Dernière mise à jour: November 1, 2026

🗺️ Parcours sur quatre ans · Année 1, Automne

À propos de ce cours

Ce cours gratuit compte 5 unités et 3 travaux pratiques. Ce sont les vrais totaux, pas un programme plus long raccourci.

Un contrôle est un nombre ou un résultat de code sur une page de cours qu'un script recalcule avant publication. Le nombre affiché et le nombre recalculé doivent correspondre.

> Ceci est le plan d'un cours gratuit en autonomie rédigé par Saving Planets. Ce n'est pas un cours universitaire : il ne donne aucun crédit académique et aucun établissement n'y participe.
>
> Son contenu suit le premier semestre de chimie générale universitaire tel qu'il est enseigné dans des ressources ouvertes comme OpenStax Chemistry 2e et MIT OpenCourseWare, vers lesquelles nous renvoyons tout au long du cours. Ces organisations ne cautionnent pas cette page.
>
> Suivez-le dans l'ordre. Chaque unité contient des objectifs, des notions clés, des équations, des exemples pas à pas, des exercices corrigés, des erreurs fréquentes, des cartes mémoire et un quiz. Votre progression est enregistrée uniquement dans ce navigateur.

Comment ce cours aide à sauver la planète

La chimie est derrière beaucoup des solutions de Saving Planets : mesurer les gaz à effet de serre depuis l'orbite, analyser l'eau, transformer le CO_2 en pierre, et construire des carburants et des fusées plus propres.

Chaque unité se termine par une courte section sourcée qui montre comment ses idées aident à la fois les gens et la nature.

Pour les enseignants

Vous pouvez enseigner ce cours, ou laisser un élève le faire seul. Il est gratuit. Saving Planets ne donne ni note ni crédit scolaire.

- Cette page est le cours entier : 5 unités et 3 travaux pratiques (CHEM 110 + CHEM 110L).
- Prévoyez 15 semaines, environ 6 à 9 heures par semaine, y compris les semaines de travaux pratiques.

- Suivez le calendrier de 15 semaines. Lisez l'unité, faites les exercices sur papier, puis ouvrez la réponse. La semaine d'un TP, faites le TP ou la version à la maison.
- Un contrôle est un nombre ou un résultat de code sur la page qu'un script recalcule avant publication. Le nombre affiché et le nombre recalculé doivent correspondre.
- Utilisez Imprimer cette page, ou téléchargez le guide d'étude PDF. La feuille de formules est vers la fin.
- Demandez : en quoi cette unité aide-t-elle les gens et la planète ? Chaque unité a un encadré vert avec un fait sourcé.
- Copiez le modèle de guide enseignant et écrivez le nom de votre classe, le temps dont vous disposez et les questions que vous poserez. Ouvrir le modèle de guide enseignant

Avant de commencer

Prérequis

- Algèbre : résoudre pour une inconnue, réarranger des formules, rapports et pourcentages.
- Notation scientifique et logarithmes (base 10). Vous utiliserez log pour le pH et l'absorbance.
- Unités : convertir les grammes en kilogrammes, les mL en L, les °C en K.
- Une calculatrice scientifique. Celle d'un téléphone en mode scientifique convient.

Comment étudier

- Lisez l'unité, puis refermez-la et essayez vous-même les exemples résolus avant de vérifier chaque étape.
- Faites chaque exercice sur papier avant d'ouvrir la réponse. Se tromper d'abord puis corriger, c'est ainsi que la méthode s'ancre.
- Gardez toujours les unités tout au long d'un calcul. Si elles ne se simplifient pas pour donner l'unité voulue, la mise en équation est fausse.
- Vérifiez les chiffres significatifs : votre réponse ne doit pas être plus précise que votre mesure la moins précise.
- Utilisez les cartes mémoire 10 minutes par jour (la pratique espacée vaut mieux qu'un long bachotage).
- Ne passez le quiz de l'unité que lorsque vous vous sentez prêt. En dessous de 80 %, revoyez les idées reçues et réessayez le lendemain.
- Expliquez une idée à voix haute chaque jour, comme si vous l'enseigniez. Là où vous bloquez, c'est ce qu'il faut revoir.

Matériel de TP (pour les TP en laboratoire)

- Balance numérique (au 0.001 g)
- pH-mètre ou sonde pH
- Spectrophotomètre ou colorimètre avec cuves
- Burette, pipettes jaugées et fioles jaugées
- Creuset, couvercle, triangle en terre cuite et brûleur

- Lunettes de protection, gants et blouse

Programme suggéré sur 15 semaines

Environ 6 à 9 heures par semaine : lecture, exercices et, les semaines de TP, le TP.

Semaine	Unité	Thèmes	Lecture
1	Théorie atomique et nombres quantiques	Atomes, isotopes et masse atomique moyenne	OpenStax 2.2–2.3
2	Théorie atomique et nombres quantiques	La lumière, les photons et le modèle de Bohr de l'hydrogène	OpenStax 6.1–6.2
3	Théorie atomique et nombres quantiques	Nombres quantiques, configurations électroniques, tendances périodiques	OpenStax 6.3–6.5
4	Stœchiométrie	La mole, la masse molaire et les formules	OpenStax 3.1–3.2
5	Stœchiométrie	Équilibrage des équations et stœchiométrie · TP A	OpenStax 4.1, 4.3
6	Stœchiométrie	Réactif limitant, rendement, molarité et dilution · TP B	OpenStax 3.3, 4.4–4.5
7	Géométrie moléculaire et liaisons	Liaisons ioniques et covalentes, électronégativité, structures de Lewis	OpenStax 7.1–7.4
8	Géométrie moléculaire et liaisons	Formes VSEPR et polarité des molécules	OpenStax 7.6
9	Géométrie moléculaire et liaisons	Forces intermoléculaires · Série d'entraînement de mi-parcours	OpenStax 10.1
10	États de la matière : gaz et solutions	Lois des gaz et loi des gaz parfaits	OpenStax 9.1–9.3
11	États de la matière : gaz et solutions	Mélanges gazeux, pression partielle, théorie cinétique	OpenStax 9.3–9.5
12	États de la matière : gaz et solutions	Solutions et solubilité des gaz · TP C	OpenStax 11.1–11.3
13	Thermodynamique	Énergie, chaleur, capacité thermique massique et calorimétrie	OpenStax 5.1–5.2
14	Thermodynamique	Enthalpie, loi de Hess, introduction à l'entropie et à l'enthalpie libre	OpenStax 5.3, 16.1–16.4

Semaine	Unité	Thèmes	Lecture
15	Révision	Révision, cartes mémoire et série d’entraînement finale	Toutes les unités

Votre progression

Cochez les unités et les TP à mesure que vous les terminez, et faites les quiz. La progression et les scores sont enregistrés uniquement dans ce navigateur et ne nous sont jamais envoyés.

Unités

Théorie atomique et nombres quantiques

De quoi sont faits les atomes, comment les électrons sont répartis, et pourquoi chaque élément émet ses propres couleurs de lumière.

Objectifs d'apprentissage

À la fin de cette unité, vous saurez :

- Trouver les protons, neutrons et électrons à partir du symbole d'un isotope, et calculer une masse atomique moyenne.
- Utiliser $c = \lambda\nu$ et $E = h\nu$ pour passer de la longueur d'onde à la fréquence et à l'énergie du photon.
- Trouver la longueur d'onde de la lumière émise quand un électron d'hydrogène descend d'un niveau à un autre.
- Énumérer les nombres quantiques permis (n, l, m_l, m_s) et repérer les ensembles impossibles.
- Écrire des configurations électroniques et des diagrammes d'orbitales, y compris pour les ions et en notation abrégée du gaz noble.
- Expliquer les tendances périodiques du rayon atomique et de l'énergie d'ionisation.

Notions clés

- Un atome possède un minuscule noyau de protons et de neutrons entouré d'électrons. Le numéro atomique Z compte les protons ; le nombre de masse A compte les protons plus les neutrons.
- Les isotopes sont des atomes d'un même élément ayant des nombres de neutrons différents. La masse atomique du tableau périodique est une moyenne pondérée des isotopes présents dans la nature.
- La lumière se comporte comme une onde (longueur d'onde λ, fréquence ν) et comme des particules appelées photons, chacun portant une énergie $E = h\nu$.
- Les électrons d'un atome ne peuvent avoir que certaines énergies. Quand un électron descend à un niveau inférieur, il émet un photon dont l'énergie est égale à l'écart, si bien que chaque élément a son propre spectre de raies.
- Quatre nombres quantiques décrivent chaque électron : n (couche, 1, 2, 3…), l (forme de la sous-couche, de 0 à $n - 1$, notée s, p, d, f), m_l (orientation, de $-l$ à $+l$) et m_s (spin, $+½$ ou $-½$).
- Principe d'exclusion de Pauli : deux électrons d'un atome ne peuvent pas avoir les quatre mêmes nombres quantiques, donc une orbitale contient au plus deux électrons, de spins opposés.
- Principe d'Aufbau : remplir d'abord les orbitales de plus basse énergie (1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p…). Règle de Hund : dans des orbitales de même énergie, placer les électrons un par un, spins parallèles, avant de les apparier.
- Le long d'une période, les atomes rétrécissent et l'énergie d'ionisation augmente en général, car la charge nucléaire ressentie par les électrons externes croît. En descendant un groupe, les atomes grossissent et l'énergie d'ionisation diminue.

Équations clés

$$c = \lambda\nu$$

Vitesse de la lumière = longueur d'onde × fréquence (c = 2.998 × 10⁸ m/s)

$$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

E=hν=(hc)/()

Énergie d'un photon (h = 6.626 × 10⁻³⁴ J·s)

$$E_n = -\frac{k}{n^2}, \qquad k = 2.179 \times 10^{-18}\ \text{J}$$

E_n=-(k)/(n^2), k=2.179×10^-18\ J

Niveaux d'énergie de Bohr de l'atome d'hydrogène

$$|\Delta E| = k\left(\frac{1}{n_{\text{low}}^2} - \frac{1}{n_{\text{high}}^2}\right)$$

|Δ E|=k(1n_low^2-1n_high^2)

Énergie du photon pour un saut entre deux niveaux de l'hydrogène

$$\bar{m} = \sum_i (\text{fraction}_i)(m_i)$$

=_i (fraction_i)(m_i)

Masse atomique moyenne à partir des abondances isotopiques

Exemples résolus pas à pas

Exemple 1.1 Quelle longueur d'onde émet un atome d'hydrogène quand son électron passe de n = 3 à n = 2 ?

1. Écart d'énergie : |ΔE| = k(1/2² − 1/3²) = 2.179 × 10⁻¹⁸ J × (1/4 − 1/9) = 2.179 × 10⁻¹⁸ J × 5/36 = 3.026 × 10⁻¹⁹ J.
2. Réarrangez E = hc/λ en λ = hc/E.
3. λ = (6.626 × 10⁻³⁴ J·s × 2.998 × 10⁸ m/s) ÷ 3.026 × 10⁻¹⁹ J = 6.564 × 10⁻⁷ m.
4. Convertissez : 6.564 × 10⁻⁷ m = 656 nm.

