

TERMINALE SPÉCIALITÉ · PHYSIQUE-CHIMIE · CONSTITUTION ET TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE · CHAPITRE 1



R. RINGUET · 2026 – 2027

Contrôle B Transformations acide-base

Transfert d'ion H^+ , amines et ions ammonium, acides α -aminés, espèces amphotères

Durée : 1 h · calculatrice autorisée · 4 exercices indépendants · barème sur 20

Nom : Prénom : Classe : Note : /20

★ CONSIGNES

Les quatre exercices sont indépendants. Toute réponse doit être justifiée ; les équations sont ajustées et les états physiques précisés ; les résultats sont donnés avec leur unité et un nombre adapté de chiffres significatifs.

Formulaire : couples de l'eau $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ et $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$.

Exercice 1 Vrai ou faux ?

4 pts ●●○

- 1.1 Indiquer si chaque affirmation est vraie ou fausse et justifier en une phrase, en s'appuyant si besoin sur une demi-équation.
- a) L'ion HO^- est la base conjuguée de l'ion H_3O^+ .
 - b) Une base de Brönsted possède nécessairement un doublet non liant.
 - c) Dans un couple acide-base, l'acide porte toujours une charge positive.
 - d) L'ion hydrogénocarbonate peut réagir avec lui-même par transfert d'un ion H^+ .
- 1.2 On donne l'équation : $\text{HCOOH}(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{NH}_2(\text{aq}) \longrightarrow \text{HCOO}^-(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{NH}_3^+(\text{aq})$. Identifier les deux couples mis en jeu, préciser l'espèce qui cède l'ion H^+ et celle qui le capte, puis écrire les deux demi-équations.

Exercice 2 Les fumées blanches de la salle de chimie

6 pts ●●○

Un professeur approche l'un de l'autre deux flacons ouverts, l'un contenant de l'ammoniac gazeux $\text{NH}_3(\text{g})$, l'autre du chlorure d'hydrogène gazeux $\text{HCl}(\text{g})$. Un épais nuage blanc apparaît entre les deux flacons : il est constitué de cristaux de chlorure d'ammonium $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$, solide ionique formé des ions NH_4^+ et Cl^- .

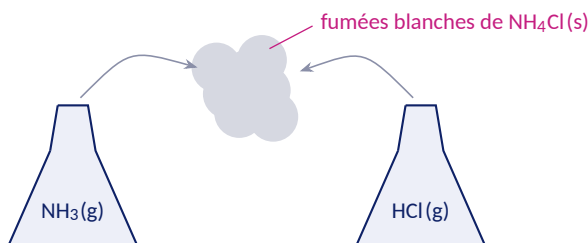


Figure 1 — Les deux flacons ouverts, placés côte à côte

■ DONNÉES M en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: $M(\text{H}) = 1,0$ • $M(\text{N}) = 14,0$ • $M(\text{Cl}) = 35,5$ • $V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

- 2.1 Écrire l'équation de la réaction observée. Montrer qu'il s'agit d'une réaction acide-base en identifiant les deux couples mis en jeu (on rappelle que le chlorure d'hydrogène appartient au couple HCl/Cl^-) et en précisant le sens du transfert de l'ion H^+ .
- 2.2 Représenter le schéma de Lewis de la molécule d'ammoniac, puis celui de l'ion ammonium. Expliquer, à l'aide du doublet non liant de l'azote, comment se forme l'ion ammonium.

- 2.3 Le flacon d'ammoniac contient un volume $V = 240 \text{ mL}$ de gaz ; le second flacon contient une masse $m = 0,292 \text{ g}$ de chlorure d'hydrogène gazeux. Calculer les quantités de matière des deux réactifs.
- 2.4 Déterminer le réactif limitant, puis la masse maximale de chlorure d'ammonium formée.
- 2.5 Le solide est ensuite dissous dans l'eau, puis on ajoute une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$) : une odeur piquante d'ammoniac réapparaît. Écrire l'équation de la réaction et expliquer l'observation.
- 2.6 Cette dernière transformation est-elle une réaction acide-base ? Justifier en une phrase.

