

THEME 3 : Défis du XXI^e siècle

C23 Contrôle de la qualité : dosages par titrage direct

Exercices

N° 3, 10, 15, 16, 25 et 29 P.474

3 Écrire l'équation de la réaction

Voici des extraits de protocoles expérimentaux.

Protocole 1. On réalise expérimentalement un titrage dont la réaction support de titrage est une réaction acido-basique d'une solution d'acide méthanoïque (HCO_2H) par une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+(\text{aq}), \text{HO}^-(\text{aq})$).

Protocole 2 On réalise expérimentalement un titrage dont la réaction support de titrage est une réaction acido-basique de l'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}), \text{Cl}^-(\text{aq})$) par une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+(\text{aq}), \text{HO}^-(\text{aq})$). On ajoute quelques gouttes d'un indicateur coloré (BBT).

Protocole 3 On réalise expérimentalement un titrage dont la réaction support de titrage est une réaction d'oxydoréduction d'une solution contenant des ions permanganate MnO_4^- par une solution contenant des ions fer (II) Fe^{2+} .

Pour chaque protocole, écrire l'équation de la réaction support de titrage.

Données. Demi-équations rédox: $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + e^- = \text{Fe}^{2+}(\text{aq}); \times 5$
 $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8 \text{H}^+(\text{aq}) + 5 e^- = \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$

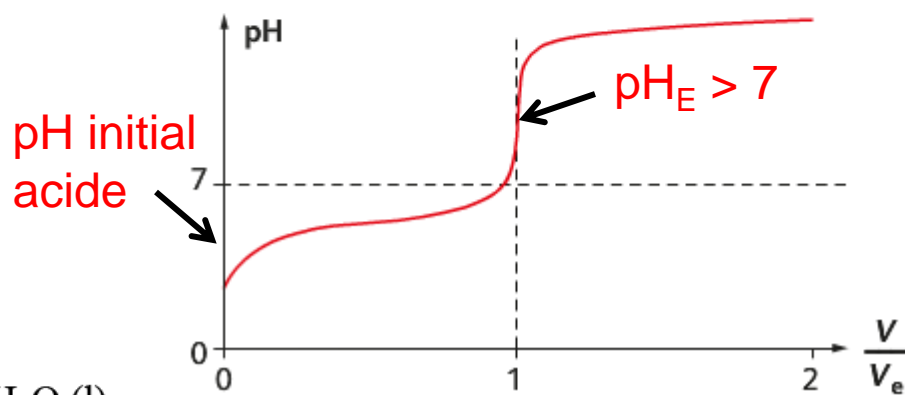
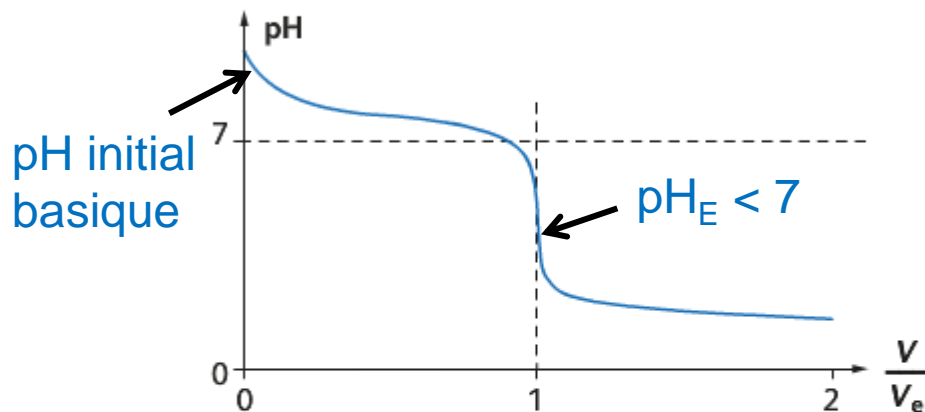
Protocole 1 : $\text{HCO}_2\text{H}(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{HCO}_2^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

Protocole 2 : $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Protocole 3 : $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 5\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 8\text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 5\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

10 Interpréter des graphiques

L'une des courbes représentées ci-dessous est celle d'un titrage pH-métrique d'une solution d'acide faible par une solution de base forte. L'autre est celle d'un titrage pH-métrique d'une solution de base faible par une solution d'acide fort.



