

Dosage acide-base

Exercices de sciences physiques - niveau Terminale

Vingt exercices progressifs sur le dosage acide-base : relation à l'équivalence, lecture de courbes de pH et de conductivité, choix d'un indicateur, calcul de concentrations, incertitudes. Sauf mention contraire, les solutions sont à 25 °C avec $c^{\circ} = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
Cherche seul(e) avant d'ouvrir le corrigé séparé.

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

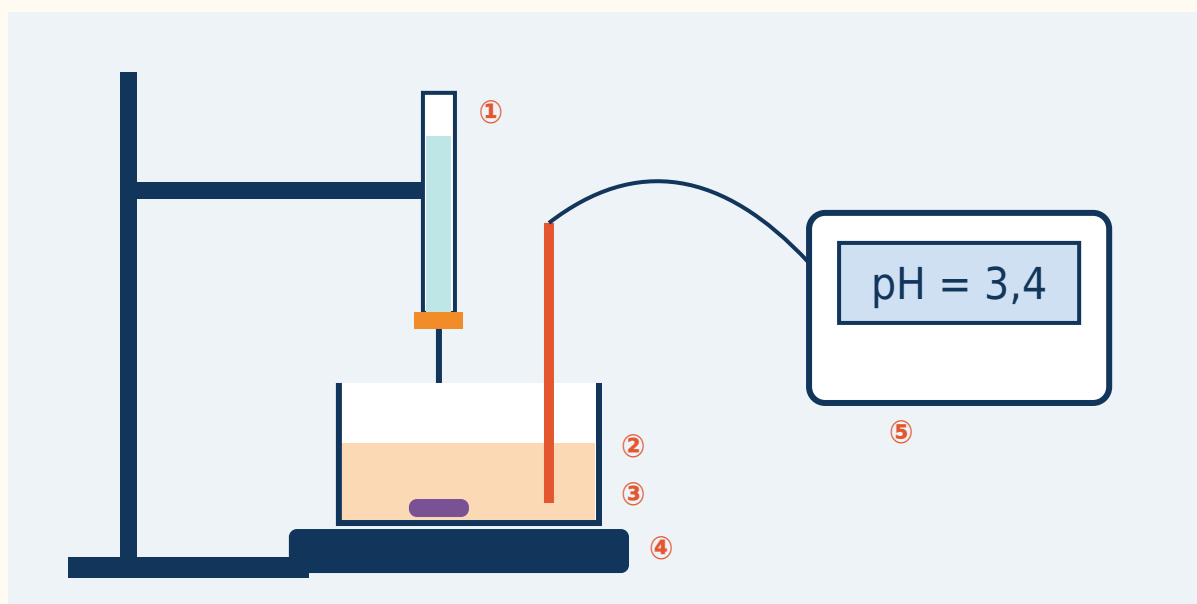
Les exercices sur le dosage acide-base

Exercice 1 : Questions de cours

1. Quelle différence y a-t-il entre un dosage par étalonnage et un dosage par titrage ?
2. Quelles qualités doit avoir la réaction support d'un titrage ?
3. Définis l'équivalence d'un titrage.
4. Écris la relation entre les quantités de matière à l'équivalence pour la réaction $a A + b B \rightarrow \text{produits}$.

Exercice 2 : Légender un montage

Le schéma représente le montage d'un titrage avec suivi pH-métrique.



Montage d'un titrage : cinq éléments à identifier.

1. Nomme les éléments repérés de ① à ⑤ et donne le rôle de chacun.
2. Quelle solution contient la burette ? Quelle solution est dans le bécher ?
3. On ajoute 50 mL d'eau distillée dans le bécher avant le titrage. Le volume équivalent change-t-il ? Justifie.
4. Pourquoi faut-il agiter pendant le titrage et attendre la stabilisation du pH ?

Exercice 3 : Vrai ou faux ?

Dis si chaque affirmation est vraie ou fausse et justifie.

- a. À l'équivalence, les réactifs sont dans les proportions stœchiométriques.
- b. Lors du titrage d'un acide fort par une base forte, le pH à l'équivalence vaut 7 à 25 °C.
- c. Lors du titrage d'un acide faible par une base forte, le pH à l'équivalence vaut 7.
- d. La réaction support d'un titrage doit être totale et rapide.
- e. Le volume équivalent augmente quand la concentration de la solution titrée augmente.
- f. Ajouter de l'eau dans le bécher avant le titrage modifie la valeur de V_E .
- g. À la demi-équivalence du titrage d'un acide faible, $\text{pH} = \text{pK}_a$.

