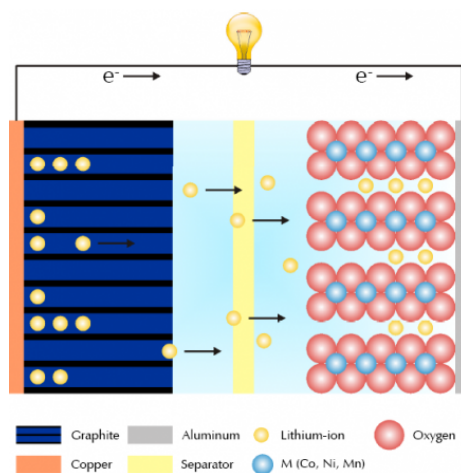
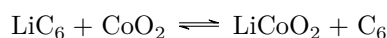


Resol els exercicis autoavaluables del tema i respon la consulta a moodle especificant quants d'ells has fet bé i quants malament. Respondre aquesta consulta és obligatori per poder accedir a propers lliuraments dins l'assignatura.

Les respostes als exercicis es poden trobar al final del document i també compiles a <https://biocomputing-teaching.github.io/WebQuimicaAutomocio/pdf/Exercise.pdf>

### Exercici Autoavaluable I. Potencial de cel · la

La reacció que té lloc en una bateria d'ió liti com la de la imatge és:



Escriu les dues mitges reaccions i fes-hi el balanç. Calcula el potencial de cel · la a partir de la  $\Delta\epsilon^\circ$  del  $\text{Li}^+$  (-3.0V) i del  $\text{CoO}_2$  (+1.1V).

Quins valors obtindries per a la reacció que tindria lloc en una bateria de Li i  $\text{O}_2$  ( $\Delta\epsilon^\circ$  de la reacció  $\text{O}_{2(\text{g})} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})}$  és 0.3V).

### Exercici Autoavaluable II. Balanç d'equacions REDOX

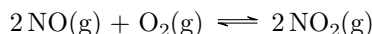
Escriu la equació iònica balancejada per representar la oxidació del iodur ( $\text{I}^-$ ) per el ió permanganat ( $\text{MnO}_4^-$ ) en una dissolució bàsica per formar iode molecular ( $\text{I}_2$ ) i òxid de manganès(IV) ( $\text{MnO}_2$ ). (Adaptat de [2]).

**Exercici Autoavaluable III. Equació de Nernst**

Quina és la concentració en equilibri de  $\text{Fe}^{2+}$  si posem una barra de ferro en una dissolució 1 M d'ions  $\text{Zn}^{2+}$ ?

**Exercici Autoavaluable IV. Equilibri NO[2]**

Es va estudiar el següent procés en equilibri a  $230^\circ\text{C}$ :



En un experiment es va trobar que les concentracions d'equilibri de les espècies reactives són:

$$[\text{NO}] = 0.0542 \text{ M}, \quad [\text{O}_2] = 0.127 \text{ M}, \quad [\text{NO}_2] = 15.5 \text{ M}$$

Calcula la constant d'equilibri ( $K_c$ ) de la reacció a aquesta temperatura.

**Exercici Autoavaluable V. Equilibri  $\text{CaCO}_3$ [2]**

En el següent equilibri heterogeni:



La pressió de  $\text{CO}_2$  és de 0,236 atm a  $800^\circ\text{C}$ . Calcula: a)  $K_p$  b)  $K_c$  per a la reacció a aquesta temperatura.

**Exercici Autoavaluable VI. Variacions en les constants d'equilibri**

La reacció en què es produeix amoníac es pot escriure de diferents maneres:

1.  $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g}) \quad (K_1)$
2.  $\frac{1}{2}\text{N}_2(\text{g}) + \frac{3}{2}\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{g}) \quad (K_2)$
3.  $\frac{1}{3}\text{N}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \frac{2}{3}\text{NH}_3(\text{g}) \quad (K_3)$

Sabent que la constant d'equilibri de la primera equació és  $K_1$ , expressa les constants  $K_2$  i  $K_3$  en funció de  $K_1$ .