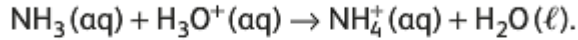
Identifier les courbes.

15 * Exploiter une courbe

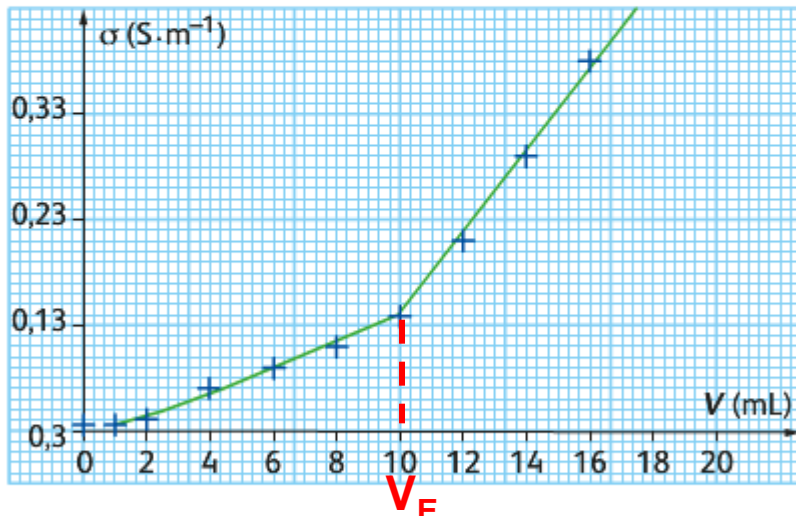
Compétence générale Restituer ses connaissances

On réalise le titrage conductimétrique d'une solution d'ammoniac (NH_3) de volume $V_S = 200 \text{ mL}$, de concentration c_S , par de l'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}), \text{Cl}^-(\text{aq})$) de concentration $c = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

L'équation de la réaction support de titrage s'écrit :



On obtient alors la courbe ci-dessous, représentant la conductivité σ en fonction du volume V d'acide chlorhydrique versé.



- Déterminer le volume versé à l'équivalence.
- Déterminer la relation à l'équivalence entre la quantité de réactif titré initialement introduit et celle de réactif titrant versé à l'équivalence.
- En déduire la concentration c_S .

$$V_e = 10,0 \text{ mL}$$

À l'équivalence les réactifs ont été introduits dans les proportions stoechiométriques :

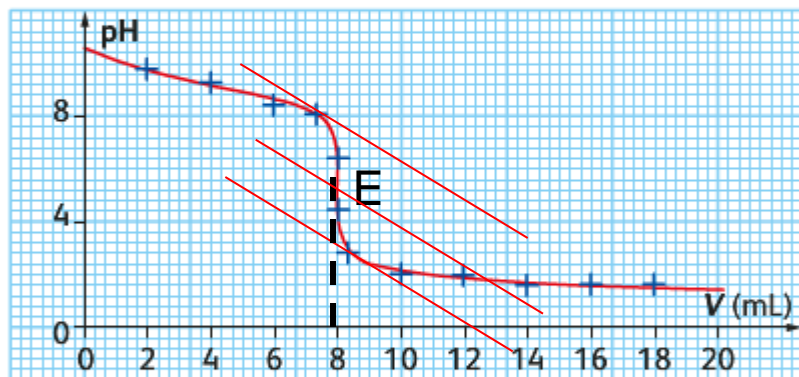
$$\frac{n_{\text{NH}_3, \text{i}}}{1} = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+, \text{e}}}{1}$$

$$c_S V_S = c V_e \text{ donc } c_S = \frac{c V_e}{V_S} = \frac{2,0 \times 10^{-2} \times 10,0 \times 10^{-3}}{200 \times 10^{-3}} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

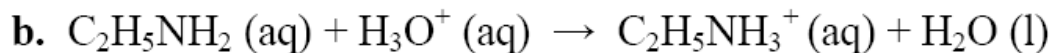
16 * Titrage d'une solution d'éthylamine

Compétence générale Exploiter des informations

On réalise le titrage pH-métrique d'une solution d'éthylamine ($C_2H_5NH_2$) de volume $V_S = 20,0$ mL, de concentration c_S , par de l'acide chlorhydrique ($H_3O^+(aq), Cl^-(aq)$) de concentration $c = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. En suivant l'évolution du pH en fonction du volume d'acide chlorhydrique versé, on obtient la courbe de titrage représentée ci-dessous.



