

Titrage

Exercices de sciences physiques - niveau 1re

Vingt exercices progressifs sur le titrage colorimétrique : vocabulaire, lecture de burette, relation à l'équivalence, tableaux d'avancement, graphiques de quantités de matière, incertitudes et problèmes ouverts. Cherche chaque exercice seul(e), puis compare avec le corrigé séparé. Constantes : $M(H) = 1,0 \text{ g/mol}$; $M(C) = 12,0 \text{ g/mol}$; $M(O) = 16,0 \text{ g/mol}$; $M(Na) = 23,0 \text{ g/mol}$; $M(Cl) = 35,5 \text{ g/mol}$; $M(Fe) = 55,8 \text{ g/mol}$.

Cette fiche d'exercices est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Les exercices sur le titrage

Exercice 1 : Questions de cours

1. Quelle différence y a-t-il entre un dosage par étalonnage et un dosage par titrage ?
2. Cite les trois qualités que doit avoir la réaction support d'un titrage.
3. Définis l'équivalence d'un titrage.
4. Quel instrument sert à verser le titrant, et quel instrument sert à prélever avec précision la solution titrée ?

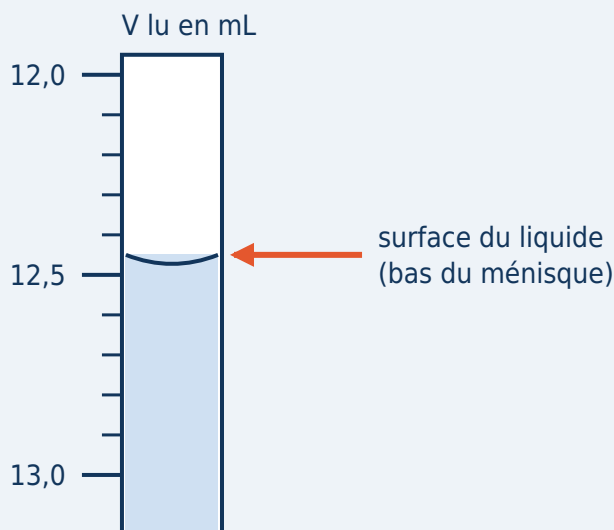
Exercice 2 : Vrai ou faux ?

Dis si chaque affirmation est vraie ou fausse et justifie.

- a. Un titrage est un dosage non destructif : on peut réutiliser l'échantillon titré.
- b. À l'équivalence, le titrant et l'espèce titrée sont tous deux entièrement consommés.
- c. Après l'équivalence, l'espèce titrée est en excès dans le bécher.
- d. Le volume équivalent est indépendant du volume de solution titrée prélevé.
- e. Il faut rincer la burette avec la solution titrante avant de la remplir.
- f. Ajouter un peu d'eau distillée dans le bécher avant le titrage fausse le résultat.

Exercice 3 : Lire une burette

Le schéma représente la zone de la graduation d'une burette de 25 mL autour de la fin d'un titrage. Chaque petite graduation vaut 0,1 mL.



Zone de la burette graduée de 12,0 mL à 13,0 mL.

1. Quelle est la valeur du volume versé que l'on peut lire ? Écris-la avec son incertitude de lecture (0,05 mL).
2. Pourquoi lit-on le bas du ménisque et l'œil à la hauteur de la surface ?
3. Combien de gouttes de 0,05 mL faut-il pour passer de la graduation 12,4 à la graduation 12,5 ?

Exercice 4 : Titrage des ions fer (II)

On titre $V_A = 10,0$ mL d'une solution contenant des ions Fe^{2+} par une solution de permanganate de potassium de concentration $C_T = 1,00 \times 10^{-2}$ mol/L. L'équation de la réaction support est : $5 \text{Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$. Le volume équivalent est $V_E = 15,2$ mL.

1. Calcule la quantité de matière d'ions permanganate versés à l'équivalence.
2. En déduire la quantité d'ions Fe^{2+} dans le prélèvement.
3. Calcule la concentration en quantité de matière C_A puis la concentration en masse de Fe^{2+} .

Exercice 5 : Titrage du diiode

Une solution de diiode I_2 de volume $V_A = 20,0$ mL est titrée par une solution de thiosulfate de sodium ($2 \text{Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) de concentration $C_T = 0,100$ mol/L. Équation : $\text{I}_2 + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2 \text{I}^- + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$. On ajoute près de l'équivalence quelques gouttes d'empois d'amidon, qui donne une couleur bleu-noir avec le diiode. Le volume équivalent est $V_E = 8,4$ mL.