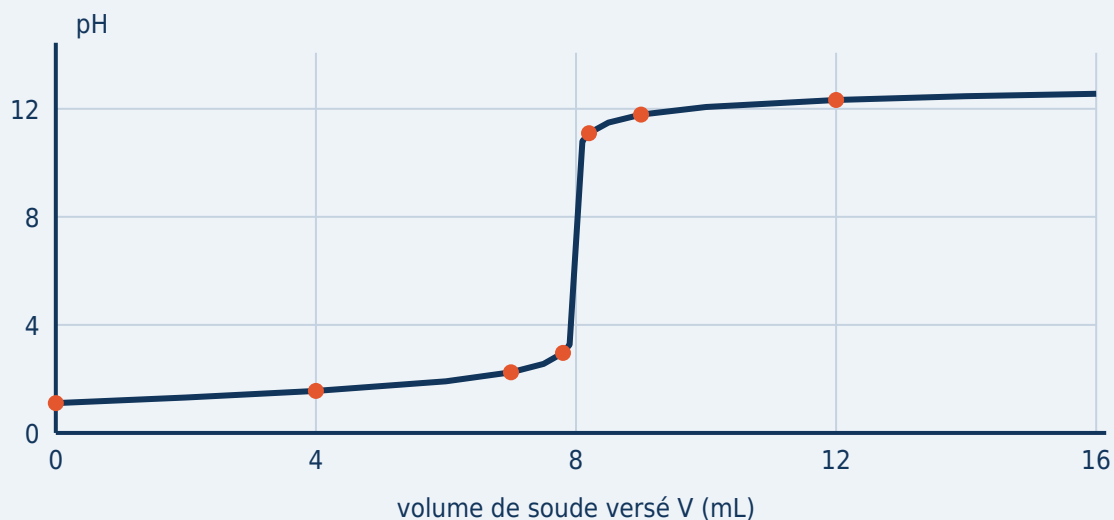
Exercice 4 : Dosage de l'acide chlorhydrique

On dose $V_A = 20,0$ mL d'une solution d'acide chlorhydrique par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $c_B = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. L'équivalence est obtenue pour $V_E = 12,4$ mL. Donnée : $M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

1. Écris l'équation de la réaction support.
2. Calcule la quantité de matière d'ions hydroxyde versée à l'équivalence.
3. Déduis la concentration c_A de la solution.
4. Calcule sa concentration massique en chlorure d'hydrogène.

Exercice 5 : Lire une courbe de titrage (acide fort)

On titre $V_A = 10,0$ mL d'acide chlorhydrique par de la soude à $0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. On relève le pH en fonction du volume V de soude versé.



Titration de 10,0 mL d'acide chlorhydrique par la soude à 0,100 mol/L.

1. Détermine graphiquement le volume équivalent V_E et le pH à l'équivalence.
2. Calcule la concentration c_A de l'acide chlorhydrique.
3. Vérifie la valeur du pH initial lue sur la courbe.
4. Parmi le bleu de bromothymol (zone de virage 6,0-7,6) et la phénolphthaléine (8,2-10,0), lequel est le mieux adapté ? Justifie.

Exercice 6 : Titration d'un diacide

On dose $V_A = 10,0$ mL d'une solution d'acide sulfurique H_2SO_4 , diacide dont les deux protons sont titrés, par de la soude à $c_B = 0,200$ mol·L⁻¹. Le volume équivalent est $V_E = 15,0$ mL. Donnée : $M(H_2SO_4) = 98,1$ g·mol⁻¹.

1. Écris l'équation de la réaction support.
2. Établis la relation entre $c_A V_A$ et $c_B V_E$.
3. Calcule c_A puis la concentration massique de la solution.