Réponse : 656 nm, lumière rouge. C'est la raie rouge vive du spectre de l'hydrogène que les astronomes utilisent pour repérer l'hydrogène gazeux dans l'espace.

Exemple 1.2 Écrivez la configuration électronique du fer (Fe, Z = 26) et de l'ion Fe^{2+}. Combien d'électrons non appariés Fe possède-t-il ?

1. Remplissez dans l'ordre avec 26 électrons : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$.
2. Notation abrégée : l'argon a 18 électrons, donc Fe = [Ar] $4s^2\ 3d^6$.
3. Règle de Hund pour $3d^6$: les cinq orbitales d reçoivent chacune un électron, puis un électron s'apparie. Il reste 4 électrons non appariés.
4. Les métaux de transition perdent d'abord leurs électrons 4s quand ils forment des ions, donc Fe^{2+} = [Ar] $3d^6$.

Réponse : Fe = [Ar] $4s^2\ 3d^6$ avec 4 électrons non appariés ; Fe^{2+} = [Ar] $3d^6$.

Exemple 1.3 Le chlore est composé à 75.76 % de chlore 35 (34.969 u) et à 24.24 % de chlore 37 (36.966 u). Quelle est sa masse atomique moyenne ?

1. Convertissez les pourcentages en fractions : 0.7576 et 0.2424.
2. Multipliez chaque masse par sa fraction : 0.7576 × 34.969 u = 26.49 u ; 0.2424 × 36.966 u = 8.961 u.
3. Additionnez : 26.49 u + 8.961 u = 35.45 u.

Réponse : 35.45 u, ce qui correspond à la valeur du tableau périodique pour le chlore.

Exercices

Faites chacun d'abord sur papier, puis vérifiez.

1. Combien de protons, de neutrons et d'électrons compte un atome de carbone 14 ?

   6 protons, 8 neutrons (14 − 6) et 6 électrons.

2. Un laser vert a une longueur d'onde de 532 nm. Trouvez sa fréquence et l'énergie d'un photon.

   $\nu = c/\lambda = (2.998 \times 10^8\ m/s) \div (532 \times 10^{-9}\ m) = 5.64 \times 10^{14}$ Hz. $E = h\nu = 6.626 \times 10^{-34}\ J{\cdot}s \times 5.64 \times 10^{14}\ Hz = 3.73 \times 10^{-19}$ J.

3. Donnez les valeurs permises de m_l quand $l = 2$.

   −2, −1, 0, +1, +2 (cinq orbitales d).

4. Quel ensemble de nombres quantiques est impossible : (a) $n = 2, l = 1, m_l = -1$; (b) $n = 2, l = 2, m_l = 0$; (c) $n = 3, l = 0, m_l = 0$?

   (b). l doit être inférieur à n, donc n = 2 n'autorise que l = 0 ou 1.

5. Quel est le nombre maximal d'électrons dans la couche n = 3 ?

$2n^2 = 2 \times 3^2 = 18$ (3s en contient 2, 3p en contient 6, 3d en contient 10).

6. Écrivez la configuration du soufre (Z = 16) et comptez ses électrons non appariés.

   [Ne] $3s^2\ 3p^4$. Les quatre électrons 3p se placent ↑↓ ↑ ↑, donc 2 sont non appariés.

7. Lequel est le plus gros, un atome de sodium ou un atome de chlore ? Pourquoi ?

   Le sodium. Les deux sont dans la période 3, mais le chlore a 6 protons de plus qui attirent la même couche d'électrons plus près.

Idées reçues fréquentes

Idée reçue : Les électrons tournent autour du noyau sur de jolis cercles, comme des planètes.

En réalité : Une orbitale est une région où un électron a de fortes chances de se trouver, pas une trajectoire. Les cercles du modèle de Bohr ne valent que pour les niveaux d'énergie de l'hydrogène.

Idée reçue : Les électrons 4s restent en place quand un métal de transition forme un ion, puisque 4s s'est rempli en premier.

En réalité : Les métaux de transition perdent leurs électrons 4s avant les 3d. Fe^{2+} est [Ar] $3d^6$, pas [Ar] $4s^2\ 3d^4$.

Idée reçue : Une lumière de fréquence plus élevée a une longueur d'onde plus grande.

En réalité : Fréquence et longueur d'onde sont inversement liées ($c = \lambda\nu$). Une fréquence plus élevée signifie une longueur d'onde plus courte et plus d'énergie par photon.

Idée reçue : La masse atomique du tableau périodique est la masse de chaque atome de cet élément.

En réalité : Le tableau donne une moyenne pondérée des isotopes naturels. Chaque atome a la masse de son propre isotope.

Cartes mémoire

Numéro atomique (Z)

Nombre de protons dans le noyau ; il définit l'élément.

Isotope

Atomes d'un même élément qui ont des nombres de neutrons différents.

$E = h\nu$

L'énergie d'un photon est égale à la constante de Planck multipliée par sa fréquence.

Principe d'exclusion de Pauli

Deux électrons d'un atome n'ont jamais les mêmes quatre nombres quantiques ; deux au maximum par orbitale.

Règle de Hund

Remplir les orbitales de même énergie une à une, spins parallèles, avant d'apparier.

Valeurs de l permises

de 0 à n − 1 (s = 0, p = 1, d = 2, f = 3).

Énergie d'ionisation

Énergie nécessaire pour arracher un électron à un atome gazeux ; elle augmente le long d'une période.

Spectre de raies

L'ensemble des longueurs d'onde qu'émet un élément ; une empreinte qui sert à l'identifier.

Quiz d'autocontrôle

1. Quel photon transporte le plus d'énergie ?

Lumière rouge, 700 nm

Lumière verte, 530 nm

Lumière ultraviolette, 250 nm

Lumière infrarouge, 1000 nm

Lumière ultraviolette, 250 nm. E = hc/λ, donc la longueur d'onde la plus courte (250 nm) a le plus d'énergie.

2. Combien d'orbitales compte une sous-couche p ?

1

3

5

7

3. l = 1 donne m_l = −1, 0, +1 : trois orbitales.

3. Quelle est la configuration de l'oxygène (Z = 8) à l'état fondamental ?

$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

$1s^2\ 2s^4\ 2p^2$

$1s^2\ 2p^6$

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$. 2 + 2 + 4 = 8 électrons, qui remplissent 1s, puis 2s, puis 2p.

4. Le long de la période 3, de Na à Ar, la première énergie d'ionisation en général…

diminue

augmente

reste le même

tombe à zéro à Ar

augmente. La charge nucléaire augmente alors que la couche reste la même, donc les électrons sont retenus plus fortement.

5. Quel ensemble de nombres quantiques est permis ?

n = 1, l = 1

n = 3, l = 2, $m_l = -3$

n = 4, l = 3, $m_l = +2$

n = 2, l = 0, $m_l = +1$

n = 4, l = 3, $m_l = +2$. Pour l = 3, m_l peut aller de −3 à +3, et l = 3 est inférieur à n = 4.

Refaire ce quiz

Comment cela aide à sauver la planète

Chaque gaz absorbe et émet de la lumière à ses propres longueurs d'onde : c'est l'idée des spectres de raies atomiques. Les spectromètres embarqués sur satellite utilisent ces empreintes pour mesurer les gaz depuis l'orbite.

L’instrument EMIT de la NASA, à bord de la Station spatiale internationale, utilise la spectroscopie d’imagerie pour repérer de grands panaches de méthane, ce qui aide à trouver et réparer les fuites. Cela protège le climat, pour les gens comme pour la nature.

Le satellite OCO-2 de la NASA mesure le dioxyde de carbone d’après la quantité de lumière solaire que le CO_2 absorbe à des longueurs d’onde précises.

Sur Saving Planets : EMIT : le méthane vu depuis l’orbite · OCO-2 : mesurer le CO_2

Sources : Sciences de la Terre de la NASA : changement climatique (en anglais) (https://science.nasa.gov/climate-change/)

Ressources d’apprentissage gratuites

- OpenStax Chemistry 2e, 6.3 Development of Quantum Theory (en anglais) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/6-3-development-of-quantum-theory): Section de manuel gratuit avec exemples et exercices de fin de chapitre.
- OpenStax Chemistry 2e, 6.4 Electron Configurations (en anglais) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/6-4-electronic-structure-of-atoms-electron-configurations): Aufbau, règle de Hund et exceptions.
- PhET: Build an Atom (https://phet.colorado.edu/en/simulations/build-an-atom): Simulation gratuite : ajoutez protons, neutrons et électrons.
- PhET: Models of the Hydrogen Atom (https://phet.colorado.edu/en/simulations/models-of-the-hydrogen-atom): Comparer le modèle de Bohr et le modèle quantique.
- MIT OpenCourseWare 5.111SC Principles of Chemical Science (en anglais) (https://ocw.mit.edu/courses/5-111sc-principles-of-chemical-science-fall-2014/): Cours vidéo et séries d’exercices gratuits.

☐ **J’ai terminé cette unité**

UNITÉ 2 · SEMAINES 4–6

Stœchiométrie

Les mathématiques des réactions chimiques : compter les atomes en pesant, équilibrer les équations et prévoir la quantité de produit obtenue. Vous vous en servirez plus tard pour la combustion et la propulsion des fusées.

Objectifs d’apprentissage

À la fin de cette unité, vous saurez :

- Convertir entre masse, moles et nombre de particules à l’aide de la masse molaire et du nombre d’Avogadro.
- Équilibrer des équations chimiques par tâtonnement, y compris les combustions.
- Utiliser les rapports molaires pour trouver la masse d’un produit ou d’un réactif.
- Identifier le réactif limitant et calculer les rendements théorique et en pourcentage.
- Calculer une molarité et résoudre des problèmes de dilution.

Notions clés

- Une mole correspond à 6.02214076 × 10^{23} particules (nombre d’Avogadro, exact par définition). La masse molaire en g/mol est égale à la masse formulaire en unités de masse atomique.
- Une équation équilibrée a le même nombre d’atomes de chaque sorte des deux côtés. Ne modifiez que les coefficients, jamais les indices.
- Les coefficients donnent des rapports molaires, pas des rapports de masse. Convertissez toujours les grammes en moles avant de les utiliser.
- Le réactif limitant s’épuise en premier et fixe la quantité maximale de produit (le rendement théorique). Le rendement en pourcentage compare ce que vous avez réellement obtenu à ce maximum.
- La molarité (M) est le nombre de moles de soluté par litre de solution. Une dilution conserve le nombre de moles de soluté, donc $M_1V_1 = M_2V_2$.
- Lors d’une combustion complète, un hydrocarbure réagit avec l’oxygène pour donner du dioxyde de carbone et de l’eau. L’oxygène vient de l’air, c’est pourquoi le CO_2 produit pèse plus que le carburant brûlé.