**Exercici Autoavaluable VII. Reaccions àcid-base**

Escriu la reacció àcid-base de l'ió carbonat en aigua en equilibri amb l'ió bicarbonat. Qui té el rol d'àcid i de base en la reacció directa i la inversa?

**Exercici Autoavaluable VIII. pH**

Quin és el pH d'una dissolució de 0.1 M de clorur d'hidrogen? i d'una d'àcid benzoic a la mateixa concentració?

**Exercici Autoavaluable IX. Solubilitat hidròxids**

Els productes de solubilitat de  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  i  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  són  $4 \cdot 10^{-38}$  i  $4.5 \cdot 10^{-17}$ . A quin pH podem considerar que la precipitació de l'hidròxid de ferro és pràcticament completa mentre que l'ió  $\text{Zn}^{2+}$  queda a una concentració de 0.5 M?

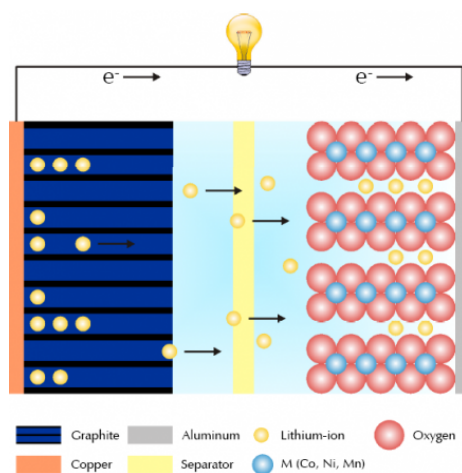
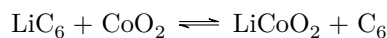
**Exercici Autoavaluable X. Dissolucions amortidores<sup>[1]</sup>**

Calcular el pH d'una dissolució obtinguda quan 3,0 mol de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  i 2,0 mol de  $\text{CH}_3\text{COONa}$  es dissolen en aigua fins a completar  $1 \text{ dm}^3$  de dissolució.

## Solucions

**Exercici Autoavaluable I. Potencial de cel · la**

La reacció que té lloc en una bateria d'ió liti com la de la imatge és:

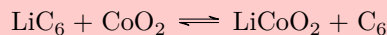


Escriu les dues mitges reaccions i fes-hi el balanç. Calcula el potencial de cel · la a partir de la  $\Delta\epsilon^\circ$  del  $\text{Li}^+$  (-3.0V) i del  $\text{CoO}_2$  (+1.1V).

Quins valors obtindries per a la reacció que tindria lloc en una bateria de Li i  $\text{O}_2$  ( $\Delta\epsilon^\circ$  de la reacció  $\text{O}_{2(\text{g})} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})}$  és 0.3V).

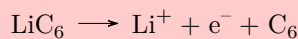
**Resposta**

Comencem per escriure les semireaccions. La reacció global de la bateria de Li-ion és:

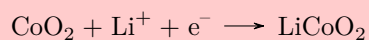


Les semireaccions són:

- Oxidació del liti en el grafit ( $\text{LiC}_6$ ):



- Reducció del cobalt ( $\text{CoO}_2$ ):



El potencial estàndard de cel · la es calcula com:

$$E_{\text{cel} \cdot \text{la}}^{\circ} = E_{\text{càtode}}^{\circ} - E_{\text{ànode}}^{\circ}$$

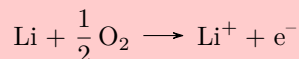
Els valors donats són:

- Potencial de reducció de  $\text{CoO}_2$  (càtode):  $E^{\circ} = +1.1V$
- Potencial de reducció del  $\text{Li}^+$  (ànode):  $E^{\circ} = -3.0V$

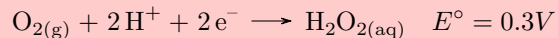
Així doncs:

$$E_{\text{cel} \cdot \text{la}}^{\circ} = (1.1V) - (-3.0V) = 4.1V$$

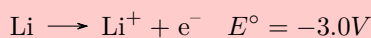
Per a una bateria de liti i oxigen, la reacció global és:



Utilitzem la semireacció donada per l'oxigen:



L'oxidació del liti és:



Per calcular el potencial de cel · la:

$$E_{\text{cel} \cdot \text{la}}^{\circ} = (0.3V) - (-3.0V) = 3.3V$$

En resum:

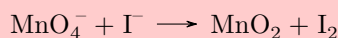
Reacció	$E_{\text{cel} \cdot \text{la}}^{\circ}$
$\text{LiC}_6 + \text{CoO}_2 \rightleftharpoons \text{LiCoO}_2 + \text{C}_6$	4.1V
$\text{Li} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Li}^+ + \text{e}^-$	3.3V

### Exercici Autoavaluable II. Balanç d'equacions REDOX

Escriu la equació iònica balancejada per representar la oxidació del iodur ( $\text{I}^-$ ) per el ió permanganat ( $\text{MnO}_4^-$ ) en una dissolució bàsica per formar iode molecular ( $\text{I}_2$ ) i òxid de manganès(IV) ( $\text{MnO}_2$ ). (Adaptat de [2]).

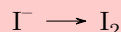
**Resposta**

L'equació sense balancejar és

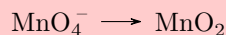


Les dues semireaccions són:

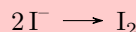
- **Oxidació:**



- **Reducció:**



Es balanceja cada semireacció segons el nombre i tipus d'àtoms i càrregues. Comencem amb la semireacció d'oxidació: Per balancejar els àtoms de I:



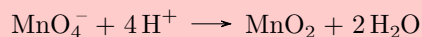
Per balancejar les càrregues, afegim dos electrons al costat dret:



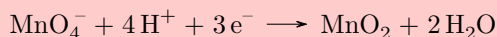
Ara, en la semireacció de reducció, afegim dues molècules d'aigua per balancejar els àtoms d'oxigen:



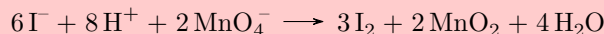
Per balancejar els àtoms d'hidrogen, afegim quatre ions  $\text{H}^+$  al costat esquerre:



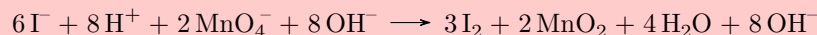
Ara ajustem les càrregues: com hi ha càrrega neta 4+ a l'esquerra, afegim tres electrons:



Sumem les semireaccions d'oxidació i reducció. Multipliquem la d'oxidació per 3 i la de reducció per 2 per igualar els electrons: Finalment, sumant termes comuns obtenim la reacció global balancejada:



Notem que aquesta reacció necessita protons per balancejar les càrregues. Per tal de balancejar-la en una dissolució bàsica, afegim ions hidròxid ( $\text{OH}^-$ ) a banda i banda de la reacció per neutralitzar els protons:



Simplificant:

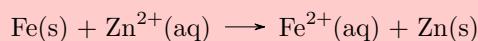


**Exercici Autoavaluable III. Equació de Nernst**

Quina és la concentració en equilibri de  $\text{Fe}^{2+}$  si posem una barra de ferro en una dissolució 1 M d'ions  $\text{Zn}^{2+}$ ?

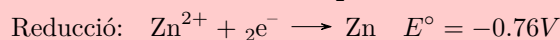
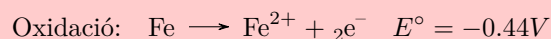
**Resposta**

La reacció que té lloc és:



Inicialment tenim 1 M de  $\text{Zn}^{2+}$  i 0 M de  $\text{Fe}^{2+}$ . En l'equilibri, tenim  $1 - x$  M de  $\text{Zn}^{2+}$  i  $x$  M de  $\text{Fe}^{2+}$ .