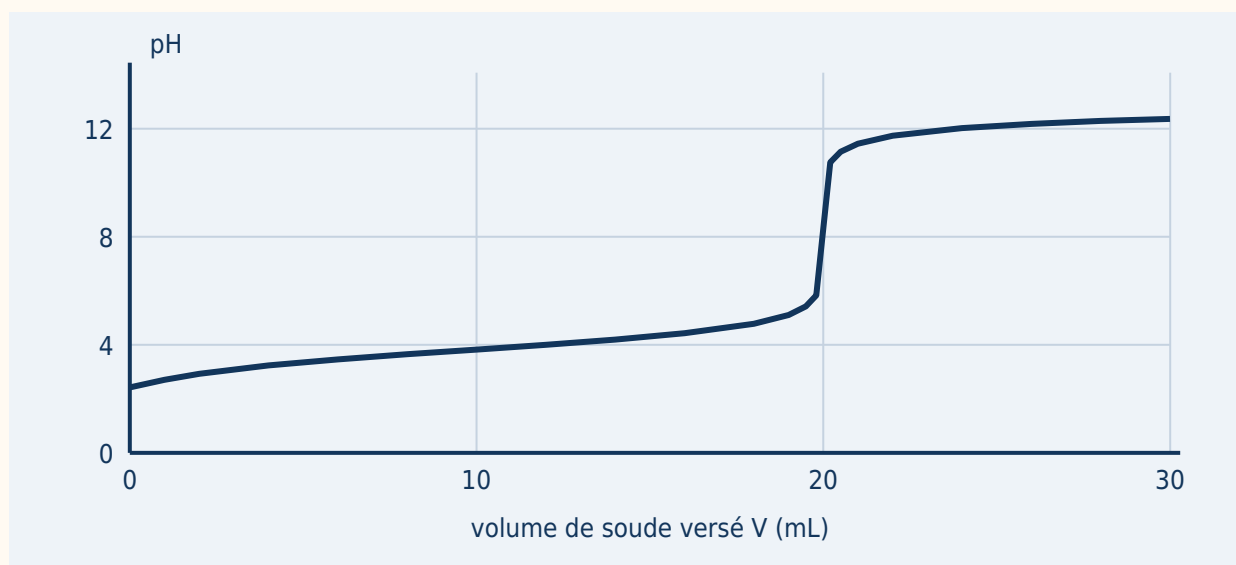
Exercice 7 : Un nettoyant à l'ammoniac

Un nettoyant ménager contient de l'ammoniac NH_3 (base faible). On le dilue 20 fois pour obtenir la solution S_1 , puis on dose $V_B = 10,0$ mL de S_1 par de l'acide chlorhydrique à $c_A = 0,100$ mol·L⁻¹ ; l'équivalence est atteinte pour $V_E = 12,5$ mL. Donnée : $M(NH_3) = 17,0$ g·mol⁻¹.

1. Écris la réaction support et justifie qu'elle est quasi totale ($pK_a(NH_4^+/NH_3) = 9,2$).
2. Calcule la concentration c_1 de S_1 .
3. Dédus la concentration du nettoyant puis sa concentration massique en ammoniac.
4. Décrit la verrerie nécessaire à la dilution par 20 d'un volume de 10,0 mL de nettoyant.

Exercice 8 : Titration d'un acide faible inconnu

On titre $V_A = 20,0$ mL d'une solution d'un acide faible HA par de la soude à $0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. La courbe $\text{pH} = f(V)$ est donnée.



Titration de 20,0 mL d'un acide faible HA par la soude à $0,100 \text{ mol/L}$.

1. Détermine le volume équivalent et le pH à l'équivalence (à 0,1 près).
2. Calcule la concentration c_A de l'acide.
3. Lis le pH pour $V = V_E \div 2$ et déduis le pK_a du couple. L'acide est-il l'acide fluorhydrique (3,2), méthanoïque (3,8) ou éthanoïque (4,8) ?
4. Choisis l'indicateur coloré adapté parmi l'hélianthine (3,1-4,4), le bleu de bromothymol (6,0-7,6) et la phénolphthaléine (8,2-10,0).

Exercice 9 : Choisir un indicateur coloré

Zones de virage : hélianthine 3,1-4,4 ; rouge de méthyle 4,2-6,2 ; bleu de bromothymol 6,0-7,6 ; phénolphthaléine 8,2-10,0.