1. Pourquoi la solution paraît-elle bleu-noir avant l'équivalence et incolore à l'équivalence ?
2. Écris la relation entre $n(\text{I}_2)$ et $n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})$ à l'équivalence.
3. Calcule la concentration de la solution de diiode.

Exercice 6 : Équation d'un titrage

Les couples mis en jeu dans le titrage des ions fer (II) par le permanganate sont $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ et $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$.

1. Écris les deux demi-équations électroniques en milieu acide.
2. Combine-les pour obtenir l'équation de la réaction support.
3. Quel est l'oxydant, quel est le réducteur ? Quelle espèce est titrée ?
4. Pourquoi n'a-t-on pas besoin d'indicateur coloré dans ce titrage ?

Exercice 7 : Quelle réaction choisir ?

Un élève veut doser une espèce A par titrage. Il hésite entre quatre réactions possibles.

R1 : réaction très lente, il faut attendre plusieurs minutes après chaque ajout.

R2 : réaction rapide mais limitée : il reste toujours une quantité notable de réactifs.

R3 : réaction rapide, totale, qui ne consomme que A et le titrant.

R4 : réaction rapide et totale, mais A donne aussi un second produit par une autre réaction en parallèle.

1. Quelle réaction choisir ? Justifie en précisant le défaut des trois autres.
2. Pourquoi une réaction limitée ne permet-elle pas de repérer nettement l'équivalence ?

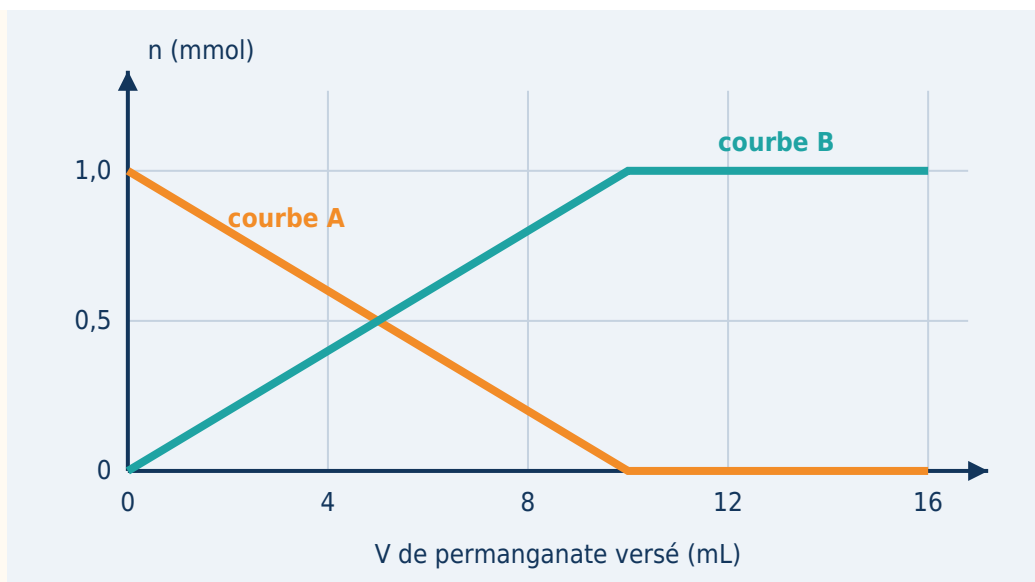
Exercice 8 : Titrage d'une eau oxygénée

Une eau oxygénée commerciale est trop concentrée pour être titrée directement : on la dilue 10 fois. On titre $V_A = 10,0$ mL de la solution diluée (peroxyde d'hydrogène H_2O_2) par du permanganate de concentration $C_T = 2,00 \times 10^{-2}$ mol/L. Équation : $2 \text{MnO}_4^- + 5 \text{H}_2\text{O}_2 + 6 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{O}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$. Volume équivalent : $V_E = 14,8$ mL. $M(\text{H}_2\text{O}_2) = 34,0$ g/mol.

1. Calcule $n(\text{MnO}_4^-)$ versé puis $n(\text{H}_2\text{O}_2)$ dans le prélèvement.
2. Calcule la concentration de la solution diluée, puis celle de l'eau oxygénée commerciale.
3. En déduire sa concentration en masse.
4. Quelle aurait été la valeur de V_E sans dilution ? Pourquoi dilue-t-on ?

