

Partie A: Dosage colorimétrique

1. Illustration du fonctionnement de l'indicateur coloré

1.1. L'équation chimique de la réaction modélisant la transformation est: $\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})} = \text{AgCl}_{(\text{s})}$

Tube 1:

Si Ag^+ est le réactif limitant alors : $n_{\text{Ag}^+(\text{aq})} \text{ initiale} - x_{\text{max}} = 0$

$[\text{Ag}^+_{(\text{aq})}]_{\text{initiale}} \times V = x_{\text{max}} ; 0,10 \times 0,5 \cdot 10^{-3} = x_{\text{max}} ; x_{\text{max}} = 5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$

Si Cl^- est le réactif limitant alors : $n_{\text{Cl}^-(\text{aq})} \text{ initiale} - x_{\text{max}} = 0$

$[\text{Cl}^-_{(\text{aq})}]_{\text{initiale}} \times V = x_{\text{max}} ; 0,10 \times 2,0 \cdot 10^{-3} = x_{\text{max}} ; x_{\text{max}} = 2,0 \cdot 10^{-4} = 20 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$

Dans le tube 1, le réactif en excès est l'ion chlorure, car il conduirait à l'avancement maximal le plus élevé.

Tube 2: Si Ag^+ est le réactif limitant alors : $n_{\text{Ag}^+(\text{aq})} \text{ initiale} - x_{\text{max}} = 0$

$[\text{Ag}^+_{(\text{aq})}]_{\text{initiale}} \times V = x_{\text{max}} ; 0,10 \times 2,2 \cdot 10^{-3} = x_{\text{max}} ; x_{\text{max}} = 2,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

Pour Cl^- , on a encore $x_{\text{max}} = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$.

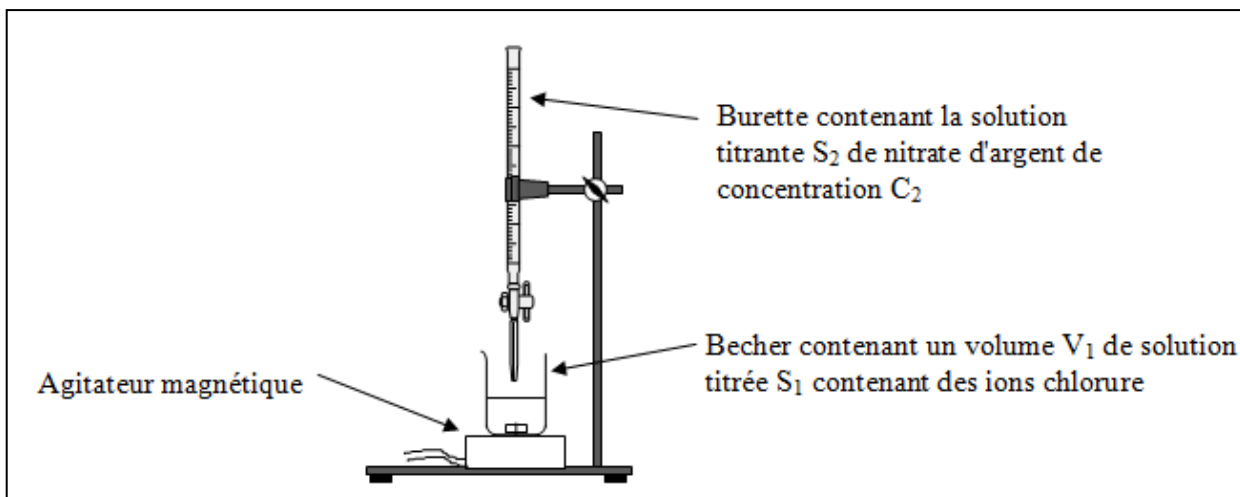
Dans le tube 2, le réactif en excès est l'ion argent Ag^+ , car il conduirait à l'avancement maximal le plus élevé.

1.2. En fin de transformation, il reste des ions argent dans le tube 2, on observe une coloration rose-rouge.

Par contre dans le tube 1, tous les ions argent ont été consommés, on observe une coloration jaune.

