

Nom:..... Prénom:..... Classe:..... Date:

Titration des ions chlorure par la méthode de Fajans

✔ Objectifs	👤 Classe
☐ Titration avec suivi colorimétrique. Changement de réactif limitant au cours du titrage. Définition et repérage de l'équivalence. ☐ Réaliser un titrage direct avec repérage colorimétrique de l'équivalence pour déterminer la quantité de matière d'une espèce dans un échantillon.	1 ^{ère} Spé
	🕒 Durée
	2 h

Contexte: la salinité à Reñaca

Nous avons pu chercher des échantillons d'eau de mer de l'océan Pacifique correspondants à la plage de Reñaca. Nous allons donc titrer les ions chlorure dans la solution d'eau de mer afin de pouvoir en déduire la salinité. Pour cela, nous utiliserons la méthode de Fajans, basée sur la technique du titrage colorimétrique utilisant un indicateur coloré: la fluorescéine.

📄 Document 1: Salinité et chlorinité

La salinité désigne la quantité de sels dissous dans un liquide, notamment l'eau qui est un puissant solvant pour de nombreux minéraux. Elle s'exprime en g/kg (grammes de sel par kg d'eau) bien que souvent elle soit donnée sans unité. La salinité moyenne est de 35 g/kg mais elle varie grandement en fonction des océans:

Océan ou mer	salinité (g/kg)
Mer baltique	17
Mer Noire	22 à 25
Océans Atlantique et Pacifique	32 à 38
Mer méditerranée	37 à 40
Mer Rouge	40 à 47
Mer Morte	270

La chlorinité Ch est une mesure de la proportion d'ions chlorure dans un kilogramme d'échantillon. Autrement dit, Ch correspond approximativement au nombre de grammes d'ions Cl^- contenus dans un kilogramme de l'échantillon. La proportion des ions chlorures dans l'eau de mer étant relativement constante sur la planète (la proportion des ions chlorures parmi tous les ions constituant les sels), on relie la chlorinité à la salinité par la formule:

$$S = 0.030 + 1.805 \times Ch \quad (1)$$

où S est la salinité en g/kg et Ch est la chlorinité de l'eau en g/kg.

 Document 2: Méthode de Fajans

La méthode de Fajans permet d'effectuer le dosage des ions chlorure par précipitation avec les ions argent et à l'aide d'un indicateur coloré nommé fluorescéine. La réaction du titrage est la suivante:



Cette réaction est totale et rapide. Le solide formé est de couleur blanche.

Avant d'effectuer le titrage, on prendra soin d'introduire quelques gouttes de solution de fluorescéine dans le mélange réactionnel. La fluorescéine, diluée dans un mélange eau/éthanol (à 0.3 g/L), a une couleur jaune "fluo". La présence d'ions sodium Na^+ , chlorure Cl^- ou nitrate NO_3^- ne modifie pas sa couleur. Par contre, la présence d'ions argents Ag^+ lui donne une couleur rose ou rouge.

 Sur la paillasse

- Agitateur magnétique + barreau aimanté,
- Burette graduée de 50 mL + support,
- Verre à pied,
- Bêchers 150 mL et 25 mL,
- Fiole jaugée 100 mL + bouchon,
- Pipettes jaugées 10 mL et 5 mL + propipette,
- Éprouvette graduée de 10 mL,
- Pissette d'eau distillée,
- Flacon 100 mL de solution aqueuse de nitrate d'argent de concentration $C = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$,
- Flacon de l'échantillon d'eau de mer de la plage de Reñaca.

1 Travail préliminaire

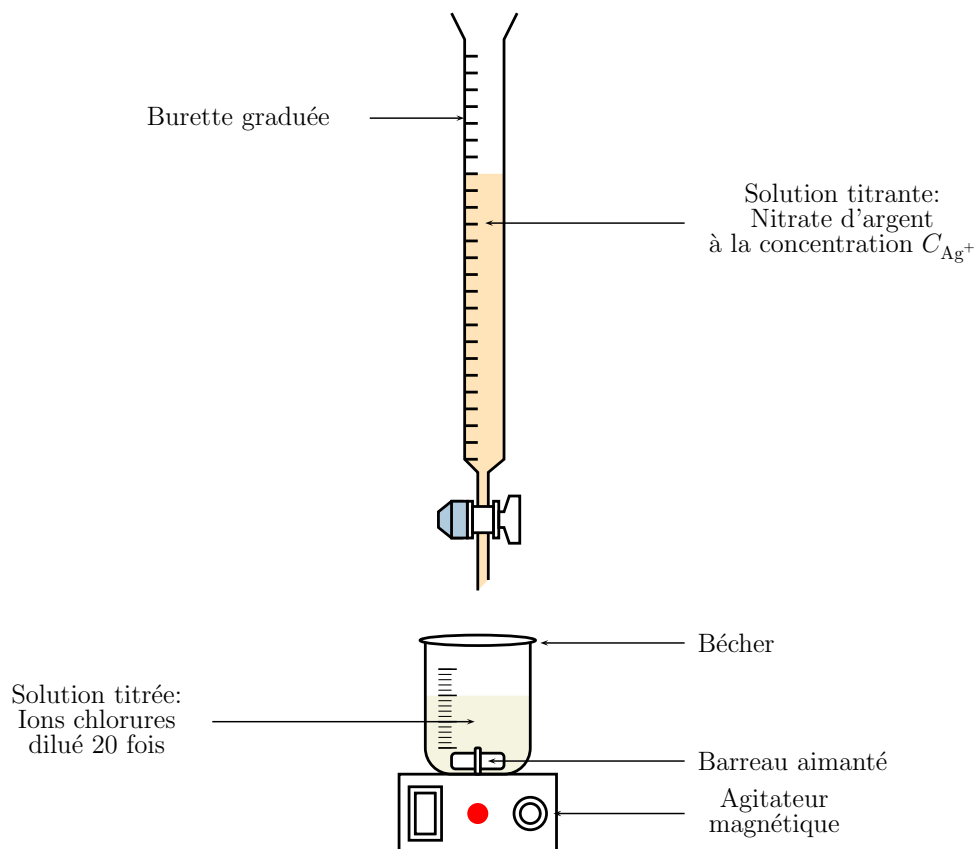
1. Indiquez quelle sera la couleur de la solution avant l'équivalence, ainsi que le réactif en excès. Quel est le réactif limitant ?

