



COURS PI

☆ *L'école sur-mesure* ☆

de la Maternelle au Bac, Établissement d'enseignement
privé à distance, déclaré auprès du Rectorat de Paris

Première - Module 1 - Transformations de la matière

Physique-Chimie

v.5.1



- ✓ **Guide de méthodologie**
pour appréhender notre pédagogie
- ✓ **Leçons détaillées**
pour apprendre les notions en jeu
- ✓ **Exemples et illustrations**
pour comprendre par soi-même
- ✓ **Prolongement numérique**
pour être acteur et aller + loin
- ✓ **Exercices d'application**
pour s'entraîner encore et encore
- ✓ **Corrigés des exercices**
pour vérifier ses acquis

www.cours-pi.com

Paris & Montpellier



EN ROUTE VERS LE BACCALAURÉAT

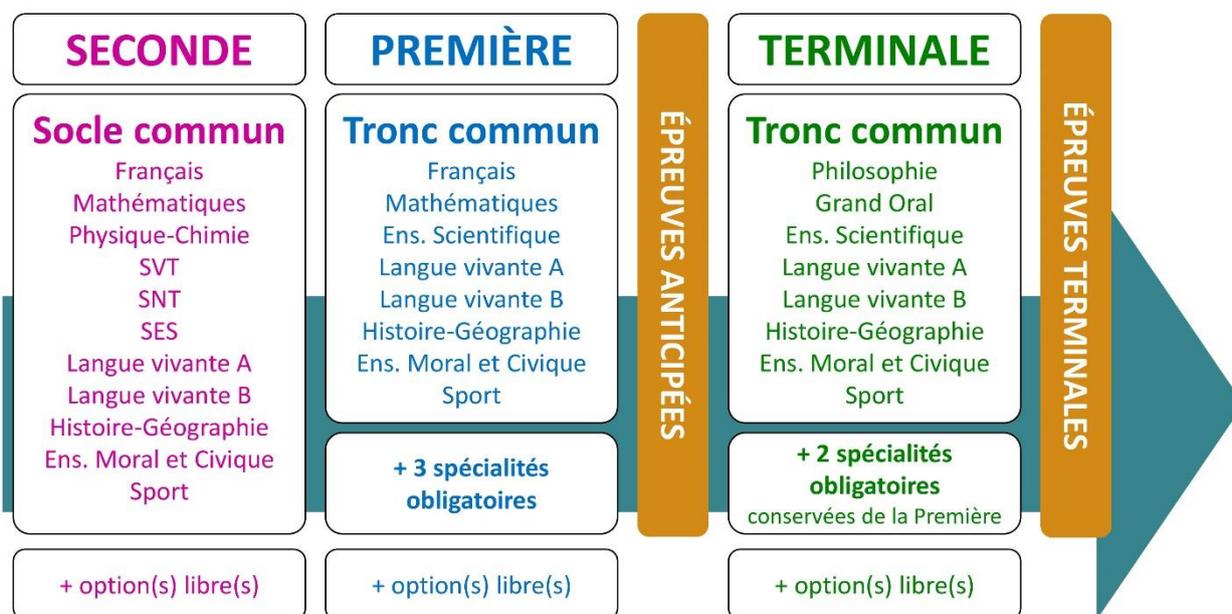
Comme vous le savez, la **réforme du Baccalauréat** est entrée en vigueur progressivement jusqu'à l'année 2021, date de délivrance des premiers diplômes de la nouvelle formule.

Dans le cadre de ce nouveau Baccalauréat, **notre Etablissement**, toujours attentif aux conséquences des réformes pour les élèves, s'est emparé de la question avec force **énergie** et **conviction** pendant plusieurs mois, animé par le souci constant de la réussite de nos lycéens dans leurs apprentissages d'une part, et par la **pérennité** de leur parcours d'autre part. Notre Etablissement a questionné la réforme, mobilisé l'ensemble de son atelier pédagogique, et déployé tout **son savoir-faire** afin de vous proposer un enseignement tourné continuellement vers **l'excellence**, ainsi qu'une scolarité tournée vers la **réussite**.