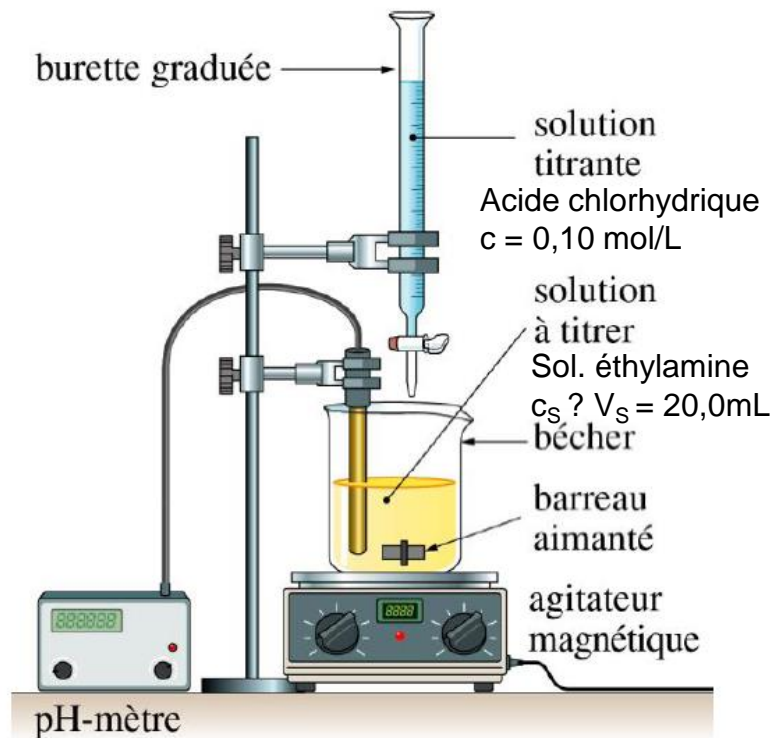
- Réaliser un schéma annoté du montage de titrage.
- Écrire l'équation de la réaction support de titrage.
- Déterminer graphiquement le volume V_e versé à équivalence.
- Définir l'équivalence de ce titrage.
- Déterminer la concentration c_S de la solution d'éthylamine.



c. Méthode des tangentes parallèles : $V_E = 8 \text{ mL}$

d. À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stoechiométriques.

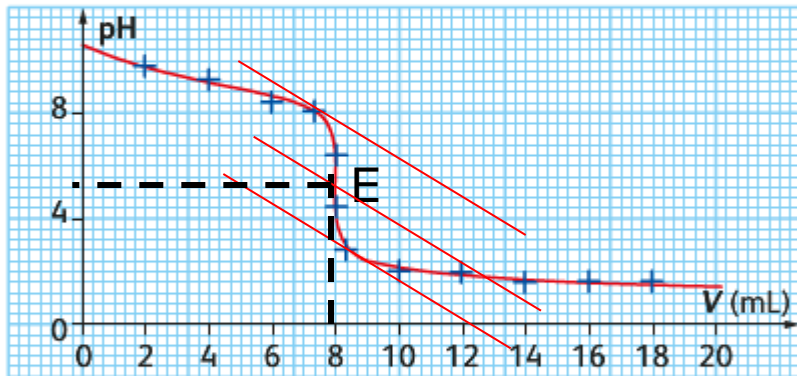
$$\frac{n_{C_2H_5NH_2,i}}{1} = \frac{n_{H_3O^+,e}}{1}$$



16 * Titrage d'une solution d'éthylamine

Compétence générale Exploiter des informations

On réalise le titrage pH-métrique d'une solution d'éthylamine ($C_2H_5NH_2$) de volume $V_S = 20,0$ mL, de concentration c_S , par de l'acide chlorhydrique ($H_3O^+(aq), Cl^-(aq)$) de concentration $c = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. En suivant l'évolution du pH en fonction du volume d'acide chlorhydrique versé, on obtient la courbe de titrage représentée ci-dessous.



- Réaliser un schéma annoté du montage de titrage.
- Écrire l'équation de la réaction support de titrage.
- Déterminer graphiquement le volume V_e versé à équivalence.
- Définir l'équivalence de ce titrage.
- Déterminer la concentration c_S de la solution d'éthylamine.

$$\frac{n_{C_2H_5NH_2,i}}{1} = \frac{n_{H_3O^+,e}}{1}$$

f. On souhaite utiliser pour ce titrage un indicateur coloré de pH parmi ceux rassemblés ci-dessous.

