



## Chapitre 5

Détermination d'une quantité de matière par titrage

## CORRECTION EXERCICES

### 1. Principe du titrage

1. La réaction de titrage d'une espèce chimique doit être :  
**C.** rapide et totale.
2. Le titrage d'une espèce chimique permet de :  
**B.** déterminer la concentration d'une espèce chimique inconnue.
3. Un réactif limitant est :  
**A.** une espèce chimique minoritaire.

### 2. Réactifs titrant et titré

1. Qu'appelle-t-on l'espèce titrée ?  
**A.** Le réactif contenu dans le bêcher.
2. À quoi correspond une espèce titrante ?  
**B.** Le réactif contenu dans la burette.
3. La relation à l'équivalence est:

$$\text{B. } \frac{n_0(A)}{a} = \frac{n_0(B)}{b}$$

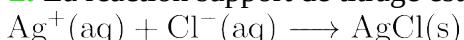
### 3. Equivalence lors du titrage

1. À l'équivalence :  
**B.** les réactifs sont introduits dans des proportions stoechiométriques.
2. Comment repérer l'équivalence de la réaction lors d'un titrage colorimétrique ?  
**C.** L'apparition persistante de la couleur du réactif titrant.
3. Lors d'un titrage par suivi colorimétrique :  
**C.** l'équivalence est repérée par un changement de couleur.

## 12. Les ions chlorure

1. On repère l'équivalence par colorimétrie à l'aide d'un indicateur coloré.

2. La réaction support de titrage est la suivante :



À l'équivalence :  $n(\text{Ag}^+) = n(\text{Cl}^-)$

Or :  $n = c \times V$

Donc :  $c(\text{Ag}^+) \times V_e = c(\text{Cl}^-) \times V$

$$c(\text{Cl}^-) = \frac{c(\text{Ag}^+) \times V_e}{V}$$

$$c(\text{Cl}^-) = \frac{2,5 \times 10^{-2} \times 9,0 \times 10^{-3}}{25,0 \times 10^{-3}}$$

$$c(\text{Cl}^-) = 9,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentration molaire en ion chlorure est égale à  $6,9 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Pour connaître la concentration massique, on utilise la relation  $\gamma = c \cdot M$  avec  $M = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Donc :  $\gamma = 9,0 \times 10^{-3} \times 35,5 = 0,320 \text{ g} \cdot \text{L} = 320 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$  ce qui est en corrélation avec la concentration en chlorures indiquée sur l'étiquette de Minerals.

## 13. Titrage d'un lait

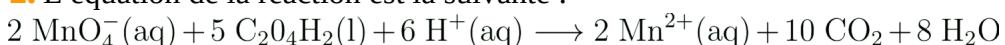
♦ D'après l'énoncé, le pH à l'équivalence est égal à 8,0. L'indicateur coloré le plus adapté pour l'étude de ce titrage doit avoir sa zone de virage pH en corrélation avec le pH équivalent : le bleu de thymol est l'indicateur coloré à choisir pour le titrage de l'acide lactique par l'hydroxyde sodium.

## 28. L'acide oxalique

### 1. Protocole expérimental :

- prélever 25,0 mL d'acide oxalique et les placer dans un bêcher de 250 mL ;
- remplir une burette de 25 mL de permanganate de potassium à  $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  ;
- effectuer une première chute de burette afin de repérer l'équivalence ;
- refaire le titrage de manière plus précise, mL par mL jusqu'à la zone d'équivalence où l'équivalence est repérée à la goutte près.

### 2. L'équation de la réaction est la suivante :



$$\frac{n(\text{MnO}_4^-)}{2} = \frac{n(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2)}{5}$$

À l'équivalence on a :

### 3. Le calcul de la concentration en acide oxalique est calculé à l'équivalence en utilisant la relation donnée à la question 2..

$$\frac{n(\text{MnO}_4^-)}{2} = \frac{n(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2)}{5}$$

Or  $n = c \times V$

$$\frac{c(\text{MnO}_4^-) \times V_{\text{eq}}}{2} = \frac{c(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2) \times V(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2)}{5}$$

Donc :

$$c(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2) = \frac{5 \times c(\text{MnO}_4^-) \times V_{\text{eq}}}{2 \times V(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2)}$$

$$c(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2) = \frac{5 \times 0,10 \times 10,3 \times 10^{-3}}{2 \times 25 \times 10^{-3}}$$

$$c(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2) = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentration en acide oxalique est égale à  $1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