- Les **Cours Pi** s'engagent pour faire du parcours de chacun de ses élèves un **tremplin vers l'avenir**.
- Les **Cours Pi** s'engagent pour ne pas faire de ce nouveau Bac un diplôme au rabais.
- Les **Cours Pi** vous offrent **écoute** et **conseil** pour coconstruire une **scolarité sur-mesure**.

LE BAC DANS LES GRANDES LIGNES

Ce nouveau Lycée, c'est un enseignement à la carte organisé à partir d'un large tronc commun en classe de Seconde et évoluant vers un parcours des plus spécialisés année après année.



CE QUI A CHANGÉ

- Il n'y a plus de séries à proprement parler.
- Les élèves choisissent des spécialités : trois disciplines en classe de Première ; puis n'en conservent que deux en Terminale.
- Une nouvelle épreuve en fin de Terminale : le Grand Oral.
- Pour les lycéens en présentiel l'examen est un mix de contrôle continu et d'examen final laissant envisager un diplôme à plusieurs vitesses.
- Pour nos élèves, qui passeront les épreuves sur table, le Baccalauréat conserve sa valeur.

CE QUI N'A PAS CHANGÉ

- Le Bac reste un examen accessible aux candidats libres avec examen final.
- Le système actuel de mentions est maintenu.
- Les épreuves anticipées de français, écrit et oral, tout comme celle de spécialité abandonnée se dérouleront comme aujourd'hui en fin de Première.



A l'occasion de la réforme du Lycée, nos manuels ont été retravaillés dans notre atelier pédagogique pour un accompagnement optimal à la compréhension. Sur la base des programmes officiels, nous avons choisi de créer de nombreuses rubriques :

- **Suggestions de lecture** pour s'ouvrir à la découverte de livres de choix sur la matière ou le sujet
- **L'essentiel** et **le temps du bilan** pour souligner les points de cours à mémoriser au cours de l'année
- **À vous de jouer** pour mettre en pratique le raisonnement vu dans le cours et s'accaparer les ressorts de l'analyse, de la logique, de l'argumentation, et de la justification
- **Pour aller plus loin** pour visionner des sites ou des documentaires ludiques de qualité
- Et enfin ... la rubrique **Les Clés du Bac by Cours Pi** qui vise à vous donner, et ce dès la seconde, toutes les cartes pour réussir votre examen : notions essentielles, méthodologie pas à pas, exercices types et fiches étape de résolution !

PHYSIQUE-CHIMIE PREMIÈRE

Module 1 – Transformations de la matière

L'AUTEURE



Sylvie LAMY

Diplômée de l'Ecole Polytechnique et agrégée de Mathématiques, elle poursuit aujourd'hui son parcours professionnel à l'Institut Géographique National et au Ministère des Transports comme chargée de mission sur les projets spatiaux.

Passionnée par les sciences physiques, son approche pédagogique réside dans la transmission du raisonnement scientifique. Elle attend de ses élèves de comprendre et d'explicitier leur démarche dans la résolution des problèmes.

PRÉSENTATION

Ce **cours** est divisé en chapitres, chacun comprenant :

- Le **cours**, conforme aux programmes de l'Education Nationale
- Des **exercices d'application et d'entraînement**
- Les **corrigés** de ces exercices
- Des **devoirs** soumis à correction (et **se trouvant hors manuel**). Votre professeur vous renverra le corrigé-type de chaque devoir après correction de ce dernier.

Pour une manipulation plus facile, les corrigés-types des exercices d'application et d'entraînement sont regroupés en fin de manuel.

CONSEILS A L'ÉLÈVE

Vous disposez d'un support de Cours complet : **prenez le temps** de bien le lire, de le comprendre mais surtout de **l'assimiler**. Vous disposez pour cela d'exemples donnés dans le cours et d'exercices types corrigés. Vous pouvez rester un peu plus longtemps sur une unité mais travaillez régulièrement.

