

Éléments Fondamentaux pour l'analyse (Master A&C) 2025-2026

Calculatrice collègue autorisée

0,5 pt **Exercice 1** - Une solution d'acide chlorhydrique concentrée possède un titre massique en HCl de 40% pour une densité $d=1,22$. On donne $M_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ g mol}^{-1}$.

Calculer la concentration en mol.L^{-1} en acide chlorhydrique de cette solution.

1. Calcul de la masse totale contenue dans 1L de solution

La densité $d = 1,22$ signifie qu'un litre de solution a une masse :

$$\text{Masse de 1 L de solution} = d \times 1000 \text{ g} = 1,22 \times 1000 = 1220 \text{ g}$$

maxicours +1

2. Masse de HCl présente dans 1L de solution

Le titre massique est de 40 %, donc sur 1220 g de solution :

$$m_{\text{HCl}} = 40\% \times 1220 \text{ g} = 0,40 \times 1220 = 488 \text{ g}$$

lachimie +1

3. Quantité de matière de HCl dans 1L

On utilise la masse molaire ($M = 36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$):

$$n_{\text{HCl}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{M_{\text{HCl}}} = \frac{488}{36,5} \approx 13,37 \text{ mol}$$

maxicours +1

4. Concentration molaire de la solution

La quantité de matière est contenue dans 1L :

$$C = \frac{n_{\text{HCl}}}{V} = \frac{13,37}{1} = 13,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

(arrondi à 13,4 au dixième)

lachimie +1

Réponse finale

La concentration en mol.L^{-1} de la solution est $13,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

maxicours +1

Masse molaire atomique (en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

Ag (107,8); Al (26,9); Ba (137,33); I (126,9); Zn (65,38); Co (58,93); Cr (52); Fe (55,84); Ca (40); K (39); Cl (35,5); S (32); P (31); Mg (24,3); Na (23); C (12); O (16); N (14); H (1)

0,5+0,5 pt **Exercice 2** - On mélange dans une bouteille de 500 mL.

- 200 mL de café à une concentration en masse de caféine $C_{c1} = 0,2 \text{ g L}^{-1}$ ($M_{\text{caféine}} = 194,2 \text{ g mol}^{-1}$), et une concentration en masse de sucre de $C_{s1} = 2 \text{ g L}^{-1}$ ($M_{\text{sucre}} = 180 \text{ g mol}^{-1}$).
 - 100 mL de lait sucré à la concentration en masse de sucre $C_{s2} = 10 \text{ g L}^{-1}$ ($M_{\text{sucre}} = 180 \text{ g mol}^{-1}$).
- 1) Calculer la concentration molaire C_c en caféine dans le mélange obtenu
 - 2) Calculer la concentration molaire C_s en sucre dans le mélange obtenu

1) Concentration molaire de caféine (C_c) dans le mélange**Étape 1 – Calcul de la masse de caféine dans le café:**

- Volume de café: $V_1 = 200 \text{ mL} = 0,200 \text{ L}$
- Concentration massique caféine: $C_{c1} = 0,2 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$
- Masse de caféine: $m_{\text{caféine}} = C_{c1} \times V_1 = 0,2 \times 0,200 = 0,040 \text{ g}$

Étape 2 – Calcul de la quantité de matière de caféine

- Masse molaire caféine: $M_{\text{caféine}} = 194,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Quantité de matière: $n_{\text{caféine}} = \frac{m_{\text{caféine}}}{M_{\text{caféine}}} = \frac{0,040}{194,2} \approx 2,06 \times 10^{-4} \text{ mol}$

Étape 3 – Concentration molaire dans le mélange final

- Volume total du mélange: $V_{\text{mélange}} = 200 \text{ mL} + 100 \text{ mL} = 300 \text{ mL} = 0,300 \text{ L}$
- Concentration molaire: $C_c = \frac{n_{\text{caféine}}}{V_{\text{mélange}}} = \frac{2,06 \times 10^{-4}}{0,300} \approx 6,9 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

2) Concentration molaire de sucre (C_s) dans le mélange**Étape 1 – Calcul des masses de sucre:**

a) Dans le café :

- $C_{s1} = 2 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$, $V_1 = 0,200 \text{ L}$
- $m_{\text{sucre1}} = 2 \times 0,200 = 0,400 \text{ g}$

b) Dans le lait :