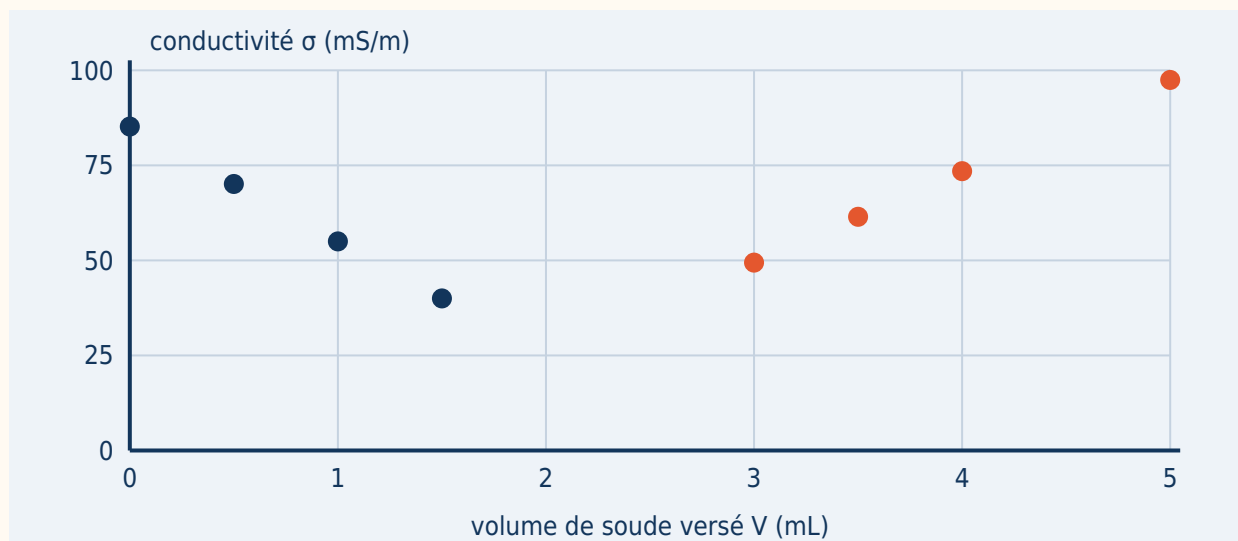
Titration	pH à l'équivalence
a. acide nitrique (acide fort) par la soude	7,0
b. acide benzoïque (acide faible) par la soude	8,4
c. ammoniac (base faible) par l'acide chlorhydrique	5,3

1. Pour chaque titration, quel indicateur choisir ? Justifie.
2. Pourquoi un indicateur dont la zone de virage est éloignée de pH_E donne-t-il un résultat faux ?
3. Le saut de pH est-il plus ou moins étendu quand les solutions sont plus diluées ? Quelle conséquence pour le choix de l'indicateur ?

Exercice 10 : Un dosage conductimétrique

On dose $V_A = 10,0$ mL d'acide chlorhydrique, auquel on ajoute 190 mL d'eau, par de la

soude à $c_B = 0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. On mesure la conductivité σ après chaque ajout.



Mesures de conductivité pendant le dosage (points sans la zone proche de l'équivalence).

Mesures : $V = 0 \text{ mL}$, $\sigma = 85,2 \text{ mS}\cdot\text{m}^{-1}$; $0,5 \text{ mL}$, $70,1$; $1,0 \text{ mL}$, $55,0$; $1,5 \text{ mL}$, $40,0$; $3,0 \text{ mL}$, $49,4$; $3,5 \text{ mL}$, $61,5$; $4,0 \text{ mL}$, $73,5$; $5,0 \text{ mL}$, $97,5$.

1. Écris l'équation de la réaction support.
2. Explique le sens de variation de σ avant puis après l'équivalence en citant les ions responsables.
3. Trace les deux droites et détermine V_E .
4. Calcule la concentration de l'acide chlorhydrique.

