Besoin en magnésium

Bac 2022 Amérique du Sud Jour 2 · Exercice 3 **5 points** **Durée conseillée 53 min**

1 Réaliser le schéma légendé du montage permettant de titrer les ions calcium présents dans une eau.

Données utiles titrage par l'EDTA, $c = 1{,}0 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$; prise d'essai $V = 100{,}0$ mL ; pH supérieur à 12 ; indicateur coloré de fin de réaction

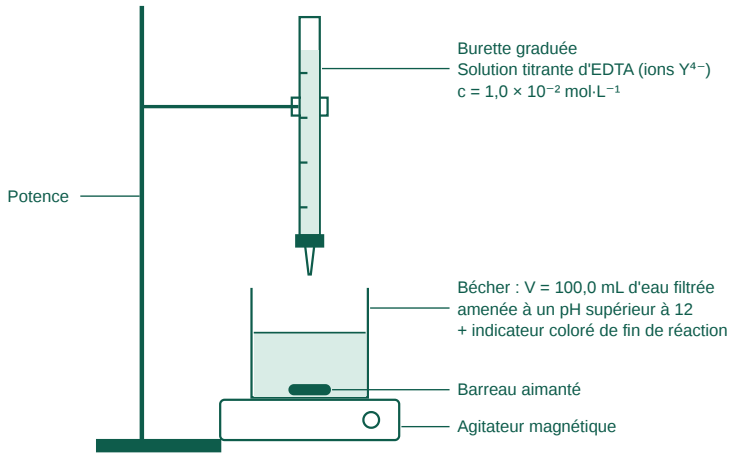
Le schéma comporte :

- une burette graduée, fixée à une potence, contenant la solution titrante d'EDTA ;
- un bécher contenant la solution titrée : $V = 100{,}0$ mL d'eau, amenée à un pH supérieur à 12, avec quelques gouttes d'indicateur coloré ;
- un agitateur magnétique et son barreau aimanté.

Montage de titrage colorimétrique : burette (EDTA), bécher (eau + indicateur coloré), agitation magnétique.

PIÈGE
Dessiner une sonde de pH-mètre ou de conductimètre. L'équivalence est ici repérée par le changement de couleur de l'indicateur : aucun appareil de mesure ne plonge dans le bécher.

MÉTHODE
Un schéma de titrage légendé nomme toujours la verrerie, la solution titrante avec sa concentration, la solution titrée avec son volume, et le moyen de repérer l'équivalence.



1 · Montage du titrage des ions calcium par l'EDTA

2 Pourquoi le titrage des ions calcium seuls est-il réalisé à un pH supérieur à 12 ?

Les ions Y^{4-} de l'EDTA réagissent aussi bien avec Mg^{2+} qu'avec Ca^{2+}. Or, à un pH supérieur à 12, les ions magnésium forment un précipité : ils ne sont plus disponibles en solution pour réagir avec l'EDTA.

À pH > 12, seuls les ions Ca^{2+} sont titrés par l'EDTA.

COMPRENDRE
Un titrage n'est exploitable que si l'espèce titrante réagit avec une seule espèce, ou avec un ensemble d'espèces bien identifié. Le choix du pH sert ici à écarter les ions magnésium.

3 Déterminer la concentration en quantité de matière en ions calcium de l'eau filtrée.

Données utiles $c = 1{,}0 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $V = 100{,}0$ mL ; $V_{E1} = 8{,}8$ mL (titrage des ions calcium)

Réaction support du titrage : $\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{Y}^{4-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{CaY}^{2-}(\text{aq})$.

À l'équivalence, les réactifs ont été mélangés dans les proportions stœchiométriques, ici une mole pour une mole :

$$n(\text{Ca}^{2+})_{\text{titré}} = n(\text{Y}^{4-})_{\text{versé}} \quad \text{soit} \quad [\text{Ca}^{2+}] \times V = c \times V_{E1}$$

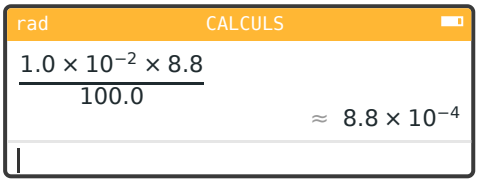
$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{c \times V_{E1}}{V} = \frac{1{,}0 \times 10^{-2} \times 8{,}8}{100{,}0} = 8{,}8 \times 10^{-4}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = 8{,}8 \times 10^{-4}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0{,}88\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

PIÈGE
Diviser par le volume versé à l'équivalence au lieu du volume V de la prise d'essai, ou convertir un seul des deux volumes en litres.

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs, comme c et V_{E1}, les données les moins précises. Les deux volumes peuvent rester en mL : leur rapport est sans unité.

