

CAHIER 5

Chimie générale et équilibres

Quantités de matière, solutions, cinétique et électrochimie



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

VERSION D'ENTRAÎNEMENT — sans correction

Sciences physiques — passage en L1

Niveau très exigeant, esprit prépa et ancienne série C

Objectif : calculer, modéliser, démontrer et interpréter sans raccourci

Présentation du cahier

Ce cahier reprend les bases quantitatives de la chimie et les prolonge vers les équilibres, la cinétique, la thermochimie, les réactions acide-base, les oxydoréductions et les piles. Chaque exercice exige un tableau d'avancement ou un bilan de matière explicite.

Objectifs

- Maîtriser stœchiométrie, concentrations, dilutions et titrages.
- Calculer pH, constantes d'équilibre et solutions tampons.
- Exploiter lois cinétiques et relation d'Arrhenius.
- Résoudre des problèmes de thermochimie, redox, piles et solubilité.

Méthode de travail

- 1) Faire un schéma, choisir le système étudié et préciser le référentiel.
- 2) Écrire les lois littéralement avant toute application numérique.
- 3) Contrôler les unités, les ordres de grandeur et le nombre de chiffres significatifs.
- 4) Chercher au moins vingt minutes avant de consulter une aide ou une correction.
- 5) Rédiger une conclusion physique ou chimique, pas seulement un résultat numérique.

Cette version ne contient aucune correction. Utiliser ensuite le cahier jumeau corrigé pour comparer la démarche, pas seulement le résultat.

Constantes utiles

Constante	Valeur	Unité / remarque
Accélération de la pesanteur g	9,81	$\text{m}\cdot\text{s}^{-2}$
Constante gravitationnelle G	$6,67 \times 10^{-11}$	$\text{N}\cdot\text{m}^2\cdot\text{kg}^{-2}$
Célérité de la lumière c	$3,00 \times 10^8$	$\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$
Charge élémentaire e	$1,602 \times 10^{-19}$	C
Constante d'Avogadro N_A	$6,022 \times 10^{23}$	mol^{-1}
Constante des gaz parfaits R	8,314	$\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
Constante de Faraday F	$9,6485 \times 10^4$	$\text{C}\cdot\text{mol}^{-1}$

I. Quantités de matière et solutions

Exercice 1. Combustion du méthane [Consolidation]

Éléments du cours mobilisés : Quantité de matière ; équation chimique ajustée ; stœchiométrie ; gaz parfait ; composition de l'air ; masses de produits.

Indications / méthode : Commencer par ajuster l'équation et convertir la masse de méthane en quantité de matière. Les coefficients stœchiométriques donnent ensuite les quantités de O_2 et de produits.

Formules / relations utiles : $n=m/M$; $pV=nRT$; rapports stœchiométriques issus de $CH_4+2O_2\rightarrow CO_2+2H_2O$.

On brûle 2,40 g de méthane CH_4 dans le dioxygène.

- 1) Écrire l'équation de combustion complète.
- 2) Calculer la quantité de méthane et celle de dioxygène nécessaire.
- 3) Quel volume d'air faut-il à 25 °C et 1,00 bar, l'air contenant 21,0 % de O_2 en quantité de matière ?
- 4) Calculer les masses de CO_2 et H_2O formées.

Espace de travail

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....



Exercice 2. Préparation d'une solution d'acide sulfurique [Approfondissement]

Éléments du cours mobilisés : Concentration molaire ; fraction massique ; masse volumique ; dilution ; préparation de solution ; sécurité de manipulation des acides concentrés.

Indications / méthode : Remonter de la solution finale vers la quantité d'acide pur nécessaire, puis vers la masse et le volume de solution commerciale. Pour la dilution, conserver la quantité de soluté prélevée.

Formules / relations utiles : $n=cV$; $m_{\text{pur}}=nM$; $m_{\text{solution}}=m_{\text{pur}}/w$; $V_{\text{solution}}=m_{\text{solution}}/\rho$; $c_1V_1=c_2V_2$.

On veut préparer 500,0 mL d'une solution de H_2SO_4 à 0,200 mol·L⁻¹ à partir d'un acide commercial à 98,0 % massique, de masse volumique 1,84 g·mL⁻¹.