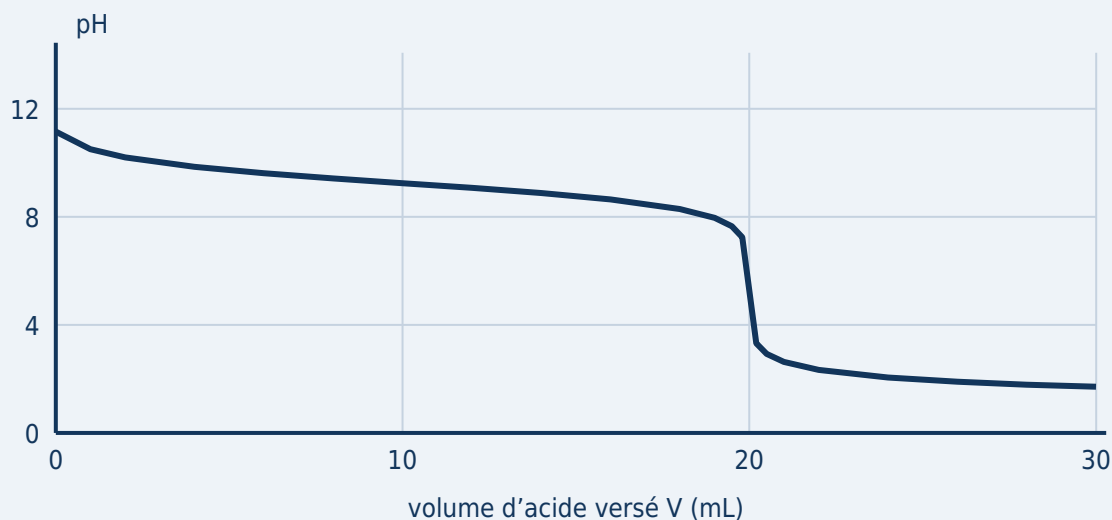
Exercice 11 : Le degré d'un vinaigre

Un vinaigre commercial est étiqueté 7°, c'est-à-dire 7 g d'acide éthanoïque pour 100 g de vinaigre. On le dilue 10 fois (solution S_1), puis on dose $V_A = 10,0 \text{ mL}$ de S_1 par de la soude à $0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$: $V_E = 11,4 \text{ mL}$. Données : $M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60,05 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; masse volumique du vinaigre $\rho = 1,02 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$.

1. Écris la réaction support.
2. Calcule la concentration de S_1 puis celle du vinaigre.
3. Calcule la masse d'acide par litre de vinaigre, puis le degré du vinaigre.
4. Compare à la valeur de l'étiquette par un écart relatif.

Exercice 12 : Titrage d'une base faible

On titre $V_B = 20,0 \text{ mL}$ de solution d'ammoniac par de l'acide chlorhydrique à $0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. La courbe est donnée.



Titration de 20,0 mL d'ammoniac par l'acide chlorhydrique à 0,100 mol/L.

1. Détermine V_E , le pH à l'équivalence et la concentration de l'ammoniac.
2. Quelle est la valeur du pH pour $V = V_E \div 2$? Que représente-t-elle ?
3. Parmi la phénolphtaléine (8,2-10,0), le bleu de bromothymol (6,0-7,6) et le rouge de méthyle (4,2-6,2), quel indicateur est adapté ? Justifie.
4. À partir du pH initial, calcule le taux d'avancement de la réaction de l'ammoniac avec l'eau.

Exercice 13 : Calculer le pH avant l'équivalence

On titre 20,0 mL d'acide éthanóïque à 0,100 mol·L⁻¹ par de la soude à 0,100 mol·L⁻¹. Donnée : $pK_a = 4,8$. Avant l'équivalence, la réaction support peut être considérée comme totale.

1. Calcule la quantité initiale d'acide et le volume équivalent.
2. Pour $V = 5,0$ mL, dresse le bilan de matière en HA et A⁻, puis calcule le pH avec $pH = pK_a + \log([A^-] \div [HA])$.
3. Fais de même pour $V = 15,0$ mL et $V = 19,0$ mL.
4. Quelle est la valeur du pH pour $V = 10,0$ mL ? Pourquoi ?

Exercice 14 : Le pH à l'équivalence

Même titrage que l'exercice 13 : 20,0 mL d'acide éthanóïque à 0,100 mol·L⁻¹ par de la soude à 0,100 mol·L⁻¹. Donnée : $K_e = 1,0 \times 10^{-14}$.

1. Quelle espèce est présente à l'équivalence ? Calcule sa concentration (volume total 40,0 mL).
2. Écris la réaction de cette espèce avec l'eau et exprime sa constante $K_b = K_e \div K_a$.
3. En admettant $[HA] = [HO^-]$ et $[A^-] \approx c$, calcule $[HO^-]$ puis le pH à l'équivalence.
4. Pourquoi ce pH est-il supérieur à 7 ?

Exercice 15 : Incertitude sur une concentration

On dose $V_A = 10,00$ mL d'une solution d'acide par de la soude à $c_B = 0,100$ mol·L⁻¹ : $V_E = 14,2$ mL. Incertitudes-types : $u(V_A) = 0,02$ mL ; $u(V_E) = 0,1$ mL ; $u(c_B) = 0,001$ mol·L⁻¹. La réaction est de stœchiométrie 1 pour 1.

