



## METHODES DE DOSAGE TITRAGE EXERCICES

### Titration d'une solution contenant des ions iodate

On réalise le titrage de 20,0 mL d'une solution acidifiée contenant des ions iodate  $\text{IO}_3^-_{\text{aq}}$  de concentration molaire en ions iodate  $C_1$  inconnue, par une solution de thiosulfate de sodium ( $2\text{K}^+_{\text{aq}} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{\text{aq}}$ ) de concentration molaire en ions thiosulfate  $C_2 = 8,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Le changement de couleur de la solution titrée est observé quand on a versé un volume  $V_{\text{éq}} = 15,8 \text{ mL}$  de solution de thiosulfate de sodium.

1. Avec quelle verrerie mesurer 20,0 mL de la solution à titrer ? Pourquoi ?
2. Schématiser le montage du titrage et le légender.
3. Écrire l'équation de la réaction support du titrage.
4. Définir l'équivalence d'un titrage.
5. Quel est le changement de couleur observé à l'équivalence ? Justifier.
6. Déterminer alors l'expression littérale de  $C_1$ . Calculer sa valeur.

**Données :** Couples oxydant/réducteur et leurs couleurs  
 $\text{IO}_3^-_{\text{aq}}$  (incolore) /  $\text{I}_{2\text{aq}}$  (jaune orangé)  
 $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{\text{aq}}$  (incolore) /  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{\text{aq}}$  (incolore)

### Ions permanganate

Les ions permanganate  $\text{MnO}_4^-_{\text{aq}}$  oxydent lentement l'eau. C'est pourquoi la concentration molaire d'une solution aqueuse de permanganate de potassium ( $\text{K}^+_{\text{aq}} + \text{MnO}_4^-_{\text{aq}}$ ) diminue lentement au cours du temps. Il est donc indispensable de déterminer cette concentration lorsque la solution n'est pas récente. Pour cela, on titre un échantillon de 10,0 mL d'une solution violette acidifiée de permanganate de potassium par une solution incolore d'acide oxalique  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_{4\text{aq}}$  de concentration molaire  $C' = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

L'ion permanganate est violet. Toutes les autres espèces chimiques mises en jeu sont incolores.

Le volume versé à l'équivalence est  $V_{\text{éq}} = 19,8 \text{ mL}$ .

1. Définir l'équivalence d'un titrage.
2. Écrire l'équation de la réaction support du titrage.
3. Comment l'équivalence est-elle repérée lors de ce titrage ?
4. Déterminer la concentration molaire  $C$  de la solution.

**Données :** Couples oxydant/réducteur  
 $\text{MnO}_4^-_{\text{aq}}/\text{Mn}^{2+}_{\text{aq}}$   
 $\text{CO}_{2,\text{aq}}/\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_{4,\text{aq}}$



## Titration des ions bromure

On réalise le titrage de 10,0 mL d'une solution contenant des ions bromure  $\text{Br}^-_{\text{aq}}$  de concentration molaire  $C_1$  inconnue, par une solution de dichromate de potassium ( $2\text{K}^+_{\text{aq}} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{\text{aq}}$ ) de concentration molaire en ions dichromate  $C_2 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

1. Écrire l'équation de la réaction support du titrage.
2. Déterminer la concentration molaire  $C_1$  de la solution d'ions bromure.

**Données :** Couples oxydant/réducteur  
 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{\text{aq}}/\text{Cr}^{3+}_{\text{aq}}$   
 $\text{Br}_2/\text{Br}^-_{\text{aq}}$   
 Le volume versé à l'équivalence est  $V_{\text{éq}} = 9,6 \text{ mL}$ .

## Eau oxygénée

L'eau oxygénée  $\text{H}_2\text{O}_{2\text{aq}}$  est utilisée comme antiseptique ou comme agent de blanchiment pour les textiles. Elle participe à deux couples oxydant/réducteur :  $\text{H}_2\text{O}_{2\text{aq}}/\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$  et  $\text{O}_{2(\text{g})}/\text{H}_2\text{O}_{2\text{aq}}$ .

1. Écrire la demi-équation associée à chacun des couples oxydant/réducteur.
2. Quelle est la particularité de l'eau oxygénée ?