Les semireaccions corresponents són:



El potencial estàndard de la cel·la es calcula com:

$$E_{\text{cel·la}}^\circ = E_{\text{càtode}}^\circ - E_{\text{ànode}}^\circ = (-0.44\text{V}) - (-0.76\text{V}) = 0.32\text{V}$$

L'equació de Nernst és:

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

On:

- $E^\circ = 0.32\text{V}$
- $R = 8.314 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K})$
- $T = 298\text{K}$
- $n = 2$  (electrons intercanviats)
- $F = 96485 \text{ C/mol}$
- $Q = \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Zn}^{2+}]} = \frac{x}{1-x}$

Substituïm els valors:

$$E = 0.32 - \frac{8.314 \cdot 298}{2 \cdot 96485} \ln \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Fe}^{2+}]}$$

En l'equilibri, tenim  $E = 0$ . Per tant:

$$0 = 0.32 - \frac{8.314 \cdot 298}{2 \cdot 96485} \ln \frac{1-x}{x}$$

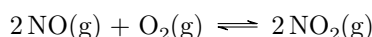
Llavors:

$$0.32 = 0.0128 \ln \frac{1-x}{x} \Rightarrow [\text{Fe}^{2+}] = x = \frac{1}{e^{25}}$$

És a dir, que pràcticament no ha aparegut  $\text{Fe}^{2+}$ .

#### Exercici Autoavaluable IV. Equilibri NO[2]

Es va estudiar el següent procés en equilibri a  $230^\circ\text{C}$ :



En un experiment es va trobar que les concentracions d'equilibri de les espècies reactives són:

$$[\text{NO}] = 0.0542 \text{ M}, \quad [\text{O}_2] = 0.127 \text{ M}, \quad [\text{NO}_2] = 15.5 \text{ M}$$

Calcula la constant d'equilibri ( $K_c$ ) de la reacció a aquesta temperatura.

#### Resposta

Segons la llei d'acció de masses, l'expressió de la constant d'equilibri ( $K_c$ ) és:

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2[\text{O}_2]}$$

Substituïm les concentracions donades:

$$K_c = \frac{(15.5)^2}{(0.0542)^2(0.127)} (\text{mol L}^{-1})^{-1} = 6.44 \times 10^5 (\text{mol L}^{-1})^{-1}$$

#### Exercici Autoavaluable V. Equilibri $\text{CaCO}_3$ [2]

En el següent equilibri heterogeni:





La pressió de  $\text{CO}_2$  és de 0,236 atm a  $800^\circ\text{C}$ . Calcula: a)  $K_p$  b)  $K_c$  per a la reacció a aquesta temperatura.

**Resposta**

Per a l'equilibri heterogeni, la constant  $K_p$  es pot expressar com:

$$K_p = P_{\text{CO}_2}$$

Donat que la pressió parcial del  $\text{CO}_2$  a l'equilibri és 0,236 atm, tenim:

$$K_p = 0,236 \text{ atm}$$

Ara, per calcular  $K_c$ , usem la relació:

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

On: -  $R = 0,0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$  (constant dels gasos) -  $T = 800^\circ\text{C} + 273,15 \text{ K} = 1073,15 \text{ K}$  -  $\Delta n = 1 - 0 = 1$  (ja que només el  $\text{CO}_2$  és gasós)

Aïllant  $K_c$ :

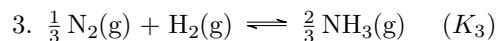
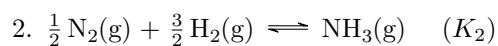
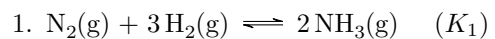
$$K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}}$$

Substituint els valors:

$$K_c = \frac{0,236}{(0,0821 \times 1073,15)} = 0,00268 \text{ mol L}^{-1}$$

**Exercici Autoavaluable VI. Variacions en les constants d'equilibri**

La reacció en què es produeix amoníac es pot escriure de diferents maneres:



Sabent que la constant d'equilibri de la primera equació és  $K_1$ , expressa les constants  $K_2$  i  $K_3$  en funció de  $K_1$ .

**Resposta**

Quan una equació química es modifica, la seva constant d'equilibri canvia segons aquestes regles, fàcilment comprovables en l'exemple:

1. Si es multiplica o divideix la reacció per un factor  $n$ , la constant es potencia a aquest factor:

$$K' = K^n$$

2. Si s'inverteix la reacció, la constant s'inverteix:

$$K' = \frac{1}{K}$$

En aquest cas:

- La segona equació és la meitat de la primera, per tant:

$$K_2 = K_1^{1/2} = \sqrt{K_1}$$

- La tercera equació és un terç de la primera, per tant:

$$K_3 = K_1^{1/3}$$

Per tant, les relacions entre les constants són:

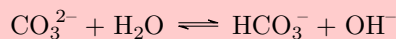
$$K_2 = \sqrt{K_1}, \quad K_3 = K_1^{1/3}$$

**Exercici Autoavaluable VII. Reaccions àcid-base**

Escriu la reacció àcid-base de l'ió carbonat en aigua en equilibri amb l'ió bicarbonat. Qui té el rol d'àcid i de base en la reacció directa i la inversa?

