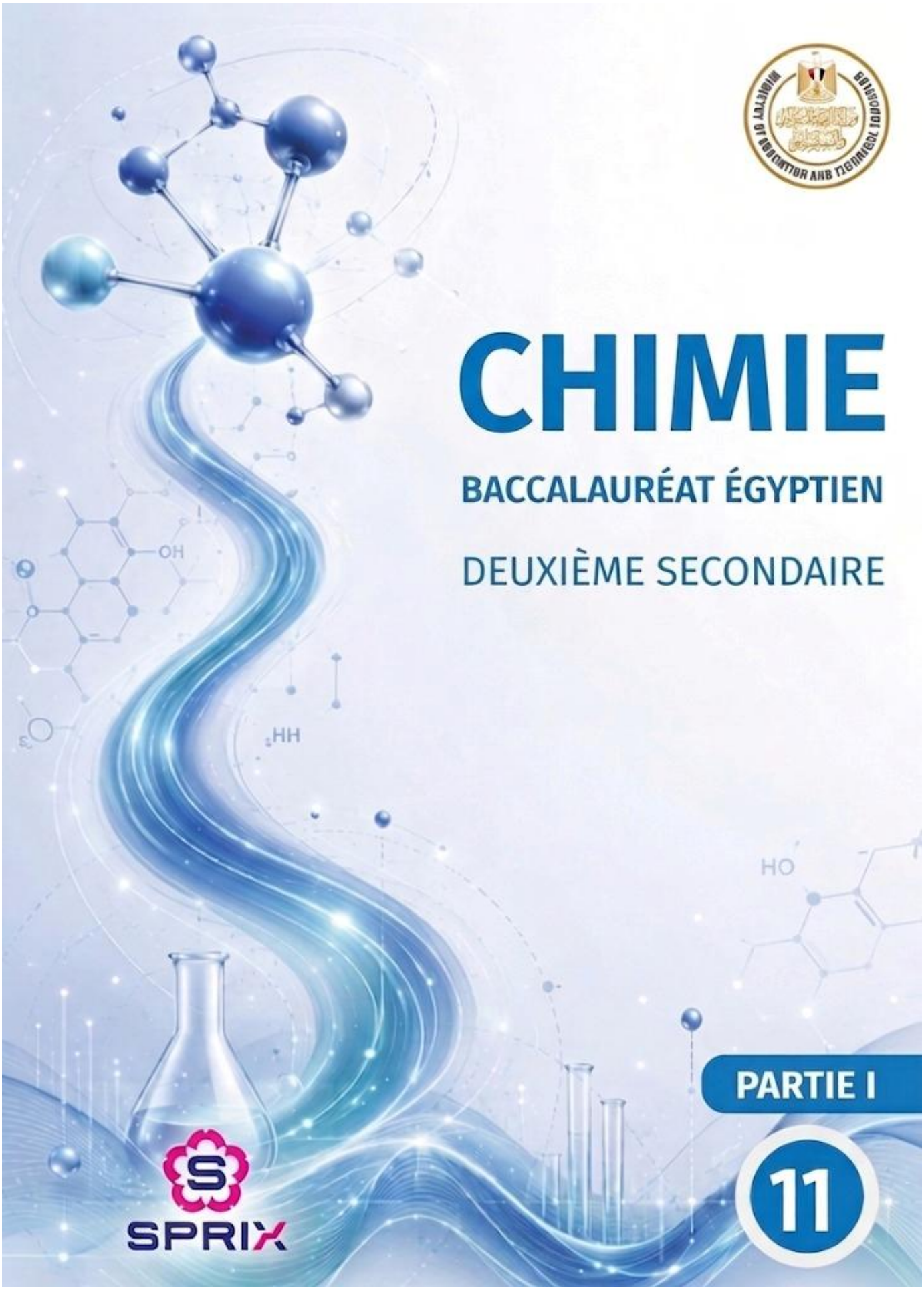


CHIMIE

BACCALAURÉAT ÉGYPTIEN

DEUXIÈME SECONDAIRE

PARTIE I

11

SPRIX

Chimie

Deuxième année du cycle secondaire

Conseillé par
INTERNATIONAL BACCALAUREATE®

Le Baccalauréat International™
a révisé le contenu pédagogique et les approches d'évaluation de ce manuel.

© 2026 Ministère de l'Éducation et de l'Enseignement Technique

Tous droits réservés.

Les droits d'auteur et la responsabilité du contenu de ce manuel restent au Ministère de l'Éducation et de l'Enseignement Technique.

Aucune partie de cette publication ne peut être reproduite, stockée dans un système de récupération ou transmise sous quelque forme ou par quelque moyen que ce soit - électronique, mécanique, photocopie, enregistrement ou autre - sans l'autorisation écrite préalable des détenteurs des droits d'auteur.

Ministère de l'Éducation et de l'Enseignement Technique
Nouvelle Capitale Administrative
Le Caire, Égypte

Introduction

La chimie nous aide à comprendre les substances qui constituent notre monde, leur comportement et la manière dont elles se transforment. De l'air que nous respirons et des matériaux que nous utilisons aux médicaments que nous prenons, en passant par l'énergie que nous produisons et les technologies qui façonnent la vie moderne, la chimie fait partie de presque tout ce qui nous entoure.

Ce manuel de chimie de niveau 11 a été élaboré conformément à la vision du système du Baccalauréat égyptien afin d'offrir aux élèves une expérience d'apprentissage rigoureuse, stimulante et enrichissante. Il est conçu non seulement pour développer les connaissances scientifiques, mais aussi pour développer la capacité à poser des questions, mener des recherches, analyser des preuves, résoudre des problèmes et appliquer les apprentissages à des situations nouvelles et inhabituelles.

Tout au long de ce cours, vous explorerez deux grands domaines de la chimie : les états de la matière, ainsi que les transformations et l'équilibre de la matière. Vous étudierez comment la matière passe d'un état à un autre, comment se comportent les gaz, comment les solutions et les cristaux sont structurés et comment les propriétés physiques peuvent être expliquées à l'aide de principes et de modèles scientifiques. Vous examinerez également les réactions chimiques, les variations d'énergie, les cellules électrochimiques, l'électrolyse, les vitesses de réaction, l'équilibre chimique, l'ionisation, les solutions aqueuses et la solubilité.

Ces sujets sont étroitement liés. Comprendre le comportement des gaz et des solutions, par exemple, aide à expliquer de nombreux processus naturels et industriels. L'étude de l'enthalpie nous permet de comprendre l'énergie impliquée dans les réactions chimiques. L'électrochimie relie les transformations chimiques à la production et à l'utilisation de l'énergie électrique, tandis que les vitesses de réaction et l'équilibre permettent d'expliquer pourquoi les réactions se produisent comme elles le font et comment leurs conditions peuvent être contrôlées. Chaque leçon est conçue pour vous guider à travers un parcours d'apprentissage clair. Vous commencerez par relier de nouvelles idées à des connaissances antérieures, à des observations familières ou à des phénomènes du monde réel. Vous explorerez ensuite les concepts scientifiques à travers des questions, des exemples, des recherches, des modèles, des données et des activités de résolution de problèmes. À mesure que votre compréhension se développera, vous aurez l'occasion de mettre en pratique ce que vous avez appris et de l'appliquer de manière autonome.

La chimie ne s'apprend pas uniquement par mémorisation. Tout au long de ce manuel, il vous sera demandé d'observer attentivement, d'identifier des tendances, d'interpréter des données, de faire des prédictions, de construire des explications, d'effectuer des calculs et de justifier vos conclusions. Les recherches pratiques et le raisonnement scientifique vous aideront à comprendre non seulement ce qui se produit au cours d'un processus chimique ou physique, mais aussi pourquoi cela se produit.

Le manuel développe également des compétences scientifiques essentielles, notamment la mesure, la classification, la prédiction, l'inférence, l'expérimentation, l'interprétation des données, la modélisation, la résolution de problèmes et la communication scientifique. Ces compétences vous aideront à aborder les questions comme le font les scientifiques : en examinant les preuves, en testant les idées, en évaluant les explications et en affinant les conclusions. L'évaluation est intégrée tout au long du processus d'apprentissage. Les questions et les activités vous permettront de vérifier votre compréhension, de mettre en pratique les concepts clés et de vous préparer à des applications plus exigeantes des connaissances. Vous rencontrerez des tâches qui nécessitent la mémorisation et la compréhension, mais aussi l'analyse, le raisonnement, le calcul, l'interprétation et l'application de la chimie à des situations inconnues. Lorsque cela est pertinent, le cours relie la chimie à des contextes du monde réel tels que l'énergie, l'industrie, la santé, la technologie, les matériaux et la durabilité environnementale. Ces applications montrent comment les connaissances chimiques contribuent à résoudre des problèmes pratiques et à relever les défis auxquels sont confrontées les communautés en Égypte et dans le monde entier.

Introduction

Vous êtes également encouragés à réfléchir à la nature de la science : comment le savoir scientifique se développe, est testé, communiqué et affiné au fil du temps. Les idées scientifiques ne surgissent pas de nulle part : elles se construisent grâce à l'observation, à l'expérimentation, aux preuves, au débat et aux contributions de scientifiques de différentes cultures et générations.

Il est très important que ce manuel vous aide à devenir un participant actif à votre propre apprentissage. Vous serez encouragés à poser des questions, à réfléchir sur votre compréhension, à apprendre des erreurs, à établir des liens entre les idées et à vous préparer à un examen, mais aussi à développer la connaissance scientifique grâce à la pensée critique. Les idées, l'attitude d'esprit et la confiance nécessaires pour réussir vos études futures et votre vie dans un monde de plus en plus axé sur la science et la technologie.

Dès le début de ce parcours, nous adoptons une approche de la chimie fondée sur la curiosité : regardez au-delà des équations et des définitions, examinez attentivement pourquoi les substances se comportent ainsi, et utilisez ce que vous apprenez pour avoir un sens du monde qui vous entoure. La chimie est la matière des études : elle peut aussi changer la façon dont vous voyez le monde.

Comment utiliser cet ouvrage

Chaque leçon suit un parcours d'apprentissage scientifique :
Observer • Poser une question • Rechercher • Expliquer • Appliquer • Évaluer

1 Question directrice
Chaque leçon commence par une question directrice qui aide à relier le contenu de la leçon à la réalité et aux phénomènes du monde réel.

2 Introduction de la leçon
Une brève présentation du sujet, des notions scientifiques et des objectifs d'apprentissage, ainsi que des éléments de la vie quotidienne, de la technologie et de la société.

3 Point !
Il regroupe les concepts, les définitions, les lois, les principes et les modèles scientifiques, et les présente clairement et de manière organisée.

4 Exploration
Elle invite à observer, à analyser les preuves, à identifier les relations et à formuler des explications à partir des observations et des résultats expérimentaux.

5 Échauffement
Des questions et des exemples qui vous aident à appliquer vos connaissances antérieures et à vous préparer à l'apprentissage de la leçon.

6 Explication
Des activités et des explications scientifiques, des schémas, des illustrations et des résolutions de problèmes sont présentés.

7 Pense comme un chimiste
Il applique la pensée scientifique pour résoudre des problèmes, étudier des données et tirer des conclusions expérimentales.

8 Pense comme un ingénieur
Il utilise des concepts de chimie pour résoudre des problèmes pratiques et concevoir des solutions innovantes dans les domaines scientifique et technologique.

9 Application dans la vie quotidienne
Il montre comment les notions de chimie sont utiliséés dans la vie quotidienne, dans la santé, l'industrie, les transports et dans la vie de tous les jours.

10 Structure de la science
Elle couvre les théories, les concepts, les modèles et les principes qui relient les notions étudiées, et la manière dont la science est construite.

11 Nature de la science
Il présente la démarche scientifique, la conception de recherches, l'évaluation des données et la fiabilité des résultats.

12 Avertissement sur les idées erronées
Il met en garde contre les idées et les conceptions fausses courantes, afin de vous aider à acquérir des connaissances plus exactes et scientifiques.

13 Équations clés en un coup d'œil
Des formules importantes, des symboles et des relations sont présentés sous forme de résumé pour faciliter la référence rapide.

14 Essayez
Il vous permet d'appliquer vos connaissances à travers des questions guidées et des exercices structurés.

15 Exercice
Il renforce votre compréhension grâce à des exercices progressifs qui vous permettent de pratiquer le calcul, le raisonnement et l'analyse.

16 Défiez votre réflexion
Il propose des questions de haut niveau, des exercices de réflexion, des problèmes complexes et des activités d'enquête scientifique.

17 Réfléchissez et progressez
Il récapitule les concepts clés du cours et vous permet de renforcer vos apprentissages à travers des activités de réflexion et de consolidation.

Vos leçons et le programme de l'EB

Première partie — chaque leçon correspond à son thème de chimie de l'EB

Chapitre 1 — États de la matière

1-1 Changements d'état 1
1-2 Équilibre liquide-vapeur et pression de vapeur 7
1-3 Diagramme de phases 13
1-4 Lois des gaz 17
1-5 Équation des gaz parfaits 22
1-6 Pression totale et pressions partielles 26
1-7 Gaz parfait et gaz réel 31
1-8 Propriétés des solutions 37
1-9 Élévation du point d'ébullition et abaissement du point de congélation 43
1-10 Pression osmotique 49
1-11 Colloïdes 53
1-12 Structure des cristaux métalliques 57
1-13 Structure des cristaux ioniques 62

Chapitre 2 — Transformations et équilibre de la matière

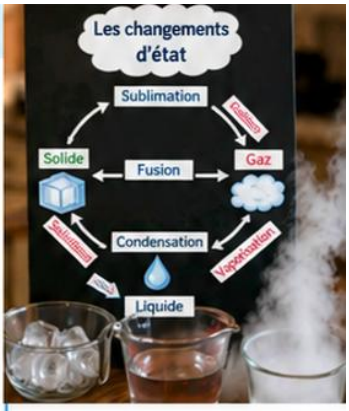
2-1 Réactions chimiques et variations d'enthalpie 66
2-2 Loi de Hess 72
2-3 Cellule électrochimique (1) (pile Daniell) 76
2-4 Cellule électrochimique (2) (différentes piles) 81
2-5 Électrolyse (1) (réactions aux électrodes) 86
2-6 Électrolyse (2) (quantité d'électricité, deux cellules électrolytiques) 91
2-7 Vitesse de réaction 97
2-8 Facteurs influençant la vitesse de réaction 102
2-9 Équilibre chimique 109
2-10 Principe de Le Châtelier 114
2-11 Équilibre d'ionisation 119
2-12 Sel et solution aqueuse 125
2-13 Produit de solubilité 131



Chapitre 1

Les états de la matière

1-1 — Les changements d'état



Introduction motivante

Chaque jour, la matière subit des changements autour de nous : la glace fond en eau, les flaques disparaissent après la pluie, et les nuages se forment en altitude dans le ciel. Bien que ces changements semblent simples, ils sont dus au mouvement des particules et au transfert d'énergie.

Dans cette leçon, tu vas explorer comment les substances changent d'état, examiner les forces qui agissent entre les particules et découvrir comment ces idées aident à expliquer les phénomènes naturels qui façonnent notre monde.

? Question directrice : Comment l'énergie façonne-t-elle les états de la matière autour de nous ?

Point !

1. Température Celsius et température absolue

(a) **Température Celsius:** l'échelle de température utilisée dans la vie quotidienne, mesurée en degrés Celsius (symbole : °C).

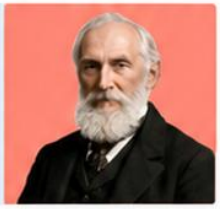
(b) **Température absolue :** une échelle de température qui commence à zéro absolu (−273 °C) et utilise la même unité d'intervalle que l'échelle Celsius. L'unité est le kelvin (symbole : K).

- La relation entre la température absolue T (K) et la température en Celsius t (°C) est : $T = t + 273$.

Boîte à équations

Relation	Expression	Remarque
Température absolue ↔ Température en Celsius	T (K) = t (°C) + 273	Même intervalle ; le zéro absolu diffère de 273.

À propos des scientifiques



L'échelle de kelvin a été nommée d'après Lord Kelvin, dont les travaux ont aidé les scientifiques à comprendre la relation entre la température, l'énergie et le mouvement des particules. Aujourd'hui, l'échelle de kelvin est utilisée dans le monde entier en chimie, en physique et en sciences spatiales.

2. Changements d'état

(a) Une substance peut changer d'état entre l'état solide, liquide et gazeux par la fusion, l'ébullition, la condensation et la congélation.

(b) **Changements d'état** (voir la figure 1.1.1) :

(i) **Chaleur de fusion :** la quantité de chaleur nécessaire pour changer 1 mole d'un solide en un liquide.

(ii) **Chaleur de vaporisation :** la quantité de chaleur nécessaire pour changer 1 mole d'un liquide en un gaz.

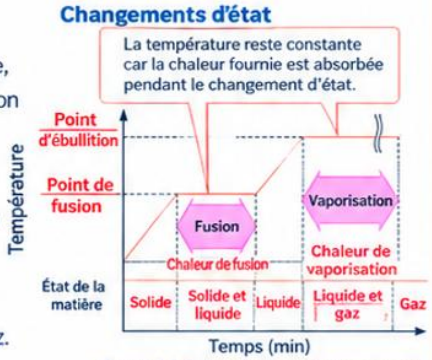


Figure 1.1.1. Relation entre la température et l'état de la matière

(c) **Comment calculer la quantité de chaleur :**

(i) La quantité de chaleur lors des changements d'état : la chaleur de fusion et la chaleur de vaporisation sont exprimées en kilojoules par mole (kJ/mol) à une pression de 1 atm.

Structure de la science

Fait clé :

Les changements d'état et les points de fusion/ébullition dépendent de l'énergie transférée et de la force d'attraction entre les particules.

Concepts clés :

- Température du corps
- Température absolue
- Chaleur de fusion
- Chaleur de vaporisation
- Forces de Van der Waals
- Liaison hydrogène

3. Forces entre les particules et points de fusion / d'ébullition

(a) **Forces intermoléculaires :** les forces attractives agissant entre les molécules sont plus faibles que les liaisons covalentes, les liaisons ioniques et les liaisons métalliques.

(i) **Forces de Van der Waals :** ce sont des forces attractives faibles entre les molécules. Plus la masse moléculaire relative est grande, plus elles sont fortes. Pour les molécules de masse moléculaire relative similaire, les forces entre molécules polaires sont plus fortes que celles entre les molécules non polaires.

(ii) **Liaison hydrogène :** une liaison formée entre deux atomes très électronégatifs (F, O, N) liés covalemment à un atome d'hydrogène. Les liaisons hydrogène sont plus fortes que les forces de Van der Waals.

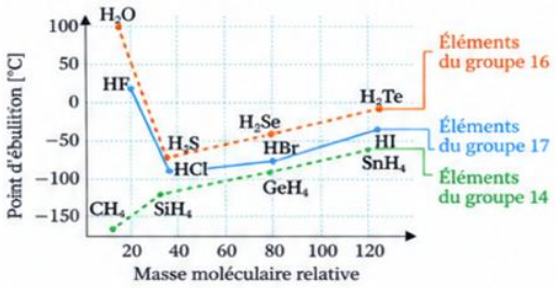


Fig 1.1.2. Courbe d'ébullition

(b) **Forces entre les particules et points de fusion / d'ébullition :** plus les forces attractives entre les particules constitutives sont fortes, plus le point de fusion et le point d'ébullition sont élevés.

Exemple : parmi les températures d'ébullition des substances représentées dans la figure 1.1.2 $H_2O > H_2S$ en raison de la formation de liaisons hydrogène entre les molécules d'eau, et $HBr > HCl$ en raison de la masse moléculaire relative plus élevée du bromure d'hydrogène ; de même, comme les hydrures des éléments du groupe 14 sont des molécules apolaires, leurs points d'ébullition sont bas.

Exemple — Calculer la quantité de chaleur nécessaire pour faire fondre 36 g de glace à 0 °C. (Donné : chaleur de fusion de l'eau = *6,0 kJ/mol* ; masse molaire de H_2O = *18 g/mol*.)
La solution : *36 g* de glace = *36 g ÷ 18 g/mol = 2,0 mol*. Par conséquent, la chaleur est *6,0 [kJ/mol] × 2,0 (mol) = 12 kJ*.

(ii) **Quantité de chaleur lors des changements de température :** La quantité de chaleur nécessaire pour les changements de température est :
La capacité calorifique spécifique de l'eau est de 4,2 J/(g·°C) — soit 4,2 J de chaleur nécessaire pour élever la température de 1 g d'eau de 1 °C.

Exemple — La quantité de chaleur nécessaire pour chauffer 100 g d'eau de 5 °C à 25 °C est *4,2 [J/(g·°C)] × 100 (g) × [25 − 5] [°C] = 8400 J = 8,4 kJ.* $Q = m.c.(t_2 - t_1)$.

Réfléchis comme un ingénieur

Vous concevez un système de refroidissement pour transporter des vaccins vers des collectivités éloignées. Quelle propriété serait plus importante lors du choix d'une substance de refroidissement ?

☐ Haute chaleur de fusion ☐ Haute chaleur de vaporisation

Fournissez une preuve à votre réponse en utilisant la courbe du point d'ébullition.

_____

_____

3. Forces entre les particules et points de fusion / d'ébullition

(a) **Forces intermoléculaires :** les forces attractives agissant entre les molécules sont plus faibles que les liaisons covalentes, les liaisons ioniques et les liaisons métalliques.

(i) **Forces de Van der Waals :** ce sont des forces attractives faibles entre les molécules. Plus la masse moléculaire relative est grande, plus elles sont fortes. Pour les molécules de masse moléculaire relative similaire, les forces entre molécules polaires sont plus fortes que celles entre les molécules

Exemple

Répondez aux questions suivantes :

(a) 90 g d'eau à 30 °C sont chauffés jusqu'à ce qu'ils se transforment complètement en vapeur à 110 °C. Combien de kJ de chaleur sont absorbés ? Donnez deux figures significatives. En supposant que la chaleur nécessaire pour augmenter 1 g d'eau de 1 K est de 4,2 J/(g·K), la chaleur nécessaire pour augmenter 1 g de vapeur d'eau de 1 K est de 2,1 J/(g·K), et la chaleur de vaporisation de l'eau est de 41 kJ/mol. (H = 1,0, O = 16)

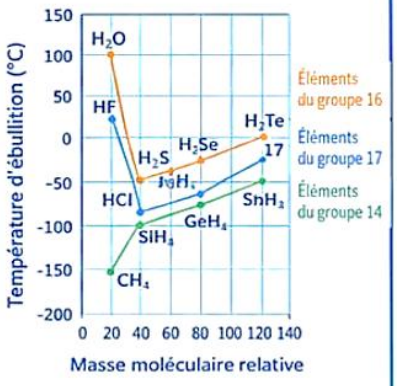
_____

(b) La figure ci-dessous présente les points d'ébullition des hydrides du groupe 14, 16 et 17. En vous référant à cette figure, déterminez quelle partie de l'énoncé suivant est vraie (V) ou fausse (F). Si elle est fausse, corrigez l'énoncé.

(i) Parmi les hydrures du même groupe, de la période 3 à 5, la masse moléculaire relative est plus faible, plus le point d'ébullition est élevé.

(ii) Comme les hydrides du groupe 14 sont des molécules polaires, les points d'ébullition des hydrures du groupe 14 sont faibles dans la même période.

(iii) Parce que les liaisons hydrogène se forment entre les



Soyez un citoyen mondial

L'accès à une eau propre reste l'un des plus grands défis auxquels l'humanité est confrontée. De nombreux pays – dont l'Égypte, l'Arabie saoudite, Singapour et l'Australie – utilisent des technologies basées sur l'évaporation et la condensation pour produire de l'eau potable propre et réduire la consommation

(b) (i) À partir de la figure, on peut constater que, pour des composés du même groupe dans la période 3 à 5, la masse moléculaire relative augmente, le point d'ébullition est plus élevé. → F : plus grand.

(ii) Les hydrures des éléments du groupe 14 sont des molécules non polaires. Les molécules non polaires de Van der Waals sont plus faibles que les forces entre molécules polaires, donc leurs points d'ébullition sont plus bas. → F : les molécules non polaires.

(iii) T.

(c) CO_2 est un cristal moléculaire, et SiO_2 est un cristal de réseau covalent (structure de réseau covalent géant). Dans les cristaux de réseau covalent, les cristaux ioniques et les cristaux métalliques, les forces qui agissent entre les particules sont plus fortes que les forces entre les points de fusion et d'ébullition sont donc plus élevés. Par conséquent, SiO_2.

Dans les molécules ayant des structures similaires, la masse moléculaire relative est plus grande, les forces de Van der Waals sont plus fortes.

Essayez

Choisissez la bonne réponse :

1. Deux substances ont des masses moléculaires relatives similaires. La substance A bout à 100 °C, tandis que la substance B bout à 35 °C. Quelle conclusion est la plus raisonnable ?

   A. La substance A contient moins de molécules.

   B. La substance A a des forces intermoléculaires plus fortes.

   C. La substance A a des liaisons covalentes plus faibles.

   D. La substance A contient plus d'atomes.

   Réponse : _____

2. Une flaque d'eau disparaît quelques heures après la pluie. Laquelle des propositions suivantes explique le mieux cette observation ?

   A. Les molécules d'eau ont été brisées.

   B. L'eau s'est transformée en gaz hydrogène et en gaz oxygène.

   C. Les molécules d'eau ont acquis de l'énergie et sont passées à l'état gazeux.

   D. L'eau a réagi avec l'oxygène de l'atmosphère.

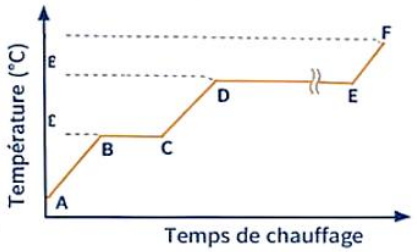
   Réponse : _____

Résolvez les questions suivantes :

3. Combien de kJ de chaleur sont absorbés pour transformer 36 g d'eau à 50 °C en vapeur à 110 °C ? Réponsez par deux chiffres significatifis. En supposant que la chaleur nécessaire pour augmenter 1 g de liquide d'eau de 1 °C est de 4,2 J/(g·°C), la chaleur nécessaire pour augmenter 1 g de vapeur d'eau de 1 °C est de 2,1 J/(g·°C), et la chaleur de vaporisation de l'eau à 100 °C est de 41 kJ/mol. (H = 1,0, O = 16)

   _____

4. La figure suivante illustre la variation de température d'un corps solide constitué d'une substance (X) à la température ($a^{\circ}C$), lors de son chauffage jusqu'à son passage à l'état gazeux à la température ($d^{\circ}C$).
   (Graphique : axe vertical représentant la température [°C] avec les repères a; b ;c axe horizontal représentant le temps de chauffage ; courbe passant par les points successifs A, B, C, D, E, F)



   Répondez aux questions suivantes :

   (a) Quel est le phénomène qui se produit durant le palier de température BC ? Précisez également l'état physique de la substance X à cet instant.

   .....

(b) Quel nom donne-t-on aux températures (a°C) et (b°C) respectivement ?

.....

(c) La substance (X) absorbe une quantité de chaleur pendant les deux intervalles BC et DE, sans que la température n'augmente. À quoi cette chaleur est-elle utilisée ?

.....

(d) Quel est le nom des deux quantités de chaleur absorbées pendant les deux intervalles BC et DE respectivement ?

.....

Exercice

Choisissez la bonne réponse :

1. Quelle substance est censée avoir le point d'ébullition le plus élevé ?

   A. CH_4 B. H_2S

   C. H_2O D. CO_2

Réponse : _____

2. Un scientifique observe que la substance X fond à une température beaucoup plus élevée que la substance Y. Que peut-on en déduire ?

   A. La substance X a des forces attractives plus fortes.

   B. La substance X contient moins de particules.

   C. La substance X a une masse moléculaire plus faible.

   D. La substance X contient plus de particules gazeuses.

Réponse : _____

Répondez aux questions suivantes :

3. Combien de kJ de chaleur sont nécessaires pour chauffer 9,0 g de glace de 0 °C à 80 °C ? Réponse en deux chiffres significatifs. Supposons que la chaleur de fusion de la glace est de 6,0 kJ/mol et la capacité thermique spécifique de l'eau est de 4,2 J/(g·K). (H = 1,0, O = 16)

_____

4. La figure montre la relation entre la masse moléculaire relative et le point d'ébullition, et les groupes A à C d'hydrures d'éléments d'un même groupe. Répondez aux questions suivantes :

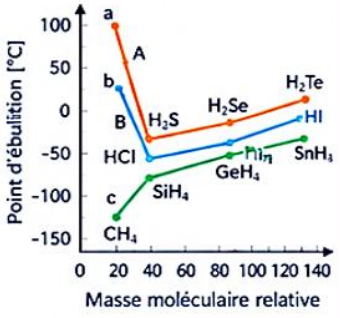
   (a) Écrivez les formules chimiques des molécules correspondant aux groupes a et b.

   _____

   (b) Dans les molécules ayant des structures très similaires et des liaisons de même type dans le groupe C, en général, la masse moléculaire relative est plus élevée, le point de fusion et le point d'ébullition sont également plus élevés. Expliquez cette raison.

   _____

   (c) En comparant les trois composés ayant les plus petites masses moléculaires relatives dans les groupes A, B et C, ainsi que leurs points d'ébullition, les points d'ébullition sont nettement plus élevés pour le CH_4 et le C. Expliquez pourquoi une telle différence se produit.



_____

Réfléchir et progresser

Complétez :

✓ Une idée qui a changé ma façon de penser

.....

✓ Une application réelle que j'ai découverte

.....

✓ Une question que je souhaite encore étudier

.....

Défi : mets ta réflexion à l'épreuve

L'eau a une masse moléculaire beaucoup plus faible que H_2Te, pourtant l'eau possède un point d'ébullition beaucoup plus élevé.

_____

La masse moléculaire seule peut-elle expliquer le point d'ébullition ?

_____

Développe une explication scientifique pour justifier ta réponse.

_____

1-2 — Équilibre liquide-vapeur et pression de vapeur



Introduction engageante

Lorsque nous faisons du thé ou de l'eau bouillante, des bulles apparaissent soudainement et montent à la surface. Avez-vous déjà remarqué ce qui se trouve à l'intérieur de ces bulles ? Sont-elles remplies de vapeur d'eau, ou d'autre chose ? Et pourquoi se forment-elles lorsque l'eau bout ? Et pourquoi se produisent-elles lorsque l'eau atteint une certaine température ?

Dans cette leçon, nous allons étudier la relation entre la pression de vapeur, l'ébullition et l'équilibre liquide-vapeur afin de comprendre la science qui se cache derrière ce phènomène quotidien.

? Question directrice : Comment le mouvement des particules et les forces intermoléculaires déterminent-ils si un liquide s'évapore, se condense ou bout ?

Point !

1. Unités de pression

(a) **1 Pascal (Pa)** : La pression exercée par une force de 1 newton (N) sur une surface de 1 m^2.

(b) 1 hectopascal (hPa) = 100 Pa.

(c) 1 atmosphère (atm) = $1{,}013 \times 10^5$ Pa = 1013 hPa

2. Équilibre liquide-vapeur et pression de vapeur

A. Équilibre liquide-vapeur

Lorsqu'un liquide est placé dans un récipient fermé et laissé au repos, deux processus se produisent simultanément :

L'évaporation : échappement de molécules depuis la surface du liquide sous forme de vapeur.
La condensation : retour de certaines molécules de la vapeur vers la surface du liquide.

- **Énergie cinétique des molécules de liquide**

Les molécules qui composent un liquide possèdent la même énergie cinétique.

- **Relation entre la température et l'énergie**

À mesure que la température augmente, la proportion de molécules à haute énergie capables de surmonter les forces intermoléculaires et de s'évaporer augmente. Par conséquent, le taux d'évaporation (le nombre de molécules qui s'échappent) augmente également.

- **L'équilibre liquide-vapeur comme équilibre dynamique**

Dans un récipient fermé, le nombre de molécules gazeuses augmente avec le temps, ce qui fait que le taux de condensation augmente progressivement. Finalement, un état est atteint où le taux d'évaporation est égal au taux de condensation.

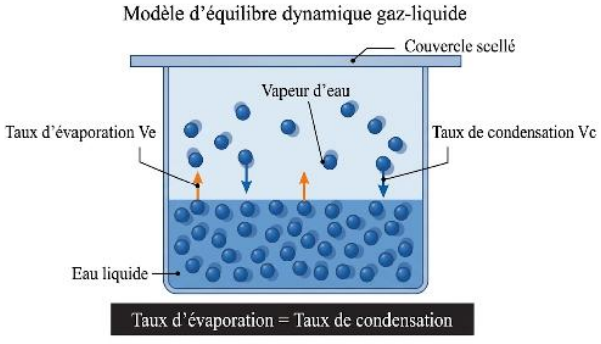


Figure 1.2.1 Relation entre le taux d'évaporation et le taux de condensation

Structure de la science

Fait clé :

Un liquide dans un récipient fermé atteint un état d'évaporation et de condensation, où les taux d'évaporation et de condensation sont égaux à des taux égaux, appelés équilibre liquide-vapeur.

Mots clés :

- Pression de vapeur
- Pression de vapeur saturée
- Évaporation
- Condensation
- Équilibre liquide-vapeur
- Ébullition
- Pression atmosphérique
- Pression de gaz
- Vide

Bien qu'il semble qu'il y ait à la fois évaporation et condensation, les molécules ne s'arrêtent pas réellement ; le mouvement moléculaire ne cesse pas.
Cet état est appelé **l'équilibre liquide-vapeur.**

B. Pression de vapeur

La pression exercée par le gaz en équilibre avec son liquide (équilibre liquide-vapeur) est appelée **pression de vapeur saturante**, ou simplement **pression de vapeur.**

Caractéristiques de la pression de vapeur

- **Dépendance à la température :** Lorsque la température augmente, le nombre de molécules ayant une énergie cinétique élevée augmente, et donc la pression de vapeur augmente. Le graphique illustre cette relation : il s'agit de la courbe de pression de vapeur.
- **Dépendance de la nature de la substance :** Les substances ayant des forces intermoléculaires plus faibles s'évaporent plus facilement et ont donc une pression de vapeur plus élevée à la même température (ex. : éther diéthylique > eau).
- **Indépendance du volume :** La pression de vapeur reste constante tant que la température est constante et que le liquide est présent, quel que soit le volume de liquide ou le volume de gaz dans le récipient.

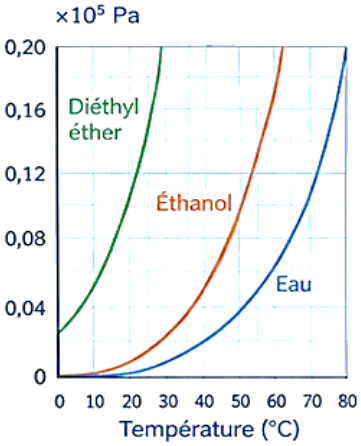


Fig. 1.2.2 Relation entre la pression de vapeur et la température

C. Ébullition

Un phènomène qui se produit uniquement à partir da surface du liquide et non pas dans son intérieur.

L'ébullition se produit lorsque la pression de vapeur est égale à la pression extérieure (atmosphérique).

Exemple : Selon le graphique, sous une pression atmosphérique de $1{,}013 \times 10^5$ Pa, l'eau bout à une température de 100°C.

Réfléchis bien – Argumente • Induction • Raisonnement (CER)

Écris ton argument.

Argument : un liquide dont la pression de vapeur est plus élevée s'évapore plus facilement.

Preuve : utilise des informations tirées du graphique de pression de vapeur.

Raisonnement : explique comment les mouvements des particules et les forces intermoléculaires soutiennent cette affirmation.

Application dans la vie courante

Les **cuiseire à pression :** de l'eau bout lorsque sa pression de vapeur atteint la pression atmosphérique qui l'entoure. En utilisant un couvercle hermétique à pression, la pression augmente et donc le point d'ébullition de l'eau aussi, ce qui permet aux aliments de cuire plus rapidement à des températures plus élevées.



3. Colonne de mercure et pression du gaz

(a) **Colonne de mercure :** Lorsque un tube en verre fermé à une extrémité est rempli de mercure et renversé dans un récipient contenant du mercure, la colonne de mercure se stabilise à une certaine hauteur, comme indiqué dans la figure 1.2.3, et la partie supérieure de la colonne devient un vide (la pression y est très faible).

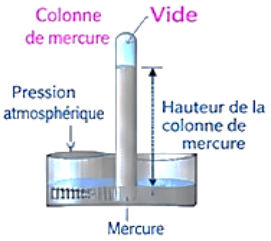


Fig. 1.2.3 Mesure de la pression atmosphérique

(b) Colonne de mercure et pression

- La hauteur de la colonne de mercure est directement proportionnelle à la pression atmosphérique.
- La hauteur de la colonne de mercure est de 760 mm à $1{,}013 \times 10^5$ Pa (1 atm).

⇒ On utilise le millimètre de mercure (symbole : mmHg).

760 mmHg = $1{,}013 \times 10^5$ Pa.

- Si un gaz est introduit dans la partie supérieure de la colonne, la hauteur diminue ; la diminution est directement proportionnelle à la pression du gaz.

Unités de pression en un coup d'œil

Unité	Équivalent
1 atm	$1{,}013 \times 10^5$ Pa = 1013 hPa = 760 mmHg
1 hPa	100 Pa
Condition d'ébullition	pression de vapeur = pression externe (atmosphérique)

Investigation expérimentale

Construisez votre propre indicateur de pression atmosphérique

Matériel

- bocal en verre vide ou récipient en plastique
- ballon (ou feuille de caoutchouc biodégradable)
- élastique
- paille à boire (en papier de préférence)
- carton ou papier recyclé
- colle ou ruban adhésif
- marqueur



Précautions de sécurité

Utilisez les ciseaux avec précaution lors de la découpe

- assurez-vous que le bocal en verre ne présente aucune fissure
- gardez le dispositif à l'écart d'une chaleur excessive
- travaillez sous la surveillance de l'enseignant lorsque vous utilisez des outils tranchants.

Procédure

1. Découpez le ballon et étirez-le fermement sur l'ouverture du bocal.
2. Utilisez un élastique pour le maintenir fermement en place.
3. Fixez une extrémité de la paille au centre de la surface du ballon tendu avec du ruban adhésif.
4. Placez un morceau de carton derrière la paille et dessinez une échelle simple avec des repères.
5. Gardez le dispositif au même endroit et notez la position de la paille pendant plusieurs jours.

Comment ça fonctionne

Les variations de la pression atmosphérique agissent sur la membrane souple du ballon.

- Une pression atmosphérique plus élevée pousse la membrane vers le bas.
- Une pression atmosphérique plus faible permet à la membrane de se déplacer vers le haut.

Lorsque la membrane se déplace, la paille agit comme un indicateur, montrant les variations de la pression atmosphérique.

Exemple

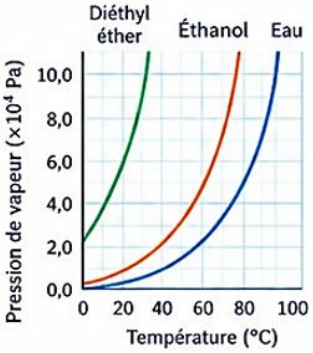
Répondez aux questions suivantes :

(a) Le graphique représente les courbes de pression de vapeur du diéthyléther, de l'éthanol et de l'eau. Répondez aux questions suivantes concernant ces courbes :

(i) Quel est le point d'ébullition de l'éthanol lorsque la pression atmosphérique est de $1{,}0 \times 10^5$ Pa ?

(ii) Parmi les trois substances, laquelle a les forces intermoléculaires les plus faibles ?

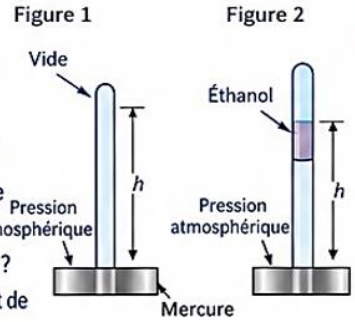
(iii) Parmi les trois substances, laquelle a la plus faible probabilité de s'évaporer ?



(b) À 25 °C et $1{,}013 \times 10^5$ Pa, un tube en verre de 1 m de long est fermé à une extrémité et rempli de mercure, puis on y ajoute un peu de mercure comme indiqué sur la figure 1. La hauteur h du mercure dans le tube devient 760 mm, et la pression atmosphérique est maintenant exprimée à 760 mmHg. Répondez aux questions suivantes :

(i) Lorsque la pression atmosphérique est de $3{,}039 \times 10^4$ Pa, quelle sera la valeur de h en mm ?

(ii) Comme l'indique la figure 2, lorsqu'une petite quantité d'éthanol est introduite dans la partie vide du tube en verre et qu'il atteint un état d'équilibre de vapeur-liquide, quelle sera la valeur de la pression de vapeur à $1{,}013 \times 10^5$ Pa ? On suppose que la pression de vapeur de l'éthanol à 25 °C est de 65 mmHg, et que la masse d'éthanol peut être négligée.



Explication

(a) (i) Comme la température à laquelle la pression atmosphérique et la pression de vapeur se rencontrent au point d'ébullition est la température d'ébullition, on lit sur le graphique que la température d'ébullition lorsque la pression de vapeur est de $1{,}0 \times 10^5$ Pa est de 78 °C.

(ii) La molécule la plus faible en forces intermoléculaires est celle du point d'ébullition le plus bas. La substance ayant le point d'ébullition le plus bas sous $1{,}0 \times 10^5$ Pa est donc le diéthyléther.

(iii) Plus la pression de vapeur est grande, plus les molécules s'échappent facilement du liquide vers l'extérieur, et le processus d'évaporation se produit.

Par conséquent, il est peu probable que l'eau s'évapore, ce qui a la pression de vapeur la plus faible à 20 °C, selon le graphique.

(b) (i) La hauteur de la colonne de mercure est directement proportionnelle à la pression atmosphérique. Lorsque la pression atmosphérique est de $1{,}013 \times 10^5$ Pa, la hauteur de la colonne de mercure h est égale à 760 mm ; ainsi, la hauteur de la colonne de mercure h sous une pression atmosphérique de $3{,}039 \times 10^4$ Pa est égale à :

$$1{,}013 \times 10^5 \text{ Pa} : 760 \text{ mm} = 3{,}039 \times 10^4 \text{ Pa} : h \text{ [mm]}$$

La chimie autour du monde

Les gens du monde entier peuvent être façonnés par leur environnement. Dans les régions d'altitude, la pression atmosphérique plus faible fait que l'eau bout à moins de 100 °C. Pour surmonter cela, de nombreux ménages utilisent des cuiseurs pression, qui augmentent la pression à l'intérieur du récipient et permettent de cuisiner plus efficacement.

tube, la pression de vapeur saturante de l'éthanol fait descendre le mercure de 65 mmHg. Puisque h = 760 mm lorsque la partie supérieure est sous vide à une pression atmosphérique de 1,013 × 10^5 Pa, h lorsque l'éthanol est introduit est : h = 760 mm – 65 mm. Réponse : 695 mm.

À vous d'essayer

Résoudre les questions suivantes :

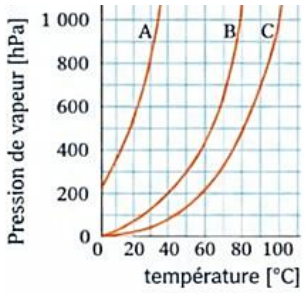
1. La figure illustre les courbes de pression de vapeur des substances de A à C. Répondez aux questions suivantes :

(Graphique : axe vertical représentant la pression de vapeur ["hPa"] de 0 à 1000 ; axe horizontal représentant la température [°C] de 0 à 100 ; trois courbes identifiées par les lettres A, B et C)

(a) Déduisez à partir du graphique le point d'ébullition de la substance A sous une pression de 1,0×10^5 " Pa" .

(b) Quel est le point d'ébullition de l'eau au sommet du mont Sinaï ? (Pression atmosphérique : 0,75×10^5 " Pa")

(c) Écrivez la lettre désignant la substance caractérisée par les forces d'attraction intermoléculaires les plus faibles.



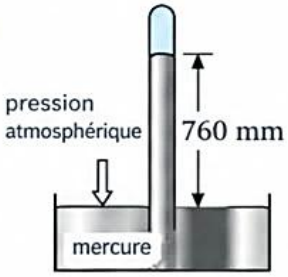
Réponse : .....

2. Lorsqu'un tube en verre de 1 m de longueur, fermé à son extrémité supérieure, est rempli de mercure puis retourné dans une cuve de mercure comme indiqué sur la figure, à une pression atmosphérique de 1,0×10^5 Pa, la hauteur de la colonne de mercure dans le tube était de 760 mm. Répondez aux questions suivantes avec deux chiffres significatifs.

(a) Indiquez l'état de l'espace dans la partie supérieure du tube.

(b) Après le passage d'un front froid, la pression atmosphérique diminue et la colonne atteint 745 mm. Quelle est la pression atmosphérique en Pa ?

(c) Une petite quantité de gaz est introduite par le bas et la colonne descend à 494 mm. Quelle est la pression du gaz dans le tube en Pa ?



Réponse : _____

Exercice

Choisissez la bonne réponse :

1. Pourquoi la pression atmosphérique est-elle plus faible à haute altitude ?

A. Les molécules d'air deviennent plus grandes.

B. L'atmosphère contient moins d'oxygène.

C. Il y a moins de molécules d'air au-dessus de l'endroit.

D. La vapeur d'eau disparaît.

Réponse : _____

Répondez aux questions suivantes

2. La figure montre les courbes de pression de vapeur des substances A à C. Répondez aux questions suivantes.

Réfléchissez et progressez

Complétez :

✓ Une idée qui a changé ma façon de penser

✓ Une application dans la vie réelle que j'ai découverte

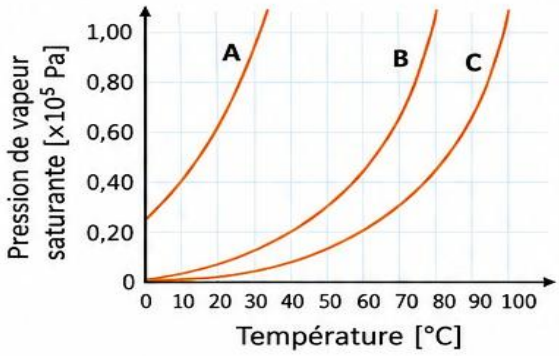
✓ Une question que je souhaite encore approfondir

(a) À partir de la figure, trouvez le point d'ébullition de A à $1,0 \times 10^5$ Pa.

(b) Quelle est le point d'ébullition de l'eau au sommet du mont Sinaï (pression atmosphérique de $0,75 \times 10^5$ Pa) ?

