

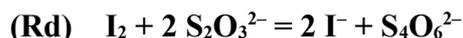
## TP S1.2 : Dosages : direct, en retour et indirect ; dosages iodométriques

*Les questions en italiques ont déjà été traitées dans l'activité S1.3*

**Données : masse molaire en g.mol<sup>-1</sup> : H : 1,0 ; C : 12,0 ; O : 16,0 ; Na : 23,0 ; S : 32,1**

Le dosage iodométrique fait intervenir les couples oxydant/réducteur I<sub>2</sub>/I<sup>-</sup> et S<sub>4</sub>O<sub>6</sub><sup>2-</sup>/S<sub>2</sub>O<sub>3</sub><sup>2-</sup>.

L'équation de réaction s'écrit :



Le dosage s'effectue en présence de thiodène (ou d'empois d'amidon). La disparition de la couleur bleue due au complexe (diiode/thiodène) permet de repérer l'équivalence. Afin de réaliser un dosage précis on introduit le thiodène seulement lorsque la solution est devenue jaune paille et non dès le début du dosage.

### A – Préparation de la solution T de thiosulfate de sodium Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

Le thiosulfate de sodium est un solide blanc hydraté de formule (Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, 5 H<sub>2</sub>O)<sub>(s)</sub>.

- 1°) *Calculer la masse molaire de ce solide, en déduire la masse de solide (avec 2 CS) à introduire dans une fiole jaugée de 100,0 mL pour préparer une solution aqueuse T de thiosulfate de sodium à environ 5,0.10<sup>-2</sup> mol.L<sup>-1</sup>.*
- 2°) *Écrire le tableau d'avancement de la réaction de dissolution du solide et en déduire la relation pour calculer la concentration des ions dans la solution T.*

Préparer cette solution T et **noter la masse pesée m**, à la précision de la balance utilisée.

- 3°) Calculer la concentration de la solution T préparée est notée C<sub>T</sub> avec 3 CS.

### B – Dosage direct d'une solution D de diiode I<sub>2</sub>

- La solution aqueuse D de diiode I<sub>2</sub> fournie est environ 5.10<sup>-2</sup> mol.L<sup>-1</sup>, cette solution n'étant pas très stable, il faut déterminer précisément sa concentration C<sub>1</sub>.
- Dans un becher introduire 5,00 mL de solution D, environ 10 mL d'eau distillée et ajouter à la burette la solution T de thiosulfate de sodium jusqu'à ce que la solution devienne jaune paille.
- Ajouter quelques grains de thiodène, le mélange devient bleu/noir, car il reste du diiode.
- Terminer l'addition jusqu'à complète décoloration signe de la disparition totale du diiode, **noter Ve**.

1°) *À partir de l'équation (Rd) écrire la relation entre les quantités de matière à l'équivalence.*

2°) Calculer précisément C<sub>1</sub>.

### C – Dosage en retour : détermination de la masse de vitamine C contenu dans un comprimé de Vitascorbol®

- Le Vitascorbol® est un médicament contenant de la vitamine C. La vitamine C ou acide ascorbique, est le réducteur du couple C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>O<sub>6</sub>/C<sub>6</sub>H<sub>8</sub>O<sub>6</sub>.

- L'acide ascorbique est oxydé totalement par le diiode introduit en excès selon l'équation de réaction :



- L'excès de diiode est dosé par la solution T de thiosulfate sodium.
- Dans une fiole jaugée de 500,0 mL, on a dissout un comprimé de Vitascorbol® préalablement broyé ; soit S la solution obtenue et  $C_2$  sa concentration en acide ascorbique.
- Dans un becher introduire 10,0 mL de la solution S et 5,00 mL de la solution D, agiter.
- Doser l'excès de diiode qui n'a pas réagi à l'aide de la solution T de thiosulfate de sodium **comme dans le B et noter  $V_{e'}$** .

1°) *Écrire le tableau d'avancement de la réaction (R1) supposée totale avec  $I_2$  en excès.*

2°) *En déduire la relation pour la quantité de matière de diiode  $I_2$  restant à l'état final.*

3°) *Écrire la relation entre les quantités de matière à l'équivalence de la réaction de dosage (Rd).*

4°) Calculer précisément  $C_2$  et vérifier la composition du cachet en calculant la masse d'acide ascorbique contenu dans la fiole jaugée où le comprimé a été dissout (500 mg.)

#### D – Dosage indirect : détermination de la concentration d'une eau de Javel

- L'eau de Javel est un mélange équimolaire de chlorure de sodium NaCl et d'hypochlorite de sodium NaClO. L'espèce chimique active que l'on veut doser est l'ion hypochlorite  $ClO^-$ .

- L'ion hypochlorite  $ClO^-$  est l'oxydant du couple  $ClO^-/Cl^-$  ; lors du dosage les ions hypochlorite sont réduits, en milieu acide (en excès), par les ions iodure  $I^-$  en excès en diiode  $I_2$  selon l'équation :



- Le diiode  $I_2$  qui se forme est ensuite dosé par la solution T de thiosulfate de sodium.
- La solution commerciale d'eau de Javel est trop concentrée pour être dosée, les préparateurs l'ont donc dilué 20 fois ; soit X la solution diluée que l'on va étudier.
- Dans un becher introduire 10,0 mL de la solution X, ajouter environ 10 mL de la solution KI à  $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$  d'iodure de potassium et environ 5 mL d'acide chlorhydrique HCl à  $1 \text{ mol.L}^{-1}$ .
- Doser le diiode formé à l'aide de la solution T de thiosulfate de sodium **comme dans le B et noter  $V_{e''}$** .

1°) *Écrire le tableau d'avancement de la réaction (R2) supposée totale avec  $ClO^-$  en défaut.*

2°) *En déduire la relation pour la quantité de matière de diiode  $I_2$  formé à l'état final.*

3°) *Écrire la relation entre les quantités de matière à l'équivalence de la réaction de dosage (Rd).*

4°) Calculer la concentration de l'eau de Javel étudiée et celle de la solution commerciale.