## 30. Dosage de l'eau de Javel

### I. Réaction entre les ions hypochlorite et les ions iodure

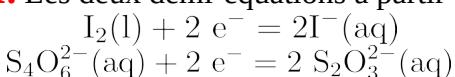
#### 1. Protocole permettant d'effectuer un dilution au dixième :

- prélever 5,0 mL d'eau de javel à l'aide d'une pipette jaugée de 10 mL et d'une propipette ;
- verser le volume prélevé dans une fiole jaugée de 50,0 mL ;
- remplir la fiole jaugée avec de l'eau distillée jusqu'au  $\frac{2}{3}$  et agiter ;
- compléter jusqu'au trait de jauge et agiter.

2. Afin de mesurer le volume  $V = 10,0 \text{ mL}$  de solution  $S$ , une pipette jaugée est nécessaire. Pour la mesure du volume  $V'$  de la solution d'iodure de potassium, il faut utiliser une éprouvette graduée.

### II. Détermination de la concentration en eau de Javel

#### 1. Les deux demi-équations à partir des couples rédox sont :



Ainsi les réactifs sont le diiode  $\text{I}_2$  et les ions thiosulfate  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ .

L'équation de la réaction est :  $\text{I}_2(\text{l}) + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow 2 \text{I}^-(\text{aq}) + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq})$

**2.** Le mélange réactionnel se décolore car seul le diiode est coloré. Ainsi il réagit avec les ions thiosulfate et disparaît.

**3.** Le réactif limitant avant l'équivalence est l'espèce chimique se trouvant dans la burette, le thiosulfate de sodium.

Le réactif limitant de la réaction après l'équivalence est le diiode car il a réagi entièrement. Le thiosulfate de sodium est alors en excès.

À l'équivalence, les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques, c'est-à-dire qu'ils vérifient

$$\text{la relation suivante : } n(\text{I}_2) = \frac{n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{2}$$

$$\text{4. À l'équivalence : } n(\text{I}_2) = \frac{n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{2}$$

$$\text{Or : } n = c \times V$$

$$\text{Donc : } n(\text{I}_2) = \frac{c(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) \times V_{\text{eq}}}{2}$$

$$n(\text{I}_2) = \frac{0,10 \times 10,0 \times 10^{-3}}{2}$$

$$n(\text{I}_2) = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

La quantité de matière en diiode est égale à  $5,0 \times 10^{-4}$  mol.

**5.** D'après la question précédente, la quantité de matière en diiode correspond aussi à la quantité produite lors de la réaction (1). Ainsi :

$$n(\text{I}_2) = n(\text{ClO}^-)$$

La quantité de matière d'ions hypochlorite est égale à  $5,0 \times 10^{-4}$  mol dans le prélèvement de volume  $V$ .

**6.** La concentration des ions hypochlorite dans la solution  $S$  se calcule tel que :

$$c(\text{ClO}^-) = \frac{n(\text{ClO}^-)}{V}$$

$$c(\text{ClO}^-) = \frac{5,0 \times 10^{-4}}{10,0 \times 10^{-3}}$$

$$c(\text{ClO}^-) = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentration des ions hypochlorite dans la solution  $S$  est de  $5,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Toutefois, la solution commerciale est 10 fois plus concentrée, elle a une concentration en ions hypochlorite de :  $5,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

**7. a.** D'après le **doc. 1** on a :  $\text{ClO}^-(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Cl}_2(\text{aq})$

Les réactifs étant introduits dans des proportions stœchiométriques, alors :

$$n(\text{ClO}^-) = n(\text{Cl}_2)$$

$$n(\text{Cl}_2) = c(\text{ClO}^-) \times V$$

$$n(\text{Cl}_2) = 5,0 \times 10^{-1} \times 1$$

$$n(\text{Cl}_2) = 5,0 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

La quantité de matière en dichlore produite par un litre d'eau de Javel est de  $5,0 \times 10^{-1}$  mol.

**b.** D'après le **doc. 1**, le degré chlorométrique « est égal au volume, exprimé en litre, de dichlore produit par un litre d'eau de Javel ». Ainsi :

$$V(\text{Cl}_2) = n(\text{Cl}_2) \times V_m$$

$$V(\text{Cl}_2) = 5,0 \times 10^{-1} \times 22,4$$

$$V(\text{Cl}_2) = 11 \text{ L}$$

Ainsi, le degré chlorométrique est de 11°.