



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 bécher.
2. À quoi correspond une espèce titrante ?
B. Le réactif contenu dans la burette.
3. La relation à l'équivalence est:
B.
$$\frac{n_0(A)}{a} = \frac{n_0(B)}{b}$$

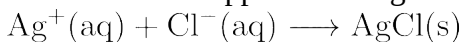
3. Equivalence lors du titrage

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

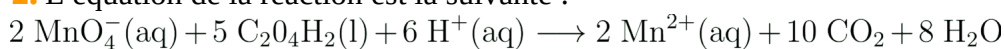
◆ D'après l'énoncé, le pH à l'équivalence est égal à 8,0. L'indicateur coloré le plus adapté pour l'étude de ce titrage doit avoir sa zone de virage pH en corrélation avec le pH équivalent : le bleu de thymol est l'indicateur coloré à choisir pour le titrage de l'acide lactique par l'hydroxyde sodium.

28. L'acide oxalique

1. Protocole expérimental :

- prélever 25,0 mL d'acide oxalique et les placer dans un bécher 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

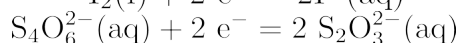
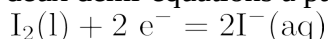
1. Protocole permettant d'effectuer un dilution au dixième :

- 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 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

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

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

Or : $n = c \times V$

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 $5,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$.

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 $5,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$ 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 $5,0 \times 10^{-1} \text{ mol}$.

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°.