

Exercices Dosage

Ex 1

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 H_2CO_3 par une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})}$, $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$). Au cours de la réaction il se forme de l'eau et du dioxyde de carbone.
- Protocole 2. On réalise expérimentalement un titrage dont la réaction support de titrage est une réaction acidobasique de l'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$, $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$) par une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})}$, $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$). Au cours de la réaction, les ions H_3O^+ et OH^- réagissent et donnent de l'eau. 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.

Ex n°2

- a. Définir l'équivalence d'un titrage.
- b. Déterminer, pour chaque protocole de l'exercice précédent, la relation à l'équivalence entre la quantité de réactif titré initialement introduit et celle du réactif titrant versé à l'équivalence.

Ex n°3

On titre une solution contenant du dioxyde de soufre (SO_2) de concentration inconnue c_S par une solution de diiode (I_2) de concentration $c = 50 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$.

On prélève un échantillon de la solution à titrer de volume $V_S = 10,0 \text{ mL}$. On introduit quelques gouttes d'empois d'amidon dans la solution à titrer pour repérer l'équivalence. L'empois d'amidon se colore en bleu en présence de diiode

Le volume V_e versé à l'équivalence est égal à $8,0 \text{ mL}$.

- a. Quel est le réactif titrant ? Quel est le réactif titré ?
- b. Écrire l'équation de la réaction support de titrage.
- c. Comment repère-t-on l'équivalence du dosage ?
- d. Déterminer la relation à l'équivalence entre la quantité n_i du réactif titré initialement introduit et celle n_e du réactif titrant versé à l'équivalence.
- e. Déterminer la concentration molaire en dioxyde de soufre de la solution.

Données

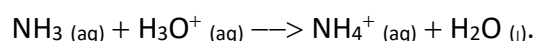
Couples oxydant/réducteur : I_2 / I^- et $\text{SO}_4^{2-} / \text{SO}_2$

Les ions I^- , SO_4^{2-} et H^+ sont incolores en solution aqueuse.

Ex n°4

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 $c = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

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

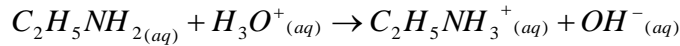


L'équivalence est atteinte lorsqu'on a versé $V_{\text{eq}} = 10,0 \text{ mL}$ de solution d'acide chlorhydrique.

Calculer la concentration C_S d'ammoniac.

Ex n°5

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 $c = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. La réaction support du dosage est :



Pour repérer l'équivalence, on utilise du bleu de bromthymol (BBT).

Données :

- La solution d'éthylamine est basique
 - La présence d'ions H_3O^+ rend acide une solution
 - Le BBT est jaune en milieu basique et jaune en milieu acide.
- a. Réaliser un schéma annoté du montage de titrage.
 - b. Comment repère-t-on l'équivalence du dosage ?
 - c. Déterminer la concentration c_S de la solution d'éthylamine.
 - d. En déduire la concentration massique de la solution.

Ex n°6

L'étiquette d'un flacon porte l'indication suivante : « solution d'hydroxyde de sodium ($Na^+_{(aq)}, HO^-_{(aq)}$) à $6,0 \text{ mol.L}^{-1}$ ».

Cette solution sera notée S_0 . Un expérimentateur souhaite vérifier l'indication portée sur l'étiquette. Il prépare, à partir de la solution S_0 , 1,0 L de solution S_1 de concentration 100 fois plus petite que celle de S_0 . Il prélève un échantillon de la solution S_1 de volume $V_1 = 10,0$ mL, qu'il titre ensuite à l'aide d'acide chlorhydrique ($H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$) de concentration $c = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$. L'équivalence est repérée grâce à la présence d'un indicateur coloré : le BBT.

- a. Proposer un protocole expérimental permettant de préparer la solution S_1 .
- b. Lorsque l'expérimentateur note le volume versé à l'équivalence, il écrit dans un premier temps « $V_e = 6 \text{ mL}$ », puis il corrige et écrit : « $V_e = (6,0 \pm 0,1) \text{ mL}$ ». Pourquoi a-t-il fait cette correction ?
- c. Ecrire l'équation support du dosage, sachant que les ions Na^+ et Cl^- ne réagissent pas.
- d. Décrire le changement de couleur à l'équivalence.
- e. Déterminer la concentration c_1 de la solution S_1 .
- f. En déduire la concentration c_0 de la solution S_0 . L'indication portée sur l'étiquette est-elle correcte ?

Ex n°7

On souhaite vérifier qu'une solution contenant des ions fer (II), a bien une concentration $c_S = 1,5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Pour cela, on désire doser un volume $V_S = 20,0$ mL de cette solution par une solution de peroxydisulfate de potassium ($2K^+_{(aq)} + S_2O_8^{2-}_{(aq)}$) de concentration c .

On indique d'autre part que l'orthophénantroline ferreuse est de couleur rouge en présence d'ions fer (II), et bleue en l'absence d'ions fer (II) et s'il y a des ions Fe^{3+} dans la solution.

- a. Le volume maximal délivré par une burette est de 25 mL. Déterminer une concentration c de la solution de peroxydisulfate de potassium adaptée à ce dosage.
- b. Proposer un protocole expérimental.

