

• *État initial 2 :*

Dans une burette : 10,0 mL de solution d'E.D.T.A. à $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Dans un bécher : 10,0 mL de solution de chlorure de calcium à $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et 20,0 mL de solution tampon pH = 10. Quelques dizaines de gouttes de solution de NET dans l'éthanol. La solution contenue dans le bécher est rouge violacé.

• *État final 2 :* Le mélange des deux réactifs étant stœchiométrique, $[\text{Ca}^{2+}]_f = [\text{Y}^{4-}]_f$ et $[[\text{CaY}]^{2-}] = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;

$$[\text{Y}^{4-}]_f = \sqrt{\frac{[[\text{CaY}]^{2-}]}{K_1}} = 2,5 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

On en déduit :

$$\frac{[\text{Ind}]}{[[\text{Ca}(\text{Ind})]^{2+}]} = \frac{K' \cdot [\text{Y}^{4-}]}{[[\text{CaY}]^{2-}]} = 5 \cdot 10^3 > 10.$$

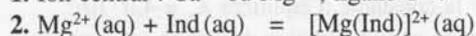
La solution est bleue. On peut alors admettre que le changement de teinte correspond au passage par l'équivalence.

MATÉRIEL ET PRODUITS

- Trois tubes à essais ;
- une burette graduée ;
- un agitateur magnétique et son aimant ;
- une pipette jaugée de 10 mL et un pipeteur ;
- quatre béchers de 100 mL ;
- une pipette graduée de 5 mL ;
- une pipette graduée de 1 mL ;
- une éprouvette graduée de 20 mL ;
- une plaque électrique ou un bec bunsen ;
- solution tampon de pH = 10 ;
- solution de chlorure de magnésium à $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
- solution d'E.D.T.A. à $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
- solution de noir ériochrome dans l'éthanol ;
- eau minérale Hépar.

RÉPONSES AUX QUESTIONS

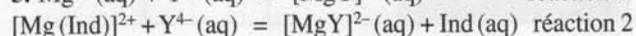
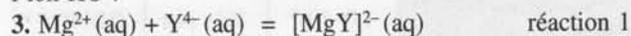
1. Ion central : Ca^{2+} ou Mg^{2+} ; ligand Y^{4-} .



Ion central : Mg^{2+} ; ligand : Ind.

L'ion complexe $[\text{Mg}(\text{Ind})]^{2+}$ donne à la solution une teinte rouge violacé.

Nous avons choisi d'écrire le complexe Ind et non HA^{2-} pour obtenir des équations plus simples ne faisant pas intervenir l'ion HO^- .



4. Lors de l'ajout des premières gouttes d'E.D.T.A., la solution initialement rouge violacé reste rouge violacé. Les ions $[\text{Mg}(\text{Ind})]^{2+}$ restent majoritaires par rapport à Ind. La réaction 1 a donc lieu en premier. La réaction 2 se produit ensuite et la solution devient bleue lorsque [Ind] devient majoritaire devant $[[\text{Mg}(\text{Ind})]^{2+}]$.

5. La solution devient bleue lorsqu'elle ne contient plus d'ions Mg^{2+} libres, le changement de teinte correspond au mélange stœchiométrique des réactifs de la réaction 1.

$$6. n(\text{E.D.T.A.})_E = n_1(\text{Ca}^{2+}) + n_1(\text{Mg}^{2+}).$$

$$7. \text{Avec } V_{2E} = 18,2 \text{ mL}, n(\text{E.D.T.A.}) = 18,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol};$$

$$[\text{Ca}^{2+}] + [\text{Mg}^{2+}] = 1,82 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

8. D'après les indications de l'étiquette :

$$[\text{Ca}^{2+}] = 1,38 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ et } [\text{Mg}^{2+}] = 4,52 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1},$$

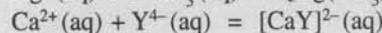
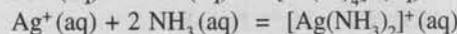
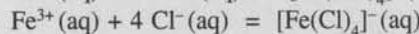
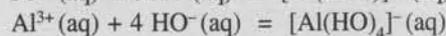
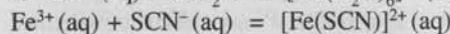
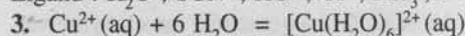
$$\text{d'où } [\text{Ca}^{2+}] + [\text{Mg}^{2+}] = 1,83 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Le résultat expérimental est en accord avec l'indication du fabricant.

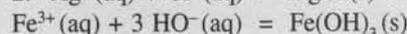
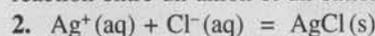
1. 1. Complexe : édifice polyatomique constitué d'un atome ou d'un cation central auquel sont liés des molécules ou des ions appelés ligands.

2. Ion central : Cu^{2+} ; Fe^{3+} ; Al^{3+} ; Fe^{3+} ; Ag^+ ; Ca^{2+} .

Ligand : H_2O ; SCN^- ; HO^- ; Cl^- ; NH_3 ; Y^{4-} .



2. 1. Précipité : solide peu soluble dans l'eau formé par réaction entre un anion et un cation.



3. 1. Faux : un précipité est un solide peu soluble dans l'eau.

2. Vrai.

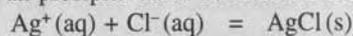
3. Faux : l'indicateur de fin de réaction est l'ion chromate.