**Resposta**

La reacció de l'ió carbonat en aigua és:



En la reacció directa, l'ió carbonat actua com a àcid i l'ió bicarbonat com a base. En la reacció inversa, l'ió bicarbonat actua com a àcid i l'ió carbonat com a base.

**Exercici Autoavaluable VIII. pH**

Quin és el pH d'una dissolució de 0.1 M de clorur d'hidrogen? i d'una d'àcid benzoic a la mateixa concentració?

**Resposta**

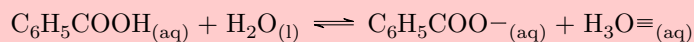
Per a calcular el pH d'una dissolució d'àcid fort, com el clorur d'hidrogen, podem utilitzar la fórmula:

$$pH = -\log [H^+]$$

Per tant, el pH de la dissolució de clorur d'hidrogen és:

$$pH = -\log 0.1 = 1$$

Per a l'àcid benzoic, com que és un àcid feble, hem de tenir en compte l'equilibri de dissolució:



La constant d'equilibri és:

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

Com que l'àcid benzoic és feble, podem considerar que la concentració d'àcid benzoic és la mateixa que la de  $C_6H_5COO^-$  i que la de  $H_3O^+$  és la mateixa que la de  $C_6H_5COOH$ . Així doncs, podem simplificar la fórmula de la constant d'equilibri:

$$K_a = \frac{x^2}{0.1 - x} \approx \frac{x^2}{0.1}$$

Com que la concentració d'àcid benzoic és 0.1 M, podem considerar que la concentració d'equilibri de  $C_6H_5COO^-$  i  $H_3O^+$  és molt petita en comparació amb 0.1 M. Així doncs, podem simplificar la fórmula de la constant d'equilibri:

$$K_a = \frac{x^2}{0.1} \approx \frac{x^2}{0.1} = 1.6 \times 10^{-5}$$

Per tant, la concentració d'equilibri de  $H_3O^+$  és:

$$x = \sqrt{K_a \cdot 0.1} = \sqrt{1.6 \times 10^{-5} \cdot 0.1} = 1.26 \times 10^{-3}$$

I el pH de la dissolució d'àcid benzoic és:

$$pH = -\log 1.26 \times 10^{-3} = 2.9$$

**Exercici Autoavaluable IX. Solubilitat hidròxids**

Els productes de solubilitat de  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  i  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  són  $4 \cdot 10^{-38}$  i  $4.5 \cdot 10^{-17}$ . A quin pH podem considerar que la precipitació de l'hidròxid de ferro és pràcticament completa mentre que l'ió  $\text{Zn}^{2+}$  queda a una concentració de 0.5 M?

**Resposta**

Els productes de solubilitat donats són:

$$K_{\text{Fe}(\text{OH})_3} = [\text{Fe}^{3+}][\text{OH}^-]^3 = 4 \cdot 10^{-38}$$

$$K_{\text{Zn}(\text{OH})_2} = [\text{Zn}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 4.5 \cdot 10^{-17}$$

La condició donada és que la concentració d'ions  $\text{Zn}^{2+}$  ha de ser 0.5 M. Determinem la concentració d'ions  $\text{OH}^-$  necessària perquè es compleixi aquesta condició.

