \quad \Rightarrow \quad \text{mols de O}_2 \text{ en equilibri} = 3,10 \times 10^{-2}$$

[0,50 punts]

Si no han explicitat el plantejament de l'equilibri, però quan substitueix les dades a la K_c per trobar x ho fan bé, aquest apartat es valora amb 0,70 p enlloc de 0,50 p.

Càlcul de la massa de O₂)

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

$$3,10 \times 10^{-2} \text{ mol O}_2 \times (32,0 \text{ g O}_2 / 1 \text{ mol O}_2) = 0,992 \text{ g O}_2$$

\Rightarrow **en equilibri s'obtenen 0,992 g d'oxigen gasós**

[0,25 punts]

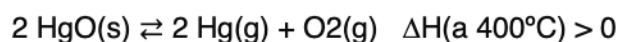


Pregunta 7b

Justificar si obtindrem més o menys massa d'oxigen a 300°C

Variable: temperatura

Reacció:



La reacció és endotèrmica ($\Delta H > 0$). Això vol dir que absorbeix calor per formar els productes (desplaçar-se cap a la dreta), i desprèn calor per a formar els reactius (desplaçar-se cap a l'esquerra).

Si disminuïm la temperatura, estem traient calor i afavorim que la reacció es desplaci cap a l'esquerra, disminuint la quantitat d'oxigen en el nou equilibri.

Si la reacció la realitzem a 300°C enlloc de 400°C obtenim menys massa d'oxigen.

[0,80 punts]

Justificar si es modifica el valor de la K_c a 300°C

La constant d'equilibri en concentracions (K_c) només depèn de la temperatura.

Si la reacció la realitzem a 300°C enlloc de 400°C canvia la K_c .

[0,45 punts]