- 1) Calculer la quantité et la masse d'acide pur nécessaires.
- 2) Déterminer le volume de solution commerciale à prélever.
- 3) Décrire le protocole et la règle de sécurité essentielle.
- 4) On prélève 25,0 mL de la solution préparée et on dilue à 250,0 mL. Calculer la nouvelle concentration.

Espace de travail



.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 3. Titrage d'un acide fort [Approfondissement]

Éléments du cours mobilisés : Titrage acido-basique ; équivalence ; réaction totale $\text{H}_3\text{O}^+/\text{HO}^-$; calcul du pH avant, à et après l'équivalence ; indicateurs colorés.

Indications / méthode : Faire un bilan de matière après chaque volume ajouté. Avant l'équivalence l'acide est en excès ; après, la base est en excès ; à l'équivalence d'un fort/fort, raisonner sur la neutralité de la solution.

Formules / relations utiles : $n_{\text{acide,initial}} = n_{\text{base,équiv}}$; $[\text{H}_3\text{O}^+] = n_{\text{excès}}/V_{\text{total}}$; $[\text{HO}^-] = n_{\text{excès}}/V_{\text{total}}$; $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$; $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$ à 25 °C.

On titre 20,0 mL d'une solution de HCl par NaOH à 0,100 mol·L⁻¹. L'équivalence est obtenue pour 15,6 mL.

- 1) Déterminer la concentration de HCl.
- 2) Calculer le pH initial.
- 3) Calculer le pH après ajout de 10,0 mL de base, à l'équivalence, puis 1,00 mL après l'équivalence.
- 4) Proposer un indicateur coloré adapté.

Espace de travail

.....

.....

.....

.....

.....

II. Acides, bases et équilibres

Exercice 4. Acide faible et dilution [Prépa]

Éléments du cours mobilisés : Équilibre acide-base ; constante K_a ; tableau d'avancement ; pH ; taux de dissociation ; effet de la dilution.

Indications / méthode : Écrire le tableau d'équilibre sans supposer d'emblée une dissociation faible si l'énoncé demande un calcul exact. Résoudre l'équation issue de K_a puis comparer avant/après dilution.

Formules / relations utiles : $K_a = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]/[\text{HA}]$; $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$; $\alpha = x_{\text{eq}}/n_0$ ou $[\text{A}^-]/c$.

Une solution d'acide éthanoïque a $c = 0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $K_a = 1,80 \times 10^{-5}$.

- 1) Établir l'équation donnant $[\text{H}_3\text{O}^+]$.
- 2) Calculer le pH et le taux de dissociation.
- 3) La solution est diluée 100 fois. Recalculer exactement le pH.
- 4) Commenter l'effet de la dilution sur le taux de dissociation.

Espace de travail

.....

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 5. Solution tampon [Prépa]

Éléments du cours mobilisés : Couple acide faible/base conjuguée ; solution tampon ; Henderson-Hasselbalch ; réaction d'un tampon avec un acide ou une base forte.

Indications / méthode : Avant d'utiliser Henderson-Hasselbalch après ajout, faire réagir quantitativement HCl ou NaOH avec l'espèce tampon correspondante, puis utiliser les quantités restantes.

Formules / relations utiles : $\text{pH} = \text{p}K_a + \log([\text{A}^-]/[\text{HA}]) \approx \text{p}K_a + \log(n(\text{A}^-)/n(\text{HA}))$ si le volume est commun.

Un litre de tampon contient 0,100 mol d'acide HA et 0,150 mol de A^- . On donne $\text{p}K_a = 4,76$.



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

- 1) Calculer le pH.
- 2) Ajouter 0,020 mol de HCl et recalculer le pH.
- 3) Repartir du tampon initial, ajouter 0,020 mol de NaOH et recalculer le pH.
- 4) Quel rapport $n(A^-)/n(HA)$ faut-il pour $pH=5,00$?

Espace de travail

.....

.....

.....

.....

.....



Représentation graphique de la fonction étudiée

Exercice 6. Dissociation de N_2O_4 [Prépa]

Éléments du cours mobilisés : Équilibre chimique gazeux ; tableau d'avancement volumique ; quotient/concentration d'équilibre ; constante K_c ; principe de Le Châtelier.