LES FOURNITURES

Vous devez posséder :

- une **calculatrice graphique pour l'enseignement scientifique au Lycée comportant un mode examen (requis pour l'épreuve du baccalauréat)**.
- un **tableur** comme Excel de Microsoft (payant) ou Calc d'Open Office (gratuit et à télécharger sur <http://fr.openoffice.org/>). En effet, certains exercices seront faits de préférence en utilisant un de ces logiciels, mais vous pourrez également utiliser la calculatrice).

LES DEVOIRS

Les devoirs constituent le moyen d'évaluer l'acquisition de **vos savoirs** (« Ai-je assimilé les notions correspondantes ? ») et de **vos savoir-faire** (« Est-ce que je sais expliquer, justifier, conclure ? »).

Placés à des endroits clés des apprentissages, ils permettent la vérification de la bonne assimilation des enseignements.

Aux *Cours Pi*, vous serez accompagnés par un **professeur selon chaque matière** tout au long de votre année d'étude. Référez-vous à votre « Carnet de Route » pour l'identifier et découvrir son parcours.

Avant de vous lancer dans un devoir, assurez-vous d'avoir **bien compris les consignes**.

Si vous repérez des difficultés lors de sa réalisation, n'hésitez pas à le mettre de côté et à revenir sur les leçons posant problème. **Le devoir n'est pas un examen**, il a pour objectif de s'assurer que, même quelques jours ou semaines après son étude, une notion est toujours comprise.

Aux Cours Pi, chaque élève travaille à son rythme, parce que chaque élève est différent et que ce mode d'enseignement permet le « sur-mesure ».

Nous vous engageons à respecter le moment indiqué pour faire les devoirs. Vous les identifierez par le bandeau suivant :



Vous pouvez maintenant
faire et envoyer le **devoir n°1**



Il est **important de tenir compte des remarques, appréciations et conseils du professeur-correcteur**. Pour cela, il est **très important d'envoyer les devoirs au fur et à mesure** et non groupés. **C'est ainsi que vous progresserez !**

Donc, dès qu'un devoir est rédigé, envoyez-le aux *Cours Pi* par le biais que vous avez choisi :

- 1) Par **soumission en ligne** via votre espace personnel sur **PoulPi**, pour un envoi **gratuit, sécurisé** et plus **rapide**.
- 2) Par **voie postale** à *Cours Pi*, 9 rue Rebuffy, 34 000 Montpellier
*Vous prendrez alors soin de joindre une **grande enveloppe libellée à vos nom et adresse**, et **affranchie au tarif en vigueur** pour qu'il vous soit retourné par votre professeur*

N.B. : quel que soit le mode d'envoi choisi, vous veillerez à **toujours joindre l'énoncé du devoir** ; plusieurs énoncés étant disponibles pour le même devoir.

N.B. : si vous avez opté pour un envoi par voie postale et que vous avez à disposition un scanner, nous vous engageons à conserver une copie numérique du devoir envoyé. Les pertes de courrier par la Poste française sont très rares, mais sont toujours source de grand mécontentement pour l'élève voulant constater les fruits de son travail.

SOUTIEN ET DISPONIBILITÉ

VOTRE RESPONSABLE PÉDAGOGIQUE

Professeur des écoles, professeur de français, professeur de maths, professeur de langues : notre Direction Pédagogique est constituée de spécialistes capables de dissiper toute incompréhension.

Au-delà de cet accompagnement ponctuel, notre Etablissement a positionné ses Responsables pédagogiques comme des « super profs » capables de co-construire avec vous une scolarité sur-mesure.

En somme, le Responsable pédagogique est votre premier point de contact identifié, à même de vous guider et de répondre à vos différents questionnements.

