

Dosage et pH

Corrigé des exercices - niveau Terminale

Voici le corrigé détaillé des exercices sur le dosage et le pH. Pour chaque titrage, vérifie que tu as écrit l'équation de la réaction support, la relation à l'équivalence puis le calcul avec ses unités avant de comparer ton résultat.

Ce corrigé est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

La correction détaillée : corrigé dosage pH

Correction de l'exercice 1 : Questions de cours

1. Le dosage par **étalonnage** compare une grandeur mesurée (absorbance, conductivité...) à celle de solutions de concentrations connues, sans réaction chimique ; le dosage par **titrage** repose sur une réaction chimique entre l'espèce dosée et un réactif titrant.
2. La réaction support doit être **unique, rapide et totale**.
3. À l'**équivalence**, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques : le réactif titré et le réactif titrant sont entièrement consommés.
4. $n_A \div a = n_{B,E} \div b$, soit $c_A V_A \div a = c_B V_E \div b$.

Correction de l'exercice 2 : Légender un montage

1. ① **burette graduée** : contient le titrant et permet de mesurer le volume versé ; ② **bécher** contenant la solution à titrer ; ③ **barreau aimanté** : homogénéise la solution ; ④ **agitateur magnétique** : fait tourner le barreau ; ⑤ **pH-mètre** avec sa sonde : mesure le pH après chaque ajout.
2. La burette contient la **solution titrante** (de concentration connue), le bécher la **solution titrée**.
3. **Non** : l'eau ajoutée ne change pas la quantité de matière à titrer, donc V_E reste le même (le saut de pH est seulement un peu moins net).
4. Pour que le réactif versé se répartisse vite et que le pH mesuré soit celui de toute la solution ; il faut attendre la stabilisation de l'affichage avant de lire.

Correction de l'exercice 3 : Vrai ou faux ?

- a. **Vrai** : c'est la définition de l'équivalence.

- b. **Vrai** : seuls Na^+ et Cl^- sont présents, le pH vaut 7.
c. **Faux** : la solution contient la base faible A^- , donc $\text{pH} > 7$.
d. **Vrai**.
e. **Vrai** : $c_A = c_B V_E \div V_A$, donc V_E est proportionnel à c_A .
f. **Faux** : $n(\text{A})$ n'est pas modifié.
g. **Vrai** : à $V_E \div 2$, $[\text{AH}] = [\text{A}^-]$ et $\text{pH} = \text{pK}_a + \log 1$.

Correction de l'exercice 4 : Dosage de l'acide chlorhydrique

1. $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$.
2. $n(\text{HO}^-)_E = c_B V_E = 0,100 \times 12,4 \times 10^{-3} = \mathbf{1,24 \times 10^{-3} \text{ mol}}$.
3. À l'équivalence $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{HO}^-)_E$ donc $c_A = 1,24 \times 10^{-3} \div 20,0 \times 10^{-3} = \mathbf{6,20 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$.
4. $c_m = c_A \times M = 6,20 \times 10^{-2} \times 36,5 = \mathbf{2,26 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}}$.

Correction de l'exercice 5 : Lire une courbe de titrage (acide fort)

1. Le saut de pH est centré sur $V_E = \mathbf{8,0 \text{ mL}}$; le pH à l'équivalence vaut **7** (acide fort par base forte).
2. $c_A = c_B V_E \div V_A = 0,100 \times 8,0 \div 10,0 = \mathbf{8,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$.
3. L'acide est fort : $\text{pH}_0 = -\log c_A = -\log(8,0 \times 10^{-2}) = \mathbf{1,1}$, ce qui est bien la valeur lue au départ de la courbe.
4. Le **bleu de bromothymol** (6,0-7,6) convient : sa zone de virage contient $\text{pH}_E = 7$, il change de teinte exactement au saut. La phénolphthaléine (8,2-10,0) vire après le saut : l'erreur serait de l'ordre d'une goutte seulement car le saut est très raide (de 3 à 11 pour 0,2 mL), mais l'indicateur le mieux centré reste le BBT.

Correction de l'exercice 6 : Titrage d'un diacide

1. $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{HO}^- \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O}$.
2. À l'équivalence : $n(\text{H}_2\text{SO}_4) \div 1 = n(\text{HO}^-)_E \div 2$, soit $c_A V_A = c_B V_E \div 2$.
3. $c_A = 0,200 \times 15,0 \div (2 \times 10,0) = \mathbf{0,150 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$; $c_m = 0,150 \times 98,1 = \mathbf{14,7 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}}$.