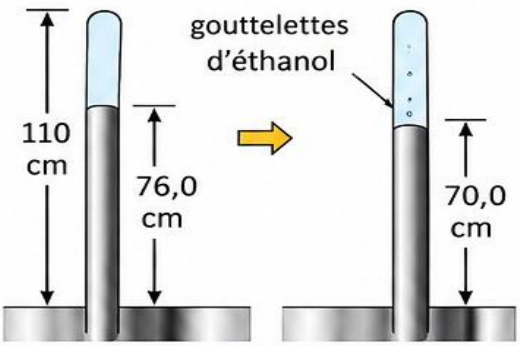
Réponse : _____

(c) Écrivez la lettre de la substance ayant les forces intermoléculaires les plus faibles.



3. Dans un tube en verre de $1,01 \times 10^5$ Pa et à 25 °C, fermé à une extrémité par du mercure et renversé dans une cuve, contenant 110 cm de tube au-dessus de la surface du mercure ; la colonne de mercure se stabilise à 76,0 cm. Lorsqu'on injecte de l'éthanol et qu'il s'évapore entièrement, la colonne de mercure redescend et se stabilise à 70,0 cm. Lorsque la vapeur d'éthanol reste à 25 °C, quelle est la pression de vapeur saturante de l'éthanol en Pa ? Réponse avec deux chiffres significatifs.

Réponse : _____



1-3 — Diagramme de phases



Introduction engageante

L'eau existe sous forme de glace, d'eau liquide ou de vapeur d'eau. Dans certaines conditions, les trois états peuvent coexister en même temps, et à des températures et des pressions extrêmement élevées, la distinction entre les phases liquide et gazeuse disparaît complètement. Comment une seule substance peut-elle exister sous différentes formes ?

Dans cette leçon, nous allons apprendre comment les chimistes utilisent des diagrammes de phases pour prévoir l'état de la matière et expliquer certaines des propriétés les plus inhabituelles des substances.

? Question directrice : Comment un diagramme de phases peut-il nous aider à prédire l'état physique d'une substance dans différentes conditions ?

Point !

Le concept clé : le diagramme de phases d'une substance pure

L'état solide, liquide ou gazeux d'une substance pure est déterminé par les conditions de température et de pression. Un diagramme de phases est une représentation graphique qui montre les états existants de la matière à une température et une pression données.

Le diagramme de phases

Étudiez le diagramme de phases et répondez :

- Quelle courbe sépare le liquide et le gaz ?

  Réponse : _____

- Quelle courbe sépare le solide et le liquide ?

  Réponse : _____

- Quelle courbe sépare le solide et le gaz ?

  Réponse : _____

Appuyez vos réponses en vous basant sur les preuves tirées du diagramme.

Réponse : _____

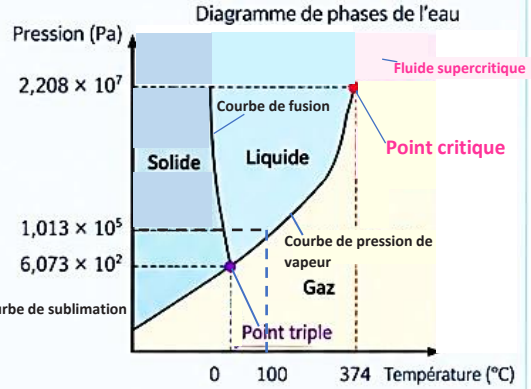


Fig. 1-3 : Diagramme de phases de l'eau

1. Les trois régions et les trois courbes d'un diagramme de phases

Un diagramme de phases est divisé en trois régions par trois courbes, chaque courbe correspondant à l'une des trois phases : solide, liquide ou gazeuse. Ces courbes séparent les états adjacents, qui coexistent en équilibre à une température et une pression spécifiques.

- Courbe de fusion (ou de solidification) : Elle est la frontière entre les états solide et liquide.
- Courbe de pression de vapeur : Elle est la frontière entre les états liquide et gazeux/vapeur.
- Courbe de sublimation : Elle est la frontière entre les états solide et gazeux/vapeur.

Structure de la science

Fait essentiel :

Le diagramme de phases montre l'état physique (solide, liquide ou gaz) d'une substance pure à différentes températures et pressions.

Concepts clés :

- Le diagramme de phases d'une substance pure.

Résumé de l'État

Une substance est située à un point dans la région liquide. Prédisez ce qui va se passer si :

- La température augmente alors que la pression reste constante.

_____

- La pression diminue alors que la température reste constante.

_____

Utilisez le diagramme de phases pour justifier votre réponse.

2. Le point triple et le point critique

Il est important de noter que « des points » existent sur le diagramme de phases qui montrent les propriétés uniques d'une substance.

- Le point triple : C'est le point où les trois courbes se coupent. À ce point précis, la température et la pression sont les mêmes, et les trois états de la matière (solide, liquide et gazeux) coexistent simultanément.

- Le point critique et le fluide supercritique : Le point critique est la température et la pression spécifiques à l'extrémité supérieure de la courbe de pression de vapeur, au-delà desquelles le liquide et le gaz deviennent indiscernables.

À des températures et des pressions plus élevées que ce point (conditions supercritiques), la substance existe à l'état où la distinction entre le liquide et le gaz cesse, présentant des propriétés intermédiaires entre les deux. Cette substance dans cet état est appelée fluide supercritique.

Lecture d'un diagramme de phases

Courbe / élément	Ce qu'elle indique
Courbe de fusion	Limite solide-liquide
Courbe de pression de vapeur	Limite liquide- gaz
Courbe de sublimation	Limite solide-gaz
Point triple	**Solid, liquide et gaz coexistentensemble en état d'équilibre**
Point critique	Le liquide et le gaz deviennent indiscernables

Application dans la vie courante

Les fluides supercritiques dans la vie quotidienne et dans l'industrie ont un avantage remarquable : ils peuvent pénétrer dans des espaces comme un gaz tout en dissolvant des substances comme un liquide. Par exemple, le dioxyde de carbone supercritique (CO_2) est utilisé pour extraire uniquement la caféine des grains de café (décaféinisation). Cette technologie est également utilisée dans le monde entier pour éliminer les ingrédients indésirables des épices égyptiennes, du jasmin et des roses sans endommager leur délicatesse ni leurs arômes sensibles à la chaleur.

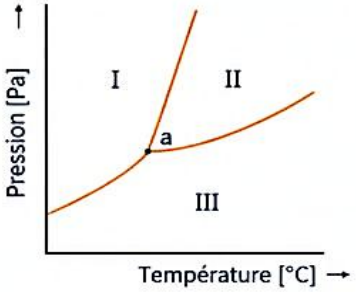


Réchauffement

Le schéma ci-dessus montre le diagramme de phase du dioxyde de carbone. Répondez aux questions suivantes.

(a) Dans les régions II, II et III, dans quel état se trouve respectivement le dioxyde de carbone ? Choisissez la bonne combinaison parmi les propositions suivantes A à D.

A.	I : Gaz	II : Liquide	III : Solide
B.	I : Solide	II : Gaz	III : Liquide
C.	I : Solide	II : Liquide	III : Gaz
D.	I : Liquide	II : Gaz	III : Solide



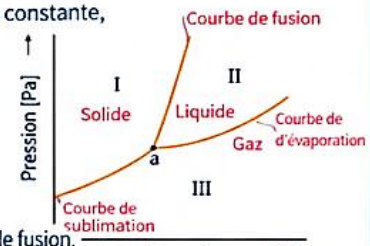
(b) Écrivez le nom du changement d'état de la région II vers la région I.

(c) Comment le point de fusion du dioxyde de carbone solide change-t-il lorsque la pression augmente ?

(d) Quel est le point appelé ?

Explication

(a) Considérez que, comme la température augmente à pression constante, l'état passe du solide au liquide puis au gaz.
Réponse : C



(b) Il s'agit d'un changement d'état de liquide à solide.
Solidification (congélation).

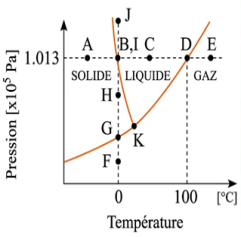
(c) La température à laquelle un solide devient un liquide est le point de fusion. D'après la courbe de fusion de la figure, on peut voir que lorsque la pression augmente, le point de fusion devient plus élevé.

(d) Point triple.

Essayez

Résolvez les questions suivantes :

1.Remplissez les espaces vides de (I) à (VIII) par les termes scientifiques appropriés, en vous aidant du diagramme de phases de l'eau.



(a) Lors du chauffage de l'eau de A à E, la matière solide commence à se transformer en liquide lors de (I) à 0°C. (II) reste constant(e) jusqu'à ce que toute la matière solide se transforme en liquide. Cependant, une fois que toute la matière solide a subi (I), la température recommence à augmenter et l'état liquide subsiste jusqu'au point D.
La température au point D est appelée (III), et cette température atteint 100°C. Si le chauffage se poursuit, (II) reste constant(e) jusqu'à ce que tout le liquide (IV) se transforme en (V).

(b) Avec l'augmentation de la pression de F à J, au point G, le gaz commence à former une matière solide par (VI) ; au point H, il s'est entièrement transformé en matière solide ; et au point I, la matière solide (VII) pour former un liquide. Dans ce cas, la masse volumique (densité) du liquide au point J est supérieure à la masse volumique de la matière solide au point H. De plus, le point K, où les courbes se coupent, s'appelle (VIII).

Défi final

Concevoir des astronautes pourra s'implanter dans l'avenir sur Mars. Ils auront besoin d'une source d'eau fiable. En utilisant vos connaissances des diagrammes de phase, concevez un système qui maintient l'eau sous forme liquide sur Mars. Prenez en considération :
- la température
- la pression
- des solutions d'ingénierie.

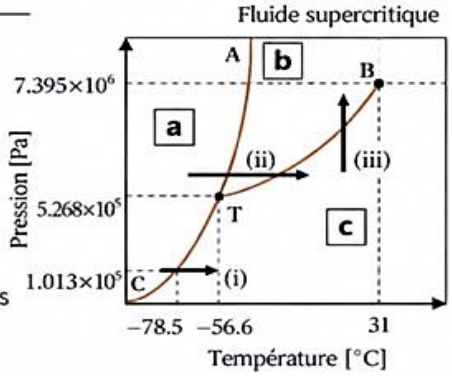
Présentez votre conception et une justification scientifique.

Exercice

1. La figure est le diagramme de phases du dioxyde de carbone. En vous basant sur ce diagramme, répondez aux questions suivantes.

(a) Dans quel état se trouvent les régions a à c, respectivement ?

Réponse : _____



(b) Comment s'appellent les courbes AT, BT et CT, respectivement ?

Réponse : _____

(c) Comment s'appelle le point T, où les trois courbes se rencontrent ?

Réponse : _____

(d) Quel est le changement d'état indiqué par la flèche (i) ?

Réponse : _____

(e) Expliquez brièvement le changement d'état qui se produit lorsque la température est augmentée comme indiqué par la flèche (ii).

Réponse : _____

(f) Quel est le changement d'état qui se produit lorsque la pression est augmentée comme indiqué par la flèche (iii) ?

Réponse : _____

(g) À des températures et des pressions plus élevées que celles du point B, les états deviennent indistinguables. Comment s'appelle le point B ?

Réponse : _____

Défi pour approfondir votre réflexion

Dessinez le parcours d'une substance commençant dans la région solide.

Dessinez un trajet sur le diagramme de phases qui lui permettrait de :

1. Fondre 2. Bouillir 3. Se condenser 4. Se solidifier

Expliquez chaque changement sur votre schéma.

_____

Réfléchir et progresser

Complétez :

✓ Une idée qui a changé ma façon de penser

.....

✓ Une application concrète que j'ai découverte

.....

✓ Une question que je souhaite encore explorer

.....

1-4 — Les lois des gaz



Introduction engageante

Un jour d'été très chaud, un cycliste peut se sentir *plus à l'aise* le matin qu'il ne l'est plus par une journée chaude, même si on a enlevé ses vêtements. Comment un changement de température peut-il affecter le comportement du gaz à l'intérieur du pneu ?

Dans cette leçon, nous allons explorer comment la pression, le volume et la température sont liés, et comment des modèles mathématiques sont utilisés pour prédire le comportement des gaz dans la vie quotidienne et en technologie.

Question directrice : Comment les relations mathématiques peuvent-elles nous aider à expliquer et à prédire le comportement des gaz lorsque les conditions changent ?

Exploration

Considérons :

- Une bicyclette dont le pneu est laissé au soleil.
- Une montgolfière qui monte dans l'atmosphère.
- Un récipient de gaz scellé placé dans un congélateur.

Sans utiliser d'équations :

- Quelles variables peuvent changer ?

_____

- Quels effets ces changements peuvent-ils avoir sur ce que vous prévoyez ?

_____

Point clé !

Les lois des gaz

(a) Loi de Boyle :

À température constante, le volume V d'une quantité donnée de gaz est inversement proportionnel à sa pression P.

À température constante, lorsque la pression P_1 et le volume V_1, changent à la pression P_2 et au volume V_2, l'équation suivante s'applique :

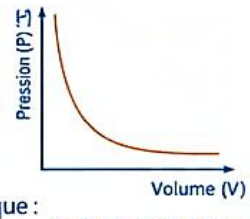


Fig. 1-4.1 Loi de Boyle

$$P_1V_1 = P_2V_2 \quad \bullet \quad P_1V_1 = \text{constante.} \qquad ❶$$

(b) Loi de Charles :

À pression constante, le volume V d'une quantité donnée de gaz est directement proportionnel à sa température absolue T.

- À pression constante, lorsque la température T_1 et le volume V_1 changent à la température T_2 et au volume V_2, l'équation suivante s'applique :

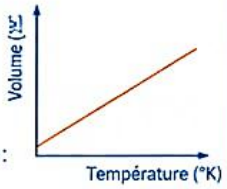


Fig. 1-4.2 Loi de Charles

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \bullet \quad \frac{V}{F} = \text{constante.} \qquad ❷$$

(c) Loi des gaz combinée (loi de Boyle – Charles) :

Le volume V d'un gaz donné est inversement proportionnel à la pression P et directement proportionnel à la température T.

Structure de la science

Principes clés

À température constante, le volume d'un gaz est inversement proportionnel à la pression (loi de Boyle).

À pression constante, le volume d'un gaz est directement proportionnel à sa température absolue (loi de Charles).

Alerte de la méconception

Faux

Si la pression augmente, les particules de gaz deviennent plus petites.

Vrai

Les particules de gaz ne se rétrécissent pas ; l'espace entre elles diminue (les particules diminuent).

proportionnelle à sa température absolue T.

- Lorsqu'une quantité donnée de gaz, de volume V_1, de pression P_1 et de température absolue T_1, passe à un volume V_2, une pression P_2 et une température absolue T_2, l'équation suivante s'applique : $\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$.

(d) Application des lois des gaz

- Pour déterminer le volume, la pression ou la température d'une quantité donnée de gaz, **la loi combinée des gaz est utilisée.**

- Lors de l'utilisation des lois des gaz, la température doit être exprimée en **température absolue [K].**

Encadré des équations

Loi	Condition	Relation
Loi de Boyle	température constante	$P_1V_1 = P_2V_2$ (PV = constant)
Loi de Charles	pression constante	$V_1 / T_1 = V_2 / T_2$ (V / T = constant)
Loi combinée des gaz	—	$P_1V_1 / T_1 = P_2V_2 / T_2$ (PV / T = constant)

À la découverte des scientifiques

Au XVIIe siècle, Robert Boyle a étudié avec soin la relation entre la pression et le volume. Ses expériences ont montré que des lois scientifiques peuvent émerger d'observations systématiques, de mesures précises et d'une analyse mathématique.



Pensez comme un chimiste

Les chimistes ne mesurent que rarement toutes les propriétés d'un gaz directement. À la place, ils utilisent des relations établies pour prédire des quantités inconnues à partir de mesures connues.

Lorsque vous résolvez un problème sur les lois des gaz, demandez-vous :

- Quelles sont les variables qui changent ?

_____

- Quelles sont les variables qui restent constantes ?

_____

- Quelle loi des gaz décrit le mieux la situation ?

_____

Application scientifique : concevoir un conteneur de gaz sûr

Les ingénieurs doivent tenir compte des changements de pression et de température lors de la conception de cylindres de gaz utilisés dans les hôpitaux, les laboratoires et l'industrie.

- Une conception non sécuritaire pourrait entraîner une accumulation dangereuse de pression.
- Les lois des gaz aident à prédire ces changements et à concevoir des technologies plus sûres.

Échauffement

Répondez aux questions suivantes.

(a) Un échantillon de gaz a un volume de 200 mL à une pression de $4{,}0 \times 10^4$ Pa. Si le volume est changé à 1,0 L à température constante, quelle est la nouvelle pression en Pa ? (Deux chiffres significatifs.)

(b) Un échantillon de gaz occupe 60 L à 27 °C et $1{,}0 \times 10^5$ Pa. Si la température est changée à 87 °C et la pression à $2{,}5 \times 10^5$ Pa, quel sera le nouveau volume en L ? (Deux chiffres significatifs.)

Explication

(a) Puisque nous devons trouver la pression d'une quantité donnée de gaz, nous utilisons la loi combinée des gaz :

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}.$$

La pression requise est P [Pa].

La pression avant le changement est $P_1 = 4{,}0 \times 10^4$ Pa, et le volume est $V_1 = 200$ mL $= 0{,}200$ L.

La pression après le changement est $P = P_2$ [Pa], et $V_2 = 1{,}0$ L. Donc,

$$\frac{4{,}0 \times 10^4 \text{ Pa} \times 0{,}200 \text{ L}}{T_1} = \frac{P \text{ [Pa]} \times 1{,}0 \text{ L}}{T_2}.$$

Or, comme la température est constante, $T_1 = T_2$, donc $4{,}0 \times 10^4$ Pa $\times 0{,}200$ L $= P$ [Pa] $\times 1{,}0$ L.

$$P = \frac{4{,}0 \times 10^4 \text{ Pa} \times 0{,}200 \text{ L}}{1{,}0 \text{ L}} = 8{,}0 \times 10^3 \text{ Pa}.$$

(b) Puisque nous devons trouver le volume d'une quantité donnée de gaz, nous utilisons la loi combinée des gaz :

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}.$$

On prend le volume requis V [L].

La température avant le changement est $T_1 = (27 + 273)$ K, la pression est $P_1 = 1{,}0 \times 10^5$ Pa, et le volume est $V_1 = 60$ L.

La température après le changement est $T_2 = (87 + 273)$ K, la pression est $P_2 = 2{,}5 \times 10^5$ Pa, et le volume est $V_2 = V$ [L]. Donc,

$$\frac{1{,}0 \times 10^5 \text{ Pa} \times 60 \text{ L}}{(27 + 273) \text{ K}} = \frac{2{,}5 \times 10^5 \text{ Pa} \times V \text{ [L]}}{(87 + 273) \text{ K}}.$$

$$\frac{1{,}0 \times 10^5 \text{ Pa} \times 60 \text{ L}}{300 \text{ K}} = \frac{2{,}5 \times 10^5 \text{ Pa} \times V \text{ [L]}}{360 \text{ K}}$$

$$V = \frac{1{,}0 \times 10^5 \text{ Pa} \times 60 \text{ L} \times 360 \text{ K}}{300 \text{ K} \times 2{,}5 \times 10^5 \text{ Pa}}$$

$$= \frac{72}{2{,}5}$$

$$\approx 28{,}8$$

$$\approx 29 \text{ L}.$$

Pourquoi les lois scientifiques sont-elles importantes ?

Les lois des gaz ne décrivent pas seulement les particules individuelles des gaz. Au lieu de cela, elles fournissent aux scientifiques des modèles qui aident à expliquer et à prédire le comportement collectif des millions de particules.

Essayez

Répondez aux questions suivantes :

(a) Lorsque 4,0 L d'un gaz à $1,0 \times 10^5$ Pa sont soumis à une pression de $2,0 \times 10^5$ Pa à température constante, quel sera le volume en L ? (Deux chiffres significatifs.)

Réponse : _____

(b) Pour dilater 2,00 L d'un gaz à 27 °C et $2,0 \times 10^5$ Pa à 2,50 L à pression constante, quelle doit être la température en °C ? (Nombre le plus proche entier.)

Réponse : _____

(c) Lorsqu'un gaz à 0 °C et $1,0 \times 10^5$ Pa est porté à 97 °C à volume constant, quelle sera la pression en Pa ? (Deux chiffres significatifs.)

Réponse : _____

(d) Lorsqu'on change 500 mL d'un gaz à 77 °C et $3,0 \times 10^5$ Pa à 47 °C et 2,0 L, quelle sera la pression en Pa ? (Deux chiffres significatifs.)

Réponse : _____

Exercice

Choisissez la bonne réponse :

1. Une montgolfière est refroide alors que la pression reste constante. Selon la loi de Charles :

A. Le volume augmente.

B. Le volume diminue.

C. La pression augmente.

D. Le nombre de moles augmente.

Réponse : _____

2. Un élève calcule le volume d'un gaz en utilisant la loi des gaz combinés et obtient une valeur plus grande que le volume initial. Quelle situation pourrait expliquer ce résultat ?

A. La pression a augmenté alors que la température est restée constante.

B. La température a augmenté alors que la pression a diminué.

C. La température a diminué alors que la pression a augmenté.

D. Les deux, température et volume, ont diminué.

Réponse : _____

Échauffement

Répondez aux questions suivantes :

(a) Un échantillon de 5,0 L d'un gaz à $1,0 \times 10^5$ Pa est comprimé à 1,0 L à température constante, quelle sera la pression en Pa? (Deux chiffres significatifs.)

(b) Lorsqu'on chauffe 320 mL d'un gaz à 10 °C et $5,0 \times 10^5$ Pa à $4,0 \times 10^5$ Pa à température constante, quel sera le volume en mL? (Deux chiffres significatifs.)

(c) Lorsqu'on porte 3,0 L d'un gaz à 7 °C et $1,0 \times 10^5$ Pa à 127 °C à pression constante,

Réfléchir et progresser

Complète :

✓ Une idée qui a changé ma façon de penser.

✓ Une application de la vie réelle que j'ai découverte.

✓ Une question que je souhaite examiner.

Quel sera le volume en L ? (Deux chiffres significatifs.)

(d) Pour augmenter de 2,00 L de gaz à 7 °C à 6,00 L à pression constante, quelle sera la température en °C ? (Le nombre entier le plus proche.)

(e) Lorsque 3,0 L de gaz à 7 °C et $1,5 \times 10^5$ Pa sont portés à 127 °C à volume constant, quelle sera la pression en Pa ? (Deux chiffres significatifs.)

(f) Pour augmenter la pression d'un gaz de 27 °C et $2,00 \times 10^5$ Pa à $2,20 \times 10^5$ Pa à volume constant, quelle doit être la température en °C ? (Le nombre entier le plus proche.)

(g) Lorsque 2,0 L d'un gaz à 23 °C et $1,5 \times 10^5$ Pa sont changés à 117 °C et 3,0 L, quelle sera la pression en Pa ? (Deux chiffres significatifs.)

(h) Lorsque la température et la pression de 600 L d›un gaz passent de 27° C et $2,00 \times 10^5$ Pa à 0° C et $9,10 \times 10^5$ Pa, calculez le volume du gaz après cette variation. (Arrondir à deux décimales)
Réponse : .....

Défi : Faites travailler votre réflexion

Un ballon météorologique est lancé depuis le niveau de la mer et s'élève jusqu'à une altitude où la pression atmosphérique est beaucoup plus faible qu'à la surface. Sans effectuer de calculs,

- Prédisez comment le volume du ballon va changer.

_____

- Expliquez votre raisonnement en utilisant la théorie des particules.

_____

- Identifiez quel gaz obéit le mieux à votre prédiction.

_____

- Esquissez un simple schéma pour communiquer votre réflexion.

_____

1-5 — L'équation des gaz parfaits



Introduction engageante

Un chimiste découvre un récipient scellé rempli d'un gaz inconnu. En mesurant uniquement sa pression, sa température et sa masse, le chimiste peut identifier d'importantes caractéristiques du gaz sans jamais l'observer directement. Explorons comment les chimistes utilisent des mesures et des modèles mathématiques pour découvrir les secrets des gaz.

? Question directrice : Comment une équation peut-elle aider les scientifiques à expliquer et à prédire le comportement des gaz dans différentes conditions ?

Exploration

Considérez les situations suivantes :

- La pâte à pain gonfle dans le four.
- Une brique de jus hermétiquement fermée se gonfle lorsqu'on la laisse dans une voiture où la température est élevée.
- Une bouteille de gaz utilisée par temps froid.
- Un plongeur respire de l'air comprimé sous l'eau.

Sans effectuer de calculs :

- Quelle variable peut-elle changer ?
- Quelle variable peut-elle rester constante ?
- Quelles observations vous attendez-vous ?

Point !

La loi des gaz parfaits

La relation entre les variable s d'état d'un gaz — pression (P), volume (V), température (*T*) et la quantité de matière (n) — est connue sous le nom de **loi des gaz parfaits**.
Cette loi peut être déduite logiquement de la loi des gaz combinés (loi de Boyle-Charles).

Étape 1 — En partant d'une mole de gaz

Tout d'abord, rappelons la loi des gaz combinés (loi de Boyle-Charles). Pour une quantité fixe de gaz, cette loi indique que le produit de la pression et du volume est directement proportionnel à la température absolue.

Si nous considérons 1 mole de gaz, nous définissons le volume molaire comme V_m [L/mol] et la constante des gaz R. Cela conduit à l'équation suivante :

$$PV_m = RT \quad (1)$$

Étape 2 — Détermination de la constante molaire des gaz (R)

Représentatif des espèces de gaz, 1 mole d'un gaz idéal occupe un volume molaire de 22,4 L/mol dans des conditions standards (0 °C = 273 K, $1{,}013 \times 10^5$ Pa).

En substituant ces valeurs standards dans l'équation précédente ($PV_m = RT$), on peut calculer la constante R, qui s'avère être la constante molaire des gaz.

$$R = \frac{PV_m}{T} = \frac{1{,}013 \times 10^5\ \text{Pa} \times 22{,}4\ \text{L/mol}}{273\ \text{K}} = 8{,}31 \times 10^3\ \frac{\text{Pa} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Structure de la science

Fait essentiel :

La loi des gaz parfaits relie les modèles découverts par les scientifiques plus tôt dans une seule équation qui explique et prédit le comportement des gaz dans différentes conditions.

Concepts clés :

- Pression
- Volume
- Volume molaire
- Masse molaire
- Constante des gaz molaires (R).

Étape 3 — Étendre aux moles (en appliquant la loi des gaz parfaits)

Lorsque la quantité de substance n (en moles), le volume total V est exprimé en fois le volume molaire V ($V = nV$), alors $v = V + n$. En substituant dans l'étape 1, on multiplie les deux côtés par n et on réarrange, ce qui donne l'équation d'état :

$$PV = nRT.$$

Application de la loi des gaz parfaits : détermination de la masse molaire

La loi des gaz parfaits est également un outil clé pour déterminer la masse molaire d'un gaz inconnu. Si [g] est la masse du gaz et M [g/mol] sa masse molaire (numériquement égale à la masse moléculaire relative), alors $n = \frac{\omega}{M}$.

En substituant dans la loi des gaz parfaits, on obtient la relation suivante :

$$PV = \frac{\omega}{M}RT$$

En utilisant cette équation, vous pouvez calculer la masse molaire (M) du gaz à partir de valeurs expérimentales mesurées, telles que sa masse et son volume.

Boîte d'équation

Quantité	Relation
Loi des gaz parfaits (1 mol)	$PV = RT$
Constante des gaz molaires	$R = 8{,}31 \times 10^3$ Pa·L/(mol·K)
Loi des gaz parfaits (en mol)	$PV = nRT$
Forme de la masse molaire	$PV = (\omega / M)\, RT$

Application de la vie courante

Les pneus de voiture : Les vagues de chaleur et les pneus de voiture
Il faut faire attention aux éclatements des pneus en été lorsque la surface de la route est très chaude. La loi des gaz parfaits, $PV = nRT$, explique le danger : avec l'augmentation de la température (T) et, à volume (V) constant, l'augmentation rapide de la température (T) entraîne une hausse proportionnelle de la pression interne (P).



Réchauffement

Réponse avec deux figures significatives. Prenez $R = 8{,}3 \times 10^3$ Pa·L/(K·mol).

(a) Répondez aux questions suivantes.

(i) Il y a 8,3 L de gaz à 27 °C et $3{,}0 \times 10^5$ Pa. Quelle est la quantité de substance en mol ?

(ii) Lorsqu'on a 1,0 mol de gaz, on l'étend de 24,07 L à 17 °C, quelle est la pression en Pa ?

(b) Un gaz a une densité de 0,53 g/L à 27 °C et $3{,}0 \times 10^4$ Pa. Quelle est la masse molaire relative de ce gaz ?

Explication

(a) (i) Pour déterminer la quantité de substance, nous utilisons l'équation des gaz parfaits. La quantité requise de substance est n [mol]. En partant de l'équation des gaz parfaits $PV = nRT$:

Mathématiques en chimie

Application de la loi des gaz parfaits : la détermination de la masse molaire n'est pas toujours simplement mathématique. Elles sont construites à partir des preuves expérimentales.

L'équation des gaz parfaits permet aux scientifiques de :

- Prédire le comportement.
- Tester des hypothèses.
- Analyser des données.
- Communiquer les résultats de manière quantitative.

3. $3{,}0\times10^5$ Pa × 8,3 L = n [mol] × $8{,}3\times10^3$ Pa·L/(K·mol) × (27+273) K

- On convertit l'unité de température en [K].

$$n = \frac{3{,}0\times10^5 \text{ Pa} \times 8{,}3 \text{ L}}{8{,}3\times10^3 \text{ Pa·L/(K·mol)} \times (27+273) \text{ K}}$$

$$= \frac{3{,}0\times10^5 \text{ Pa} \times 8{,}3 \text{ L}}{8{,}3\times10^3 \text{ Pa·L/(K·mol)} \times 300 \text{ K}}$$

$$= 1{,}0 \text{ mol}$$

(ii) Puisque la quantité de substance est donnée, nous utilisons l'équation des gaz parfaits : PV = nRT. À partir de l'équation des gaz parfaits, on a :

$$P \text{ [Pa]} \times 24{,}07 \text{ L} = 1{,}0 \text{ mol} \times 8{,}3\times10^3 \text{ Pa·L/(K·mol)} \times (17+273) \text{ K}$$

$$P = \frac{1{,}0 \text{ mol} \times 8{,}3\times10^3 \text{ Pa·L/(K·mol)} \times 290 \text{ K}}{24{,}07 \text{ L}}$$

$$= \frac{24{,}07\times10^3}{24{,}07}$$

$$= 1{,}0\times10^5 \text{ Pa}$$

(b) La masse moléculaire relative est déterminée à partir de la masse molaire en [g/mol].

On sait que la masse molaire de ce gaz est M [g/mol]. Comme la densité est 0,53 g/L, la masse est 0,53 g lorsque le volume du gaz est de 1,0 L.

Par conséquent, la quantité de substance de ce gaz est : $\frac{0{,}53}{M}$ [mol]

Quantité de substance [mol] = $\frac{\text{Masse [g]}}{\text{Masse molaire [g/mol]}}$

Maintenant, la quantité de substance est connue, en utilisant l'équation des gaz parfaits PV = nRT :

$$3{,}0\times10^4 \text{ Pa} \times 1{,}0 \text{ L} = \frac{0{,}53}{M} \text{ [mol]} \times 8{,}3\times10^3 \text{ Pa·L/(K·mol)} \times (27+273) \text{ K}$$

$$M = \frac{0{,}53\times 8{,}3\times10^3 \text{ Pa·L/(K·mol)} \times (27+273) \text{ K}}{3{,}0\times10^4 \text{ Pa} \times 1{,}0 \text{ L}}$$

$$= \frac{0{,}53\times 8{,}3\times10^3 \times 300 \text{ K}}{3{,}0\times10^4 \text{ Pa} \times 1{,}0 \text{ L}}$$

$$= \frac{0{,}53 \times 8{,}3\times10^1}{1}$$

$$= 43{,}99$$

$$\approx 44 \text{ g/mol}$$

Par conséquent, la masse molaire relative de ce gaz est de 44 g/mol.

Essayez

Résolvez les questions suivantes :

1. On suppose que la constante des gaz est R = $8{,}3\times10^3$ Pa·L/(K·mol). (O = 16)

(a) Lorsque 0,40 mol de gaz est soumis à une pression de $2{,}0\times10^5$ Pa à 57 °C, quel sera le volume dans L ?

_____

(b) 0,32 g d'oxygène sont placés dans un récipient de 500 mL à 27 °C. Quelle est la pression à l'intérieur de ce récipient en Pa ?

_____

2. Répondre au plus proche nombre entier. Sachant que $R = 8{,}3 \times 10^3$ Pa·L/(K·mol).

(a) Lorsque 1,2 g d'une substance volatile a été complètement vaporisée, son volume était de 1,2 L à 77 °C et $1{,}0 \times 10^5$ Pa. Trouver la masse moléculaire relative.

(b) Trouver la masse moléculaire relative d'un gaz dont la masse est de 7,6 g pour un volume de 4,15 L à 17 °C et $2{,}32 \times 10^5$ Pa.

(c) Trouver la masse moléculaire relative d'un gaz ayant une densité de 2,4 g/L à 27 °C et $1{,}00 \times 10^5$ Pa.

Exercice

Choisissez la bonne réponse :

1. Pourquoi R a-t-il la même valeur pour tous les gaz idéaux ?

A. Tous les gaz ont la même couleur dans les mêmes conditions.
B. Tous les gaz ont la même masse molaire dans les mêmes conditions.
C. Tous les gaz se comportent de la même manière dans les mêmes conditions.
D. Tous les gaz ont la même densité dans les mêmes conditions.

2. Un chimiste mesure la masse, la pression, le volume et la température d'un gaz inconnu et utilise la loi des gaz idéaux pour calculer sa masse molaire. Quelle quantité doit être mesurée en plus de P, V et T?

A. Rayon atomique
B. Couleur du gaz
C. Masse de l'échantillon de gaz
D. Densité de l'eau

Réponse : _____

Répondez aux questions suivantes :

3. On suppose que $R = 8{,}3 \times 10^3$ Pa·L/(K·mol).

(a) Il y a 0,10 mol de dioxyde de carbone dans un volume de 2,9 L à 17 °C. Quel est sa pression en Pa ?

Réponse : _____

(b) Lorsque 2,0 mol de gaz sont soumises à $1{,}2 \times 10^5$ Pa à 27 °C, quel est le volume en L ?

Réponse : _____

(c) Pour agrandir 0,50 mol de gaz à 33,2 L à $4{,}0 \times 10^4$ Pa, quelle doit être la température en °C ?

Réponse : _____

(d) Quelle est la quantité de la matière en (mol) qui occupe un volume de 16,6 L de gaz à température 127°C et à pression $2{,}1 \times 10^5$ Pa ?

Réponse : .....

Défi — Réfléchis

Concevoir une expérience

Un échantillon de gaz occupe 2,50 L à 27 °C et $1{,}00 \times 10^5$ Pa.

La température est augmentée jusqu'à ce que la pression double tandis que le volume reste constant.

Sans effectuer de calculs :

- Prédis ce qui arrive à l'énergie ciniétique moyenne des particules de gaz. _____
- Explique comment les collisions des particules changent. _____
- Justifie ta réponse en utilisant l'équation des gaz idéaux. _____

Réfléchir et progresser

Terminé :

✓ Une idée que j'ai changée à ma façon de penser.

✓ Une application de la vie réelle découverte.

✓ Une question que je souhaite examiner.

1-6 — Pression totale et pression partielle



✨ Introduction engageante

Imaginez un plongeur dans les profondeurs de la mer respirant un mélange spécial de gaz, ou un astronaute à l'intérieur d'un vaisseau spatial entouré de gaz minutieusement régulés. Que ressentirait chacun d'eux dans chaque situation ? Explorons la loi de Dalton et comment elle explique pourquoi la pression de chaque gaz dans la bouteille de plongée augmente avec la profondeur, affectant ainsi la sécurité du plongeur sous l'eau.

❓ **Question directrice :** Comment les gaz invisibles partagent-ils le même espace mais se comportent-ils de manière indépendante ?

Exploration

(Plongée sous-marine)

Un plongeur sous-marin utilise un mélange d'oxygène et d'azote au lieu de l'oxygène pur. Pourquoi ?

- L'oxygène est nécessaire à la vie.
- L'azote affecte la pression totale.
- Le changement du rapport des gaz modifie les effets de la pression sur le corps du plongeur.

📌 **Point !**

La pression totale et la pression partielle

(a) **Pression totale :** la pression d'un mélange gazeux (plusieurs gaz qui ne réagissent pas entre eux) dans un volume donné.

(b) **Pression partielle :** la pression que chaque composant exerce s'il occupait seul le même volume que le mélange.

(c) **Loi de Dalton des pressions partielles :** À volume et température constants, la pression totale d'un mélange gazeux est égale à la somme des pressions partielles de ses composants.

- Si la pression totale du mélange gazeux est P et les pressions partielles de ses composants sont P_1, P_2, P_3, ..., alors :

$$P = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

⚠ **Alerte de méconception**

❌ **Idée fausse :**
« Après mélange des gaz, chacun perd sa propre pression. »

✔ **Correction :**
Chaque gaz conserve sa pression partielle et contribue à la pression totale.

❌ **Idée fausse :**
« La molécule de gaz la plus grande est celle qui exerce la pression la plus élevée ».

✔ **Correction :**
La pression dépend principalement du nombre de particules, et non du volume de la molécule.

⭐ Structure de la science

Fait essentiel :

Le comportement d'un gaz peut être prédit en analysant la contribution de chaque composant à la fraction molaire et à la pression partielle.

Concepts clés :

- Pression totale
- Pression partielle
- Fraction molaire
- Gaz mixtes
- Moyenne relative
- Pression atmosphérique
- Pression de vapeur

Loi scientifique :

La loi de Dalton des pressions partielles.

(d) Fraction molaire : Le rapport de la quantité de substance de chaque constituant gazeux au total de la quantité de substance du mélange gazeux.

- Si la quantité de substance de gaz A est nA [mol] et la quantité de substance de gaz B est nB [mol], la fraction molaire de gaz A dans le mélange de gaz A et de gaz B est : $\frac{n_A}{n_A + n_B}$, et la fraction molaire de gaz B est : $\frac{n_B}{n_A + n_B}$.
- La pression partielle de chaque constituant gazeux dans un mélange gazeux peut s'exprimer par :

Pression partielle = Pression totale × Fraction molaire du constituant.

(e) Relation entre la pression partielle, le volume et la quantité de substance

- À température et volume constants, le rapport des pressions partielles des constituants gazeux dans un mélange de gaz est égal au rapport de leurs quantités de substance.
- À température et pression constantes, lorsque chaque gaz constituant est extrait individuellement, le rapport des volumes des gaz constituants dans le mélange gazeux est égal au rapport de leurs quantités de substance.

(f) Masse moléculaire relative moyenne

La masse moléculaire relative apparente d'un mélange, en supposant qu'il est composé d'un seul type de molécules, est la masse moléculaire relative moyenne. Elle est égale à la somme des masses moléculaires relatives de chaque constituant, multipliée par sa fraction molaire.

(g) Pression partielle d'un gaz recueilli au-dessus de l'eau

Le gaz recueilli au-dessus de l'eau est mélangé avec la vapeur d'eau.

Lorsque le gaz est collecté dans un récipient, les deux pressions partielles s'additionnent pour donner la pression atmosphérique du gaz.

Comme montré sur la figure de droite 1.6.1, lorsque le gaz A est recueilli sur l'eau, la pression totale du gaz est égale à la somme de la pression du gaz A et de la pression de vapeur d'eau.

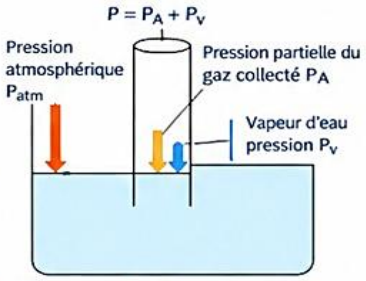


Figure 1.6.1 Mesure de la pression du gaz par la méthode de pression atmosphérique.

Pression partielle du gaz A = Pression totale du gaz + Pression de vapeur d'eau.

En réorganisant, on obtient :

$$P_A = P_{total} - P_{vapeur\ d'eau}.$$

Boîte à questions

Quantité	Relation
Loi de Dalton	$P = P_1 + P_2 + P_3 + \ldots$
Fraction molaire	$x_A = n_A / (n_A + n_B$
Pression partielle	Pression partielle = pression totale × fraction molaire
Masse moléculaire relative moyenne	Σ (masse moléculaire relative × fraction molaire)
Eau recueillie	Pression partielle du gaz = pression atmosphérique – pression de vapeur d'eau

★ Hypothèse de test (enquête scientifique)

Hypothèse :
« Si la quantité de gaz dans un récipient à volume fixe augmente, alors la pression partielle augmentera parce que les particules entreront en collision plus fréquemment avec les parois du récipient. »

Variables :

- Variable indépendante : _____
- Variable dépendante : _____
- Variables contrôlées : _____

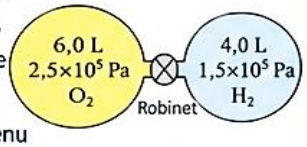
Recueil des preuves : _____

Conception de l'expérience : _____

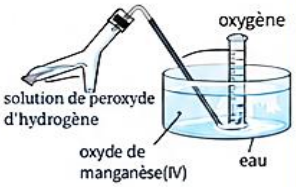
Mise en route

Répondez aux questions suivantes.

(a) Il y a un récipient de 6,0 L contenant de l'oxygène à $2,5\times10^5$ Pa et un récipient de 4,0 L contenant de l'hydrogène à $1,5\times10^5$ Pa, à la même température. Déterminez la pression partielle de l'oxygène et la pression totale dans les récipients lorsque les deux récipients sont reliés, que le robinet est ouvert et que l'ensemble est maintenu à la même température pendant suffisamment longtemps.



(b) Comme le montre la figure ci-contre, de l'oxygène a été recueilli au-dessus de l'eau et, lorsque les niveaux d'eau à l'intérieur et à l'extérieur de l'éprouvette graduée ont été égalisés, son volume était de 0,83 L à $1,03\times10^5$ Pa et 27 °C. Répondez aux questions suivantes avec deux chiffres significatifs. On prendra la constante des gaz $R = 8,3\times10^3$ Pa·L/(K·mol).



(i) En supposant que la pression de vapeur saturante de l'eau à 27 °C est de $3,0\times10^3$ Pa, quelle est la pression partielle de l'oxygène recueilli en Pa ?

(ii) Déterminez la quantité de matière de l'oxygène recueilli.

Explication

(a) Pour calculer la pression partielle de l'oxygène, considérons la pression lorsque l'oxygène seul occupe le même volume que le mélange gazeux. Lorsque les deux récipients sont reliés, le volume du mélange gazeux devient 10,0 L.

Par conséquent, si la pression partielle de l'oxygène est P_A [Pa], d'après la loi de Boyle $P_1V_1 = P_2V_2$:

$2,5\times10^5$ Pa × 6,0 L = P_A [Pa] × 10,0 L

$P_A = 1,5\times10^5$ Pa

De même, si la pression partielle de l'hydrogène est P_B [Pa], d'après la loi de Boyle :

$1,5\times10^5$ Pa × 4,0 L = P_B [Pa] × 10,0 L

$P_B = 6,0\times10^4$ Pa

Comme la pression totale dans le récipient est la somme des pressions partielles :

P_A [a] + P_B [Pa] = $1,5\times10^5$ Pa + $6,0\times10^4$ Pa = $2,1\times10^5$ Pa

Par conséquent, la pression partielle de l'oxygène est de $1,5\times10^5$ Pa et la pression totale est de $2,1\times10^5$ Pa.

(b) Si la pression partielle de l'oxygène est P_x [Pa], alors : pression partielle de l'oxygène = pression atmosphérique − pression de vapeur de l'eau :

$P_x = 1,03\times10^5 - 3,0\times10^3 = 1,0\times10^5$ Pa

Réponse : $1,0\times10^5$ Pa

(iii) D'après l'équation des gaz parfaits $PV=nRT$:

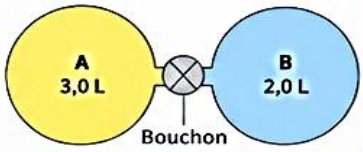
$1,0\times10^5$ Pa × 0,83 L = n × $8,3\times10^3$ Pa·L/(K·mol) × (27+273) K

$n = 3,3\times10^{-2}$

$3,3\times10^{-2}$ Réponse : $3,3\times10^{-2}$ mol

Essayez

1. D'après la figure ci-dessous, l'azote (masse moléculaire relative 28) est placé dans un récipient de 3,0 L. L'hydrogène (masse moléculaire relative 2,0) est placé dans un récipient de 2,0 L. Le bouchon est maintenu à 2,0 L.
La température est maintenue constante à tout moment. Répondez aux questions suivantes sur les gaz mélangés en deux figures significatives.



(a) Quelle est la pression partielle de l'azote en Pa ?
Réponse : _____

(b) Quelle est la pression totale en Pa ?
Réponse : _____

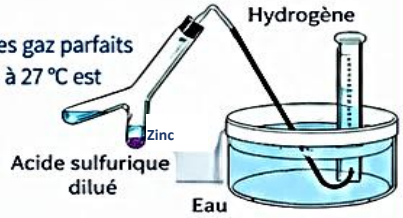
(c) Quelle est la fraction molaire de chaque gaz ?
Réponse : _____

(d) Quelle est la masse moléculaire relative moyenne du mélange ?
Réponse : _____

2. Lors du recueil du dihydrogène sur l'eau, et lorsque les niveaux d'eau à l'intérieur et à l'extérieur de l'éprouvette graduée sont devenus égaux, nous avons obtenu 498 mL de gaz à $1,04 \times 10^5$ Pa et $27°C$. Quelle est la quantité de matière de dihydrogène recueillie [mol] ?

Réponse : _____

Avec deux chiffres significatifs, on suppose que la constante des gaz parfaits $R = 8,3 \times 10^1$ Pa·L/(K·mol) et que la pression de vapeur de l'eau à 27 °C est $4,0 \times 10^3$ Pa.



Exercice

Choisissez la bonne réponse :

1. Un échantillon d'hydrogène est recueilli sur l'eau. La pression atmosphérique est de 101 kPa et la pression de vapeur de l'eau est de 3 kPa. Quelle est la pression partielle de l'hydrogène ?

A. 98 kPa
B. 101 kPa
C. 104 kPa
D. 3 kPa

Réponse : _____

2. Un étudiant affirme que l'augmentation de la quantité d'azote dans un mélange entraînera une augmentation de la pression partielle de l'oxygène. Quelle affirmation est la plus appropriée à évaluer cette affirmation ?