Indications / méthode : Poser un avancement volumique x , exprimer toutes les concentrations à l'équilibre en fonction de x , puis injecter dans K_c . Pour la variation de volume, raisonner sur le nombre de moles gazeuses.

Formules / relations utiles : $K_c = [NO_2]^2 / [N_2O_4]$; concentrations à l'équilibre = concentrations initiales + coefficients stœchiométriques $\cdot x$.

À une température donnée, $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$ et $K_c = 0,200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Initialement $[N_2O_4] = 0,500 \text{ M}$ et $[NO_2] = 0$.

- 1) Établir le tableau d'avancement volumique.
- 2) Calculer les concentrations à l'équilibre.
- 3) Déterminer le taux de dissociation.
- 4) Préciser l'effet d'une augmentation de volume à température constante.

Espace de travail

.....

.....

.....

.....

.....

III. Cinétique et thermochimie

Exercice 7. Réaction d'ordre 1 [Consolidation]

Éléments du cours mobilisés : Cinétique chimique ; loi intégrée d'ordre 1 ; constante de vitesse ; demi-vie ; vitesse instantanée ; linéarisation.

Indications / méthode : Utiliser le rapport de concentrations pour déterminer k sans passer par une concentration absolue inutile. Pour vérifier l'ordre, rechercher la représentation donnant une droite.

Formules / relations utiles : $[A]=[A]_0 e^{-kt}$; $\ln[A]=\ln[A]_0 - kt$; $t_{1/2}=\ln 2/k$; $v=k[A]$.



Une espèce A suit une cinétique d'ordre 1. Sa concentration passe de 0,0800 M à 0,0200 M en 20,0 min.

- 1) Déterminer la constante de vitesse et la demi-vie.
- 2) Calculer le temps nécessaire pour consommer 90 % de A.
- 3) Calculer la vitesse initiale.
- 4) Quelle représentation graphique permet de vérifier l'ordre 1 ?

Espace de travail

.....

.....

.....

.....

.....

.....



Exercice 8. Loi d'Arrhenius [Approfondissement]

Éléments du cours mobilisés : Influence de la température sur la vitesse ; énergie d'activation ; équation d'Arrhenius ; catalyse.

Indications / méthode : Utiliser la forme à deux températures pour éviter de calculer le facteur préexponentiel. Pour la température recherchée, isoler $1/T$ avant inversion.

Formules / relations utiles : $k=Ae^{(-E_a/RT)}$; $\ln(k_2/k_1)=-E_a/R \cdot (1/T_2 - 1/T_1)$.

Une réaction a $k_1=2,00 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1}$ à 300 K et une énergie d'activation $E_a=50,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- 1) Calculer k à 330 K.
- 2) Déterminer la température pour laquelle $k=10k_1$.
- 3) Expliquer le rôle d'un catalyseur.
- 4) Pourquoi une faible hausse de température peut-elle beaucoup accélérer une réaction ?

Espace de travail

.....

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 9. Loi de Hess et combustion de l'éthanol [Prépa]

Éléments du cours mobilisés : Enthalpie standard de réaction ; enthalpies standard de formation ; loi de Hess ; combustion ; calorimétrie.

Indications / méthode : Écrire et ajuster d'abord la combustion. Relier ensuite $\Delta H^\circ_{\text{réaction}}$ aux enthalpies de formation ; conserver les signes des réactifs et produits.

Formules / relations utiles : $\Delta H^\circ_r = \sum v \Delta H^\circ_f(\text{produits}) - \sum v \Delta H^\circ_f(\text{réactifs})$; $Q = m \cdot |\Delta H_c| / M$; $Q = mc\Delta T$.

On donne $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $\Delta H_c^\circ(\text{éthanol}) = -1367 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- 1) Écrire la combustion de l'éthanol liquide.
- 2) Déterminer ΔH_f° de l'éthanol.
- 3) Quelle énergie libère la combustion de 10,0 g ?
- 4) Avec 80 % de cette énergie, de combien élève-t-on la température de 5,00 kg d'eau ?

