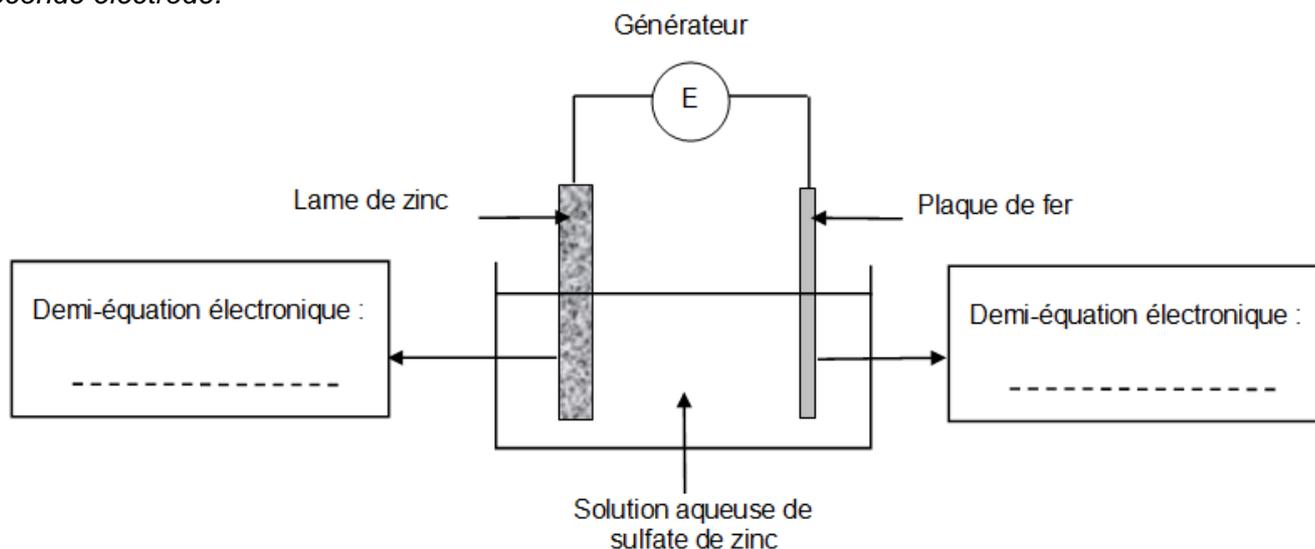


La corrosion est un fléau industriel. On estime en effet que 20% de la production mondiale d'acier (mélange de fer et de carbone, contenant moins de 2% de carbone) sont perdus chaque année sous forme de rouille.

L'un des procédés utilisés pour protéger l'acier de la corrosion est de l'isoler de l'atmosphère en le recouvrant d'un revêtement métallique. Des plaques d'acier sont ainsi recouvertes d'une fine couche de zinc, on dit qu'elles sont « galvanisées ».

Pour cela, on procède à l'électrolyse d'une solution aqueuse de sulfate de zinc (II) ($Zn^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$). Dans ce bain électrolytique, on plonge une plaque à recouvrir et on utilise une lame de zinc comme seconde électrode.



1) Compléter le schéma précédent en indiquant :

- où se forme le dépôt de zinc ;
- la demi équation électronique traduisant la transformation ayant lieu sur la plaque de fer ;
- le sens de déplacement des électrons dans les conducteurs métalliques ;
- les polarités du générateur ;
- la demi équation électronique traduisant la transformation ayant lieu sur la lame de zinc.

2) La plaque d'acier a une surface totale de 10 m^2 . On veut déposer une couche de zinc de $0,10 \text{ mm}$ d'épaisseur, ce qui correspond à un volume de zinc égal à $1,0 \times 10^3 \text{ cm}^3$. L'intensité du courant est maintenue constante et égale à $1,0 \text{ kA}$.

2.1. Calculer la masse de zinc à déposer.

2.2. En déduire la quantité d'électrons (en mol) devant traverser le circuit.

2.3. En déduire la durée de l'électrolyse.

Données:

- Masse volumique du zinc : $\rho = 7,14 \text{ g.cm}^{-3}$
- Masse molaire du zinc : $M = 65,4 \text{ g. mol}^{-1}$
- Constante d'Avogadro : $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- Charge élémentaire : $e = 1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$
- Faraday : $F = 96500 \text{ C. mol}^{-1}$