

**19** 1. Le titane est réduit, donc il se trouve à la cathode qui est le siège d'une réduction.

2. Les données de l'exercice sont :

- l'intensité  $I = 200 \text{ mA} = 0,200 \text{ A}$  ;

- la durée de l'électrolyse  $\Delta t = 1 \text{ h}$  qu'il faut convertir en seconde :  $\Delta t = 1 \times 3\,600 = 3\,600 \text{ s}$ .

Donc on utilise les formules suivantes (vues en cours, page 193) de la quantité de charges électriques échangées :  $q = I \cdot \Delta t = n(e^-) \cdot N_A \cdot e$ .

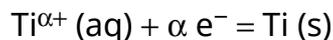
On peut isoler la quantité de matière d'électrons échangés :  $n(e^-) = \frac{I \cdot \Delta t}{N_A \cdot e}$ .

$$\text{AN : } n(e^-) = \frac{0,200 \times 3\,600}{6,02 \times 10^{23} \times 1,6 \times 10^{-19}} \text{ soit } n(e^-) = 7,5 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

3. Les données de l'exercice sont la masse de titane  $m = 179 \text{ mg} = 0,179 \text{ g}$  et la masse molaire atomique du titane  $M = 47,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ , donc la quantité de matière de titane formé est :

$$n(\text{Ti}) = \frac{m}{M} = \frac{0,179}{47,9} \text{ soit } n(\text{Ti}) = 3,7 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

4. En utilisant le couple oxydant-réducteur donné :  $\text{Ti}^{\alpha+} (\text{aq})/\text{Ti} (\text{s})$ , on peut écrire la demi-équation modélisant la formation du titane :



D'après cette demi-équation, on a :  $n(e^-) = \alpha \times n(\text{Ti})$ , donc  $\alpha = \frac{n(e^-)}{n(\text{Ti})} = \frac{7,5 \times 10^{-3}}{3,7 \times 10^{-3}}$  soit  $\alpha = 2$ .  
La formule des ions titane est :  $\text{Ti}^{2+} (\text{aq})$ .