- $C_{s2} = 10 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$, $V_2 = 0,100 \text{ L}$
- $m_{\text{sucre2}} = 10 \times 0,100 = 1,000 \text{ g}$
- Masse totale de sucre: $m_{\text{sucre total}} = 0,400 + 1,000 = 1,400 \text{ g}$

Étape 2 – Calcul de la quantité de matière de sucre

- Masse molaire sucre: $M_{\text{sucre}} = 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Quantité totale: $n_{\text{sucre}} = \frac{1,400}{180} \approx 7,8 \times 10^{-3} \text{ mol}$

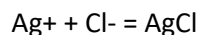
Étape 3 – Concentration molaire de sucre dans le mélange

- Concentration molaire: $C_s = \frac{n_{\text{sucre}}}{V_{\text{mélange}}} = \frac{7,8 \times 10^{-3}}{0,300} \approx 2,6 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Masse molaire atomique (en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

Ag (107,8); Al (26,9); Ba (137,33); I (126,9); Zn (65,38); Co (58,93); Cr (52); Fe (55,84); Ca (40); K (39); Cl (35,5); S (32); P (31); Mg (24,3); Na (23); C (12); O (16); N (14); H (1)

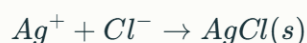
0,5 pt **Exercice 3** - Pour étalonner une solution de nitrate d'argent, une masse de 141,4 mg de chlorure de potassium anhydre a été introduite dans un erlenmeyer de 200 mL et 40 mL d'eau ont été ajoutés. Il a ensuite été nécessaire de verser 14,60 mL de la solution de nitrate d'argent pour atteindre l'équivalence du dosage



Quelle est la concentration de la solution de nitrate d'argent ?

Données :

- Masse de chlorure de potassium anhydre (KCl) : $m_{KCl} = 141,4 \text{ mg} = 0,1414 \text{ g}$
- Volume d'eau ajouté pour la dissolution : $V_{eau} = 40 \text{ mL} = 0,040 \text{ L}$
- Volume de la solution de nitrate d'argent nécessaire à l'équivalence : $V_{AgNO_3} = 14,60 \text{ mL} = 0,01460 \text{ L}$
- Masse molaire du chlorure de potassium : $M_{KCl} = 74,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ (K : 39,1 + Cl : 35,5)
- Réaction chimique à l'équivalence :



Étapes de calcul

1. Calcul de la quantité de matière de chlorure de potassium dissoute

La masse dissoute correspond à une quantité de matière :

$$n_{KCl} = \frac{m_{KCl}}{M_{KCl}} = \frac{0,1414}{74,6} \approx 0,00190 \text{ mol}$$

Chaque mole de KCl produit une mole d'ions chlorure (Cl^-), donc

$$n_{Cl^-} = 0,00190 \text{ mol}$$

2. Relation à l'équivalence

À l'équivalence, les quantités d'ions argent Ag^+ et d'ions chlorure Cl^- sont égales :

$$n_{Ag^+} = n_{Cl^-} = 0,00190 \text{ mol}$$

3. Calcul de la concentration molaire de la solution de nitrate d'argent

La concentration est définie par :

$$C_{AgNO_3} = \frac{n_{Ag^+}}{V_{AgNO_3}} = \frac{0,00190}{0,01460} \approx 0,130 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Conclusion

La concentration molaire de la solution de nitrate d'argent est donc $0,130 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Masse molaire atomique (en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

Ag (107,8); Al (26,9); Ba (137,33); I (126,9); Zn (65,38); Co (58,93); Cr (52); Fe (55,84); Ca (40); K (39); Cl (35,5); S (32); P (31); Mg (24,3); Na (23); C (12); O (16); N (14); H (1)

0,5+0,5 pt **Exercice 4** - Après ingestion d'un comprimé pesant 2 g et ayant une teneur de 25% d'aspirine (aspirine = acide ascorbique $M=180 \text{ g/mol}$) par un individu possédant un volume sanguin de 6 L, quelle sera le nombre de molécules présentes dans 1 mL de sang ?