Exercice 3 La glycine, un acide α -aminé

5 pts ●●●

■ DOCUMENT 1 — La glycine et sa forme zwitterionique

La glycine est le plus simple des acides α -aminés : elle possède un groupe carboxyle et un groupe amino portés par le même atome de carbone. Écrivez $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$, elle existe en réalité, en solution aqueuse, sous la forme d'un *amphion* (ou *zwitterion*) $\text{H}_3\text{N}^+-\text{CH}_2-\text{COO}^-$, obtenu par transfert interne d'un ion H^+ du groupe carboxyle vers le groupe amino. C'est cet amphion, noté $\text{G}^\pm$, qui est l'espèce amphotère étudiée ici.

■ DONNÉES M en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: $M(\text{H}) = 1,0$ • $M(\text{C}) = 12,0$ • $M(\text{N}) = 14,0$ • $M(\text{O}) = 16,0$

- 3.1 Repérer et nommer les deux groupes caractéristiques de la glycine $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$. Représenter le schéma de Lewis du groupe amino et indiquer le doublet responsable du caractère basique.
- 3.2 L'amphion $\text{G}^\pm$ peut capter un ion H^+ pour donner le cation $\text{H}_3\text{N}^+-\text{CH}_2-\text{COOH}$, ou en céder un pour donner l'anion $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COO}^-$. Écrire les deux demi-équations correspondantes et en déduire les deux couples acide-base auxquels $\text{G}^\pm$ appartient. Conclure sur son caractère amphotère.
- 3.3 Écrire l'équation de la réaction entre l'amphion et l'ion oxonium, puis celle entre l'amphion et l'ion hydroxyde.
- 3.4 On dissout $m = 1,50 \text{ g}$ de glycine dans de l'eau pour obtenir $V = 200 \text{ mL}$ de solution. Calculer la masse molaire de la glycine, puis la concentration en quantité de matière de la solution.
- 3.5 À cette solution, on ajoute $5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ d'ions oxonium. Déterminer la quantité de matière de cation $\text{H}_3\text{N}^+-\text{CH}_2-\text{COOH}$ formé, en supposant la transformation totale, et la quantité d'amphion restant.

Exercice 4 Un engrais azoté et le chaulage des sols

5 pts ●●●

Les engrais « ammonitrates » contiennent du nitrate d'ammonium $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s})$, qui libère dans le sol des ions ammonium NH_4^+ , assimilables par les plantes. Certains sols acides sont amendés par un *chaulage*, qui apporte des ions hydroxyde HO^- . Si les deux opérations sont réalisées en même temps, une partie de l'azote est perdue sous forme d'ammoniac gazeux, ce qui réduit l'efficacité de l'engrais et pollue l'atmosphère.

Un agriculteur épand sur une parcelle $40,0 \text{ kg}$ d'un engrais contenant $35,0 \%$ en masse de nitrate d'ammonium, puis chaulé aussitôt le sol : les ions hydroxyde sont apportés en large excès.

■ DONNÉES M en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: $M(\text{H}) = 1,0$ • $M(\text{N}) = 14,0$ • $M(\text{O}) = 16,0$ • $V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

- 4.1 Écrire l'équation de la réaction entre l'ion ammonium et l'ion hydroxyde, et identifier les deux couples mis en jeu.
- 4.2 Calculer la masse molaire du nitrate d'ammonium, puis la quantité de matière d'ions ammonium apportée à la parcelle.
- 4.3 Déterminer la masse maximale d'ammoniac qui peut être perdue, ainsi que le volume de gaz correspondant. Commenter ce résultat.
- 4.4 Quelle proportion de la masse d'engrais épandue cette perte représente-t-elle ?
- 4.5 Proposer, en une ou deux phrases, une recommandation pratique à donner à l'agriculteur, en justifiant par la chimie mise en jeu.