

CAHIER 1

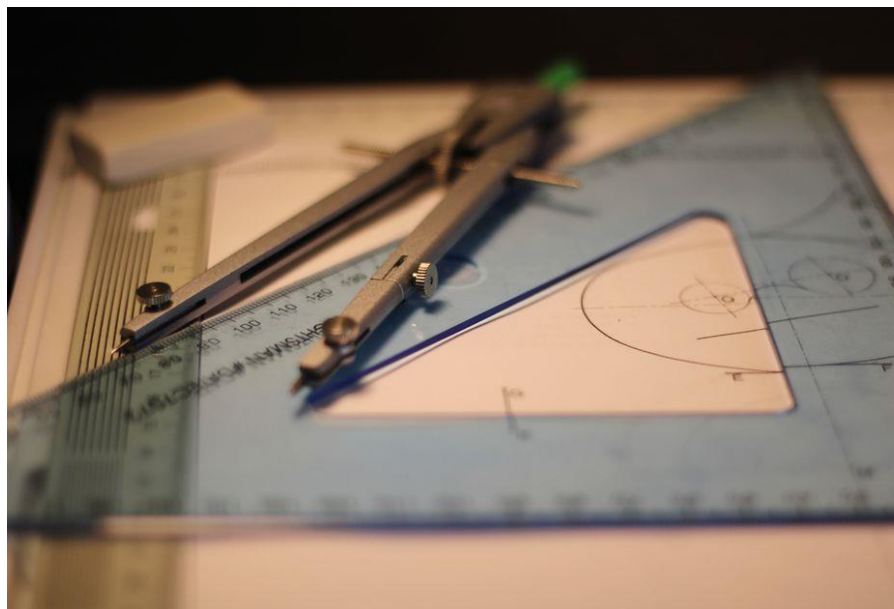


Figure geometrique pedagogique illustrant la notion

Structure de la matière et liaisons chimiques

Atomes, configurations électroniques, géométrie et cohésion

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.



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

- Maîtriser isotopes, mole, configurations électroniques et périodicité.
- Construire des structures de Lewis rigoureuses et prévoir les géométries moléculaires.
- Relier liaisons, polarité, interactions et propriétés macroscopiques.
- Découvrir les orbitales moléculaires et les solides cristallins.

Organisation

Partie	Contenu
1	Atomes, isotopes et cortège électronique
2	Lewis, géométrie et polarité
3	Interactions et solides
4	Approfondissements vers la L1

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. Masse atomique du chlore [Consolidation]

Le chlore naturel contient principalement ^{35}Cl et ^{37}Cl . Sa masse atomique moyenne vaut 35,45 u.

- 1) En notant x la proportion de ^{35}Cl , établir une équation.
- 2) Calculer les abondances isotopiques.
- 3) Expliquer pourquoi la masse du tableau périodique n'est pas un nombre entier.

Données : $m(^{35}\text{Cl})=34,969 \text{ u}$; $m(^{37}\text{Cl})=36,966 \text{ u}$.

Piste : Écrire une moyenne pondérée.

Espace de travail :

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 2. Configurations électroniques et ions [Consolidation]

Donner la configuration électronique fondamentale de Na, Cl, Fe et Cu.

Écrire ensuite celles de Na^+ , Cl^- , Fe^{2+} , Fe^{3+} et Cu^+ .

Justifier les électrons retirés lors de l'ionisation des métaux de transition.

Données : $Z(\text{Na})=11$; $Z(\text{Cl})=17$; $Z(\text{Fe})=26$; $Z(\text{Cu})=29$.

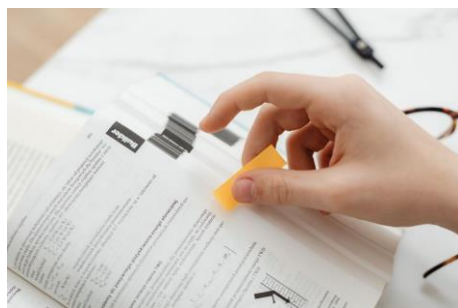
Piste : Pour les cations de transition, retirer d'abord les électrons de la couche 4s.

Espace de travail :

.....

.....

.....