Équations clés

$$n = \frac{m}{M}$$

```
n=m/M
```

Moles = masse ÷ masse molaire

$$N = n\,N_A, \qquad N_A = 6.02214076 \times 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$$

`N=n N_A, N_A=6.02214076×10^23\ mol^-1`

Nombre de particules

$$\text{percent yield} = \frac{\text{actual yield}}{\text{theoretical yield}} \times 100\%$$

`percent yield= yieldtheoretical yield×100\%`

Rendement en pourcentage

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{solution}}\,(\text{L})}$$

`M=_soluteV_solution\ (L)`

Molarité

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

`M_1V_1=M_2V_2`

Dilution

Exemples résolus pas à pas

Exemple 2.1 Le méthane brûle : CH_4 + O_2 → CO_2 + H_2O. Équilibrez l'équation, puis trouvez la masse de CO_2 produite par la combustion de 1.00 kg de méthane.

1. Équilibrer C : 1 CH_4 donne 1 CO_2. Équilibrer H : 4 H exigent 2 H_2O. Équilibrer O : 2 (dans CO_2) + 2 (dans 2 H_2O) = 4 atomes d'O, donc 2 O_2.
2. Équilibrée : CH_4 + 2 O_2 → CO_2 + 2 H_2O.
3. Moles de CH_4 : 1000 g ÷ 16.04 g/mol = 62.34 mol.
4. Rapport molaire CO_2 : CH_4 = 1 : 1, donc 62.34 mol de CO_2.
5. Masse de CO_2 : 62.34 mol × 44.01 g/mol = 2744 g.

Réponse : Environ 2.74 kg de CO_2 pour 1.00 kg de méthane. La masse supplémentaire est l'oxygène pris dans l'air.

Exemple 2.2 Les moteurs-fusées hydrogène–oxygène fonctionnent selon 2 H_2 + O_2 → 2 H_2O. Si 10.0 g de H_2 réagissent avec 64.0 g de O_2, quel est le réactif limitant, quelle masse d'eau se forme, et que reste-t-il ?

1. Moles : H_2 = 10.0 g ÷ 2.016 g/mol = 4.960 mol ; O_2 = 64.0 g ÷ 32.00 g/mol = 2.000 mol.

2. Pour utiliser les 2.000 mol de O_2, il faut 2 × 2.000 = 4.000 mol de H_2. Vous en avez 4.960 mol, donc O_2 s'épuise en premier : O_2 est limitant.
3. Eau : 2 mol de H_2O par mol de O_2, donc 4.000 mol de H_2O × 18.02 g/mol = 72.1 g.
4. Excédent : 4.960 − 4.000 = 0.960 mol H_2 × 2.016 g/mol = 1.94 g de H_2.
5. Vérification : 72.1 g + 1.94 g = 74.0 g, comme 10.0 g + 64.0 g. La masse est conservée.

Réponse : O_2 est limitant ; 72.1 g d'eau se forment et il reste 1.94 g de H_2.

Exemple 2.3 Comment préparer 250.0 mL de NaOH 0.100 M à partir d'une solution mère à 1.00 M ?

1. Utilisez $M_1V_1 = M_2V_2$ avec M_1 = 1.00 M, M_2 = 0.100 M, V_2 = 250.0 mL.
2. V_1 = (0.100 M × 250.0 mL) ÷ 1.00 M = 25.0 mL.
3. Prélevez 25.0 mL de solution mère avec une pipette jaugée, versez-les dans une fiole jaugée de 250.0 mL et complétez avec de l'eau jusqu'au trait.

Réponse : 25.0 mL de solution mère, dilués jusqu'à 250.0 mL.

Exercices

Faites chacun d'abord sur papier, puis vérifiez.

1. Équilibrez : $C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ (combustion du propane).

   $C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$.

2. Équilibrez la combustion de l'octane, C_8H_{18}.

   $2\ C_8H_{18} + 25\ O_2 \rightarrow 16\ CO_2 + 18\ H_2O$.

3. Quelle est la masse molaire de l'octane, C_8H_{18} ?

   8 × 12.011 + 18 × 1.008 = 114.23 g/mol.

4. Combien de molécules y a-t-il dans 18.02 g d'eau ?

   18.02 g ÷ 18.02 g/mol = 1.000 mol, soit 6.022×10^{23} molécules.

5. Quelle est la molarité de 5.844 g de NaCl dissous pour obtenir 250.0 mL de solution ?

   5.844 g ÷ 58.44 g/mol = 0.1000 mol; 0.1000 mol ÷ 0.2500 L = 0.4000 M.

6. 25.0 mL de HCl 6.00 M sont dilués jusqu'à 150.0 mL. Quelle est la nouvelle concentration ?

   M_2 = (6.00 M × 25.0 mL) ÷ 150.0 mL = 1.00 M.

7. Le rendement théorique d'une réaction est 72.1 g, mais vous recueillez 65.0 g. Quel est le rendement en pourcentage ?

65.0 ÷ 72.1 × 100% = 90.2%.

Idées reçues fréquentes

Idée reçue : Le réactif de plus petite masse est le réactif limitant.

En réalité : Comparez les moles au rapport molaire. Dans l'exemple de la fusée, H_2 avait moins de masse, mais c'est O_2 qui était limitant.

Idée reçue : On peut équilibrer une équation en changeant les indices, par exemple en écrivant H_2O_2 au lieu de H_2O.

En réalité : Les indices définissent la substance. Les modifier donne un autre composé. Ne changez que les coefficients.

Idée reçue : Brûler 1 kg de carburant ne peut pas produire plus de 1 kg de produits.

En réalité : L'oxygène de l'air se combine au carburant, donc les produits pèsent plus que le carburant seul (la masse reste conservée au total).

Idée reçue : La molarité utilise le volume d'eau ajouté.

En réalité : La molarité utilise le volume final de la solution, c'est pourquoi on remplit une fiole jaugée jusqu'au trait.

Cartes mémoire

Mole

$6.02214076 \times 10^{23}$ particules (valeur exacte).

Masse molaire

Masse d'une mole d'une substance, en g/mol.

Réactif limitant

Le réactif consommé en premier ; il fixe le rendement théorique.

Rendement théorique

Quantité maximale de produit prévue à partir du réactif limitant.

Molarité

Moles de soluté par litre de solution (mol/L).

Dilution

$M_1V_1 = M_2V_2$; le nombre de moles de soluté reste le même.

Combustion complète d'un hydrocarbure

Combustible + $O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$.

Rapport molaire

Rapport des coefficients dans une équation équilibrée.

Quiz d’autocontrôle

1. Combien de moles y a-t-il dans 88.0 g de CO_2 (44.01 g/mol) ?

0.500 mol

1.00 mol

2.00 mol

3.87×10^3 mol

2.00 mol. 88.0 g ÷ 44.01 g/mol = 2.00 mol.

2. Dans $C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$, combien de moles de O_2 réagissent avec 2 mol de C_3H_8 ?

5

10

2.5

7

10. Le rapport est de 5 O_2 pour 1 C_3H_8, donc 2 × 5 = 10 mol.

3. Que conserve $M_1V_1 = M_2V_2$?

Volume

Concentration

Moles de soluté

Masse d’eau

Moles de soluté. Ajouter du solvant change le volume et la concentration, mais pas le nombre de moles de soluté.

4. Le rendement théorique est fixé par…

le réactif en excès

le réactif limitant

le catalyseur

le produit le plus lourd

le réactif limitant. Le produit cesse de se former quand le réactif limitant est épuisé.

5. Quelle est la masse molaire de H_2O ?

10.0 g/mol

16.00 g/mol

17.01 g/mol

18.02 g/mol

18.02 g/mol. 2 × 1.008 + 16.00 = 18.02 g/mol.

Refaire ce quiz

Comment cela aide à sauver la planète

La stœchiométrie permet aux ingénieurs et aux climatologues de convertir une consommation de carburant en émissions. Comme le montre l'exemple résolu, brûler 1 kg de méthane libère environ 2.74 kg de CO_2.

Les mêmes calculs servent à dimensionner les charges d'ergols des fusées, à comparer des carburants plus propres et à vérifier combien de CO_2 un projet de captage retire.

L'Agence de protection de l'environnement des États-Unis indique que le dioxyde de carbone entre dans l'atmosphère principalement par la combustion des combustibles fossiles, des déchets solides et du bois. Le compter avec précision est la première étape pour le réduire, ce qui protège à la fois les gens et les écosystèmes.

Sur Saving Planets : Carbfix : transformer le CO_2 en pierre · Programme Artemis

Sources : EPA des États-Unis : aperçu des gaz à effet de serre (en anglais) (https://www.epa.gov/ghgemissions/overview-greenhouse-gases) · NASA Glenn : la poussée d'une fusée (pour les élèves, en anglais) (https://www.grc.nasa.gov/www/k-12/airplane/rockth.html)

Ressources d'apprentissage gratuites

- OpenStax Chemistry 2e, chapitre 3 : Composition of Substances and Solutions (en anglais) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/3-introduction): Moles, formules et molarité.
- OpenStax Chemistry 2e, 4.3 Reaction Stoichiometry (en anglais) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/4-3-reaction-stoichiometry): Rapports molaires et rendements, avec exemples.
- PhET: Balancing Chemical Equations (https://phet.colorado.edu/en/simulations/balancing-chemical-equations): Entraînez-vous à équilibrer avec une correction immédiate.
- PhET: Reactants, Products and Leftovers (https://phet.colorado.edu/en/simulations/reactants-products-and-leftovers): Visualisez les réactifs limitants.
- Khan Academy : chimie (https://www.khanacademy.org/science/chemistry): Vidéos et exercices gratuits sur la stœchiométrie.

☐ **J'ai terminé cette unité**

Géométrie moléculaire et liaisons

Pourquoi les atomes se lient, comment dessiner les molécules, quelles formes elles prennent, et les forces entre molécules qui décident si une substance est gazeuse, liquide ou solide.

Objectifs d'apprentissage

À la fin de cette unité, vous saurez :

- Classer les liaisons en ioniques, covalentes polaires ou covalentes apolaires à l'aide de l'électronégativité.
- Dessiner des structures de Lewis et les vérifier avec la charge formelle.
- Prévoir la géométrie des paires d'électrons et la géométrie moléculaire avec la théorie VSEPR.
- Déterminer si une molécule est polaire d'après ses liaisons et sa forme.
- Classer des substances par point d'ébullition à l'aide des forces intermoléculaires.