2. Principe du dosage**2.1.**

Dispositif de titrage:



2.2. Avant l'équivalence les ions argent versés constituent le réactif limitant: à chaque ajout, ils sont totalement consommés.

A l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques, ils sont alors totalement consommés.

Au delà de l'équivalence, il y a changement de réactif limitant: les ions chlorure constituent le réactif limitant, les ions argent ajoutés ne réagissent plus pour former du $\text{AgCl}_{(\text{s})}$.

Les ions Ag^+ versés en excès réagissent avec l'indicateur coloré. La solution passe de la coloration jaune à la coloration rose-rouge.

3. Préparation de la solution à doser

3.1. Solution mère: eau du marais

Concentration en ions chlorure C_0

volume à prélever V_0

Au cours d'une dilution la quantité de matière de soluté se conserve,

$$\text{donc } C_0 \cdot V_0 = C_1 \cdot V_1 \quad ; \quad C_0 \cdot V_0 = \frac{C_0}{10} \cdot V_1$$

$$\text{soit } V_0 = \frac{V_1}{10} = \frac{50}{10} = 5,0 \text{ mL} \quad \text{on doit prélever } \mathbf{5,0 \text{ mL}} \text{ d'eau du marais salant.}$$

Solution fille: S_1 à doser

C_1 telle que $C_1 = C_0 / 10$

volume préparé $V_1 = 50 \text{ mL}$

3.2. Verrerie à utiliser: pipette jaugée de 5,0 mL, fiole jaugée de 50 mL, becher.

On verse de l'eau du marais salant dans un becher. On prélève à la pipette jaugée, $V_0 = 5 \text{ mL}$ d'eau du marais salant. On verse ce volume dans une fiole jaugée de 50 mL. On ajoute un peu d'eau distillée. On agite. On ajoute de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. On bouche et on agite à nouveau.

4. Exploitation du dosage

Solution titrante : solution aqueuse de nitrate d'argent de concentration $C_2 = 1,00 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

Volume versé $V_E = 15,2 \text{ mL}$

Solution titrée: solution S_1 de volume $V_1 = 10,0 \text{ mL}$ de concentration en ions chlorure C_1 inconnue.

4.1. D'après l'équation chimique de la réaction support du titrage, on a $n_{\text{Ag}^+ \text{ versée}} = n_{\text{Cl}^- \text{ initiale}}$.

$$\text{Soit } C_2 \cdot V_E = C_1 \cdot V_1 \quad \text{donc } C_1 = \frac{C_2 \cdot V_E}{V_1}$$

$$C_1 = \frac{1,00 \cdot 10^{-1} \times 15,2}{10,0} = \mathbf{1,52 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}} \quad \text{concentration molaire en ions } \text{Cl}^- \text{ dans la solution } S_1$$

4.2. L'eau du marais est dix fois plus concentrée, soit C_0 sa concentration alors $C_0 = 10 \cdot C_1$

$$C_0 = \mathbf{1,52 \text{ mol.L}^{-1}}$$

4.3. Déterminons la concentration massique t_0 en ions chlorure de l'eau du marais.

$$t_0 = C_0 \times M_{\text{Cl}}$$

$$t_0 = 1,52 \times 35,5$$

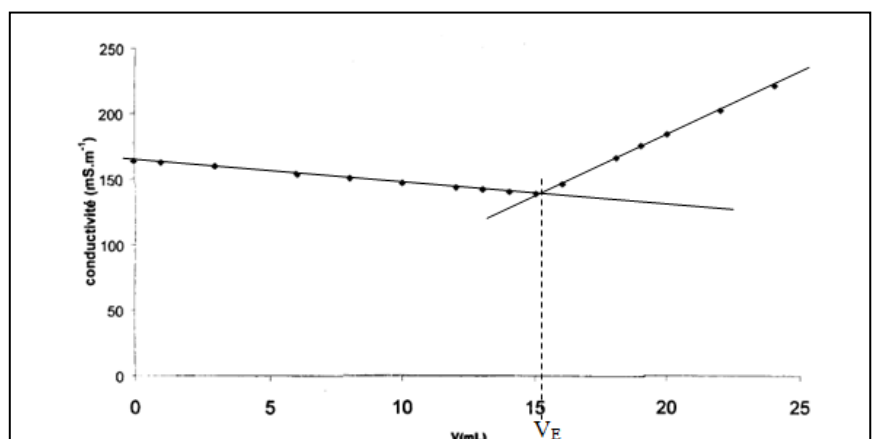
$$t_0 = \mathbf{54,0 \text{ g.L}^{-1}}$$

