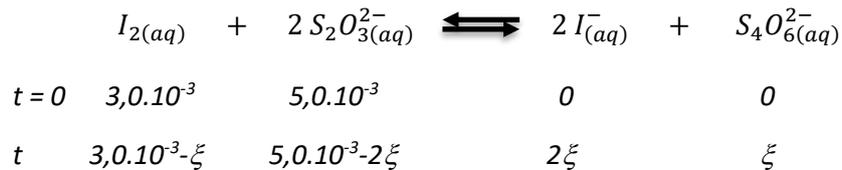


Le diiode  $I_{2(aq)}$  réagit avec les ions thiosulfate  $S_2O_{3(aq)}^{2-}$  pour former des ions iodures  $I_{(aq)}^-$  et des ions tétrathionate  $S_4O_{6(aq)}^{2-}$  selon l'équation :



La seule espèce colorée est le diiode  $I_{2(aq)}$ . Initialement, le système chimique contient  $3,0 \cdot 10^{-3}$  mol de diiode et  $5,0 \cdot 10^{-3}$  mol d'ions thiosulfate. La constante de cet équilibre vaut  $K=10^{18}$ .

1. Etablir le tableau d'avancement de la réaction.



2. Déterminer la valeur de l'avancement maximal  $\xi_{max}$ . Expliquer le raisonnement.

La réaction présente une constante d'équilibre très élevée, on peut donc considérer la réaction comme totale en première approximation. Ensuite, pour déterminer l'avancement maximal, il faut identifier le réactif limitant éventuel et calculer l'avancement maximal par rapport à ce réactif. Ici c'est  $S_2O_{3(aq)}^{2-}$  qui est le réactif limitant. On obtient donc :

$$5,0 \cdot 10^{-3} - 2\xi_{max} = 0 \text{ donc } \xi_{max} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Remarque : si on avait calculé l'avancement maximal par rapport à  $I_2$ , on aurait obtenu :

$3,0 \cdot 10^{-3} - \xi_{max} = 0$  donc  $\xi_{max} = 3,0 \cdot 10^{-3}$  mol. La valeur obtenue ici est supérieure à celle calculée avec l'autre réactif. C'est toujours le  $\xi_{max}$  le plus petit qui sera atteint en premier et qui est donc le VRAI  $\xi_{max}$ .

3. En déduire la composition du système à l'état final ?

On peut donc calculer la composition finale du système :

$$I_{2(aq)} = 3,0 \cdot 10^{-3} - 2,5 \cdot 10^{-3} = 0,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$S_2O_{3(aq)}^{2-} = 5,0 \cdot 10^{-3} - 2 \times 2,5 \cdot 10^{-3} = 0 \text{ mol}$$

$$I_{(aq)}^- = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$S_4O_{6(aq)}^{2-} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

4. Le mélange final sera-t-il coloré ?

Le mélange est toujours légèrement coloré car il reste du  $I_2$  dans la solution.

5. Calculer la concentration finale en ions  $I_{(aq)}^-$  dans le mélange si le volume total à la fin de la réaction est de 50 mL.

$$[I_{(aq)}^-] = \frac{5,0 \cdot 10^{-3}}{50 \cdot 10^{-3}} = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$$