

CAHIER 3

Équilibres chimiques, acides, bases et solubilité

Prévoir l'évolution, calculer un pH et maîtriser les titrages

Cahiers de vacances — passage en L1

Niveau très exigeant — esprit prépa et ancienne série C

Version d'entraînement — sans corrigés

Objectif : rigueur, culture chimique, autonomie et préparation aux études scientifiques.



Image decorative en lien avec le theme general du cahier (mathematiques, etude), sans rapport avec un exercice precis

Présentation du cahier

Cette collection reprend les notions de chimie du cycle terminal et les prolonge vers la L1 et les classes préparatoires. Elle privilégie les bilans de matière complets, la justification des modèles, le calcul sans raccourci et la rédaction scientifique, dans l'esprit exigeant de l'ancienne série C.

Objectifs

- Utiliser quotient de réaction et constante d'équilibre.
- Calculer le pH de solutions fortes, faibles et tampons.
- Interpréter les courbes de titrage et les diagrammes de distribution.
- Traiter solubilité, précipitation et complexation.

Organisation

Partie	Contenu
1	Équilibres généraux
2	Acides et bases
3	Titrages et systèmes polyacides
4	Solubilité et complexation

Méthode de travail

1. Écrire les équations chimiques équilibrées avant tout calcul.
2. Préciser les hypothèses, les unités et le nombre de chiffres significatifs.
3. Contrôler systématiquement conservation de la matière, des éléments et de la charge.
4. Chercher au moins vingt minutes avant de lire une piste.
5. Conserver une copie complète de tous les calculs et raisonnements.

Exercice 1. Quotient de réaction et sens d'évolution [Consolidation]

Pour $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$, $K_p = 0,15$ à une température donnée. Un mélange possède $p(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,80$ bar et $p(\text{NO}_2) = 0,20$ bar.

Calculer Q_p et prévoir le sens d'évolution.

Piste : $Q_p = p(\text{NO}_2)^2 / p(\text{N}_2\text{O}_4)$, avec les pressions rapportées à l'état standard.

Espace de travail :

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 2. Tableau d'avancement à l'équilibre [Approfondissement]

Dans un volume constant de 1,00 L, on introduit 1,00 mol de H_2 et 1,00 mol de I_2 . Pour $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$, $K_c = 49,0$.

Déterminer la composition à l'équilibre.

Piste : Poser ξ , puis utiliser $K_c = [\text{HI}]^2 / ([\text{H}_2][\text{I}_2])$.

Espace de travail :

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 3. Principe de Le Châtelier [Consolidation]

Pour $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$, la réaction directe est exothermique.

Prévoir qualitativement l'effet d'une augmentation de pression, d'une augmentation de température, de l'ajout de O_2 et d'un catalyseur.

Piste : Comparer le nombre de moles gazeuses et distinguer équilibre et vitesse.

Espace de travail :

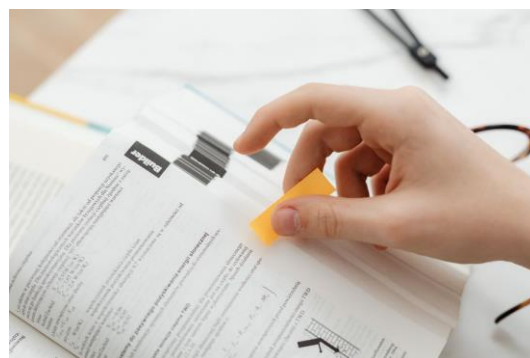
.....

.....

.....

.....

.....

**Exercice 4. pH d'acides et bases forts [Consolidation]**

Calculer le pH de : a) HCl à $2,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; b) NaOH à $4,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; c) un mélange de 20,0 mL de HCl $0,0100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et 30,0 mL de NaOH $0,00500 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Piste : Pour le mélange, faire d'abord le bilan stœchiométrique de neutralisation.

Espace de travail :

.....

.....

.....

.....

Exercice 5. Acide faible : calcul exact et approximation [Approfondissement]

Une solution d'acide éthanóïque de concentration $C=0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ a $K_a=1,8\times 10^{-5}$.

- 1) Établir l'équation exacte pour $x=[\text{H}_3\text{O}^+]$.
- 2) Calculer le pH par approximation puis vérifier sa validité.

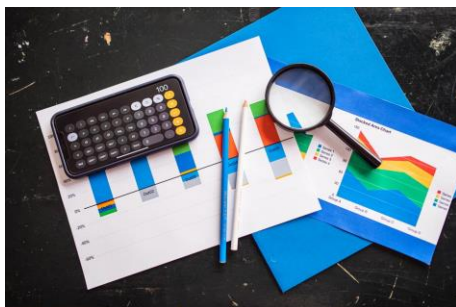
Piste : Si $x \ll C$, alors $K_a \approx x^2/C$.

Espace de travail :

Exercice 6. Solution tampon [Approfondissement]

On mélange 100 mL de CH_3COOH $0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et 100 mL de CH_3COONa $0,300 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

- 1) Calculer le pH.



- 2) Ajouter 1,00 mmol de HCl et calculer le nouveau pH en négligeant la variation de volume.

Données : $\text{p}K_a=4,76$.

Piste : Utiliser le rapport base/acide après la réaction quantitative avec HCl.

