

QCM

Choisir la ou les bonnes réponses. En cas d'erreur, revoir le paragraphe du cours associé.

QCM interactif
hatier-clc.fr/pct099

Principe d'un titrage

↳ Cours 1 p. 94 et 2 p. 95

	A	B	C
AC 12 La solution titrante est celle :	dont on connaît la concentration.	dont on cherche la concentration.	qui est placée dans la burette.
AB 13 La solution titrée est celle :	dont on cherche la concentration.	qui est placée dans le bécher.	dont on connaît la concentration.
C 14 À l'équivalence, le mélange :	contient du réactif titré.	contient du réactif titrant.	ne contient ni l'un ni l'autre.
BC 15 Avant l'équivalence, le mélange réactionnel contient :	du réactif titrant.	du réactif titré.	des produits de la réaction.
A 16 Après l'équivalence, le mélange réactionnel contient :	le réactif titrant ajouté après l'équivalence.	du réactif titré.	uniquement des produits.

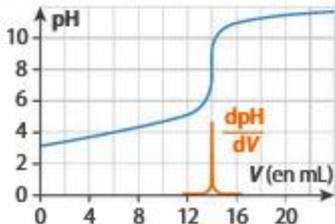
Titrage conductimétrique

↳ Cours 3 p. 96

A 17 On peut réaliser un titrage conductimétrique si :	la réaction support de titrage met en jeu des ions.	la réaction support de titrage est de type acide-base.	on peut mesurer la conductance du mélange réactionnel.
B 18 On ajoute de l'eau distillée dans le bécher pour :	avoir un volume équivalent proche de 10,0 mL.	pouvoir négliger la dilution lors de l'ajout de solution titrante.	que la conductivité soit plus élevée.
C 19 Le volume équivalent sur la courbe de titrage est l'abscisse :	de son minimum.	de son maximum.	de l'intersection des droites qui modélisent les points expérimentaux.

Titrage pH-métrique

↳ Cours 4 p. 97

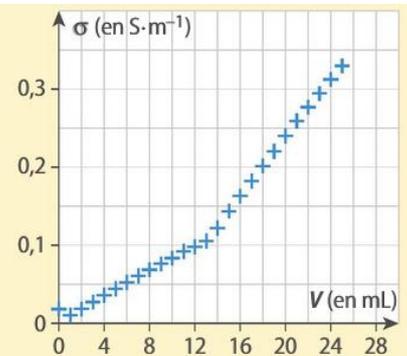
A 20 Un titrage pH-métrique implique :	que le réactif titrant soit un acide si le réactif titré est une base.	que des ions soient mis en jeu.	que les réactifs titrant et titré soient des acides.
B 21 Le graphique ci-dessous :	correspond au titrage d'une base par un acide.	correspond au titrage d'un acide par une base.	présente deux courbes de titrage.
			
B 22 Le volume équivalent vaut :	11,5 mL.	14,0 mL.	16,5 mL.

23 Titrage conductimétrique de l'acide éthanoïque

On réalise le titrage conductimétrique d'un volume $V = 10,0$ mL d'une solution S d'acide éthanoïque ($\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$) de concentration c inconnue par une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})}$, $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$) de concentration apportée $c_B = 0,100$ mol·L⁻¹ (doc. 1).

Données Conductivités molaires ioniques \rightarrow Rabat IV

- Écrire la réaction support du titrage, supposée totale. Pourquoi est-il possible de suivre ce titrage par conductimétrie ?
- Déterminer le volume équivalent sur cette courbe.
- On détermine précisément le volume équivalent $V_E = 13,3$ mL. Quelle est la concentration c de la solution S d'acide éthanoïque ?



Doc. 1 Courbe de titrage conductimétrique.

Analyser **SES ERREURS**

Justification (a, b et c)

Chaque réponse doit être justifiée à l'aide de l'énoncé et des connaissances du cours.

Unité

Attention aux unités de volume. Tous les volumes peuvent être laissés en millilitres.

Notations

Les notations de l'énoncé doivent être respectées.



Un exemple de mauvaise réponse



On peut utiliser cette réaction car l'acide éthanoïque est un acide et l'hydroxyde de sodium, une base.

b Le volume équivalent est le point où ça change de pente.

c $c_A V_A = c_B V_B$, d'où $c_A = \frac{c_B V_E}{V_A} = 1$ mol·L⁻¹

Connaissances du cours

Il faut connaître les couples acide-base de l'eau et les couples acide-base d'un acide carboxylique. Il faut aussi savoir exploiter une courbe de titrage.