L'Artémia peut se développer si $t > 30 \text{ g.L}^{-1}$, ce marais est donc **favorable** à son développement.

Partie B : Dosage conductimétrique

1. On trace deux droites suivant les variations de la conductivité du mélange. Elles se coupent en un point dont l'abscisse indique le volume équivalent.

La conductivité du mélange réactionnel dépend de la concentration des ions en solution et de la conductivité molaire ionique λ de chacun de ces ions.



2. Avant l'équivalence:

- les ions Ag^+ versés sont consommés au fur et à mesure de leur ajout. Ils ne jouent aucun rôle sur la conductivité du mélange réactionnel. $[\text{Ag}^+_{(\text{aq})}] = 0 \text{ mol.L}^{-1}$
- Les ions chlorure sont consommés au fur et à mesure de l'ajout de solution titrante. Donc $[\text{Cl}^-_{(\text{aq})}]$ diminue.
- les ions nitrate ajoutés ne réagissent pas, donc $[\text{NO}_3^-_{(\text{aq})}]$ augmente.
- les ions sodium présents initialement ne réagissent pas. L'ajout de solution titrante modifie cependant $[\text{Na}^+_{(\text{aq})}]$ par dilution: $n_{\text{Na}^+} = \text{cte}$ mais le volume V du mélange réactionnel augmente ($V=V_1+V_2$)

$$\text{On a } \sigma = \underbrace{\lambda(\text{Na}^+) \cdot [\text{Na}^+_{(\text{aq})}] + \lambda(\text{Cl}^-) \cdot [\text{Cl}^-_{(\text{aq})}]}_{\text{diminue}} + \underbrace{\lambda(\text{NO}_3^-) \cdot [\text{NO}_3^-_{(\text{aq})}]}_{\text{augmente}}$$

Pour simplifier, on peut dire que les ions Cl^- consommés sont remplacés par des ions NO_3^- .
Or $\lambda(\text{NO}_3^-)$ est inférieure à $\lambda(\text{Cl}^-)$. Donc **la conductivité σ du mélange diminue.**

3. Après l'équivalence:

- les ions Cl^- ont été totalement consommés, il ne jouent aucun rôle sur la conductivité du mélange.
- les ions Ag^+ versés ne réagissent plus, ils s'accumulent en solution et contribuent à faire augmenter la conductivité
- les ions nitrate versés ne réagissent pas, $[\text{NO}_3^-_{(\text{aq})}]$ augmente.
- les ions sodium ne réagissent pas, $[\text{Na}^+_{(\text{aq})}]$ diminue par dilution.

$$\text{On a } \sigma = \underbrace{\lambda(\text{Na}^+) \cdot [\text{Na}^+_{(\text{aq})}]}_{\text{diminue}} + \underbrace{\lambda(\text{Ag}^+) \cdot [\text{Ag}^+_{(\text{aq})}] + \lambda(\text{NO}_3^-) \cdot [\text{NO}_3^-_{(\text{aq})}]}_{\text{augmente}}$$

La conductivité augmente.

Remarque: lors d'un titrage conductimétrique, on s'arrange en général pour que le volume de solution titrante versé soit faible face au volume de solution titrée. Ainsi la dilution due à l'ajout de solution titrante est négligée. Ce qui n'est pas le cas dans cet exercice. (ce qui complique inutilement le raisonnement...)