Exercice 9 : Courbes de quantités de matière

On titre $V_A = 10,0$ mL d'une solution d'ions Fe^{2+} par du permanganate de potassium (équation de l'exercice 4). Le graphique donne l'évolution des quantités de matière de Fe^{2+} et de Fe^{3+} dans le bécher en fonction du volume V de titrant versé.

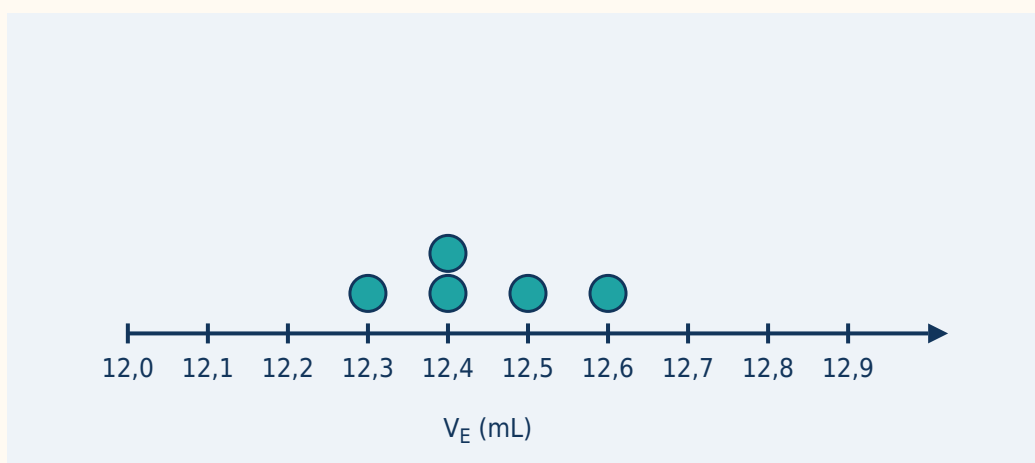


Quantités de matière des ions du fer dans le bécher au cours du titrage.

1. Associe chaque courbe à l'espèce Fe^{2+} ou Fe^{3+} . Justifie.
2. Détermine graphiquement le volume équivalent V_E .
3. Quelle est la concentration C_A de la solution titrée ?
4. Calcule la concentration C_T du permanganate utilisé.
5. Que se passe-t-il pour les quantités de Fe^{2+} et de Fe^{3+} après V_E ?

Exercice 10 : Répétabilité du titrage

Cinq titrages identiques de $V_A = 20,0$ mL d'une solution d'ions Fe^{2+} par du permanganate de concentration $C_T = 2,00 \times 10^{-2}$ mol/L ont donné les volumes équivalents représentés ci-dessous (un point par titrage).



Volumes équivalents mesurés lors de cinq titrages successifs.

1. Relève les cinq valeurs de V_E et vérifie qu'elles sont concordantes.
2. Calcule la valeur moyenne de V_E .
3. L'écart-type des cinq valeurs est $s \approx 0,11$ mL. Calcule l'incertitude-type $u(V_E) = s \div \sqrt{5}$.
4. Calcule la concentration C_A de la solution d'ions Fe^{2+} avec la valeur moyenne.
5. Calcule l'incertitude relative sur C_A en ne tenant compte que de $u(V_E)$, puis donne C_A

$$\pm u(C_A).$$

Exercice 11 : La vitamine C d'un comprimé

Un comprimé de vitamine C (acide ascorbique $C_6H_8O_6$, $M = 176,0 \text{ g/mol}$) est annoncé à « 500 mg ». Il est dissous dans une fiole jaugée de 100,0 mL, complétée à l'eau distillée. On titre $V_A = 10,0 \text{ mL}$ de cette solution par une solution de diiode de concentration $C_T = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$, en présence d'empois d'amidon. Équation : $C_6H_8O_6 + I_2 \rightarrow C_6H_6O_6 + 2 H^+ + 2 I^-$. La couleur bleu-noir persistante apparaît pour $V_E = 5,52 \text{ mL}$.

1. Pourquoi l'apparition de la couleur bleu-noir signale-t-elle l'équivalence ?
2. Calcule la quantité d'acide ascorbique dans les 10,0 mL titrés.
3. En déduire la masse de vitamine C dans le comprimé.
4. Calcule l'écart relatif avec l'indication « 500 mg ».