À LA CALCULATRICE



4 Montrer que la concentration en quantité de matière en ions magnésium est égale à $0{,}20\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Données utiles $V_{E2} = 10{,}8$ mL (titrage des ions magnésium et calcium) ; $V_{E1} = 8{,}8$ mL ; $c = 1{,}0 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $V = 100{,}0$ mL

À un pH compris entre 9 et 10, l'EDTA réagit avec les deux ions, chaque fois mole pour mole. À l'équivalence de ce second titrage :

$$n(\text{Ca}^{2+}) + n(\text{Mg}^{2+}) = c \times V_{E2}$$

Comme $n(\text{Ca}^{2+}) = c \times V_{E1}$ pour la même prise d'essai (question 3) :

$$[\text{Mg}^{2+}] \times V = c \times (V_{E2} - V_{E1})$$

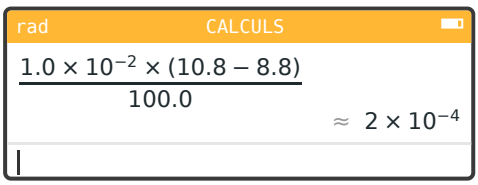
$$[\text{Mg}^{2+}] = \frac{c \times (V_{E2} - V_{E1})}{V} = \frac{1{,}0 \times 10^{-2} \times (10{,}8 - 8{,}8)}{100{,}0}$$

$[\text{Mg}^{2+}] = 2{,}0 \times 10^{-4}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0{,}20\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$: c'est la valeur attendue.

PIÈGE
Utiliser directement $V_{E2} = 10{,}8$ mL : on obtient $1{,}08\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$, qui est la concentration totale en ions calcium et magnésium, pas celle des ions magnésium seuls.

MÉTHODE
Titrage par différence : un dosage donne la somme de deux espèces, un autre donne l'une d'elles seule. La seconde s'obtient en soustrayant les volumes équivalents, les prises d'essai étant identiques.

À LA CALCULATRICE



5 Les résultats obtenus sont-ils en accord avec les propriétés annoncées pour la carafe filtrante munie de la cartouche « Edition Mg2+ » ?

Données utiles eau non filtrée : $[Ca^{2+}] = 2{,}2\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $[Ca^{2+}] + [Mg^{2+}] = 2{,}3\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$; eau filtrée : $0{,}88\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ (Q3) et $0{,}20\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ (Q4)

Dans l'eau non filtrée : $[Mg^{2+}] = 2{,}3 - 2{,}2 = 0{,}1\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Bilan, en $\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$:

- ions calcium : $2{,}2$ avant filtration, $0{,}88$ après ;
- ions magnésium : $0{,}1$ avant filtration, $0{,}20$ après.

La filtration retire $2{,}2 - 0{,}88 \approx 1{,}3\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ d'ions calcium : l'eau est bien adoucie. La concentration en ions magnésium augmente, elle est environ doublée, mais le gain n'est que de $0{,}20 - 0{,}1 = 0{,}1\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$.

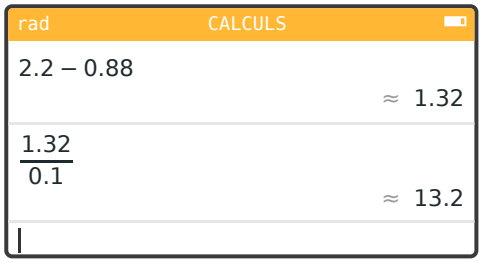
Si les ions calcium étaient remplacés par des ions magnésium, le gain en magnésium serait comparable à la perte en calcium. Il est environ treize fois plus faible.

Accord partiel seulement : l'eau filtrée est appauvrie en calcium et un peu enrichie en magnésium, mais les ions calcium retirés ne sont pas remplacés par des ions magnésium.

COMPRENDRE
La différence $2{,}3 - 2{,}2$ n'a qu'un chiffre significatif : la concentration initiale en magnésium est mal connue. La conclusion reste valable, car l'écart entre $1{,}3$ et $0{,}1$ est très grand.

MÉTHODE
Pour juger une annonce commerciale : traduire l'annonce en une prévision chiffrée, calculer la même grandeur avant et après, comparer, puis conclure en citant les valeurs.

À LA CALCULATRICE



6 Un adulte de masse 70 kg peut-il couvrir ses besoins journaliers en magnésium en consommant uniquement de l'eau filtrée ?

Données utiles apport conseillé : 6 mg par jour et par kg ; $M(\text{Mg}) = 24{,}3\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $[Mg^{2+}] = 2{,}0 \times 10^{-4}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (Q4)

Masse de magnésium nécessaire chaque jour : $m = 6 \times 70 = 420\ \text{mg} = 0{,}420\ \text{g}$.

Cette masse correspond à la quantité $n = \dfrac{m}{M(\text{Mg})}$, contenue dans un volume V_{eau} d'eau filtrée tel que $n = [Mg^{2+}] \times V_{\text{eau}}$:

$$V_{\text{eau}} = \frac{m}{M(\text{Mg}) \times [Mg^{2+}]} = \frac{0{,}420}{24{,}3 \times 2{,}0 \times 10^{-4}} \approx 86\ \text{L}$$

Personne ne peut boire un tel volume en une journée.

Non : il faudrait boire environ 86 L d'eau filtrée par jour. L'eau filtrée ne peut pas couvrir seule les besoins en magnésium.

PIÈGE
Mélanger les unités : la masse doit être en grammes si la masse molaire est en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et la concentration en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Avec 420 mg laissés tels quels, le résultat est mille fois trop grand.

COMPRENDRE
Autre lecture : un litre d'eau filtrée apporte $24{,}3 \times 0{,}20 \approx 4{,}9$ mg de magnésium, soit à peine plus de 1 % du besoin journalier. L'essentiel vient de l'alimentation.

À LA CALCULATRICE