1. Calcul de la masse d'aspirine dans le comprimé

$$m_{\text{aspirine}} = 25\% \times 2 = 0,25 \times 2 = 0,5 \text{ g}$$

2. Calcul de la quantité de matière d'aspirine

$$n = \frac{m_{\text{aspirine}}}{M} = \frac{0,5}{180} \approx 2,78 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

3. Calcul de la concentration molaire moyenne d'aspirine dans le sang

$$C = \frac{n}{V_{\text{sang}}} = \frac{2,78 \times 10^{-3}}{6} \approx 4,63 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

4. Calcul du nombre de molécules dans 1 mL de sang

- Dans 1 mL de sang, la quantité de matière est :

$$n_{1\text{mL}} = C \times 1 \times 10^{-3} = 4,63 \times 10^{-4} \times 1 \times 10^{-3} = 4,63 \times 10^{-7} \text{ mol}$$

- Le nombre de molécules associées est :

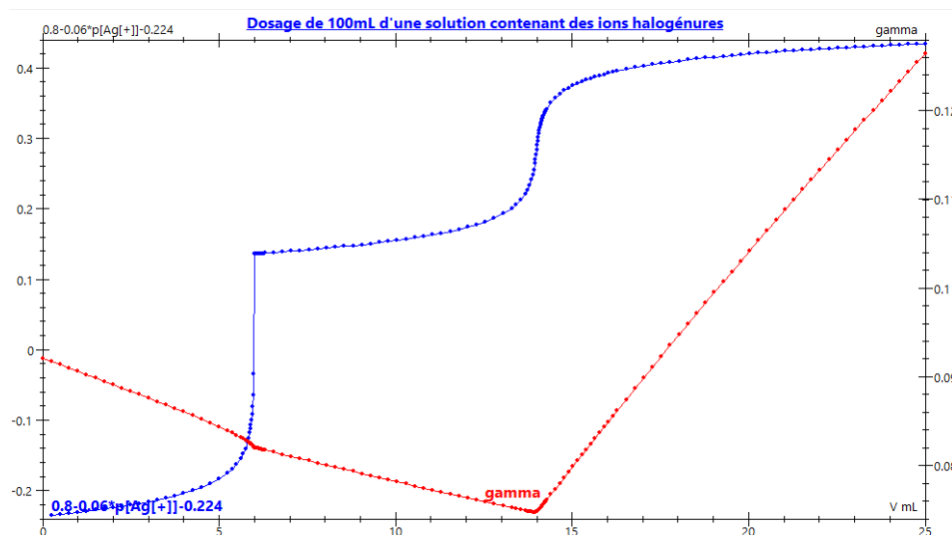
$$N = n_{1\text{mL}} \times N_A = 4,63 \times 10^{-7} \times 6,02 \times 10^{23} \approx 2,79 \times 10^{17}$$

Réponse finale

Le nombre de molécules d'aspirine présentes dans 1 mL de sang est environ $2,8 \times 10^{17}$.

0,5+0,5 pt **Exercice 5 - Dosage d'un mélange d'halogénures**

Le dosage de 200 mL d'une solution contenant un mélange d'ions halogénures (ions iodure et ions chlorure) par une solution de nitrate d'argent à $0,0250 \text{ mol.L}^{-1}$ a conduit aux deux courbes suivantes (abscisse : volume en mL de solution d'ion argent ajoutée. Ordonnée : bleu axe gauche : différence de potentiel entre une électrode d'argent et une électrode au calomel saturée ; rouge axe droit : conductivité de la solution). Les variations du signal permettent de repérer deux valeurs particulières de volume à 6,0 et 14,0 mL



L'iodure d'argent a un produit de solubilité plus faible que le produit de solubilité du chlorure d'argent. Ainsi, avec les concentrations de l'expérience, les ions iodure réagissent dans un premier temps pour former de l'iodure d'argent, suivi des ions chlorure qui forment du chlorure d'argent.

Quelles étaient la concentration initiale des ions iodure et la concentration initiale des ions chlorure dans la solution dosée ?