A. Correcte, car les pressions partielles augmentent ensemble.
B. Correcte, car la pression totale reste constante mais la masse molaire augmente.
C. Incorrecte, car la pression partielle de l'oxygène dépend de sa propre fraction molaire.
D. Incorrecte, car l'azote ne contribue pas à la pression.

Réponse : _____

3. Répondez aux questions suivantes avec deux chiffres significatifs.

(a) En maintenant la même température, on place A : $6,0 \times 10^4$ Pa, 250 mL de gaz et B : $4,0 \times 10^4$ Pa, 150 mL dans le même récipient de 500 mL.
Quelle est la pression partielle du gaz A ?

Réponse : _____

(b) Trouvez la pression partielle du gaz B.

Réponse : _____

★ Réfléchir et progresser

Terminé :

- ✓ Une idée que j'ai changée dans ma façon de penser.
- ✓ Une application de la vie réelle découverte.
- ✓ Une question que je souhaite examiner.

(iii) Trouvez la pression totale du mélange gazeux. _____

(b) À une température constante, lorsque la pression d'un mélange gazeux de 4,8 g de méthane CH_4 et de 2,3 g de monoxyde de carbone CO est de $1{,}0\times10^5$ Pa, quelle est la pression partielle du méthane dans ce mélange ? (H = 1,0, C = 12, O = 16)

_____

4. De l'oxygène a été généré en ajoutant du permanganate de manganèse (IV) d'oxyde de l'hydrogène péroxydé, et il a été recueilli dans un cylindre gradué sous une pression atmosphérique de $1{,}0\times10^5$ Pa à 27 °C. Lorsque l'eau à l'intérieur et à l'extérieur du cylindre gradué a été mise à égalité, le volume du gaz recueilli dans le cylindre gradué était de 700 mL. Trouvez la quantité de substance d'oxygène générée à ce moment-là, sachant que la pression de vapeur saturante de l'eau à 27 °C est $3{,}6\times10^3$ Pa et que la constante des gaz est $8{,}3\times10^1$ Pa·L/(K·mol).

Réfléchissez de manière critique — Un scientifique analyse l'air de deux endroits différents ;

- Lieu A : zone montagneuse élevée
- Lieu B : niveau de la mer

Dans les deux échantillons, il y a de l'oxygène et de l'azote.

1. Si le pourcentage d'oxygène est presque le même dans les deux lieux, mais que la pression totale est différente. Pourquoi la pression partielle de l'oxygène change-t-elle ?

_____

2. Si la quantité d'oxygène reste constante, mais que l'azote est ajouté, que se passe-t-il ?

- Pression totale ? _____
- Pression partielle de l'oxygène ? _____

1-7 — Les gaz idéaux et les gaz réels



Introduction engageante

Un ballon de baudruche laissé à l'extérieur par une matinée froide devient plus petit, mais lorsqu'on le place en plein soleil, il se dilate à nouveau. Explorons pourquoi les gaz se comportent différemment lorsque la température change.

? Question directrice : Pourquoi les gaz réels s'écartent-ils du comportement idéal, et comment les scientifiques expliquent-ils ces écarts ?

Exploration

Considérons les situations suivantes :

- Un gaz est stocké dans une bouteille de plongée à une très haute pression.
- L'azote liquide se réchauffe lentement jusqu'à la température ambiante.
- Le dioxyde de carbone est comprimé dans un extincteur.
- Le gaz naturel est transporté sur de longues distances par des gazoducs.

Discutez :

- Quelles situations attendez-vous que se comportent idéalement selon ces cas ?

_____

- Quelles conditions pourraient provoquer des écarts ?

_____

- Quelle preuve vous aiderait à tester votre hypothèse ?

_____

Point !

L'équation de l'état, $PV = nRT$, ne décrit pas parfaitement tous les gaz. Les gaz réels s'écartent du comportement idéal en raison de la taille finie de leurs molécules et des interactions intermoléculaires entre elles.

A. Définitions des gaz idéaux et des gaz réels

Gaz parfait : un modèle hypothétique supposé pour simplifier les calculs.

1. Le volume propre des molécules de gaz est égal à zéro.
2. Il n'existe pas de forces d'attraction entre les molécules.

Gaz réel : des gaz qui existent réellement, tels que l'hydrogène ou l'azote.

(1) Les molécules ont un petit volume fini.

(2) Des forces attractives (intermoléculaires) agissent entre les molécules.

B. Pourquoi les écarts se produisent-ils ?

L'écart d'un gaz réel par rapport à un gaz idéal est quantifié par le facteur de compression (Z) :

$$Z = \frac{PV}{nRT}$$

Structure de la science

Fait essentiel :

Un gaz idéal est un modèle simplifié dans lequel les particules de gaz n'ont ni volume propre ni forces intermoléculaires.

Concepts clés :

- Gaz idéal – Gaz réel
- Forces intermoléculaires
- Volume molaire
- Facteur de compression (Z)

Principes scientifiques :

Les attractions intermoléculaires réduisent le volume observé et la pression d'un gaz réel à haute pression, et le volume molaire devient plus important à haute pression.

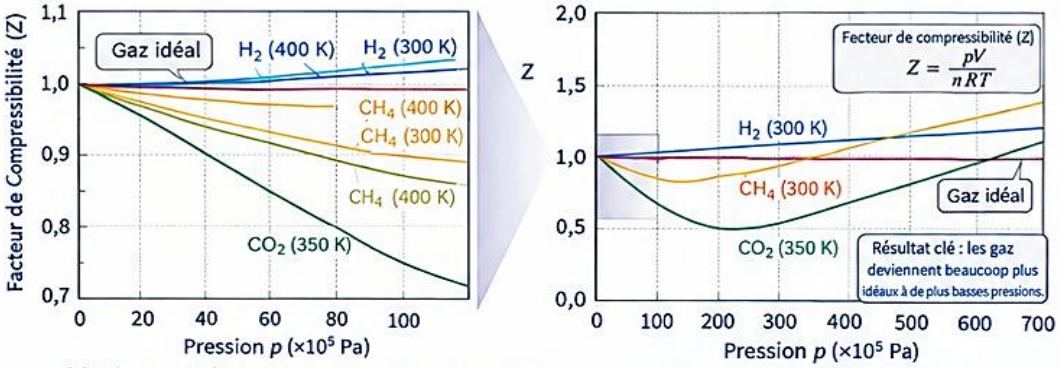
Pour un gaz idéal, Z est toujours égal à 1. Cependant, pour un gaz réel, la valeur de Z varie en fonction des conditions de pression et de température. Cette variation est liée aux facteurs physiques suivants :

(i) Lorsque les forces d'atraction entre les molécules, la force avec laquelle les molécules entrent en collision avec les parois du récipient s'affaiblit. Par conséquent, la pression observée P est inférieure à celle prévue par un gaz idéal.

Cet effet est prononcé dans des conditions de pression modérée (où les molécules sont plus proches) et de basse température, ce qui fait que Z est inférieur à 1.

(ii) Effet du volume molaire (Raison de $Z>1$)

À très haute pression, le volume occupé par les molécules elles-mêmes n'est plus négligeable par rapport au volume total V du gaz. Comme le volume libre disponible pour le mouvement moléculaire diminue, l'efficacité des collisions moléculaires augmente, le gaz devient plus comprimé. Par conséquent, la valeur observée de V_m est plus grande que la valeur idéale, et Z est significativement supérieur à 1 dans ces conditions.



(a) Régions de basse pression et de grande pression (b) Domaine de haute pression

Figure 1.7-1 Comparaison du facteur de compressibilité (Z) des gaz réels et des gaz parfaits.

C. Conditions pour l'approche du comportement de gaz idéal

(i) Effet de la pression :

Lorsqu'un gaz réel est comprimé, l'augmentation de la pression fait que le nombre de molécules par unité de volume augmente, et ainsi la proportion de volume occupé par les molécules elles-mêmes augmente de manière significative. En raison du volume moléculaire réel, le volume réel du gaz devient alors supérieur à celui d'un gaz idéal.

Lorsque la pression diminue, le nombre de molécules par unité de volume diminue. Cela minimise l'effet du volume moléculaire, ce qui fait que le gaz tend vers un comportement idéal.

(ii) Effet de la température :

Lorsque la température d'un gaz réel diminue, le mouvement thermique des molécules ralentit, et l'effet des forces intermoléculaires devient plus important. Cela entraîne une pression du gaz inférieure à celle d'un gaz idéal.

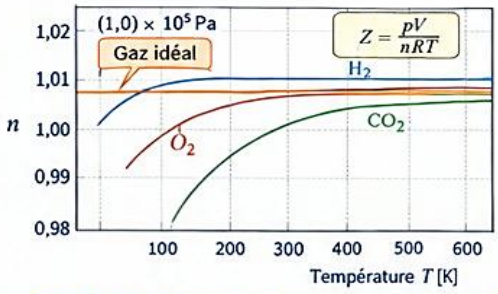


Figure 1.7-2 Effet de la température sur un gaz réel.

Lecture de graphique

- Lire le facteur de compression.
- Avant d'expliquer :
- Où Z est-il égal à 1 ?
- Où Z est-il inférieur à 1 ?
- Où Z est-il supérieur à 1 ?
- Quelle région suggère une attraction intermoléculaire plus forte ?
- Quelle région suggère que l'effet du volume moléculaire est plus important ?

- Graphique d'évaluation

Utilisez les preuves tirées du graphique pour justifier vos réponses.

Inversement, augmenter la température augmente l'énergie cinétique (mouvement thermique) des molécules, ce qui minimise l'effet des forces intermoléculaires, entraînant le comportement du gaz réel à se rapprocher du comportement idéal.

Par conséquent, un gaz réel peut être considéré comme un gaz idéal dans des conditions de haute température et de basse pression.

Réfléchir en tant qu'ingénieur

Les ingénieurs qui conçoivent :

- des réservoirs de gaz industriels
- des systèmes de plongée en haute mer
- des systèmes de carburant pour engins spatiaux

ne peuvent pas supposer un comportement parfait des gaz dans toutes les conditions. Ignorer les effets des gaz réels peut conduire à des prédictions inexactes et à des conceptions dangereuses.

Pourquoi la compréhension des limites des modèles est-elle importante en ingénierie ?

_____

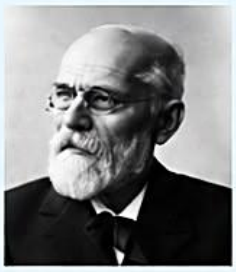
_____

D. Un modèle plus précis : l'équation d'état de Van der Waals

L'équation d'état de Van der Waals a été développée pour tenir compte des écarts des gaz réels. Elle ajoute un terme correctif pour les forces intermoléculaires, a, et un autre pour le volume moléculaire, b :

$$\left(P + a\frac{n^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

À la découverte des scientifiques

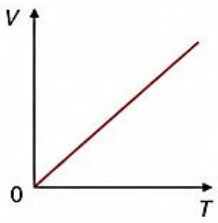


Bien que de nombreux scientifiques aient utilisé avec succès le modèle du gaz idéal, Johannes Diderik van der Waals a reconnu que les gaz réels possèdent un volume moléculaire et des attractions intermoléculaires.

Son travail a conduit au développement d'une équation d'état plus réaliste et a transformé notre compréhension de la matière.

E. Le gaz idéal et l'équation des gaz idéaux

Pour un gaz idéal, comme l'équation des gaz idéaux $PV = nRT$ est valable, la relation entre la pression, le volume, la quantité de matière et la température peut être déterminée.

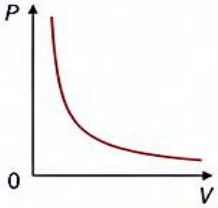


Exemple 1 *— Relation entre le volume et la température lorsque la pression d'une quantité donnée de gaz est constante*

Dans $PV = nRT$, P et n peuvent être considérés comme des constantes.

En résolvant pour V, $V = \underbrace{\frac{nR}{P}}_{\text{constante}} T$

*Par conséquent, le volume **V** est directement proportionnel à la température T.*



Exemple 2 *— Relation entre le volume et la pression lorsque la température d'une quantité donnée de gaz est constante*

Dans $PV = nRT$, n et T peuvent être considérés comme des constantes.

En résolvant pour V, $V = \underbrace{\frac{nRT}{P}}_{\text{constante}}$

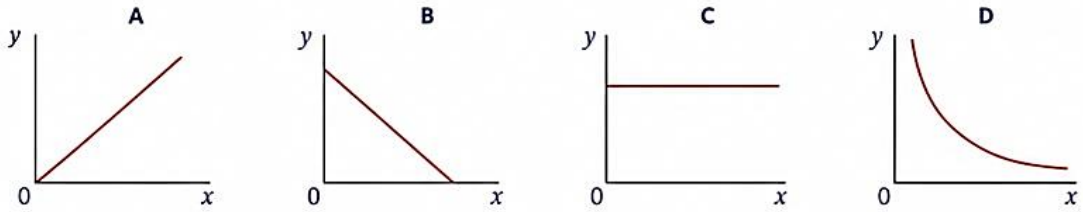
*Par conséquent, le volume **V** est inversement proportionnel à la pression P.*

Relations clés

Grandeur	Signification
$Z = PV / nRT$	Facteur de compression ; Z = 1 pour un gaz idéal
$Z < 1$	Les forces intermoléculaires prédominent (modérées P, basse T)
$Z > 1$	Le volume moléculaire prédomine (très haute P)
Équation de Van der Waals	$(P + n^2a / V^2)(V - nb) = nRT$
Conditions quasi idéales	Haute température et basse pression

Échauffement

À propos d'un gaz idéal, choisissez le graphique (A à D) qui représente chaque relation (a) à (c).



(a) La relation entre le volume *x* et la pression *y* lorsque la quantité de matière et la température du gaz sont constantes.

(b) La relation entre la quantité de matière *x* et la pression *y* lorsque la température et le volume sont constants.

(c) La relation entre la pression *x* et le produit de la pression et du volume *y* lorsque la quantité de matière et la température du gaz sont constantes.

Explication

En réarrangeant l'équation des gaz idéaux, $PV = nRT$.

(a) En résolvant l'équation des gaz idéaux pour la pression, on obtient une équation en fonction de *y* : $P = \frac{nRT}{V}$

Lorsque la quantité de matière et la température du gaz sont constantes, nRT est une constante, donc la pression *P* est *inversement proportionnelle au volume* ***V***.

Par conséquent, le graphique représentant la relation entre *x et y* est ***D***.

(b) En résolvant l'équation des gaz idéaux pour la pression, on obtient une équation en fonction de *y* : $P = \frac{nRT}{V}$

Lorsque la température et le volume sont constants, $\frac{RT}{V}$ est une constante, donc la quantité de matière *n* est directement proportionnelle à la pression *P*.

Par conséquent, le graphique représentant la relation entre *x et y* est ***A***.

(c) Lorsque la quantité de matière et la température du gaz sont constantes, le membre de droite $PV = nRT$ reste constant.

Quelle que soit la valeur de la pression *P*, le produit de la pression et du volume *PV* est toujours constant, donc le graphique représentant la relation entre *x et y* est ***C***.

Essayez

Choisissez la bonne réponse :

1. Quelle affirmation décrit correctement un gaz idéal ?

A. *Les molécules de gaz ont un volume fini et des forces attractives.*
B. *Les molécules de gaz ont un volume nul et aucune force intermoléculaire.*
C. *Les molécules de gaz ont un grand volume mais aucune force attractive.*
D. *Les molécules de gaz occupent la moitié du volume du récipient.*

Réponse : _____

2. Dans quelles conditions un gaz réel se comporte-t-il le plus comme un gaz idéal ?

A. *Basse température et haute pression.*
B. *Haute température et basse pression.*
C. *Basse température et basse pression.*
D. *Haute température et haute pression.*

Réponse : _____

3. Sélectionnez toutes les affirmations correctes de (i) à (iv)

(i) *« Un gaz dont les molécules elles-mêmes n'ont pas de volume, et dont les molécules se déplacent librement sans forces intermoléculaires agissant entre elles » est un gaz réel.*

(ii) *Pour un gaz réel, l'équation des gaz idéaux est strictement valable à toute température, volume et pression.*

(iii) *Lorsque la température augmente, l'écart d'un gaz réel par rapport à un gaz idéal devient plus petit.*

(iv) *En comparant l'hydrogène à 300 K et $1{,}0\times10^5$ Pa avec l'hydrogène à 350 K et $4{,}0\times10^4$ Pa, l'hydrogène à 300 K et $1{,}0\times10^5$ Pa est plus proche d'un gaz idéal.*

Exercice

Concernant un gaz idéal, choisissez le graphique (A à E) qui représente chaque relation (a) à (e). Vous pouvez choisir la même lettre plusieurs fois.

(a) La relation entre la quantité de matière x et le volume y d'un gaz lorsque la température et la pression sont constantes.
Réponse : _____

(b) La relation entre la température absolue x et le volume y d'un gaz lorsque la quantité de matière et la pression sont constantes.
Réponse : _____

(c) La relation entre la température absolue x et la pression y d'un gaz lorsque la quantité de matière et le volume sont constants.
Réponse : _____

(d) La relation entre la pression x et le volume y d'un gaz lorsque la quantité de matière et la température sont constantes.
Réponse : _____

(e) La relation entre la pression x et le produit de la pression et du volume y d'un gaz lorsque la quantité de matière et la température sont constantes.
Réponse : _____

Nature de la science

Les connaissances scientifiques évoluent au fil du temps.

Lorsque des observations ne peuvent pas être complètement expliquées par le modèle du gaz idéal, les scientifiques ont développé des modèles améliorés, tels que l'équation de Van der Waals.

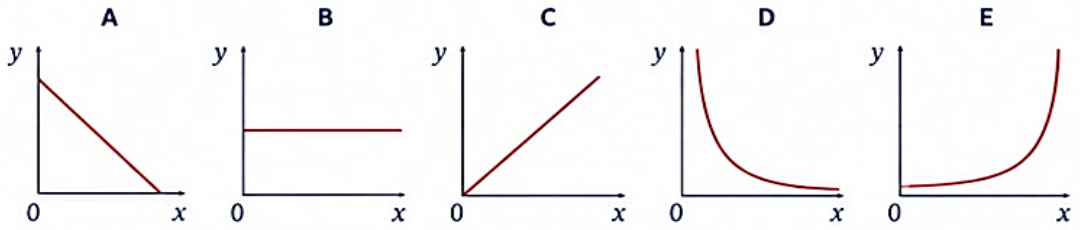
Réfléchir et progresser

Complétez :

✓ Une idée qui a changé ma façon de penser
_____

✓ Une application concrète que j'ai découverte
_____

✓ Une question que je souhaite encore approfondir
_____



Mettez votre réflexion à l'épreuve

Un gaz réel est comprimé à une pression extrêmement élevée tandis que sa température reste élevée.

Prédisez :

- Le gaz se comportera-t-il de manière plus idéale ou moins idéale ?

  _____

- Quel facteur est le plus susceptible de dominer : les forces intermoléculaires ou le volume moléculaire ?

  _____

- Le facteur de compressibilité Z sera-t-il probablement supérieur à 1, inférieur à 1 ou proche de 1 ?

  _____

Justifiez votre réponse en utilisant un raisonnement au niveau des particules et des preuves de la leçon.

_____

1-8 — Propriétés des solutions



✦ Introduction engageante

Un élève mélange soigneusement de l'eau et de l'huile de cuisson dans un petit récipient. Au bout d'un court moment, les deux liquides apparaissent mélangés, mais en quelques minutes, ils se séparent en deux couches distinctes.

Découvrons quelles substances se dissolvent, et quels facteurs décident si elles restent dissoutes ou se séparent d'une solution.

Question directrice : Pourquoi certaines substances se dissolvent facilement pendant que d'autres ne le font pas, et comment les scientifiques peuvent-ils prévoir et contrôler leur solubilité ?

Exploration

Avant de commencer, apprends :

Sans réaliser d'expérience, prédis ce qui se passera si tu ajoutes les substances suivantes à l'eau :

- Sel de table
- Sucre
- Huile végétale
- Cire de bougie

Pour chaque substance :

- La va-t-elle se dissoudre ? _____
- Pourquoi penses-tu cela ? _____
- Qu'est-ce qui soutient ta prédiction ?

Point

1. Dissolution

(a) Dissolution : Le phénomène par lequel une substance se dissout uniformément dans un solvant.

(b) Beaucoup de cristaux ioniques se dissolvent dans l'eau et sont en grande partie insolubles dans les solvants non polaires.

(c) Polarité et dissolution :

Les substances qui sont généralement polaires ont tendance à se dissoudre dans un solvant polaire. (Parce les charges positives et négatives s'attirent entre elles).

- Les molécules non polaires se dissolvent dans les solvants non polaires. (Les molécules polaires et non polaires ne s'attirent pas entre elles).

(d) Solubilité :

La quantité maximale de soluté qui se dissout dans une certaine quantité de solvant dans une solution donnée. Dans le cas cas des gaz solides, on l'exprime pouvent comme la masse maximale de soluté qui se dissout dans 100 g de solvant.



Fig. 1.8.1 Courbe de solubilité

La structure de la science

Fait clé :

La solubilité d'une substance dépend de la nature de la substance et du solvant — des substances ayant une polarité similaire ont tendance à se dissoudre dans un même solvant.

Concepts importants :

- Dissolution
- Solubilité
- Solvant et soluté
- Polarité
- Cristaux ioniques
- Concentration
- Molarité
- Solubilité
- Recristallisation

Loi scientifique :

La loi de Henry

(e) **Courbe de solubilité :** Une courbe montrant comment la solubilité varie avec la température (Figure 1.8.1).

(f) **Recristallisation :** Récupérer une substance dissoute sous forme de cristaux solides en utilisant la différence de solubilité due à la température.

2. Concentration

(a) **Pourcentage en masse :** Une concentration exprimant le rapport de la masse du soluté à la masse de la solution.

Pourcentage en masse (%) = (masse du soluté (g) / masse de la solution (g)) × 100.

(b) **Molarité (concentration molaire) :** Une concentration exprimant la quantité de soluté dissous dans 1 L de solution en termes de quantité de matière (mol).

Molarité (mol/L) = Quantité de matière du soluté (mol) / Volume de la solution (L).

(c) **Molalité :** Une concentration exprimant la quantité de soluté dissous dans 1 kg de solvant en termes de quantité de matière (mol).

Molalité (mol/kg) = Quantité de matière du soluté (mol) / Masse du solvant (kg).

Exemple — Molalité d'une solution aqueuse dans laquelle 2,0 g d'hydroxyde de sodium sont dissous dans 23,0 g d'eau (NaOH = 40).

La quantité de matière d'hydroxyde de sodium est $\frac{2{,}0\ \text{g}}{40\ \text{g/mol}} = 0{,}050\ \text{mol}$

Comme la masse d'eau est de 23,0 g = 0,023 kg,

la molalité est : $\frac{0{,}050\ \text{mol}}{0{,}023\ \text{kg}} = 2{,}17 \approx 2{,}2\ \text{mol/kg}.$

3. Solubilité des gaz

Loi de Henry : À température constante, la quantité de substance et la masse d'un gaz qui se dissout dans une quantité donnée de solvant sont directement proportionnelles à la pression du gaz.

- Lorsqu'on étudie la solubilité d'un gaz, on utilise la loi de Henry.

Encadré des équations

Concentration	Définition
Pourcentage en masse (%)	(masse du soluté / masse de la solution) × 100
Molarité (mol/L)	quantité de soluté (mol) / volume de la solution (L)
Molalité (mol/kg)	quantité de soluté (mol) / masse du solvant (kg)
Loi de Henry	quantité dissoute (mol ou g) ∝ pression du gaz

La chimie au quotidien

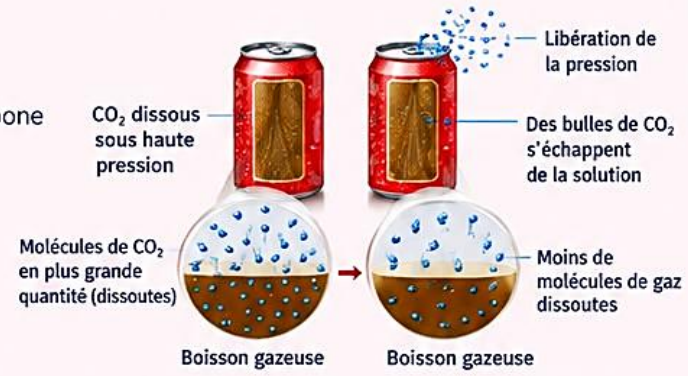
Pourquoi les boissons gazeuses pétillent-elles ?

Les boissons gazeuses contiennent du dioxyde de carbone dissous sous haute pression.

Lorsque la bouteille est ouverte :

- La pression diminue.
- La solubilité du gaz diminue.
- Le dioxyde de carbone s'échappe sous forme de bulles.

Ceci est une application directe de la loi de Henry.



À la découverte des scientifiques

William Henry a découvert une relation importante entre la pression d'un gaz et sa solubilité.

Son travail continue d'influencer la science de l'environnement, la médecine et l'industrie aujourd'hui.



Échauffement

Répondez aux questions suivantes.

(a) Parmi les substances suivantes, choisissez celles qui se dissolvent dans l'eau mais qui sont largement insolubles dans l'hexane.

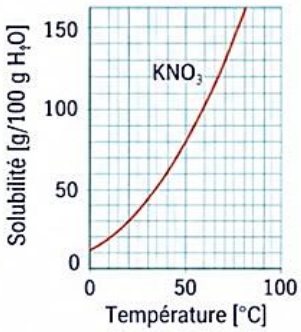
A Naphtalène B Glucose C Chlorure de potassium.

(b) La figure à droite représente la courbe de solubilité du nitrate de potassium KNO_3.

Répondez aux questions suivantes.

(i) Lorsqu'une solution aqueuse saturée en nitrate de potassium dans 50 g d'eau à 50 °C est refroidie à 20 °C, combien de grammes de cristaux vont se former ?

(ii) Lorsqu'on refroidit de 60 °C à 20 °C une solution aqueuse saturée de nitrate de potassium de masse 100 g, combien de grammes de cristaux vont se former ?



(c) À une température de $20°C$ et sous une pression de $1{,}0 \times 10^5$ Pa, un volume de 125 mL de dioxygène se dissout dans 1,0 L d'eau, sachant que le volume du gaz est mesuré à une température de $0°C$ et sous une pression de $1{,}0 \times 10^5$ Pa. Quelle est la masse de dioxygène (g) qui se dissout dans 1,5 L d'eau à une température de $20°C$ et sous une pression de $2{,}0 \times 10^5$ Pa ?
(En supposant que le volume de 1 mol *de gaz à* $0°C$ *et* $1{,}0 \times 10^5$ Pa *est de* 22,4 L *et que* $O = 16$*)*

Explication

(a) L'eau est un solvant polaire et l'hexane est un solvant non polaire.

A. Comme le naphtalène est une molécule non polaire, il est largement insoluble dans l'eau et se dissout facilement dans l'hexane.

B. Comme le glucose est une molécule polaire, il se dissout facilement dans l'eau et est largement insoluble dans l'hexane.

C. Comme le chlorure de potassium est un cristal ionique, il se dissout facilement dans l'eau et est largement insoluble dans l'hexane.

D'après ce qui précède, **B et C**.

(b) (i) D'après la figure, 84 g de nitrate de potassium se dissolvent dans 100 g d'eau à 50 °C, donc 42 g se dissolvent dans 50 g d'eau.
De plus, 30 g se dissolvent dans 100 g d'eau à 20 °C, donc 15 g se dissolvent dans 50 g d'eau.
Par conséquent, la masse de cristaux qui se forme est 42 – 15 = 27 g.

(ii) D'après la figure, 108 g de nitrate de potassium se dissolvent dans 100 g d'eau à 60 °C pour former une solution saturée. La masse de cette solution est 108 g + 100 g = 208 g.
Lorsque cette solution est refroidie à 20 °C, la masse du précipité est 108 g – 30 g = 78 g.
Soit x la masse (en grammes) du précipité formé à partir de 100 g de solution saturée.

Un citoyen du monde

Comprendre la solubilité aide à relever des défis mondiaux tels que la purification de l'eau, la conservation des océans, l'agriculture durable et la lutte contre la pollution. La chimie fournit des outils pour prendre des décisions éclairées concernant les ressources et la protection de l'environnement.

On peut établir la proportion suivante : 100 g : x [g] = 208 g : 78 g

x = 37,5 ≈ 38 g **Réponse :** 38 g

(c) Comme seules la pression et le volume du gaz dissous sont connus, on commence par calculer le nombre de moles de gaz afin d'appliquer la loi de Henry.

À 0 °C et $1{,}0\times10^5$ Pa, 1 mole de gaz occupe 22,4 L.

Soit x le nombre de moles de 125 mL (0,125 L) de dioxygène :

1 mol : 22,4 L = x [mol] : 0,125 L

$$x = 5{,}580\times10^{-3} \approx 5{,}58\times10^{-3}\ \text{mol}$$

Selon la loi de Henry, la solubilité d'un gaz à température constante est directement proportionnelle à sa pression partielle.

Soit y le nombre de moles de dioxygène dissous dans 1,0 L d'eau à 20 °C et $2{,}0\times10^5$ Pa :

$1{,}0\times10^5$ Pa : $5{,}58\times10^{-3}$ mol = $2{,}0\times10^5$ Pa : y [mol]

$$y = 1{,}11\times10^{-2}\ \text{mol}$$

Soit z le nombre de moles de dioxygène dissous dans 1,5 L d'eau :

1,0 L : $1{,}11\times10^{-2}$ mol = 1,5 L : z [mol]

$$z = 1{,}66\times10^{-2}\ \text{mol}$$

Ainsi, la masse de dioxygène requise est : $1{,}66\times10^{-2}$ mol × 32 g/mol = 0,531 g ≈ Réponse : 0,54 g

Essayez

Choisissez la bonne réponse :

1. Le glucose se dissout facilement dans l'eau mais est largement insoluble dans l'hexane. Quelle explication rend le mieux compte de ce phénomène ?

A. Le glucose et l'eau sont non polaires.
B. L'eau et le glucose ont une polarité similaire.
C. L'hexane et l'eau forment un solvant ionique.
D. L'eau contient des ions.

Réponse : _____

2. Un élève refroidit une solution saturée de nitrate de potassium et observe la formation de cristaux. Quel processus se produit ?

A. Neutralisation
B. Sublimation
C. Recristallisation
D. Ionisation

Réponse : _____

Répondez aux questions suivantes

3. La figure montre la relation entre la solubilité du nitrate de potassium KNO_3 et la température. Répondez aux questions suivantes.

(a) Combien de grammes de nitrate de potassium peuvent se dissoudre dans 500 g d'eau à 50 °C ? Répondez avec deux chiffres significatifs.

_____

(b) Lorsqu'une solution contenant 80 g de nitrate de potassium dissous dans 100 g d'eau à 60 °C est

refroidie à 20 °C, quelle masse de cristaux de nitrate de potassium sera obtenue ? Répondez avec deux chiffres significatifs.

_____

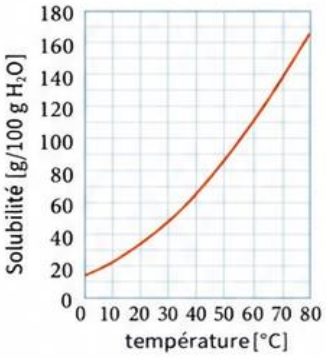
_____

(c) Lorsqu'une solution aqueuse de 10 g de nitrate de potassium est dissoute dans 60 g d'eau à 30 °C, à quelle température les cristaux commencent-ils à se former ?

_____

(d) Lorsque 100 g d'une solution saturée à 50 °C est refroidie à 20 °C, quelle masse de cristaux de nitrate de potassium sera obtenue ? Répondez avec deux chiffres significatifs.

_____



Investigation expérimentale

Quelle substance se dissout le plus efficacement dans l'eau et quelle substance se dissout le plus efficacement dans un solvant non polaire ?

Matériel :

- Eau
- Huile végétale
- Sel
- Sucre
- Copeaux de cire de bougie

_____

Exercice

Répondez aux questions suivantes.

1. Parmi les substances (i) à (iii) ci-dessous, choisissez toutes celles qui se dissolvent dans l'hexane mais ne se dissolvent pas dans l'eau.

(i) Nitrate de potassium (ii) Chlorure d'hydrogène (iii) Naphtalène

Réponse : _____

2. La figure montre les courbes de solubilité de KNO_3 et de $NaNO_3$.

(a) 50 g d'eau étaient saturés en nitrate de potassium à 70 °C. Quelle masse de nitrate de potassium est dissoute dans la solution aqueuse ? Répondez avec deux chiffres significatifs.

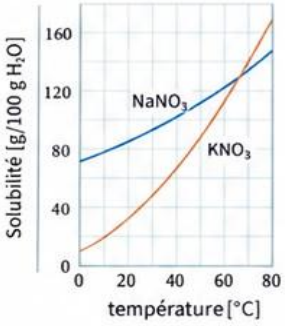
_____

_____

(b) Lorsque la solution de (a) est refroidie à 20 °C, quelle masse de nitrate de potassium cristallisera ? *Répondez avec deux* chiffres significatifs.

_____

_____



Réfléchir et progresser

Complétez :

✓ Une idée qui a changé ma façon de penser.

_____

✓ Une application concrète dans la vie réelle que j'ai découverte.

_____

✓ Une question que je souhaite encore explorer.

_____

(c) On dissout 50 g de nitrate de sodium et 20 g de nitrate de potassium dans 50 g d'eau à 80 °C. Lorsque cette solution est refroidie, quelle substance cristallise en premier ? Répondez avec sa formule chimique.

_____

_____



Mettez votre réflexion à l'épreuve

Un plongeur descend à une grande profondeur où la pression est beaucoup plus élevée qu'à la surface.

Sans calculs :

- Prédisez ce qui se passe pour la quantité d'azote dissous dans le sang du plongeur.

_____

- Prédisez ce qui pourrait se produire si le plongeur remonte trop rapidement.

_____

- Expliquez votre raisonnement en utilisant la loi de Henry.

_____

1-9 — Élévation du point d'ébullition et abaissement du point de congélation



Introduction motivante

En hiver, les lacs des régions froides peuvent geler presque tout en restant liquides à la même température. L'eau contient des substances, pourtant elles se comportent différemment. Les scientifiques ont découvert que les substances dissoutes peuvent modifier les températures auxquelles les liquides gèlent et bouillent, avec des conséquences importantes pour les océans, le climat, la conservation des aliments et de nombreux processus industriels.

Explorons comment les particules dissoutes peuvent dramatiquement modifier le comportement physique des liquides.

? Question directrice : Comment les particules dissoutes peuvent-elles modifier la température à laquelle un liquide bout ou gèle ?

Exploration

Ajouter une quantité croissante de sel à l'eau.

Prédire ce qu'il va se passer :

- Le point d'ébullition.
- Le point de congélation.
- La pression de vapeur.

Expliquer votre raisonnement en vous référant aux graphiques.

Point !

1. Abaissement de la pression de vapeur et élévation du point d'ébullition

(a) **Abaissement de la pression de vapeur :**

Le phénomène selon lequel la pression de vapeur d'une solution contenant un soluté non volatil est inférieure à celle du solvant pur devient plus faible que la pression de vapeur du solvant pur. (Figure 1.3.1 sur la droite)

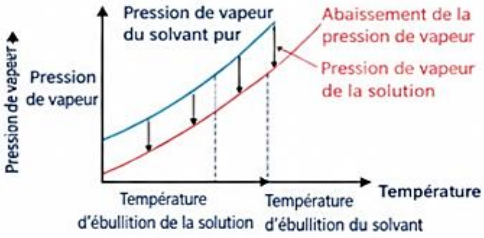


Figure 1.3.1 Courbe de pression de vapeur

(b) Élévation du point d'ébullition:

La température d'ébullition d'une solution d'un soluté non volatil est supérieure à celle du solvant pur.

(c) Constante molale d'élévation du point d'ébullition :

Valeur de l'élévation du point d'ébullition lorsque la molalité de la solution est de 1 mol/kg. Elle est notée K_b.

Structure de la science

Fait essentiel :

L'élévation du point d'ébullition et l'abaissement du point de congélation dépendent du nombre de particules dissoutes dans la solution, et non pas du type de soluté.

Concepts clés :

- Point d'ébullition.
- Abaissement du point de congélation.
- Sursaturation.
- Solution non volatile.
- Courbe de refroidissement.

Loi scientifique :

Élévation du point d'ébullition ΔT_b

Abaissement du point de congélation ΔT_f

Pense comme un chimiste

Un chimiste cherche à récupérer des cristaux purs à partir d'une substance dissoute. Au lieu d'évaporer tout le solvant, le chimiste refroidit la solution.

Réflexion

Pourquoi le refroidissement est-il une méthode de purification efficace ?

_____

Reliez votre réponse à la solubilité et à la cristallisation.

_____

2. Dépression du point de congélation

(a) **Courbe de refroidissement** : Un graphique montrant la relation entre la température d'une substance et le temps de refroidissement. (Figure sur la droite 1.9.2)

(b) **Point de congélation** : La température à laquelle le solvant commence à geler dans une solution.

(c) **Dépression du point de congélation** : Le phénomène où le point de congélation d'une solution contenant un soluté non volatil est abaissé par rapport au point de congélation du solvant pur.

(d) **Constante de dépression du point de congélation** : La dépression du point de congélation lorsque la molalité de la solution est de 1 mol·kg−1, est représentée par la lettre K_f.

(e) La surfusion (super-cooling) : c'est le phénomène d'abaissement de la température du solvant liquide en dessous de son point de congélation (température de solidification) tout en restant à l'état liquide pendant le refroidissement.

- Lorsqu'on commence à congeler dans un état surrefroidi, la température augmente.
- La courbe de refroidissement d'une solution montre que la température continue de baisser même après que le point de congélation progresse.

Raison : Parce que seule la quantité de solvant gèle, la concentration du soluté augmente, et le point de congélation diminue.

- Lorsqu'un surrefroidissement se produit, le point de congélation est atteint à la température du point où la ligne de plateau horizontal (prolongée vers la gauche) intersecte la courbe de refroidissement d'origine. (Voir Figure 1.9.2)

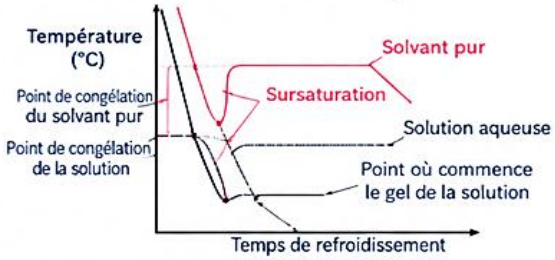


Figure 1.9.2. Dépression du point de congélation

Graphique de lecture

Examinez attentivement le graphique de dépression du point de congélation.

Identifiez :

- Où se produit le surrefroidissement ?

_____

- Où commence la congélation ?

_____

- Le point de congélation réel.

_____

- Des preuves que la congélation se produit.

_____

Expliquez

Pourquoi la température augmente légèrement après le surrefroidissement ?

_____

3. L'amplitude de l'élévation du point d'ébullition et la dépression du point de congélation

(a) L'amplitude de l'élévation du point d'ébullition et la dépression du point de congélation

(i) Elle dépend du type de soluté.

(ii) Elle est directement proportionnelle à la molalité de la solution.

Remarque : Lorsque le soluté est un électrolyte, la molalité de la solution doit être directement proportionnelle au nombre de particules dans la solution.

Exemple : Le chlorure de sodium (NaCl) se dissout dans une solution aqueuse en formant Na^+ et Cl^-, et le nombre de particules dans la solution double.

⇒ La molalité de la solution est considérée comme étant doublée.

(b) L'amplitude de l'élévation du point d'ébullition molaire et la constante de dépression du point de congélation molaire

(i) Elles sont déterminées par le solvant, indépendamment du type de soluté.

(ii) Elles permettent de relier la grandeur de l'amplitude de l'élévation du point de congélation et la molalité du point de congélation.

- Lorsque la molalité de la solution est m [mol/kg] et la grandeur de l'amplitude de l'élévation du point de congélation est Δt, on a :

$\Delta t = K_m$ (K est la constante d'élévation du point d'ébullition molale Kb ou la constante d'abaissement du point de congélation molale K_f), (m : molalité des molécules et ions dissous)

Boîte d'équation

Quantité	Relation
Élévation du point d'ébullition	$\Delta t = K_b \cdot m$
Dépression du point de congélation	$\Delta t = K_f \cdot m$
Soluté électrolytique	multiplier la molalité par le nombre d'ions par unité de formule.

La chimie autour de nous

Antigel pour radiateurs de voitures



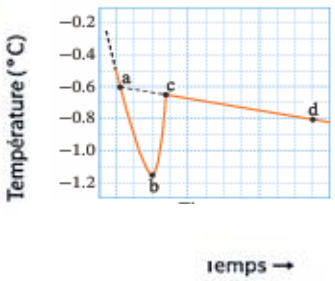
Dans les climats froids, l'eau à l'intérieur du radiateur peut geler lorsque la températion descend en dessous de 0°C. Si cela se produit, le système de refroidissement se dilate et les composants du moteur peuvent être endommagés.

Pour éviter ce problème, on ajoute à l'éthylène glycol, une substance qui agit comme un antigel dans le radiateur. Les particules dissoutes abaissent le point de congélation de la solution, ce qui permet de conserver le liquide à des températures où l'eau pure gèlerait.

Réchauffement

Répondez aux questions suivantes.

(a) La figure montre la variation de la température lorsqu'on dissout 100 g d'eau dans un soluté de chlorure de sodium (NaCl) anhydre. Répondez aux questions suivantes.



(i) Quelle est l'état de refroidissement entre a et b sur la figure ? Expliquez votre réponse.

(ii) À quel point a, b, c, d les cristaux commencent-ils à se former ?

(iii) Quelle est la température à laquelle on passe de a à d ? Quel est le point de congélation de la solution ?

(b) Répondez aux questions suivantes. Supposons que le point de congélation de l'eau est 0 °C, et que le point de congélation de la solution molaire est 1,85 K·kg/mol.

(i) Trouvez le point de congélation d'une solution aqueuse de 11,7 g de chlorure de sodium (NaCl) dissous dans 58,5 g d'eau. La masse molaire de NaCl est 58,5 g/mol. Supposons que le chlorure de sodium est complètement ionisé.

(ii) La différence entre le point de congélation d'une solution aqueuse de 7,5 g de non-électrolyte et celui de l'eau pure est de 0,30 °C. À ce moment-là, trouvez la masse molaire relative du non-électrolyte.

Explication

(a) (i) La surfusion (Supercooling)

(ii) Lorsque la congélation commence dans un état de sursaturation, la température la plus basse atteinte est le point où commence la congélation et où des cristaux commencent à se former. b

(iii) L'

> Le point de congélation est le segment de droite qui intercepte l'axe des températures lorsque le prolongement de la ligne est étendu vers la gauche.

(b) (i) Lorsque l'on trouve le point de congélation d'une solution aqueuse, on détermine d'abord la valeur de la dépression du point de congélation de la solution aqueuse.

> Puisque le point de congélation de l'eau est 0 °C, le point de congélation d'une solution aqueuse peut être déterminé une fois que la diminution du point de congélation est connue.

Si la valeur requise pour l'abaissement de la température de congélation de la solution aqueuse est Δt_f, que la constante cryoscopique (constante molale d'abaissement du point de congélation) est K_f, et que la molalité de la solution est m en unité [mol/kg], alors l'équation suivante peut être utilisée : $\Delta t_f = K_f \cdot m$

Par conséquent, on calcule d'abord la molalité des ions dissous :

Quantité de matière de chlorure de sodium dissous = $\frac{11{,}7\ \text{g}}{58{,}5\ \text{g/mol}} = 0{,}200\ \text{mol}$

Masse de l'eau = $500\ \text{g} = 0{,}500\ \text{kg}$

$$m = \frac{0{,}200\ \text{mol}}{0{,}500\ \text{kg}} = 0{,}400\ \text{mol/kg}$$

Ici, le chlorure de sodium NaCl en solution aqueuse ionise en Na^+ et Cl^-, et le nombre de particules doubles, donc la molalité doit être doublée. Par conséquent,

0,400 mol/kg × 2 = 0,800 mol/kg

Ainsi, l'abaissement du point de congélation de la solution est :

$\Delta t'$ = 1,85 K·kg/mol × 0,800 mol/kg = 1,48 K

Puisque le point de congélation de l'eau est de 0 °C, le point de congélation recherché de la solution aqueuse est :

$0 - 1{,}48 = -1{,}48$ °C.

(ii) Puisque la constante de dépression du point de congélation molaire est donnée, la masse moléculaire relative est déterminée à l'aide de la molalité m [mol/kg].

Soit M [g/mol] la masse molaire du non-électrolyte, la molalité est : $\dfrac{\frac{7.5}{M}\,[\text{mol}]}{0.250\ \text{kg}}$.

De plus, la différence avec le point de congélation de l'eau pure est l'amplitude de la dépression du point de congélation de la solution aqueuse.

Si l'amplitude de la dépression du point de congélation est Δt et la constante de dépression du point de congélation molaire est K_f, alors $\Delta t = K_f m$.

$$0{,}30\ \text{K} = 1{,}85\ \text{K·kg/mol} \times \frac{\frac{7.5}{M}\,[\text{mol}]}{0.250\ \text{kg}}$$

La résolution donne M = 185 g/mol. Par conséquent, la masse moléculaire relative est 185.

Pense de manière critique

Preuve ou hypothèse ?

Deux récipients sont placés dans un congélateur :

- Le récipient A contient de l'eau pure.
- Le récipient B contient de l'eau salée.

Le récipient A gèle en premier.

Un élève conclut : « Le congélateur a refroidi le récipient A plus efficacement. »

- Cette conclusion est-elle étayée par les preuves ?
- Quelle autre explication pourrait rendre compte de l'observation ?

Essaie

Choisis la bonne réponse :

1. Un scientifique double la molalité d'une solution tout en gardant le solvant inchangé. Que devient l'élévation du point d'ébullition ?
   - A. Elle reste inchangée.
   - B. Elle double.
   - C. Elle est divisée par deux.
   - D. Elle devient nulle.

Résous les questions suivantes

2. La figure représente une courbe de refroidissement montrant la relation entre le temps de refroidissement et la température lorsqu'une solution aqueuse diluée de saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$ est refroidie.
   Réponds aux questions suivantes.

   (a) Quel est le phénomène au cours duquel la température diminue tout en restant à l'état liquide, même après avoir dépassé le point de congélation, comme le montre la figure ? Écris son nom.

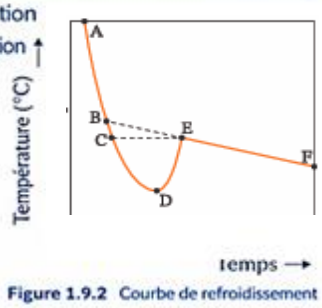


Figure 1.9.2 Courbe de refroidissement

Sois un citoyen du monde

Climat, glace et transport

Les pays du monde entier utilisent des sels pour réduire les accidents causés par les routes verglacées.