Indicateur coloré	Zone de pH de virage
rouge de chlorophénol	4,8 – 6,4
phénolphtaléine	8,2 – 9,9
jaune d'alizarine	10,2 – 12,1

Pourquoi le jaune d'alizarine est-il inadapté pour ce titrage ?

g. Parmi les indicateurs colorés du tableau, choisir, en justifiant, celui qui pourrait être utilisé.

Donnée. Couples acido-basiques :

$C_2H_5NH_3^+(aq)/C_2H_5NH_2(aq)$ et $H_3O^+(aq)/H_2O(l)$.

e. $c_S V_S = c V_e$

$$c_S = \frac{c V_e}{V_S} = \frac{1,0 \times 10^{-1} \times 8,0 \times 10^{-3}}{20,0 \times 10^{-3}} = 4,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

f. Le jaune d'alizarine ne convient pas car sa zone de virage n'est pas comprise dans la zone du saut de pH. Il conservera sa couleur initiale.

g. $\text{pH}_E = 5,2$

L'indicateur le plus approprié est celui dont la zone de virage contient le pH_E .



Publicité pour l'eau minérale Vichy datant des années 1900.

→ Les eaux minérales contiennent des ions hydrogénocarbonate HCO_3^- , plus communément appelés bicarbonate. De nombreuses études médicales tendent à prouver que les eaux bicarbonatées auraient des effets bénéfiques pour la santé. Comment déterminer la concentration molaire c_s en ions hydrogénocarbonate d'une eau minérale ?

On prélève un échantillon d'eau minérale de volume $V_s = 50,0 \text{ mL}$. On titre cette solution par de l'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}), \text{Cl}^-(\text{aq})$) de concentration $c = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et en présence de vert de bromocrésol.

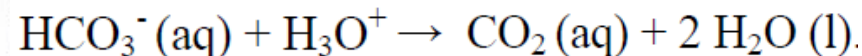
À l'équivalence, le volume V_e d'acide chlorhydrique versé est égal à 14,6 mL.

a. En faisant l'analyse complète de ce titrage, déterminer si la concentration massique en ions hydrogénocarbonate HCO_3^- de l'eau minérale est en accord avec les indications de l'étiquette.

Calcium (Ca^{++})	80	Sulphates (SO_4^{--})	12,6
Magnesium (Mg^{++})	26	Chlorides (Cl^-)	6,8
Sodium (Na^+)	6,5	Nitrates (NO_3^-)	3,7
Potassium (K^+)	1	Silica (SiO_2)	15
Bicarbonates (HCO_3^-)	360		

(Les concentrations massiques sont exprimées en $\text{mg}\cdot\text{L}^{-1}$.)

Equation de la réaction :



À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques :

$$\frac{n_{\text{HCO}_3^-}}{1} = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{1} \quad c_s V_s = c V_e \quad c_s = \frac{c V_e}{V_s} = \frac{2,0 \times 10^{-2} \times 14,6 \times 10^{-3}}{50,0 \times 10^{-3}} = 5,8 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$c_m = c_s \times M = 0,35 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$$

L'indication de l'étiquette est correcte :

$$c_m = 360 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1} = 0,360 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$$



Publicité pour l'eau minérale Vichy datant des années 1900.

→ Les eaux minérales contiennent des ions hydrogénocarbonate HCO_3^- , plus communément appelés bicarbonate. De nombreuses études médicales tendent à prouver que les eaux bicarbonatées auraient des effets bénéfiques pour la santé. Comment déterminer la concentration molaire c_5 en ions hydrogénocarbonate d'une eau minérale ?

On prélève un échantillon d'eau minérale de volume $V_5 = 50,0 \text{ mL}$. On titre cette solution par de l'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$, $\text{Cl}^-(\text{aq})$) de concentration $c = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et en présence de vert de bromocrésol.

À l'équivalence, le volume V_e d'acide chlorhydrique versé est égal à 14,6 mL.

a. En faisant l'analyse complète de ce titrage, déterminer si la concentration massique en ions hydrogénocarbonate HCO_3^- de l'eau minérale est en accord avec les indications de l'étiquette.