Masse molaire atomique (en g.mol^{-1})

Ag (107,8); Al (26,9); Ba (137,33); I (126,9); Zn (65,38); Co (58,93); Cr (52); Fe (55,84); Ca (40); K (39); Cl (35,5); S (32); P (31); Mg(24,3); Na (23); C (12); O (16); N (14); H (1)

Le dosage par la solution d'ions Ag^+ est séquentiel :

- Premier équivalence à $V_1 = 6,0 \text{ mL}$ correspond à la réaction complète entre Ag^+ et I^-
- Deuxième équivalence à $V_2 = 14,0 \text{ mL}$ correspond à la réaction complète entre Ag^+ et $Cl^- + I^-$

1. Calcul de la quantité d'ions iodure

La quantité de matière d'ions iodure est égale à la quantité de matière d'ions Ag^+ ayant réagi au premier point d'équivalence :

$$n_{I^-} = C_{Ag^+} \times V_1 = 0,0250 \times 0,0060 = 1,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

2. Calcul de la quantité totale d'halogénures (iodure + chlorure)

La quantité totale d'ions halogénures est égale à la quantité d'ions Ag^+ ayant réagi au deuxième point d'équivalence :

$$n_{I^-+Cl^-} = C_{Ag^+} \times V_2 = 0,0250 \times 0,0140 = 3,50 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

3. Calcul de la quantité d'ions chlorure

En déduisant la quantité d'iodure de la quantité totale :

$$n_{Cl^-} = n_{I^-+Cl^-} - n_{I^-} = 3,50 \times 10^{-4} - 1,5 \times 10^{-4} = 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

4. Calcul des concentrations initiales

On divise par le volume initial de la solution dosée :

$$C_{I^-} = \frac{n_{I^-}}{V_{sol}} = \frac{1,5 \times 10^{-4}}{0,200} = 7,5 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$C_{Cl^-} = \frac{n_{Cl^-}}{V_{sol}} = \frac{2,0 \times 10^{-4}}{0,200} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

Réponse finale

- Concentration initiale des ions iodure : $7,5 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1}$
- Concentration initiale des ions chlorure : $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

1 pt Quelle est la quantité totale de solide (en mg) dans le bécher de dosage à la fin du titrage ?

- Quantité d'ions iodure : $n_{I^-} = 1,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$
- Quantité d'ions chlorure : $n_{Cl^-} = 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$
- Masse molaire iodure d'argent AgI : $M_{AgI} = M_{Ag} + M_I = 107,9 + 126,9 = 234,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Masse molaire chlorure d'argent $AgCl$: $M_{AgCl} = 107,9 + 35,5 = 143,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Calcul des masses de précipités :

- Masse de AgI formé :

$$m_{AgI} = n_{I^-} \times M_{AgI} = 1,5 \times 10^{-4} \times 234,8 = 0,03522 \text{ g} = 35,22 \text{ mg}$$

- Masse de $AgCl$ formé :

$$m_{AgCl} = n_{Cl^-} \times M_{AgCl} = 2,0 \times 10^{-4} \times 143,4 = 0,02868 \text{ g} = 28,68 \text{ mg}$$

Masse totale de solide dans le bécher :

$$m_{total} = m_{AgI} + m_{AgCl} = 35,22 + 28,68 = 63,90 \text{ mg}$$

Réponse finale

La quantité totale de solide présente dans le bécher à la fin du titrage est environ 63,9 mg.

1 pt Quelle est la concentration des ions argent dans le bécher à la fin du titrage (après avoir versé 25mL de solution titrante) ?

- Concentration de la solution de nitrate d'argent : $C_{Ag^+} = 0,0250 \text{ mol} \cdot L^{-1}$
- Volume total versé au bécher : $V_{titrant} = 25 \text{ mL} = 0,025 \text{ L}$
- Quantité totale d'ions halogénures dans le bécher $n_{I^-} + n_{Cl^-} = 1,5 \times 10^{-4} + 2,0 \times 10^{-4} = 3,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$
- Volume initial solution dosée : $V_{sol} = 200 \text{ mL} = 0,200 \text{ L}$

1. Quantité d'ions argent ajoutée

$$n_{Ag^+,ajout} = C_{Ag^+} \times V_{titrant} = 0,0250 \times 0,025 = 6,25 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

2. Quantité d'ions argent consommée (précipités)

La quantité d'ions argent consommée correspond à la quantité d'ions halogénures initiale, soit :

$$n_{Ag^+,consommé} = 3,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

3. Quantité d'ions argent restante en solution

$$n_{Ag^+,restant} = n_{Ag^+,ajout} - n_{Ag^+,consommé} = 6,25 \times 10^{-4} - 3,5 \times 10^{-4} = 2,75 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