Espace de travail :

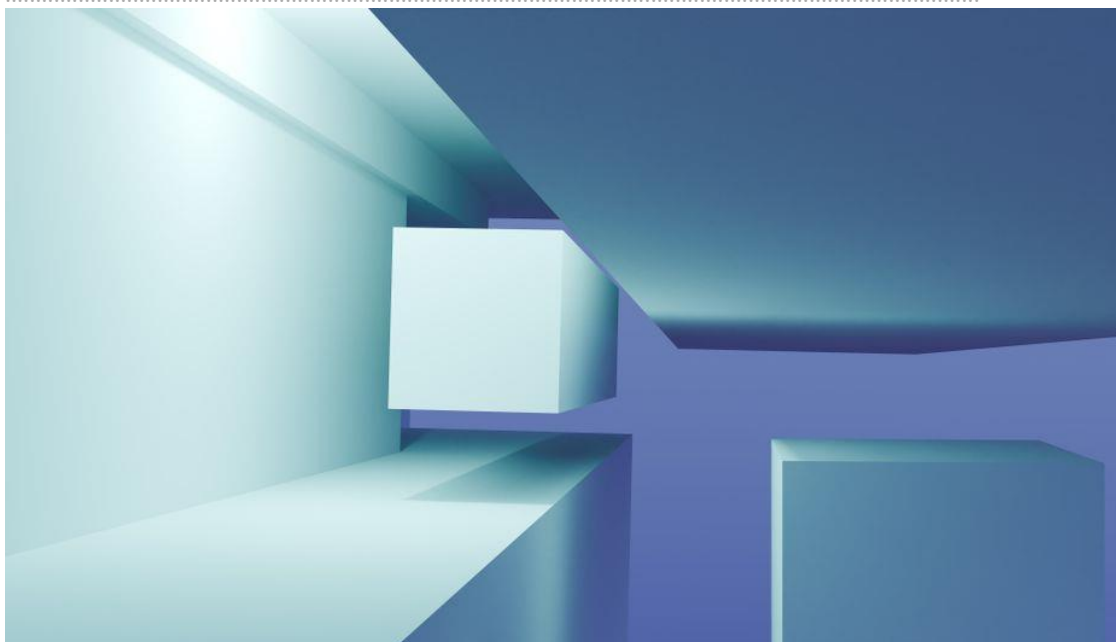


Image decorative en lien avec le theme general du cahier (mathematiques, etude), sans rapport avec un exercice

Exercice 7. Diagramme de distribution [Prépa]

Pour le couple HA/A^- , établir les fractions α_{HA} et α_{A^-} en fonction de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et K_a .

Déterminer leurs valeurs pour $\text{pH}=\text{p}K_a-1$, $\text{p}K_a$ et $\text{p}K_a+1$.

Piste : Utiliser $C=[\text{HA}]+[\text{A}^-]$ et $K_a=[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]/[\text{HA}]$.

Espace de travail :

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 8. Titrage d'un acide faible par une base forte [Prépa]

On titre 20,0 mL d'acide éthanóïque 0,100 mol·L⁻¹ par NaOH 0,100 mol·L⁻¹.

Calculer le pH initial, à la demi-équivalence, à l'équivalence et après ajout de 25,0 mL de base.

Données : $K_a=1,8\times 10^{-5}$; $K_e=1,0\times 10^{-14}$.

Piste : Chaque domaine exige un modèle différent.

Espace de travail :

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 9. Acide diprotique [Prépa]

L'acide carbonique H_2CO_3 possède $\text{p}K_{a1}=6,35$ et $\text{p}K_{a2}=10,33$.

1) Identifier l'espèce prédominante à pH 4, 8 et 12.

2) Calculer le rapport $[\text{HCO}_3^-]/[\text{H}_2\text{CO}_3]$ à pH 7,40.

3) Expliquer le rôle du couple dans le sang.

Piste : Comparer le pH aux $\text{p}K_a$.

Espace de travail :

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 10. Produit de solubilité [Approfondissement]

Pour $\text{AgCl(s)}\rightleftharpoons\text{Ag}^++\text{Cl}^-$, $K_s=1,8\times 10^{-10}$.

1) Calculer la solubilité dans l'eau pure.

2) Calculer la solubilité dans NaCl à 0,100 mol·L⁻¹.



Image decorative en lien avec le theme general du cahier (mathematiques, etude), sans rapport avec un exercice precis

3) Expliquer l'effet d'ion commun.

Piste : Dans l'eau pure, $[Ag^+] = [Cl^-] = s$.

Espace de travail :

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 11. Précipitation et séparation [Défi]

Une solution contient $[Ag^+] = [Pb^{2+}] = 0,0100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On ajoute progressivement Cl^- .

Déterminer la concentration de Cl^- au début de la précipitation de $AgCl$ puis de $PbCl_2$. La séparation est-elle possible ?

Données : $K_s(AgCl) = 1,8 \times 10^{-10}$; $K_s(PbCl_2) = 1,7 \times 10^{-5}$.

Piste : Pour $PbCl_2$, $K_s = [Pb^{2+}][Cl^-]^2$.

Espace de travail :

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 12. Grand problème : traitement d'une eau [Défi]

Une eau contient Ca^{2+} et HCO_3^- . On ajoute de la chaux $\text{Ca}(\text{OH})_2$ pour précipiter CaCO_3 .

- 1) Écrire les réactions acido-basiques et de précipitation.
- 2) Expliquer pourquoi le pH contrôle l'efficacité.
- 3) Pour $1,00 \text{ m}^3$ d'eau contenant $2,50 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ de Ca^{2+} , estimer la masse maximale de CaCO_3 récupérable.

Données : $M(\text{CaCO}_3) = 100,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Piste : La précipitation consomme une mole de Ca^{2+} par mole de CaCO_3 .

Espace de travail :

.....

.....

.....

.....

.....

Bilan personnel

Compétence	Maîtrisée	À retravailler
Équations et bilans de matière	☐	☐
Calculs et unités	☐	☐
Modèles et hypothèses	☐	☐
Rédaction scientifique	☐	☐
Autonomie	☐	☐

Conseil final : refaire les exercices marqués « Prépa » et « Défi » une semaine plus tard, sans consulter la solution.