Cependant, l'utilisation excessive de sels routiers peut affecter la qualité des sols, les écosystèmes d'eau douce et les réserves d'eau potable.

(b) Quelle est la température du point A au point F sur la figure ?
Quel est le point de congélation ?

_____

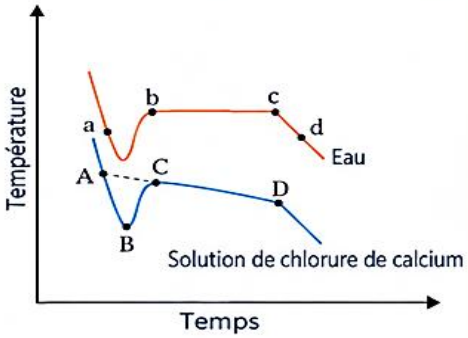
(c) Explique pourquoi la ligne droite EF sur la figure est en pente descendante vers la droite.

_____

Exercice

Répondez aux questions suivantes

La figure de droite est une courbe de refroidissement montrant la relation entre le temps de refroidissement et la température lorsqu'on refroidit une solution aqueuse de chlorure de calcium et une solution de chlorure de calcium. Répondez aux questions suivantes.



(a) Quel est le phénomène qui se produit pour l'eau au point (a) ?

_____

(b) À quel point (A à D) sur la figure représente le point de congélation de la solution aqueuse de chlorure de calcium ?

_____

(c) Où commence la congélation de la solution aqueuse de chlorure de calcium ? Choisissez entre A et D sur la figure.

_____

(d) Dans la plage de b à c, la température reste constante malgré le refroidissement. Expliquez brièvement la raison.

_____

(e) Dans la plage de c à D, la température diminue progressivement. Expliquez brièvement la raison.

_____

Grand Défi

Concevoir un désodorisant écologique

Votre ville souhaite réduire les accidents de la route en hiver tout en minimisant les dommages environnementaux.
Vous avez accès à :

- Chlorure de sodium
- Chlorure de calcium
- Sucre
- Sable

En utilisant votre compréhension de la dépression du point de congélation :

- Quel matériau recommanderiez-vous ? .....
- Quelles preuves soutiennent votre choix ? .....
- Quels aspects environnementaux devraient être pris en compte ? .....

Réfléchir et progresser

Complétez :

✓ Une idée qui a changé ma façon de penser

.....

✓ Une application concrète que j'ai découverte

.....

✓ Une question que je veux encore explorer

.....

1-10 — Pression osmotique



Introduction engageante

Un concombre est placé dans une solution saline concentrée et on le laisse pendant plusieurs heures. Plus tard, il devient plus petit et plus mou. Rien ne semble avoir été prélevé de concombre, mais sa taille a changé. Où est passée l'eau ?

Dans cette leçon, nous allons examiner soigneusement les mouvements de l'eau dans les organismes vivants et comment les scientifiques ont étudié ce phénomène pour élaborer des modèles et des explications de la pression osmotique.

Question directrice : Comment et pourquoi un solvant se déplace à travers une membrane semi-perméable, et comment les scientifiques peuvent-ils mesurer la pression qui en résulte ?

Exploration

Étudiez le mouvement de l'eau

Imaginez un tube en U séparé par une membrane semi-perméable.
Un côté contient de l'eau pure.
L'autre côté contient une solution de glucose.
Sans étudier la leçon :

- Prédisez la direction du mouvement de l'eau.

_____

- Prédisez ce qui se passera aux niveaux de liquide.

_____

- Expliquez votre raisonnement.

_____

Point !

Osmose et pression osmotique

(i) Membrane semi-perméable : Une membrane contenant des pores très petits, qui laissent passer uniquement les petites molécules de solvant (par exemple, l'eau, le sucre) et bloquent les grosses molécules (par exemple, le saccharose) — comme une membrane de vessie animale ou de la vessie urinaire.

(ii) Osmose :
Le phénomène par lequel les molécules de solvant se déplacent à travers une membrane semi-perméable vers la solution la plus concentrée en soluté, lorsque des solutions de concentrations différentes sont séparées par la membrane.

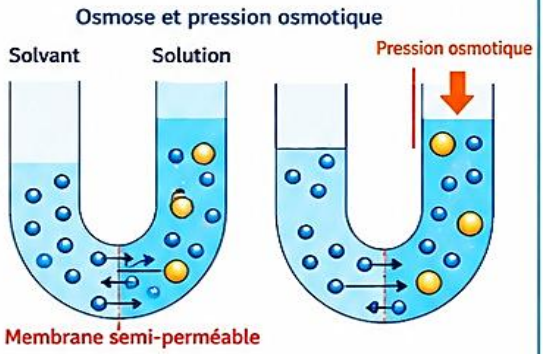


Fig. 1-10 : Osmose et pression osmotique

Structure de la science

Notions clés :

- Membrane semi-perméable
- Osmose
- Pression osmotique
- Osmose inverse
- Concentration
- Solvant et soluté

Loi scientifique :

Loi de Van 't Hoff pour les solutions diluées : $(\pi = cRT)$

Modèles scientifiques

Aucun scientifique ne peut directement observer des milliards de molécules d'eau qui se déplacent à travers une membrane en même temps. Au lieu de cela, les scientifiques utilisent des diagrammes, des modèles et des relations mathématiques pour expliquer et prédire ce qui se passe.

Mécanisme : Pourquoi cela se produit-il ?

Les molécules d'eau se déplacent constamment dans les deux sens à travers les pores de la membrane semi-perméable.

Cependant, de grandes molécules appelées « molécules de soluté » ne peuvent pas traverser les pores et restent du côté de la solution, ce qui empêche les molécules d'eau pures du côté de l'eau pure de revenir vers le côté de la solution. Par conséquent, le nombre de molécules d'eau qui se déplacent du côté de l'eau pure vers la solution est supérieur au nombre qui se déplace dans le sens inverse, ce qui entraîne un mouvement net d'eau vers la solution.

(iii) Pression osmotique :

- Lorsque l'osmose se produit dans un tube en U, le niveau du liquide sur le côté solution s'élève. L'osmose s'arrête lorsque la différence de pression exercée par la différence de hauteur de colonne liquide (la pression hydrostatique de l'eau) équilibre la pression osmotique.
- Par conséquent, la pression osmotique est égale à la pression qui doit être appliquée sur le côté solution pour empêcher l'osmose (cest-à-dire maintenir les niveaux de liquide égaux des deux côtés).

▲ Phénomène naturel

Les cellules végétales contiennent une pression interne qui génère une pression contre les parois cellulaires. Lorsque l'eau est perdue, les cellules deviennent moins rigides et la plante commence à se flétrir. L'osmose joue un rôle essentiel dans le maintien de la structure et de la survie de la plante.

(iv) Loi de Van't Hoff :

Pour les solutions diluées, la pression osmotique [Pa] est proportionnelle à la concentration molaire C (mol/L) de la solution et à la température absolue T [K], indépendamment du type de soluté ou de solvant.

$$\pi = cRT$$

(R : constante des gaz parfaits. Comme $c = \frac{n}{V}$, la relation peut aussi s'écrire : $\pi V = nRT$. Cette équation a la même forme que l'équation des gaz parfaits à l'état d'équilibre.) 8

Boîte à équation

Quantité	Relation
Loi de Van't Hoff	$\pi = cRT$
Forme équivalente	$\pi V = nRT$ (R : constante des gaz parfaits)

Nature de la science

Les explications scientifiques sont acceptées parce qu'elles sont soutenues par des preuves.

Cependant, de nouvelles preuves peuvent émerger, les scientifiques peuvent revoir ou améliorer les modèles existants.

Application pratique :
L'osmose inverse : une technique permettant de transformer l'eau de mer en eau douce. Que se passe-t-il si l'on applique de manière forcée une pression supérieure à la pression osmotique du côté de la solution ?
Il est étonnant de constater que les molécules d'eau présentes dans la solution (le côté concentré) sont poussées à travers la membrane semi-perméable vers l'eau pure (le côté dilué), à l'inverse du sens naturel du processus d'osmose. Ce phénomène est appelé l'osmose inverse.

L'osmose inverse joue un rôle vital en soutenant notre vie quotidienne, la plupart du temps dans les milieux marins, notamment la désalinisation de l'eau de mer. En appliquant une pression élevée à l'eau de mer et en la faisant passer à travers une membrane semi-perméable spéciale (connue sous le nom de membrane d'osmose inverse), des sels sont bloqués et seule l'eau potable (eau douce) est extraite.



Cette technologie est appliquée dans les pays confrontés à une pénurie d'eau douce, aux systèmes de purification de l'eau dans les catastrophes, et même pour le recyclage de l'eau dans la Station spatiale internationale (ISS).

Une meilleure compréhension du phénomène invisible du mouvement de l'eau dans les milieux aquatiques est connectée à d'importants défis technologiques mondiaux.

Mise en route

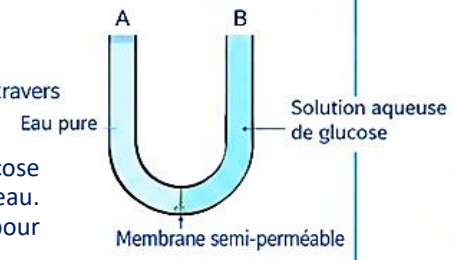
Répondez aux questions suivantes.

1. Comme le montre la figure, le centre d'un tube en U est recouvert d'une membrane semi-perméable. De l'eau pure est placée dans la branche **A**, et une solution aqueuse de glucose est placée dans la branche **B**, au même niveau. La hauteur des deux colonnes de liquide est la même, et la température est de 27 °C.

   En supposant que la masse molaire relative du glucose est 180 et que la constante des gaz est $8{,}3\times10^3$ Pa·L/(K·mol),

   (a) Après un certain temps, quel liquide monte-t-il, A ou B ?

   (b) Dans le cas de (a), écrire le nom de la substance qui se déplace à travers la membrane semi-perméable.



   (c) Un volume de 200 mL d'une solution aqueuse de glucose $C_6H_{12}O_6$ a été préparé en dissolvant 1,2 g de glucose dans l'eau. Quelle est la pression osmotique (Pa) qu'il faut appliquer pour empêcher l'élévation du niveau ?

Explication

(a) Comme l'eau pure pénètre dans la solution aqueuse de glucose par osmose, le niveau de liquide dans la branche de la solution de glucose s'élève. Donc, ***B***.

(b) L'eau

(c) Lorsque l'on calcule la pression osmotique, on utilise la loi de Van't Hoff.
La pression osmotique [Pa], n'utilise pas la loi de Van't Hoff :

$$\Pi\ [\text{Pa}] \approx 0{,}200\ \text{L} = \frac{1{,}2\ \text{g}}{180\ \text{g/mol}} \times \frac{8{,}3\times10^3\ \text{Pa·L/(K·mol)} \times (27+273)\ \text{K} \times 300\ \text{K}}{180\ \text{g/mol} \times 0{,}200\ \text{L}}$$

$$= 8{,}3\times10^4\ \text{Pa}$$

Convertir le volume en [L] et l'unité de température en [K].

Réfléchis–y de façon critique

Un étudiant dit : « L'eau se déplace parce que les molécules de glucose sont entraînées à travers la membrane. »

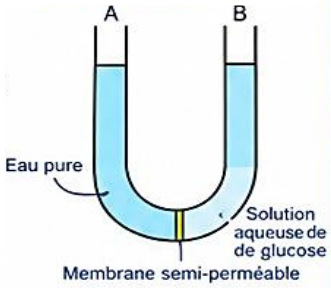
Évalue l'affirmation :

- Est-ce une explication entièrement correcte ? .....
- Quelles preuves ou quels arguments l'appuient ? .....
- Comment pourrais-tu améliorer l'explication ? .....

Essaie

Lisez le texte suivant et répondez aux questions qui l'accompagnent :
Comme le montre la figure ci-contre, le centre d'un tube en U est séparé par une membrane semi-perméable. De l'eau pure est introduite dans la branche (A) et, au même moment, une solution aqueuse de glucose est introduite dans la branche (B), de telle sorte que le niveau des deux liquides soit à la même hauteur, puis l'ensemble est laissé à une température de 27°C.
De la branche (i) (A / B) vers la branche (ii) (A / B), les molécules (iii) (d'eau / de glucose) traversent la membrane semi-perméable, et le niveau du liquide s'élève dans (iv) (A / B).

(a) Choisissez les lettres ou les mots appropriés pour (i) à (iv) dans le texte parmi les propositions entre parenthèses.
(b) Un volume de 300 mL de solution aqueuse de glucose a été préparé dans le tube en dissolvant 1,8 g de glucose $C_6H_{12}O_6$ dans l'eau. Quelle est la pression osmotique (Pa) qui agit pour empêcher l'élévation du niveau du liquide dans cette solution aqueuse ?
Calculez la pression osmotique en arrondissant à deux décimales.
Considérez que la constante des gaz est :
$R = 8{,}3 \times 10^3$ Pa · L/(K · mol) et que ($C_6H_{12}O_6 = 180$).



Réponse : _____

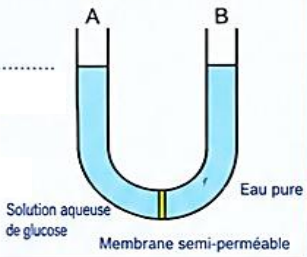
Exercice

Comme le montre la figure, le centre d'un tube en U est séparé par une membrane semi-perméable. Une solution aqueuse de glucose est placée dans A, et de l'eau pure est placée dans B en même temps, de sorte que les deux niveaux de liquide sont à la même hauteur, et que la température est de 27 °C. Réponds aux questions suivantes.

(a) Quel est le niveau de liquide qui monte, A ou B ?

.....

(b) La solution aqueuse de glucose a été préparée par dissolution de 0,60 g de glucose $C_6H_{12}O_6$ dans l'eau pour obtenir 200 mL. Quelle est la pression osmotique (Pa) qu'il faut appliquer pour empêcher l'élévation du niveau de cette solution aqueuse ? Calculez la pression osmotique à deux décimales. La constante des gaz est $R = 8{,}3 \times 10^3$ Pa · L/(K · mol) et que (C = 12 , H = 1,0 , O = 16)



Défi ta réflexion

Une plante commence à se flétrir après avoir été arrosée avec une solution d'engrais concentrée.

Utilise ta compréhension de l'osmose pour :

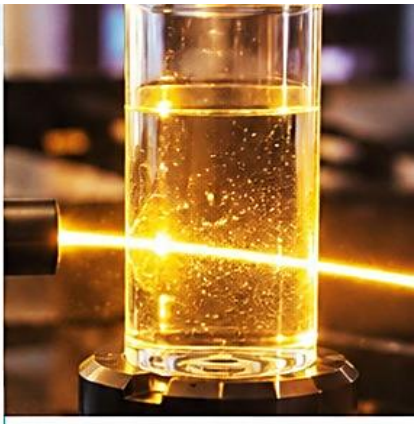
- Prédire la direction du mouvement de l'eau. .....
- Expliquer pourquoi la plante se flétrit. .....
- Suggérer une solution pour aider la plante à récupérer. .....

Réfléchis et grandis

Complète :

- ✓ Une idée qui a changé ma façon de penser.
  .....
- ✓ Une application réelle que j'ai découverte.
  .....
- ✓ Une question que je souhaite approfondir.

1-11 — Les colloïdes



Introduction engageante

Vous allumez un faisceau laser à travers deux récipients — un contenant de l'eau pure, l'autre du lait écrémé.

Quelle est votre observation ?

_____

Quelle est votre conclusion ?

_____

Dans cette leçon, nous allons étudier la raison de cette observation, comprendre la signification des colloïdes et étudier leurs principales propriétés, y compris les colloïdes hydrophiles et les colloïdes à caractère salé, ainsi que les colloïdes hydrophobes et la coagulation.

Question directrice : Comment les petites particules dispersées dans un milieu liquide peuvent-elles influencer le comportement de la lumière, du mouvement et de la matière ?

Exploration

Point !

1. Les colloïdes

(a) **Les particules colloïdales :** des particules d'environ 10^{-7} m à 10^{-9} m de diamètre, plus grandes que les ions et les molécules ; elles ne peuvent pas traverser une membrane semi-perméable (par exemple, la membrane des cellules, mais peuvent la traverser en papier filtre).

(b) **Un colloïde :** un état dans lequel les particules colloïdales sont uniformément dispersées dans une autre substance (ou dans le milieu de la substance elle-même).

(c) **Solution colloïdale :** une solution dans laquelle les particules colloïdales sont dispersées dans un liquide.

(d) **Le gel :** solution colloïdale ayant perdu sa fluidité.
Exemple : lait chaud avec de la fécule (amidon) ⟶ mhalbiya (crème-dessert / entremets).

Investigations expérimentales

Matériaux

• Eau • Lait • Solution de sel • Solution d'amidon • Pointeur laser

Procédure

Dirigez le faisceau laser à travers chaque échantillon dans une pièce sombre et observez si la lumière devient visible.

Quelle est votre observation ? _____

Quelle est votre conclusion ? _____

Structure de la science

Fait essentiel :
Les propriétés uniques des colloïdes proviennent de leur taille intermédiaire et de leur charge électrique particulaire.

Concepts clés :

- Particules colloïdales
- Sol (solution colloïdale)
- Colloïde hydrophile
- Colloïde hydrophobe
- Colloïde protecteur

Loi scientifique :
Il n'y a pas de loi scientifique directement applicable à des milliards de molécules d'eau qui se déplacent à travers une membrane en même temps. Au lieu de cela, les scientifiques utilisent des diagrammes, des modèles et des relations mathématiques pour expliquer et prédire ce qui se passe.

2. Propriétés des colloïdes

(a) **Effet Tyndall :**
Le phénomène selon lequel les particules rendent le faisceau lumineux visible est appelé effet Tyndall.



(b) **Mouvement brownien :** Le mouvement irrégulier des particules colloïdales causé par la collision des particules de la phase dispersée avec les particules du milieu dispersant.

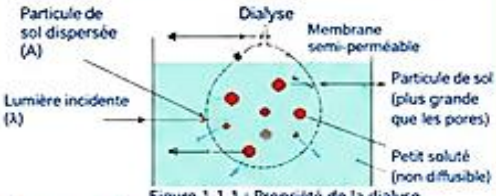


Figure 1.1.1 : Propriété de la dialyse

(c) **Dialyse :** Il s'agit de la séparation d'une solution colloïdale et d'une solution vraie à l'aide d'une membrane semi-perméable, etc. (Parce que les particules colloïdales sont plus grandes que les pores de la membrane).

(d) **Électrophorèse :** Le phénomène où les particules colloïdales chargées se déplacent vers l'une des électrodes.

- Les particules chargées positivement se déplacent vers la cathode. ⊖
- Les particules chargées négativement se déplacent vers l'anode. ⊕

(e) Les colloïdes hydrophiles et le relargage (précipitation par les sels) :
- Le colloïde hydrophile :Système colloïdal dont les particules se caractérisent par une forte attraction pour l'eau, où un grand nombre de molécules d'eau les entourent et dispersent. **Exemple :** l'amidon, les protéines.
- Le relargage : Phénomène par lequel se produit la précipitation du colloïde hydrophile lors de l'ajout d'une grande quantité d'électrolyte (substance ionisée) à celui-ci.
(f) Les colloïdes hydrophobes et la coagulation :
-Le colloïde hydrophobe : Colloïde présentant une faible attraction pour l'eau (ses particules sont dispersées dans le milieu grâce aux forces de répulsion entre les charges de même signe portées par les surfaces des particules). **Exemples :** l'argile, le soufre, etc.
-La coagulation: Phénomène au cours duquel se produisent la précipitation et l'agglomération du colloïde hydrophobe lors de l'ajout d'une faible quantité d'électrolyte à un colloïde hydrophobe.
L'ion portant une charge opposée à celle des particules colloïdales et possédant une valence plus élevée (une charge plus grande) est plus efficace et a une plus grande capacité à provoquer le processus de coagulation.
(g) Le colloïde protecteur: C'est un colloïde hydrophile ajouté au colloïde hydrophobe pour rendre difficile la coagulation ou la précipitation des particules du colloïde hydrophobe (en les entourant et en les protégeant de l'agglomération).

Réchauffement

Répondez aux questions suivantes.

(a) Lisez le texte, puis répondez :
Le mélange dans lequel des particules dont le diamètre est compris régulièrement entre environ 10^{-9} m et 10^{-7} m sont dispersées dans un liquide est appelé (A). Lors de l'ajout d'une solution aqueuse de chlorure de fer(III) à de l'eau bouillante, il se forme (A) d'hydroxyde de fer(III). Lorsque ce mélange est placé dans un sac en cellophane immergé dans de l'eau distillée, cela élimine les impuretés et le purifie – cette opération est appelée (B). Lors de l'ajout d'une petite quantité d'électrolyte à une portion de (A) et après l'avoir laissée reposer un certain temps, une précipitation se produit ; cela est appelé (C). Comme cela se produit facilement, le colloïde d'hydroxyde de fer(III) est classé comme un colloïde (D).

- **(i)** Donnez les termes appropriés pour chacun de A à D dans le texte.
- **(ii)** L'hydroxyde de fer(III) est un colloïde chargé positivement. Laquelle des solutions aqueuses électrolytiques suivantes (de a à d), ayant toutes la même molarité, provoque la précipitation avec la plus faible quantité ?

Alerte sur les conceptions erronées

•« Tous les mélanges qui apparaissent homogènes sont de vraies solutions. »

Réalité :

Certains mélanges apparaissent uniformes mais sont en réalité des colloïdes contenant des particules dispersées assez grandes pour diffuser la lumière.

Lien interdisciplinaire

Les colloïdes hydrophobes et la coagulation

Les colloïdes se connectent à la chimie :

- Biologie (sang, protéines, membranes cellulaires)
- Physique (diffusion de la lumière, mouvement des particules)
- Ingénierie (traitement de l'eau, contrôle de la pollution)
- Médecine (dialyse).

(a) NaCl **(b)** $Ca(NO_3)_2$ **(c)** K_2SO_4 **(d)** $CaCl_2$

(b) Les phrases suivantes décrivent des phénomènes caractéristiques manifestés par les colloïdes. Identifiez le terme étroitement lié à chacun des phénomènes suivants :

- **(i)** La trajectoire de la lumière émise par les phares d'une voiture peut être observée de côté pendant la nuit.
- **(ii)** Les cendres (suies) peuvent être éliminées en appliquant une haute tension électrique en courant continu à l'intérieur des cheminées d'usines.
- **(iii)** Les particules colloïdales se déplacent de manière irrégulière lorsqu'elles entrent en collision avec les molécules du solvant environnant.

Explication

(a) (i) **A : sol** (colloïde)

B : De petites molécules et ions dans la solution colloïdale d'hydroxyde de fer(III) traversent la membrane semi-perméable de la cellule jusqu'à l'eau. De l'autre côté, les particules colloïdales d'hydroxyde de fer(III) ne peuvent pas traverser la membrane cellulaire et restent dans le sac, de sorte que la pureté de la solution colloïdale augmente. Ce processus de séparation d'une solution colloïdale s'appelle la Dialyse.

C : Le phénomène où la précipitation se produit lorsqu'une petite quantité d'électrolyte est ajoutée est la **coagulation**.
Coagulation.

D : Hydrophobe

(ii) Puisqu'il s'agit d'un colloïde chargé positivement, l'électrolyte contenant l'anion ayant la charge électrique la plus élevée est le plus efficace. Parmi les choix de a à d, l'ion sulfate SO_4^{2-} possède la valence la plus élevée. Par conséquent : c

(b) (i) Les particules colloïdales dans la lumière de l'air diffusent la lumière, ce qui rend le trajete de la lumière visible. L'effet Tyndall.

(ii) Les particules colloïdales de suie sont attirées par les électrodes et ne sont plus émises à partir de la cheminée. Électrophorèse

(iii) Mouvement brownien

Test

Choisissez la bonne réponse :

1. Un faisceau de lumière devient visible lorsqu'il traverse une solution colloïdale. Quelle propriété est observée ?
   A. Mouvement brownien
   B. Électrophorèse
   C. Dialyse
   D. Effet Tyndall

Réponse : _____

2. Une solution colloïdale est placée dans un champ électrique et ses particules se déplacent vers l'anode. Que peut-on en conclure ?
   A. Les particules sont positivement chargées.
   B. Les particules sont neutres.

Contexte global

explication

« La chimie colloïdale joue un rôle important dans la purification de l'eau, le contrôle de la pollution de l'air, la production alimentaire et les industries pharmaceutiques. »

Comprendre les systèmes colloïdaux aide les scientifiques à développer des technologies durables pour les sociétés modernes.

C. Les particules sont chargées négativement.

D. Les particules ne contiennent pas d'eau.

Réponse : _____

3. Parmi les descriptions suivantes concernant les colloïdes de A à E, choisissez celles qui sont correctes.

A. Parce que le diamètre des particules colloïdales est d'environ 10^{-3} m, elles ne peuvent pas passer à travers le papier filtre.

B. L'absorption de la lumière par un colloïde est l'effet Tyndall.

C. Le mouvement brownien se produit car les molécules de solvant en mouvement thermique entrent en collision irrégulière avec les particules colloïdales.

D. L'ajout d'une grande quantité d'électrolyte à une solution d'œuf provoque la précipitation.

E. Un colloïde qui a perdu sa fluidité, comme le gel de la gélatine (marmelade), s'appelle un sol.

Réponse : _____

Exercice

Répondez aux questions suivantes

1. Lorsqu'une petite quantité d'électrolyte est ajoutée à une solution colloïdale de sulfate d'arsenic, de colloïde, de phosphate et de précipité. Aussi, deux électrodes de cuivre sont immergées dans cette solution colloïdale et une tension continue (DC) est appliquée. Les particules colloïdales se rassemblent ensuite sur l'une des deux électrodes, tandis que la couleur près de l'autre électrode change.

(a) Quel est le phénomène des parties non jointes (a) et (b), respectivement ?

(b) Les particules colloïdales de sulfate d'arsenic portent-elles une charge positive ou négative ?

(c) Lorsque une petite quantité d'électrolyte aqueux est ajoutée à une solution colloïdale de sulfate d'arsenic, qui provoque la coagulation (floculation) décrite en (a) de la plus faible à la plus élevée mobilité ?

A. NaCl B. $MgCl_2$ C. $Al(NO_3)_3$ D. Na_2SO_4 E. KNO_3

Réponse : _____

2. Associez chacune des descriptions suivantes (de i à v) au phénomène ou au procédé approprié (de A à E) :

(i) L'exposition d'une solution d'amidon à une lumière vive entraîne l'éclairement du trajet du faisceau lumineux.

(ii) Sous une tension en courant continu, les particules d'hydroxyde de fer(III) se déplacent vers la cathode.

(iii) Sous un microscope optique, les particules colloïdales s'animent d'un mouvement désordonné.

(iv) L'ajout d'une grande quantité d'électrolyte à un mélange d'amidon, de lait ou de gélatine provoque une précipitation.

(v) L'ajout d'une petite quantité d'électrolyte à une solution colloïdale de soufre entraîne une précipitation.

A. Le relargage
B. La coagulation
C. L'effet Tyndall
D. Le mouvement brownien
E. L'électrophorèse

Défie ta réflexion

Une communauté souffre de l'eau de boisson trouble contenant des particules colloïdales en suspension.

En utilisant les concepts tirés de cette leçon pour répondre à ces questions :

- Quelles propriétés colloïdales pourraient aider à éliminer ces particules ? .....
- La filtration serait-elle suffisante ? .....
- Comment la coagulation pourrait-elle améliorer la purification ? .....

Soutenez votre proposition par un raisonnement scientifique.

Réfléchis et grandis

Complète :

✓ Une idée qui a changé ma façon de penser

.....

✓ Une application dans la vie réelle que j'ai découverte

.....

✓ Une question que je veux encore étudier

.....

1-12 — Structure des cristaux métalliques



Introduction stimulante

Regardez autour de vous.
Les ponts en acier supportent d'énormes charges.
Les avions sont fabriqués en milliers de kilomètres de métal.
Les métaux sont constitués d'atomes très petits, séparés par un espace vide.

Dans cette leçon, nous allons explorer comment l'agencement tridimensionnel des atomes à l'intérieur des métaux détermine leurs propriétés et leurs performances.

? Question directrice : Comment l'agencement des atomes à l'intérieur d'un métal influence-t-il ses propriétés et ses applications ?

Point !

1. Cristaux et solides amorphes

(a) **Cristal :** Un solide dans lequel les particules sont disposées selon un motif régulier.

(b) **Réseau cristallin :** La structure d'agencement régulier des particules dans un cristal.

(c) **Cellule unitaire :** La plus petite unité qui se répète dans le réseau cristallin.

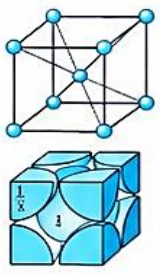
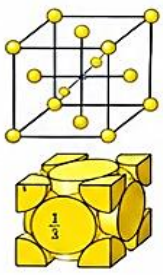
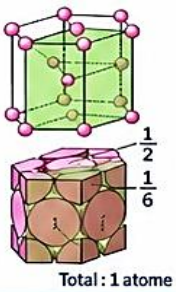
(d) **Nombre de coordination :** Le nombre d'autres particules les plus proches d'une particule donnée dans un cristal.

(e) **Solide amorphe :** Un solide dans lequel l'agencement des particules n'est pas régulier.

2. Structure des cristaux métalliques

(a) **Cristal métallique :** Un cristal dont de nombreux atomes métalliques sont liés entre eux par des liaisons métalliques.

(b) **Structures des cristaux métalliques** — cubique centrée (BCC), cubique à faces centrées (FCC) et hexagonale compacte (HCP).

Nom de la structure	Cubique centrée (BCC)	Cubique à faces centrées (FCC)	Hexagonale compacte (HCP)
Cellule unitaire			
Nombre d'atomes dans une cellule unitaire	$\frac{1}{8}\times 8+1=$ **2**	$\frac{1}{8}\times 8+\frac{1}{2}\times 6=$ **4**	$\left(\frac{1}{6}\times 12+\frac{1}{2}\times 2+3\right)\times\frac{1}{3}=$ **2**
Nombre de coordination	**8**	**12**	**12**
Exemples	Fer	Cuivre	Titane

Structure scientifique

Fait clé :

Les propriétés d'un solide cristallin dépendent de l'agencement régulier des particules dans son réseau cristallin.

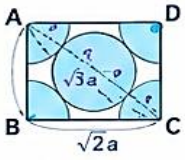
Notions clés :

- Cristal
- Réseau cristallin
- Nombre de coordination
- Solide amorphe
- Cristal métallique
- Rayon atomique
- Conditionnement (efficacité d'empilement)

Structure	Atomes par maille élémentaire	Nombre de coordination
BCC	(1/8×8) + 1 = 2	8
FCC	(1/8×8) + (1/2×6) = 4	12
HCP	2	12

(c) Relation entre la longueur de l'arête d'une maille élémentaire et le rayon atomique.

Soit la longueur de l'arête de la maille et le rayon atomique r.

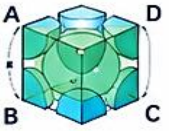


(i) Réseau cubique centré (BCC) : Dans le plan ABCD de la figure à droite,

on a : AB = a, BC = $\sqrt{2}$a, donc AC = $\sqrt{3}$a.

Ainsi, comme AC = 4r, 4r = $\sqrt{3}$a ⇒ $r = \frac{\sqrt{3}}{4}a$.

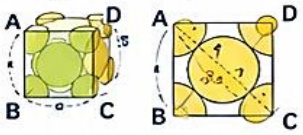
On peut le calculer en utilisant le théorème de Pythagore.



(ii) Réseau cubique à faces centrées (FCC) : Dans le plan ABCD de la figure à droite,

on a : AB = BC = a, AC = $\sqrt{2}$a.

Ainsi, comme AC = 4r, 4r = $\sqrt{2}$a ⇒ $r = \frac{\sqrt{2}}{4}a$.



(d) Rendement de compactage : Le pourcentage du volume occupé par les atomes = **(volume des atomes dans la maille) ÷ (volume de la maille).**

❖ Tableau récapitulatif – structures métalliques en un coup d'œil

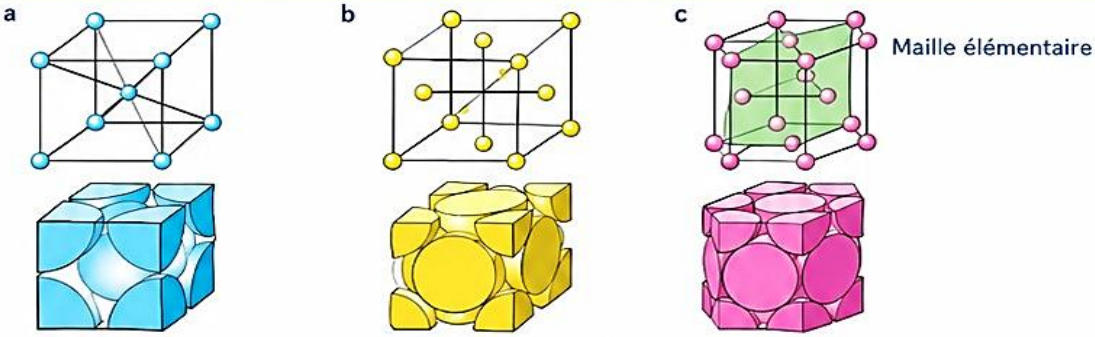
Structure	Atomes/maille	Nombre de coordination	Rayon atomique r en fonction de a
BCC	2	8	r = ($\sqrt{3}$ / 4) a
FCC	4	12	r = ($\sqrt{2}$ / 4) a
HCP	2	12	—

Application dans la vie courante

Le **câblage électrique et les dispositifs** : La structure cubique à faces centrées du cuivre permet aux électrons de circuler librement. Cela permet une grande conductivité électrique et thermique, essentielle pour le câblage des habitations, les circuits imprimés (PCB) et l'informatique moderne.

Réchauffement

Répondez aux questions suivantes.



(a) Les figures montrent les structures des cristaux métalliques (a, b, c).

(i) Quelles sont les structures cristallines de a et c ?

(ii) Combien d'atomes sont contenus dans la maille élémentaire de a ?

(iii) Dans b, en supposant que le rayon atomique est r et que la longueur de l'arête de la maille est l, exprimez r en fonction de l.

(b) La figure de droite représente la maille cristalline de fer. Le rayon d'un atome de fer (en cm) et la longueur de l'arête de la maille cristalline de la figure sont notés a (en cm). Répondre aux questions suivantes :



(i) Exprimer r en fonction de a.

(ii) Déterminer le rendement de conditionnement des atomes de fer. Vous pouvez laisser des racines carrées dans votre expression.

(iii) Trouver la densité des atomes de fer (g/cm³). On donne la constante d'Avogadro N_A (mol^{-1}) et le nombre de masse du fer (Fe = 56).

! Explication

(a) (i) a : Réseau cubique centré (BCC) / c : Structure hexagonale compacte (HCP).

(ii) 2

(iii) La structure cristalline du fer est un réseau cubique centré (BCC). Donc, $r = \frac{\sqrt{2}}{4} l$.

(b) (i) D'après la figure, la longueur de l'arête de la maille cristalline est le paramètre de réseau, donc $r = \frac{\sqrt{3}}{4} a$.

(ii) Le rendement de conditionnement = $\frac{\text{Volume des atomes dans la maille}}{\text{Volume de la maille}}$.

Le nombre d'atomes par maille est 2, et son volume est :

$$\frac{4\pi r^3}{3} \times 2 = \frac{4\pi\left(\frac{\sqrt{3}}{4} a\right)^3}{3} \times 2 = \frac{\sqrt{3}\pi a^3}{8} [\text{cm}^3].$$

Donc le volume de la maille est a^3 [cm³], le rendement de conditionnement est :

$$\frac{\sqrt{3}\pi a^3/8}{a^3} = \frac{\sqrt{3}\pi}{8}.$$

(iii) Pour la densité des atomes, on détermine la densité de la maille.

Densité = $\frac{\text{Masse de la maille}}{\text{Volume de la maille}}$

D'abord, la masse molaire du fer est 56 g/mol, et la masse de 2 atomes de fer dans la maille est :

$$\frac{56 \text{ g/mol} \times 2}{N_A (mol^{-1})} = \frac{112}{N_A} [\text{g}].$$

Le volume de la maille est a^3 [cm³], donc la densité est :

$$\frac{\frac{112}{N_A} [\text{g}]}{a^3 [\text{cm}^3]} = \frac{112}{a^3 N_A} [\text{g/cm}^3].$$

Réponse : $\frac{112}{a^3 N_A}$ [g/cm³].

Conception de modèles avec des matériaux du quotidien

Cristal cubique à faces centrées (CFC)



Matériel

- 9 boules d'argile
- Cure-dents

Procédure

1. Construis un cube en utilisant 8 boules d'argile aux sommets.
2. Relie les sommets avec des cure-dents.
3. Place une boule d'argile au centre du cube.
4. Observe la disposition des boules dans différentes directions.

Investigation

- Compte les atomes aux sommets.
  Réponse : _____
- Identifie l'atome central.
  Réponse : _____
- Détermine le nombre de coordination.
  Réponse : _____

Tu peux concevoir un modèle pour le réseau cubique à faces centrées (CFC) et le réseau hexagonal compact (HCP) en suivant la même procédure.

Essai

Choisis la bonne réponse :

1. Un cristal métallique possède un nombre de coordination de 8. Quelle structure est la plus probable ?

A. CFC
B. HCP
C. BCC
D. Structure amorphe

Réponse : _____

2. Les structures CFC et HCP ont un nombre de coordination de :

A. 6
B. 8
C. 10
D. 12

Réponse : _____

Réponds aux questions suivantes :

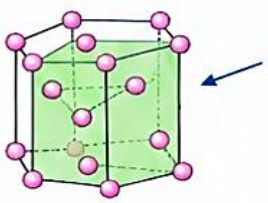
3. La figure montre la structure cristalline d'un certain métal. Réponds aux questions suivantes.

(a) Quel est le réseau cristallin de ce métal ?

_____

(b) Quel est le nombre total d'atomes contenus dans une maille ?

_____



(c) Quel est le nombre de coordination d'un atome dans ce réseau cristallin ?

_____

(d) Un solide avec des particules arrangées régulièrement, comme un solide métallique, est appelé un cristal. D'autre part, quel est un solide ayant un arrangement irrégulier qui n'est pas un cristal appelé ?

_____

Exercice

1- Répondez aux questions suivantes

(a) Nommez les trois types de réseaux cristallins que l'on trouve dans les cristaux métalliques.

_____

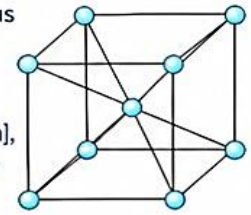
(b) Parmi les trois types nommés en (a), lequel possède le plus grand nombre d'atomes dans une maille unitaire ?

_____

(c) Parmi les trois types nommés en (a), lequel a le plus petit nombre de coordination ? Également, écrivez le nombre de coordination de ce réseau.

_____

2. La figure à droite représente la structure cristalline du fer. Répondez aux questions suivantes.



(a) Dans le cristal de fer, quel est le nombre total d'atomes contenus dans une maille unitaire ?

_____

(b) En supposant que la longueur de l'arête de la maille unitaire de fer est [cm], exprimez le rayon atomique du fer en fonction de a. Vous pouvez laisser des racines carrées dans votre expression.

_____

(c) Exprimez l'efficacité de conditionnement de la structure cristalline du fer en termes de π.

_____

(d) En supposant que la densité du fer est d (g/cm³), exprimez la masse d'un atome de fer en termes de a et d.

_____

(e) En supposant que la constante d'Avogadro est N_A (/mol), exprimez la masse atomique relative du fer en termes de a, d et N_A.

_____

Réfléchissez de manière critique

Vous êtes un ingénieur en matériaux chargé de concevoir un métal pour un véhicule électrique léger.

Quel type de structure cristalline préférez-vous ?

- BCC
- FCC
- HCP

Réponse : _____

Justifiez votre choix en utilisant :

- L'efficacité de conditionnement
- Le nombre de coordination

Réponse : _____

1-13 — Structure des cristaux ioniques



✦ Introduction motivante

Chaque grain de sel de table contient des milliards d'ions sodium et chlorure. Ces ions s'opposent électriquement et sont maintenus ensemble par de puissantes attractions électrostatiques, de sorte que les cristaux de sel se développent en formes géométriques régulières visibles à l'œil nu. Dans cette leçon, nous allons explorer comment l'arrangement des ions dans un cristal détermine sa structure, sa stabilité et ses propriétés physiques.

? Question directrice : Comment l'arrangement des ions à l'intérieur d'un cristal détermine-t-il sa structure, sa stabilité et ses propriétés physiques ?

Exploration

En utilisant des boules colorées :

- Bleu = Na^+
- Vert = Cl^-

Disposez les ions de manière à satisfaire la condition suivante :
Chaque ion doit être entouré par autant d'ions de charge opposée que possible.

Explorez :

- Quel motif se dégage ?
- Pourquoi les ions ne s'ordonnent-ils pas au hasard ?

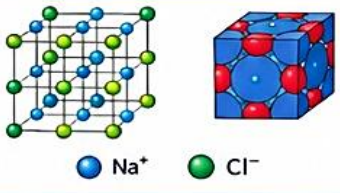
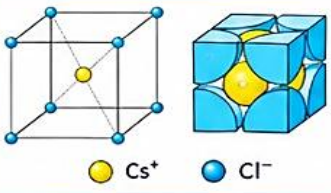
Point !

Structure des cristaux ioniques

(a) Cristal ionique : Un cristal formé par des cations et des anions liés ensemble par des forces électrostatiques (liaisons ioniques).

(b) Numéro de coordination : le nombre d'ions de charge opposée qui entourent immédiatement un ion donné dans un cristal ionique.

(c) Exemples de structures cristallines : chlorure de sodium (NaCl) et chlorure de césium (CsCl).

Cristal ionique	Chlorure de sodium (NaCl)	Chlorure de césium (CsCl)
Maille élémentaire		
Nombre d'ions par maille élémentaire	$Na^+ : \frac{1}{4} \times 12 + 1 = 4$ $Cl^- : \frac{1}{8} \times 8 + \frac{1}{2} \times 6 = 4$	$Cs^+ : 1$ $Cl^- : \frac{1}{8} \times 8 = 1$
Nombre de coordination	$Na^+ : 6$ $Cl^- : 6$	$Cs^+ : 8$ $Cl^- : 8$

Structure des sciences

Fait essentiel :

Les propriétés des cristaux ioniques dépendent de l'arrangement régulier des ions chargés opposés dans le réseau cristallin.

Notions clés :

- Cristal
- Réseau cristallin
- Cation
- Anion
- Liaison ionique
- Cellule unitaire
- Numéro de coordination
- Rayon ionique

Boîte à équations

Grandeur	Relation
Densité	unités de masse par cellule × masse de la formule / $(N_A \times a^3)$
Contact d'arête de NaCl	$a = 2r(Na^+) + 2r(Cl^-)$
Diagonale du corps de CsCl	$\sqrt{3}\,a = 2r(Cs^+) + 2r(Cl^-)$

Application concrète

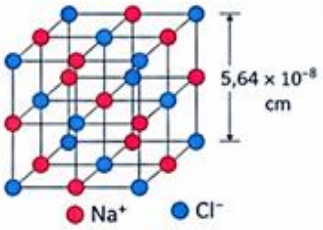
Le sel dans la conservation des aliments : le sel rend l'eau moins disponible pour les micro-organismes, ce qui aide à préserver les aliments et à éviter leur détérioration. On comprend ainsi comment les composés ioniques interagissent avec l'eau, ce qui est essentiel dans la science alimentaire et les technologies de conservation.

Réchauffement

La figure montre le réseau cristallin du NaCl, la longueur de l'arête du cube est $5{,}64 \times 10^{-8}$ cm. (On suppose que la constante d'Avogadro est $6{,}0 \times 10^{23}$ /mol ; et $5{,}64^3 = 179$; Na = 23, Cl = 35,5.)

(a) Si le rayon ionique de Na^+ est de $1{,}16 \times 10^{-8}$ cm, trouver le rayon ionique de Cl^- (trois chiffres significatifs) .

(b) Trouver la densité du cristal de NaCl en g/cm³ (à deux décimales).



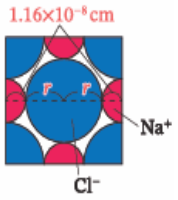
Explication

(a) Sur l'arête où se trouvent Na^+ et Cl^- en contact, la longueur de l'arête de la cellule unitaire peut être exprimée par : $1{,}16 \times 10^{-8}$ cm $\times 2 + r$ [cm] $\times 2$.

Donc, $1{,}16 \times 10^{-8}$ cm $\times 2 + r$ [cm] $\times 2 = 5{,}64 \times 10^{-8}$ cm.

$r = 1{,}66 \times 10^{-8}$ cm.

(b) La densité est définie comme : $\dfrac{\text{Masse de la cellule unitaire}}{\text{Volume de la cellule unitaire}}$.



Une cellule unitaire de chlorure de sodium contient quatre ions Na^+ et quatre ions Cl^-, soit quatre unités-formules de NaCl.

La masse de 4 unités de NaCl est : $\dfrac{58{,}5 \text{ g/mol}}{6{,}0 \times 10^{23}/\text{mol}} \times 4 = \dfrac{39}{10^{23}}$ g.

De plus, comme le volume de la cellule unitaire est $(5{,}64 \times 10^{-8})^3$ cm³, la densité du cristal est :

$$\frac{\frac{39}{10^{23}}\text{ g}}{(5{,}64 \times 10^{-8})^3\text{ cm}^3} = 2{,}17\text{ g/cm}^3.$$

Essayez

1. Quelle est la force principale qui maintient ensemble un cristal ionique ?

A. Liaison hydrogène de charges opposées
B. Liaison métallique
C. Attraction électrostatique entre ions
D. Forces de Van der Waals

Réponse : _____

2. Que signifie l'indice de coordination (la coordinence) d'un ion dans un cristal ionique ?

(a) Le nombre d'électrons dans l'ion.
(b) Le nombre d'ions dans la maille élémentaire.
(c) Le nombre d'ions chargés entourant cet ion.
(d) Le nombre de liaisons que forme l'ion.

Nature de la science

Les scientifiques ont développé des modèles cristallins en se basant sur des expériences de diffraction des rayons X, des analyses mathématiques et des observations expérimentales répétées.