Exercice 12 : Tableau d'avancement à l'équivalence

On considère le titrage d'un prélèvement contenant $n_i(Fe^{2+}) = 1,00 \text{ mmol}$ par une solution de permanganate de potassium. À l'équivalence, il a été versé $n(MnO_4^-) = 0,200 \text{ mmol}$. L'acide est en large excès. Équation : $5 Fe^{2+} + MnO_4^- + 8 H^+ \rightarrow 5 Fe^{3+} + Mn^{2+} + 4 H_2O$.

1. Construis le tableau d'avancement (état initial, état à l'avancement x , état final à l'équivalence).
2. Détermine l'avancement maximal $x_{\max}$ et vérifie que les deux réactifs sont limitants.
3. Donne la composition du système à l'équivalence.
4. Quelle quantité de MnO_4^- reste-t-il dans le bécher si l'on ajoute 0,050 mmol de permanganate après l'équivalence ?

Exercice 13 : Contrôle d'un sérum physiologique

Un sérum physiologique indique « chlorure de sodium, 9,0 g/L ». On titre $V_A = 10,0 \text{ mL}$ de sérum par une solution de nitrate d'argent ($Ag^+ + NO_3^-$) de concentration $C_T = 0,100 \text{ mol/L}$, en présence de quelques gouttes de chromate de potassium. Réaction support : $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$ (solide blanc). Après l'équivalence, les ions argent en excès forment avec le chromate un précipité rouge brique. On observe ce précipité pour $V_E = 15,4 \text{ mL}$. $M(NaCl) = 58,5 \text{ g/mol}$.

1. Quelle est la signification de l'apparition de la couleur rouge brique ?
2. Calcule la concentration en ions chlorure dans le sérum.
3. En déduire la concentration en masse de chlorure de sodium et compare à l'indication.

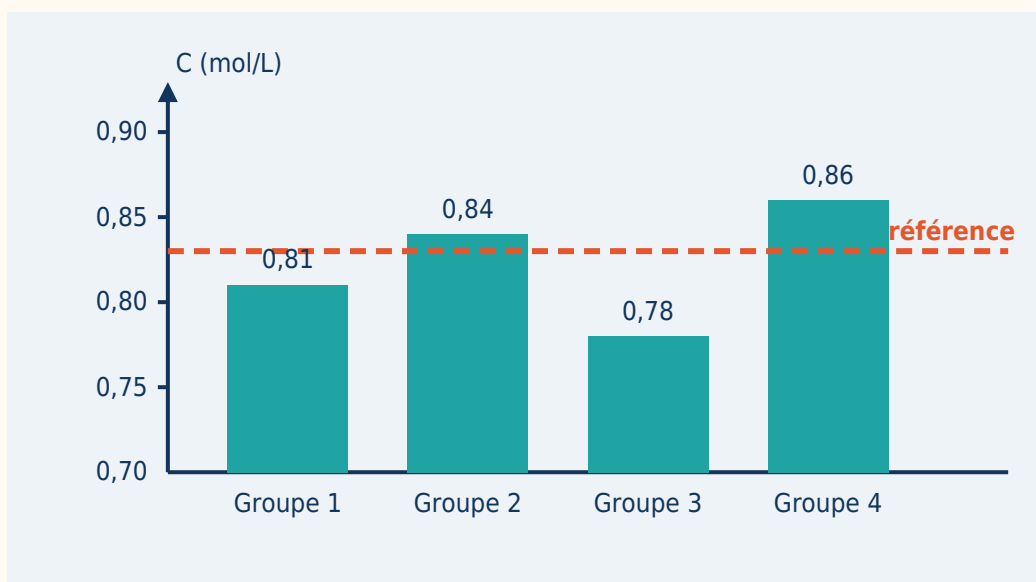
Exercice 14 : Sources d'erreur

Pour chacune des situations suivantes, dis si la concentration C_A calculée sera trop grande, trop petite, ou inchangée, en justifiant par l'effet sur V_E .

- Une bulle d'air située sous le robinet de la burette disparaît pendant le titrage.
- La burette a été rincée à l'eau distillée puis remplie sans rinçage à la solution titrante.
- On dépasse l'équivalence de deux gouttes avant d'arrêter.
- La pipette jaugée a été rincée à l'eau distillée, mais pas à la solution à titrer.
- On ajoute 30 mL d'eau distillée dans le bécher avant de commencer le titrage.