Espace de travail

.....

.....

.....

.....

.....

.....

IV. Oxydoréduction et solubilité

Exercice 10. Dosage du fer(II) par permanganate [Défi]

Éléments du cours mobilisés : Oxydoréduction ; demi-équations ; bilan électronique ; titrage redox ; équivalence ; auto-indication du permanganate.

Indications / méthode : Équilibrer séparément les deux demi-équations en milieu acide, puis égaliser les électrons. À l'équivalence, utiliser les coefficients de l'équation globale pour relier les quantités.

Formules / relations utiles : $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$; $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$; relation d'équivalence selon les coefficients stœchiométriques.

En milieu acide, on titre 20,0 mL d'une solution de Fe^{2+} par KMnO_4 à 0,0200 M. L'équivalence est obtenue à 12,4 mL.

- 1) Équilibrer la réaction ionique.
- 2) Calculer la concentration de Fe^{2+} .
- 3) Calculer la masse de fer(II) contenue dans 100,0 mL de solution.
- 4) Expliquer l'auto-indication du permanganate.

Espace de travail

.....

.....

.....

.....

.....

.....



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

Exercice 11. Pile Daniell et équation de Nernst [Défi]

Éléments du cours mobilisés : Pile électrochimique ; potentiels standard ; réaction spontanée ; force électromotrice ; équation de Nernst ; énergie libre et constante d'équilibre.

Indications / méthode : Identifier cathode et anode à partir des potentiels standard. Écrire la réaction globale, son quotient réactionnel Q , puis appliquer Nernst avec le nombre d'électrons échangés.

Formules / relations utiles : $E^\circ_{\text{pile}} = E^\circ_{\text{cathode}} - E^\circ_{\text{anode}}$; $E = E^\circ - (RT/nF) \ln Q$; $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$; $\Delta G^\circ = -RT \ln K$.

On considère la pile $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}||\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$. $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ et $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$.

- 1) Écrire la réaction spontanée et calculer E° de la pile.
- 2) Pour $[\text{Zn}^{2+}] = 0,100 \text{ M}$ et $[\text{Cu}^{2+}] = 0,0100 \text{ M}$, calculer E à 25°C .
- 3) Calculer ΔG° et la constante d'équilibre.
- 4) Préciser le rôle du pont salin.

Espace de travail

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 12. Solubilité et précipitation de AgCl [Très exigeant]

Éléments du cours mobilisés : Produit de solubilité ; solubilité molaire ; effet d'ion commun ; quotient ionique ; précipitation ; bilan de matière.

Indications / méthode : Dans l'eau pure, poser une solubilité s pour les deux ions. En présence de Cl^- imposé, ne pas assimiler $[\text{Cl}^-]$ à s . Après mélange, calculer d'abord les concentrations avant réaction et comparer Q_s à K_s .

Formules / relations utiles : $K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$; précipitation si $Q_s > K_s$; $n = m/M$.

Le produit de solubilité de AgCl vaut $K_s = 1,80 \times 10^{-10}$.

- 1) Calculer la solubilité molaire dans l'eau pure.
- 2) La calculer dans NaCl $0,100 \text{ M}$.
- 3) On mélange $50,0 \text{ mL}$ de AgNO_3 $1,00 \times 10^{-3} \text{ M}$ et $50,0 \text{ mL}$ de NaCl $2,00 \times 10^{-3} \text{ M}$. Montrer qu'un précipité apparaît.
- 4) Calculer approximativement la masse de AgCl précipitée.

Espace de travail

.....

.....

.....

.....

.....

Bilan du cahier

Le cahier est maîtrisé si l'étudiant sait traduire une équation chimique en bilan molaire, identifier le réactif limitant et relier composition, quotient de réaction et sens d'évolution.

- ☐ Je sais identifier le système, les interactions et les hypothèses du modèle.
- ☐ Je maîtrise les équations littérales avant le calcul numérique.
- ☐ Je contrôle systématiquement dimensions, unités et ordre de grandeur.
- ☐ Je sais commenter les limites d'un modèle et interpréter physiquement le résultat.

Passer ensuite à la version corrigée du même cahier et comparer ligne par ligne la démarche suivie.