Concepts clés :

- Cristal
- Réseau cristallin
- Cation
- Anion
- Liaison ionique
- Cellule unitaire
- Numéro de coordination
- Rayon ionique

3. La figure ci-contre montre la maille élémentaire de $CsCl$**, où** Cs^+ **et** Cl^- **sont en contact.**
Deux chiffres significatifs ; Longueur de l'arête $= 0{,}41$ nm ; $\sqrt{3} = 1{,}7$; $N_A = 6{,}0 \times 10^{23}$ / mol ; $(Cl = 35{,}5;\ Cs = 133)$

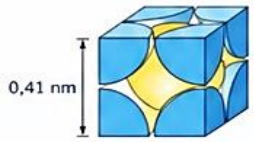
(a) Si le rayon de Cl^- est égal à $0{,}17$ nm, déterminez le rayon de Cs^+ (nm).

(b) Déterminez le volume de 1 mole de cristal de $CsCl$ (cm^3), sachant que $(1{,}0$ nm $= 1{,}0 \times 10^{-7}$ cm) et $(4, 1^3 = 69)$.

(c) Déterminez la masse volumique du cristal de $CsCl$ $\left(g/cm^3\right)$.

Réponse : .....

.....



Exercice

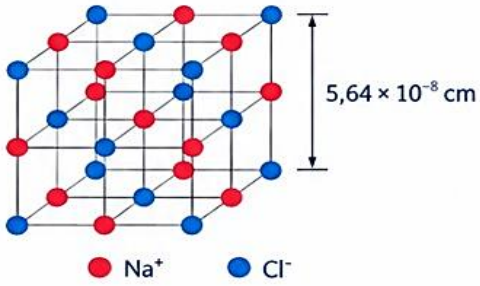
1. L'arête de la cellule unitaire d'un cristal de NaCl est de $5{,}64 \times 10^{-8}$ cm. Répondez aux questions suivantes. On suppose que la constante d'Avogadro est égale à $6{,}0 \times 10^{23}$ /mol.

(a) Quels sont les nombres d'ions Na^+ et Cl^- dans une cellule unitaire, respectivement ?

(b) Quel est la masse totale de NaCl dans une cellule unitaire en grammes ?

(c) Quel est le volume de la cellule unitaire en cm^3 ? On suppose $5{,}64^3 = 1{,}8 \times 10^2$.

(d) Calculez la densité du cristal en g/cm^3 à deux décimales.



Pensez de manière critique :

Un chercheur en science des matériaux souhaite développer un cristal à haute stabilité, présentant une forte attraction ionique et un empilement efficace. En vous basant sur ce que vous avez appris concernant les structures des cristaux ioniques :

-Quels sont les facteurs à prendre en considération ?

.....

-Comment la taille de l'ion peut-elle influencer la structure cristalline ?

Réfléchir et progresser

Complétez :

✓ Une idée qui a changé ma façon de penser

.....

✓ Une application de la vie réelle que j'ai découverte

.....

✓ Une question que je souhaite étudier

.....

Question de l'unité

Lisez cette étude de cas, puis répondez aux questions suivantes.

Une organisation humanitaire conçoit des boîtes de refroidissement portables pour transporter des vaccins dans des communautés où l'électricité est indisponible. L'équipe d'ingénierie considère trois substances comme matériaux de refroidissement.

Tableau des données

Substance	Masse molaire (g/mol)	Chaleur de fusion (kJ/mol)	Chaleur de vaporisation (kJ/mol)	Force intermoléculaire dominante	Point d'ébullition (°C)
Eau (H_2O)	18	6,0	41	Liaison hydrogène	100
Sulfure d'hydrogène (H_2S)	34	2,4	18	Dipôle–dipôle / Van der Waals	-60
Bromure d'hydrogène (HBr)	81	2,2	17	Dipôle–dipôle / Van der Waals	-67

La boîte de refroidissement doit maintenir une température aussi basse que possible pendant le plus long temps possible, tout en restant sûre et pratique pour le transport.

Partie A – Analyse des données (réponse courte)

Analysez les données fournies et identifiez quelle substance absorberait la plus grande quantité d'énergie lors d'un changement d'état de liquide à gaz.

.....

Appuyez votre réponse sur des preuves quantitatives tirées du tableau.

.....

Partie B – Explication scientifique (réponse structurée)

Le point d'ébullition de l'eau est nettement plus élevé que celui de H_2S, même si la masse molaire de l'eau est plus faible.

Expliquez cette observation en utilisant les forces intermoléculaires et les interactions des particules.

.....

Partie C – Évaluation (réponse étendue)

Un ingénieur affirme :

« Une substance dont la masse molaire est la plus élevée doit toujours avoir le point d'ébullition le plus élevé, car des molécules plus lourdes nécessitent plus d'énergie pour se séparer. »

À l'aide des données du tableau et de votre compréhension des forces intermoléculaires :

Évaluez la validité de cette affirmation.

Dans votre réponse :

- discutez des preuves qui la soutiennent ;
- identifiez les limites de cette affirmation ;
- comparez les masses molaires et les forces intermoléculaires des molécules en tant que facteurs affectant le point d'ébullition.

.....

Partie D – Question d'essai (réponse étendue)

Dans quelle mesure la force intermoléculaire est-elle plus importante que la masse moléculaire dans la détermination des propriétés physiques des substances ?

En vous appuyant sur l'étude de cas et des exemples de l'unité, construisez un argument solide qui :

- compare les forces de liaison hydrogène et de Van der Waals,
- explique leurs effets sur la fusion et les points d'ébullition,
- discute du rôle du transfert d'énergie lors des changements d'état,
- parvient à une conclusion justifiée appuyée par des preuves scientifiques.

.....



CHAPITRE 2

Changement et équilibre de la matière

2-1 — Les réactions chimiques et les variations d'enthalpie



INTRODUCTION

Imaginez que vous tenez une compresse froide instantanée après une blessure sportive. Dès que vous la pressez, elle devient soudainement froide sans avoir été placée au réfrigérateur. Ailleurs, un feu de camp libère de la chaleur et de la lumière qui réchauffent les personnes pendant une nuit froide. Dans cette leçon, nous explorerons comment les chimistes suivent les variations d'énergie au cours des réactions chimiques et comment les processus de transferts d'énergie invisibles influencent le monde qui nous entoure.

QUESTION DIRECTRICE :
Comment les scientifiques peuvent-ils utiliser les variations d'énergie des réactions chimiques pour expliquer et prévoir des phénomènes physiques et chimiques ?

EXPLORATION

Considérez les situations suivantes :

• La combustion du gaz naturel dans une cuisinière.
• La dissolution du nitrate d'ammonium dans l'eau à l'intérieur d'une compresse froide.
• L'évaporation de la sueur de la peau.

Sans étudier la leçon :

• Quels processus libèrent de l'énergie ? ……
• Quels processus absorbent de l'énergie ? …….

Notez vos idées initiales et reprenez-les après l'étude des variations d'enthalpie.

Apprendre

1. Les réactions chimiques et l'enthalpie :

(a) Les réactions chimiques et le transfert de chaleur :
(i) Réaction exothermique : réaction qui libère de la chaleur vers le milieu environnant.
(ii) Réaction endothermique : réaction qui absorbe de la chaleur du milieu environnant.
(b) Le contenu thermique / L'enthalpie de la réaction : grandeur représentant le contenu thermique (l'énergie) d'une substance. Il est symbolisé par **H**.
Son unité de mesure est le **joule (J)**.
(c) Le contenu thermique de la réaction / L'enthalpie de la réaction :
C'est la variation d'enthalpie au cours d'une réaction chimique. Il est symbolisé par **ΔH**.
(d) Signe du contenu thermique de la réaction / Signe de l'enthalpie de la réaction :
La valeur du ΔH est négative pour les réactions exothermiques et positive pour les réactions endothermiques.

Les réactions exothermiques libèrent de la chaleur
Les réactions endothermiques absorbent de la chaleur

STRUCTURE DE LA SCIENCE

Faits essentiels :
- Les réactions exothermiques libèrent de la chaleur vers le milieu environnant.
- Les réactions endothermiques absorbent de la chaleur du milieu environnant.
- L'enthalpie de combustion est toujours négative.

Concepts clés :
- Réaction chimique.
- Transfert de chaleur.
- Enthalpie (H).
- Variation d'enthalpie (ΔH).
- Réaction exothermique.
- Réaction endothermique.
- Enthalpie de combustion.
- Enthalpie de formation.
- Enthalpie de dissolution.
- Enthalpie de neutralisation.

Exploration des changements d'énergie :
Les élèves observent deux expériences sûres.
Expérience A : dissolution du chlorure de calcium dans l'eau.
Expérience B : dissolution du nitrate d'ammonium dans l'eau.
Les élèves doivent :
• Mesurez la température avant et après la dissolution.
• Quels sont les résultats de vos observations ?
……
• Classez chaque processus comme exothermique ou endothermique.
……
• Déduisez le sens du transfert d'énergie.
……
Question de recherche :
Quelle preuve permet aux scientifiques de conclure que de l'énergie est entrée dans un système ou en est sortie ? ……

2. Expression de l'enthalpie de réaction :

1. Écrivez l'équation chimique.
2. Indiquez l'état physique de chaque substance après sa formule chimique.
Remarque : en cas de présence d'**allotropie**, écrivez le nom de la substance ; **exemple** : C (graphite).
3. Ramenez le coefficient de la substance étudiée à 1.
4. Écrivez ΔH après l'équation de la réaction.

Exemple :
La réaction de combustion de 1 mole d'hydrogène H_2 pour produire de l'eau H_2O ;
(L'enthalpie de la réaction vaut −286 kJ).

1. $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$
2. $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$
3. $H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$
4. $H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)} \quad \Delta H = -286\ kJ$

Pensez de manière critique :
Une entreprise affirme : « Le nouveau carburant que nous produisons libère deux fois plus de chaleur qu'un carburant ordinaire ; il est donc toujours meilleur pour l'environnement. »
Affirmation – Preuves – Raisonnement
Les élèves évaluent les points suivants :
• L'affirmation est-elle scientifiquement valide ?
……
• Quelles preuve manque-t-il ?
……
• Une libération d'énergie plus élevée signifie-t-elle toujours une meilleure durabilité ?
……

3. Types de variations de l'enthalpie de la réaction :

(a) Variation de l'enthalpie lors d'un changement d'état physique :

Lorsque l'état physique d'une substance change, son contenu thermique (enthalpie) change également.

L'enthalpie de changement d'état est définie comme la variation d'enthalpie lorsque 1 mole d'une substance passe d'un état physique à un autre.

(b) Le contenu thermique / l'enthalpie de combustion :

C'est la variation d'enthalpie d'une réaction lors de la combustion complète de 1 mole d'une substance.

Sa valeur est toujours négative.

Car de la chaleur est libérée au cours de cette réaction

(c) Le contenu thermique / l'enthalpie de dissolution :

C'est la variation d'enthalpie résultant de la dissolution complète de **1 mole** d'une substance dans un excès de solvant.

- On représente la dissolution d'une substance dans l'eau par le symbole (aq) (solution aqueuse), qui indique la présence d'un excès d'eau.
- Exemple : 'enthalpie de dissolution de l'hydroxyde de sodium (**NaOH**) est - 44,5 kJ/mol

$$NaOH(s) \rightarrow NaOH(aq) \quad \Delta H = -44{,}5 \text{ kJ.}$$

(d) Le contenu thermique / l'enthalpie de neutralisation :

C'est la variation d'enthalpie d'une réaction lorsqu'un acide réagit avec une base pour former 1 mole d'eau.

(e) Le contenu thermique / l'enthalpie de formation : C'est la variation d'enthalpie d'une réaction lorsque 1 mole d'un composé se forme à partir de ses éléments constitutifs dans leurs états les plus stables, sous les conditions standard.

Résumé des différents types d'enthalpie :

Type	Définition rapportée à…	Signe
Combustion	1 mole de substance entièrement brûlée	toujours négatif
Dissolution	1 mole dissoute dans un excès de solvant	±
Neutralisation	1 mole d'eau formée (acide fort + base forte)	négatif
Formation	1 mole de composé formée à partir des éléments	±
Changement d'état	1 mole passe d'un état physique à un autre.	±

Application dans la vie quotidienne :

Les compresses chaudes et de froides instantanées :

Elles reposent sur des variations d'enthalpie précises. Une compresse chaude utilise une réaction exothermique (exemple le magnésium et l'eau, ou un mélange de fer, carbone et sel lorsqu'on presse ou casse le sachet) ce qui libère de la chaleur vers le milieu environnant.

Quant à la compresse froide, elle repose sur une réaction endothermique, (comme la dissolution du nitrate d'ammonium dans l'eau) ; ce qui provoque une absorption de chaleur et refroidissement de votre peau.

SOYEZ UN CITOYEN DU MONDE

La compréhension des variations d'enthalpie aide les scientifiques à concevoir des carburants plus propres, à améliorer les batteries, à développer des procédés industriels efficaces et réduire la consommation énergétique mondiale. De nombreuses initiatives modernes de développement durable reposent sur le contrôle du transfert d'énergie dans les réactions chimiques.

Exemple :

Répondez aux questions suivantes

(a) Expliquez ce que représente ΔH dans l'équation chimique suivante.
Identifiez les substances et les types de variation d'enthalpie que cette valeur ΔH peut décrire.

$$C_{(graphite)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} \quad \Delta H = -394 \text{ kJ}$$

(b) Exprimez les transformations chimiques ou les transformations d'états suivantes par des équations thermochimiques.
(i) La combustion complète de 1 mole d'éthane C_2H_6, la libération d'énergie thermique 1562 kJ.
(ii) L'évaporation de 9,0 g d'eau, lors de l'absorption de 22 kJ de chaleur du milieu environnant.
(H = 1,0 ; O = 16).

EXPLICATION

(a) La matière concernée dans l'équation chimique possède toujours un coefficient égal à 1.
Premièrement, puisque 1 mole de graphite réagit avec l'oxygène, il s'agit d'une combustion complète : dans ce cas, ΔH représente l'enthalpie de combustion du graphite.
Aussi, dans cette réaction il se forme 1 mole de dioxyde de carbone à partir du carbone (graphite) et de l'oxygène : alors dans ce cas, ΔH représente également l'enthalpie de formation du dioxyde de carbone.
D'après ce qui précède, la valeur du ΔH correspond à l'enthalpie de la combustion de graphite ainsi que l'enthalpie de dioxyde de carbone.
(b) Procédez selon les étapes suivantes :
(i) 1. Écrivez l'équation chimique :

$$2C_2H_6 + 7O_2 \rightarrow 4CO_2 + 6H_2O$$

2. Indiquez l'état physique de chaque substance après la formule chimique :

$$2C_2H_{6(g)} + 7O_{2(g)} \rightarrow 4CO_{2(g)} + 6H_2O_{(l)}$$

3. Puisque l'équation représente la réaction de 1 mole de l'éthane, ramenez à 1 le coefficient de C_2H_6 :

$$C_2H_{6(g)} + \frac{7}{2} O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + 3H_2O_{(l)}$$

4. Écrivez ΔH après l'équation de la réaction.
En notant que l'enthalpie de combustion est négative, alors l'enthalpie de la combustion de 1 mole de l'éthane est −1562 kJ/ mol

$$C_2H_{6(g)} + \frac{7}{2} O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + 3H_2O_{(l)} \quad \Delta H = -1562 \text{ kJ/mol}$$

(ii) 1 et 2. Écrivez l'équation de la réaction :

$$H_2O_{(l)} \rightarrow H_2O_{(g)}$$

3 et 4. Puisque le coefficient de H_2O est déjà 1. Écrivez ΔH après l'équation de la réaction.
Notez que l'enthalpie de la réaction s'exprime pour 1 mol de la substance concernée.
Quantité de matière correspondant à 9,0 g d'eau : $\frac{9{,}0 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 0{,}50$ mol.
Puisque la chaleur absorbée lors de l'évaporation de 0,50 mol d'eau est 22 kJ,
donc l'enthalpie de la réaction lors de l'évaporation de 1 mole d'eau est 44 kJ/ mol.

$$H_2O_{(l)} \rightarrow H_2O_{(g)} \quad \Delta H = +44 \text{ kJ/mol}$$

ACTIVITÉ D'INTERPRÉTATION DES DONNÉES

Analyse de résultats expérimentaux

Substance dissoute (soluté)	Température initiale (°C)	Température finale (°C)
NaOH	25	34
NH_4NO_3	25	18

PENSER COMME UN CHIMISTE :

1. Quel processus est exothermique ? ……..
2. Quel processus est endothermique ? ……
3. Quelle preuve soutien votre conclusion ? ……
4. Quel processus possède $\Delta H > 0$? ……

À VOUS D'ESSAYER

Répondez aux questions suivantes :

1. Indiquez le type de variation thermique (l'enthalpie de réaction) représenté par ΔH et la substance concernée.

(a) $HCl_{(aq)} + KOH_{(aq)} \rightarrow KCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \quad \Delta H = -56$ kJ

(b) $C_2H_{6(g)} + \frac{7}{2} O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + 3H_2O_{(l)} \quad \Delta H = -1562$ kJ

2. Exprimez les changements suivants sous forme d'équations thermochimiques. (H = 1,0 ; N = 14 ; O = 16)

(a) Combustion complète de 1 mole de méthane CH_4 produisant du dioxyde de carbone CO_2 et de l'eau H_2O et libérant une chaleur de 891 kJ.

(b) Combustion de 1 mole d'hydrogène H_2 produisant de la vapeur d'eau $H_2O_{(g)}$ et libérant une chaleur de 242 kJ.

(c) Faire passer de la vapeur d'eau sur 1 mole de graphite pour produire du monoxyde de carbone CO et de l'hydrogène H_2 par absorption de l'énergie thermique de 131 kJ.

(d) Dissolution de 4,0 g de nitrate d'ammonium NH_4NO_3 dans un excès d'eau et l'absorption de 1,3 kJ de l'énergie thermique.

Réponse : ……

3. Exprimez les changements d'état suivants sous forme d'équations thermochimiques.

(a) Variation de chaleur accompagnant l'évaporation du brome : 31 kJ/mol.

(b) Variation de chaleur de condensation de l'éthanol C_2H_5OH : −39 kJ/mol.

EXERCICE

Choisissez la bonne réponse :

1. Pourquoi l'enthalpie de combustion est-elle toujours négative ?

a) Les produits ne contiennent aucune énergie.

b) La combustion absorbe de la chaleur.

c) Accompagnée d'une libération de la chaleur vers le milieu environnant.

d) Consomme de l'oxygène.

Réponse : ……

2. Lequel de ce qui suit exprime la variation d'enthalpie de la réaction d'un acide avec une base pour former de l'eau ?
a) Enthalpie de formation.
b) Enthalpie de combustion.
c) Enthalpie de dissolution.
d) Enthalpie de neutralisation.
Réponse : ……

3. Indiquez le type de variation d'enthalpie de chacune des réactions suivantes représentée par ΔH dans l'équation chimique et identifiez la substance concernée.
(a) $HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$ $\Delta H = -56$ kJ
(b) $CO_{(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$ $\Delta H = -283$ kJ
Réponse : ……

4. Exprimez la variation d'enthalpie de chacun de ce qui suit sous forme d'une équation thermochimique. (H = 1,0 ; O = 16 ; Na = 23)
(a) Combustion complète de 1 mole de diamant et libération de 395 kJ de l'énergie thermique.
(b) Dissolution de 1,0 g de NaOH en excès d'eau et libération de 4,5 kJ de l'énergie thermique.
(c) Formation de 1 mole d'oxyde nitrique NO de la réaction de l'azote N_2 et l'oxygène O_2 par absorber 90 kJ de chaleur.
Réponse : ……

5. Exprimez chaque changement d'état sous forme d'une équation thermochimique.
(a) Variation d'enthalpie de la vaporisation d'éthanol C_2H_5OH est 39 kJ/mol.
(b) Variation d'enthalpie de sublimation de l'iode est 62 kJ/mol.
Réponse : ……

Défiez votre réflexion :
La variation d'enthalpie (changement thermique) d'une réaction chimique est : $\Delta H = -250$ kJ
L'un des élèves affirme : *« La réaction a absorbé une énergie thermique de* 250 kJ*, car sa valeur est grande. »*
Évaluez cette hypothèse
• Cette explication est-elle correcte ? ……
• Que déduisez-vous du signe de ΔH? ……
• Quel sera l'effet sur le milieu environnant ? ……...
• Utilisez une preuve scientifique pour justifier votre réponse ……..

2-2 — Loi de Hess

Introduction



En chimie, les réactions peuvent suivre des parcours différents et, chose surprenante, la variation totale d'énergie reste fixe quel que soit le parcours emprunté. Dans cette leçon, nous explorons comment les chimistes déterminent des variations inconnues dans l'énergie à l'aide de la loi de Hess.

QUESTION DIRECTRICE ?
Comment les scientifiques peuvent-ils déterminer la variation d'énergie d'une réaction qui ne peut pas être mesurée directement ?

EXPLORATION

Un groupe d'élèves étudie trois réactions : A → B ; B → C ; A → C.
• Peut-on prévoir ΔH(A→C) à partir des deux autres réactions ? .....
• Quelle preuve soutien votre conclusion ? .....

Apprendre

LOI DE HESS

(a) Loi de Hess : stipule que si les états initial et final d'une réaction sont déterminés, l'enthalpie totale de réaction reste constante, quel que soit le chemin réactionnel.

(b) Calcul de l'enthalpie de réaction à l'aide de la loi de Hess :

1. Considérez l'enthalpie de réaction recherchée comme **X** [kJ/mol]; écrivez l'équation chimique de la réaction demandée.
2. Écrivez toutes les équations chimiques des réactions dont les enthalpies sont données.
3. Additionnez les équations écrites à l'étape 2 pour obtenir celle de l'étape 1.
4. Calculez l'enthalpie de la réaction recherchée.

EXEMPLE : Sachant que l'enthalpie de combustion du graphite C est égale à −394 kJ/mol et celle du monoxyde de carbone CO est égale à −283 kJ/mol, Trouvez l'enthalpie de formation du monoxyde de carbone.

1. Soit **X**[kJ/mol] l'enthalpie de formation recherchée. Écrivez l'équation thermochimique de la formation du monoxyde de carbone CO, avec un coefficient égal à 1 :

$$C(\text{graphite}) + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow CO_{(g)} \qquad \Delta H = x \text{ [kJ/mol]}$$

2. Écrivez les équations thermochimiques de combustion de Carbone (graphite) et du monoxyde de carbone CO dont les enthalpies sont données :

$$C(\text{graphite}) + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} \quad \Delta H = -394 \text{ kJ} \ldots \textbf{(i)}$$

$$CO_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} \qquad \Delta H = -283 \text{ kJ} \ldots \textbf{(ii)}$$

3. Combinons les deux équations en (2) pour obtenir la réaction (1).
Dans l'équation (1) : l'élément de carbone **C** apparaît à gauche avec un coefficient de 1; on conserve donc l'équation (i) telle quelle et dans le même sens. Le **CO** dans l'équation demandée apparaît à droite avec un coefficient de 1, alors qu'il apparaît à gauche dans l'équation **(ii)** et de coefficient 1.
Il faut donc inverser le sens de l'équation **(ii)**.
Lorsqu'une réaction est inversée, son équation est traitée comme étant soustraite.
Ainsi, en calculant (i − ii), il donne l'équation chimique recherchée.

$$C(\text{graphite}) + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$$

$$CO_{2(g)} \rightarrow CO_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)}$$

$$C(\text{graphite}) + O_{2(g)} + CO_{2(g)}$$

$$\frac{1}{2}O_2 \text{ reste}$$

$$\rightarrow CO_{2(g)} + CO_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)}$$

$$\Rightarrow C(\text{graphite}) + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow CO_{(g)}$$

STRUCTURE DE LA SCIENCE

Fait essentiel

La variation totale d'enthalpie d'une réaction est une valeur constante quel que soit le chemin suivi entre les réactifs et les produits.

Concepts clés :

- Variation d'enthalpie (ΔH)
- Loi de Hess
- Enthalpie de formation
- Enthalpie de combustion
- Enthalpie de liaison
- Équations thermochimiques

Loi scientifique

La loi de Hess établit que la variation totale d'enthalpie est indépendante du chemin de la réaction.

Calculez l'enthalpie de la réaction en appliquant la même transformation que celle effectuée à l'étape 3.
X = [enthalpie de la réaction (i)]−[Enthalpie de la réaction (ii)]
X= −394 − (−283) = −111 kJ
Ainsi, l'enthalpie de formation de CO est égale à −111 kJ/mol.

(c) Énergie de liaison (Enthalpie de liaison)

C'est l'énergie nécessaire pour rompre les liaisons covalentes dans une molécule, exprimée pour chaque 1 mol de liaisons dans la molécule.
• Dans une même molécule, s'il existe plusieurs liaisons entre les atomes, l'enthalpie de liaison représente l'énergie nécessaire pour rompre toutes ces liaisons.
Exemple : La réaction transformant le méthane CH_4 en un atome de carbone et des atomes d'hydrogène :

$$CH_{4(g)} \rightarrow C_{(g)} + 4H_{(g)}$$

L'enthalpie de cette réaction correspond à l'énergie nécessaire pour rompre les 4 liaisons C–H.

OUTILS ESSENTIELS

Opération	Règle
Inverser une réaction	changez le signe de ΔH (soustraire la réaction)
Multiplier une réaction par n	multiplier ΔH par n
À partir des enthalpies de liaison	ΔH = Σ(énergies de rompre les liaisons) − Σ(énergies de formations des liaisons)
À partir des enthalpies de formation	$\Delta H = \Sigma \Delta H_f(\text{produits}) - \Sigma \Delta H_f(\text{réactifs})$

Exemple :
Répondez aux questions suivantes :
(a) Calculez l'enthalpie de formation [kJ/mol] du propane C_3H_8. Sachant que les enthalpies de combustion du graphite, du dihydrogène et du propane sont respectivement −394 kJ/mol, −286 kJ/mol et −2219 kJ/mol.

(b) À partir des équations thermochimiques suivantes, calculez l'énergie de la liaison (enthalpie de la liaison) O–H [kJ/mol] et arrondissez votre réponse au nombre entier le plus proche.

$H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(g)}$ $\quad \Delta H = -242$ kJ
$H_{2(g)} \rightarrow 2H_{(g)}$ $\quad \Delta H = 436$ kJ
$O_{2(g)} \rightarrow 2O_{(g)}$ $\quad \Delta H = 498$ kJ

EXPLICATION
(a)1. Écrivez l'équation thermochimique de formation du propane C_3H_8
En supposant X [kJ/mol] comme l'enthalpie de formation du propane.
$3C(\text{graphite}) + 4H_{2(g)} \rightarrow C_3H_{8(g)}$ $\quad \Delta H = X$ [kJ]

2. Écrivez les équations thermochimiques et les variations d'enthalpie des réactions de combustion des substances dont leurs enthalpies sont données.
$C(\text{graphite}) + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$ $\quad \Delta H = -394$ kJ …(i)
$H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$ $\quad \Delta H = -286$ kJ …(ii)
$C_3H_{8(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 3CO_{2(g)} + 4H_2O_{(l)}$ $\quad \Delta H = -2219$ kJ …(iii)

Philosophie des sciences
La loi de Hess illustre :

• **Objectivité :**
Différents scientifiques obtiennent la même valeur de ΔH lorsqu'ils utilisent les mêmes données.

• **Cumulativité :**
La loi de Hess s'appuie sur les travaux antérieurs liés à la loi de conservation de l'énergie afin de développer une méthode plus efficace pour calculer les enthalpies des réactions

3. Additionnez les équations en (2) pour obtenir celle de l'étape (1) en utilisant la relation :

$$(i)\times 3 + (ii)\times 4 - (iii).$$

4. Calculez l'enthalpie selon la même relation dérivée en (3):

$$x = \{-394\times 3 + (-286)\times 4\} - (-2219) = -107 \text{ kJ}$$

L'enthalpie de formation recherchée est donc −107 kJ/mol.

(b) 1. Considérez X [kJ/mol] comme l'enthalpie de liaison :

$$H_2O_{(g)} \rightarrow 2H_{(g)} + O_{(g)} \quad \Delta H = X \text{ [kJ]}$$

2. Écrivez les équations chimiques et les variations d'enthalpies correspondantes :

$H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(g)}$ $\Delta H = -242$ kJ ...(i)

$H_{2(g)} \rightarrow 2H_{(g)}$ $\Delta H = 436$ kJ ...(ii)

$O_{2(g)} \rightarrow 2O_{(g)}$ $\Delta H = 498$ kJ ...(iii)

3. On peut obtenir l'équation (1) à l'aide de la relation:

$$(ii) + (iii) \times \frac{1}{2} - (i)$$

4.En utilisant la même relation en (3) : 436 + 249 + 242 = 927 kJ.

Puisque H_2O contient deux liaisons O–H, l'enthalpie de liaison vaut 927Kj $\times \frac{1}{2}$ = 463,5 kJ ≈ 464 kJ/mol.

Défiez votre réflexion :

De nombreuses réactions industrielles ont lieu à des températures et des pressions qui rendent la mesure directe de l'enthalpie difficile.

Comment la loi de Hess peut-elle aider à estimer les variations d'énergie avant la construction d'une installation chimique à grande échelle ?

…….

……

À VOUS D'ESSAYER

Choisissez la bonne réponse :

Sachant que les enthalpies de formation des composés suivants sont données :

$CO_{2(g)}$: −394 kJ/mol $H_2O_{(l)}$: −286 kJ/mol $C_2H_5OH_{(l)}$: −277 kJ/mol.

(a) Écrivez l'équation chimique de la combustion de l'éthanol en indiquant les états physiques.

Réponse :

……

(b) Calculez l'enthalpie de combustion de l'éthanol, arrondie à l'entier le plus proche.

Réponse : ……..

EXERCICE

Répondez aux questions suivantes

1. Le principe scientifique sur lequel repose la loi de Hess est :
A. Conservation de la masse B. Conservation de l'énergie
C. Principe de Le Chatelier D. Loi de Boyle
Réponse : ……..

2. Laquelle des affirmations suivantes décrit le mieux la loi de Hess ?
A. L'enthalpie dépend de la vitesse de réaction.
B. L'enthalpie dépend du type de catalyseur.
C. La variation totale d'enthalpie dépend uniquement des états initial et final.
D. L'enthalpie dépend du chemin de la réaction.
Réponse : ……..

3. Écrivez l'équation de combustion de l'éthane $C_2H_{6(g)}$, en montrant la variation d'enthalpie, à partir des données :

$C(graphite) + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$ $\Delta H = -394$ kJ …(i)

$H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$ $\Delta H = -286$ kJ …(ii)

$2C(graphite) + 3H_{2(g)} \rightarrow C_2H_{6(g)}$ $\Delta H = -84$ kJ …(iii)

Réponse : ……..

4. Calculez ΔH pour la réaction suivante :

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(g)}$$

Sachant que :
L'enthalpie H–H = 436 kJ/mol L'enthalpie O=O = 498 kJ/mol
L'enthalpie O–H = 463 kJ/mol.
Réponse : …….

Réfléchis et médite
Complète :
Une idée qui a changé ma façon de penser :
.....
Une application dans la vie réelle que j'ai découverte:
.....
Une question que je souhaite encore explorer :
.....

Défiez votre réflexion :

$C(graphite) + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$ $\Delta H = -394$ kJ
$H_{2(g)} + ½O_{2(g)} \rightarrow H_2O(l)$ $\Delta H = -286$ kJ
$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O_{(l)}$ $\Delta H = -891$ kJ

Déterminez l'enthalpie de formation du méthane :

$$C(graphite) + 2H_{2(g)} \rightarrow CH_{4(g)}$$

Expliquez chaque étape en appliquant la loi de Hess.
……
……

2-3 — Cellule électrochimique (1) — La pile de Daniell



INTRODUCTION

Imaginez qu'une panne d'électricité survienne soudainement dans votre ville. En quelques secondes, des millions de personnes dépendent des batteries, des générateurs et des systèmes d'alimentation de secours pour maintenir en fonctionnement les hôpitaux, les réseaux de communication et les transports. Mais d'où vient cette énergie électrique ?

De façon surprenante, l'électricité peut être produite par de simples réactions chimiques comprenant des métaux et des ions. Toute batterie, de celle d'un smartphone à celle d'un véhicule électrique, repose sur le même principe scientifique.
Dans cette leçon, nous découvrirons comment les réactions chimiques peuvent être transformées en énergie électrique et comment les cellules électrochimiques alimentent les technologies modernes par l'énergie.

QUESTION DIRECTRICE
Comment une réaction chimique spontanée peut-elle être utilisée pour produire l'énergie électrique qui alimente les appareils et les technologies que nous utilisons chaque jour ?

EXPLORATION



ACTIVITÉ EXPÉRIMENTALE

MATÉRIEL
- Un citron, une pomme de terre ou une orange
- Une pièce ou une lame de cuivre
- Un clou galvanisé (recouvert de zinc)
- Des fils de connexion
- Une petite ampoule LED

PROCÉDURE
1. Enfoncez le clou de zinc et la lame de cuivre dans le fruit.
2. Reliez les fils aux deux métaux.
3. Observez : une énergie électrique est-elle produite ?
4. Testez différents fruits et comparez les résultats.

STRUCTURE DE LA SCIENCE

Fait essentiel
Une cellule électrochimique convertit l'énergie chimique en énergie électrique grâce à une réaction spontanée d'oxydoréduction où l'oxydation a lieu à l'anode et la réduction à la cathode.

Concepts clés :
- Cellule électrochimique
- Electrode positif
- Electrode négatif
- Force électromotrice (FEM)
- Pile Daniell

QUESTIONS D'INVESTIGATION

• Quel fruit produit la tension la plus élevée ?

……..

• Le changement des métaux constituant les électrodes influence-t-il les résultats ?

……

• Quelle preuve indique qu'une réaction d'oxydoréduction se produit ?

……

Apprendre

1. La cellule électrochimique

(a) La cellule électrochimique : un dispositif qui convertit l'énergie chimique en énergie électrique et vice-versa au moyen d'une réaction d'oxydoréduction.

• L'électrode qui libère les électrons (e^-) est appelée anode (−) ; celle qui les reçoit est appelée cathode (+).

(b) Série électrochimique des métaux : classement des métaux selon leur potentiel d'oxydation (leur tendance à subir une oxydation).

K > Na > Ca > Mg > Al > Zn > Fe > Ni > Sn > Pb > (H) > Cu > Hg > Ag > Au > Pt

(c) Force électromotrice (FEM) : tensions électriques (différence de potentiel), entre l'anode et la cathode. Plus l'écart entre les deux métaux utilisés dans la série électrochimique est grand, plus la force électromotrice est élevée.

(d) Représentation conventionnelle d'une pile :

Cathode (+) | Solution électrolytique aqueuse | Anode (−)



Figure 2.3.1 — Échantillons de métaux

2. La pile Daniell

Cellule galvanique constituée d'une électrode de zinc plongée dans une solution aqueuse de sulfate de zinc ($ZnSO_4$) et d'une électrode de cuivre plongée dans une solution aqueuse de sulfate de cuivre (II) ($CuSO_4$). Les deux demi-cellules sont séparées par un vase poreux et reliées par un fil conducteur.

(a) Symbole de la pile : (–) Zn | $Zn^{2+}_{(aq)}$ | $Cu^{2+}_{(aq)}$ | Cu (+)

(b) Réactions aux électrodes :

• À l'anode : $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

• À la cathode : $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$

(c) Les caractéristiques :

Pendant la décharge, les ions Zn^{2+} provenant du côté de la solution de sulfate de zinc et les ions SO_4^{2-} provenant du côté de la solution de sulfate de cuivre(II) traversent le vase poreux vers les solutions aqueuses opposées.

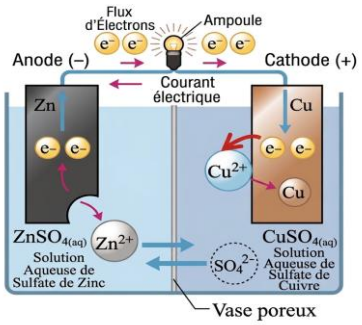


Figure 2.3.2 : Pile Daniell

RÉFÉRENCE RAPIDE

Électrode	Signe	Processus
Anode	−	Oxydation — libère des électrons : $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$
Cathode	+	Réduction — reçoit des électrons : $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$

APPLICATION DANS LA VIE

Toute batterie de smartphone, d'ordinateur portable, de montre connectée ou de véhicule électrique fonctionne selon des principes électrochimiques semblables à ceux de la pile de Daniell. Leur compréhension aide les scientifiques à développer :

- Des batteries de plus longue durée de vie ;
- Des systèmes de charge plus rapides ;
- Des technologies de stockage de l'énergie plus durables.

CITOYEN DU MONDE

Les cellules électrochimiques jouent un rôle majeur dans le développement durable : Elles sont utilisées dans les véhicules électriques, le stockage de l'énergie renouvelable, les dispositifs médicaux portables, les systèmes d'alimentation d'urgence et les technologies satellitaires.
Les progrès des batteries peuvent réduire la dépendance aux combustibles fossiles et soutenir les objectifs mondiaux de durabilité

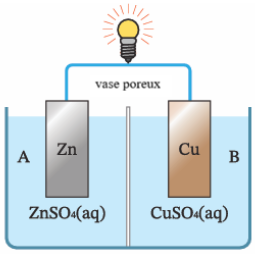
Exemple :

Le schéma ci-dessus représente une pile de Daniell.

Répondez aux questions suivantes :

(a) Exprimez, à l'aide d'équations ioniques contenant des électrons (e^-), les réactions qui se produisent respectivement à l'anode (−) et à la cathode (+).

(b) Pour augmenter la durée de décharge, quelles doivent être les concentrations initiales des solutions A et B ? Répondez en utilisant les expressions « forte concentration » et « faible concentration ». Justifiez votre réponse en vous appuyant sur l'augmentation ou la diminution des ions à chaque électrode.



EXPLICATION

a) **Anode:** $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

Cathode: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$

b) [Condition de concentration]

On rend la concentration de la solution aqueuse de ($ZnSO_4$) (A) faible, et la concentration de la solution aqueuse de ($CuSO_4$) (B) élevée (ou forte).

[La raison]

À l'anode, des ions Zn^{2+} se forment à mesure que la réaction se poursuit. En commençant avec une faible concentration de **$ZnSO_4$**, la solution met plus de temps à atteindre la saturation, ce qui permet à une plus grande quantité de zinc de se dissoudre. En revanche À la cathode, les ions Cu^{2+} sont consommés, en utilisant au début une solution de $CuSO_4$ très concentrée, l'épuisement des ions de Cu^{2+} est retardé, assurant à la réaction de se poursuivre plus longtemps.

Résolution de problème

Analysez de données expérimentales

Deux cellules électrochimiques sont construites :

Cellule A : $Zn_{(s)} \mid Zn^{2+}_{(aq)} \parallel Cu^{2+}_{(aq)} \mid Cu_{(s)}$

Cellule B : $Mg_{(s)} \mid Mg^{2+}_{(aq)} \parallel Cu^{2+}_{(aq)} \mid Cu_{(s)}$

À l'aide de la série électrochimique :

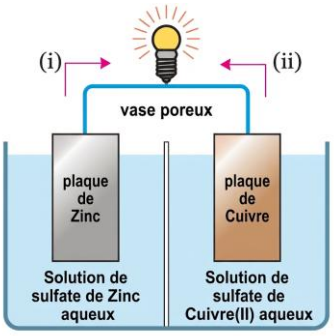
• Prévoyez quelle cellule produit la FEM la plus élevée. ……

• Justifiez votre raisonnement……

• Identifiez l'anode et la cathode dans chaque cellule. ……

À VOUS D'ESSAYER

Répondez à propos de la cellule représentée



(a) Quel est le nom de la cellule illustrée dans la figure ?

(b) Quelle plaque métallique représente la cathode (+) ? Répondez par son symbole chimique.

(c) Lorsque les plaques de zinc et de cuivre sont reliées par un fil conducteur, exprimez les transformations aux deux électrodes à l'aide d'équations ioniques contenant des électrons (e^-).

(d) Dans quel sens, (i) ou (ii), les électrons circulent-ils dans le fil conducteur ?

(e) Pour augmenter la charge électrique totale produite, comment faut-il choisir les concentrations initiales des solutions aqueuses de la solution de sulfate de zinc et la solution de sulfate de cuivre (II)?

(f) Quel nom donne-t-on à la différence de potentiel produite entre les deux électrodes ?

(g) Si la plaque de zinc est remplacée par une plaque de nickel et sa solution aqueuse par une autre de sulfate de nickel(II) aqueux, comment la différence de potentiel varie-t-elle par rapport à celle de (f) ?

Réponse : ……

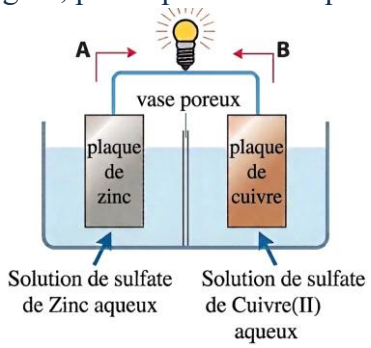
EXERCICE

Choisissez la bonne réponse

1. Quelle électrode gagne de la masse pendant le fonctionnement d'une pile de Daniell ?
A) Électrode de zinc B) Électrode de cuivre
C) Les deux électrodes D) Aucune électrode augmente de masse
Réponse : ……

2. Dans une pile de Daniell, l'oxydation se produit à :
A. la cathode B. l'électrolyte C. l'anode D. le vase poreux
Réponse : ……

3. Etudiez la cellule illustrée dans la figure, puis répondez aux questions suivantes :



(a) Exprimez les réactions qui se produisent à l'anode (−) et à la cathode (+) respectivement, en utilisant des équations ioniques.
(b) Dans quel sens les électrons circulent-ils dans le fil conducteur : **(A)** ou **(B)** ?
(c) Lequel des éléments suivants se déplace de la solution aqueuse de sulfate de cuivre (II) vers la solution aqueuse de sulfate de zinc à travers le vase poreux ?
Répondez par le numéro correspondant.
(i) Zn (ii) Zn^{2+} (iii) Cu (iv) Cu^{2+} (v) H^{+} (vi) SO_4^{2-}
Réponse :
……

Défiez votre réflexion :

La pile de Daniell st constituée de :
- Une électrode de Zn dans une solution de $ZnSO_4$
- Une électrode de Cu dans une solution de $CuSO_4$.

Un élève propose d'augmenter la concentration de $ZnSO_4$ et de diminuer celle de $CuSO_4$ afin de prolonger la durée de fonctionnement de la pile.
Évaluez cette proposition.
• Cela entraînera-t-il une augmentation ou une diminution du temps de décharge ?
……..
• Expliquez à partir des variations des concentrations de Zn^{2+} et Cu^{2+} aux deux électrodes.
……
_____

2-4 — Cellule électrochimique (2) — Différents types de cellules

INTRODUCTION



Un autobus fonctionnant à l'hydrogène traverse une ville sans produire de fumée, de dioxyde de carbone ni de polluants nocifs ; seule de l'eau est rejetée. Parallèlement, des millions de voitures utilisent chaque jour une batterie au plomb-acide pour démarrer leur moteur.

Dans cette leçon, nous étudierons comment différentes cellules électrochimiques emmagasinent et produisent l'électricité, et comment les scientifiques utilisent des preuves chimiques pour expliquer et prévoir leurs performances.

QUESTION DIRECTRICE
Comment concevoir et contrôler des réactions chimiques afin de fournir de l'énergie électrique à différentes applications de la vie réelle ?

Apprendre

1. DIFFÉRENTS TYPES DE CELLULES

(a) Batterie au plomb-acide : batterie constituée de plomb Pb (anode), le dioxyde de plomb (IV) PbO_2 (cathode) et une solution diluée d'acide sulfurique comme électrolyte.

1. Symbole de la cellule : (−) Pb | $H_2SO_{4(aq)}$ | PbO_2 (+)

2. Réactions aux électrodes (pendant la décharge) :

- **Réaction à l'anode :** $Pb + SO_4^{2-} \rightarrow PbSO_4 + 2e^-$
- **Réaction à la cathode :** $PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{2-} + 2e^- \rightarrow PbSO_4 + 2H_2O$
- **Réaction globale :** $Pb + PbO_2 + 2H_2SO_4 \rightarrow 2PbSO_4 + 2H_2O$

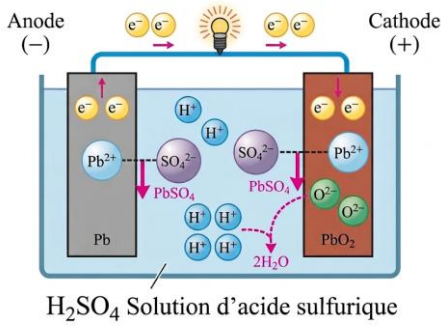


Figure 2.4.1 : Batterie au plomb-acide

3. Les caractéristiques :

- La concentration de l'acide sulfurique diminue à cause du processus de décharge.

Car H_2SO_4 est consommé et il se forme H_2O

- Pour recharger la batterie, on la relie à une source électrique extérieure. Pendant la recharge, les réactions inverses de celles de la décharge se produisent.
- (b) **Cellule à combustible** : dispositif qui extrait de l'énergie électrique au moyen d'un combustible (agent réducteur), tel que l'hydrogène, et d'un oxydant, tel que le dioxygène.

1. Symbole de la cellule : (−) H_2 | $H_3PO_{4(aq)}$ | O_2 (+)

2. Réactions aux électrodes : type à acide phosphorique :

- **Réaction à l'anode :** $H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-$
- **Réaction à la cathode :** $O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2O$
- **Réaction globale :** $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$.

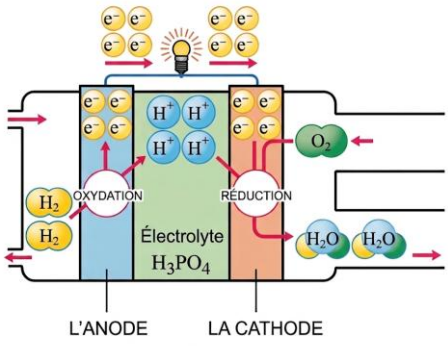


Figure 2.4.2 : Pile à combustible

STRUCTURE DE LA SCIENCE

Fait essentiel :
Les cellules électrochimiques convertissent l'énergie chimique en énergie électrique par des réactions d'oxydoréduction.
La quantité d'électricité produite dépend de la quantité d'électrons transférés.

Concepts clés :
- Cellule électrochimique - Batterie au plomb-acide
- Cellule à combustible
- Oxydation
- Réduction
- Constante de Faraday
- Charge électrique
- Électrolyte
- Réactions aux électrodes.

Pensez comme un ingénieur
Les ingénieurs qui conçoivent des véhicules électriques doivent choisir entre une batterie au plomb-acide, une batterie lithium-ion et une cellule à combustible à hydrogène.