Données. Couples oxydant/réducteur : $Fe^{3+}_{(aq)}/Fe^{2+}_{(aq)}$ et $S_2O_8^{2-}_{(aq)}/SO_4^{2-}_{(aq)}$

Ex n°8

On dilue dix fois une solution de peroxyde d'hydrogène (H_2O_2) de concentration c_0 . On obtient une solution de peroxyde d'hydrogène de concentration c' . On prélève un échantillon de cette solution diluée

de volume $V' = 10,0$ mL, que l'on titre à l'aide d'une solution de permanganate de potassium ($K^+_{(aq)} + MnO_4^-_{(aq)}$) de concentration $c = 0,025$ mol.L⁻¹. Le volume de solution titrante versé à l'équivalence est : $V_e = 14,8$ mL.

Déterminer la concentration c_0 .

Données. Couples oxydant/réducteur : $O_2(g)/H_2O_2(aq)$ $MnO_4^-_{(aq)}/Mn^{2+}_{(aq)}$

Ex n°9

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 en ions hydrogénocarbonate d'une eau minérale ?

On prélève un échantillon d'eau minérale de volume $V_S = 50,0$ mL. On titre cette solution par de l'acide chlorhydrique ($H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$) de concentration $c = 2,0 \times 10^{-2}$ mol.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.

L'équation de la réaction support de dosage : $HCO_3^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)} \rightarrow CO_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)}$

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. (Les concentrations massiques sont exprimées en mg.L⁻¹.)

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		

b. Le **titre alcalimétrique complet TAC** est lié à la concentration totale en ions hydrogénocarbonate $HCO_3^-_{(aq)}$ et carbonate $CO_3^{2-}_{(aq)}$.

Le titre alcalimétrique complet d'une solution est le volume (exprimé en mL) d'une solution d'acide fort à $0,020$ mol . 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.

Ex n°10

L'acide citrique est un additif alimentaire utilisé dans l'industrie comme acidifiant. Il est présent naturellement en grande quantité dans le citron. C'est un triacide, c'est-à-dire que chaque molécule d'acide citrique peut céder trois ions H^+ . On le note H_3A .

On réalise le titrage pH-métrique d'une solution d'acide citrique (H_3A) de volume $V_S = 10,0$ mL, de concentration c_S , par une solution d'hydroxyde de sodium ($Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$) de concentration $c = 2,0 \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹.

L'équation de la réaction support de titrage s'écrit : $H_3A_{(aq)} + 3 HO^-_{(aq)} \rightarrow A^{3-}_{(aq)} + 3 H_2O_{(l)}$.

Le volume de soude versé pour atteindre l'équivalence est $V_e = 10,5$ mL.

Déterminer la concentration en acide citrique de la solution.

Ex n°11

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 ($C_3H_6O_3$). On appelle AH l'acide lactique.

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 phénolphaléine et un titrage par une solution de soude ($Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$) de concentration $1/9$ mol.L⁻¹, dite soude Dornic. Le volume équivalent est relevé lorsque la couleur de la solution devient rose.

L'équation de la réaction support du dosage est :



Ex n°12

Le dioxyde de soufre SO_2 est un gaz présent dans l'air pollué. Lorsque l'on fait barboter un grand volume d'air dans un litre d'eau, le dioxyde de soufre se dissout dans l'eau. Il est possible, par la suite, de le titrer en solution à l'aide d'une solution de permanganate de potassium ($K^{+}_{(aq)} + MnO_4^{-}_{(aq)}$) ; une réaction d'oxydoréduction se produit alors. La concentration massique du dioxyde de soufre dans l'air pollué est ainsi déduite de ce titrage.

Lorsque la concentration massique en dioxyde de soufre dépasse 500 μg par m^3 , la population est alertée. Une solution S est préparée en faisant barboter un volume de $1,00 \times 10^4 \text{ m}^3$ d'air pollué dans un volume $V_0 = 1,00 \text{ L}$ d'eau. Un volume $V_1 = 10,0 \text{ mL}$ de cette solution est versé dans un bécher de 100 mL . La solution violette de permanganate de potassium de concentration $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ est ensuite versée goutte à goutte jusqu'à persistance de la coloration violette de la solution.

- Les couples oxydant/réducteur mis en jeu sont : $SO_4^{2-}_{(aq)}/SO_2_{(aq)}$ et $MnO_4^{-}_{(aq)}/Mn^{2+}_{(aq)}$.
Etablir l'équation support du dosage.
- Définir l'équivalence de ce titrage.
- Donner la relation entre la quantité n_1 de dioxyde de soufre initialement présente dans la solution S et la quantité n_e d'ions permanganate introduite à l'équivalence.
- Sachant que le volume équivalent V_e du titrage est égal à $8,0 \text{ mL}$, en déduire la concentration molaire c_1 en dioxyde de soufre dissous dans la solution S .
- Calculer la masse m_1 de dioxyde de soufre présente dans un volume $V_0 = 1,00 \text{ L}$ de la solution S .
- En déduire la masse m_2 de dioxyde de soufre gazeux par mètre cube d'air pollué.
- Exprimer cette masse en μg . Le seuil d'alerte est-il atteint ?