Solution: Avant l'équivalence, la solution sera de couleur jaune (couleur de la fluorescéine). Le réactif en excès est Cl^- et le réactif limitant est Ag^+ .

2. Définir l'équivalence et indiquer quelle sera la couleur de la solution à l'équivalence, ainsi que le réactif en excès après l'équivalence.

Solution: L'équivalence correspond au moment où les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques. À l'équivalence, la solution change de couleur et devient rose/rouge car les premiers ions Ag^+ en excès réagissent avec la fluorescéine. Après l'équivalence, le réactif en excès est Ag^+ .

3. Effectuer un schéma du montage expérimental en indiquant le nom de la verrerie utilisée ainsi que les espèces chimiques présentes.

Solution:**Appel 1**

Appeler le professeur pour vérification du montage expérimental.

2 Réalisation

Avant de manipuler, mettre lunettes et gants de protections. Suivre le protocole expérimental suivant:

- Réaliser une dilution de facteur de dilution $F = 20$ de la solution d'eau de mer. Indiquer le volume de solution mère prélevé V_m ainsi que le volume de la solution fille V_f

Solution: $V_f = 100,0 \text{ mL}$ et $V_m = \frac{V_f}{F} = \frac{100,0}{20} = 5,0 \text{ mL}$

Appel 2

⚠ Appeler le professeur avant de réaliser l'opération.

- Prélever 10.0 mL de cette solution et les placer dans le bécher. Ajouter 3 mL de solution de fluorescéine et ajouter un peu d'eau distillée.
- Remplir la burette de la solution de nitrate d'argent et faire le zéro.
- Placer le bécher sous la burette et commencer à agiter doucement (sans tourbillon !).

Appel 3

⚠ Appeler le professeur avant de réaliser l'opération.

8. Faire un premier titrage rapide pour identifier approximativement le volume équivalent.
9. Réaliser un deuxième titrage précis cette fois-ci. Noter le volume équivalent.

Solution: Volume équivalent : $V_E = 27,3 \text{ mL}$ (valeur à titre d'exemple)

3 Exploitation

10. Déterminer la concentration molaire des ions chlorures dans la solution diluée.

Solution: À l'équivalence :

$$n(\text{Ag}^+) = n(\text{Cl}^-)$$

$$C_{\text{Ag}^+} \times V_E = C_{\text{Cl}^-} \times V_{\text{prélevé}}$$

$$\Leftrightarrow C_{\text{Cl}^-} = \frac{C_{\text{Ag}^+} \times V_E}{V_{\text{prélevé}}} = \frac{1,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 27,3 \times 10^{-3} \text{ L}}{10,0 \times 10^{-3} \text{ L}} = 2,73 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

11. Déterminer la concentration molaire des ions chlorures dans la solution d'eau de mer.

Solution: $C_{\text{eau de mer}} = C_{\text{diluée}} \times F = 2,73 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 20 = 5,46 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

12. Déterminer la concentration massique des ions chlorures dans la solution d'eau de mer.

Solution: $C_m = C_{\text{eau de mer}} \times M(\text{Cl}^-) = 5,46 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 1,94 \times 10^1 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

13. En déduire la salinité de l'eau de mer à Reñaca. On prendra en première approximation que la chlorinité Ch est égale à la concentration en masse C_m des ions chlorures en solution.

Solution: $Ch \approx C_m = 19,4 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} = 19,4 \text{ g} \cdot \text{kg}^{-1}$ (approximation : $\rho_{\text{eau de mer}} \approx 1 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$)
 $S = 0,030 + 1,805 \times Ch = 0,030 + 1,805 \times 19,4 = 3,50 \times 10^1 \text{ g} \cdot \text{kg}^{-1}$

14. Calculer l'erreur associée à ce titrage. On prendra la salinité moyenne de l'océan Pacifique comme base de comparaison.

Solution: Salinité théorique océan Pacifique : $S_{\text{théo}} = 35 \text{ g} \cdot \text{kg}^{-1}$ (valeur moyenne)
 Erreur relative : $\frac{|S_{\text{exp}} - S_{\text{théo}}|}{S_{\text{théo}}} \times 100 = \frac{|35,0 - 35|}{35} \times 100 = 0\%$

Données: masse molaire du Chlore $M(\text{Cl}^-) = 35,5 \text{ g/mol}$.