Correction de l'exercice 7 : Un nettoyeur à l'ammoniac

1. $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$; $K = 1 \div K_a = 10^{9,2} \approx 1,6 \times 10^9 > 10^4$: réaction quasi totale.
2. À l'équivalence $c_1 V_B = c_A V_E$: $c_1 = 0,100 \times 12,5 \div 10,0 = \mathbf{0,125 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$.
3. Concentration du nettoyeur : $20 \times 0,125 = \mathbf{2,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$; concentration massique : $2,50 \times 17,0 = \mathbf{42,5 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}}$.
4. Pipette jaugée de 10,0 mL (avec propipette) pour le nettoyeur, fiole jaugée de 200,0 mL, eau distillée : on complète jusqu'au trait de jauge puis on homogénéise.

Correction de l'exercice 8 : Titrage d'un acide faible inconnu

1. Le saut est centré sur $V_E = 20,0 \text{ mL}$; $\text{pH}_E \approx 8,3$.
2. $c_A = 0,100 \times 20,0 \div 20,0 = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
3. $V_E \div 2 = 10,0 \text{ mL}$: on lit $\text{pH} \approx 3,8$, donc $\text{pK}_a = 3,8$: c'est l'**acide méthanoïque** ($\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$).
4. $\text{pH}_E = 8,3$: la **phénolphthaléine** (8,2-10,0) convient ; l'hélianthine et le BBT virent bien avant l'équivalence.

Correction de l'exercice 9 : Choisir un indicateur coloré

1. a. **Bleu de bromothymol** (6,0-7,6 contient 7,0). b. **Phénolphthaléine** (8,2-10,0 contient 8,4). c. **Rouge de méthyle** (4,2-6,2 contient 5,3).
2. Si la zone de virage est loin de pH_E , le changement de teinte a lieu avant ou après le saut de pH : le volume repéré diffère de V_E , donc la concentration calculée est **fausse**.
3. Plus les solutions sont diluées, plus le saut de pH est **réduit** (il commence plus tard et finit plus tôt) : le choix de l'indicateur devient plus exigeant, et un suivi pH-métrique est préférable.

Correction de l'exercice 10 : Un dosage conductimétrique

1. $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$.
2. Avant l'équivalence, les ions H_3O^+ ($\lambda = 35,0 \text{ mS}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$) sont remplacés par des ions Na^+ ($\lambda = 5,0$) : σ **diminue**. Après l'équivalence, les ions HO^- ($\lambda = 19,9$) versés en excès s'accumulent avec les Na^+ : σ **augmente**.
3. Droite avant : de (0 ; 85,2) à (1,5 ; 40,0), pente $-30,1 \text{ mS}\cdot\text{m}^{-1}$ par mL, soit $\sigma = 85,2 - 30,1 V$. Droite après : de (3,0 ; 49,4) à (5,0 ; 97,5), pente $+24,0$ par mL, soit $\sigma = 49,4 + 24,0 (V - 3,0)$. Intersection : $85,2 - 30,1 V = 49,4 + 24,0 V - 72,0$, d'où $108,0 = 54,1 V$ et $V_E \approx 2,0 \text{ mL}$.
4. $c_A = c_B V_E \div V_A = 0,200 \times 2,0 \div 10,0 = 4,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Correction de l'exercice 11 : Le degré d'un vinaigre

1. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{HO}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$.
2. $c_1 = c_B V_E \div V_A = 0,100 \times 11,4 \div 10,0 = 0,114 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; vinaigre (dilué 10 fois) : $c = 1,14 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
3. Masse d'acide par litre : $1,14 \times 60,05 = 68,5 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$. Masse d'un litre de vinaigre : $1,02 \text{ kg} = 1\,020 \text{ g}$. Degré = $68,5 \div 1\,020 \times 100 = 6,7^\circ$.
4. Écart relatif : $|7 - 6,7| \div 7 = 4,3 \%$: résultat proche de l'indication de l'étiquette (la valeur de l'étiquette est elle-même donnée avec une tolérance).

Correction de l'exercice 12 : Titrage d'une base faible

1. Saut centré sur $V_E = 20,0 \text{ mL}$, $\text{pH}_E \approx 5,3$ (inférieur à 7 : acide faible NH_4^+ présent) ; $c = c_A V_E \div V_B = 0,100 \times 20,0 \div 20,0 = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
2. À $V_E \div 2 = 10,0 \text{ mL}$, **pH = 9,2** : c'est le **pK_a du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$** , car $[\text{NH}_4^+] = [\text{NH}_3]$.
3. Le **rouge de méthyle** (4,2-6,2) contient $\text{pH}_E = 5,3$; la phénolphthaléine et le BBT virent avant l'équivalence.
4. pH initial = 11,1 : $[\text{HO}^-] = 10^{(11,1 - 14)} = 1,3 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $\tau = 1,3 \times 10^{-3} \div 0,100 = 1,3 \%$: base faible.