Votre Responsable pédagogique est la personne en charge du suivi de la scolarité des élèves.

Il est tout naturellement votre premier référent : une question, un doute, une incompréhension ? Votre Responsable pédagogique est là pour vous écouter et vous orienter. Autant que nécessaire et sans aucun surcoût.

QUAND
PUIS-JE
LE
JOINDRE ?

Du **lundi** au **vendredi** : horaires disponibles sur votre carnet de route et sur PoulPi.

QUEL
EST
SON
RÔLE ?

Orienter les parents et les élèves.

Proposer la mise en place d'un accompagnement individualisé de l'élève.

Faire évoluer les outils pédagogiques.

Encadrer et **coordonner** les différents professeurs.

VOS PROFESSEURS CORRECTEURS

Notre Etablissement a choisi de s'entourer de professeurs diplômés et expérimentés, parce qu'eux seuls ont une parfaite connaissance de ce qu'est un élève et parce qu'eux seuls maîtrisent les attendus de leur discipline. En lien direct avec votre Responsable pédagogique, ils prendront en compte les spécificités de l'élève dans leur correction. Volontairement bienveillants, leur correction sera néanmoins juste, pour mieux progresser.

QUAND
PUIS-JE
LE
JOINDRE ?

Une question sur sa correction ?

- faites un mail ou téléphonez à votre correcteur et demandez-lui d'être recontacté en lui laissant **un message avec votre nom, celui de votre enfant et votre numéro.**
- autrement pour une réponse en temps réel, appelez votre Responsable pédagogique.

LE BUREAU DE LA SCOLARITÉ

Placé sous la direction d'Elena COZZANI, le Bureau de la Scolarité vous orientera et vous guidera dans vos démarches administratives. En connaissance parfaite du fonctionnement de l'Etablissement, ces référents administratifs sauront solutionner vos problématiques et, au besoin, vous rediriger vers le bon interlocuteur.

QUAND
PUIS-JE
LE
JOINDRE ?

Du **lundi** au **vendredi** : horaires disponibles sur votre carnet de route et sur PoulPi.

04.67.34.03.00

scolarite@cours-pi.com



LE SOMMAIRE

Physique-Chimie – Module 1 – Transformations de la matière

La verrerie	1
La mesure en chimie	3
Le tableau périodique	5
Les pictogrammes	6
Introduction	7

CHAPITRE 1. Couleur des solutions..... **9**

Q OBJECTIFS

- Comprendre les notions d'absorbance, de spectre d'absorption, de couleur d'une espèce en solution et la loi de Beer-Lambert.

Q COMPÉTENCES VISÉES

- Expliquer ou prévoir la couleur d'une espèce en solution à partir de son spectre UV-visible.
- Déterminer la concentration d'un soluté à partir de données expérimentales relatives à l'absorbance de solutions de concentrations connues.

1. Lumière, absorbance et spectrophotométrie	10
2. Loi de Beer-Lambert	14
3. Application au dosage par étalonnage	16
Le temps du bilan	17
Exercices	18
Les Clés du Bac : exemple de sujet sur le dosage	24

CHAPITRE 2. Evolution d'un système chimique..... **29**

Q OBJECTIFS

- Comprendre les transformations modélisées par une réaction d'oxydo-réduction.
- Etudier l'évolution des quantités de matière lors d'une transformation et les notions d'état d'avancement.
- Connaître les définitions de transformation totale, non totale, de mélanges stœchiométriques.
- Découvrir le titrage avec suivi colorimétrique.
- Repérer la réaction d'oxydo-réduction support du titrage ; le changement de réactif limitant au cours du titrage, la définition et repérage de l'équivalence.