Chiffres significatifs

Le résultat doit être fourni avec trois chiffres significatifs.

Rédaction

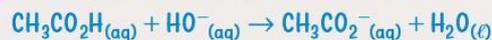
Les étapes du raisonnement conduisant à la concentration doivent être rédigées et détaillées.

Acquérir **LES BONS RÉFLEXES**



Un exemple de bonne réponse

- a** Le réactif titrant est l'ion HO^- du couple $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$ et le réactif titré est $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ du couple $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-$. La réaction support du titrage s'écrit donc :



Cette réaction met en jeu des ions, donc on peut réaliser un titrage avec suivi conductimétrique.

- b** Pour déterminer le volume équivalent, on trace deux droites au plus près des points de mesures de part et d'autre du point de changement de pente. L'abscisse du point d'intersection de ces droites est V_E .

- c** La quantité de matière d'ions HO^- apportée à l'équivalence est $n = c_B V_E$. D'après la stœchiométrie de la réaction support du titrage, elle est égale à la quantité de matière d'acide éthanoïque initialement présente. La concentration de la solution titrée est donc :

$$c = \frac{n}{V} = \frac{c_B V_E}{V} = \frac{0,100 \times 13,3}{10,0} = 0,133 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Rédaction

On peut apprendre par cœur un modèle de rédaction pour exploiter un titrage.

Notation

Repérer les notations utilisées dans l'énoncé.



Astuce

Repérer le nombre de chiffres significatifs de chaque donnée. Donner un résultat avec le bon nombre de chiffres significatifs.

\rightarrow Fiche 7 p. 604

24 Ions sulfate dans une eau minérale

On se propose de déterminer la concentration en masse C_{m1} des ions sulfate présents dans une eau minérale.

Pour cela, on réalise un titrage des ions sulfate $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ contenus dans un volume $V_1 = 25,0 \text{ mL}$ d'eau minérale par une solution aqueuse de chlorure de baryum ($\text{Ba}^{2+}(\text{aq}), 2 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$) de concentration $c = 2,50 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, avec suivi conductimétrique.

Le volume V_1 est complété par 150 mL d'eau distillée ajoutés au mélange réactionnel.

Sur la courbe de titrage, on détermine un volume équivalent $V_E = 14,3 \text{ mL}$.

- Quelle est la solution titrante et la solution titrée ? Préciser leur place dans le dispositif de titrage.
- Préciser la nature des réactifs titrant et titré, puis écrire la réaction support du titrage. Quelles conditions doit-elle satisfaire ?
- À quoi sert l'ajout de 150 mL d'eau distillée ?
- Déterminer la concentration c_1 , puis la concentration en masse C_{m1} des ions sulfate dans cette eau minérale.
- Cette eau minérale est-elle potable relativement aux normes de l'Union européenne ?



Les eaux minérales fortement minéralisées contiennent parfois des ions à des concentrations excédant les normes de potabilité. Il ne faut donc pas en boire autant que de l'eau du robinet.

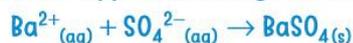
Données

- Les ions $\text{Ba}^{2+}(\text{aq})$ et $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ réagissent en formant un précipité blanc de sulfate de baryum $\text{BaSO}_4(\text{s})$.
- Masse molaire de l'ion sulfate : $M = 96,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- D'après les normes de potabilité de l'Union européenne, la concentration en masse en ion sulfate d'une eau potable ne doit pas dépasser $250 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$.

- a** La solution titrante est la solution de chlorure de baryum, placée dans une burette graduée.

La solution titrée est l'eau minérale, placée dans un bécher sur agitation.

- b** Le réactif titré est l'ion sulfate $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$, dont on cherche à connaître la concentration. Le réactif titrant est l'ion $\text{Ba}^{2+}(\text{aq})$.
D'après les données, les ions Ba^{2+} et SO_4^{2-} réagissent pour former un précipité BaSO_4 , la réaction support du titrage s'écrit donc :



Cette réaction doit être totale, rapide et unique (c'est-à-dire qu'aucun autre ion présent dans l'eau minérale ne doit réagir lors de l'ajout de solution titrante).

- c** L'ajout d'eau distillée permet de négliger la dilution du mélange réactionnel lors de l'ajout de la solution titrante et d'obtenir ainsi une courbe de titrage présentant deux portions de droites.

- d** À l'équivalence, la quantité de matière de réactif titrant Ba^{2+} apportée est $n = cV_E$.