Calcium (Ca^{++})	80	Sulphates (SO_4^{--})	12,6
Magnesium (Mg^{++})	26	Chlorides (Cl^-)	6,8
Sodium (Na^+)	6,5	Nitrates (NO_3^-)	3,7
Potassium (K^+)	1	Silica (SiO_2)	15
Bicarbonates (HCO_3^-)	360		

(Les concentrations massiques sont exprimées en $\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$.)

b. Le titre alcalimétrique complet TAC est lié à la concentration totale en ions hydrogénocarbonate $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$ et carbonate $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$.

Le titre alcalimétrique complet d'une solution est le volume (exprimé en mL) d'une solution d'acide fort à $0,020 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ nécessaire pour doser 100 mL de solution en présence de vert de bromocrésol.

Déterminer le TAC de l'eau minérale, en considérant qu'il n'y pas d'ions carbonate dans cette eau.

Données. Couple acido-basique (CO_2 , H_2O)/ $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$.

Masse molaire de HCO_3^- , $M = 61 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Pour doser 50 mL d'ions hydrogénocarbonates avec un acide fort à $0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, il a fallu verser 14,6 mL, donc pour en doser 100 mL, il faudra verser 29,2 mL \Rightarrow TAC = 29,2 mL

29 ★ ★ Acide lactique

Compétence générale Justifier un protocole expérimental

On s'intéresse à la détermination de l'acidité d'un lait.

Le lait frais contient essentiellement de l'eau (87 % en masse) mais aussi des glucides, des protéines et des corps gras. Le lactose $C_{12}H_{22}O_{11}$ est le glucide le plus abondant. Des bactéries peuvent provoquer sa transformation en acide 2-hydroxypropanoïque, usuellement appelé acide lactique ($C_3H_6O_3$).

b. Dans l'industrie laitière, l'acidité d'un lait s'exprime en degré Dornic ($^{\circ}D$). Un degré Dornic correspond à 0,1 g d'acide lactique par litre de lait. L'acidité d'un lait frais doit être inférieure à 18 $^{\circ}D$.

Dans un bécher, on verse un échantillon de lait de volume $V_s = 10,0$ mL et on ajoute deux gouttes de solution de phénolphthaléine. La burette est remplie de soude Dornic. L'apparition d'une couleur rose correspond à un volume de soude Dornic versé de 3,2 mL.

Avec quel instrument de verrerie prélève-t-on 10,0 mL de lait ?

c. Déterminer l'acidité du lait, exprimée en degré Dornic. Ce lait est-il frais ?

Données

– Couple acido-basique: $C_3H_6O_3/C_3H_5O_3^-$.

– Masse molaire de l'acide lactique: $M = 90$ g \cdot mol $^{-1}$.

d. Expliquer l'intérêt de la soude Dornic et du degré Dornic. Pourquoi prélever un échantillon de lait de 10 mL ?

Bien que l'acide lactique ne soit pas le seul acide présent, on caractérise l'acidité du lait par son équivalent en acide lactique. Dans la détermination de l'acidité du lait, le protocole standard prescrit l'usage de phénolphthaléine et un titrage par une solution de soude ($Na^+(aq), HO^-(aq)$) de concentration $1/9$ mol \cdot L $^{-1}$, dite soude Dornic. Le volume équivalent est relevé lorsque la couleur de la solution devient rose.

a. Écrire l'équation de la réaction support de titrage.



b. Le prélèvement est fait avec une pipette jaugée.

c. A l'équivalence, $\frac{n_{C_3H_6O_3,i}}{1} = \frac{n_{HO^-,e}}{1}$ $c_s V_s = c V_e$

$$c_s = \frac{c V_e}{V_s} = \frac{1}{9} \times \frac{3,2 \times 10^{-3}}{10,0 \times 10^{-3}} = 3,6 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$c_m = c_s \times M = 3,2 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} = 32 \text{ }^{\circ}D$$

$32 \text{ }^{\circ}D > 18 \text{ }^{\circ}D$: donc le lait n'est pas frais

$$\mathbf{d.} \quad c_m = c_s \times M = \frac{c V_e}{V_s} \times M = \frac{1}{9} \times \frac{V_e(\text{en mL})}{10} \times 90 = V_e(\text{en mL})$$

et $10 V_e(\text{en mL}) = \text{degré Dornic du lait}$

Donc une fois le volume à l'équivalence mesuré, il suffit de le multiplier par 10 pour connaître le degré Dornic du lait.