Notions clés

- Les liaisons ioniques se forment quand des électrons sont transférés entre des atomes d'électronégativités très différentes (par exemple Na et Cl). Les liaisons covalentes mettent en commun des paires d'électrons.
- L'électronégativité est l'attraction d'un atome sur les électrons partagés. Un partage inégal crée une liaison polaire avec des charges partielles δ+ et δ−.
- Les structures de Lewis représentent les électrons de valence sous forme de liaisons et de doublets libres. La plupart des atomes des groupes principaux finissent entourés de huit électrons (règle de l'octet) ; l'hydrogène en a deux.
- La charge formelle aide à choisir la meilleure structure de Lewis : la meilleure a des charges formelles aussi proches de zéro que possible.
- VSEPR : les groupes d'électrons (liaisons et doublets libres) autour d'un atome central s'écartent le plus possible. 2 groupes : linéaire, 180°. 3 : trigonale plane, 120°. 4 : tétraédrique, 109.5°. 5 : bipyramide trigonale. 6 : octaédrique.
- Les doublets libres prennent plus de place que les liaisons, donc ils resserrent les angles de liaison : l'eau est coudée à environ 104.5°, l'ammoniac est pyramidal trigonal à environ 107°.
- Une molécule est polaire si ses dipôles de liaison ne s'annulent pas. CO_2 a des liaisons polaires mais il est linéaire, donc globalement apolaire ; H_2O est coudée, donc polaire.
- Forces intermoléculaires, de la plus faible à la plus forte pour des tailles semblables : dispersion de London (toutes les molécules, plus forte avec plus d'électrons), dipôle–dipôle (molécules polaires), liaison hydrogène (H lié à N, O ou F). Des forces plus fortes donnent des points d'ébullition plus élevés.

Équations clés

$$\mathrm{FC} = V - N - \frac{B}{2}$$

FC=V-N-B/2

Charge formelle : V = électrons de valence, N = électrons non liants, B = électrons liants

$$\Delta\chi = |\chi_A - \chi_B|$$

Différence d'électronégativité ; plus elle est grande, plus la liaison est polaire

Exemples résolus pas à pas

Exemple 3.1 Dessinez la structure de Lewis de CO_2 et prévoyez sa forme et sa polarité.

1. Comptez les électrons de valence : C en a 4, chaque O en a 6 : 4 + 2 × 6 = 16.
2. Placez C au centre et reliez chaque O par une double liaison : O=C=O utilise 8 électrons.
3. Placez les 8 restants en deux doublets libres sur chaque O. Chaque atome a maintenant un octet.
4. Charges formelles : C = 4 − 0 − 8/2 = 0 ; chaque O = 6 − 4 − 4/2 = 0. Une bonne structure.
5. Deux groupes d'électrons sur C et aucun doublet libre : linéaire, 180°. Les deux dipôles C=O pointent en sens opposés et s'annulent.

Réponse : O=C=O, linéaire et globalement apolaire, même si chaque liaison est polaire.

Exemple 3.2 Prévoyez la forme, l'angle de liaison et la polarité de l'eau.

1. Électrons de valence : 2 × 1 + 6 = 8.
2. Deux liaisons O–H utilisent 4 électrons ; les 4 autres forment deux doublets libres sur O.
3. Quatre groupes d'électrons : géométrie électronique tétraédrique. Avec deux doublets libres, la forme moléculaire est coudée.
4. Les doublets libres rapprochent les liaisons : angle d'environ 104.5°, inférieur à 109.5°.
5. Dans une forme coudée, les dipôles de liaison ne s'annulent pas, donc l'eau est polaire et peut former des liaisons hydrogène.

Réponse : Coudée, environ 104.5°, polaire.

Exemple 3.3 Lequel a le point d'ébullition le plus élevé : le méthane (CH_4) ou l'octane (C_8H_{18}) ? Pourquoi ?

1. Ce sont deux hydrocarbures apolaires, donc la force principale est la dispersion de London.

2. L’octane a beaucoup plus d’électrons et une forme plus allongée, donc ses forces de dispersion sont bien plus fortes.

Réponse : L’octane. C’est pourquoi l’octane est liquide à température ambiante alors que le méthane est un gaz.

Exercices

Faites chacun d’abord sur papier, puis vérifiez.

1. Prévoyez la forme et l’angle de liaison de NH_3.

   Quatre groupes d’électrons dont un doublet libre : pyramide trigonale, environ 107°.

2. Prévoyez la forme de CH_4 et dites si la molécule est polaire.

   Tétraédrique, 109.5°. Les quatre dipôles C–H s’annulent, donc elle est apolaire.

3. BF_3 est-il polaire ?

   Non. Elle est trigonale plane, avec trois liaisons B–F identiques dont les dipôles s’annulent.

4. Quelle est la forme de SF_6 ?

   Octaédrique (six groupes liants, aucun doublet libre sur S), angles de liaison de 90°.

5. Trouvez la charge formelle de N dans l’ion ammonium, NH_4^+.

   FC = 5 − 0 − 8/2 = +1.

6. Pourquoi H_2O bout-elle à 100 °C alors que H_2S, plus lourd, bout bien plus bas ?

   Les molécules d’eau forment des liaisons hydrogène entre elles ; H_2S ne peut pas en former d’aussi fortes, donc il faut moins d’énergie pour séparer ses molécules.

7. SO_2 est-il polaire ou apolaire ?

   Polaire. Le soufre porte un doublet libre, donc SO_2 est coudée et ses dipôles de liaison ne s’annulent pas.

Idées reçues fréquentes

Idée reçue : Une molécule à liaisons polaires est forcément polaire.

En réalité : La forme compte. CO_2 et CCl_4 ont des liaisons polaires mais des formes symétriques, donc ils sont apolaires.

Idée reçue : L’ébullition rompt les liaisons à l’intérieur des molécules.

En réalité : Faire bouillir l'eau sépare les molécules de H_2O les unes des autres. Les liaisons O–H à l'intérieur de chaque molécule restent intactes.

Idée reçue : Les doublets libres n'influent pas sur la forme parce qu'on ne les voit pas dans la formule.

En réalité : Les doublets libres repoussent plus fort que les liaisons et plient la forme, comme dans H_2O et NH_3.

Idée reçue : Les liaisons hydrogène sont des liaisons avec des atomes d'hydrogène dans n'importe quelle molécule.

En réalité : Il faut un H lié à N, O ou F, attiré par un doublet libre d'un autre N, O ou F.

Cartes mémoire

Électronégativité

La force avec laquelle un atome attire vers lui les électrons partagés.

Règle de l'octet

Les atomes des groupes principaux tendent à finir avec huit électrons de valence.

Charge formelle

CF = V − N − B/2 ; les meilleures structures la gardent proche de zéro.

VSEPR, 4 groupes

Tétraédrique, 109.5°.

La forme de l'eau

Coudée, environ 104.5°.

Liaison hydrogène

Attraction entre un H lié à N/O/F et un doublet libre d'un autre N/O/F.

Dispersion de London

Faible attraction due à des dipôles temporaires ; elle croît avec le nombre d'électrons.

Molécule polaire

Les dipôles de liaison ne s'annulent pas à cause de sa forme.

Quiz d'autocontrôle

1. Quelle est la forme moléculaire d'un atome central portant 3 liaisons et 1 doublet libre ?

Trigonale plane

Pyramide trigonale

Coudée

Tétraédrique

Pyramide trigonale. Quatre groupes d’électrons, dont un doublet libre : pyramide trigonale, comme NH_3.

2. Quelle molécule est apolaire ?

H_2O

NH_3

CO_2

SO_2

CO_2. Dans CO_2, linéaire, les dipôles de liaison opposés s’annulent.

3. Quelle force intermoléculaire est présente dans toutes les molécules ?

Liaison hydrogène

Dipôle–dipôle

Dispersion de London

Ion–dipôle

Dispersion de London. Toute molécule possède des électrons capables de former des dipôles temporaires.

4. Quel est l’angle de liaison idéal d’une molécule tétraédrique ?

90°

109.5°

120°

180°

109.5°. Quatre groupes répartis en 3D à 109.5°.

5. Combien d'électrons de valence compte la structure de Lewis de CO_2 ?

12

14

16

22

16. 4 venant de C plus 6 venant de chaque O.

Refaire ce quiz

Comment cela aide à sauver la planète

La forme des molécules explique l'effet de serre. Des molécules comme CO_2, CH_4 et H_2O peuvent se plier ou s'étirer en modifiant leur dipôle, donc elles absorbent le rayonnement infrarouge émis par la Terre. N_2 et O_2, qui forment l'essentiel de l'air, en sont incapables.

Les liaisons hydrogène rendent la glace moins dense que l'eau liquide, donc la glace flotte. Les lacs gèlent par le haut, et les poissons et les autres êtres vivants passent l'hiver dans l'eau en dessous.

Les forces intermoléculaires guident aussi les dépollutions : le pétrole est apolaire et ne se mélange pas à l'eau, c'est pourquoi les marées noires s'étalent en nappes de surface.

Sur Saving Planets : GOSAT-GW : les gaz à effet de serre vus de l'espace · Pôle Lacs

Sources : EPA des États-Unis : aperçu des gaz à effet de serre (en anglais) (https://www.epa.gov/ghgemissions/overview-greenhouse-gases)

Ressources d'apprentissage gratuites

- OpenStax Chemistry 2e, chapitre 7 : Chemical Bonding and Molecular Geometry (en anglais) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/7-introduction): Structures de Lewis, charge formelle et VSEPR.
- OpenStax Chemistry 2e, 7.6 Molecular Structure and Polarity (en anglais) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/7-6-molecular-structure-and-polarity): Formes et dipôles, avec exemples résolus.
- OpenStax Chemistry 2e, 10.1 Intermolecular Forces (en anglais) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/10-1-intermolecular-forces): Dispersion, dipôle–dipôle et liaison hydrogène.
- PhET: Molecule Shapes (https://phet.colorado.edu/en/simulations/molecule-shapes): Construisez des molécules en 3D et voyez les doublets libres modifier la forme.

- PhET: Molecule Polarity (https://phet.colorado.edu/en/simulations/molecule-polarity): Modifiez l’électronégativité et observez les dipôles de liaison et de molécule.

☐ **J’ai terminé cette unité**

États de la matière : gaz et solutions

Comment les gaz réagissent à la pression et à la température, comment fonctionnent les mélanges gazeux, et comment les substances (dont l'oxygène et le CO_2) se dissolvent dans l'eau.

Objectifs d'apprentissage

À la fin de cette unité, vous saurez :

- Utiliser les lois de Boyle et de Charles et la loi combinée des gaz, toujours en kelvins.
- Résoudre des problèmes avec la loi des gaz parfaits, PV = nRT, y compris la masse molaire à partir de la masse volumique.
- Utiliser la loi de Dalton des pressions partielles.
- Expliquer le comportement des gaz avec la théorie cinétique des gaz.
- Décrire la solubilité et utiliser la loi de Henry pour les gaz qui se dissolvent dans les liquides.