D'après la stoechiométrie de la réaction support du titrage, la quantité de matière de réactif titré SO_4^{2-} initialement présent était identique.

On en déduit la concentration des ions SO_4^{2-} dans la solution titrée :

$$c_1 = \frac{cV_E}{V_1} = \frac{2,50 \times 10^{-2} \times 14,3}{25,0} = 1,43 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La concentration en masse correspondante est :

$$C_{m1} = c_1 M = 1,43 \times 10^{-2} \times 96,1 = 1,37 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$$

- e** Pour être potable d'après les normes de l'Union européenne, une eau minérale ne doit pas contenir plus de 250 mg d'ions sulfate par litre d'eau. L'eau étudiée contient 1 370 mg d'ions sulfate par litre d'eau, on peut en déduire que cette eau n'est pas potable.

Aide n° 1

Il ne faut pas confondre réactif (titrant et titré) et solution (titrante et titrée).

► Cours 1 p. 94

Aide n° 2

La rédaction est en trois étapes :

- calcul de la quantité de matière de réactif titrant apporté à l'équivalence ;
- lien avec la quantité de matière de réactif titré initialement présent (en faisant référence à l'équation de la réaction support du titrage) ;
- calcul de la concentration de la solution titrée.

► Cours 2 p. 95

Aide n° 3

Il faut faire référence à une norme de potabilité.

► Fiche 6 p. 602

À votre tour

► Exercice 40 p. 106

25 Titration pH-métrique d'une solution d'acide chlorhydrique

L'acide chlorhydrique est vendu comme détartrant, décapant ou additif pour piscine. Il est également présent dans l'estomac.

On souhaite vérifier la concentration d'une solution S_A d'acide chlorhydrique. On réalise un titrage pH-métrique d'un volume $V = 20,0$ mL de solution S_A .

La solution titrante est une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+_{(aq)}$, $\text{HO}^-_{(aq)}$) de concentration $c_B = 0,12 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. On la prépare à partir d'une solution d'hydroxyde de sodium commerciale, de densité $d = 1,2$ et de pourcentage massique 20 %.

À la suite du titrage, on obtient la courbe de titrage ci-dessous.



Doc. imprimable

Courbe de titrage

hatier-clic.fr/pct102



Données

- Masse molaire de l'hydroxyde de sodium NaOH : $M_{\text{NaOH}} = 40,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- Masse volumique de l'eau : $\rho_{\text{eau}} = 1,00 \times 10^3 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$

- Rédiger le protocole chiffré de préparation de $V_1 = 50,0$ mL de solution titrante.
- Indiquer les réactifs titré et titrant, ainsi que les couples acide-base auxquels ils appartiennent. En déduire la réaction support du titrage.
- Déterminer la valeur du volume équivalent V_E .
- En déduire la concentration c de la solution titrée.
- Expliquer qualitativement l'allure de la courbe de titrage.
- Déterminer la composition du mélange réactionnel pour un volume de solution titrante introduit $V_B = 15,0$ mL.

- La quantité de matière n_1 d'hydroxyde de sodium à apporter dans le volume V_1 de solution titrante de concentration c_B est $n_1 = c_B V_1$.
La masse correspondante est $m_1 = n_1 M_{\text{NaOH}} = c_B V_1 M_{\text{NaOH}}$.
Cette masse d'hydroxyde de sodium est contenue dans le prélèvement de solution commerciale à réaliser. La proportion d'hydroxyde de sodium dans la solution commerciale étant $p = 20$ %, la masse m_0 de solution commerciale qui contient la masse m_1 d'hydroxyde de sodium

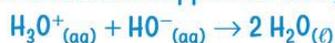
$$\text{vérifie } p = \frac{m_1}{m_0}, \text{ d'où l'on déduit } m_0 = \frac{m_1}{p} = \frac{c_B V_1 M_{\text{NaOH}}}{p}.$$

La masse volumique de la solution commerciale étant $\rho = d \rho_{\text{eau}}$, le volume de solution commerciale à prélever est donc $V_0 = \frac{m_0}{\rho} = \frac{m_0}{d \rho_{\text{eau}}}$.

$$\text{On en déduit } V_0 = \frac{c_B V_1 M_{\text{NaOH}}}{\rho d \rho_{\text{eau}}} = \frac{0,12 \times 50,0 \times 40,0}{0,20 \times 1,2 \times 1,00 \times 10^3} = 1,0 \text{ mL}.$$