Q COMPÉTENCES VISÉES

- Identifier le transfert d'électrons entre deux réactifs et le modéliser par des demi-équations électroniques et par une réaction d'oxydo-réduction.
- Établir une équation de la réaction entre un oxydant et un réducteur, les couples oxydant-réducteur étant donnés.
- Décrire qualitativement l'évolution des quantités de matière des espèces chimiques lors d'une transformation.
- Établir le tableau d'avancement d'une transformation chimique à partir de l'équation de la réaction et des quantités de matière initiales des espèces chimiques.
- Relier qualitativement l'évolution des quantités de matière de réactifs et de produits à l'état final au volume de solution titrante ajoutée.
- Relier l'équivalence au changement de réactif limitant et à l'introduction des réactifs en proportions stœchiométriques.
- Établir la relation entre les quantités de matière de réactifs introduites pour atteindre l'équivalence.
- Expliquer ou prévoir le changement de couleur observé à l'équivalence d'un titrage mettant en jeu une espèce colorée.

1. Réactions d'oxydo-réduction	30
2. Avancement d'une réaction, réactions totales	34

3. Application au titrage colorimétrique.....	37
Exercices.....	38
Le temps du bilan	44
Les Clés du Bac : exemple de sujet sur l'oxydoréduction.....	45

CHAPITRE 3. Structure des entités chimiques / polarisation..... 49

Q OBJECTIFS

- Découvrir le schéma de Lewis d'un ion mono ou polyatomique.
- Comprendre la lacune électronique.
- Comprendre la géométrie des entités.
- Découvrir l'électronégativité des atomes et l'évolution dans le tableau périodique.
- Comprendre la polarisation d'une liaison covalente et la polarité d'une entité moléculaire.

Q COMPÉTENCES VISÉES

- Établir le schéma de Lewis de molécules et d'ions mono ou polyatomiques, à partir du tableau périodique
- Interpréter la géométrie d'une entité à partir de son schéma de Lewis.
- Déterminer le caractère polaire d'une liaison à partir de la donnée de l'électronégativité des atomes.
- Déterminer le caractère polaire ou apolaire d'une entité moléculaire à partir de la donnée de l'électronégativité des atomes.
- Déterminer le caractère polaire ou apolaire d'une entité moléculaire à partir de sa géométrie et de la polarité de ses liaisons.

1. Représentation de Lewis	50
2. Géométrie des molécules.....	54
3. Électronégativité, polarisation d'une liaison	55
Exercices.....	57
Le temps du bilan	60

CHAPITRE 4. Conséquences de la structure des entités sur les solutions..... 61

Q OBJECTIFS

- Comprendre la cohésion dans un solide.
- Modéliser des interactions entre ions, entre entités polaires, entre entités apolaires et/ou par pont hydrogène.
- Comprendre la dissolution des solides ioniques dans l'eau.
- Connaître l'équation de réaction de dissolution.
- Comprendre l'extraction par un solvant :
 - Solubilité dans un solvant.
 - Miscibilité de deux liquides.

Q COMPÉTENCES VISÉES

- Expliquer la cohésion au sein de composés solides ioniques et moléculaires par l'analyse des interactions entre entités.
- Expliquer la capacité de l'eau à dissocier une espèce ionique et à solvater les ions.
- Modéliser, au niveau macroscopique, la dissolution d'un composé ionique dans l'eau par une équation de réaction, en utilisant les notations (s) et (aq).
- Calculer la concentration des ions dans la solution obtenue.
- Expliquer ou prévoir la solubilité d'une espèce chimique dans un solvant par l'analyse des interactions entre les entités.
- Interpréter un protocole d'extraction liquide-liquide à partir des valeurs de solubilités de l'espèce chimique dans les deux solvants.