4. Faux : c'est un titrage par complexation.

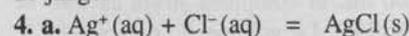
5. Vrai.

4. 1. Nitrate d'argent : $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$

Formation d'un précipité blanc de chlorure d'argent :

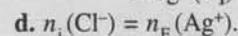
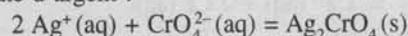


2. Prélever 10 mL, les verser dans une fiole jaugée de 100,0 mL et compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.



b. Indicateur de fin de réaction.

c. Chromate d'argent :



$$5. C'_1 = 5,47 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1};$$

$$C_1 = 0,547 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1};$$

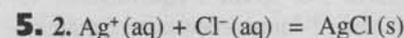
$$t_1 = 32,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

$$6. C'_3 = 3,72 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1};$$

$$C_3 = 0,372 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1};$$

$$t_3 = 21,8 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

7. t_3 proche de l'indication de l'énoncé en accord avec l'indication de l'encyclopédie.



4. On ajoute de l'eau pour pouvoir négliger le volume de solution titrante apporté.

L'eau doit être déminéralisée pour ne pas apporter d'autres ions.

5. Avant l'équivalence, les ions chlorure disparaissent et sont remplacés par des ions nitrate.

Or $\lambda_{\text{Cl}^-} > \lambda_{\text{NO}_3^-}$ donc la conductivité diminue.

Après l'équivalence, $[\text{Ag}^+]$ et $[\text{NO}_3^-]$ augmentent donc la conductivité augmente.

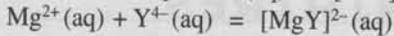
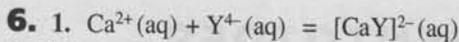
6. L'équivalence se situe à l'intersection des portions de droites.

$$V_{2E} = 6,7 \text{ mL.}$$

$$7. [\text{Cl}^-] = 8,0 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1};$$

$$t(\text{Cl}^-) = 0,28 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} = 2,8 \cdot 10^2 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1};$$

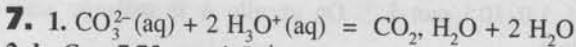
$t(\text{Cl}^-)$ voisin de 285 $\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$, ce qui correspond à la valeur indiquée sur l'étiquette.



Le noir ériochrome T est un indicateur de fin de réaction. Avant l'équivalence, complexé par les ions calcium et magnésium, il est rose. Après l'équivalence, il est libre et colore la solution en bleu.

3. $[\text{Ca}^{2+}] + [\text{Mg}^{2+}] = 1,72 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$.

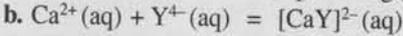
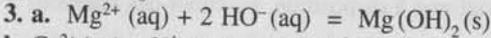
$D = 17,2 \text{ }^\circ\text{TH}$.



2. b. $C_1 = 7,75 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$;

$n_1(\text{Ca}^{2+}) + n_1(\text{Mg}^{2+}) = 7,75 \text{ mmol}$;

$n_0(\text{Ca}^{2+}) + n_0(\text{Mg}^{2+}) = 7,75 \text{ mmol}$.



c. $C = 6,8 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$;

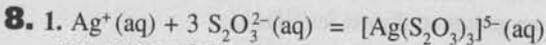
$n_1(\text{Ca}^{2+}) = 6,8 \text{ mmol}$;

$n_0(\text{Ca}^{2+}) = 6,8 \text{ mmol}$.

4. $n_0(\text{Mg}^{2+}) = 0,95 \text{ mmol}$;

$m_0(\text{MgCO}_3) = 0,080 \text{ g}$;

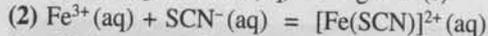
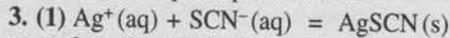
$m_0(\text{CaCO}_3) = 0,68 \text{ g}$.



$$K = \frac{[[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_3]^{5-}]}{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]^3}$$



On peut le récupérer par filtration.

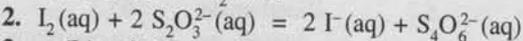
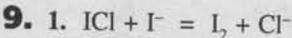


4. et 5. Dans un tube à essais, introduire quelques millilitres de solution de nitrate d'argent, quelques millilitres de solution de chlorure de fer(III) et ajouter goutte à goutte une solution de thiocyanate de sodium. Observer d'abord un précipité blanc puis une coloration rouge.

Les ions fer(III) sont utilisés comme indicateur de fin de réaction. À l'équivalence, une coloration rouge apparaît.

7. $n_s(\text{Ag}^+) = 1,31 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$;

$n(\text{Ag}^+) = 1,31 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{m}^{-2}$.



3. $n_1(\text{I}_2) = 0,85 \text{ mmol}$;

$n_2(\text{I}_2) = 1,32 \text{ mmol}$.

4. $n(\text{I}_2) = n_1(\text{ICl})$;

$n_1(\text{I}_2) = n_{\text{restant}}(\text{ICl})$;

$n_{\text{fixe}}(\text{ICl}) = n_2(\text{I}_2) - n_1(\text{I}_2) = 0,47 \text{ mmol}$;

$n(\text{liaisons doubles}) = 0,47 \text{ mmol}$.

5. $n(\text{I}_2) = 0,47 \text{ mmol}$;

$m(\text{I}_2) = 1,2 \cdot 10^2 \text{ mg}$;

indice = 48.