Les lentilles de contact doivent être décontaminées et nettoyées après usage. Pour cela, on peut utiliser une solution d'eau oxygénée. Sur l'étiquette du produit, on peut lire :

*Concentration massique d'eau oxygénée :  $30 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$*

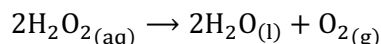
Pour contrôler cette indication, on dose un échantillon de 10,0 mL de cette solution préalablement acidifiée par une solution de permanganate de potassium ( $\text{K}^+_{\text{aq}} + \text{MnO}_4^-_{\text{aq}}$ ) de concentration molaire  $C' = 0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

3. Établir l'équation de la réaction support du titrage.

Le volume versé à l'équivalence est  $V_{\text{éq}} = 17,6 \text{ mL}$ .

4. Déterminer la quantité de matière d'eau oxygénée se trouvant dans l'échantillon.
5. En déduire la concentration molaire puis la concentration massique d'eau oxygénée de la solution étudiée. Le résultat correspond-il aux indications de l'étiquette ?

Une eau oxygénée est dite à N volumes si elle libère N litres de dioxygène lors de la décomposition de 1,00 L de cette eau oxygénée selon la réaction :



Ce volume est mesuré à  $0^\circ\text{C}$  et sous une pression d'une atmosphère.

6. Que vaut N pour l'eau oxygénée étudiée ?

**Données :**

Couple oxydant/réducteur :  $\text{MnO}_4^-_{\text{aq}}/\text{Mn}^{2+}_{\text{aq}}$

Volume molaire à  $0^\circ\text{C}$  et à une pression d'une atmosphère :  $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Toutes les espèces en solution sont incolores, à part les ions permanganate qui sont violets.

## Titration du dioxyde de soufre d'un vin

Pour éviter l'oxydation du vin, qui détériore son goût, les viticulteurs y ajoutent du dioxyde de soufre  $\text{SO}_2$ .

La norme européenne limite sa teneur à 200 mg par litre de vin rouge et 150 mg par litre de vin blanc.

Un laboratoire d'analyse doit déterminer la concentration de dioxyde de soufre dans un vin blanc. Un technicien dose ce dernier à l'aide d'une solution aqueuse de diiode  $\text{I}_{2\text{aq}}$ .



### PROTOCOLE DU TITRAGE :

- On introduit dans un erlenmeyer un volume  $V_1 = 20,0$  mL de vin blanc très peu coloré, 4 mL d'acide sulfurique incolore et 1 mL d'empois d'amidon également incolore.
  - La solution titrante de diiode, de concentration molaire  $C_2 = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  est ensuite ajoutée jusqu'à l'équivalence, qui est repérée par un changement de couleur du milieu réactionnel.
  - L'équivalence est obtenue après avoir versé un volume  $V_{\text{eq}} = 6,28$  mL de solution de diiode.
1. **Établir l'équation de la réaction support du titrage.**
  2. **Préciser le changement de couleur qui permet de repérer l'équivalence. Justifier.**
  3. **Déterminer la concentration molaire  $C_1$  du dioxyde de soufre dans ce vin, et en déduire sa concentration massique  $C_{\text{m,exp}}$ .**
  4. **Cette concentration est-elle conforme à la réglementation européenne ? Justifier.**

### Données :

Les couples d'oxydoréduction mis en jeu lors du titrage sont  $\text{I}_{2\text{aq}}/\text{I}^-_{\text{aq}}$  et  $\text{SO}_4^{2-\text{aq}}/\text{SO}_2$ .

En présence d'empois d'amidon, le diiode donne à une solution aqueuse une teinte bleu-violet foncé.

Toutes les autres espèces chimiques mises en jeu sont incolores.

Masses molaires (en  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ) : S : 32 ; O : 16.

### Titration indirecte de la vitamine C

La vitamine C, ou acide ascorbique, de formule brute  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ , est contenue dans les agrumes. Des comprimés peuvent contribuer à atteindre les besoins moyens journaliers, qui sont de 90 mg chez l'adulte. Pour déterminer la concentration en vitamine C dans un comprimé, on réalise un titrage indirect : on fait réagir cette vitamine C avec du diiode en excès, puis on titre l'excès de diiode.