Le défi : Quelle technologie choisiriez-vous pour chacun de ce qui suit ?
• un autobus scolaire ? ……
• une voiture particulière ? ……
• un système d'alimentation de secours ? ……
Justifiez vos choix par des preuves scientifiques. ……

2. Quantité d'électricité :

(a) Expression de la quantité d'électricité : la quantité d'électricité produit par le passage d'un courant électrique d'intensité de 1 ampère pendant 1 seconde est exprimée dans une unité appelée 1 coulomb (C).

(b) Constante de Faraday : quantité d'électricité correspondant à 1 mole d'électrons ; son symbole est F.

$$F = 9{,}65 \times 10^4 \text{ C/mol}$$

• On peut calculer la quantité d'électricité écoulée à l'aide de la constante de Faraday :
Charge électrique totale [C] = constante de Faraday [C/mol] × quantité de matière d'électrons [mol]

(c) Équations chimiques des piles: Dans une pile, comme les réactions qui se produisent à chaque électrode sont différentes, il faut choisir l'équation de réaction adaptée à la grandeur recherchée.

Réactions et charges essentielles

Pile	Anode (−) / oxydation	Cathode (+) / réduction
Plomb-acide	$Pb + SO_4^{2-} \rightarrow PbSO_4 + 2e^-$	$PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{2-} + 2e^- \rightarrow PbSO_4 + 2H_2O$
Pile à combustible (H_3PO_4)	$H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-$	$O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2O$

Applications dans la vie :
Batteries automobiles — Les batteries au plomb-acide fournissent la forte impulsion d'énergie électrique nécessaire au démarrage des moteurs.

Véhicules publics à Hydrogène — Les cellules à combustible produisent de l'électricité et ne produisent que de l'eau comme produit secondaire.

Exemple :

Répondez aux questions suivantes, sachant que le constant de Faraday est ($F = 9{,}65 \times 10^4$ C/mol) et (H = 1,0 ; O = 16 ; S = 32)

(a) Lisez le texte suivant, une batterie au plomb-acide comporte des plaques de plomb et de (A), plongées dans de l'acide sulfurique dilué. Lorsque 1,0 mole de plomb est entièrement transformée pendant la décharge, on peut obtenir une quantité de charge de (B) Coulomb et la masse de l'acide sulfurique dilué diminue de (C) g. Lors de la recharge de la batterie au plomb-acide, relie le plomb au pôle (D) d'une source extérieure d'énergie électrique ; la masse des deux plaques (E).
(i) Complétez de (A à E) par les mots ou les valeurs numériques convenables, arrondis le résultat à deux chiffres décimaux.
(ii) Exprimez les transformations qui se produisent lors de la recharge de la batterie au plomb-acide par une équation chimique.

(b) Lisez le texte suivant, une pile à combustible est un dispositif qui transforme l'énergie d'une réaction de combustion en énergie électrique en utilisant un combustible et de l'oxygène. Dans une pile à combustible contenant une solution aqueuse d'acide phosphorique comme électrolyte, il se passe (A) à l'hydrogène à (B) pour devenir (C), qui traverse l'électrolyte et réagit avec l'oxygène au (D) pour former (E).
(i) Complétez de (A à E) avec les termes appropriés.
(ii) Écrivez les réactions qui se produisent à l'anode et à la cathode sous forme d'équations ioniques avec les électrons e^-.

Des idées fausses
Les faux concepts :
« L'électricité est stockée dans les fils. »
Explication scientifique :
l'énergie électrique est générée par le transfert d'électrons au cours des réactions d'oxydoréduction.
Les fils fournissent simplement un trajet suivi par le flux d'électrons.

EXPLICATION

a) (i) **A :** Oxyde de plomb (IV).
B : comme on connaît la quantité de variation de plomb et l'on cherche la quantité de charges électriques, on considère la réaction à l'anode :

$$Pb + SO_4^{2-} \rightarrow PbSO_4 + 2e^-.$$

Lors de la transformation de 1,0 mole de Plomb, 2,0 moles d'électrons circulent.
Puisque la quantité de flux d'électricité (C) = constante de Faraday [C/mol] × quantité de matière d'électrons [mol]
la quantité d'électricité = $2{,}0 \times 9{,}65 \times 10^4$ C/mol = $1{,}93 \times 10^5$ C ≈ $1{,}9 \times 10^5$ C.
C : pour la diminution de l'acide sulfurique, met en considération la réaction globale :

$$Pb + PbO_2 + 2H_2SO_4 \rightarrow 2PbSO_4 + 2H_2O$$

Lors de la transformation de 1,0 mol de Plomb, l'acide sulfurique diminue de 2,0 mol et l'eau augmente de 2,0 mol.
Et puisque (H_2SO_4) = 98 g/mol et (H_2O) = 18 g/mol , alors la valeur de diminution dans l'acide sulfurique dilué est : (98 − 18) g/mol × 2,0 mol = 160 = $1{,}6 \times 10^2$ g.
D : reliez respectivement l'anode et la cathode de la batterie au plomb-acide aux bornes négative et positive d'une source d'énergie extérieure.
Pendant la recharge, la borne négative de la batterie au plomb-acide (où se trouve le plomb), est reliée à la borne négative de la source d'énergie extérieure et joue le rôle de cathode négative.

E : pendant la décharge, Pb et PbO_2 se transforment en $PbSO_4$, ce qui augmente la masse des électrodes. Pendant la recharge, des réactions inverses se produisent : ce qui diminue la masse des électrodes.

(ii) Pendant la recharge, la réaction se produit dans le sens inverse de la décharge

$$2PbSO_4 + 2H_2O \rightarrow Pb + PbO_2 + 2H_2SO_4.$$

(b) (i) **A :** oxydé ; **B :** anode ; **C :** ions hydrogène ; **D :** cathode ; **E :** eau.

(ii) Anode : $H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-$

Cathode : $O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2O$.

La nature de Science : Identification des variables

Un scientifique voulait étudier comment la quantité de charge électrique produite par une batterie au plomb-acide dépend de la quantité de plomb réagissant pendant la décharge.

- Il prépare plusieurs batteries au plomb-acide identiques.
- Il modifie seulement la quantité de plomb disponible dans chaque batterie en gardant toutes les autres conditions constantes puis mesurer la charge électrique totale produite.

1. Quelle est la variable indépendante ?

……

2. Quelle est la variable dépendante ?

……

3. Quelles variables faut-il contrôler pour garantir un essai équitable ? _

……

À VOUS D'ESSAYER

Choisissez la bonne réponse :

1. Lequel de ce qui suit exprime la variation produite dans la concentration de l'acide sulfurique pendant la décharge d'une batterie au plomb-acide ?

A) augmente B) reste constante C) diminue D) se double

Réponse : __.....

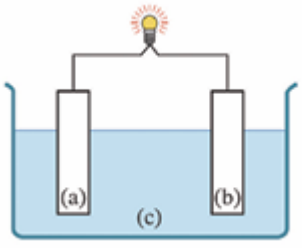
2. Laquelle des substances suivantes se forme à la cathode d'une pile à combustible à hydrogène ?

A) Dihydrogène B) Acide sulfurique C) Eau D) Dioxygène

Réponse : ……..

Répondez aux questions suivantes

3- De la figure suivante et qui représente une pile au plomb-acide



Sachant que le constant de Faraday ($F = 9{,}65 \times 10^4$ C/mol)
et (H = 1,0 ; O = 16 ; S = 32 ; Pb = 207)

(a) Quelle sont les substances utilisées pour :
(a)l'anode, (b) la cathode et (c)l'électrolyte, répondez par leur formule chimique.

(b) Écrivez respectivement les réactions à la cathode (+) et à l'anode (−) pendant la décharge sous forme des équations ioniques avec les e^-.

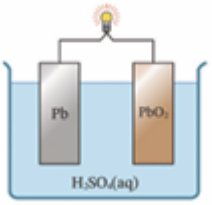
(c) Indiquez la réaction globale de la batterie pendant la décharge par une équation chimique.

(d) Comment varie la concentration de l'électrolyte due à la décharge ?
(e) Après la décharge de cette batterie pour un certain temps, elle a été rechargée et la masse de l'anode a diminué de 7,2 g. Quelle est la valeur de la quantité d'électricité en unité de [C] qui circule pendant la recharge ? (Donnez la réponse à deux décimales près.)

EXERCICE

Répondez aux questions suivantes :

1. La figure suivante représente un schéma d'une batterie au plomb – acide, répondez aux questions suivantes (H = 1,0 ; O = 16 ; S = 32 ; Pb = 207)



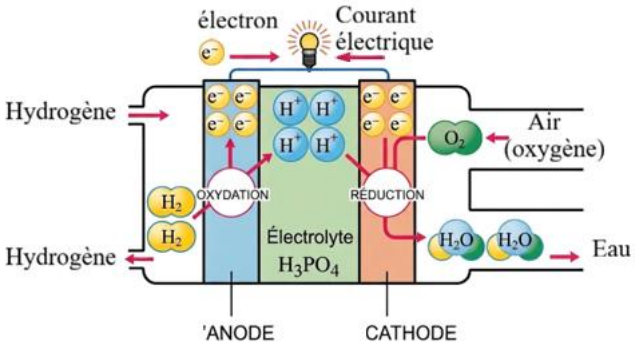
a) Indiquez le nom de la substance utilisée pour la cathode (+).
b) Exprimez les réactions à la cathode (+) et à l'anode (-) respectivement, pendant la décharge, en utilisant des équations ioniques avec les e^-.
c) Exprimez la réaction globale de la batterie pendant la décharge par une équation chimique.
d) Comment varie la concentration de l'électrolyte due à la décharge ?
e) Lors de la circulation d'une quantité d'électricité équivalente à 1,0 mol d'électrons, combien de grammes la masse de l'électrode positive augmente ou diminue-t-elle ? (Donnez la réponse à deux décimales près).

2. La figure suivante exprime un schéma d'une pile à combustible (de type d'acide phosphorique)
La pile à combustible extrait l'énergie électrique de la réaction du dihydrogène (combustible) avec le dioxygène.

Répondez aux questions suivantes :

(A) Concernant la pile à combustible (de type acide phosphorique), la réaction (a) se produit à la cathode (+), la réaction (b) à l'anode (−) et la réaction globale (c).

- Écrivez les équations ioniques avec les e^- qui expriment (a) et (b).
- Écrivez l'équation de la réaction (c).



(B) Calculez la quantité d'électricité qui circule lorsque 5,6 L de dihydrogène sont consommés à 0 °C et 1,013 × 10^5 Pa, supposant que le dioxygène est en excès. (la constant de Faraday, F = 9,65 × 10^4 C/mol). (Donnez la réponse à deux décimales près) réponse à deux nombres décimaux)

Défiez votre réflexion :

Une batterie au plomb-acide se décharge complètement ce qui provoque la circulation de 3,0 mol d'électrons. En utilisant F = 9,65 × 10^4 C/mol, calculez :
1. La charge totale produite. ……..
2. La charge serait-elle plus grande ou plus petite si 5,0 mol d'électrons circulaient ? ……
3. Justifiez votre réflexion. ……..

2-5 Les réactions aux électrodes (1)

INTRODUCTION



Une entreprise souhaite produire de l'hydrogène comme combustible et source d'énergie propre et du chlore pour le traitement de l'eau. Au lieu d'ajouter de substances chimiques, les ingénieurs font simplement passer un courant électrique dans une solution saline. Quelques minutes plus tard, des bulles de gaz apparaissent aux deux électrodes et des substances entièrement nouvelles se forment.

Explorons dans cette leçon comment l'électricité peut transformer des substances en nouveaux produits.

QUESTION DIRECTRICE
Comment l'énergie électrique peut-elle provoquer des réactions chimiques non spontanées , et comment les chimistes prévoient-ils les substances qui se formeront à chaque électrode ?

Apprendre

A) Électrolyse :

Un procédé qui utilise l'énergie électrique pour provoquer des réactions d'oxydoréduction non spontanées.

- La réaction à l'électrode dépend de la nature de l'électrode et celle des ions présents dans la solution aqueuse.

(b) Les réactions aux électrodes

« Réactions à l'anode »

(i) Lorsqu'on utilise une électrode de platine ou de carbone (électrode inerte) :

• En présence d'ions halogénure, (tels que Cl^- et I^-), ceux-ci sont oxydés en leurs éléments.

Exemple : $2I^- \rightarrow I_2 + 2e^-$.

• En présence d'autres ions, (tels que les ions de sulfate SO_4^{2-} et les ions de nitrate NO_3^-) :

- Lorsque la solution aqueuse est **acide ou neutre**, c'est l'eau qui s'oxyde avec dégagement du gaz dioxygène O_2

$$2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$$

- Lorsque la solution aqueuse est **basique**, les ions hydroxyde OH^- s'oxydent avec dégagement du gaz dioxygène O_2

$$4OH^- \rightarrow O_2 + 2H_2O + 4e^-$$

(ii) Lorsqu'on utilise une autre électrode (métallique) que le platine ou le carbone : Les atomes du métal constituant l'anode s'oxydent et se dissolvent sous formes de cations.

Exemple : $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$

STRUCTURE DE LA SCIENCE

Fait essentiel

Les produits de l'électrolyse dépendent à la fois des ions présents en solution et de la nature de l'électrode utilisé.

Concepts clés :

- L'électrolyse
- Les réactions aux électrodes
- La membrane échangeuse de cations
- La méthode à membrane échangeuse d'ions.

« Réactions à la cathode » La nature de l'électrode n'affecte pas les produits de l'électrolyse

(i) En cas de présence d'ions métalliques moins réactifs que l'hydrogène (par exemple Ag^+, Cu^{2+}) à la cathode, ces ions sont réduits et se déposent sous forme de leur métal correspondants.

Exemple : $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$.

(ii) En cas de présence d'ions métalliques plus réactifs que l'hydrogène, l'eau est réduite à la cathode au lieu des ions métalliques, avec dégagement de gaz hydrogène :

$$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$$

(iii) Lorsque la solution aqueuse est acide, les ions hydrogène H^+ sont réduits à la cathode et du gaz hydrogène se dégage:

$$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$$

(c) Exemple d'électrolyse ;

« L'électrolyse d'une solution aqueuse d'acide sulfurique dilué H_2SO_4 avec des électrodes en platine »

(1) À l'anode : $2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$

(ii) À la cathode : $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$

Dans le cas d'électrodes en platine, il existe des ions sulfate (SO_4^{2-})et la solution aqueuse est acide.

EXPLORATION PAR L'INVESTIGATION

La pile	Électrolyte	Électrode
A	NaCl(aq)	Carbone
B	$AgNO_3$(aq)	Argent
C	NaOH(aq)	Platine

1. Quels ions sont présents dans chaque solution ? .....
2. Quels ions sont les plus susceptibles de gagner des électrons ? .....
3. Quelles particules sont les plus susceptibles de perdre des électrons ? .....

Méthode à membrane échangeuse d'ions

(a) Membrane échangeuse de cations : membrane qui ne laisse passer que les ions positifs (cations)

(b) Procédé à membrane échangeuse d'ions : procédé industriel de fabrication de l'hydroxyde de sodium au moyen d'une membrane échangeuse de cations.

❶ Électrolyse d'une solution aqueuse de chlorure de sodium avec des électrodes de carbone et de fer.

• Réaction à l'anode : $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$

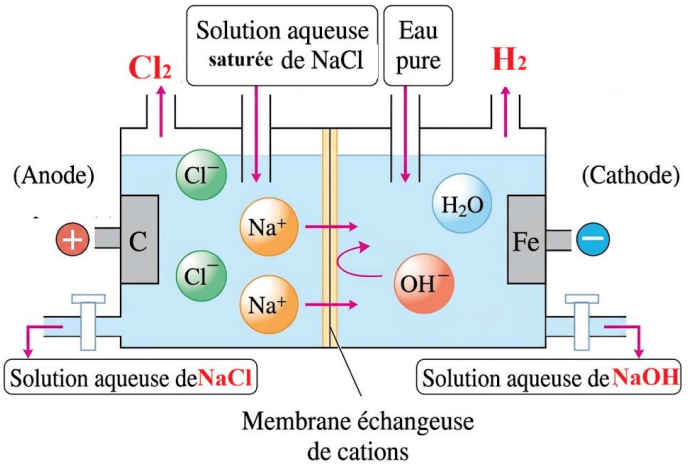
• Réaction à la cathode : $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$

Le gaz dichlore Cl_2 se dégage à l'anode et le gaz dihydrogène à la cathode.

❷ Les ions Na^+ traversent la membrane échangeuse de cations vers la cathode.

❸ À la cathode, les concentrations en OH^- et Na^+ augmentent

⇒ On obtient ainsi une solution d'hydroxyde de sodium de haute pureté et de forte concentration dans le compartiment de la cathode.



APPLICATION DANS LA VIE

L'économie de l'hydrogène

La société dépend actuellement des combustibles fossiles (charbon, pétrole et gaz), mais leur combustion libère du CO_2, qui a un effet de serre et élève le niveau des mers. L'hydrogène H_2 est un alternatif idéal : car sa combustion ne produit que de l'eau ; c'est donc un combustible non polluant et renouvelable. « L'économie de l'hydrogène » repose sur deux technologies électrochimiques :

1. l'électrolyse de l'eau - alimentée par l'énergie solaire, pour dissocier l'eau en hydrogène.
2. les piles à combustible, qui convertissent l'énergie chimique de l'hydrogène en électricité.

La maîtrise de l'électrochimie est essentielle à un avenir durable et sans carbone.

Exemple :

Par l'électrolyse des solutions (a), (b) et (c), écrivez la demi-équation d'oxydation ou de réduction qui se produit à chaque électrode.

	(a)	(b)	(c)
Électrolyte	Solution de chlorure de cuivre (II)	Solution de nitrate d'argent	Solution d'hydroxyde de sodium
Anode	C	Ag	Pt
Cathode	C	Ag	Pt

EXPLICATION

(a) À l'anode (carbone) : Le chlorure de cuivre (II) s'ionise et les ions chlorure $\mathbf{Cl^-}$ se dirigent vers l'anode, où ils sont oxydés en chlore gazeux : $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$.

À la cathode (carbone) :

Le chlorure de cuivre (II) s'ionise et les ions cuivre $\mathbf{Cu^{2+}}$ se dirigent vers la cathode. (Comme le cuivre est un métal moins réactif que l'hydrogène), les ions cuivre sont réduits et du cuivre métallique se dépose : $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$.

(b) À l'anode : l'électrode étant en argent, les atomes du métal d'argent s'oxydent et se dissolvent sous forme d'ions positifs : $Ag \rightarrow Ag^+ + e^-$.

À la cathode : Le nitrate d'argent s'ionise et les ions argent Ag^+ (métal moins réactif que l'hydrogène) sont réduits en atomes d'argent métallique qui se déposent : $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$.

(c) À l'anode l'électrode est en platine et la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (NaOH) est basique Dans ce cas, les ions hydroxyde $\mathbf{OH^-}$ sont oxydés : $4OH^- \rightarrow O_2 + 2H_2O + 4e^-$.

À la cathode : L'hydroxyde de sodium s'ionise et il existe des ions des métaux plus réactif que l'hydrogène ($\mathbf{Na^+}$). Dans ce cas, c'est l'eau est réduite et du gaz hydrogène se dégage :

$$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-.$$

Réfléchis comme un chimiste

Un élève affirme : « Le sodium métallique devrait se former pendant l'électrolyse d'une solution de chlorure de sodium, puisque des ions sodium sont présents. »

Évaluez cette affirmation.

• Le sodium est-il plus réactif que l'hydrogène ?

……

• Quelle espèce est la plus facile à réduire ?

……

• Quelle preuve soutien votre conclusion ?

……

À VOUS D'ESSAYER

Répondez aux questions suivantes

1. Par électrolyse des solutions aqueuses d'électrolytes indiquées dans le tableau ci-dessous, exprimez les transformations A à F qui se produisent à chaque électrode par une équation de demi-réaction d'oxydation ou de réduction.

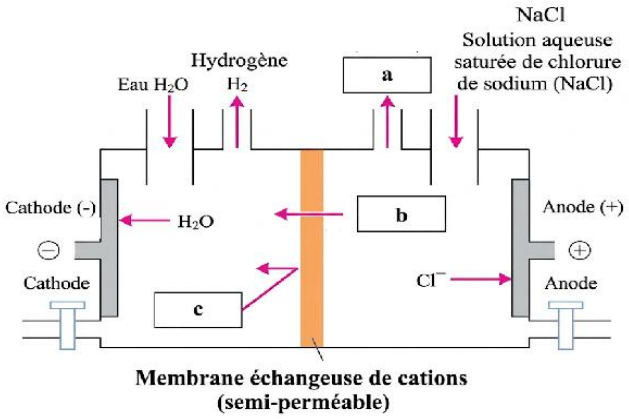
Électrolyte aqueux	Cathode	Transformation	Anode	Transformation
(a) Acide sulfurique dilué	Cu	(A)	Cu	(B)
(b) Solution d'hydroxyde de sodium	Pt	(C)	Pt	(D)
(c) Solution de sulfate de cuivre (II)	Pt	(E)	Pt	(F)

Réponse : ……..

Choisissez la bonne réponse :

2. À partir du schéma ci-dessous représentant la fabrication industrielle de l'hydroxyde de sodium par le procédé à membrane échangeuse d'ions. Choisissez le groupe de formules chimiques le plus approprié parmi (1) à (6), pour placer les espèces chimiques de (a) à (c) dans le schéma ci-dessous.

Choix	a	b	c
(1)	O_2	Na^+	OH^-
(2)	O_2	OH^-	OH^-
(3)	O_2	Na^+	Cl^-
(4)	Cl_2	OH^-	Cl^-
(5)	Cl_2	Na^+	Cl^-
(6)	Cl_2	Na^+	OH^-



EXERCICE

Choisissez la bonne réponse :

1. Lors de l'électrolyse d'une solution aqueuse de $AgNO_3(aq)$, le métal argent se dépose à la cathode parce que :

a) les ions Ag^+ se réduisent facilement. b) l'eau s'oxyde.
c) les ions nitrate gagnent des électrons. d) l'argent est très réactif chimiquement.

Réponse : .....

2. Lequel des facteurs suivants peut modifier les produits de l'électrolyse ?

a) la couleur du récipient. b) la nature de l'électrode.
c) la forme du bécher. d) la position de la source d'alimentation.

Réponse : .....

3. Lors de l'électrolyse des électrolytes et en utilisant les électrodes indiquées dans le tableau de (a) à (d), exprimez les réactions qui se produisent à l'anode et à la cathode en écrivant les équations des demi-réactions correspondantes respectivement.

	(a)	(b)	(c)	(d)
Électrolyte	Acide sulfurique dilué	Solution de KOH	Solution de $CuSO_4$	Solution de NaCl
Anode	Pt	Pt	Cu	C (graphite)
Cathode	Pt	Pt	Fe	Fe

Réponse : ……

Défiez votre réflexion :

Par l'électrolyse d'une solution aqueuse concentrée de chlorure de sodium avec des électrodes en carbone.

1. Identifiez tous les ions présents.
……

2. Prévoyez le produit formé à l'anode.
……

3. Prévoyez le produit formé à la cathode.
……

4. Expliquer pourquoi le sodium métallique ne se forme pas.
……

5. Prévoyez comment le pH évolue dans le compartiment de la cathode.
……

2-6 — Électrolyse (2) (Quantité d'électricité et deux cellules électrolytiques)



INTRODUCTION

Une entreprise utilise l'électrolyse pour produire du cuivre pur destiné aux fils électriques. Avant même le début du procédé, les ingénieurs savent exactement quelle masse de cuivre se déposera : non pas en pesant le cuivre, mais en mesurant l'intensité du courant qui traverse le circuit électrique.
Dans cette leçon, nous découvrirons la relation entre la quantité d'électricité, les électrons et la transformation chimique, de plus nous verrons comment les chimistes utilisent des données quantitatives pour prévoir la production industrielle.

QUESTION DIRECTRICE
Comment les chimistes peuvent-ils prévoir la quantité de substance produite pendant une électrolyse en utilisant seulement des mesures électriques telles que l'intensité et le temps?

EXPLORATION



Les élèves peuvent réaliser la galvanoplastie d'une pièce de monnaie ou d'une clé métallique dans une solution de sulfate de cuivre.

Observation

Avant l'électrolyse :

……

Après l'électrolyse :

……

Déduction :

……

Apprendre

1. Électrolyse et quantité d'électricité :

(a) Calculez la quantité d'électricité :

Quantité d'électricité (C) = intensité du courant (A) × temps (s)

(b) Constante de Faraday F : quantité d'électricité portée par 1 mol d'électrons ; F = 9,65 × 10^4 C/mol.

(c) La masse de la substance produite par électrolyse (m) est directement proportionnelle à la quantité d'électricité (Q) qui traverse l'électrolyte.

- $m \propto Q$
- Comme Q = I × t, (courant × temps), l'équation peut aussi s'écrire : $m = ZIt$.
- m : masse de la substance déposée, en (g)
- Q : quantité d'électricité passée (Coulomb)
- I : Intensité du courant (Ampère)
- t : temps, (seconde).
- Z = équivalent électrochimique de la substance

STRUCTURE DE LA SCIENCE

Fait essentiel

La quantité de substance produite de l'électrolyse est directement proportionnelle à la quantité d'électricité qui traverse le circuit.

Concepts clés :

- L'électrolyse.
- La quantité d'électricité.
- Le constante de Faraday.
- L'oxydation.
- La réduction.
- L'électroraffinage.

Équivalent électrochimique (Z)

est la masse de la substance déposée à la suite du passage d'une quantité d'électricité égale à **1 coulomb**.
Sa valeur est calculée à partir de la relation suivante :

$$Z = \frac{M}{nF}$$

où :

- **n** = nombre d'électrons gagnés ou perdus par mole de substance (représente la valence de l'élément dans la réaction d'oxydoréduction)
- **F** = constante de Faraday ($9{,}65 \times 10^4$C et représente la charge électrique d'une mole d'électrons.

2. Électrolyse avec deux cellules électrolytiques :

Lorsque plusieurs cellules électrolytiques sont reliées, l'électrolyse se produit séparément pour chaque électrolyte aux électrodes de chaque cellule, où les électrons circulent entre les deux cellules électrolytiques.

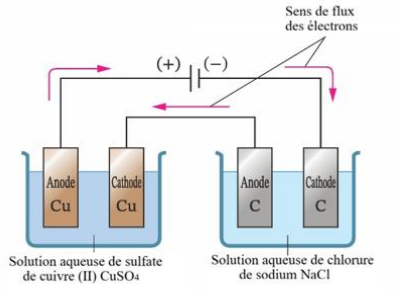


Figure 2.6.1 l'électrolyse à l'aide de deux cellules électrolytiques

(a) Réactions aux électrodes dans la figure ci-contre :

(i) Les réactions dans la solution de $CuSO_4$

À l'anode : $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$

À la cathode : $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$

Les électrodes en cuivre et les ions Cu^{2+} dans la solution aqueuse

(ii) Les réactions dans la solution de NaCl :

À l'anode : $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$

À la cathode : $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$

Les électrodes en carbone et les ions Na^+ et Cl^- dans la solution aqueuse

(b) Le circuit et la quantité d'électricité :

Lorsque les deux cellules électrolytiques **A** et **B** sont connectées en série, et les quantités d'électricité qui traversent respectivement les cellules A et B sont $Q_A$et Q_B. Et la quantité d'électricité totale qui traverse le circuit entièrement est Q. On a alors la relation :

$$Q = Q_A = Q_B$$

La quantité d'électricité (C) = Intensité (A) x temps (S)
Dans un circuit électrique en série, l'intensité du courant est la même dans toutes les parties du circuit.

3. Raffinage électrolytique du cuivre :

(a) Électroraffinage : obtenir un métal pur à partir d'un métal contenant des impuretés par électrolyse.

(b) Électroraffinage du cuivre : par fusion de la chalcopyrite (pyrite de cuivre), l'un des minerais du cuivre, on obtient le cuivre impur d'environ 99 % de pureté ; un raffinage électrolytique permet d'obtenir un cuivre pur à 99,99 % ou davantage.

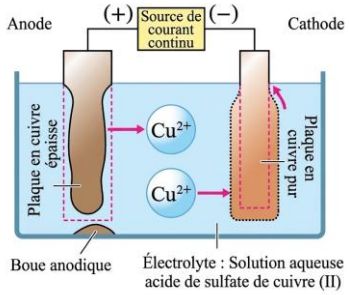


Figure 2.6.2 : Raffinage électrolytique du cuivre

Mécanisme de raffinage électrolytique du cuivre :

(1) Utilise la plaque de cuivre impur comme anode (+) et la plaque de cuivre pur comme cathode (−).

(2) **À l'anode,** les atomes de cuivre perdent des électrons et se dissolvent sous forme d'ions cuivre (II) :
L'équation chimique : $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$.

À la cathode, les ions de cuivre (II) gagnent des électrons et se déposent sous forme de cuivre métallique :

L'équation chimique : $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$.

(3) À l'anode, l'or, l'argent et les autres métaux moins réactifs contenus dans le cuivre impur se déposent comme éléments. Ce dépôt est appelé « boue anodique ».

Relations essentielles de la quantité d'électricité

Relation	Formule
Charge à partir de l'intensité et du temps	$Q\ [C] = I\ [A] \times t\ [s]$
Charge à partir des électrons	$Q\ [C] = F \times n(e^-)$, avec $F = 9{,}65 \times 10^4$ C/mol
Cellules en série	$Q = Q_A = Q_B$: les mêmes électrons traversent chaque cellule
Raffinage du cuivre	Cu impur = anode (+) ; Cu pur = cathode (−) ; Au/Ag → boue anodique

APPLICATION DANS LA VIE

L'électroraffinage assure une meilleure conductivité électrique, réduit les pertes d'énergie et rend les appareils électroniques plus fiables. Sans électrolyse, les systèmes modernes de communication ne fonctionneraient pas efficacement.

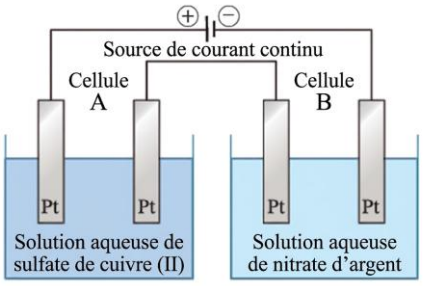


Exemple :

Répondez aux questions suivantes :

(a) Dans la figure ci-contre :

On place une solution aqueuse de sulfate de cuivre (II) dans la cellule électrolytique A et une solution aqueuse de nitrate d'argent dans la cellule électrolytique B. L'électrolyse est réalisée à l'aide d'électrodes de platine Lorsqu'un courant électrique d'intensité constante est appliqué, la masse de la cathode de B augmente de 5,4 g.



Répondez aux questions suivantes. Donnez les résultats à deux décimales près.

(Constante de Faraday, $F = 9{,}65 \times 10^4$ C/mol), (Cu = 64 et Ag = 108)

(i) Écrivez la demi-équation à la cathode de B.

(ii) Quelle quantité d'électricité, en C, est nécessaire pour réaliser cette électrolyse ?

(iii) Quelle masse de cuivre, en g, s'est déposée à la cathode de A ?

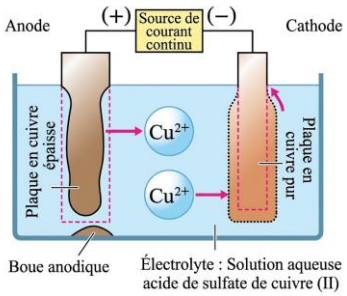
(b) Lisez le texte puis répondez :

Le cuivre extrait de la chalcopyrite (pyrite de cuivre) est impur et contient notamment des impuretés comme l'or, l'argent, le fer et le zinc.

En faisant du cuivre impur l'électrode (A) et du cuivre pur l'électrode (B), et par l'électrolyse de la solution aqueuse de sulfate de cuivre (II) pour obtenir du cuivre pur. Les métaux de réactivité (C), tels que l'or et l'argent, se déposent au fond de l'électrode ; ce dépôt est appelé (D).

(i) Donnez les termes correspondant de A à D.

(ii) Écrivez les demi-équations à l'anode et à la cathode.



EXPLICATION

(A) (i) Dans la solution aqueuse de la cellule électrolytique B, des ions d'un métal moins réactif Ag^+, sont présents : $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$.

(ii) Prend en considération la réaction qui se produit à la cathode de la cellule électrolytique B, dont la masse augmente.

D'après l'équation de la réaction en (i), on constate que le dépôt de 1 mole d'Ag nécessite 1 mole d'électrons.

Puisque la masse de la cathode de la cellule B augmente de 5,4 g d'argent (Ag).

La quantité de matière Ag déposée est donc :

$$\frac{5{,}4\ g}{108\ g \cdot mol^{-1}} = 5{,}0 \times 10^{-2}\ mol$$

Ainsi, la quantité de moles des électrons ayant traversé la solution est également : $5{,}0 \times 10^{-2}\ mol$

Donc, la quantité d'électricité nécessaire est alors :

$Q = 9{,}65 \times 10^4$ C/mol $\times$ $5{,}0 \times 10^{-2}$ mol $= 4{,}825 \times 10^3 \approx 4{,}8 \times 10^3$ C.

(iii) La réaction à la cathode de la cellule électrolytique A est : $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$

D'après l'équation de la réaction, on constate que le dépôt de 1 mole de cuivre nécessite 2 moles d'électrons.

Comme le courant traversant le circuit est le même dans toutes ses parties, le nombre de moles d'électrons traversant les deux cellules est également le même.

Les électrons traversant la cellule électrolytique A est : $5{,}0 \times 10^{-2}\ mol$

La quantité de matière du cuivre formée est donc : $5{,}0 \times 10^{-2} \times \frac{1}{2}$

Ainsi, la masse de cuivre déposée est : $64g \times 5{,}0 \times 10^{-2} \times \frac{1}{2} mol = 1{,}6\ g$

(B) (i) A : anode ; B : cathode ; C : faible ; D : boue anodique.

(ii) Anode : $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$

Cathode : $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$.

NATURE DE LA SCIENCE — IDENTIFICATION DES VARIABLES

Un scientifique étudie l'effet de l'intensité du courant sur la masse de cuivre déposée pendant l'électrolyse.

1. Quelle est la variable indépendante ?

……

2. Quelle est la variable dépendante ?

……

3. Quelles variables faut-il contrôler pour garantir un essai équitable ?

……

À VOUS D'ESSAYER

Choisissez la bonne réponse

1. Laquelle des équations suivantes exprime directement la relation entre l'intensité du courant, le temps et la quantité d'électricité ?
A) $PV = nRT$ B) $Q = It$ C) $\pi = cRT$ D) $\Delta t = Km$
Réponse : ……

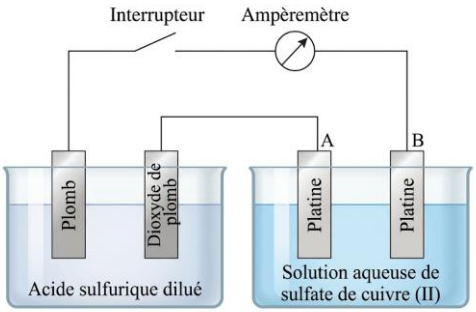
2. Lors de l'électroraffinage du cuivre, le cuivre impur constitue :
A) la cathode B) l'électrolyte C) l'anode D) le pont salin
Réponse : ……

Répondez aux questions suivantes :

3. Un dispositif électrolyse est monté comme indiqué sur la figure :
la cellule électrolytique I contient une solution aqueuse de sulfate de cuivre (II) et la cellule électrolytique II contient une solution aqueuse de sulfate de sodium. L'électrolyse est effectuée pendant 32 min 10 s avec un courant maintenu à 10 A.
Répondez aux questions suivantes ;
Supposons la constante de Faraday, $F = 9{,}65 \times 10^4$ C/mol.
(a) Combien de moles d'électrons ont circulé ?
(b) Exprimez par des demi-équations les transformations aux électrodes A et B.
(c) Quelle valeur est la plus proche de la variation de masse [g] de l'électrode A dans la cellule électrolytique I après l'électrolyse ? (Cu = 64).
1. −19,2 **2.** −12,8 **3.** −6,4 **4.** ±0 **5.** +6,4 **6.** +12,8 **7.** +19,2
(d) Quel volume, en L, de gaz dégagé à l'électrode C de la cellule électrolytique II à 0 °C et sous une pression de $1{,}013 \times 10^5$ Pa ? Donnez la réponse à deux décimales près.
(e) Quelle propriété présente la solution aqueuse à proximité de l'électrode D dans la cellule électrolytique II après l'électrolyse ?

EXERCICE

Lisez le texte suivant et répondez aux questions :
Suppose que la constante de Faraday, $F = 9{,}65 \times 10^4$ C/mol ; (H = 1,0 ; O = 16 ; S = 32 ; Cu = 64 ; Pb = 207).
Comme indiqué sur la figure, une batterie au plomb-acide, une cellule électrolytique et un ampèremètre sont connectés en série.
La cellule électrolytique contient 200 ml d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre (II) de concentration 0,200 mol/L. Des électrodes en platine sont utilisées. L'électrolyse est réalisée avec un courant de 2,00 A , pendant 32 min 10 s.
Dans la cellule électrolytique, l'électrode de platine **A** joue le rôle d'anode et l'électrode de platine **B** joue le rôle de cathode.
À l'électrode **B**, (i) se dépose.



La batterie au plomb-acide utilisée dans l'électrolyse est une batterie qui emploie de l'acide sulfurique dilué de masse volumique 1,20 g/cm³ et de concentration de masse de 30,0 %, où le plomb est immergé comme anode (−) et le dioxyde de plomb (IV) comme cathode (+).
(I) À l'électrode de plomb se produit une réaction (ii) ; (II) à l'électrode de dioxyde de plomb (IV), se produit une réaction (iii). Lorsque la décharge se poursuit, un dépôt blanc se forme sur les deux électrodes et la force électromotrice diminue.
La batterie déchargée peut être rechargée en reliant ses électrodes à une source extérieure et en faisant circuler un courant.

(a) Choisissez les mots appropriés pour remplacer de (i) à (iv). Un même mot peut être utilisé plusieurs fois :
Oxydation — Réduction — Cuivre — Plomb — Sulfate de cuivre (II) — Sulfate de plomb (II) — Oxyde de cuivre (II) — Dioxyde de plomb (IV).

(b) Écrivez les demi-équations des parties soulignées (I) et (II), en faisant apparaître le transfert d'électrons.
(c) Avec des électrodes de platine, écrivez la demi-équation à l'électrode A (partie I). Puis remplacez-les par des électrodes de cuivre et écrivez la demi-équation à A (partie II).
(d) Calculez la variation de masse de l'anode de plomb (−) de la batterie de plomb-acide, y compris l'augmentation ou la diminution à deux décimales près.

Défiez votre réflexion :
Deux cellules électrolytiques sont reliées en série :
• La cellule A contient une solution de $CuSO_4$.
• La cellule B contient une solution de $AgNO_3$.
Pendant l'électrolyse, 10,8 g d'argent se déposent dans la cellule B.

Sans reprendre directement l'exemple de la leçon :
1. Déterminez la quantité de matière d'argent produite.
……

2. Calculez la quantité de moles d'électrons transférée.
……

3. Calculez la masse de cuivre déposée dans la cellule A.
……

2-7 — Vitesse de réaction

INTRODUCTION



Un morceau de fer laissé à l'air libre peut mettre des mois ou des années à rouiller, tandis qu'un comprimé effervescent plongé dans l'eau peut commencer à réagir presque immédiatement. Dans l'industrie, certaines réactions doivent se produire rapidement afin d'augmenter la production, alors que d'autres doivent être ralenties pour des raisons de sécurité.

Dans cette leçon, nous étudierons la mesure des vitesses de réaction et la manière dont les modèles mathématiques aident les scientifiques à comprendre les facteurs qui contrôlent les transformations chimiques.

QUESTION DIRECTRICE
Pourquoi certaines réactions chimiques se produisent-elles en quelques secondes, tandis que d'autres exigent des jours, des mois ou même des années ? Comment les chimistes peuvent-ils prévoir la vitesse d'une réaction ?

Apprendre

1. CONCEPT DE VITESSE DE RÉACTION

Les réactions chimiques présentent des vitesses très diverses : certaines sont presque instantanées, d'autres se déroulent sur une très longue durée.

• **Exemple de réaction rapide** : formation immédiate d'un précipité blanc de chlorure d'argent lorsqu'une solution de chlorure de sodium est ajoutée à une solution de nitrate d'argent.

• **Exemple de réaction lente :** oxydation lente du cuivre et du fer par le dioxygène et l'humidité de l'air, ce qui entraine la formation de rouille.

La vitesse d'une même réaction peut aussi varier selon les conditions de la réaction, notamment la température et la pression.

Nature de la science— Identifications des variables
Des élèves étudient l'effet de la température sur la vitesse de réaction en observant la réaction entre un comprimé effervescent et l'eau.
1. Quelle est la variable indépendante ?
……
2. Quelle est la variable dépendante ?
……
3. Quelles variables faut-il contrôler pour garantir un essai équitable ?
……

STRUCTURE DE LA SCIENCE
Fait essentiel :
La vitesse de réaction dépend de la concentration des réactifs et de la température ; cette relation est décrite par une équation de vitesse déterminée expérimentalement.
Concepts clés :
- Vitesse de la réaction.
- Concentration.
- Équation de la vitesse.
- Constante de vitesse.
- Ordre de la réaction.

2. Définition et expression de la vitesse de la réaction

Vitesse de réaction : diminution de la quantité d'un réactif ou augmentation de la quantité d'un produit par unité de temps. La variation de la quantité de matière est généralement exprimée par une variation de concentration.

$$\text{Vitesse de la réaction} = \frac{\text{diminution de la concentration molaire du réactif}}{\text{temps de réaction}} = \frac{\text{augmentation de la concentration molaire du réactif}}{\text{temps de réaction}}$$

3. Rapport entre les vitesses de réaction et les coefficients stœchiométriques

Bien que la variation de la concentration molaire par unité de temps soit différente selon la substance étudiée dans une réaction chimique, le rapport des vitesses de réaction de chaque substance est égal au rapport de leurs coefficients stœchiométriques dans l'équation chimique équilibrée.

Exemple : Lorsque l'hydrogène et l'iode sont placés dans un récipient fermé et chauffés à température constante, la réaction suivante se produit en formant de l'iodure d'hydrogène : $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$.
Le rapport entre la vitesse de disparition de H_2 ou I_2 et la vitesse de formation de HI est 1 : 2.

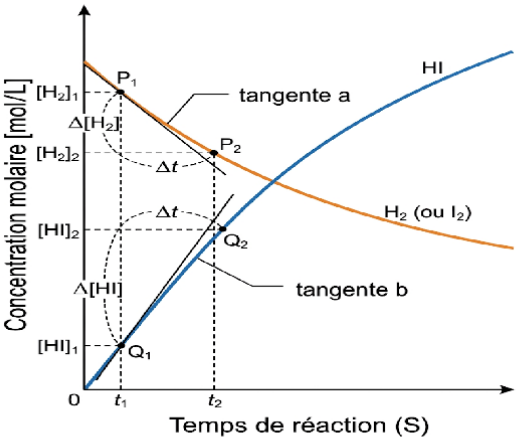


Figure 2.7.1 La vitesse de la réaction et les coefficients stœchiométriques

4. Équation de vitesse d'une réaction :

L'équation de vitesse exprime la relation entre la vitesse de réaction et les concentrations molaires des substances des réactifs
Pour une réaction exprimée par l'équation chimique $A + B \rightarrow C + D$, si v est la vitesse de la réaction, [A] et [B] sont les concentrations molaires des réactifs et k, a et b sont des constantes, alors l'équation de vitesse (ou loi de vitesse) s'écrit :

$$v = k[A]^a[B]^b$$

• **Constante de vitesse (k) :** constante de proportionnalité dans l'équation de vitesse. Sa valeur reste constante si la température est fixe, mais varie lorsque la température change.
• **Ordres de réaction a et b :** Les exposants *a* et *b* représentent les ordres de réaction par rapport aux réactifs A et B respectivement. Ils doivent être déterminés expérimentalement, ils ne coïncident pas nécessairement avec les coefficients stœchiométriques de l'équation chimique.

Tableau des formules

Grandeur	Expression	Remarque
Vitesse de réaction	$v = \frac{-\Delta[\text{réactif}]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{produit}]}{\Delta t}$	Variation par unité de temps, généralement comme la variation de concentration
Rapport des vitesses	Vitesse ∝ coefficient stœchiométrique	Pour $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$ Rapport des vitesses : $H_2 : I_2 : HI = 1 : 1 : 2$
Équation de vitesse (Loi de vitesse)	$v = k[A]^a[B]^b$	a et b sont ordres de réaction - déterminés expérimentalement
Constante de vitesse k	constante de proportionnalité	Constante à température donnée ; change si T change

APPLICATION DANS LA VIE
Réfrigérateurs et congélateurs :
Le stockage des aliments périssables dans un réfrigérateur ou un congélateur abaisse la température, ce qui ralentit fortement la vitesse des réactions chimiques et biologiques responsables de leur détérioration des aliments ou de la multiplication des bactéries.

Exemple :

Répondez aux questions suivantes :

(A) Pour la réaction A + B → C, on fait varier les concentrations de A et de B et on mesure la vitesse instantanée v. Les résultats obtenus sont présentés dans le tableau ci-dessous :

Expérience	[A] [mol/L]	[B] [mol/L]	v [mol/(L·s)]
1	0,30	1,20	$3,6 \times 10^{-2}$
2	0,30	0,60	$9,0 \times 10^{-3}$
3	0,60	0,60	$1,8 \times 10^{-2}$

(i) Exprimez la relation entre [A], [B] et v par une équation de vitesse de réaction, en notant k la constante de vitesse.
(ii) Donnez la valeur de k à deux chiffres décimaux près.

(B) Pour une certaine réaction, la constante de vitesse double chaque fois que la température augmente de 10 K de la température ambiante. Par quel facteur la vitesse (v) augmente-t-elle lorsque la température passe de 25 °C à 55 °C ?

EXPLICATION

(A) (i) D'après les expériences (1) et (2), on constate que lorsque la concentration [B] diminue à la moitié, la vitesse (v) diminue au $\frac{1}{4}$. Cela montre que la vitesse est directement proportionnelle au carré de la concentration de [B]:
De même, d'après les expériences (2) et (3), on constate que lorsque la concentration **[A]** est doublée,
la vitesse **(v)** se double également. Cela montre que la vitesse est directement proportionnelle à la première puissance de la concentration de [A] : Ainsi : $v = k[A][B]^2$.

(ii) Une fois l'équation de vitesse (loi de vitesse) est déterminée, il est possible de calculer la constante de vitesse **k** à partir des résultats expérimentaux. D'après le résultat de l'expérience (3) :
$1,8 \times 10^{-2}$ mol/(L·s) = k × (0,60 mol/L) × (0,60 mol/L)²

$k = \frac{(1,8 \times 10^{-2})}{0,60 \times (0,60)^2} = 0,0833$ L²/(mol².s) ≈ $8,3 \times 10^{-2}$ L²/(mol².s).

