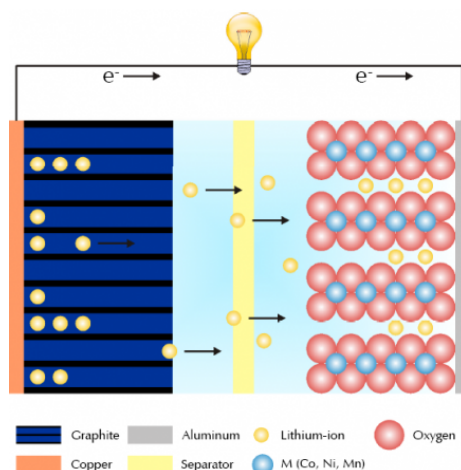
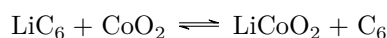


Resol els exercicis autoavaluables del tema i respon la consulta a moodle especificant quants d'ells has fet bé i quants malament. Respondre aquesta consulta és obligatori per poder accedir a propers lliuraments dins l'assignatura.

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 Li^+ (-3.0V) i del CoO_2 (+1.1V).

Quins valors obtindries per a la reacció que tindria lloc en una bateria de Li i 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

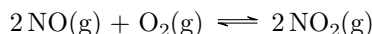
Escriu la equació iònica balancejada per representar la oxidació del iodur (I^-) per el ió permanganat (MnO_4^-) en una dissolució bàsica per formar iode molecular (I_2) i òxid de manganès(IV) (MnO_2). (Adaptat de [2]).

Exercici Autoavaluable III. Equació de Nernst

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

Exercici Autoavaluable IV. Equilibri NO[2]

Es va estudiar el següent procés en equilibri a 230°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 CaCO_3 [2]

En el següent equilibri heterogeni:



La pressió de CO_2 és de 0,236 atm a 800 °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 Zn^{2+} queda a una concentració de 0.5 M?

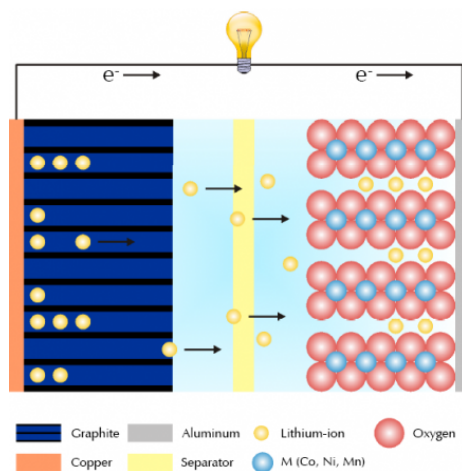
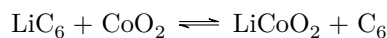
Exercici Autoavaluable X. Dissolucions amortidores^[1]

Calcular el pH d'una dissolució obtinguda quan 3,0 mol de CH_3COOH i 2,0 mol de CH_3COONa es dissolen en aigua fins a completar 1 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:

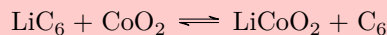


Escriu les dues mitges reaccions i fes-hi el balanç. Calcula el potencial de cel · la a partir de la $\Delta\epsilon^\circ$ del Li^+ (-3.0V) i del CoO_2 (+1.1V).

Quins valors obtindries per a la reacció que tindria lloc en una bateria de Li i 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).

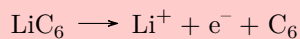
Resposta

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

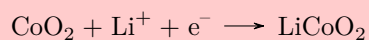


Les semireaccions són:

- Oxidació del liti en el grafit (LiC_6):



- Reducció del cobalt (CoO_2):



El potencial estàndard de cel · la es calcula com:

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

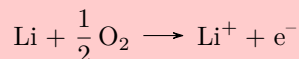
Els valors donats són:

- Potencial de reducció de CoO_2 (càtode): $E^{\circ} = +1.1V$
- Potencial de reducció del Li^+ (ànode): $E^{\circ} = -3.0V$

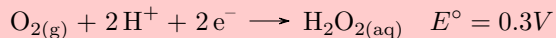
Així doncs:

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

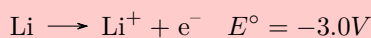
Per a una bateria de liti i oxigen, la reacció global és:



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:

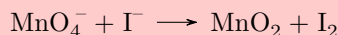
Reacció	$E_{\text{cel} \cdot \text{la}}^{\circ}$
$\text{LiC}_6 + \text{CoO}_2 \rightleftharpoons \text{LiCoO}_2 + \text{C}_6$	4.1V
$\text{Li} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Li}^+ + \text{e}^-$	3.3V

Exercici Autoavaluable II. Balanç d'equacions REDOX

Escriu la equació iònica balancejada per representar la oxidació del iodur (I^-) per el ió permanganat (MnO_4^-) en una dissolució bàsica per formar iode molecular (I_2) i òxid de manganès(IV) (MnO_2). (Adaptat de [2]).