1. Solides ioniques et moléculaires	62
2. Dissolution des solides ioniques dans l'eau	65
3. Miscibilité : application à l'extraction liquide-liquide.....	69
4. Caractère amphiphile d'une molécule.....	70
Exercices.....	71
Le temps du bilan	77

CORRIGÉS à vous de jouer et exercices..... 79



ESSAIS

- **Une histoire de la physique et de la chimie** *Jean Rosmorduc*
- **Les forces de la nature** *Paul Davies*
- **Des chimistes de A à Z** *Eric Brown*
- **Une histoire de tout, ou presque...** *Bill Bryson*
- **Discours sur l'origine de l'univers** *Etienne Klein*

BANDES-DESSINÉES

- **La physique en BD** *Larry Gonick*
- **La chimie en BD** *Larry Gonick*

PODCASTS

- **La tête au carré** *France Inter*
- **Podcastscience.fm** *www.podcastscience.fr*
- **De cause à effet** *France Culture*

DOCUMENTAIRES AUDIOVISUELS

- **Les secrets de la matière (3 épisodes)** *Jim Al-Khalili*
- **L'histoire de l'électricité (3 épisodes)** *Jim Al-Khalili*
- **Cosmos : une odyssée à travers l'univers (13 épisodes)** *Neil deGrasse Tyson*
- **La fabuleuse histoire de la science (6 épisodes)**

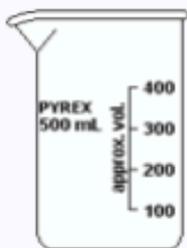


LA VERRERIE DE LABORATOIRE

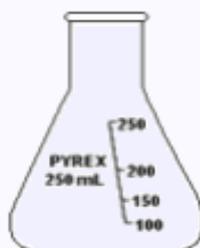
La **verrerie de laboratoire** désigne divers récipients, instruments et équipements en verre (verrerie) utilisés en laboratoire par les chimistes et les biologistes pour des expériences scientifiques ou des procédures à petite échelle. Par extension elle peut également désigner ces mêmes éléments lorsqu'ils sont fabriqués en matières plastiques, mais traditionnellement c'est le verre qui est utilisé, il convient à la plupart des situations. Transparent, non déformable et résistant à des températures élevées, il s'use peu et supporte la stérilisation en autoclave et le nettoyage en autolaveur. Il est chimiquement très résistant à l'eau, aux halogènes, aux solvants et composés organiques et aux acides.



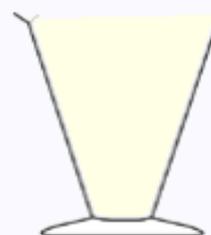
Tube à essais



Bêcher



Erlenmeyer



Verre à pied



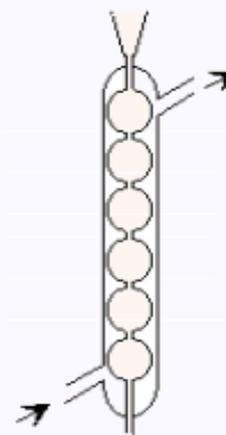
Pipette graduée



Eprouvette graduée



Burette graduée



Réfrigérant à boules



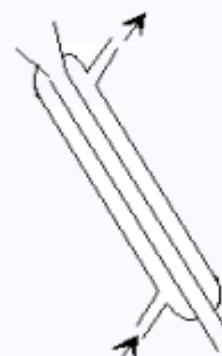
Pipette jaugée



Fiolle jaugée



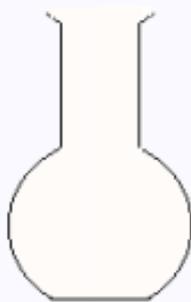
Ampoule à décanter



Réfrigérant droit



Agitateur en verre



Ballon à fond rond



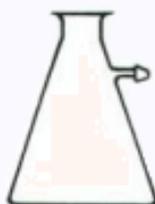
Entonnoir



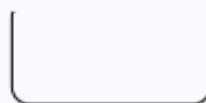
Colonne de Vigreux
(ou colonne à distiller)



Verre de montre
(ou coupelle)



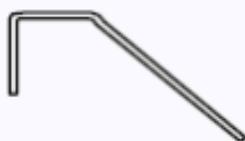
Fiole à vide



Cristallisoir



Spatule



Tube à dégagement



Pissette



Pince



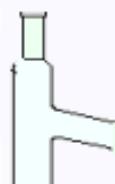
Pince en bois



Ampoule de coulée



Propipette



Tête de colonne



Creuset



Bec Bunsen



Potence



Compte-gouttes

LA MESURE EN CHIMIE

Une unité de mesure est un étalon nécessaire pour la mesure d'une grandeur physique.