Un enseignant prépare un TP sur le titrage indirect. Il utilise des comprimés de 500 mg de vitamine C, qu'il dissout dans 250 mL d'eau distillée. Il obtient ainsi une solution S. Il doit déterminer la concentration molaire de la solution de thiosulfate de sodium ( $2\text{Na}^+_{\text{aq}} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-\text{aq}}$ ) qu'il faut préparer, et donc suivre le raisonnement inverse à celui que ses élèves suivront durant le TP.

1. **Déterminer la quantité de matière d'acide ascorbique contenu dans le comprimé, puis sa concentration molaire dans la solution S.**

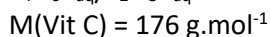
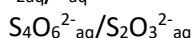
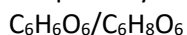
L'enseignant place 5,0 mL de solution S et 20,0 mL d'une solution de diiode  $\text{I}_{2\text{aq}}$  de concentration molaire  $C_1 = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . La solution prend une teinte jaune-orangée.

2. **Établir l'équation de la réaction entre l'acide ascorbique et le diiode.**
3. **Sans faire de calcul, préciser quel est le réactif en excès. Justifier.**
4. **Déterminer le réactif limitant et l'état final du système.**

L'enseignant réalise ensuite un titrage par une solution contenant des ions thiosulfate de concentration molaire  $C_x$  à déterminer pour obtenir un volume à l'équivalence  $V_{\text{eq}} = 15,0$  mL.

5. **Déterminer l'équation de la réaction entre les ions thiosulfate et le diiode.**
6. **En déduire la valeur de la concentration  $C_x$  de la solution de thiosulfate de sodium que doit préparer l'enseignant pour son TP.**

**Données :** Couples oxydant/réducteur mis en jeu :



Toutes les espèces en solution sont incolores, à part le diiode qui est jaune-orangé.



## Titration des ions nitrate dans un engrais

Une plante puise dans le sol des éléments chimiques nécessaires à sa croissance, dont l'indispensable azote N. Dans le sol, l'azote est présent sous forme d'ions nitrate  $\text{NO}_3^-$  (aussi appelé azote nitrique) ou d'ions ammonium  $\text{NH}_4^+$  (azote ammoniacal).

Dans cet exercice, on se propose de déterminer le pourcentage massique en azote nitrique d'un engrais azoté, et de comparer la valeur trouvée à l'extrait d'étiquette donné : 24% d'azote total, dont 11% d'azote uréique, 6% d'azote nitrique, et 7% d'azote ammoniacal.

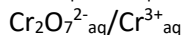
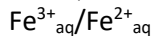
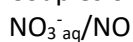
### PROTOCOLE DU TITRAGE :

- Une masse  $m = 2,5 \text{ g}$  d'engrais liquide est placée dans une fiole jaugée de 250 mL. On complète la fiole jusqu'au trait de jauge par de l'eau distillée : on obtient une solution, qui est notée S.
- Dans un erlenmeyer, on introduit un volume  $V_0 = 25,0 \text{ mL}$  de la solution d'engrais précédente, puis un volume  $V_1 = 20,0 \text{ mL}$  d'une solution contenant des ions fer (II) de concentration molaire  $C_1 = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$ . Un ajout de 5 mL d'acide sulfurique permet d'acidifier le mélange. L'ensemble est porté à une douce ébullition, car la réaction est lente.  
Les ions nitrate de l'engrais réagissent de façon totale avec les ions fer (II).
- Après refroidissement, les ions fer (II) en excès sont titrés par une solution de dichromate de potassium ( $2\text{K}^+_{\text{aq}} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{\text{aq}}$ ) de concentration molaire  $C_2 = 1,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .  
L'équivalence, marquée par un changement de couleur, est obtenue pour un volume  $V_{\text{éq}} = 10,0 \text{ mL}$  de solution de dichromate de potassium versé dans l'erlenmeyer.

Calculer le pourcentage massique en azote nitrique de l'engrais titré.

Obtient-on le même ordre de grandeur que sur l'étiquette ?