Correction de l'exercice 13 : Calculer le pH avant l'équivalence

1. $n(\text{HA})_i = 0,100 \times 20,0 = 2,0 \text{ mmol}$; $V_E = n \div c_B = 2,0 \times 10^{-3} \div 0,100 = 20,0 \text{ mL}$.
2. $V = 5,0 \text{ mL}$: $n(\text{HO}^-) = 0,50 \text{ mmol}$, donc $n(\text{A}^-) = 0,50 \text{ mmol}$ et $n(\text{HA}) = 2,0 - 0,50 = 1,5 \text{ mmol}$; $\text{pH} = 4,8 + \log(0,50 \div 1,5) = 4,8 - 0,48 = 4,3$.
3. $V = 15,0 \text{ mL}$: $n(\text{A}^-) = 1,5 \text{ mmol}$, $n(\text{HA}) = 0,50 \text{ mmol}$; $\text{pH} = 4,8 + \log 3,0 = 5,3$. $V = 19,0 \text{ mL}$: $n(\text{A}^-) = 1,9 \text{ mmol}$, $n(\text{HA}) = 0,10 \text{ mmol}$; $\text{pH} = 4,8 + \log 19 = 6,1$.
4. $V = 10,0 \text{ mL} = V_E \div 2$: $n(\text{HA}) = n(\text{A}^-) = 1,0 \text{ mmol}$, donc **pH = pK_a = 4,8**.

Correction de l'exercice 14 : Le pH à l'équivalence

1. À l'équivalence, il ne reste que la base conjuguée **CH_3COO^-** (et Na^+) : $n = 2,0 \text{ mmol}$ dans $40,0 \text{ mL}$, donc $c = 2,0 \times 10^{-3} \div 40,0 \times 10^{-3} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
2. $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{HO}^-$; $K_b = K_e \div K_a = 10^{-14} \div 10^{-4,8} = 10^{-9,2} = 6,3 \times 10^{-10}$.
3. $K_b = [\text{HO}^-]^2 \div c$, donc $[\text{HO}^-] = \sqrt{(6,3 \times 10^{-10} \times 5,0 \times 10^{-2})} = 5,6 \times 10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} \div 5,6 \times 10^{-6} = 1,8 \times 10^{-9} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; **pH = 8,75** (soit 8,7 ou 8,8 selon l'arrondi).
4. L'ion éthanolate est une base faible : il produit des ions HO^- en réagissant avec l'eau, donc **pH > 7**.

Correction de l'exercice 15 : Incertitude sur une concentration

1. $c_A = c_B V_E \div V_A = 0,100 \times 14,2 \div 10,00 = 0,142 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
2. Incertitudes relatives : $u(c_B)/c_B = 0,001 \div 0,100 = 0,0100$; $u(V_E)/V_E = 0,1 \div 14,2 = 0,0070$; $u(V_A)/V_A = 0,02 \div 10,00 = 0,0020$. $u(c_A)/c_A = \sqrt{(0,0100^2 + 0,0070^2 + 0,0020^2)} = \sqrt{1,54 \times 10^{-4}} = 0,0124$ (1,2 %) ; $u(c_A) = 0,142 \times 0,0124 = 1,8 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
3. **$c_A = (0,142 \pm 0,002) \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$** .
4. Écart : $|0,145 - 0,142| = 0,003$; $0,003 \div 0,0018 \approx 1,7 < 2$: le résultat est **compatible** avec la valeur attendue.

Correction de l'exercice 16 : Un comprimé de vitamine C

1. **$\text{AH} + \text{HO}^- \rightarrow \text{A}^- + \text{H}_2\text{O}$** .
2. $n(\text{AH})$ dans $10,0 \text{ mL} = c_B V_E = 0,0200 \times 14,0 \times 10^{-3} = 2,80 \times 10^{-4} \text{ mol}$; dans la fiole

de 100,0 mL (10 fois plus) : $2,80 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

3. $m = n M = 2,80 \times 10^{-3} \times 176,1 = 0,493 \text{ g} = 493 \text{ mg}$.

4. Écart relatif : $(500 - 493) \div 500 = 1,4 \%$: le comprimé respecte l'indication à mieux que 2 % près.