4. Volume total dans le bécher à la fin du titrage

Le volume initial de la solution dosée plus le volume de solution titrante versé :

$$V_{total} = 0,200 + 0,025 = 0,225 \text{ L}$$

5. Concentration résiduelle des ions argent

$$C_{Ag^+,fin} = \frac{n_{Ag^+,restant}}{V_{total}} = \frac{2,75 \times 10^{-4}}{0,225} \approx 1,22 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

Réponse finale

La concentration des ions argent dans le bécher à la fin du titrage est donc d'environ

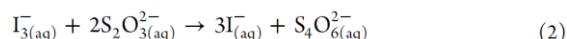
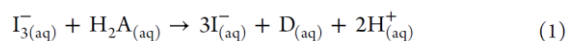
$$\boxed{1,2 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}}.$$

1 pt Exercice 6 - Dosage de l'acide ascorbique.

Pour déterminer la concentration en acide ascorbique d'une solution destinée à fabriquer des poches de supplémentation, deux méthodes de dosage ont été mise en œuvre.

Méthode 1 - Dosage d'un excès d'ions triiodure par les ions thiosulfate

20 mL de la solution d'acide ascorbique à doser ont été introduit dans un erlenmeyer de 250 mL et 25 mL d'une solution d'ions triiodure à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ ont été ajoutés. L'excès d'ions triiodure a été titré par 18,4 mL d'une solution d'ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.



A partir de cette expérience, déterminer la concentration de l'acide ascorbique dans la solution à doser.

1. Réaction chimique et approche

- L'acide ascorbique réagit avec les ions triiodure I_3^- selon une réaction d'oxydoréduction consommant I_3^- .
- L'excès d'ions triiodure non consommé est ensuite dosé par la solution de thiosulfate.
- On utilise la quantité initiale d'ions triiodure ajoutée moins celle titrée par le thiosulfate pour trouver la quantité d'ions triiodure consommée par l'acide ascorbique.

2. Quantité initiale d'ions triiodure ajoutée

$$n_{\text{I}_3^-, \text{initial}} = C_{\text{I}_3^-} \times V_{\text{I}_3^-} = 0,1 \times 0,025 = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

3. Quantité d'ions triiodure en excès titrée par le thiosulfate

La réaction entre I_3^- et $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ est stœchiométrique 1:2 (1 mole de I_3^- réagit avec 2 moles de $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$).

Donc la quantité d' I_3^- non consommée est :

$$n_{\text{I}_3^-, \text{excès}} = \frac{1}{2} \times C_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} \times V_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} = \frac{1}{2} \times 0,1 \times 0,0184 = 9,2 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

4. Quantité d'ions triiodure consommée par l'acide ascorbique

$$n_{\text{I}_3^-, \text{consommé}} = n_{\text{I}_3^-, \text{initial}} - n_{\text{I}_3^-, \text{excès}} = 2,5 \times 10^{-3} - 9,2 \times 10^{-4} = 1,58 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

5. Relation stœchiométrique avec l'acide ascorbique

La réaction entre l'acide ascorbique et les ions triiodure est 1:1 (une mole d'acide ascorbique consomme une mole d'ions triiodure) :

$$n_{\text{ascorbique}} = n_{\text{I}_3^-, \text{consommé}} = 1,58 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

6. Calcul de la concentration de la solution d'acide ascorbique

$$C_{\text{ascorbique}} = \frac{n_{\text{ascorbique}}}{V_{\text{asc}}} = \frac{1,58 \times 10^{-3}}{0,020} = 7,9 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Réponse finale

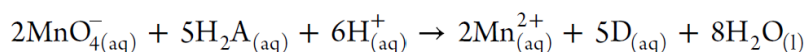
La concentration de la solution d'acide ascorbique est $7,9 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Masse molaire atomique (en g.mol^{-1})

Ag (107,8); Al (26,9); Ba (137,33); I (126,9); Zn (65,38); Co (58,93); Cr (52); Fe (55,84); Ca (40); K (39); Cl (35,5); S (32); P (31); Mg (24,3); Na (23); C (12); O (16); N (14); H (1)