(B) Le passage de 25 °C à 55 °C correspond à une augmentation de température de 30 K. Sachant que la constante de vitesse double pour chaque augmentation de température de **10 K**, une augmentation de **30 K** multiplie la constante de vitesse par : $2^3=8$
Ainsi, la constante de vitesse devient **8 fois plus grande** que sa valeur initiale.

Réfléchis comme un chimiste
Une entreprise pharmaceutique a développé un médicament qui se décompose trop rapidement pendant le stockage.
• Faut-il le conserver à une température élevée ou basse ? .....
• Quels facteurs pourraient ralentir la réaction de décomposition ?
.....
• Comment la connaissance des vitesses de réaction peut-elle améliorer la sécurité du produit ?
.....

À VOUS D'ESSAYER

1. On ajoute 10,0 ml de solution de peroxyde d'hydrogène de concentration 1,00 mol/L à une petite quantité d'oxyde de manganèse (IV). Le peroxyde d'hydrogène se décompose et du gaz oxygène se dégage. Après 2 min du début de la réaction, la concentration du peroxyde d'hydrogène devient 0,64 mol/L.

Répondez aux questions suivantes en donnant les résultats à **deux nombres décimaux proches** :

(a) Quelle est la vitesse de décomposition en mol/(L·s) pendant cette durée de temps ?

(b) Quelle est la vitesse de formation du dioxygène en mol/s ?

Réponse : ……

2. Dans une réaction produisant C à partir de A et B à 25 °C, la vitesse de formation (v) de C est multipliée par 4 lorsque seule [A] est doublé et diminue au quart de sa valeur lorsque seule [B] a diminué à la moitié. Répondez aux questions suivantes.

(a) Écrivez l'équation de vitesse qui exprime la relation entre v, [A] et [B] en considérant K comme constante de vitesse.

Réponse : ……..

(b) Par quel facteur v augmente-t-elle lorsque [A] et [B] sont toutes deux doublés ?

Réponse : ……..

3. Dans une réaction, C s'est produit à partir de A et B, on a constaté que la vitesse de formation v, pour former C [$mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$], varie avec la variation des concentrations molaires [A] et [B] et les résultats obtenus étaient comme dans le tableau suivant :

Expérience	[A] [mol/L]	[B] [mol/L]	v [mol/(L·s)]
(i)	0,30	0,60	0,0090
(ii)	0,30	1,20	0,036
(iii)	0,60	0,60	0,018

(a) Écrivez l'équation de vitesse qui exprime la relation entre v, [A] et [B] et suppose que la constante de proportionnalité est **k**.

Réponse : ……

(b) Comment appelle-t-on la constante de proportionnalité k ?

Réponse : ……

(c) Trouvez la valeur **k** à deux décimales près.

Réponse : ……

EXERCICE

Choisissez la bonne réponse

1. Dans la réaction : $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$, le rapport entre la vitesse de formation de HI et la vitesse de disparition de H_2 est :

A) 1 : 1 B) 2 : 1 C) 1 : 2 D) 4 : 1

Réponse : ……

2. Quelle grandeur change lorsque la température change ?
A) L'ordre de réaction B) Le coefficient stœchiométrique
C) La constante de vitesse k D) L'équation chimique équilibrée
Réponse : .....

3. Dans une réaction produisant C à partir de A et B à 25 °C, la vitesse de formation v de C se double lorsque seule [A] s'est doublé et diminue au quart de sa valeur originale lorsque seule [B] diminue à la moitié.

Répondez aux questions suivantes :

(a) Donnez l'unité de mesure de v, en supposant que l'unité de temps est en minute [min].
Réponse : …….

(b) Écrivez l'équation de vitesse qui exprime la relation entre v, [A] et [B] en considérant K comme constante de vitesse.
Réponse : …….

(c) Par quel facteur v augmente-t-elle lorsque [A] est triplée et [B] quadruplée ?
Réponse : …….

Défiez votre réflexion :

Une réaction suit la loi de vitesse $v = k[A][B]^2$. Un élève a doublé les concentrations des deux réactifs simultanément.

1. Par quel facteur la vitesse de réaction augmente-t-elle ?
Réponse : …….

2. Quel réactif a le plus grand effet sur la vitesse de la réaction ?
Réponse : …….

3. Prévoyez ce qui se produirait si [A] était divisée par deux alors que [B] reste constante.
Réponse : …….



2-8 — Facteurs influençant la vitesse de réaction

INTRODUCTION

Un morceau de fer laissé à l'air libre rouille lentement pendant des mois, alors qu'un cierge magique brûle en quelques secondes. Une solution de peroxyde d'hydrogène peut rester stable plusieurs semaines dans son flacon, mais mousse vivement lorsqu'elle est versée sur une plaie. Pourquoi certaines réactions sont-elles presque instantanées et d'autres si lentes ?

Dans cette leçon, nous étudierons comment des facteurs comme la concentration, la température, les catalyseurs, l'aire de la surface et la lumière affectent la vitesse des réactions chimiques et comment les scientifiques utilisent des preuves pour expliquer ces changements.

QUESTION DIRECTRICE
Comment pouvons-nous contrôler la vitesse d'une réaction chimique afin de rendre les procédés plus sûrs, plus rapides et plus efficaces ?

Exploration

INVESTIGATION FONDÉE SUR L'ENQUÊTE

Matériel :
- Comprimés effervescents
- Trois béchers
- Eau à températures différentes (froide, ambiante et chaude)
- Chronomètre

Procédé :
1. Verser des volumes égaux d'eau dans les trois béchers.
2. Régler les trois températures.
3. Ajouter simultanément des comprimés identiques.
4. Mesurer le temps nécessaire à la dissolution complète de chaque comprimé.

Quelle est votre observation ?
……
Quelle est votre conclusion ?
……

STRUCTURE DE LA SCIENCE
Fait essentiel
Une réaction chimique ne se produit que lorsque les particules entrent en collision avec une énergie suffisante pour franchir la barrière d'énergie d'activation.

Concepts clés :
- Catalyseur
- Catalyseur homogène
- Catalyseur hétérogène
- Enzyme
- État de transition
- Énergie d'activation.

Apprendre :

1. Facteurs influençant la vitesse de la réaction

(a) Réactions chimiques et collisions de particules :

Les réactions chimiques se produisent lorsque les particules — atomes, molécules ou ions — qui constituent les substances entrent en collision les unes avec les autres. L'augmentation du nombre de collisions accroît la vitesse de réaction.

(b) Conditions modifiant la vitesse :

1) Concentration : Plus la concentration des réactifs est élevée, plus la vitesse de réaction est grande.

2) Température : Lorsque la température augmente, la vitesse de réaction augmente fortement.

3) Catalyseur : Substance qui augmente la vitesse de la réaction sans subir aucun changement chimique.
- **Catalyseur homogène :** Catalyseur présent dans la même phase que les réactifs.
- **Catalyseur hétérogène :** Catalyseur présent dans une phase différente de celle des réactifs.
- **Enzyme :** Catalyseur agissant dans un organisme vivant et constitué de protéines.

4) L'aire de surface d'un solide : L'augmentation de l'aire de la surface de contact d'un solide accroît la vitesse de la réaction.

Exemple : lorsqu'on ajoute la même quantité d'acide chlorhydrique à un ruban de magnésium et à de la poudre de magnésium, le dihydrogène se dégage à une vitesse plus rapide dans le cas de la poudre.

5) Réaction photochimique : Une réaction peut se produire lorsqu'une substance absorbe de l'énergie lumineuse

RÉSOLUTION DE PROBLÈME

Une entreprise chimique souhaite accroître la vitesse de production d'un produit sans augmenter la quantité de réactifs.

Quelle modification serait la plus efficace ?

A) Abaisser la température
B) Ajouter un catalyseur approprié
C) Réduire l'aire de la surface des réactifs
D) Diluer les réactifs

Justification :

.....

2. ÉNERGIE D'ACTIVATION

a) État de transition : état de haute énergie dans lequel se produit le réarrangement des atomes. Au cours d'une réaction, les particules en collision passent par cet état.

(b) Énergie d'activation : énergie minimale nécessaire pour amener les réactifs à l'état de transition. (voir figure 2.8.1)

- Pour qu'une réaction ait lieu, les particules doivent entrer en collision avec une énergie égale ou supérieure à l'énergie d'activation.

(c) Catalyseur et énergie d'activation :

L'utilisation d'un catalyseur augmente la vitesse de la réaction.

Raison :

Le catalyseur fournit un chemin réactionnel alternatif d'une énergie d'activation plus faible, ce qui permet aux réactifs d'atteindre plus facilement l'état de transition.

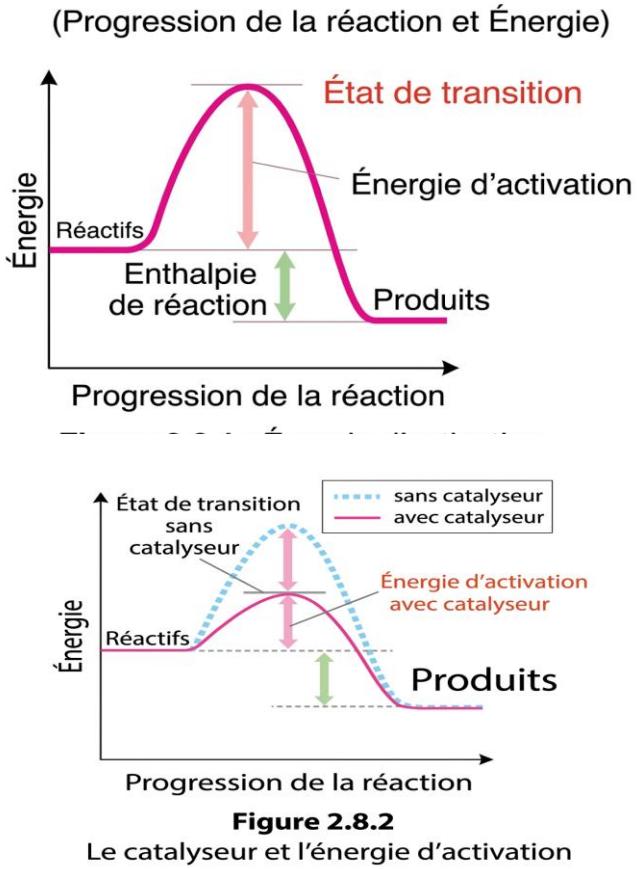


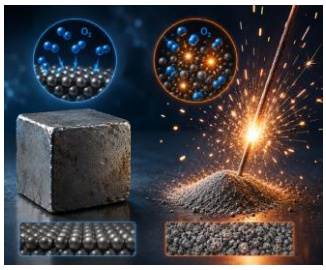
Figure 2.8.2
Le catalyseur et l'énergie d'activation

Tableau de référence— Facteurs modifiant la vitesse de réaction

Facteur	Effet	Raison
Concentration ↑	Vitesse augmente	Collisions des particules plus fréquentes
Température ↑	Vitesse augmente fortement	Davantage de collisions possèdent E ≥ énergie d'activation
Catalyseur	Vitesse augmente	Chemin alternatif d'énergie d'activation plus faible
Aire de la surface ↑	Vitesse augmente	Surface de contact plus grande et collisions plus nombreuses
Lumière (Réaction lumineuse)	Peut déclencher la réaction	La substance absorbe l'énergie lumineuse

APPLICATION DANS LA VIE

Lorsqu'un métal comme le fer ou l'aluminium se trouve sous la forme d'un gros morceau solide, il réagit relativement lentement avec l'oxygène de l'air. Cependant, lorsque ce métal est broyé en poudre fine et utilisé dans les feux d'artifice ou les fusées éclairantes, il brûle très rapidement et produit une lumière vive ainsi que des étincelles.



Application dans la vie quotidienne :

Les catalyseurs dans notre quotidien : Le catalyseur trois voies pour le traitement des gaz d'échappement automobiles

Les gaz d'échappement des voitures contiennent des substances nocives telles que le monoxyde de carbone (CO), les hydrocarbures non brûlés et les oxydes d'azote (NOx). Pour transformer rapidement ces substances en produits inoffensifs, à savoir le dioxyde de carbone (CO_2), l'eau (H_2O) et le gaz diazote (N_2), on utilise un catalyseur trois voies.

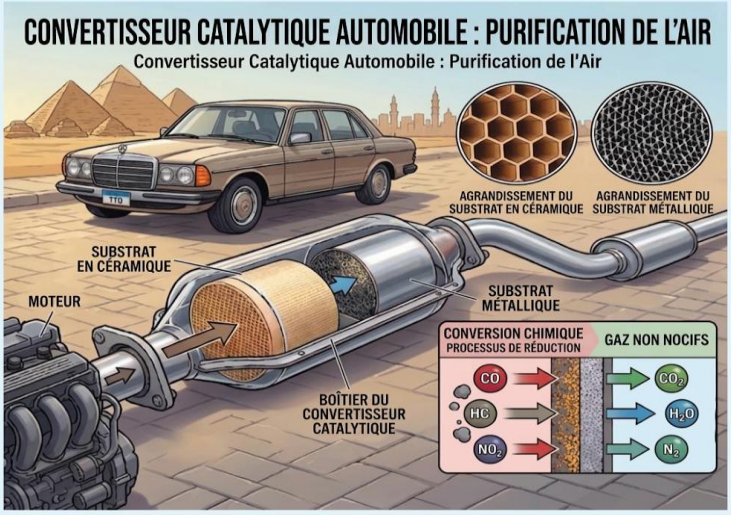
(i) Augmentation de la vitesse de réaction grâce au catalyseur

Bien que les substances polluantes présentes dans les gaz d'échappement puissent réagir naturellement avec l'oxygène pour se transformer en produits inoffensifs, même en l'absence de catalyseur, la vitesse de ces réactions est extrêmement faible.

Elle n'est donc pas suffisante pour traiter le flux continu de gaz émis pendant la conduite.

Le catalyseur trois voies, constitué de métaux inertes tels que le platine (Pt) et le palladium (Pd), réduit considérablement l'énergie d'activation nécessaire aux réactions.

Les réactions se produisent alors en un temps très court, ce qui permet d'épurer efficacement les gaz d'échappement.



(ii) Pourquoi utilise-t-on une structure alvéolaire ?

Dans sa forme pratique, le catalyseur trois voies est constitué d'une fine structure céramique en nid d'abeilles appelée structure alvéolaire.

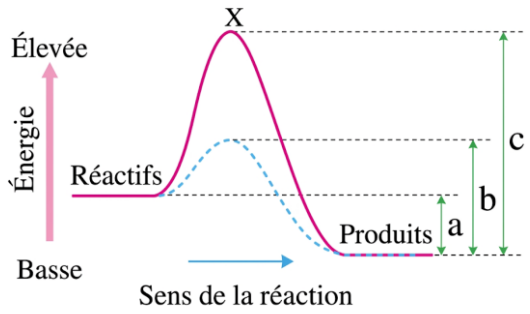
Cette conception est utilisée afin d'augmenter au maximum l'aire de la surface de contact entre le catalyseur et les gaz d'échappement. Comme la vitesse de réaction est directement proportionnelle à la surface de contact entre les réactifs et la surface du catalyseur, cette structure permet de traiter de grandes quantités de gaz d'échappement avec une grande efficacité tout en occupant un espace réduit.

Exemple :

Répondez aux questions suivantes

(A) Les affirmations suivantes (i) à (iv) décrivent des facteurs influençant la vitesse d'une réaction. Choisissez, parmi A à E, le facteur qui leur est le plus directement lié.
(i) Une solution de peroxyde d'hydrogène est conservée à basse température.
(ii) Lorsqu'on applique du peroxyde d'hydrogène dilué sur la peau, aucun changement notable n'est observé, mais lorsqu'on l'applique sur une plaie, une effervescence intense se produit.
(iii) Lorsqu'un petit morceau de zinc est placé successivement dans une solution d'acide chlorhydrique de concentration 1 mol/L et dans une solution aqueuse d'acide acétique, le gaz hydrogène est produit plus rapidement dans l'acide chlorhydrique.
(iv) L'acide nitrique est conservé dans un flacon ambré.
A. Concentration B. Température C. Lumière D. Catalyseur E. Pression

(B) Le graphique ci-contre montre la relation entre le trajet réactionnel et l'énergie avec et sans catalyseur.
(i) La réaction est-elle exothermique ou endothermique ?
(ii) Comment appelle-t-on l'état X ?
(iii) Exprimez les valeurs suivantes avec a, b et c de la figure :
A. l'énergie d'activation sans catalyseur.
B. l'énergie d'activation avec catalyseur.
C. l'enthalpie de réaction avec catalyseur.



EXPLICATION

(A) (i) **B : Température**
Étant donné que la vitesse de réaction augmente lorsque la température est élevée, , il est conservé à basse température pour rendre la réaction moins susceptible de se produire B. »
(ii) **D : Catalyseur**
Dans une plaie, les enzymes présentes dans les tissus vivants agissent comme des catalyseurs, ce qui augmente considérablement la vitesse de réaction et provoque une forte effervescence.
(iii) **A : Concentration**
L'acide chlorhydrique est un acide fort tandis que l'acide acétique est un acide faible. La concentration en ions hydrogène H^+ est donc plus élevée dans l'acide chlorhydrique, ce qui entraîne une production plus rapide de dihydrogène.
(iv) **C : Lumière**
L'acide nitrique se décompose facilement sous l'action de la lumière. Il est donc conservé dans une bouteille ambrée qui limite la pénétration de la lumière.

(B) (i) D'après le graphique, l'énergie diminue au cours de la réaction. Cette diminution d'énergie indique qu'il s'agit d'une réaction exothermique, qui libère de l'énergie pendant son déroulement.
(ii) X représente l'état de transition.
(iii) La courbe continue, qui présente une énergie d'activation plus élevée, correspond à la réaction sans catalyseur, tandis que la courbe en pointillés correspond à la réaction avec catalyseur.
A : L'énergie d'activation est la différence entre l'énergie des réactifs et celle de l'état de transition.$c - a$
B : $b - a$
C : L'enthalpie de réaction est la différence entre l'énergie des produits et celle des réactifs.
Comme l'énergie des produits est inférieure à celle des réactifs :
alors le signe est négatif.

À VOUS D'ESSAYER

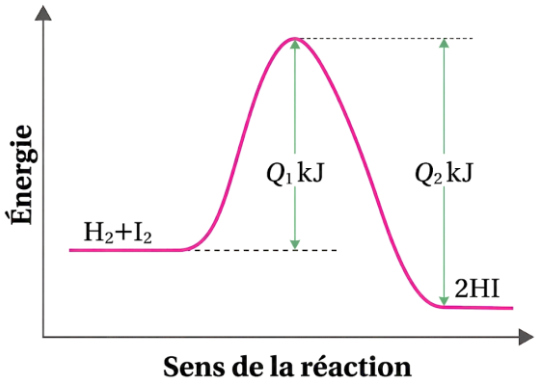
Choisissez la bonne réponse

1. Deux réactions identiques sont réalisées. L'expérience A emploie du carbonate de calcium en poudre et l'expérience B de gros morceaux de marbre. Pourquoi A est-elle plus rapide ?
A. La poudre a une énergie d'activation plus faible.
B. La poudre possède une plus grande aire de surface.
C. La poudre augmente la température.
D. La poudre agit comme catalyseur.
Réponse : ……..

2. Une réaction devient quatre fois plus rapide quand la température augmente. Quelle explication est la plus précise ?
A. Davantage de particules sont créées.
B. Davantage de collisions possèdent l'énergie suffisante pour réagir.
C. L'énergie d'activation augmente.
D. Les réactifs disparaissent instantanément.
Réponse : ……

3. Lisez le texte suivant puis répondez aux questions suivantes :
Le graphique représente la variation d'énergie lors de la réaction de l'hydrogène H_2 avec l'iode I_2 pour produire l'iodure d'hydrogène HI

- L'énergie d'activation de la formation de HI vaut (A) kJ, son enthalpie de réaction vaut (B) kJ, l'énergie d'activation de la décomposition de HI vaut (C) kJ et son enthalpie de réaction vaut (D) kJ. Lorsqu'un catalyseur est ajouté, l'énergie d'activation de la réaction de formation (E) et l'enthalpie de formation (F).



(a) Choisissez les symboles ou les mots appropriés pour A à F dans le texte de (i) à (vii) parmi les propositions suivantes :
(i) Q_1 (ii) Q_2 (iii) $Q_1 - Q_2$ (iv) $Q_2 - Q_1$
(v) augmente (vi) diminue (vii) ne change pas.
(b) Expliquez pourquoi l'ajout d'un catalyseur augmente la vitesse de réaction.
Réponse : ……

DÉFI DE CONCEPTION TECHNIQUE
Concevez une investigation simple pour déterminer lequel des facteurs suivants influence le plus la vitesse de dissolution d'un comprimé effervescent :
- température - aire de la surface - concentration.
Les élèves doivent :
1. Formulez une hypothèse : ……
2. Identifiez les variables : ……
3. Recueillez des données : ……
4. Formulez des conclusions fondées sur les preuves : ……

EXERCICE

Répondez aux questions suivantes

1. Pour chacune des affirmations suivantes concernant la vitesse de réaction, choisissez dans la banque de mots ci-dessous le facteur qui lui est le plus fortement lié.

Remarque : Le même facteur peut être choisi plusieurs fois s'il convient à plusieurs affirmations.

(a) Le bois brûle plus rapidement lorsqu'il est découpé en petits morceaux.

(b) L'acide nitrique concentré est conservé dans une bouteille ambrée.

(c) Lorsqu'une petite quantité de solution aqueuse de chlorure de fer (III) est ajoutée à une solution de peroxyde d'hydrogène, l'oxygène se dégage rapidement.

(d) Lorsqu'on ajoute des masses égales de zinc à 10 ml d'acide chlorhydrique de concentration 1 mol/L et à de l'acide acétique, le dihydrogène se forme plus rapidement dans l'acide chlorhydrique.

(e) Un bâtonnet d'encens brûle plus rapidement dans l'oxygène pur que dans l'air.

(f) Il est préférable de conserver le peroxyde d'hydrogène au réfrigérateur lorsque cela est possible.

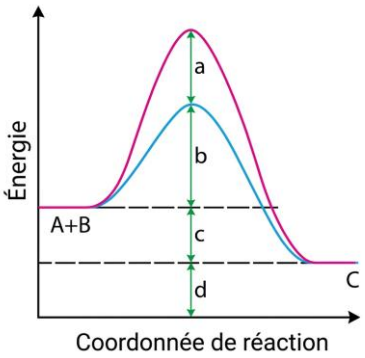
(Banque de mots : Température – Concentration – Pression- Aire de la surface – Catalyseur – Lumière)

Réponse : ……

2. Le graphique ci-contre montre la variation de l'énergie de réaction pour la réaction :

$$A + B \rightarrow C$$

en présence et en absence de catalyseur. Répondez aux questions suivantes :



(a) Exprimez les énergies suivantes à l'aide des symboles a à d de la figure :

(i) Énergie d'activation de la réaction $A + B \rightarrow C$, en absence de catalyseur.

(ii) Énergie d'activation de la réaction $A + B \rightarrow C$, en présence de catalyseur.

(iii) Énergie d'activation de la réaction $C \rightarrow A + B$, en absence de catalyseur.

(iv) Enthalpie de réaction de $A + B \rightarrow C$.

(b) La réaction $A + B \rightarrow C$, est-elle exothermique ou endothermique ?

……..

2-9 — Équilibre chimique

INTRODUCTION



Imaginez que vous ouvriez une bouteille de boisson gazeuse. Dès l'ouverture, des bulles s'échappent. Tant que la bouteille reste fermée, le dioxyde de carbone demeure dissous dans la boisson. Pourquoi le système se comporte-t-il différemment lorsque les conditions changent ?

De même, dans notre organisme, le dioxygène se fixe continuellement sur l'hémoglobine puis s'en détache, ce qui permet son transport vers les tissus. Ces phénomènes mettent en jeu des réactions qui se déroulent dans les deux sens et finissent par atteindre un état d'équilibre appelé équilibre chimique.

Dans cette leçon, nous étudierons comment les réactions réversibles atteignent l'équilibre et comment les chimistes utilisent ce concept pour prévoir et contrôler les systèmes chimiques.

QUESTION DIRECTRICE
Comment une réaction chimique peut-elle sembler s'arrêter alors que les réactifs et les produits continuent à réagir ?

Observez et prévoyez :

Observation : Un élève introduit un échantillon de dioxyde d'azote brun NO_2 dans un récipient transparent hermétiquement fermée. Au début, le gaz est brun foncé. Après un certain temps :

Quelle est votre observation ?

……

Quelle est votre prévision ? Si la température change, la position d'équilibre peut se déplacer et modifier de nouveau l'intensité de la couleur.

……

STRUCTURE DE LA SCIENCE

Fait essentiel

À l'équilibre chimique, les réactions directe et inverse se poursuivent, mais à des vitesses égales ; les concentrations restent donc constantes.

Concepts clés :
- Réaction réversible
- Réaction irréversible
- Équilibre dynamique
- Constante d'équilibre K
- Réaction directe
- Réaction inverse.
- Énergie d'activation

Apprendre

1. Réactions réversibles et irréversibles (complète)

(a) Réaction réversible : réaction qui se déroule dans les deux sens. Elle est représentée par une double flèche « ⇌ ».

Exemple : lorsque le dihydrogène et le diiode sont chauffés, de l'iodure d'hydrogène se forme. Inversement, lorsque l'iodure d'hydrogène est chauffé, il se décompose en dihydrogène et en diiode. $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$

Dans une réaction réversible, la réaction qui se déroule vers la droite est appelée réaction directe, et celle qui se déroule vers la gauche réaction inverse.

(b) Réaction irréversible : réaction qui ne se déroule que dans un seul sens. Elle est représentée par une flèche simple « → ».

Exemple : lorsque de la laine d'acier est chauffée, il se forme de l'oxyde de fer magnétique Fe_3O_4, mais la réaction inverse ne se produit pas. $3Fe + 2O_2 \rightarrow Fe_3O_4$

2. ÉQUILIBRE CHIMIQUE

(a) État d'équilibre chimique : état dans lequel la vitesse de la réaction directe est égale à celle de la réaction inverse, et où les concentrations des réactifs et des produits restent constantes.

(b) Loi de l'équilibre chimique (loi d'action de masse)

Dans la réaction réversible hypothétique : $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

Lorsque la réaction atteint l'état d'équilibre, la relation suivante relie les concentrations des réactifs et des produits [A], [B], [C], [D] de chaque matière

$$\text{K (constante)} = \frac{[\text{C}]^{\text{c}} \times [\text{D}]^{\text{d}}}{[\text{A}]^{\text{a}} \times [\text{B}]^{\text{b}}}$$

Remarque : K dans cette équation est appelée constante d'équilibre de la réaction chimique. Sa valeur reste constante tant que la température ne change pas.

• Pour les réactions entre des solides et des gaz, la constante d'équilibre est exprimée par la concentration des gaz, car la concentration des solides purs restent constantes et n'influencent pas l'expression de l'équilibre.

Exemple : pour la réaction $C(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons 2CO(g)$, la constante d'équilibre, $K = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$

• L'unité de la constante d'équilibre, K est déterminée en calculant les unités ensembles

Exemple : l'unité de $K = \frac{[B]}{[A]^3}$ est $(mol/L)^{-2}$.

(c) CALCUL DE LA CONSTANTE D'ÉQUILIBRE

1. Écrire l'équation chimique équilibrée et noter la quantité initiale de matière (ou la concentration) de chaque réactif et produit.
2. Déterminer la variation de la quantité de matière (ou de la concentration) de chaque espèce au cours de la progression vers l'équilibre.
3. Calculer la quantité de matière (ou la concentration) de chaque espèce à l'équilibre.
4. Remplacer les concentrations d'équilibre dans l'expression de la constante d'équilibre K, puis calculer la valeur de la constante.

Exemple : à une certaine température, 0,60 mol de dioxyde d'azote NO_2 se forme à partir de 0,50 mol de tétroxyde de diazote N_2O_4 dans un récipient de 10 L.

Volume de récipient = 10 L	**$N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$**		**Unité**
	N_2O_4	**$2NO_2$**	
❶ Initial	0,50	0	mol
❷ Variation	−0,30	+0,60	mol
❸ Équilibre	0,20	0,60	mol

❹ Constante d'équilibre

$K = (0{,}60 \text{ mol} / 10 \text{ L})^2 \div (0{,}20 \text{ mol} / 10 \text{ L})$

Réfléchissez de manière critique

Analyse de données expérimentales :

Dans le procédé Haber, les scientifiques augmentent souvent la pression afin de produire davantage d'ammoniac.

Si l'augmentation de la pression exige plus d'énergie et entraîne des coûts plus élevés, comment les ingénieurs peuvent-ils décider si l'augmentation de production d'ammoniac mérite ce coût supplémentaire ?

……

……

……

Exemple

On introduit 5,50 mol d'hydrogène et 4,00 mol d'iode dans un récipient de capacité 100 L maintenu à une température donnée. La réaction suivante se produit : $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$
et à l'atteinte de l'état d'équilibre, 7,00 mol d'iodure d'hydrogène se sont alors formées.

Répondez aux questions suivantes :

(a) Calculez la constante d'équilibre de cette réaction à deux décimales près.
(b) Si 3,00 mol de dihydrogène et 3,00 mol de diiode sont placées dans le même récipient à la même température qu'en (a), combien de moles d'iodure d'hydrogène se forment-elles ? (Donnez la réponse avec deux décimales près).

EXPLICATION

(A) Écrivez l'équation équilibrée et un tableau de la réaction.

	$H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$			Unité
	H_2	I_2	2HI	
Initial	5,50	4,00	0	mol
Variation	−3,50	−3,50	+7,00	mol
Équilibre	2,00	0,50	7,00	mol

Constante d'équilibre $K=\frac{[HI]^2}{([H_2][I_2]}$ et puisque le volume du récipient est de 100 L, alors la constante d'équilibre de cette réaction est :

$$K = \frac{\left(\frac{7.00\ \text{mol}}{100\ \text{L}}\right)^2}{\left(\frac{0.20\ \text{mol}}{100\ \text{L}}\right) \times \left(\frac{0.50\ \text{mol}}{100\ \text{L}}\right)} = 49$$

En supposant que X mol de chacun de H_2 et de I_2 réagissent pour atteindre l'équilibre, les quantités de matière sont les suivantes :

	$H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$			Unité
	H_2	I_2	2HI	
Initial	3,00	3,00	0	mol
Variation	−x	−x	+2x	mol
Équilibre	3,00 − x	3,00 − x	2x	mol

Puisque la constante d'équilibre, à la même température, est fixe. Soit K = 49 de (a), Ainsi :

$$\frac{\left(\frac{2x\ [\text{mol}]}{100\ \text{L}}\right)^2}{\left(\frac{3.00 - x\ \text{mol}}{100\ \text{L}}\right) \times \left(\frac{3.00 - x \times [\text{mol}]}{100\ \text{L}}\right)} = 49$$

$$\frac{(2x)^2}{(3.00 - x)^2} = 49 \qquad \frac{2x}{3.00 - x} = \pm 7$$

$$x = 2.33\ \text{mol}\ ,\ 4.2\ \text{mol}$$

Comme les quantités initiales de H_2 et I_2 vaux 3,00 mol, x doit être inférieur à 3,00
vérifier $0 < x < 3{,}00$; donc x = 2,33 mol.
La quantité de HI formée à l'équilibre est $2{,}33 \times 2 = 4{,}66 \approx 4{,}7$ mol.

DEVENIR UN CITOYEN DU MONDE

L'augmentation du dioxyde de carbone atmosphérique accroît sa dissolution dans les océans et modifie l'équilibre des ions carbonate nécessaires aux coraux et aux organismes à coquille.

À VOUS D'ESSAYER

Répondez aux questions suivantes :

1. On a ajouté 1,00 mol d'acide acétique à 1,00 mol d'éthanol à une température constante. À l'équilibre, il reste 0,25 mol d'acide acétique. Donnez les réponses avec deux décimales près.

$$CH_3COOH + C_2H_5OH \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_5 + H_2O$$

(a) Calculez la constante d'équilibre de cette réaction.
Réponse : ……
(b) Lorsqu'un mélange de 1,00 mol d'acide acétique, 1,00 mol d'éthanol et 4,00 mol d'eau réagissent ensemble et atteint l'équilibre à la même température, combien de moles d'acétate d'éthyle $CH_3COOC_2H_5$ se forment-elles ?
Réponse : ……
2. Un mélange de 1,00 mol de H_2 et de 1,00 mol de I_2 est placé dans un récipient de volume constant à température constante. À l'équilibre, 1,6 mol de HI est présente. Donnez les réponses avec deux chiffres significatifs.
(a) Calculez la constante d'équilibre de cette réaction.
Réponse : …….
(b) Si 1,6 mol de H_2 et 1,6 mol de I_2 sont placées dans un récipient de même volume à la même température, déterminez la quantité de HI à l'équilibre.
Réponse : ……

EXERCICE

Choisissez la bonne réponse :

1. Pour la réaction $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$, quelle expression de la constante d'équilibre K est correcte ?
A. $K = [N_2O_4]/[NO_2]^2$
B. $K = [NO_2]^2/[N_2O_4]$
C. $K = [NO_2]/[N_2O_4]$
D. $K = [N_2O_4]/[NO_2]$
Réponse :…….

2. Lorsqu'une bouteille de boisson gazeuse est ouverte, des bulles se dégagent rapidement. Quelle explication est la plus précise ?
A. L'équilibre augmente lorsque la pression diminue.
B. L'eau devient un catalyseur.
C. La réaction devient irréversible.
D. La température augmente.
Réponse : …….

Répondez aux questions suivantes :

3. Pour chacune des réactions suivantes, écrivez l'expression de la constante d'équilibre en fonction des concentrations molaires. Indiquez également l'unité de K, si c'est possible, en supposant que toutes les substances sont des gaz sauf une indication contraire.

(a) $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$

(b) $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$

(c) $CO_2 + H_2 \rightleftharpoons CO + H_2O$

(d) $C(s) + H_2O \rightleftharpoons CO + H_2$

Réponse : ……..

4. Lors de la réaction de l'acide acétique CH_3COOH et de l'éthanol C_2H_5OH en présence d'acide sulfurique concentré utilisé comme catalyseur. Il se forme de l'acétate d'éthyle $CH_3COOC_2H_5$ et de l'eau, puis le système atteint l'équilibre. Donnez les réponses avec deux décimales près.

$$CH_3COOH + C_2H_5OH \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_5 + H_2O$$

(a) Lors de la réaction de 5,0 mol d'acide acétique et 8,0 mol d'éthanol. À l'équilibre, 4,0 mol d'acétate d'éthyle se sont formées. Calculez K de cette réaction.

Réponse : ……..

(b) À la même température comme en (a), on mélange 8,0 mol d'acide acétique et 8,0 mol d'éthanol. Combien de moles d'acétate d'éthyle se forment-elles ?

Réponse : ……..

5. Lorsqu'on ajoute 5.50 mol d'hydrogène à 4,00 mol d'iode dans un récipient de capacité 100L, à température constante. À l'équilibre, il s'est formé 7,00 mol d'iodure d'hydrogène. Donnez les réponses avec deux décimales près.

$$H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$$

a) Écrivez l'expression de la constante d'équilibre de la réaction en fonction de ces concentrations molaires.

b) Calculez la constante d'équilibre de la réaction.

c) Lorsque 4,00 mol d'hydrogène est ajouté à 4,00 mol d'iode dans le même récipient et sont conservés dans la même température, combien de moles d'iodure d'hydrogène se forment – elles ?

Réponse : ……

2-10 — Principe de Le Chatelier



INTRODUCTION

L'ammoniac est l'une des substances chimiques les plus importants au monde, car il sert à fabriquer des engrais qui contribuent à nourrir des milliards de personnes.
Les scientifiques ont découvert que l'augmentation de la pression dans la réaction

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$

permet de produire davantage d'ammoniac.
Si la pression à l'intérieur du réacteur augmente brusquement, que prévoyez-vous concernant la quantité d'ammoniac produite ? Justifiez votre réponse.

QUESTION DIRECTRICE
Comment les variations de concentration, de pression et de température, ainsi que les catalyseurs, influencent-elles l'équilibre chimique ?

EXPLORATION

Une usine d'engrais produit de l'ammoniac à partir des gaz d'azote et d'hydrogène. Les ingénieurs constatent que l'augmentation de la pression dans le réacteur accroît fortement la production d'ammoniac, tandis que l'augmentation de la température réduit la quantité produite.

Prévoyez

Avant d'étudier le principe de Le Chatelier, que pensez-vous qu'il arrivera à la production d'ammoniac si :
1. on ajoute davantage du gaz azote ?
……
2. la pression est doublée ?
……
3. la température augmente ?
……

STRUCTURE DE LA SCIENCE
Fait essentiel
Un équilibre chimique se déplace dans le sens qui s'oppose à toute modification imposée au système.
Concepts clés :
- Réactions réversibles
- Équilibre chimique
- Changement d'état d'équilibre
- La concentration
- La pression
- La température
- Le catalyseur.

Loi essentielle :
Principe de Le Chatelier.

Apprendre

1. Sens du déplacement de l'équilibre chimique :

PRINCIPE DE LE CHATELIER

Lorsqu'une réaction réversible atteint un état d'équilibre, si l'un des facteurs d'influence tels que la concentration, la pression ou la température change, l'équilibre se déplace dans la direction qui résiste à cette variation et atteint un nouvel état d'équilibre.

(a) Effet de la concentration

Lorsque la concentration de l'un des constituants de la réaction augmente, étant en état d'équilibre. L'équilibre se déplace dans le sens qui diminue sa concentration.

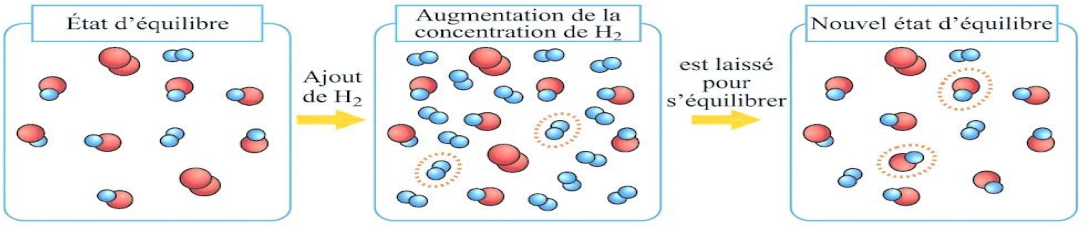


Figure 2.10.2 Effet de la concentration

EXEMPLE
Dans la réaction équilibrée $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$, si $[H_2]$ augmente à température constante, l'équilibre se déplace vers le sens direct (vers la droite) et atteint un nouvel état d'équilibre par diminuer $[H_2]$.

(b) Effet de la pression :

Lorsque la pression sur un mélange gazeux augmente, l'équilibre se déplace dans le sens où le nombre total de molécules gazeuses diminue. (Figure 2.10.2)

Dans une réaction où le nombre total de molécules gazeuses est le même avant et après la réaction, la pression n'a aucun effet sur l'état d'équilibre.

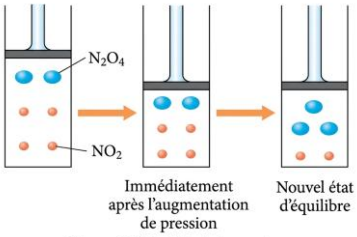


Figure 2.10.2 Effet de la pression

(c) Effet de la température :

Lorsque la température diminue, l'équilibre se déplace dans le sens de la réaction exothermique. Lorsque la température augmente, l'équilibre se déplace dans le sens de la réaction endothermique.

(d) Effet d'un catalyseur :

Un catalyseur réduit le temps nécessaire pour atteindre l'état d'équilibre, mais il n'affecte pas l'état d'équilibre.

(e) Effet d'un gaz inerte : (Figure 2.10.3)

Lorsque la réaction réversible : $2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$. est en état d'équilibre :

(i) Le gaz d'argon Ar est ajouté à température et volume constants : le volume étant constant, les concentrations et les pressions partielles des substances participantes à la réaction ne changent pas ; donc l'équilibre n'est pas affecté.

(ii) Le gaz d'argon Ar est ajouté à température et pression totale constantes : le volume augmente d'une quantité correspondant au gaz argon ajouté;

les pressions partielles des gaz participant à la réaction diminuent. L'équilibre se déplace vers le sens inverse (la gauche).

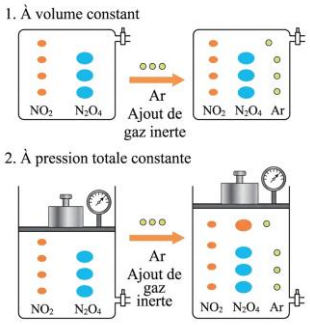


Figure 2.10.3 Effet d'un gaz inerte

2. Synthèse de l'ammoniac :

La réaction de synthèse de l'ammoniac

$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)} \quad \Delta H = -92$ kJ

est exothermique où le nombre total de molécules gazeuses diminue.

→ Par l'augmentation de la pression et la diminution de la température, l'équilibre se déplace vers le sens directe (droite)

et augmente le rendement en ammoniac.

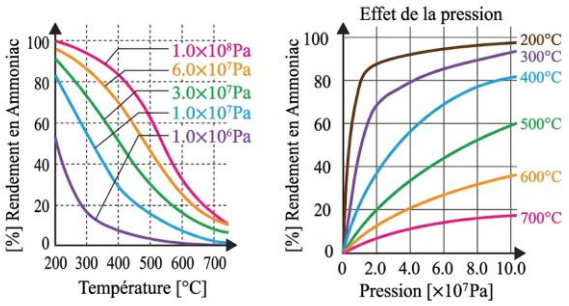


Figure 2.10.4 Effet sur la synthèse de l'ammoniac

APPLICATION DANS LA VIE

Production de l'ammoniac (procédé Habber)

La production mondiale d'engrais dépend du contrôle des conditions d'équilibre afin de maximiser le rendement en ammoniac. Sans ce contrôle, l'agriculture moderne ne pourrait pas produire assez de nourriture pour une population mondiale croissante.



Exemple

Répondez aux questions suivantes :

(a) Pour chacun des systèmes suivants à l'équilibre, dans quel sens l'équilibre se déplace-t-il après la modification indiquée entre parenthèse ? Répondez par (A) vers la gauche, (B) vers la droite ou (C) n'a pas d'effet.

(i) $3O_2 \rightleftharpoons 2O_3$ (ajouter de l'oxygène)

(ii) $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$ (ajouter un catalyseur)

(iii) $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$ (ajouter de chlorure d'ammonium)

(b) L'ammoniac est fabriqué selon (une réaction exothermique), par une diminution de température l'équilibre se déplace vers la droite. Pourtant, le procédé industriel est réalisé vers 400–500 °C. Expliquez ce choix en vous référant à la vitesse de réaction.

EXPLICATION

(A) (i) L'ajout de dioxygène augmente sa concentration. L'équilibre se déplace dans le sens qui la diminue, donc vers la droite : (B).

(ii) l'ajout d'un catalyseur ne déplace pas l'équilibre : (C).

(iii) Lors de l'ajout de chlorure d'ammonium, il s'ionise dans la solution aqueuse ce qui augmente la concentration des ions ammonium. L'équilibre se déplace dans le sens qui consomme les ions ajoutés, donc vers la gauche : (A).

(B) Si la température est trop basse, la vitesse de réaction devient trop faible et le produit ne peut pas être obtenu dans un délai industriel raisonnable.

NATURE DE LA SCIENCE — IDENTIFICATION DES VARIABLES

Un élève veut étudier l'effet de la température sur l'équilibre de l'ammoniac.

1. Quelle est la variable indépendante ?

……

2. Quelle est la variable dépendante ?

……

3. Quelles variables doivent être contrôlées pour garantir un essai équitable ?

……

À VOUS D'ESSAYER

Répondez aux questions suivantes :

1. Les systèmes suivants sont à l'état d'équilibre, dans quel sens l'équilibre se déplacera-t-il lorsqu'il est soumis à la modification indiquée entre parenthèses ? Répondez : « droite », « gauche » ou « aucun déplacement ».

(a) $H^+ + OH^- \rightleftharpoons H_2O_{(l)}$ $\Delta H = -56$ kJ (refroidissement)

(b) $CO + 2H_2 \rightleftharpoons CH_3OH_{(g)}$ (augmentation de la pression)

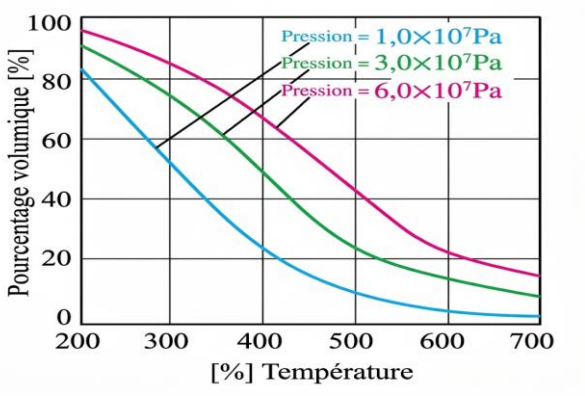
(c) $CO + 2H_2 \rightleftharpoons CH_3OH_{(g)}$ (ajout d'un catalyseur)

(d) $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ (ajout d'Ar à volume constant)

(e) $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ (ajout d'Ar à pression constante

2. Le système suivant contenant les gaz A, B et C est à l'équilibre :

$aA + bB \rightleftharpoons cC$ (a, b, c : coefficient)



Le graphique représente la relation entre le pourcentage volumique de C et la température à l'équilibre.

(a) Quelle relation est correcte ?

A) a + b < c B) a + b > c C) a + b = c

Réponse :

……..

(b) La réaction directe est-elle exothermique ou endothermique?

Réponse :

……..

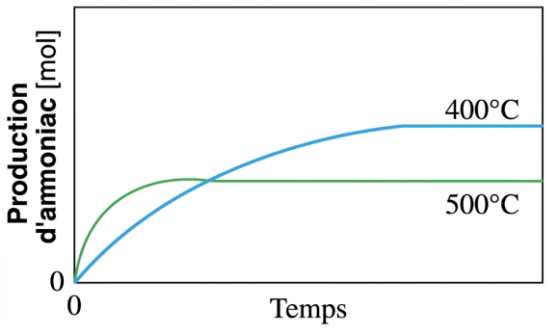
(c) Lorsque la température augmente, comment la constante d'équilibre K varie-t-elle ?

Réponse : ……..

3. L'ammoniac est fabriqué à partir de l'azote et de l'hydrogène selon la réaction :

$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$$

Lorsque 1 mole d'azote réagit avec 3 moles d'hydrogène à pression constante en présence d'un catalyseur (fer), la quantité d'ammoniac produite augmente jusqu'à ce que l'équilibre soit atteint.