Correction de l'exercice 17 : Équivalence par la dérivée

1. De 19,0 à 19,5 : $(6,39 - 6,08) \div 0,5 = 0,62 \text{ mL}^{-1}$; de 19,5 à 20,0 : $(8,75 - 6,39) \div 0,5 = 4,72$; de 20,0 à 20,5 : $(11,09 - 8,75) \div 0,5 = 4,68$; de 20,5 à 21,0 : $(11,39 - 11,09) \div 0,5 = 0,60$.

2. La dérivée est maximale autour de 20,0 mL (deux valeurs voisines autour de 4,7 de part et d'autre) : $V_E \approx 20,0 \text{ mL}$.

3. $\text{pH}_E \approx 8,75$.

4. Parce que le pH varie très vite près de l'équivalence : des mesures espacées ne permettraient pas de localiser précisément le maximum de la dérivée.

Correction de l'exercice 18 : Pureté d'un détartrant

1. À l'équivalence : $n(\text{H}_3\text{A}) \div 1 = n(\text{HO}^-)_E \div 3$, soit $n(\text{H}_3\text{A}) = c_B V_E \div 3$.

2. $n(\text{H}_3\text{A}) = 0,200 \times 25,0 \times 10^{-3} \div 3 = 1,67 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

3. La fiole (250,0 mL) contient $250,0 \div 20,0 = 12,5$ fois plus : $n = 2,08 \times 10^{-2} \text{ mol}$; $m = 2,08 \times 10^{-2} \times 192,1 = 4,00 \text{ g}$.

4. Pureté = $4,00 \div 5,00 = 80,0 \%$ en masse.

Correction de l'exercice 19 : Vérifier un déboucheur

1. Dans 1 L : $m(\text{solution}) = 1,22 \text{ kg} = 1\,220 \text{ g}$; $m(\text{NaOH}) = 0,20 \times 1\,220 = 244 \text{ g}$; $c = 244 \div 40,0 = 6,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

2. Avec $V_A = 10,0 \text{ mL}$ de solution diluée et $V_E \approx 15 \text{ mL}$ d'acide à $0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, la concentration à titrer est $c_{\text{dil}} = 0,100 \times 15 \div 10,0 = 0,15 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, soit un facteur de dilution de $6,1 \div 0,15 \approx 40$: 5,00 mL de déboucheur dans une fiole de 200,0 mL.

3. **Protocole.** Sécurité : blouse, gants, lunettes (la soude concentrée est corrosive), ne jamais verser l'eau dans le produit pur mais verser le produit dans de l'eau. Dilution : pipette jaugée de 5,00 mL, fiole jaugée de 200,0 mL contenant déjà de l'eau distillée, compléter au trait, homogénéiser. Titrage : prélever 10,0 mL de la solution diluée à la pipette jaugée, ajouter 2 gouttes de phénolphthaléine (solution rose), verser l'acide à la burette en agitant jusqu'à décoloration persistante : relever V_E . Calcul : $c_{\text{dil}} = c_A V_E \div V_B$; $c = 40 \times c_{\text{dil}}$; comparer à $6,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ avec un écart relatif. Pour 15,0 mL on trouve $c_{\text{dil}} = 0,150 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ donc $c = 6,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Correction de l'exercice 20 : Identifier un acide

Critère 1 : la masse molaire. $n(\text{HA})$ dans 10,0 mL = $c_B V_E = 0,100 \times 10,0 \times 10^{-3} =$

$1,00 \times 10^{-3}$ mol ; dans la fiole de 100,0 mL : $1,00 \times 10^{-2}$ mol. $M = m \div n = 1,22 \div 1,00 \times 10^{-2} = \mathbf{122 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}}$: acide benzoïque ($122 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$) ; l'acide éthanoïque (60) et l'acide salicylique (138) sont exclus.

Critère 2 : le pK_a . L'ajout de 5,0 mL correspond à $V_E \div 2$: **$pH = pK_a = 4,2$** , valeur de l'acide benzoïque (et non 4,8 ni 3,0).

Cohérence : les deux critères désignent le même acide, l'**acide benzoïque** ; la conclusion est donc solide.

Comment progresser après ce corrigé

Relis la méthode : équation de la réaction support, tableau d'avancement ou relation à l'équivalence, lecture de V_E , calcul. Pour les courbes, entraîne-toi à tracer deux tangentes parallèles et à retrouver V_E par la dérivée. Refais les exercices 8, 10 et 18 sans regarder la correction et vérifie toujours la cohérence de l'ordre de grandeur de ta concentration.

Retour aux énoncés des exercices