Notions clés

- Les lois des gaz exigent la température absolue : T(K) = T(°C) + 273.15.
- À température constante, la pression et le volume sont inversement proportionnels (Boyle). À pression constante, le volume est proportionnel à la température en kelvins (Charles).
- La loi des gaz parfaits, PV = nRT, relie pression, volume, quantité de matière et température. À 0 °C et 1 atm, une mole de gaz parfait occupe 22.4 L.
- Dans un mélange gazeux, chaque gaz exerce sa propre pression partielle, et leur somme donne la pression totale (loi de Dalton). L'air sec contient environ 20.95 % d'oxygène en volume.
- Théorie cinétique des gaz : les particules de gaz se déplacent vite et au hasard, subissent des chocs élastiques, et leur énergie cinétique moyenne est proportionnelle à la température en kelvins.
- Une solution est un mélange homogène. « Qui se ressemble s'assemble » : les solvants polaires comme l'eau dissolvent les substances polaires et ioniques.
- La quantité d'un gaz qui se dissout dans un liquide augmente avec la pression partielle de ce gaz (loi de Henry) et diminue généralement quand l'eau se réchauffe.

Équations clés

$$PV = nRT$$

PV=nRT

Loi des gaz parfaits

$$R = 0.08206\ \frac{\text{L·atm}}{\text{mol·K}} = 8.314\ \frac{\text{J}}{\text{mol·K}}$$

`R=0.08206\ ·atmmol·K=8.314\ ·K`

Constante des gaz

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

`(P_1V_1)/(T_1)=(P_2V_2)/(T_2)`

Loi combinée des gaz (quantité de gaz fixe)

$$P_{\text{total}} = P_A + P_B + \ldots, \qquad P_A = x_A\, P_{\text{total}}$$

`P_total=P_A+P_B+, P_A=x_A P_total`

Loi de Dalton ; x est la fraction molaire

$$M = \frac{dRT}{P}$$

`M=dRT/P`

Masse molaire à partir de la masse volumique d du gaz

$$C_g = k_H\, P_g$$

`C_g=k_H P_g`

Loi de Henry : concentration du gaz dissous

Exemples résolus pas à pas

Exemple 4.1 Quel volume occupe 1.00 mol de gaz parfait à 25.0 °C et 1.00 atm ?

1. Convertissez la température : 25.0 + 273.15 = 298.2 K.
2. V = nRT/P = 1.00 mol × 0.08206 L·atm/(mol·K) × 298.2 K ÷ 1.00 atm.
3. V = 24.5 L.

Réponse : 24.5 L, un peu plus que les 22.4 L à 0 °C, car un gaz plus chaud se dilate.

Exemple 4.2 Un ballon météo contient 2.00 L d'hélium à 1.00 atm et 300 K. Il monte là où la pression est 0.500 atm et la température 250 K. Quel est son nouveau volume ?

1. Loi combinée des gaz résolue pour V_2 : $V_2 = V_1 \times (P_1/P_2) \times (T_2/T_1)$.
2. V_2 = 2.00 L × (1.00/0.500) × (250/300).
3. V_2 = 2.00 L × 2 × 0.8333 = 3.33 L.

Réponse : 3.33 L. La baisse de pression le fait se dilater plus que le froid ne le contracte.

Exemple 4.3 Estimez la quantité d'oxygène dissoute dans l'eau à 25 °C au contact de l'air à 1.00 atm. La constante de Henry de O_2 vaut environ 1.3×10^{-3} mol/(L·atm).

1. Pression partielle de O_2 : 0.2095×1.00 atm = 0.21 atm.
2. C = k_H × P = 1.3×10^{-3} mol/(L·atm) × 0.21 atm = 2.7×10^{-4} mol/L.
3. Convertissez en masse : 2.7×10^{-4} mol/L × 32.00 g/mol = 8.7×10^{-3} g/L = 8.7 mg/L.

Réponse : Environ 9 mg d'oxygène par litre : une petite quantité, et c'est tout ce que les poissons et les autres êtres aquatiques ont pour respirer.

Exercices

Faites chacun d'abord sur papier, puis vérifiez.

1. Convertissez 25 °C et −40 °C en kelvins.

   298 K et 233 K (ajoutez 273.15).

2. Combien de moles de gaz remplissent 10.0 L à 0 °C (273.15 K) et 1.00 atm ?

   n = PV/RT = (1.00 × 10.0) ÷ (0.08206 × 273.15) = 0.446 mol.

3. À température constante, qu'arrive-t-il au volume d'un gaz si la pression double ?

   Il est divisé par deux (loi de Boyle).

4. Un gaz a une masse volumique de 1.25 g/L à 0 °C et 1.00 atm. Trouvez sa masse molaire.

   M = dRT/P = 1.25 × 0.08206 × 273.15 ÷ 1.00 = 28.0 g/mol (compatible avec N_2).

5. Un réservoir contient 2.0 mol de N_2 et 0.50 mol de O_2 à 5.0 atm au total. Quelle est la pression partielle de O_2 ?

   $x(O_2) = 0.50 \div 2.5 = 0.20$; $P(O_2) = 0.20 \times 5.0$ atm = 1.0 atm.

6. Pourquoi une canette de soda perd-elle ses bulles plus vite quand elle est chaude ?

   La solubilité des gaz diminue quand la température monte, donc le CO_2 dissous s'échappe plus vite.

Idées reçues fréquentes

Idée reçue : On peut utiliser les °C dans les lois des gaz.

En réalité : Utilisez toujours le kelvin. À 0 °C le volume n'est pas nul ; il le serait à 0 K.

Idée reçue : 22.4 L/mol est valable pour tout gaz dans toutes les conditions.

En réalité : Cela ne vaut que pour un gaz parfait à 0 °C et 1 atm. À 25 °C, c'est environ 24.5 L.

Idée reçue : À même température, les molécules de gaz plus lourdes vont plus vite.

En réalité : À une même température, tous les gaz ont la même énergie cinétique moyenne, donc les molécules plus lourdes vont moins vite.

Idée reçue : Les gaz se dissolvent mieux dans l'eau chaude, comme le sucre.

En réalité : La plupart des gaz sont moins solubles dans l'eau plus chaude.

Cartes mémoire

Loi des gaz parfaits

PV = nRT.

R

0.08206 L·atm/(mol·K) ou 8.314 J/(mol·K).

Loi de Boyle

$P_1V_1 = P_2V_2$ à n et T constants.

Loi de Charles

$V_1/T_1 = V_2/T_2$ à n et P constants.

Loi de Dalton

La pression totale est la somme des pressions partielles.

Loi de Henry

Concentration du gaz dissous = k_H × pression partielle.

Kelvin

T(K) = T(°C) + 273.15.

Volume molaire

22.4 L/mol pour un gaz parfait à 0 °C et 1 atm.

Quiz d'autocontrôle

1. Quelle échelle de température faut-il utiliser dans les calculs sur les gaz ?

Celsius

Fahrenheit

Kelvin

N’importe lequel

Kelvin. Les lois des gaz sont proportionnelles à la température absolue.

2. À pression constante, un gaz est chauffé de 200 K à 400 K. Son volume…

est divisé par deux

double

reste le même

quadruple

double. Loi de Charles : V est proportionnel à T en kelvins.

3. L’air à 1.00 atm contient environ 21 % d’O_2. La pression partielle d’O_2 est d’environ…

0.21 atm

0.79 atm

1.00 atm

21 atm

0.21 atm. $P(O_2) = 0.21 \times 1.00$ atm.

4. Qu’arrive-t-il à l’oxygène dissous quand un lac se réchauffe ?

Elle augmente

Elle diminue

Elle ne change pas

Il se transforme en CO_2

Elle diminue. La solubilité des gaz dans l’eau diminue généralement avec la température.

5. Que vaut R en L·atm/(mol·K) ?

8.314

0.08206

22.4

6.022×10^{23}

0.08206. 8.314 est la valeur en J/(mol·K).

Refaire ce quiz

Comment cela aide à sauver la planète

Les gaz dissous déterminent ce qui peut vivre dans l'eau. Comme l'eau chaude contient moins d'oxygène, le réchauffement des lacs et des rivières peut stresser les poissons, et les équipes chargées de la qualité de l'eau mesurent l'oxygène dissous pour les protéger.

La loi de Henry explique aussi l'acidification des océans. Quand le CO_2 de l'air augmente, davantage se dissout dans l'eau de mer et forme de l'acide carbonique. La NOAA indique que l'océan absorbe environ 30 % du CO_2 rejeté dans l'atmosphère et que le pH de l'océan de surface a baissé d'environ 0.1 depuis la révolution industrielle, soit une hausse d'acidité d'environ 30 %.

C'est important pour les gens comme pour les récifs : la NOAA souligne que les huîtres, les coraux et d'autres organismes à coquille peinent dans une eau plus acide, et de nombreuses pêcheries et emplois côtiers en dépendent.

Sur Saving Planets : Pôle Océans · PACE : couleur de l'océan et plancton

Sources : NOAA : acidification des océans (ressources éducatives, en anglais) (https://www.noaa.gov/education/resource-collections/ocean-coasts/ocean-acidification)

Ressources d'apprentissage gratuites

- OpenStax Chemistry 2e, chapitre 9 : Gases (en anglais) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/9-introduction): Lois des gaz, mélanges et théorie cinétique.
- OpenStax Chemistry 2e, chapitre 11 : Solutions and Colloids (en anglais) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/11-introduction): Solubilité et loi de Henry.
- PhET: Gas Properties (https://phet.colorado.edu/en/simulations/gas-properties): Pompez du gaz, chauffez-le et regardez la pression changer.
- NOAA : ressources sur l'acidification des océans (en anglais) (https://www.noaa.gov/education/resource-collections/ocean-coasts/ocean-acidification): Leçons, données et TP sur le CO_2 dans l'eau de mer.

☐ **J'ai terminé cette unité**

Thermodynamique

L’énergie chimique : chaleur, enthalpie, pourquoi certaines réactions libèrent de l’énergie, et un premier aperçu de l’entropie et de l’enthalpie libre de Gibbs.

Objectifs d’apprentissage

À la fin de cette unité, vous saurez :

- Utiliser q = mcΔT et la calorimétrie pour trouver un flux de chaleur et une capacité thermique massique.
- Classer les processus en exothermiques ou endothermiques et donner le signe de ΔH.
- Utiliser la loi de Hess et les enthalpies standard de formation pour trouver le ΔH d’une réaction.
- Énoncer le premier principe de la thermodynamique avec la convention de signe de la chimie.
- Utiliser ΔG = ΔH − TΔS pour juger si un processus est spontané.

Notions clés

- L’énergie se conserve (premier principe) : ΔU = q + w. En chimie, q est la chaleur reçue par le système et w le travail reçu par le système.
- Les réactions exothermiques cèdent de la chaleur au milieu extérieur (ΔH < 0) ; les réactions endothermiques absorbent de la chaleur (ΔH > 0).
- La capacité thermique massique c est la chaleur nécessaire pour élever de 1 °C la température de 1 g. Celle de l’eau est élevée, 4.184 J/(g·°C), c’est pourquoi les océans et les lacs se réchauffent et se refroidissent lentement.
- L’enthalpie est une fonction d’état, donc ΔH ne dépend que de l’état initial et de l’état final. C’est pourquoi la loi de Hess fonctionne : on peut additionner des réactions et leurs valeurs de ΔH.
- L’enthalpie standard de formation (ΔH°f) est la variation d’enthalpie pour former 1 mol d’un composé à partir de ses éléments dans leur état standard. Pour un élément dans son état standard, ΔH°f = 0.
- L’entropie (S) mesure la dispersion de l’énergie et de la matière. La variation d’enthalpie libre, ΔG = ΔH − TΔS, est négative pour un processus spontané à température et pression constantes.