Les systèmes d'unités, définis en cherchant le plus large accord dans le domaine considéré, sont rendus nécessaires par la méthode scientifique dont un des fondements est la reproductibilité des expériences (donc des mesures), ainsi que par le développement des échanges d'informations commerciales ou industrielles.

NOMBRE D'AVOGADRO ET MOLE

Le **nombre d'Avogadro** a pour valeur $N_A = 6,02214076 \times 10^{23}$

- On retiendra généralement $N_A = 6,02 \times 10^{23}$

La mole (mol) est l'unité de quantité de matière.

- Comme pour ces unités, on peut utiliser les sous-unités comme la millimole ($1 \text{ mmol} = 10^{-3} \text{ mol}$)
- Il faut faire attention aux entités concernées : on parle de "*n* moles de..."

Exemples :

Une mole d'atome d'oxygène contient $6,02 \times 10^{23}$ atomes d'oxygène.

Une mole de dioxygène contient $6,02 \times 10^{23}$ de molécules de O_2 ,
donc $2 \times 6,02 \times 10^{23}$ atomes de O.

3 mmol de carbone contient $3 \times 10^{-3} \times 6,02 \times 10^{23} = 1,806 \times 10^{19}$ atomes de carbone.

MASSE MOLAIRES

La masse molaire atomique d'un élément est la masse d'une mole d'atomes de cet élément.

- La masse molaire s'exprime généralement en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exemple : $M(\text{H}) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

La masse molaire moléculaire d'une espèce moléculaire est la masse d'une mole de ses molécules. Elle est la somme des masses molaires atomiques correspondant aux atomes constituant une molécule

Exemple : $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Pour les ions, on procède comme pour les atomes et les molécules (on néglige les masses des électrons en excès ou en défaut).

VOLUME MOLAIRES

Le volume molaire d'un gaz est le volume occupé par 1 mole de ce gaz.

- Le volume molaire s'exprime généralement en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$.
Il dépend de la température, mais est identique en première approximation pour les gaz courants.

TITRE MOLAIRES ET MASSIQUES

Le titre (ou concentration) massique *t* est la masse de soluté par litre de solution.

- Le titre massique s'exprime généralement en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$.

Le titre (ou concentration) molaire *c* est la quantité de matière de soluté par litre de solution.

➤ La concentration molaire s'exprime généralement en mol.L⁻¹.

MASSE VOLUMIQUE ET DENSITÉ

Pour un même volume occupé, les espèces chimiques ne possèdent pas la même masse.

Si le volume V (en m³) d'un corps homogène a une masse de m (en kg), on définit la **masse volumique** ρ (en kg·m⁻³) comme étant le rapport :

$$\rho = \frac{m}{V}$$

➤ La **masse volumique de l'eau** à température ambiante (20°C) est :

$$\rho(\text{eau}) = 1000 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3} = 1 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1} = 1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$$

La **densité** d d'un liquide ou d'un solide de masse volumique ρ se définit généralement par rapport à l'eau.

$$d = \frac{\rho}{\rho(\text{eau})}$$

➤ La densité est **une grandeur sans unité**.

➤ La densité d'un gaz se définit généralement par rapport à l'air.

RELATIONS UTILES POUR LES SOLUTIONS

On appelle n la quantité de matière du soluté, M sa masse molaire, t le titre massique, c la concentration molaire, V le volume.

$$\begin{aligned} m &= n \times M & \text{ou} & & n &= \frac{m}{M} \\ t &= \frac{m}{V} & c &= \frac{n}{V} & t &= c \times M \end{aligned}$$



LES PICTOGRAMMES EN CHIMIE

Voici Un tableau des symboles de dangers chimiques.