Protocole : placer la solution commerciale dans un bécher. À l'aide d'une pipette jaugée de 1,0 mL, en prélever 1,0 mL et les introduire dans une fiole jaugée de 50,0 mL. Ajouter de l'eau distillée jusqu'au tiers. Agiter puis compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

- Le réactif titré est l'ion oxonium $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$ du couple $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}/\text{H}_2\text{O}_{(l)}$.
Le réactif titrant est l'ion hydroxyde $\text{HO}^-_{(aq)}$ appartenant au couple acide-base $\text{H}_2\text{O}_{(l)}/\text{HO}^-_{(aq)}$. D'où la réaction support du titrage :



Aide n° 1

Pour la manipulation des grandeurs, veiller à utiliser des unités cohérentes.

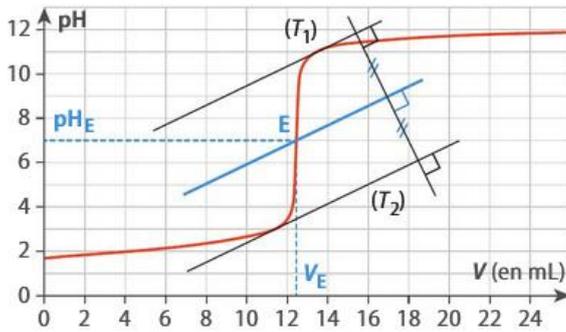
► Fiche 5 p. 601

Aide n° 2

Lors d'un titrage pH-métrique, la réaction support de titrage met en jeu un acide qui réagit avec une base.

► Cours 4 p. 97

c On détermine le volume équivalent à l'aide de la méthode des tangentes.



Par lecture graphique, on détermine un volume équivalent $V_E = 12,5 \text{ mL}$.

d La quantité de matière de réactif titrant, l'ion hydroxyde HO^- , apportée à l'équivalence, est $n = c_B V_E = 0,12 \times 12,5 \times 10^{-3} = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$. D'après la stoechiométrie de la réaction support du titrage, la quantité de matière de réactif titré, l'ion oxonium, initialement présent dans la solution titrée, est identique. La concentration de la solution titrée est donc :

$$c = \frac{n}{V} = \frac{c_B V_E}{V} = \frac{1,5 \times 10^{-3}}{20,0 \times 10^{-3}} = 7,5 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

e Avant l'équivalence, le réactif limitant est l'ion hydroxyde (réactif titrant). Le mélange réactionnel contient l'ion oxonium $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ en concentration élevée, donc le pH de la solution reste bas. Lorsqu'il est entièrement consommé (à l'équivalence et après), le pH augmente donc brusquement.

f Pour $V_B = 15,0 \text{ mL}$, après l'équivalence, le réactif limitant est l'ion H_3O^+ . On dresse donc le tableau d'avancement suivant.

		$\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$		
Avancement	Quantités de matière...	... de H_3O^+	... de HO^-	... de H_2O
0	... apportées à $V_B = 15,0 \text{ mL}$	cV	$c_B V_B$	solvant
x_{max}	... présentes à $V_B = 15,0 \text{ mL}$	$cV - x_{\text{max}} = 0$	$c_B V_B - x_{\text{max}}$	solvant

Comme $cV - x_{\text{max}} = 0$, on en déduit :

$$x_{\text{max}} = cV = 7,5 \times 10^{-2} \times 20,0 \times 10^{-3} = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

La quantité de matière d'ions hydroxyde HO^- présente est donc :

$$c_B V_B - x_{\text{max}} = 0,12 \times 15,0 \times 10^{-3} - 1,5 \times 10^{-3} = 3 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

L'ion sodium Na^+ est un ion spectateur apporté dans la solution titrante.

Sa quantité de matière est $c_B V_B = 1,8 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

L'ion chlorure Cl^- est un ion spectateur provenant de la solution titrée.

Sa quantité de matière est $cV = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

Aide n° 3

Revoir la méthode des tangentes.

↳ Cours 4 p. 97

Aide n° 4

Veiller à l'unité attendue et au nombre de chiffres significatifs avec lesquels on peut exprimer le résultat.

↳ Fiches 5 p. 601 et 7 p. 604

Aide n° 5

Pour connaître la composition du mélange à un état quelconque du titrage, on peut établir un tableau d'avancement de la réaction de titrage. Attention, le réactif limitant n'est pas le même avant et après l'équivalence et il ne faut pas oublier de calculer les quantités de matière des espèces spectatrices.

↳ Fiche 15 p. 615