Équations clés

$$q = mc\Delta T$$

`q=mcΔ T`

Chaleur pour une variation de température

$$q_{\text{lost}} = -q_{\text{gained}}$$

`q_lost=-q_gained`

Calorimétrie : la chaleur perdue par l’objet chaud est égale à la chaleur gagnée par l’objet froid

$$\Delta U = q + w, \qquad w = -P\Delta V$$

Δ U=q+w, w=-PΔ V

Premier principe (convention de signe en chimie)

$$\Delta H^\circ_{\text{rxn}} = \sum n\,\Delta H^\circ_f(\text{products}) - \sum n\,\Delta H^\circ_f(\text{reactants})$$

Δ H^_rxn= n Δ H^_f(products)- n Δ H^_f(reactants)

Enthalpie de réaction à partir des enthalpies de formation

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Δ G=Δ H-TΔ S

Enthalpie libre de Gibbs

Exemples résolus pas à pas

Exemple 5.1 Quelle quantité de chaleur faut-il pour chauffer 250.0 g d’eau de 20.0 °C à 100.0 °C ?

1. ΔT = 100.0 − 20.0 = 80.0 °C.
2. q = mcΔT = 250.0 g × 4.184 J/(g·°C) × 80.0 °C = 83,680 J.
3. En kilojoules : 83.7 kJ.

Réponse : 83.7 kJ.

Exemple 5.2 Trouvez ΔH° de la combustion du méthane, $CH_4(g) + 2\,O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\,H_2O(l)$, à partir des ΔH°f : $CH_4(g)$ −74.6, $CO_2(g)$ −393.5, $H_2O(l)$ −285.8 kJ/mol ; $O_2(g)$ 0.

1. Produits : −393.5 + 2 × (−285.8) = −965.1 kJ.
2. Réactifs : −74.6 + 2 × 0 = −74.6 kJ.
3. ΔH° = −965.1 − (−74.6) = −890.5 kJ.

Réponse : Environ −890 kJ par mole de méthane : fortement exothermique.

Exemple 5.3 Comparez la chaleur libérée par gramme de méthane et d’hydrogène. Pour $H_2(g) + ½\,O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$, ΔH° = −285.8 kJ.

1. Méthane : 890.5 kJ ÷ 16.04 g = 55.5 kJ/g.
2. Hydrogène : 285.8 kJ ÷ 2.016 g = 141.8 kJ/g.
3. Produits : le méthane donne du CO_2 ; l'hydrogène ne donne que de l'eau.

Réponse : L'hydrogène libère environ 2.6 fois plus de chaleur par gramme, et sa combustion ne produit pas de CO_2. Savoir si l'hydrogène est propre dans l'ensemble dépend de la façon dont il a été produit.

Exemple 5.4 Une réaction a $\Delta H = +40.0$ kJ et $\Delta S = +120$ J/K. Est-elle spontanée à 298 K ? Au-dessus de quelle température devient-elle spontanée ?

1. Utilisez les mêmes unités : $\Delta S = 0.120$ kJ/K.
2. À 298 K : $\Delta G = 40.0 - 298 \times 0.120 = 40.0 - 35.8 = +4.2$ kJ. Positif, donc non spontanée.
3. Posez $\Delta G = 0$: $T = \Delta H / \Delta S = 40.0 \div 0.120 = 333$ K.

Réponse : Non spontanée à 298 K ; spontanée au-dessus d'environ 333 K (60 °C).

Exercices

Faites chacun d'abord sur papier, puis vérifiez.

1. Quelle quantité de chaleur élève 1.00 kg d'eau de 10.0 °C ?

   $q = 1000 \text{ g} \times 4.184 \times 10.0 = 41{,}840$ J = 41.8 kJ.

2. La fusion de la glace est-elle endothermique ou exothermique ? Quel est le signe de q pour la glace ?

   Endothermique ; q est positif car la glace absorbe de la chaleur.

3. Un métal de 50.0 g à 100.0 °C est plongé dans 100.0 g d'eau à 20.0 °C. Les deux finissent à 22.0 °C. Trouvez la capacité thermique massique du métal.

   Chaleur reçue par l'eau = $100.0 \times 4.184 \times 2.0 = 836.8$ J. Métal : $836.8 = 50.0 \times c \times 78.0$, donc $c = 0.215$ J/(g·°C).

4. Utilisez la loi de Hess : $C(s) + O_2 \rightarrow CO_2$, $\Delta H = -393.5$ kJ ; $CO + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow CO_2$, $\Delta H = -283.0$ kJ. Trouvez ΔH de $C(s) + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow CO$.

   Inversez la seconde et additionnez : $-393.5 + 283.0 = -110.5$ kJ.

5. Que vaut $\Delta H°f$ pour $O_2(g)$?

   Zéro : c'est un élément dans son état standard.

6. Un processus a $\Delta H < 0$ et $\Delta S > 0$. Quand est-il spontané ?

À toute température, car $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ est toujours négatif.

Idées reçues fréquentes

Idée reçue : La chaleur et la température, c'est la même chose.

En réalité : La température mesure l'énergie moyenne des particules ; la chaleur est de l'énergie transférée. Une baignoire d'eau tiède contient plus de chaleur qu'une tasse d'eau bouillante.

Idée reçue : Les réactions exothermiques se produisent toujours d'elles-mêmes.

En réalité : La spontanéité dépend de ΔG, qui inclut l'entropie. Certaines réactions exothermiques ne sont pas spontanées à haute température.

Idée reçue : Une réaction spontanée est une réaction rapide.

En réalité : « Spontané » indique le sens, pas la vitesse. La transformation du diamant en graphite est spontanée, mais bien trop lente pour être remarquée.

Idée reçue : Rompre des liaisons libère de l'énergie.

En réalité : Rompre des liaisons demande toujours de l'énergie. L'énergie est libérée quand de nouvelles liaisons plus fortes se forment.

Cartes mémoire

$q = mc\Delta T$

Chaleur = masse × capacité thermique massique × variation de température.

Exothermique

Libère de la chaleur ; $\Delta H < 0$.

Endothermique

Absorbe de la chaleur ; $\Delta H > 0$.

Loi de Hess

Le ΔH d'une somme de réactions est la somme de leurs ΔH.

$\Delta H°f$ d'un élément

Zéro dans son état standard.

Premier principe

$\Delta U = q + w$; l'énergie est conservée.

Enthalpie libre

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$; négatif signifie spontané.

Capacité thermique massique de l'eau

4.184 J/(g·°C).

Quiz d’autocontrôle

1. Le signe de ΔH pour une réaction exothermique est…

positif

négatif

zéro

cela dépend de la température

négatif. Le système cède de la chaleur au milieu extérieur.

2. La capacité thermique massique de l’eau est…

1.00 J/(g·°C)

4.184 J/(g·°C)

8.314 J/(g·°C)

0.449 J/(g·°C)

4.184 J/(g·°C). 4.184 J réchauffent 1 g d’eau de 1 °C.

3. La loi de Hess fonctionne parce que l’enthalpie est…

toujours négatif

une fonction d’état

égale à l’entropie

mesurée en kelvins

une fonction d’état. ΔH ne dépend que des états initial et final.

4. Une réaction est spontanée quand…

ΔG < 0

ΔG > 0

$\Delta H > 0$

$\Delta S = 0$

$\Delta G < 0$. Une variation d'enthalpie libre négative signifie que le processus peut se produire de lui-même.

5. Par gramme, quel carburant libère le plus de chaleur quand il brûle en donnant de l'eau liquide ?

Méthane

Hydrogène

Ils sont égaux

Aucune ne libère de chaleur

Hydrogène. Environ 142 kJ/g pour l'hydrogène contre 55.5 kJ/g pour le méthane.

Refaire ce quiz

Comment cela aide à sauver la planète

La thermochimie, c'est la comptabilité de l'énergie propre. Comparer les kilojoules par gramme et le CO_2 par kilojoule, comme dans les exemples résolus, montre pourquoi l'hydrogène produit avec une énergie propre peut réduire les émissions.

Le département de l'Énergie des États-Unis indique que l'hydrogène utilisé dans une pile à combustible ne produit que de l'eau, et qu'il peut être fabriqué à partir de nombreuses sources, dont l'énergie solaire et éolienne.

La forte capacité thermique massique de l'eau permet aux océans de stocker d'énormes quantités de chaleur, ce qui stabilise les climats côtiers pour les gens et la faune.

Sur Saving Planets : Sentinel-6B : suivre le niveau de la mer · Pôle Observation de la Terre

Sources : Département de l'Énergie des États-Unis : les bases du carburant hydrogène (en anglais) (https://www.energy.gov/eere/fuelcells/hydrogen-fuel-basics)

Ressources d'apprentissage gratuites

- OpenStax Chemistry 2e, chapitre 5 : Thermochemistry (en anglais) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/5-introduction): Calorimétrie, enthalpie et loi de Hess.
- OpenStax Chemistry 2e, chapitre 16 : Thermodynamics (en anglais) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/16-introduction): Entropie et enthalpie libre de Gibbs.
- PhET: Energy Forms and Changes (https://phet.colorado.edu/en/simulations/energy-forms-and-changes): Observez la chaleur passer d'un objet à l'autre.
- MIT OpenCourseWare 3.091 Introduction to Solid-State Chemistry (en anglais) (https://ocw.mit.edu/courses/3-091-introduction-to-solid-state-chemistry-fall-2018/): Cours magistraux gratuits qui traitent aussi des liaisons et de l'énergie.

☐ **J'ai terminé cette unité**

Exercices

Ces exercices sont dans chaque unité. Faites-les sur papier, puis ouvrez la réponse.

1. Théorie atomique et nombres quantiques
   7 exercices
2. Stœchiométrie
   7 exercices
3. Géométrie moléculaire et liaisons
   7 exercices
4. États de la matière : gaz et solutions
   6 exercices
5. Thermodynamique
   6 exercices

Le laboratoire (CHEM 110L)

Les TP sont la partie pratique du cours, qui vaut 1 crédit dans un cursus universitaire typique. Ici, ils sont gratuits et uniquement pour s'entraîner.

Vous mettez en pratique les idées du cours avec des capteurs numériques, des appareils de mesure et de la verrerie de précision. Ne faites les versions en laboratoire que dans un laboratoire scolaire ou universitaire encadré ; chaque exercice a aussi une version sûre à la maison ou virtuelle.