1 pt Méthode 2 - Dosage d'un excès d'ions permanganate par spectrophotométrie

Lorsque de l'acide ascorbique est introduite dans une solution contenant des ions permanganate et acidifiée avec de l'acide chlorhydrique, les ions permanganate subissent une réduction suivant la réaction :



Après dilution par 20 de la solution d'acide ascorbique à doser, deux solutions ont été préparées de la façon décrite ci-dessous :

Volume fiole (mL)	100	100
Solution $3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ KMnO}_4$	10	10
Solution Acide Ascorbique à doser diluée 20 fois	0	10
Solution d'acide chlorhydrique $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	qsp 100 mL	qsp 100 mL
Absorbance à 526 nm	0,810	0,410

A 526 nm, seuls les ions permanganates absorbent.

A partir de ces mesures, en déduire la concentration d'acide ascorbique dans la solution à doser.

1. Calcul de la quantité initiale d'ions permanganate

$$n_{\text{MnO}_4^- \text{ initial}} = C_{\text{KMnO}_4} \times V_{\text{KMnO}_4} = 3,2 \times 10^{-3} \times 0,010 = 3,2 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

2. Proportion de permanganate restant après réaction

On utilise la loi de Beer-Lambert ($A = k \cdot c$), donc le rapport des absorbances donne le rapport des concentrations de permanganate restant avant et après réaction.

$$\frac{A_1}{A_0} = \frac{c_1}{c_0}$$

$$\frac{0,410}{0,810} = \frac{c_1}{c_0} \Rightarrow c_1 = c_0 \times \frac{0,410}{0,810}$$

Masse initiale (blanc) : tout le permanganate est présent (c_0), donc :

$$n_1 = n_{\text{MnO}_4^- \text{ restant}} = n_0 \times \frac{0,410}{0,810} = 3,2 \times 10^{-5} \times \frac{0,410}{0,810} \approx 1,62 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

3. Quantité de permanganate consommée

$$n_{\text{consommé}} = n_0 - n_1 = 3,2 \times 10^{-5} - 1,62 \times 10^{-5} = 1,58 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

4. Relation stœchiométrique avec acide ascorbique

D'après l'équation: $2\text{MnO}_4^- + 5\text{H}_2\text{A} \rightarrow \dots$, soit :

- 2 moles de permanganate réagissent avec 5 moles d'acide ascorbique (H_2A)
- Rapport: $\frac{5}{2}$ moles d'acide ascorbique par mole de permanganate

$$n_{\text{H}_2\text{A diluée}} = n_{\text{consommé}} \times \frac{5}{2} = 1,58 \times 10^{-5} \times 2,5 = 3,95 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

5. Concentration de la solution diluée

- La quantité d'acide ascorbique correspond à 10 mL de solution diluée dans une fiole de 100 mL:

Concentration de la solution diluée (C_{dil}) :

$$C_{\text{dil}} = \frac{n_{\text{H}_2\text{A diluée}}}{0,010 \text{ L}} = \frac{3,95 \times 10^{-5}}{0,010} = 3,95 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

6. Concentration dans la solution originale (avant dilution)

La solution à doser a été diluée 20 fois:

$$C_0 = 20 \times C_{\text{dil}} = 20 \times 3,95 \times 10^{-3} = 7,90 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Masse molaire atomique (en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

Ag (107,8); Al (26,9); Ba (137,33); I (126,9); Zn (65,38); Co (58,93); Cr (52); Fe (55,84); Ca (40); K (39); Cl (35,5); S (32); P (31); Mg (24,3); Na (23); C (12); O (16); N (14); H (1)

0, 25 pt Les deux méthodes donnent-elles des résultats concordants ? En cas de réponse négative, formuler des hypothèses sur les sources possibles de l'écart observé.

Les deux méthodes donnent pour la concentration de la solution d'acide ascorbique des valeurs très proches :

- Méthode 1 (dosage par excès d'ions triiodure) : $7,9 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- Méthode 2 (dosage par excès d'ions permanganate par spectrophotométrie) : $7,9 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Conclusion : Concordance des résultats

Les résultats obtenus par les deux méthodes sont parfaitement concordants à une approximation numérique près.