Exercice 15 : Quatre groupes, une référence

Quatre groupes ont déterminé la concentration en acide d'une même solution de référence, de concentration $C_{\text{réf}} = 0,83 \text{ mol/L}$, avec une incertitude-type $u(C) = 0,02 \text{ mol/L}$ sur chaque résultat. Les résultats sont donnés sur le diagramme (l'axe vertical commence à 0,70).



Concentrations obtenues par quatre groupes ; la ligne pointillée marque la valeur de référence 0,83 mol/L.

- Lis les quatre valeurs et calcule leur moyenne.
- Calcule l'écart normalisé z de chaque groupe.
- Quels groupes ont un résultat compatible avec la référence ($z < 2$) ?
- Propose une cause possible d'écart pour le groupe non compatible.

Exercice 16 : Quel volume prélever ?

On souhaite titrer une solution d'ions Fe^{2+} dont la concentration est estimée à 0,050 mol/L par du permanganate de concentration 0,0200 mol/L, avec une burette de 25,0 mL. Le laboratoire dispose de pipettes jaugées de 5,0 mL, 10,0 mL, 20,0 mL et 25,0 mL.

- Exprime le volume équivalent V_E en fonction de V_A , C_A et C_T .

2. Calcule V_E pour chacune des pipettes.
3. Quelle pipette est la plus judicieuse ? Justifie en tenant compte de l'incertitude de lecture de 0,05 mL et de la capacité de la burette.

Exercice 17 : Titrage rapide puis titrage précis

Un élève titre $V_A = 20,0$ mL d'une solution d'acide monoacide par de la soude de concentration $C_T = 0,100$ mol/L, avec un indicateur coloré qui vire de l'incolore au rose. **Titration rapide** (ajouts de 1 mL) : la solution est incolore après 9 mL et rose persistante après 10 mL. **Titration précise** : ajout de 8 mL, puis goutte à goutte (une goutte $\approx 0,05$ mL) ; la couleur rose persistante apparaît pour $V_E = 9,30$ mL.

1. Quel est l'intérêt du titrage rapide ?
2. Quel encadrement de V_E donne-t-il ? Le résultat précis est-il cohérent ?
3. L'acide réagit mole à mole avec la soude. Calcule la concentration de l'acide.
4. Quelle incertitude relative correspond à l'ajout d'une goutte de trop ?

Exercice 18 : Protocole pour un jus d'orange

On veut vérifier la teneur en vitamine C d'un jus d'orange pressé, titrée par une solution de diiode de concentration C_T connue (réaction de l'exercice 11), avec de l'empois d'amidon.

Rédige un protocole complet : matériel, prélèvements, réaction support, repérage de l'équivalence. Précise deux difficultés liées à la couleur et à la pulpe du jus et propose une solution pour chacune.

Exercice 19 : Un détartrant à l'acide citrique

On dissout $m = 1,00$ g de poudre détartrante dans une fiole jaugée de 100,0 mL. On titre $V_A = 10,0$ mL de cette solution par de la soude de concentration $C_T = 0,100$ mol/L, avec un indicateur coloré. L'acide citrique $C_6H_8O_7$ ($M = 192$ g/mol) est un triacide : $C_6H_8O_7 + 3 HO^- \rightarrow C_6H_5O_7^{3-} + 3 H_2O$. Le volume équivalent est $V_E = 14,0$ mL. On suppose que seul l'acide citrique réagit.

1. Établis la relation entre $n(C_6H_8O_7)$ et $n(HO^-)$ à l'équivalence.
2. Calcule la quantité d'acide citrique dans les 10,0 mL titrés, puis dans la fiole.
3. En déduire la masse d'acide citrique et le pourcentage en masse de la poudre.

Exercice 20 : Corriger un compte rendu

Un élève rédige : « J'ai prélevé 20 mL de solution de Fe^{2+} avec une éprouvette graduée. J'ai versé du permanganate à 0,0200 mol/L jusqu'à $V_E = 8,4$ mL. Comme $n(Fe^{2+}) = n(MnO_4^-)$, j'obtiens $C_A = 0,0200 \times 8,4 \div 20 = 0,008400$ mol/L. » L'équation est $5 Fe^{2+} +$



1. Relève toutes les erreurs de matériel, de raisonnement et de présentation du résultat.
2. Donne la valeur correcte de C_A avec le bon nombre de chiffres significatifs ($V_A = 20,0$ mL pipette jaugée).
3. Rédige une phrase de conclusion correcte.