

## Cinétique de réaction du diiode (I<sub>2</sub>) / oxydoréduction

### Q1

a) Donner les définitions d'un oxydant d'un réducteur, d'un couple d'oxydoréduction, d'une réaction d'oxydoréduction.

b) En donnant votre méthode équilibrer la demi-équation de réduction de l'ion dichromate (Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup>) en ion chrome (Cr<sup>3+</sup>) en milieu acide. Le dichromate oxyde l'éthanol C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O en acide éthanoïque (CH<sub>3</sub>COOH). Ecrire en expliquant votre méthode l'équation bilan de cette réaction.

c) Ecrire la réaction d'oxydoréduction des ions permanganate (MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>) avec l'acide oxalique (H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>). Couples mis en présence : MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>/Mn<sup>2+</sup> CO<sub>2</sub>/H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>;

On s'intéresse maintenant aux deux couples d'oxydoréduction:

I<sub>2</sub>/I<sup>-</sup> (diiode, iodure) et S<sub>2</sub>O<sub>8</sub><sup>2-</sup>/SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> peroxodisulfate, sulfate)

### Q2

a) Sachant que dans cette réaction les ions iodure sont oxydés écrire les demi-équations électroniques correspondant aux couples ainsi que l'équation bilan de la réaction. Cette réaction est lente et totale à température ordinaire.

b) Pour accélérer cette réaction lente on la remplace par 2 réactions rapides. En présence de l'ion Fe<sup>3+</sup> (couples Fe<sup>3+</sup>/Fe<sup>2+</sup>), la vitesse de réaction est plus importante. Il se produit 2 nouvelles réactions. Au cours de la première : les ions Fe<sup>3+</sup> réagissent avec des ions iodure I<sup>-</sup>, tandis qu'au cours de la seconde, l'ion Fe<sup>2+</sup> formé à la fin de la première réaction réagit avec l'ion peroxodisulfate (S<sub>2</sub>O<sub>8</sub><sup>2-</sup>). Ecrire l'équation bilan de ces réactions. Vérifier que ces 2 réactions rapides sont équivalentes à la réaction lente.

### Q3

a) On considère maintenant la réaction du Q2 a. On a utilisé initialement une solution aqueuse d'iodure de potassium (K<sup>+</sup>, I<sup>-</sup>) de concentration molaire apportée C<sub>1</sub> = 2.10<sup>-2</sup> mol.L<sup>-1</sup> et de volume V<sub>1</sub> = 100 mL. On ajoute à cette solution une solution de peroxodisulfate (S<sub>2</sub>O<sub>8</sub><sup>2-</sup>) de concentration apportée C<sub>2</sub> = 10<sup>-2</sup> mol.L<sup>-1</sup> et de volume V<sub>2</sub> = 200mL. Etablir un tableau d'avancement en nombre de mole, et en déduire l'avancement maximal, x<sub>max</sub>. Quel est le réactif limitant? Le réactif en excès?

b) Déterminer la masse de diiode formée à la fin de cette réaction totale.  
M<sub>I</sub> = 127 g.mol<sup>-1</sup>

### Q4

a) Déterminer les concentrations initiales des ions iodure et peroxodisulfate notées respectivement C<sub>10</sub> et C<sub>20</sub>.

b) Exprimer la concentration des espèces chimiques présentes dans le milieu réactionnel en fonction de l'avancement au cours du temps noté x(t).

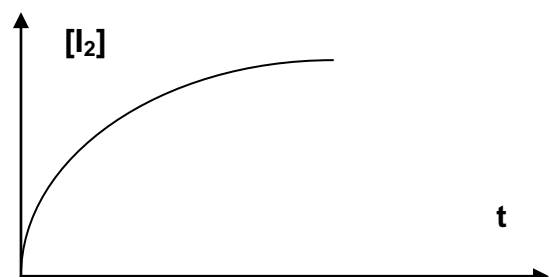
c) Déterminer les concentrations molaires finales de toutes les espèces chimiques.

### Q5

On trace l'allure de la courbe représentant la concentration du diiode formé au cours du temps.

a) Dessiner l'allure de la courbe, si on augmente, par rapport au mélange initial, la concentration apportée en ion iodure dans la solution,

b) Même question si on garde le mélange initial en diminuant sa température.



[essai](#)