Données : Couples oxydant/réducteur mis en jeu :



$$M(\text{N}) = 14 \text{ g.mol}^{-1}$$

Le pourcentage massique en azote nitrique de l'engrais peut s'exprimer par la relation

$$\text{suivante : } \%(\text{NO}_3^-) = \frac{n(\text{NO}_3^-) \times M(\text{N})}{\text{masse } m \text{ d'engrais}} \times 100$$

## Titration de l'eau de Javel

L'eau de Javel est un désinfectant et un décolorant. Pour vérifier l'indication portée sur une bouteille commerciale d'eau de Javel, 2,6% de chlore actif, on souhaite réaliser un titrage.

### DOC. 1 : COMPOSITION DE L'EAU DE JAVEL

L'eau de Javel est un mélange équimolaire de solutions de chlorure de sodium ( $\text{Na}^+_{\text{aq}} + \text{Cl}^-_{\text{aq}}$ ) et d'hypochlorite de sodium ( $\text{Na}^+_{\text{aq}} + \text{ClO}^-_{\text{aq}}$ ) en milieu basique.

En milieu acide, l'eau de Javel subit une transformation totale entre les ions chlorure et les ions hypochlorite. Cette transformation permet de définir le pourcentage de chlore actif. Celui-ci représente la masse de dichlore formé à partir de 100 g d'eau de Javel.

### DOC. 2 : PRINCIPE DE LA MANIPULATION

On ajoute un excès d'ions iodure  $\text{I}^-_{\text{aq}}$  à un volume  $V$  connu de solution notée  $S_1$  d'eau de Javel diluée au dixième. En milieu acide, les ions hypochlorite  $\text{ClO}^-_{\text{aq}}$  oxydent les ions iodure. Le diiode formé est ensuite titré par les ions thiosulfate  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{\text{aq}}$ . On en déduit alors la quantité de matière d'ions hypochlorite, puis le pourcentage de chlore actif.



**1. Déterminer le volume d'eau de Javel du commerce à prélever pour obtenir 50 mL de solution S<sub>1</sub>.**

On place dans un erlenmeyer 10,0 mL de solution S<sub>1</sub>, puis 20,0 mL d'une solution acidifiée contenant des ions iodure de concentration molaire C<sub>2</sub> = 0,20 mol.L<sup>-1</sup> pour oxyder entièrement les ions hypochlorite.

**2. Quelle verrerie doit-on utiliser pour prélever les volumes indiqués ?**

**3. Établir l'équation de la réaction entre les ions hypochlorite et les ions iodure.**

On titre le diiode formé précédemment à l'aide d'une solution contenant des ions thiosulfate de concentration molaire C<sub>3</sub> = 0,10 mol.L<sup>-1</sup>. Le volume à l'équivalence est V<sub>éq</sub> = 7,6 mL.

**4. Établir l'équation de la réaction entre le diiode et les ions thiosulfate.**

**5. Préciser, en justifiant, le changement de couleur qui permet de repérer l'équivalence.**

**6. Déterminer la quantité de matière de diiode formé après réaction avec les ions hypochlorite.**

**7. En déduire la quantité de matière d'ions hypochlorite se trouvant dans la solution S<sub>1</sub>.**

**8. Déterminer alors la concentration molaire d'ions hypochlorite dans la solution S<sub>1</sub>, puis dans la solution commerciale.**

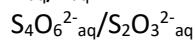
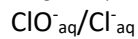
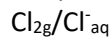
**9. Établir l'équation de la réaction entre les ions hypochlorite et les ions chlorure.**

**10. Calculer la quantité de matière de dichlore produit par un litre d'eau de Javel.**

**11. En déduire le pourcentage de chlore actif de l'eau de Javel commerciale utilisée.**

**12. Comparer le résultat obtenu à l'indication de l'étiquette figurant sur la bouteille. Conclure.**

**Données :** Couples oxydant/réducteur :



Toutes les espèces chimiques mises en jeu sont incolores, sauf le diiode, qui est jaune/orangé.

Masse volumique de l'eau de Javel :  $\rho_{\text{Javel}} = 1,03 \text{ g.mL}^{-1}$ .

$M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$ .