Référence de sécurité : American Chemical Society : sécurité chimique (en anglais) (https://www.acs.org/chemical-safety.html)

TP A : formule empirique de l’oxyde de magnésium

SEMAINE 5

Objectif : Chauffez du magnésium à l’air, pesez le produit et déterminez le plus simple rapport entier entre magnésium et oxygène.

$$\frac{n_{\mathrm{Mg}}}{n_{\mathrm{O}}} = \frac{m_{\mathrm{Mg}}/24.31}{m_{\mathrm{O}}/16.00}$$

```
_Mgn_O=_Mg/24.31m_O/16.00
```

Divisez chaque quantité de matière par la plus petite, puis arrondissez à des nombres entiers

Mode opératoire

1. Chauffez un creuset vide et son couvercle jusqu’à masse constante ; laissez refroidir et pesez.
2. Ajoutez un ruban de magnésium propre enroulé et pesez de nouveau.
3. Chauffez avec le couvercle légèrement entrouvert pour que l’air entre sans que la fumée s’échappe, jusqu’à ce que le métal ne rougeoie plus.
4. Laissez refroidir, ajoutez quelques gouttes d’eau et chauffez de nouveau doucement (cela transforme le nitrure de magnésium éventuel en oxyde), puis chauffez fort.
5. Laissez refroidir et pesez. Recommencez le chauffage jusqu’à ce que deux pesées concordent à 0.002 g près.

Tableau de données

Mesure	Masse (g)
Creuset + couvercle	25.120
Creuset + couvercle + Mg	25.360
Creuset + couvercle + produit	25.520
Mg (par différence)	0.240
Oxygène fixé	0.160

Données d’exemple pour s’entraîner uniquement.

Exemple de calcul

1. Moles de Mg = 0.240 g ÷ 24.31 g/mol = 9.87 × 10⁻³ mol.
2. Moles de O = 0.160 g ÷ 16.00 g/mol = 1.00 × 10⁻² mol.
3. Divisez par la plus petite valeur : Mg 1.00, O 1.01, ce qui s’arrondit à 1 : 1.
4. Formule empirique : MgO.

Sécurité

- Le magnésium qui brûle émet une lumière très vive, y compris des ultraviolets. Ne la fixez pas.
- Utilisez une pince ; les creusets restent chauds longtemps après avoir cessé de rougeoyer.
- N’essayez jamais cela chez vous : les feux de magnésium sont difficiles à éteindre, et l’eau les aggrave.

Alternative à la maison ou virtuelle

- Faites le même calcul à partir d’une composition en pourcentage, comme dans la série finale (40.0 % C, 6.71 % H, 53.3 % O donne CH_2O).
- La section 3.2 d’OpenStax Chemistry 2e propose d’autres problèmes de formule empirique avec réponses (en anglais).

OpenStax 3.2 Determining Empirical and Molecular Formulas (en anglais) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/3-2-determining-empirical-and-molecular-formulas)

Lien avec la planète : Déterminer la formule d’un composé inconnu est une première étape pour identifier un polluant, un minéral ou un nouveau matériau.

☐ **J’ai terminé ce TP (réel ou virtuel)**

TP B : titrage acide–base et dilutions

SEMAINE 6

Objectif : Déterminer la concentration d'une solution d'acide chlorhydrique en la titrant par de l'hydroxyde de sodium de concentration connue.

$$M_a V_a = M_b V_b \quad (1:1 \text{ acid–base})$$

```
M_aV_a=M_bV_b(1 : 1 acid–base)
```

Pour HCl + NaOH → NaCl + H_2O, moles d'acide = moles de base au point d'équivalence

Mode opératoire

1. Rincez la burette avec un peu de NaOH 0.1000 M, puis remplissez-la et notez la lecture initiale à 0.01 mL près.
2. Prélevez 25.00 mL de HCl à la pipette dans un erlenmeyer et ajoutez 2–3 gouttes d'indicateur phénolphtaléine.
3. Ajoutez le NaOH en agitant. Vers la fin, ajoutez-le goutte à goutte.
4. Arrêtez au premier rose pâle qui persiste 30 secondes. Notez la lecture finale.
5. Recommencez jusqu'à ce que deux essais concordent à 0.10 mL près. Avec une sonde pH, tracez aussi le pH en fonction du volume pour voir le saut brusque au point d'équivalence.

Tableau de données

Essai	Lecture initiale (mL)	Lecture finale (mL)	NaOH utilisé (mL)
1 (approximatif)	0.50	23.10	22.60
2	0.20	22.65	22.45
3	1.05	23.52	22.47

Données d'exemple pour s'entraîner uniquement. Faites la moyenne des essais concordants (2 et 3).

Exemple de calcul

1. Volume moyen de NaOH : (22.45 + 22.47) ÷ 2 = 22.46 mL = 0.02246 L.
2. Moles de NaOH = 0.1000 mol/L × 0.02246 L = 2.246×10^{-3} mol.
3. La réaction est 1 : 1, donc moles de HCl = 2.246×10^{-3} mol.
4. Concentration de HCl = 2.246×10^{-3} mol ÷ 0.02500 L = 0.08984 M.

> **Sécurité**
>
> - Portez des lunettes : NaOH et HCl peuvent blesser les yeux et la peau, même dilués.
> - En cas de contact avec la peau, rincez abondamment à l'eau et prévenez le responsable.

- Remplissez la burette en dessous du niveau des yeux, avec un entonnoir, et retirez l'entonnoir avant la lecture.

Alternative à la maison ou virtuelle

- Les simulations PhET Acid-Base Solutions et pH Scale permettent de tester des acides et des bases forts et faibles avec un pH-mètre virtuel.
- Indicateur de cuisine : le jus de chou rouge devient rouge-rose dans les acides comme le vinaigre et vert dans les bases comme une solution de bicarbonate de soude. C'est uniquement qualitatif.

PhET: Acid-Base Solutions (https://phet.colorado.edu/en/simulations/acid-base-solutions) · PhET: pH Scale (https://phet.colorado.edu/en/simulations/ph-scale) · PhET: Molarity (https://phet.colorado.edu/en/simulations/molarity)

Lien avec la planète : Le pH est l'une des mesures les plus importantes de la qualité de l'eau. L'Institut d'études géologiques des États-Unis indique qu'une pluie normale a un pH d'environ 5.6 et que l'eau qui s'écoule d'une mine de charbon abandonnée peut atteindre un pH de 2, assez acide pour tuer les poissons en aval. USGS Water Science School : le pH et l'eau (en anglais) (https://www.usgs.gov/special-topics/water-science-school/science/ph-and-water)

☐ **J'ai terminé ce TP (réel ou virtuel)**

TP C : analyse spectrophotométrique d’une solution de colorant

SEMAINE 12

Objectif : Tracer une courbe d’étalonnage à partir d’étalons de colorant et l’utiliser pour trouver la concentration d’une inconnue, avec la loi de Beer–Lambert.

$$A = \varepsilon b c, \qquad A = -\log_{10} T$$

```
A= bc, A=-_10T
```

A = absorbance, ε = coefficient d’absorption molaire, b = longueur du trajet optique (cm), c = concentration (mol/L), T = fraction de la lumière transmise

Mode opératoire

1. Laissez chauffer le spectrophotomètre pendant la durée indiquée dans son manuel.
2. Balayez un étalon pour trouver la longueur d’onde où le colorant absorbe le plus (λmax).
3. Faites le zéro de l’appareil avec une cuve contenant le blanc (le solvant, ici l’eau).
4. Préparez cinq étalons à partir d’une solution mère par dilution ($M_1V_1 = M_2V_2$).
5. Mesurez l’absorbance de chaque étalon à λmax, en rinçant chaque fois la cuve avec la solution suivante. Tenez les cuves par les faces dépolies.
6. Mesurez l’inconnue de la même façon.
7. Tracez l’absorbance (y) en fonction de la concentration (x), ajustez une droite passant par l’origine et utilisez la pente pour trouver la concentration de l’inconnue.

Tableau de données

Étalon	Concentration (µM)	Absorbance
1	2.00	0.130
2	4.00	0.261
3	6.00	0.389
4	8.00	0.522
5	10.00	0.650
Inconnue	?	0.455

Données d’exemple pour s’entraîner uniquement, pas une valeur publiée pour un vrai colorant.

Exemple de calcul

1. Pente de la droite passant par l’origine : environ 0.0650 par µM (par exemple 0.650 ÷ 10.00 µM).
2. Avec b = 1.00 cm, ε = 0.0650 $\mu M^{-1}\ cm^{-1}$ = 6.50 × $10^4\ M^{-1}\ cm^{-1}$.

3. Inconnue : $c = A \div (\varepsilon b) = 0.455 \div 0.0650\ \mu M^{-1} = 7.00\ \mu M$.
4. Fraction de lumière transmise par l'inconnue : T = 10^(−0.455) = 0.351, soit 35.1 %.

> **Sécurité**
>
> - Portez des lunettes ; beaucoup de colorants tachent la peau et les vêtements.
> - Essuyez immédiatement tout renversement et gardez les liquides loin de l'appareil.
> - Éliminez les solutions selon les consignes de votre responsable de laboratoire.

Alternative à la maison ou virtuelle

- PhET Beer's Law Lab : modifiez la concentration, la longueur du trajet optique et la longueur d'onde, et relevez l'absorbance pour tracer votre propre courbe d'étalonnage.
- Version cuisine : préparez une série de dilutions de colorant alimentaire dans des verres transparents identiques et classez-les à l'œil devant une carte blanche. Cela montre l'idée, mais ne donne pas de vraies valeurs d'absorbance.

PhET: Beer's Law Lab (https://phet.colorado.edu/en/simulations/beers-law-lab) · PhET: Concentration (https://phet.colorado.edu/en/simulations/concentration)

Lien avec la planète : La même idée aide les satellites à évaluer la santé des océans et des lacs. Les missions de la NASA sur la couleur de l'océan mesurent les couleurs de la lumière qui quitte l'eau pour estimer la chlorophylle, signe de la présence de plancton. NASA Ocean Color (en anglais) (https://oceancolor.gsfc.nasa.gov/)

☐ **J'ai terminé ce TP (réel ou virtuel)**

Séries d'entraînement aux examens

Chronométrez-vous : environ 10 minutes par problème. Comparez ensuite avec les solutions complètes.

Série d'entraînement de mi-parcours (unités 1–3)

1. Un électron d'hydrogène passe de n = 4 à n = 2. Trouvez la longueur d'onde de la lumière.

    1. $|\Delta E| = 2.179 \times 10^{-18}\ J \times (1/4 - 1/16) = 2.179 \times 10^{-18}\ J \times 0.1875 = 4.086 \times 10^{-19}\ J$.
    2. $\lambda = hc/E = (6.626 \times 10^{-34} \times 2.998 \times 10^{8}) \div 4.086 \times 10^{-19} = 4.862 \times 10^{-7}\ m$.

    Réponse : 486 nm (bleu-vert).

2. Écrivez la configuration du cuivre (Z = 29) à l'état fondamental.