1. Calcule c_A .
2. Calcule l'incertitude relative puis l'incertitude-type $u(c_A)$.
3. Exprime le résultat sous la forme $c_A = \text{valeur} \pm \text{incertitude}$.
4. La valeur attendue est $0,145$ mol·L⁻¹ : le résultat est-il compatible avec celle-ci ? (compatible si $|\text{écart}| \div u < 2$)

Exercice 16 : Un comprimé de vitamine C

Un comprimé annoncé à 500 mg d'acide ascorbique $C_6H_8O_6$ (monoacide) est dissous dans une fiole de 100,0 mL (solution S). On dose $V_A = 10,0$ mL de S par de la soude à $c_B = 0,0200$ mol·L⁻¹ : $V_E = 14,0$ mL. Donnée : $M = 176,1$ g·mol⁻¹.

1. Écris la réaction support en notant l'acide AH.
2. Calcule la quantité d'acide dans la prise de 10,0 mL puis dans le comprimé.
3. Calcule la masse d'acide ascorbique du comprimé.
4. Compare à l'indication du fabricant par un écart relatif.

Exercice 17 : Équivalence par la dérivée

Lors du titrage de 20,0 mL d'acide éthanoïque par de la soude, on relève :

V (mL)	19,0	19,5	20,0	20,5	21,0
pH	6,08	6,39	8,75	11,09	11,39

1. Calcule la dérivée $\Delta pH \div \Delta V$ sur chaque intervalle de 0,5 mL.
2. En déduis la valeur de V_E et justifie.
3. Quelle est la valeur de pH_E d'après ce tableau ?
4. Pourquoi faut-il prendre des mesures resserrées près de l'équivalence ?

Exercice 18 : Pureté d'un détartrant

Document. Un détartrant en poudre contient de l'acide citrique $C_6H_8O_7$, triacide noté H_3A , dont les trois acidités sont titrées par la soude. On dissout $m = 5,00$ g de poudre dans une fiole de 250,0 mL (solution S). On dose $V_A = 20,0$ mL de S par de la soude à $0,200$ mol·L⁻¹ et on trouve $V_E = 25,0$ mL. Donnée : $M(C_6H_8O_7) = 192,1$ g·mol⁻¹.

1. Écris la réaction support : $H_3A + 3 HO^- \rightarrow A^{3-} + 3 H_2O$. Établis la relation à l'équivalence.

2. Calcule la quantité d'acide citrique dans la prise de 20,0 mL.
3. Calcule la quantité puis la masse d'acide citrique dans les 5,00 g de poudre.
4. Déduis la pureté (pourcentage massique) du détartrant.

Exercice 19 : Vérifier un déboucheur

Un déboucheur est une solution d'hydroxyde de sodium annoncée à 20 % en masse, de masse volumique $1,22 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$. On dispose d'acide chlorhydrique à $0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, de fioles jaugées, de pipettes jaugées, d'une burette de 25 mL, de phénolphthaléine et de matériel de sécurité. $M(\text{NaOH}) = 40,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

1. Calcule la concentration en hydroxyde de sodium attendue.
2. Propose un facteur de dilution et une prise d'essai pour que V_E soit voisin de 15 mL.
3. Rédige le protocole complet (sécurité, dilution, titrage, repérage de l'équivalence) et le calcul final.

Exercice 20 : Identifier un acide

Une masse $m = 1,22 \text{ g}$ d'un acide organique solide, monoacide noté HA, est dissoute dans une fiole de 100,0 mL. On titre $V_A = 10,0 \text{ mL}$ de cette solution par de la soude à $0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$: $V_E = 10,0 \text{ mL}$. Le pH mesuré après l'ajout de 5,0 mL de soude vaut 4,2. Données : acide benzoïque ($M = 122 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $\text{pK}_a = 4,2$) ; acide éthanoïque ($M = 60 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $\text{pK}_a = 4,8$) ; acide salicylique ($M = 138 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $\text{pK}_a = 3,0$).

Identifie l'acide en utilisant deux critères indépendants (masse molaire et pK_a), en détaillant chaque calcul, puis discute la cohérence des deux résultats.