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_{\text{Zn}(\text{OH})_2}}{[\text{Zn}^{2+}]}}$$

Substituint els valors:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{4.5 \cdot 10^{-17}}{0.5}} = \sqrt{9.0 \cdot 10^{-17}} = 1.34 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

Ara comprovem si a aquesta concentració d'ions  $\text{OH}^-$ , la precipitació de  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  és gairebé completa.

$$[\text{Fe}^{3+}] = \frac{K_{\text{Fe}(\text{OH})_3}}{[\text{OH}^-]^3}$$

Substituint:

$$[\text{Fe}^{3+}] = \frac{4 \cdot 10^{-38}}{(1.34 \cdot 10^{-8})^3} = 2.6 \cdot 10^{-14} \text{ M}$$

Aquesta concentració d'ions  $\text{Fe}^{3+}$  és extremadament baixa, la qual cosa indica que la precipitació de  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  és gairebé completa.

Per trobar el pH:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(1.34 \cdot 10^{-8}) = 7.87$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 7.87 = 6.13$$

Per tant, a pH 6.13 la precipitació de  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  és pràcticament completa mentre que l'ió  $\text{Zn}^{2+}$  queda a una concentració de 0.5 M.

**Exercici Autoavaluable X. Dissolucions amortidores<sup>[1]</sup>**

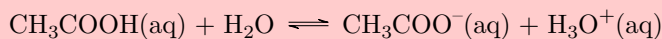
Calcular el pH d'una dissolució obtinguda quan 3,0 mol de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  i 2,0 mol de  $\text{CH}_3\text{COONa}$  es dissolen en aigua fins a completar 1  $\text{dm}^3$  de dissolució.

**Resposta**

La concentració inicial d'àcid acètic és  $3,0 \text{ mol dm}^{-3}$  i la de l'acetat de sodi és  $2,0 \text{ mol dm}^{-3}$ . Com a resultat de la barreja, les concentracions en equilibri de  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  i  $\text{CH}_3\text{COOH}$  són:

$$\begin{aligned}[\text{H}_3\text{O}^+] &= x \text{ mol dm}^{-3} \\ [\text{CH}_3\text{COO}^-] &= 2 + x \text{ mol dm}^{-3} \\ [\text{CH}_3\text{COOH}] &= 3 - x \text{ mol dm}^{-3}\end{aligned}$$

La reacció en equilibri és:



Substituint aquestes concentracions en l'expressió de la constant d'acidesa:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} 1.8 \times 10^{-5} = \frac{(2+x)x}{(3-x)}$$

Per resoldre aquesta equació, fem l'aproximació que  $x$  és despreciable comparat amb  $2,0 \text{ mol dm}^{-3}$  i  $3,0 \text{ mol dm}^{-3}$ , és a dir, considerem que únicament una petita fracció de l'àcid acètic es converteix en ió acetat. Així doncs, tenim:

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{2x}{3}$$

$$\text{d'on } x = 2,7 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$$

Evidentment, l'aproximació feta és molt bona, ja que  $x$  és de l'ordre del 0.001% de  $2,0 \text{ mol dm}^{-3}$ . Per tant:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,7 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3} \quad \text{i} \quad \text{pH} = 4.6$$

L'aproximació realitzada únicament és vàlida si la concentració de l'àcid i de la sal són numèricament molt més grans que la constant de dissociació de l'àcid.

El cas considerat mostra dos fets:

1. Quan un àcid i una de les seves sals es barregen, molt poc àcid es converteix en la seva base conjugada i viceversa.
2. en una dissolució reguladora, les concentracions de  $\text{H}_3\text{O}^+$  i  $\text{OH}^-$  són molt més petites que les de l'àcid i la base conjugada.

# Bibliografia

- [1] Aureli Caamaño Ros, Armand Servent Tarragona i Damià Obach Muntada. *Química, COU*. spa. Teide, 1991. ISBN: 978-84-307-3338-5. URL: <https://dialnet.unirioja.es/servlet/libro?codigo=53646> (cons. 09-08-2023).
- [2] Jason Overby i Raymond Chang. *QUÍMICA*. 13a ed. McGraw-Hill, 2021. ISBN: 978-1-4562-7994-3. URL: [https://www-ingebook-com.biblioremot.uvic.cat/ib/NPcd/IB\\_BooksVis?cod\\_primaria=1000187&codigo\\_libro=10619](https://www-ingebook-com.biblioremot.uvic.cat/ib/NPcd/IB_BooksVis?cod_primaria=1000187&codigo_libro=10619) (cons. 09-03-2025).