    1. L'ordre de remplissage simple prévoit $[Ar]\ 4s^2\ 3d^9$, mais une sous-couche 3d pleine est plus stable.
    2. Un électron 4s passe en 3d.

Réponse : [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$, une exception connue.

3. Quelle quantité de CO_2 produit la combustion de 1.00 kg d'octane (C_8H_{18}, 114.23 g/mol) ?

    1. Équilibrée : 2 C_8H_{18} + 25 O_2 → 16 CO_2 + 18 H_2O, soit 8 mol de CO_2 par mol d'octane.
    2. Moles d'octane = 1000 g ÷ 114.23 g/mol = 8.754 mol.
    3. CO_2 = 8 × 8.754 = 70.04 mol × 44.01 g/mol = 3082 g.

    Réponse : Environ 3.08 kg de CO_2.

4. 28.0 g de N_2 réagissent avec 9.00 g de H_2 : N_2 + 3 H_2 → 2 NH_3. Trouvez le réactif limitant et la masse de NH_3.

    1. N_2: 28.0 ÷ 28.02 = 0.999 mol. H_2: 9.00 ÷ 2.016 = 4.46 mol.
    2. N_2 exige 3 × 0.999 = 3.00 mol de H_2 ; 4.46 mol sont disponibles, donc N_2 est limitant.
    3. NH_3 = 2 × 0.999 = 2.00 mol × 17.03 g/mol = 34.0 g.

    Réponse : N_2 est limitant ; 34.0 g de NH_3.

5. Donnez la forme et la polarité de SO_2 et de CCl_4.

    1. SO_2 : S a deux groupes liants et un doublet libre, donc la molécule est coudée et les dipôles ne s'annulent pas.
    2. CCl_4 : quatre liaisons identiques, tétraédrique, les dipôles s'annulent.

    Réponse : SO_2 coudée et polaire ; CCl_4 tétraédrique et apolaire.

6. Classez par point d'ébullition, du plus bas au plus haut : H_2O, He, CH_4.

    1. He : seulement une faible dispersion, très peu d'électrons.
    2. CH_4 : forces de dispersion, plus d'électrons que He.
    3. H_2O : liaison hydrogène.

    Réponse : He < CH_4 < H_2O.

Série d'entraînement finale (toutes les unités)

1. Quel volume occupent 88.0 g de CO_2 à 25.0 °C et 1.00 atm ?

    1. n = 88.0 ÷ 44.01 = 2.00 mol.
    2. V = nRT/P = 2.00 × 0.08206 × 298.15 ÷ 1.00.

    Réponse : 48.9 L.

2. Combien de grammes de méthane faut-il brûler (ΔH = −890.5 kJ/mol) pour chauffer 500.0 g d'eau de 15.0 °C à 85.0 °C, si toute la chaleur va dans l'eau ?

    1. q = 500.0 × 4.184 × 70.0 = 146,440 J = 146.4 kJ.
    2. Moles de CH_4 = 146.4 ÷ 890.5 = 0.1644 mol.

3. Masse = 0.1644 × 16.04 = 2.64 g.

Réponse : 2.64 g de méthane.

3. 20.00 mL d'acide sulfurique sont neutralisés par 31.60 mL de NaOH 0.1000 M. Trouvez la molarité de l'acide.

    1. H_2SO_4 + 2 NaOH → Na_2SO_4 + 2 H_2O (deux hydrogènes acides).
    2. Moles de NaOH = 0.1000 × 0.03160 = 3.160 × 10^{-3} mol, donc moles de H_2SO_4 = 1.580 × 10^{-3} mol.
    3. M = 1.580 × 10^{-3} ÷ 0.02000 L.

    Réponse : 0.07900 M. Une erreur fréquente consiste à oublier le rapport 1 : 2 et à obtenir 0.1580 M.

4. Un colorant a ε = 1.20 × 10^4 M^{-1} cm^{-1}. Un échantillon dans une cuve de 1.00 cm donne A = 0.300. Trouvez sa concentration.

    1. c = A ÷ (εb) = 0.300 ÷ (1.20 × 10^4 × 1.00).

    Réponse : 2.50 × 10^{-5} M.

5. Un composé contient en masse 40.0 % de C, 6.71 % de H et 53.3 % de O, et sa masse molaire est 180.16 g/mol. Trouvez ses formules empirique et moléculaire.

    1. Pour 100 g : C 40.0 ÷ 12.011 = 3.33 mol ; H 6.71 ÷ 1.008 = 6.66 mol ; O 53.3 ÷ 16.00 = 3.33 mol.
    2. Divisez par 3.33 : 1 : 2 : 1, donc CH_2O (30.03 g/mol).
    3. 180.16 ÷ 30.03 = 6.

    Réponse : Empirique CH_2O ; moléculaire $C_6H_{12}O_6$ (glucose).

6. Utilisez la loi de Hess pour trouver ΔH de C(s) + ½ O_2 → CO, sachant que C + O_2 → CO_2 (−393.5 kJ) et CO + ½ O_2 → CO_2 (−283.0 kJ).

    1. Gardez la première réaction ; inversez la seconde (+283.0 kJ).
    2. Additionnez-les ; CO_2 s'annule.

    Réponse : −110.5 kJ.

7. Pour un processus avec ΔH = −10.0 kJ et ΔS = −50.0 J/K, trouvez la température en dessous de laquelle il est spontané.

    1. ΔG < 0 quand ΔH − TΔS < 0. Les deux sont négatifs, donc cela fonctionne à basse T.
    2. T = ΔH/ΔS = −10.0 kJ ÷ −0.0500 kJ/K = 200 K.

    Réponse : Spontané en dessous de 200 K.

Fiche de formules

$$c = \lambda\nu \qquad E = h\nu = hc/\lambda$$

$$E_n = -2.179 \times 10^{-18}\ \mathrm{J}/n^2$$

$$n = m/M$$

$$M = n/V$$

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

$$PV = nRT$$

$$P_1V_1/T_1 = P_2V_2/T_2$$

$$P_A = x_A P_{\mathrm{tot}}$$

$$C_g = k_H P_g$$

$$q = mc\Delta T$$

$$\Delta U = q + w$$

$$\Delta H^\circ = \sum n\Delta H^\circ_f(\mathrm{prod}) - \sum n\Delta H^\circ_f(\mathrm{reac})$$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$A = \varepsilon bc$$

$$\mathrm{FC} = V - N - B/2$$

Constantes

Constante	Valeur
Constante de Planck, h	6.62607015 × 10⁻³⁴ J·s (exacte)
Vitesse de la lumière, c	2.99792458 × 10⁸ m/s (exacte)
Constante d’Avogadro, N_A	6.02214076 × 10²³ mol⁻¹ (exacte)
Constante des gaz parfaits, R	8.314 J/(mol·K) = 0.08206 L·atm/(mol·K)
Constante d’énergie de l’hydrogène, k	2.179 × 10⁻¹⁸ J
Capacité thermique massique de l’eau	4.184 J/(g·°C)
Pression standard	1 atm = 101.325 kPa = 760 mmHg
Zéro absolu	0 K = −273.15 °C

Source : NIST : constantes physiques fondamentales (en anglais) (https://physics.nist.gov/cuu/Constants/)

Tableau périodique

Utilisez l’un de ces tableaux interactifs gratuits en parallèle du cours.

- PubChem Periodic Table (Bibliothèque nationale de médecine des États-Unis, en anglais) (https://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/periodic-table/): Interactif, avec des données pour chaque élément.

- Ptable (https://ptable.com/): Tableau interactif rapide avec orbitales, isotopes et tendances.
- NIST : tableau périodique des éléments (en anglais) (https://www.nist.gov/pml/periodic-table-elements): Tableau de référence imprimable de l'agence américaine de normalisation.

Glossaire

Absorbance
La quantité de lumière absorbée par un échantillon ; $A = -\log_{10}T$.

Nombre d'Avogadro
$6.02214076 \times 10^{23}$, le nombre de particules dans une mole.

Calorimétrie
Mesurer un flux de chaleur à partir de variations de température.

Configuration électronique
La répartition des électrons d'un atome dans les orbitales.

Formule empirique
Le plus simple rapport entier entre les atomes d'un composé.

Point de virage
Le moment d'un titrage où l'indicateur change de couleur.

Enthalpie (H)
Contenu thermique d'un système à pression constante.

Entropie (S)
Une mesure de la dispersion de l'énergie et de la matière.

Point d'équivalence
Le point où l'on a ajouté exactement assez de titrant pour réagir avec l'échantillon.

Enthalpie libre de Gibbs (G)
$G = H - TS$; sa variation prédit la spontanéité.

Liaison hydrogène
Forte attraction entre un H lié à N, O ou F et un doublet libre d'un autre N, O ou F.

Gaz parfait
Un gaz modèle dont les particules n'ont ni volume ni attractions.

Isotope
Atomes d'un même élément ayant des nombres de neutrons différents.

Réactif limitant
Le réactif qui s'épuise en premier.

Molarité
Moles de soluté par litre de solution.

Mole
L'unité SI de quantité de matière.

Orbitale
Une région où un électron a de fortes chances de se trouver.

Pression partielle
La pression qu'exercerait seul un gaz d'un mélange.

Rendement en pourcentage
Rendement réel ÷ rendement théorique × 100 %.

Photon
Une particule de lumière d'énergie E = hν.

Nombres quantiques
n, l, m_l, m_s : les quatre valeurs qui décrivent un électron.

Capacité thermique massique
Chaleur nécessaire pour élever de 1 °C la température de 1 g d'une substance.

Stœchiométrie
Les relations quantitatives entre les quantités dans les réactions.

Titrage
Ajouter une solution de concentration connue pour trouver la concentration d'une autre.

VSEPR
Répulsion des paires d'électrons de la couche de valence : les groupes d'électrons s'écartent et fixent la forme de la molécule.

Grille d'autoévaluation

Aucune note ni aucun crédit ne sont attribués. Utilisez cette grille pour juger honnêtement où vous en êtes dans chaque unité.

Niveau	À quoi cela ressemble
4 · Maîtrise	Résout correctement des problèmes nouveaux, explique pourquoi chaque étape fonctionne et repère ses propres erreurs.
3 · Compétent	Résout les exercices avec les bonnes unités et les bons chiffres significatifs ; quelques erreurs d'inattention.
2 · En progression	Suit les exemples résolus mais bloque sur les nouveaux problèmes ou mélange les unités.
1 · Débutant	Reconnaît les termes mais ne sait pas encore poser les calculs.

Pondération suggérée si vous voulez une note

Partie	Poids
Exercices	30%
Comptes rendus de TP (ou TP virtuels)	20%
Série d’entraînement de mi-parcours	20%
Série d’entraînement finale	30%

Visez le niveau 3 ou mieux dans chaque unité avant de passer au cours suivant.

Cours associés

- Physique I + TP PHYS 110 + PHYS 110L
- Analyse I MATH 110
- Analyse II MATH 111
- Tous les cours