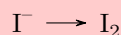
Resposta

L'equació sense balancejar és

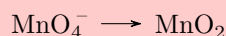


Les dues semireaccions són:

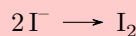
- **Oxidació:**



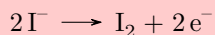
- **Reducció:**



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:



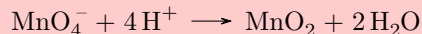
Per balancejar les càrregues, afegim dos electrons al costat dret:



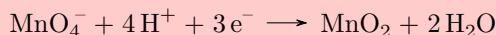
Ara, en la semireacció de reducció, afegim dues molècules d'aigua per balancejar els àtoms d'oxigen:



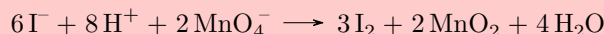
Per balancejar els àtoms d'hidrogen, afegim quatre ions H^+ al costat esquerre:



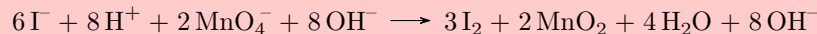
Ara ajustem les càrregues: com hi ha càrrega neta 3+ a l'esquerra, afegim tres electrons:



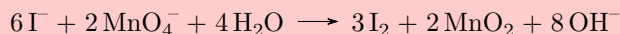
Sumem les semireaccions d'oxidació i reducció. Multipliquem la d'oxidació per 3 i la de reducció per 2 per igualar els electrons: Finalment, sumant termes comuns obtenim la reacció global balancejada:



Per tal de balancejar-la en una dissolució bàsica, afegim ions hidròxid (OH^-) a banda i banda de la reacció per neutralitzar els protons:



Simplificant:

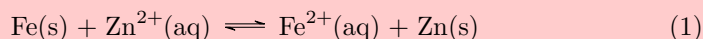


Exercici Autoavaluable III. Equació de Nernst

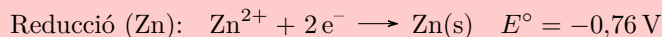
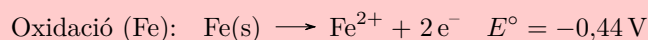
Quina és la concentració en equilibri de Fe^{2+} si posem una barra de ferro en una dissolució 1 M d'ions Zn^{2+} ?

Resposta

Per tal d'explorar la formació d'ions de Fe^{2+} , podem escriure la reacció global com:



Segons com està escrita la reacció, les semireaccions redox són:



En la forma de l'Eq. 1 estem considerant que el ferro s'oxida i el zinc(II) es redueix:

- **Ànode (oxidació):** $\text{Fe(s)} \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$
- **Càtode (reducció):** $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Zn(s)}$

El potencial estàndard de la cel·la és:

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

Com que $E_{\text{cel·la}}^\circ < 0$, la reacció **no és espontània** en aquestes condicions: el ferro no pot reduir el zinc(II). Però, tot i així, podem aplicar l'equació de Nernst per trobar la concentració d'ió ferro(II) en l'equilibri, és a dir, quan $E = 0$. Equació de Nernst a 25°C :

$$E = E^\circ - \frac{0.0591}{n} \log Q = 0$$

On:

- $n = 2$ electrons
- $Q = \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Zn}^{2+}]} = \frac{x}{1-x}$

Substituïm:

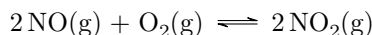
$$0 = -0.32 - \frac{0.0591}{2} \log \left(\frac{x}{1-x} \right) \stackrel{[x \approx 0]}{\approx} -0.32 - \frac{0.0591}{2} \log \left(\frac{x}{1} \right) \quad (2)$$

$$\log x = \frac{-0.32 \cdot 2}{0.0591} = -10.83 \Rightarrow x = 10^{-10.83} \approx \boxed{1.5 \times 10^{-11} \text{ mol L}^{-1}}$$

En equilibri, la concentració d'ions Fe^{2+} és extremadament petita, cosa que confirma l'aproximació feta a l'Eq. 2 i que, per tant, la reacció usada a l'Eq. 1 no és gens favorable en condicions estàndard.

Exercici Autoavaluable IV. Equilibri NO[2]

Es va estudiar el següent procés en equilibri a 230°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:

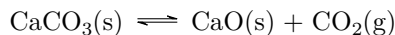
$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2[\text{O}_2]}$$

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 CaCO_3 [2]

En el següent equilibri heterogeni:



La pressió de CO_2 és de $0,236 \text{ atm}$ a 800°C . Calcula: a) K_p b) K_c per a la reacció a aquesta temperatura.

Resposta

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

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

Donat que la pressió parcial del 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 CO_2 és gasós)

Aïllant K_c :

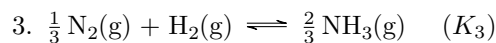
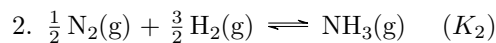
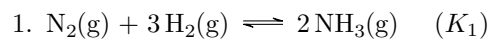
$$K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}}$$

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:

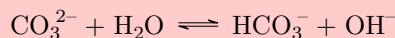
$$K_2 = \sqrt{K_1}, \quad K_3 = K_1^{1/3}$$

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

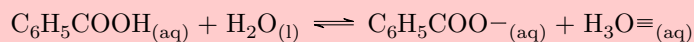
Per a calcular el pH d'una dissolució d'àcid fort, com el clorur d'hidrogen, podem utilitzar la fórmula:

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

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

$$\text{pH} = -\log 0.1 = 1$$

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:

$$K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}$$

Com que l'àcid benzoic és feble, podem considerar que la concentració d'àcid benzoic és la mateixa que la de $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$ i que la de H_3O^+ és la mateixa que la de $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$. 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 $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$ 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:

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

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 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 Zn^{2+} ha de ser 0.5 M. Determinem la concentració d'ions 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 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 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 Zn^{2+} queda a una concentració de 0.5 M.

Exercici Autoavaluable X. Dissolucions amortidores^[1]

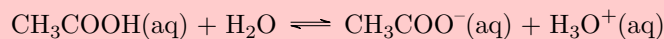
Calcular el pH d'una dissolució obtinguda quan 3,0 mol de CH_3COOH i 2,0 mol de CH_3COONa es dissolen en aigua fins a completar 1 dm^3 de dissolució.

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 H_3O^+ , CH_3COO^- i CH_3COOH 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 H_3O^+ i 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 (cons. 09-03-2025).