Masse molaire atomique (en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

Ag (107,8); Al (26,9); Ba (137,33); I (126,9); Zn (65,38); Co (58,93); Cr (52); Fe (55,84); Ca (40); K (39); Cl (35,5); S (32); P (31); Mg(24,3); Na (23); C (12); O (16); N (14); H (1)

Exercice 7 - Contrôle qualité d'une préparation pour saumon gravlax

Le saumon gravlax est préparé en recouvrant une tranche de saumon par une préparation contenant un mélange de sel de cuisine (chlorure de sodium NaCl) et de sucre (saccharose $C_6H_{12}O_6$). Cette préparation est conservée pendant 12h au frigo avant rinçage du saumon et assaisonnement. Dans les recettes que l'on trouve sur internet, les deux produits (sel et sucre) sont mélangés dans des proportions massiques assez proches.

Un fabricant veut vérifier la proportion utilisée dans une de ses usines pour élaborer sa préparation, sachant que les deux composés utilisés pour la préparation sont exclusivement du saccharose et de chlorure de sodium. Il confie cette tâche au laboratoire dont vous avez la responsabilité.

Proposer un protocole opératoire **complet** permettant de retrouver la proportion des deux constituants, protocole basé sur une mesure de conductivité associé à une méthode d'étalonnage externe (une solution de saccharose n'est pas conductrice de l'électricité). La concentration maximale en chlorure de sodium pour la gamme d'étalonnage conductimétrique est fixée à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, à cette concentration la conductivité de la solution est voisine de $800 \mu\text{S.cm}^{-1}$. Estimer la valeur de la conductivité mesurée pour chacune des solutions que vous aurez préparées (solutions de référence et solution à analyser).

0,25 pt Préparation de la solution mère

1 pt Tableau de dilution (V_p , V_f , C, G)1 pt préparation de l'échantillon (m/V_f)

0,25 pt 1/3 supérieur de la gamme d'étalonnage

Masse molaire atomique (en g.mol^{-1})

Ag (107,8); Al (26,9); Ba (137,33); I (126,9); Zn (65,38); Co (58,93); Cr (52); Fe (55,84); Ca (40); K (39); Cl (35,5); S (32); P (31); Mg(24,3); Na (23); C (12); O (16); N (14); H (1)

Exemple de données possibles

Masses molaires

Cl (g/mol)	35,5
Na (g/mol)	23
NaCl (g/mol)	58,5

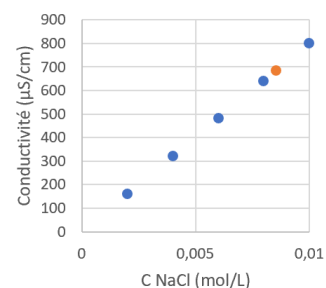
Solution mère

Volume fiole (mL)	500
masse pesée environ exactement (g)	0,585
Concentration de la solution mère (mol/L)	0,02

Concentration référence (mol/L)	0,01
conductivité référence (μS/cm)	800

Etalonnage

pipette (mL)	fiole (mL)	CNaCl (mol/L)	conductivité estimée (μS/cm)
5	50	0,002	160
10	50	0,004	320
15	50	0,006	480
20	50	0,008	640
25	50	0,010	800



Echantillon

masse préparation à peser environ exactement (g)	0,5
Volume fiole (mL)	500
Teneur estimée	50%

Concentration estimée (mol/L)	0,00855
-------------------------------	---------

Conductivité estimée (μS/cm)	684
------------------------------	-----

Pour retrouver la teneur en sel dans la préparation. Utilisation de données expérimentales (exemples de valeurs observées)

masse préparation (g)	0,4258
Volume fiole (mL)	500

Conductivité mesurée (μS/cm)	532
------------------------------	-----

Concentration NaCl (mol/L)	0,00665
Masse de NaCl dans la préparation (g)	0,1945
teneur en NaCl	45,7%

Réponses rédigées par Perplexity le 22/09/2025

Masse molaire atomique (en g.mol⁻¹)

Ag (107,8); Al (26,9); Ba (137,33); I (126,9); Zn (65,38); Co (58,93); Cr (52); Fe (55,84); Ca (40); K (39); Cl (35,5); S (32); P (31); Mg(24,3); Na (23); C (12); O (16); N (14); H (1)