

3. Per a tractar i conservar l'aigua d'una piscina, podem emprar un equip comercial de depuració que consisteix en un sistema de filtració al qual s'afegeix un aparell de cloració salina que obté clor per mitjà de l'electròlisi d'un producte ben natural com la sal comuna (clorur de sodi).

a) A partir de l'electròlisi del clorur de sodi en solució aquosa obtenim clor gasós a l'ànode, mentre que al càtode l'aigua forma hidrogen gasós i ions hidroxil. Escriviu i igualeu les semireaccions que tenen lloc a cada elèctrode, així com la reacció global d'aquest procés electrolític. Indiqueu les polaritats de cada elèctrode.

[1,25 punts]

b) Un aparell comercial de cloració salina, adient per a una piscina que conté 50 m^3 d'aigua, genera $0,24 \text{ mg L}^{-1}$ de clor cada hora. Quina intensitat de corrent ha de passar per la cel·la electrolítica?

[1,25 punts]

DADES: Massa atòmica relativa: $\text{Cl} = 35,45$.
Constant de Faraday: $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C mol}^{-1}$.
 $1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$.

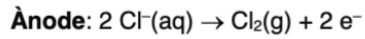
Solució:

Pregunta 3a

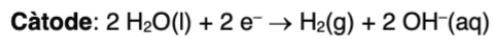
Formulació. Clorur de sodi: NaCl

[– 0,5 p si no formulen bé]

Semireaccions a cada elèctrode



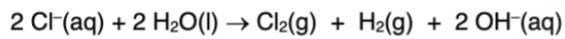
[0,3p]



[0,3p]

Reacció global del procés electrolític

Sumant les dues semireaccions tenim:



[0,4p]

Polaritats de cada elèctrode

[0,25 p]

Càtode: polaritat negativa (–)

Ànode: polaritat positiva (+)

Pregunta 3b

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

Dades inicials:

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

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

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

Transformació d'unitats i altres dades.

[0,15 p]

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

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

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

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

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

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

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

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

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

⇒ **Càrrega elèctrica: Q = 32665,73 C**

[0,8 p]

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

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

La intensitat de corrent és 9,07 A

[0,3 p]

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