.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 3. Périodicité raisonnée [Approfondissement]

Classer Mg, Al, Si et Cl par rayon atomique croissant, puis par première énergie d'ionisation croissante.

Expliquer les tendances et l'irrégularité éventuelle entre Mg et Al.

Piste : Raisonner avec la charge nucléaire effective et la nature de la sous-couche occupée.

Espace de travail :

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 4. Structures de Lewis et charges formelles [Approfondissement]

Établir les structures de Lewis de CO_2 , SO_2 , NO_3^- et NH_4^+ .

Pour NO_3^- , calculer les charges formelles et expliquer la résonance.

Piste : Compter les électrons de valence, puis minimiser les charges formelles.

Espace de travail :

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 5. Géométrie VSEPR [Consolidation]

Prévoir la géométrie et l'angle caractéristique de CH_4 , NH_3 , H_2O , BF_3 , PCl_5 et SF_6 .

Indiquer le nombre de domaines électroniques autour de l'atome central.

Piste : Compter les doublets liants et non liants.

Espace de travail :

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 6. Polarité moléculaire [Approfondissement]

Parmi CO_2 , H_2O , BF_3 , NH_3 , CCl_4 et CH_2Cl_2 , identifier les molécules polaires.

Justifier par la somme vectorielle des moments dipolaires de liaison.

Piste : Une liaison polaire ne suffit pas : la symétrie de la molécule est décisive.

Espace de travail :

.....

.....

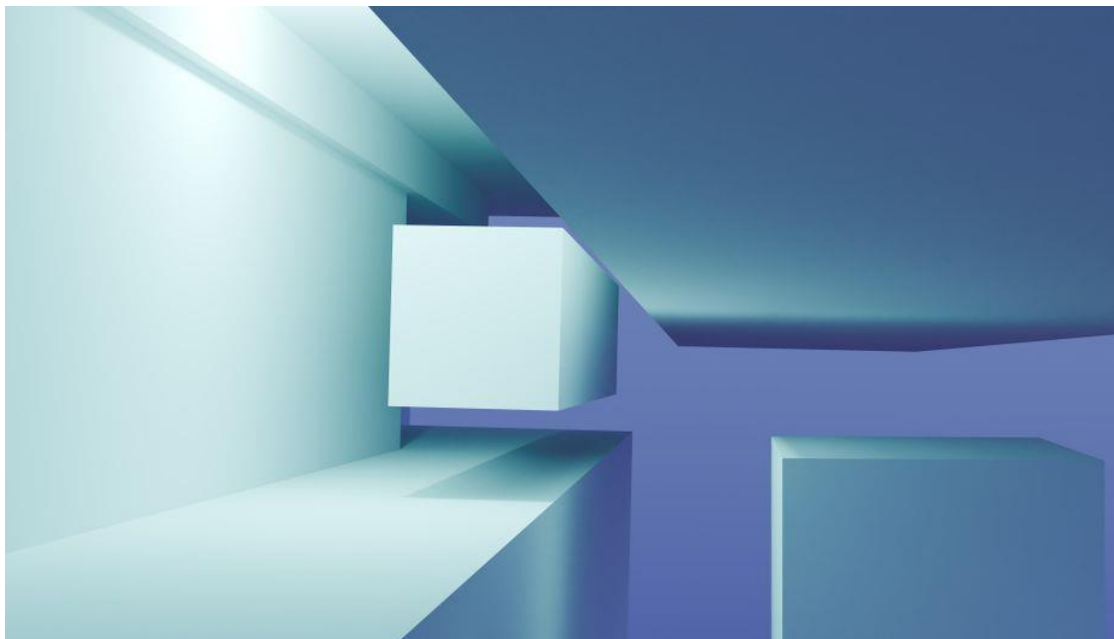


Image decorative en lien avec le theme general du cahier (mathematiques, etude), sans rapport avec un exercice precis

Exercice 7. Hybridation, liaisons sigma et pi [Prépa]

Pour C_2H_6 , C_2H_4 , C_2H_2 et CH_2O , donner l'hybridation de chaque carbone.

Compter les liaisons σ et π dans chaque espèce.

Piste : Une liaison multiple contient une seule liaison σ ; les autres sont des liaisons π .