Le graphique montre la variation de la quantité d'ammoniac formée en fonction du temps à 400 °C et 500 °C, représentée par des courbes continues.

En vous référant à ce graphique, choisissez une seule proposition correcte parmi les suivantes :

(a) La réaction de formation de l'ammoniac est une réaction endothermique.

(b) La constante d'équilibre de l'équation chimique à 500 °C est inférieure à sa valeur à 400 °C.

(c) La vitesse de formation de l'ammoniac augmente avec le temps à 400 °C et à 500 °C.

(d) Lorsqu'on réalise l'expérience à une pression plus élevée, la vitesse de réaction augmente, mais la quantité d'ammoniac présente à l'équilibre diminue.

EXERCICE

Répondez aux questions suivantes :

1. Les systèmes suivants sont à l'état d'équilibre, dans quel sens l'équilibre se déplacera-t-il lorsqu'il est soumis à la modification indiquée entre parenthèses ? Répondez : « droite », « gauche » ou « aucun déplacement ».

Note : (g) gaz, (l) liquide, (s) solide, (aq) solution aqueuse ; ΔH variation d'enthalpie.

(a) $2HI \rightleftharpoons H_2 + I_{2(g)}$ (ajout de HI)

(b) $2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$ (retrait de NO_2)

(c) $2HI \rightleftharpoons H_2 + I_{2(g)}$ $\Delta H = 9$ kJ (augmentation de la température)

(d) $2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$ $\Delta H = -57$ kJ (diminution de la température)

(e) $2HI \rightleftharpoons H_2 + I_{2(g)}$ (augmentation de la pression)

(f) $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$ (ajout d'Ar à pression constante)

(g) $C_{(s)} + H_2O_{(g)} \rightleftharpoons CO + H_2$ (augmentation de la pression)

(h) $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$ (ajout d'un catalyseur)

Réponse : ……

2. L'équation chimique suivante représente la réaction de formation de l'ammoniac :

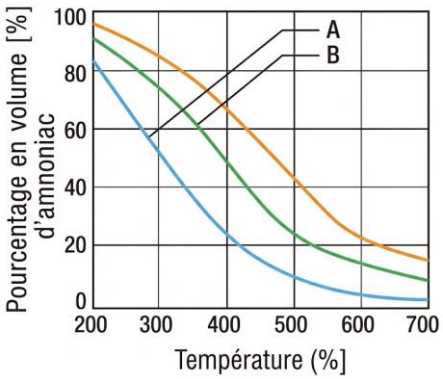
$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$$

Lorsqu'un mélange gazeux d'azote et d'hydrogène dans le rapport 1 : 3 est mis en réaction sous des pressions de 1,0 × 10^7 Pa, 3,0 × 10^7 Pa et 6,0 × 10^7 Pa, à différentes températures, on obtient les résultats présentés dans la figure ci-contre.

Répondez aux questions suivantes :

(a) Déterminez la pression (en pascals) représentée par chacune des courbes A et B dans la figure respectivement.

(b) En vous basant sur la figure, la formation de l'ammoniac est-elle une réaction exothermique ou endothermique ?



2-11 — Équilibre ionique



INTRODUCTION

Imaginez que vous ouvriez deux flacons contenant des liquides transparents. Tous deux ressemblent à de l'eau pure ; pourtant, lorsqu'on y plonge un conductimètre, une solution fait briller fortement la lampe tandis que l'autre ne produit qu'une faible lueur. Une troisième solution ne provoque aucune réponse électrique, bien qu'elle se dissolve complètement dans l'eau.

Dans cette leçon, nous allons explorer comment les chimistes utilisent les concepts de formation des ions et d'équilibre chimique pour expliquer les différences de conductivité électrique des solutions, et comment ces processus invisibles déterminent le comportement de la matière dans l'eau.

QUESTION DIRECTRICE
Comment les scientifiques peuvent-ils expliquer et prévoir le comportement électrique des solutions à partir du degré de formation des ions dans l'eau ?

EXPLORATION

Électrolyte fort, électrolyte faible ou non électrolyte ?

Lorsqu'on dissout les substances suivantes dans l'eau :
acide chlorhydrique HCl, acide acétique CH_3COOH et glucose $C_6H_{12}O_6$. Sans avoir encore étudié la leçon :

• Quelle substance produira le plus grand nombre d'ions ?
……
• Quelle substance ne produira pas d'ions ?
……
• Laquelle produira un faible courant électrique ?
……

Notez vos idées initiales, puis réexaminez-les après l'étude des électrolytes et de l'équilibre d'ionisation.

STRUCTURE DE LA SCIENCE —
Fait essentiel :
- Les électrolytes forts se dissocient complètement en ions dans les solutions aqueuses.
- Les électrolytes faibles se dissocient partiellement et arrivent à un état d'équilibre dans l'eau.
- La conductivité électrique dépend du nombre d'ions libres présents dans la solution.

Concepts clés :
- Dissociation
- Ionisation
- Électrolyte
- Électrolyte fort
- Électrolyte faible
- Degré de dissociation α
- Équilibre dynamique
- Constante de dissociation (K_a)
- Conductivité ionique
- Mouvements des ions
- Dissolution

Apprendre

1. Nature des électrolytes : forts et faibles

Lorsqu'une substance se dissout dans l'eau, le phénomène par lequel les molécules ou les formules chimiques se transforment en ions est appelé ionisation (ou dissociation ionique).
Les substances sont classées généralement en deux catégories selon le degré de leur dissociation, appelée degré de dissociation (Alpha, α)

• Électrolytes forts (acides forts et bases fortes) :
Des substances dont toutes ses molécules se dissocient en ions dans sa solution aqueuse (ionisation complète) comme le chlorure d'hydrogène HCl et l'hydroxyde de sodium NaOH. Leur degré de dissociation est : $\alpha \approx 1$.

• Électrolytes faibles (acides faibles et bases faibles) :
Des substances dont une petite partie de ses molécules se dissocient en ions (ionisation incomplète), comme l'acide acétique CH_3COOH et l'ammoniac NH_3. Tandis que la majorité reste sous forme de molécules.

2. Équilibre de dissociation comme réaction réversible :

Lorsqu'un électrolyte faible est dissous dans l'eau, deux réactions simultanées se produisent : la réaction directe (l'ionisation des molécules en ions), et la réaction inverse (l'union des ions pour former les molécules de nouveau). Au cours du temps, leurs vitesses deviennent égales, la modification apparente cesse. On appelle ce cas l'équilibre de dissociation (équilibre ionique).

Exemple : On peut représenter l'équilibre ionique de l'acide acétique comme suit :

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

Dans cet état d'équilibre, et en supposant que la température reste constante, on définit une grandeur appelée constante de dissociation (ou constante d'ionisation), notée Ka :

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]}$$

Remarque :

K_a dépend uniquement de la température et ne varie pas avec le changement de la concentration.

Montrons mathématiquement pourquoi le degré de dissociation (α) augmente lorsqu'on dilue une solution d'un électrolyte faible (sa concentration diminue).

Montrons mathématiquement pourquoi le degré de dissociation α augmente lorsque la solution est diluée. Pour une solution aqueuse d'acide acétique de concentration c (mol/L), les concentrations à l'équilibre sont :

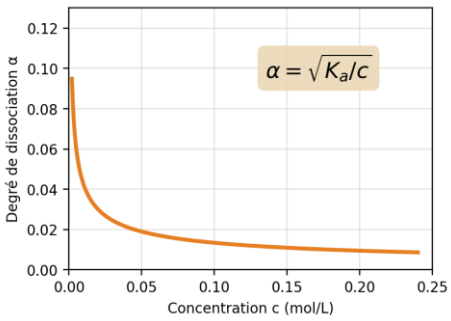
Substance	Concentration initiale	Variation	Concentration à l'équilibre
CH_3COOH	c	$-c\alpha$	$c(1-\alpha)$
CH_3COO^-	0	$+c\alpha$	$c\alpha$
H^+	0	$+c\alpha$	$c\alpha$

En remplaçant dans l'expression de K_a :

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-]\,[H^+]}{[CH_3COOH]} = \frac{c\alpha \times c\alpha}{c\,(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$$

Pour un acide faible, α est très petit par rapport à 1 (α < 1) ; on peut donc écrire $1 - \alpha \approx 1$. Ainsi $K_a \approx c\alpha^2$, d'où $\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}}$

Cette relation montre que plus la concentration c est faible (la solution plus diluée), plus le degré de dissociation α est grand.



RÉFLÉCHISSEZ DE MANIÈRE CRITIQUE

Un élève affirme : « L'acide acétique est un acide faible parce qu'il se dissout mal dans l'eau. »
(Affirmation - Preuve – Justification)

L'élève évalue :

• Cette affirmation est-elle scientifiquement valide?

……

• Quelle est la différence entre la solubilité et l'ionisation ?

……

• Une substance peut-elle être très soluble mais faiblement ionisée ? Expliquez.

……

3. Produit ionique de l'eau (Kw) et sa relation avec la température

Même l'eau pure s'ionise dans une très faible mesure : $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$.

On peut déduire le produit ionique de l'eau (K_w) de cet équilibre
$K_w = [H^+][OH^-] = 1{,}0 \times 10^{-14}$ (mol/L)² à 25 °C

Il est important de noter que l'ionisation de l'eau est une réaction endothermique. Selon le principe de Le Chatelier, une augmentation de la température déplace l'équilibre vers la droite, favorisant ainsi la dissociation. Cela signifie que plus la température augmente, plus la valeur de la constante d'ionisation de l'eau (K_w) augmente. Par conséquent, une solution neutre aura une concentration en ions hydrogène $[H^+]$ supérieure à $1{,}0 \times 10^{-7}$ mol/L, ce qui donne une valeur de pH inférieure à 7.

4. Définition du potentiel hydrogène (pH)
Le potentiel hydrogène (pH) est un moyen concis d'exprimer la force de l'acidité ou de la basicité en utilisant le logarithme décimal :

$$pH = -\log_{10}[H^+]$$

Remarque :
Pour une solution basique (alcaline), la procédure habituelle consiste à calculer d'abord la concentration en ions hydroxyde $[OH^-]$, puis d'utiliser la relation $K_w = [H^+][OH^-]$ pour trouver la concentration en ions hydrogène $[H^+]$.
Alternativement, vous pouvez calculer le potentiel hydroxyde en utilisant la relation :
$pOH = -\log_{10}[OH^-]$, Puis utiliser la relation :

$$pH + pOH = 14 \quad (\text{à } 25\,^\circ C)$$

APPLICATION DANS LA VIE
L'équilibre ionique dans la vie réelle
Le concept d'électrolytes est essentiel pour :
• la transmission des signaux nerveux humains (mouvement des ions dans les cellules)
• les solutions salines médicales (concentration ionique précise)
• les batteries et les cellules électrochimiques
• les procédés industriels d'électrolyse.
La nature forte ou faible des électrolytes détermine l'efficacité du transport des charges dans les systèmes biologiques et industriels.

Exemple

Répondez aux questions suivantes :

(a) Calculez le pH d'une solution aqueuse d'acide acétique de concentration 0,10 mol/L, (degré de dissociation : 0,016). à un chiffre après la virgule ($\log_{10}1{,}6 = 0{,}2$).

(b) Une solution d'ammoniac de concentration 0,020 M à 25 °C. Sachant que la constante de dissociation de l'ammoniac est $K = 1{,}8 \times 10^{-5}$ mol/L et que le produit ionique de l'eau est $K_w = 1{,}0 \times 10^{-14}$ mol^2/L^2.
(Données : $\log_{10}(2{,}0) = 0{,}30$, $\log_{10}(3{,}0) = 0{,}48$*)*
On considère une solution aqueuse d'ammoniac à 0,020 mol/L à 25 °C. La constante de dissociation de l'ammoniac vaut $K = 1{,}8 \times 10^{-5}$ mol/L et le produit ionique de l'eau $K_W = 1{,}0 \times 10^{-14}$ mol²/L².
($\log_{10}2{,}0 = 0{,}30$; $\log_{10}3{,}0 = 0{,}48$).
(i) Calculez le degré de dissociation de l'ammoniac.
(ii) Calculez la concentration des ions hydroxyde.
(iii) Calculez le pH à une décimale près.

EXPLICATION

(A) Puisque pH = $-\log_{10}[H^+]$, déterminons d'abord la concentration des ions d'hydrogène $[H^+]$.
Puisque l'acide acétique CH_3COOH est un acide monoprotique, on a :
$[H^+]$ = concentration molaire de l'acide × degré de dissociation
$[H^+] = 0{,}10 \text{ mol/L} \times 0{,}016 = 1{,}6 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$
$pH = -\log_{10}(1{,}6 \times 10^{-3}) = -(\log 10\ 1.6 + \log 10\ 10{-}3) = -(0{,}2 - 3) = 2{,}8.$

(B) (i) Soit αle degré de dissociation. En utilisant la concentration initiale C et la constante de dissociation K:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{1{,}8 \times 10^{-5}}{0{,}020}} = \sqrt{9{,}0 \times 10^{-4}} = 3{,}0 \times 10^{-2}$$

(ii) Puisque l'ammoniac (NH_3)se dissout dans l'eau en produisant un ion hydroxyde (OH^-)par molécule, alors :

$$[OH^-] = \text{concentration molaire de la base} \times \text{degré de dissociation}$$

Le degré de dissociation trouvé en (i) est :

$$\alpha = 3{,}0 \times 10^{-2}$$

Donc :

$$[OH^-] = 1 \times 0{,}020 \text{ mol/L}^{-1} \times 3{,}0 \times 10^{-2} = 6{,}0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}^{-1}$$

(iii) Puisque pH = −log10[H+], Calculez d'abord la concentration des ions hydrogène $[H^+]$.
Sachant que, du produit d'ionisation de l'eau $K_w = 1{,}0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2$
alors $[H+][OH–] = 1.0 \times 10–14 \text{ mol}^2/\text{L}^2$
on obtient :

$$[H^+] = -\frac{1.0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2\backslash\text{L}^2}{[OH^-]} = \frac{1.0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2\backslash\text{L}^2}{6.0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}} = \frac{1.0}{6.0} \times 10^{-10} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log_{10}[H^+]$$

$= -\log_{10}\left(\frac{1.0}{6.0} + 10^{-10}\right)$

$= -\{\log_{10}\left(\frac{1.0}{6.0}\right) + \log_{10} 10^{-10}\}$

$= -(\log_{10} 6.0^{-1} + \log_{10} 10^{-10})$

$= -(-\log_{10} 6.0 + \log_{10} 10^{-10})$

$= \log_{10} 6.0 - \log_{10} 10^{-10}$

$= \log_{10} (2.0 \times 3.0) - \log_{10} 10^{-10}$

$= \log_{10} 2.0 + \log_{10} 3.0 - \log_{10} 10^{-10}$

$= 0.30 + 0.48 - (-10) = 10.78 \approx 10.8$

INTERPRÉTATION DE DONNÉES

Substance	Température initiale	Conductivité électrique
HCl	Élevée	Très élevée
CH_3COOH	Élevée	Faible
Glucose	Élevée	Ne conduit pas

Réfléchissez comme un chimiste :

1. Quelle substance est un électrolyte fort ?
……
2. Laquelle est un électrolyte faible ?
……
3. Laquelle est un non-électrolyte ?
……
4. Quelle preuve justifie votre classement ?
……

À VOUS D'ESSAYER

Choisissez la bonne réponse :

1. La meilleure description d'un électrolyte fort est :
A. Il s'ionise partiellement B. Il s'ionise totalement dans sa solution aqueuse
C. Il est insoluble dans l'eau D. Il ne conduit pas le courant électrique
Réponse : ……

2. Lequel de ce qui suit est un électrolyte faible ?
A. NaCl B. HCl C. CH_3COOH D. Glucose
Réponse : ……...

Répondez aux questions suivantes :

3. Calculez la valeur du pH pour toutes les solutions suivantes : (Sachant que $K_e = 1{,}0 \times 10^{-14}$ mol²/L²) ($\log_{10}2{,}0 = 0{,}3$; $\log_{10}5{,}0 = 0{,}7$)
(a) L'acide chlorhydrique à concentration 0,020 mol/L (degré de dissociation 1,0)
(b) L'acide acétique aqueux à concentration 0,050 mol/L (degré de dissociation 0,050)
(c) Solution aqueuse d'hydroxyde de baryum à concentration 0,025 mol/L (degré de dissociation 1,0)
(d) Solution aqueuse d'ammoniac à concentration 0,050 mol/L (degré de dissociation 0,020)
Réponse : ……...

EXERCICE

Répondez aux questions suivantes :

1. Calculez, à une décimale près, le pH des solutions aqueuses suivantes à 25 °C.
(Supposons que $K_w = 1{,}0 \times 10^{-14}$ mol²/L²). ($\log_{10}1{,}5 = 0{,}18$; $\log_{10}2{,}0 = 0{,}30$).
(a) Acide sulfurique à concentration 0,0050 mol/L.
Réponse :…….
(b) Solution aqueuse d'acide acétique à concentration 0,20 mol/L (degré de dissociation 0,016).
Réponse : ……
(c) Solution aqueuse d'hydroxyde de sodium à concentration 0,10 mol/L.
Réponse : …….
(d) Solution aqueuse d'ammoniac à concentration 0,10 mol/L (degré de dissociation $1{,}5 \times 10^{-2}$).
Réponse : …….

2. L'équation suivante représente l'équilibre ionique de l'ammoniac dans sa solution aqueuse :

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

Supposons la constante de dissociation de l'ammoniac $K_b = 1{,}8 \times 10^{-5}$ mol/L, le produit ionique de l'eau $K_w = 1{,}0 \times 10^{-14}$ mol²/L² et le degré de dissociation de l'ammoniac est très inférieur à 1.
Répondez aux questions suivantes :
(a) Exprimez le degré de dissociation α de l'ammoniac dans une solution aqueuse de concentration C (mol/L), en fonction de c et K_b.
Réponse : …….
(b) Calculez la concentration des ions $[OH^-]$ dans une solution d'ammoniac à concentration 2,0 mol/L, avec deux chiffres décimales près.
Réponse : …….
(c) Calculez le pH de la solution aqueuse d'ammoniac en (b) à une décimale près.
($\log_{10}2 = 0{,}30$; $\log_{10}3 = 0{,}48$).
Réponse : …….

Défiez votre réflexion :
Comparez chimiquement entre deux solutions :
- HCl à 0,1 M
- CH_3COOH à 0,1 M.

Toutes deux sont acides, mais un seul conduit fortement le courant.
• La conductivité est-elle déterminée uniquement par la concentration ?
……
• Quel rôle joue l'ionisation ?
……
• Les acides faibles peuvent-ils devenir de bons conducteurs ? Sous quelle condition ?
……
• Expliquez à l'aide du concept : l'équilibre ionique
……



2-12 — Sels et solutions aqueuses

INTRODUCTION

Lorsque de l'acide chlorhydrique est ajouté à une solution d'acétate de sodium, rien de spectaculaire ne semble se produire. Pourtant, à l'échelle moléculaire, une compétition invisible commence : les ions entrent en collision, réagissent et déplacent continuellement les positions d'équilibre.

Dans un autre cas, l'ajout d'hydroxyde de sodium à un sel d'ammonium produit une odeur perceptible d'ammoniac gazeux : preuve qu'une base faible a été libérée de son sel.

Dans cette leçon, nous explorons comment l'équilibre détermine l'acide ou la base qui reste en solution, et comment les sels contrôlent l'acidité ou la basicité de l'eau.

QUESTION DIRECTRICE
Comment l'équilibre ionique détermine-t-il si un acide faible ou une base faible se dissocie dans une solution aqueuse ?

Exploration des concepts préalables

Déduisez les produits des réactions suivantes :

- $CH_3COONa + HCl \rightarrow ?$
- $NH_4Cl + NaOH \rightarrow ?$

Sans étudier la leçon :

• Que prévoyez-vous comme résultat de la réaction d'un acide fort avec le sel d'un acide faible ?

……
……

• Que prévoyez-vous comme résultat de la réaction d'une base forte avec le sel d'une base faible ?

……
……

• Pourquoi certains sels produisent-ils des solutions acides ou basiques dans l'eau ?

……
……

STRUCTURE DE LA SCIENCE

Faits essentiels

- Les acides et les bases forts peuvent déplacer les acides et les bases faibles de leurs sels.
- Les solutions tampons résistent aux variations du potentiel d'hydrogène pH grâce au contrôle de l'équilibre des ions.

Concepts clés :

- Équilibre ionique
- Réaction acide-base ;
- Hydrolyse des sels
- Réaction de déplacement
- Acide faible
- Base faible
- Acide fort
- Base forte
- Solution tampon
- Couple acide-base conjugué
- Stabilité du potentiel d'hydrogène pH.

Apprendre

1. Déplacement des acides faibles et des bases faibles

(a) Déplacement des acides faibles : lorsqu'un acide fort est ajouté au sel d'un acide faible, il se forme le sel de l'acide fort et l'acide faible.

Exemple : $CH_3COONa + HCl \rightarrow NaCl + CH_3COOH$
sel d'un acide faible — acide fort — sel de l'acide fort — acide faible

(b) Déplacement d'une base faible : lorsqu'une base forte est ajoutée au sel d'une base faible, il se forme le sel de la base forte et la base faible.

Exemple : $NH_4Cl + NaOH \rightarrow NaCl + NH_4OH$
sel d'une base faible — base forte — sel d'une base forte — base faible

2. Les sels et les solutions aqueuses :

(A) Classification des sels

(i) Sel normal (neutre) : Sel dont la formule chimique ne contient ni l'hydrogène (H) de l'acide, ni l'hydroxyle (OH) de la base.

Exemple *:* Carbonate de sodium (Na_2CO_3)

(ii) Sel acide : Sel dont la formule chimique contient l'hydrogène (H) de l'acide.

Exemple *:* Bicarbonate de sodium ($NaHCO_3$)

(iii) Sel basique : Sel dont la formule chimique contient l'hydroxyle (OH) de la base.

Exemple : Hydroxychlorure de calcium (CaCl(OH))

(B) Solutions aqueuses des sels normaux :

De manière générale, la relation entre la composition d'un sel normal et l'effet de sa solution aqueuse est la suivante :

(i) Acide faible + Base forte → **Basique**

(ii) Acide fort + Base faible → **Acide**

(iii) Acide fort + Base forte → **Neutre**

(C) Solutions aqueuses des sels acides :

(i) Solution aqueuse de bicarbonate de sodium ($NaHCO_3$) :

Basique

(Car l'ion HCO_3^- issu de l'ionisation réagit avec H_2O et forme des ions OH^-).

(ii) Solution aqueuse d'hydrogénosulfate de sodium/ bisulfate de sodium ($NaHSO_4$) :

Acide

(Car l'ion HSO_4^- issu de l'ionisation s'ionise pour donner des ions H^+).

3. Action de la solution tampon :

(a) Action tampon : La capacité à résister aux variations du pH même lorsqu'une petite quantité d'acide ou de base est ajoutée.

(b) Solution tampon : solution aqueuse qui présente la propriété d'action tampon. En général, on utilise une solution aqueuse constituée d'un mélange d'un acide faible — ou d'une base faible — et de son sel.

(c) Mécanisme d'action de la solution tampon (dans le cas d'un mélange d'acide acétique et d'acétate de sodium) Dans la solution aqueuse, l'acide acétique et l'acétate de sodium s'ionisent :

Ionisation de l'acide acétique : $CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$

Ionisation de l'acétate de sodium : $CH_3COONa \rightarrow CH_3COO^- + Na^+$

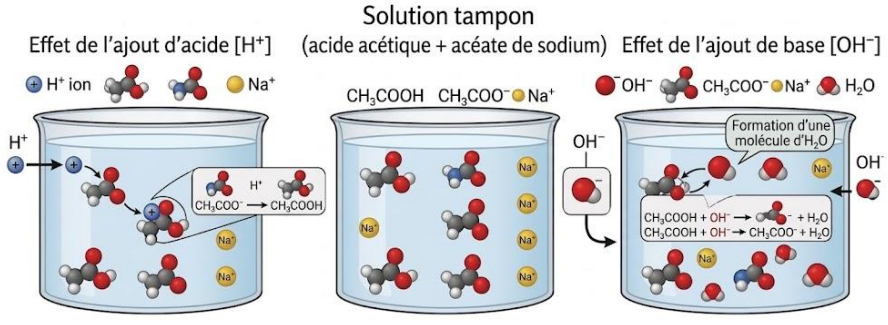
(i) Lorsqu'on ajoute H^+, les ions H^+ réagissent avec CH_3COO^- et forment des molécules d'acide acétique CH_3COOH :

$$CH_3COO^- + H^+ \rightarrow CH_3COOH.$$ (La concentration $[H^+]$ augmente à peine).

(ii) Lorsqu'on ajoute OH^-, les ions OH^- réagissent avec les molécules d'acide acétique et forment des molécules d'eau H_2O.

$$CH_3COOH + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O.$$

(La concentration $[OH^-]$ augmente à peine).



Idées reçues

X Idée fausse : « Tous les sels donnent des solutions neutres. »

Correction : Le pH de la solution de sel dépend de la force de l'acide et de la base à partir desquels le sel s'est formé.

X Idée fausse : « Une solution tampon empêche les acides et les bases de réagir. »

Correction : La solution tampon permet aux réactions de se produire, mais elle réduit les variations de pH à travers les changements de l'état d'équilibre.

Tableau récapitulatif : les sels et les solutions tampons

Sel normal	Propriété ou réaction
acide fort + base forte	Neutre
acide fort + base faible	Acide
acide faible + base forte	Basique
Sel acide : $NaHCO_3$ / $NaHSO_4$	Basique / acide
Tampon : acide faible + son sel	Résiste aux variations du pH
Ajout de H^+ à la solution de tampon	$CH_3COO^- + H^+ \rightarrow CH_3COOH$
Ajout de OH^- à la solution de tampon	$CH_3COOH + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O$

Exemple

(a) Écrivez l'équation de la réaction qui se produit lorsqu'on ajoute de l'acide chlorhydrique à une solution aqueuse d'hydrogénocarbonate (bicarbonate) de sodium.

(b) Indiquez si les solutions aqueuses des sels suivants sont acides, basiques ou neutres :
(i) NaCl (ii) $Ba(NO_3)_2$ (iii) NH_4Cl (iv) CH_3COONa.

(c) Insérez les équations ioniques appropriées en [A] et [B], le terme approprié en (C), dans le texte suivant : puis choisissez les éléments convenables à {D} et {E} parmi :
(i) NH_3 ; (ii) HCl ; (iii) NaCl ; (iv) NH_4Cl ; (v) CH_3COOH.
- Lorsqu'une petite quantité d'acide chlorhydrique est ajoutée à une solution aqueuse mixte contenant des quantités équimolaires d'acide acétique et d'acétate de sodium, la réaction **[A]** se produit, et la concentration en ions hydrogène reste pratiquement constante. De même, lorsqu'une petite quantité de solution aqueuse d'hydroxydes de sodium est ajoutée, la réaction **[B]** se produit, et la concentration en ions hydroxyde reste pratiquement constante. Cette solution aqueuse est appelée **(C)**, et un phénomène similaire se produit dans une solution aqueuse mixte contenant des quantités équimolaires de **{ D }** et **{ E }**

DEVENIR UN CITOYEN DU MONDE
La compréhension des systèmes tampons aide les scientifiques à développer des médicaments et des solutions intraveineuses plus sûrs, protéger les écosystèmes aquatiques contre l'acidification, améliorer la conservation des aliments et maintenir des conditions stables dans les procédés industriels et biologiques. De nombreuses applications sanitaires et durables reposent sur le contrôle de l'équilibre d'ionisation.

Explication :
(a) Comme le bicarbonate de sodium est un sel d'un acide faible et que l'acide chlorhydrique est un acide fort, il se forme du chlorure de sodium, qui est le sel d'un acide fort, et l'acide faible (l'acide carbonique) est déplacé :

$$NaHCO_3 + HCl \rightarrow NaCl + H_2O + CO_2$$

(b) (i) NaCl **:** Sel normal dérivé de l'acide fort HCl et de la base forte NaOH, il est donc **neutre**.
(ii) $Ba(NO_3)_2$ **:** Sel normal dérivé de l'acide fort HNO_3 et de la base forte $Ba(OH)_2$, il est donc **neutre**.
(iii) NH_4Cl **:** Sel normal dérivé de l'acide fort HCl et de la base faible NH_3, il est donc **acide**.
(iv) CH_3COONa **:** Sel normal dérivé de l'acide faible CH_3COOH et de la base forte NaOH, il est donc **basique**.

(c) A : $CH_3COO^- + H^+ \rightarrow CH_3COOH$
B : $CH_3COOH + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O$
C : solution tampon
D et E : Solution aqueuse, mélange de l'ammoniac NH_3 (base faible) et de chlorure d'ammonium NH_4Cl (sel d'ammonium), présente une action tampon : (i) et (iv), dans n'importe quel ordre.

ACTIVITÉ D'INTERPRÉTATION DE DONNÉES

Solution	pH initial	pH final après ajout de HCl
Eau distillée	7,0	3,0
Tampon CH_3COOH/CH_3COONa	4,8	4,7
Glucose	7.0	……

Réfléchissez comme un chimiste :
1. Quelle solution résiste efficacement à la variation du pH ?
……
2. Quelle preuve justifie votre conclusion ?
……
3. Comment l'équilibre répond-il à l'acide ajouté ?
……
4. Quelle solution présente une action tampon ?
……

À VOUS D'ESSAYER

Répondez aux questions suivantes :

1. Écrivez l'équation chimique équilibrée pour chacune des réactions suivantes :
(a) Ajout de l'acide chlorhydrique à une solution aqueuse d'acétate de potassium.
(b) Ajout d'une solution aqueuse d'hydroxyde de calcium à une solution aqueuse de chlorure d'ammonium.

2. Indiquez si les solutions aqueuses des sels suivants sont acides, basiques ou neutres :
a) KNO_3 b) $(NH_4)_2SO_4$ c) Na_2CO_3 d) $NaHSO_4$

3. Lisez le texte suivant et répondez aux questions :
L'acide acétique est un acide faible, qui s'ionise partiellement dans sa solution aqueuse et atteint l'état d'équilibre représenté par l'équation (i) :

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+ \quad \ldots (i)$$

Lors de l'ajout d'acétate de sodium à cette solution aqueuse, le sel se dissocie complètement, ce qui augmente la concentration de **[A]**Selon le principe de Le Chatelier, l'équilibre se déplace vers **[B].** Par conséquent, la concentration en H^+ diminue, ce qui produit une solution aqueuse contenant de grandes quantités de **[C]** et de **[D].**

Lorsqu'une petite quantité d'acide chlorhydrique est ajoutée à cette solution aqueuse mixte, l'équilibre de l'équation (I) se déplace dans le sens **[E]**, et l'ion **[F]** provenant de l'acide chlorhydrique se combine avec la grande quantité de CH_3COO^- présente pour devenir **[G].** Par conséquent, la concentration en $[H^+]$ dans la solution aqueuse mixte reste pratiquement constante.

De même, lorsqu'une petite quantité d'hydroxyde de sodium est ajoutée à la solution aqueuse mixte, (II) l'ion **[I]** provenant de l'hydroxyde de sodium réagit avec CH_3COOH [pour former de l'eau et des ions acétate]. Par conséquent, la concentration en **[J]** dans la solution aqueuse reste pratiquement constante. Le pH de cette solution reste pratiquement constant. Cette propriété est appelée (K)

(a) Complétez [ ] avec des formules appropriées et ( ) avec des termes appropriés ; un même élément peut être utilisé plusieurs fois.
Réponse : ……
(b) Écrivez l'équation ionique de la réaction de la partie soulignée (I).
Réponse : ……
(c) Écrivez l'équation ionique de la réaction de la partie soulignée (II).
Réponse : ……

RÉFLÉCHISSEZ DE MANIÈRE CRITIQUE

Un scientifique compare deux solutions :

- Solution A : acide acétique seulement
- Solution B : acide acétique + acétate de sodium.

La même quantité de HCl est ajoutée aux deux solutions.

1. Quelle solution subit la plus faible variation de pH ?
……
2. Quel ion est principalement responsable de la résistance à l'augmentation de la concentration en $[H^+]$?
……
3. Dans quel sens l'équilibre se déplace-t-il après l'ajout de H^+ ?
……
4. Pourquoi la solution tampon est-elle considérée comme un système d'équilibre dynamique ?
……

EXERCICE

Choisissez la bonne réponse :

1. Quel sel donne une solution aqueuse acide ?

A. NaCl
B. $Ba(NO_3)_2$
C. NH_4Cl
D. CH_3COONa
Réponse : ……

2. Quelle équation ionique explique l'action de la solution tampon d'acétate lorsqu'on ajoute un acide ?

A. $CH_3COOH + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O$
B. $CH_3COO^- + H^+ \rightarrow CH_3COOH$
C. $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$
D. $NH_4^+ + OH^- \rightarrow NH_3 + H_2O$
Réponse : ……

3. Écrivez l'équation chimique équilibrée de la réaction entre les substances suivantes :

(a) CH_3COONa et H_2SO_4 ;

(b) NH_4Cl et NaOH.

Réponse : ……..

4. Lisez le texte suivant puis répondez aux questions :

(I) Lorsqu'on dissout **l'acétate de sodium** dans l'eau, il se dissocie en ions acétate et ions sodium. Une partie des ions acétate réagit avec les molécules d'eau et produit des ions hydroxyde ; la solution aqueuse est donc faiblement (A).

(a) Insérez le terme approprié en (A) et écrivez l'équation ionique de la réaction en (I).

(b) Indiquez si chacune des solutions aqueuses suivantes est acide, basique ou neutre :

(i) Deux volumes égaux d'acide chlorhydrique à 0,10 mol/L et d'hydroxyde de potassium à 0,10 mol/L ;

(ii) Deux volumes égaux de l'acide acétique à 0,10 mol/L et d'hydroxyde de potassium à 0,10 mol/L ;

(iii) Deux volumes égaux d'acide chlorhydrique à 0,10 mol/L et d'ammoniac aqueux à 0,10 mol/L.

Réponse : ……

2-13 — Produit de solubilité (Ksp)



Introduction

Lors du mélange de deux solutions, l'une transparente incolore et l'autre jaune, aucun changement n'apparaît au début. Soudainement, une matière solide de couleur rouge pourpre apparaît et se dépose au fond du bécher. D'où provient cette matière solide ?

À l'échelle microscopique, les ions dissous se déplacent continuellement dans la solution et restent solubles, tandis qu'à d'autres moments, ils se combinent pour former un précipité. Pour expliquer cela, les chimistes utilisent le concept de solubilité et la constante du produit de solubilité (K_{sp}) afin de prédire avec précision l'apparition d'un précipité.

Dans cette leçon, nous explorerons comment l'équilibre entre les ions dissous et les solides est contrôlé, et comment les scientifiques utilisent K_{sp} pour prédire les changements chimiques dans les systèmes naturels et industriels.

Question directrice : Comment les chimistes peuvent-ils prédire si les ions dissous resteront en solution ou s'ils formeront un précipité ?

Exploration

Lors du mélange d'une solution contenant des ions Ag^+ avec une solution contenant des ions CrO_4^{2-} :

Sans avoir étudier la leçon :

- Les ions resteront-ils solubles ?

……

- Une matière solide peut-elle se former bien que les deux solutions soient transparentes au départ ?

……..

- Quels sont les facteurs qui déterminent si la précipitation aura lieu ou non ?

……

Enregistrez vos idées et révisez-les après l'étude de l'équilibre de solubilité.

Structure des sciences

Fait essentiel:

L'équilibre de solubilité est atteint lorsque la vitesse de dissolution est égale à la vitesse de précipitation.

- La constante du produit de solubilité (K_{sp}) ne dépend que de la température.

Concepts clés :

- Équilibre de solubilité
- Produit de solubilité (K_{sp})
- Solution saturée
- Équilibre dynamique
- Dissolution
- Précipitation
- Produit ionique
- Concentration des ions
- Sel peu soluble.

Apprendre :

Produit de solubilité

(a) Équilibre de solubilité : État qui se produit dans la solution saturée où la vitesse de dissolution est égale à la vitesse de précipitation, et aucun changement apparent n'est observé à l'échelle macroscopique.

(b) Produit de solubilité : Produit de multiplication des concentrations des ions dissous à l'équilibre de solubilité. Il est symbolisé par K_{sp} et reste constant à température constante.

(c) Expression du produit de solubilité :

Pour un sel peu soluble dans l'eau A_aB_b formé de (A^{m+}, B^{n-}) à l'équilibre suivant :

$$A_aB_b \rightleftharpoons aA^{m+} + bB^{n-} \quad (am = bn)$$

Le produit de solubilité K_{sp} s'exprime comme suit :

$$K_{sp} = [A^{m+}]^a[B^{n-}]^b$$

Exemple : Pour le chromate d'argent Ag_2CrO_4, lorsque l'équilibre de solubilité s'établit :

$$Ag_2CrO_4 \rightleftharpoons 2Ag^+ + CrO_4^{2-}$$

Produit de solubilité :

$$K_{sp} = [Ag^+]^2[CrO_4^{2-}]$$

(d) Produit de solubilité et précipitation :

Il est possible de déterminer si une précipitation aura lieu dans une solution aqueuse en comparant le produit des concentrations molaires des ions à la constante du produit de solubilité (K_{sp}).

Exemple : Dans le cas du chromate d'argent Ag_2CrO_4:

- Lorsque $K_{sp} \geq [Ag^+]^2[CrO_4^{2-}]$, **aucune précipitation ne se produit**.
- Lorsque $K_{sp} < [Ag^+]^2[CrO_4^{2-}]$, une **précipitation se produit** ——————

(Lorsque l'égalité est vérifiée, un équilibre de solubilité s'établit).

Exemple :

Lors du passage de sulfure d'hydrogène gazeux (H_2S) dans une solution aqueuse contenant $1{,}0 \times 10^{-4}$ mol/L d'ions plomb (II) (Pb^{2+}), la concentration en ions sulfure (S^{2-}) devient $1{,}0 \times 10^{-20}$ mol/L.

Répondez aux questions suivantes :

(a) Écrivez l'équation ionique à l'équilibre de solubilité.

(b) Exprimez la constante du produit de solubilité K_{sp}.

(c) Un précipité de sulfure de plomb (II) (PbS) se forme-t-il ? En supposant que le produit de solubilité de PbS est $K_{sp} = 1{,}0 \times 10^{-28}$ mol^2/L^2.

Explication:

(a) Le sulfure d'hydrogène s'ionise en ($2H^+$, S^{2-}) dans la solution aqueuse. Les ions plomb (Pb^{2+}) réagissent avec les ions sulfure (S^{2-}) pour former un précipité de PbS:

$$Pb^{2+} + S^{2-} \rightleftharpoons PbS_{(s)}$$

(b) D'après (a), comme tous les coefficients stœchiométriques de l'équation chimique sont égaux à 1:

$$K_{sp} = [Pb^{2+}][S^{2-}]$$

(c) Comparons le produit des concentrations molaires des ions (exprimé par la même formule que K_{sp}) avec la valeur de K_{sp}.

En supposant qu'aucun précipité de PbS ne se forme, et sachant que : $[Pb^{2+}] = 1{,}0 \times 10^{-4}$ mol/L et $[S^{2-}] = 1{,}0 \times 10^{-20}$ mol/L

Alors :

$$[Pb^{2+}][S^{2-}] = 1{,}0 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \times 1{,}0 \times 10^{-20} \text{ mol/L} = 1{,}0 \times 10^{-24} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

Et comme $K_{sp} = 1{,}0 \times 10^{-28}$ mol^2/L^2, nous avons :

$$[Pb^{2+}][S^{2-}] > K_{sp}$$

Par conséquent, **un précipité se forme**.

Activité d'interprétation des données

Analyse des données expérimentales :

Solution	[Ag+] (mol/L)	[CrO_4^{2-}] (mol/L)	Produit ionique
A	$1{,}0 \times 10^{-4}$	$1{,}0 \times 10^{-4}$	$1{,}0 \times 10^{-12}$
B	$1{,}0 \times 10^{-3}$	$1{,}0 \times 10^{-3}$	$1{,}0 \times 10^{-6}$

En supposant que : $K_{sp}(Ag_2CrO_4) = 1{,}0 \times 10^{-11}$

Réfléchissez comme un chimiste :

1. Dans quelle solution la précipitation est-elle la plus probable ?

……

2. Quelle solution a un produit ionique supérieur à K_{sp} ?

……

3. Quel preuve qi soutient votre conclusion ?

……

4. Que se passe-t-il lorsque le produit ionique dépasse la valeur de K_{sp} ?

……

À VOUS D'ESSAYER

Répondez aux questions suivantes :

Une solution aqueuse dans laquelle la concentration molaire en ions magnésium (Mg^{2+}) est de $1{,}0 \times 10^{-3}$ mol/L. La précipitation de l'hydroxydes de magnésium $Mg(OH)_2$ commence lorsque la concentration en ions hydroxyde ($x = [OH^-]$ mol/L) dépasse une certaine valeur. Sachant que le produit de solubilité de $Mg(OH)_2$ est $K_{sp} = 1{,}0 \times 10^{-11}$ mol^3/L^3 :

Répondez aux questions suivantes :

(a) Écrivez l'équation ionique exprimant l'arrivée à l'équilibre de solubilité :

(b) Écrivez l'expression du produit de solubilité K_{sp} :

(c) Déterminez la valeur de x arrondie à deux décimales près :

Réponse : ……..

Pensez de manière critique :

Une usine rejette des eaux usées industrielles contenant des ions plomb Pb^{2+}. Dans un système de traitement, un scientifique a proposé d'ajouter des ions sulfure (S^{2-}) pour éliminer les ions plomb sous forme de solide PbS.

Évaluation de la proposition :

1. Pourquoi la précipitation de PbS peut-elle se produire ?
2. Quel rôle joue K_{sp} dans ce procédé ?
3. Comment la précipitation permet-elle de réduire la pollution environnementale ?
4. Quelle preuve confirme que les ions Pb^{2+} ont précipité ?

Exercice

Répondez aux questions suivantes au deux chiffres décimaux près :

*(*Na = 23 , Cl = 35,5 , Ag = 108 *)*

Si la solubilité du chlorure d'argent (AgCl) à 25 °C est de 1, 9 mg/L.

(a) Quelle est la concentration molaire des ions Ag^+ dans une solution saturée de chlorure d'argent à 25 °C [en mol/L] ?

(b) Déterminez le produit de solubilité (K_{sp}) du chlorure d'argent à 25 °C.

(c) Lors de l'ajout progressif de chlorure de sodium (NaCl) à 100 mL d'une solution aqueuse de nitrate d'argent ($AgNO_3$) de concentration $1{,}0 \times 10^{-3}$ mol/L, quelle est la masse minimale de chlorure de sodium à ajouter pour commencer la précipitation du chlorure d'argent ?

Réponse : …….

Question de l'unité

Systèmes d'énergie durable : Choix de la meilleure technologie pour une ville verte

Une ville projette de réduire ses émissions de carbone en remplaçant ses systèmes d'énergie traditionnels par des technologies plus propres. Les ingénieurs évaluent trois technologies :

1. Piles à combustible à hydrogène
2. Batteries au plomb-acide
3. Production d'hydrogène par électrolyse de l'eau

Les données suivantes ont été collectées :

Groupe de données 1 : Informations énergétiques et environnementales

Technologie	Réaction chimique principale	Produit principal	ΔH (kJ/mol)
Pile à combustible à hydrogène	$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$	Eau	-572
Batterie au plomb-acide (décharge)	$Pb + PbO_2 + 2H_2SO_4O \rightarrow 2PbSO_4 + 2H_2$	Eau et sulfate de plomb ($PbSO_4$)	Libère de l'énergie
Électrolyse de l'eau	$2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$	Hydrogène et oxygène	$+572$

Groupe de données 2 : Production de charge électrique

Système	Nombre de moles d'électrons transférés
Système A	1,0 mole
Système B	2,0 moles
Système C	5,0 moles

Section A : Question à choix multiple

Laquelle des affirmations suivantes est la mieux soutenue par les données ?

(a) L'électrolyse de l'eau est une réaction exothermique car elle produit de l'hydrogène.

(b) Les piles à combustible et l'électrolyse ont la même variation d'énergie car il s'agit de la même réaction.

(c) L'électrolyse de l'eau nécessite une absorption d'énergie, tandis que les piles à combustible libèrent de l'énergie.

(d) Les batteries au plomb-acide et les piles à combustible consomment toutes deux l'eau comme réactif.

Réponse : ……..

Preuve : ……

Section B : Réponse courte

Définissez la variation d'enthalpie (ΔH) et expliquez la différence entre une réaction exothermique et une réaction endothermique en utilisant les données fournies.

……

……

……

Section C : Problème structuré

Calculez et expliquez à partir du groupe de données 2 :

(a) Calculez la charge électrique produite/transférée par chaque système :

(b) Déterminez quel système peut provoquer la plus grande transformation chimique :

(c) Expliquez votre raisonnement à l'aide de la loi de Faraday.

……

Section D : Analyse d'une affirmation d'élève

Un élève affirme ce qui suit :

« Les piles à combustible à hydrogène devraient remplacer complètement les batteries au plomb-acide car elles ne produisent que de l'eau. »

Évaluez cette affirmation en abordant :

- Avantages scientifiques :
- Limites et contraintes :
- Considérations sur le stockage, l'énergie et la durabilité :
- Conclusion tirée de l'étude de cas :

Section E : Dissertation scientifique

Dans quelle mesure les technologies électrochimiques peuvent-elles contribuer à un avenir énergétique durable ? Dans votre réponse :

- Expliquez le rôle des réactions d'oxydoréduction dans les piles électrochimiques.

  ……
- Comparez entre pile à combustible, batterie au plomb-acide et électrolyse.

  ……
- Analysez la relation entre variations d'énergie (ΔH) et production d'électricité.

  ……
- Discutez l'impact environnemental et économique.

  ……
- Utilisez des preuves scientifiques pour soutenir votre observation.

  ……

Auteurs

*** Maki Komizo**

*** Takayuki Kobayashi**

*** Asato Tanaka**

*** Koto Yasuda**

Réviseurs

Prof. Boshra Mossaad Awad
Prof. Mohamed Abu Raya
Dr. Sally Kamal Ibrahim
Dr. Mohamed Arif
Dr. Aziza Rajab Khalifa
Dr. Hanan Abu El-Abbas
Mr. Sameh Mansour
Mr. Gamal EL-Yamani El-Sayed
Mme. Heba Nabil Ramzi
Mme. Elchaïmâa Hanafi Mahmoud

Supervision générale

Dr. Gebriel Anwer Hemeida

Chef de l'administration centrale pour le développement des curricula au CACD


SPRIX
الإدارة المركزية لتطوير المناهج
CACD
Central Administration Of Curriculum Development