Espace de travail :

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 8. Forces intermoléculaires et températures d'ébullition [Approfondissement]

Classer par température d'ébullition croissante : CH_4 , NH_3 , H_2O et HF .

Comparer ensuite pentane, néopentane et isopentane.

Piste : Identifier dispersion, dipôle-dipôle et liaison hydrogène ; considérer aussi la surface de contact.

Espace de travail :

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 9. Énergie de réseau d'un solide ionique [Prépa]

Comparer qualitativement les énergies de réseau de NaCl, MgO, KCl et CaO.

Prévoir lequel a la température de fusion la plus élevée et justifier.

Piste : L'attraction coulombienne augmente avec le produit des charges et diminue avec la distance interionique.

Espace de travail :

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 10. Détermination d'une formule empirique [Consolidation]

Un composé contient 40,0 % de carbone, 6,7 % d'hydrogène et 53,3 % d'oxygène en masse.

Déterminer sa formule empirique. Si sa masse molaire vaut $180 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, déterminer sa formule moléculaire.

Données : $M(\text{C})=12,0$; $M(\text{H})=1,0$; $M(\text{O})=16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Piste : Raisonner sur 100 g de composé puis diviser par la plus petite quantité de matière.

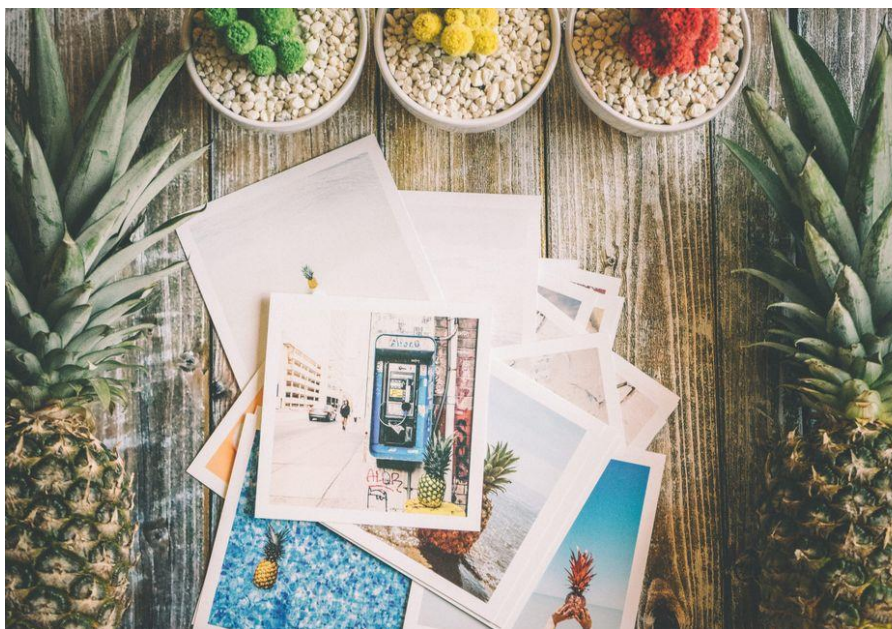


Image decorative en lien avec le theme general du cahier (mathematiques, etude), sans rapport avec un exercice precis

Espace de travail :

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 11. Orbitales moléculaires et dioxygène [Défi]

Le modèle de Lewis de O_2 ne rend pas compte de toutes ses propriétés.

- 1) Écrire qualitativement le remplissage des orbitales moléculaires de valence de O_2 .
- 2) Calculer l'ordre de liaison.
- 3) Expliquer son paramagnétisme.

Piste : Les deux derniers électrons occupent séparément deux orbitales π^ dégénérées.*

Espace de travail :

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 12. Grand problème : oxydes et oxoanions du chlore [Défi]

On considère ClO^- , ClO_2^- , ClO_3^- et ClO_4^- .

- 1) Déterminer le nombre d'oxydation du chlore dans chaque ion.
- 2) Proposer des structures de Lewis et les géométries autour du chlore.
- 3) Discuter l'évolution de la force des acides conjugués $HClO$, $HClO_2$, $HClO_3$, $HClO_4$.

Piste : La stabilité de la base conjuguée augmente lorsque la charge est délocalisée sur davantage d'atomes d'oxygène.

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.