	<p>Ça explose Peut exploser au contact d'une flamme, d'une étincelle, sous l'effet de la chaleur, d'un choc, d'un frottement ...</p>		<p>Inflammable Peut s'enflammer au contact d'une flamme, d'une étincelle, d'électricité statique, sous l'effet de la chaleur, de frottements, au contact de l'air ou de l'eau (dégagement de gaz inflammables) ...</p>
	<p>Gaz sous pression Peut exploser sous l'effet de la chaleur ou causer des brûlures ou blessures liées au froid.</p>		<p>Comburant peut provoquer ou aggraver un incendie.</p>
	<p>Corrosif</p> <ul style="list-style-type: none"> • peut attaquer et ronger la peau • peut attaquer les métaux 		<p>Toxique cancérogène ou mutagène ou provoquant des allergies ou ayant des effets néfastes sur les poumons au d'autres organes.</p>
	<p>Danger poison à forte dose ou irritant ou provoquant des allergies ou provoquant vertige ou somnolence.</p>		<p>Ça empoisonne Poison, même à faible dose ; peut provoquer différents troubles et entraîner la mort</p>
	<p>Ça nuit à l'environnement Néfaste pour les organismes du milieu aquatique.</p>		

INTRODUCTION

Versez de l'huile dans un verre d'eau... Que remarquez-vous ? L'huile ne se mélange pas à l'eau ! Pourtant quand vous mélangez sirop de grenadine et eau, vous obtenez une boisson d'un rouge-rosé parfaitement homogène.

Qu'est-ce qui explique les différences de comportement entre ces deux liquides ? C'est la question à laquelle nous allons tenter de répondre à travers ce module de chimie.



La chimie est la science de la matière et de ses transformations. Lorsqu'on mélange deux matières, tout peut arriver ; du simple changement de coloration jusqu'à l'explosion. Pour comprendre cet éventail de possibilités, la chimie va zoomer sur les éléments chimiques pour expliquer, prédire et utiliser la richesse des interactions entre ces éléments.

Après un passage par la compréhension des mécanismes qui expliquent la couleur d'une solution et son utilité en chimie, nous verrons en détails ce qu'il se passe au cours des réactions chimiques mises en jeu. Nous poursuivrons alors notre exploration dans l'infiniment petit pour comprendre comment l'organisation des molécules et des atomes explique les différences de comportement des solutions à l'échelle macroscopique pour obtenir un moyen de répondre à la question originelle : huile et grenadine, même combat ?

CHAPITRE 1

COULEUR DES SOLUTIONS



Déterminer la quantité de colorant utilisée pour colorer en vert votre sirop de menthe ? C'est possible avec la chimie !

Dans ce chapitre, nous allons comprendre l'origine des couleurs des solutions, et utiliser les propriétés de coloration pour mesurer des concentrations par spectrophotométrie.

Q OBJECTIFS

- Comprendre les notions d'absorbance, de spectre d'absorption, de couleur d'une espèce en solution et la loi de Beer-Lambert.

Q COMPÉTENCES VISÉES

- Expliquer ou prévoir la couleur d'une espèce en solution à partir de son spectre UV-visible.
- Déterminer la concentration d'un soluté à partir de données expérimentales relatives à l'absorbance de solutions de concentrations connues.

Q PRÉREQUIS

- Equations de droites.
- Lumière : spectre de la lumière blanche.
- La mesure en chimie : concentrations molaires et massique, quantité de matière.
- Solutions aqueuses : dilution.
- Equation-bilan d'une réaction chimique.



COULEUR DES SOLUTIONS

Lumière, absorbance et spectrophotométrie



Première approche

ACTIVITÉ 1

On a une solution de sulfate de cuivre sans indication de concentration.

- 1) De quelle couleur est cette solution ?

.....

On souhaite connaître sa concentration en réalisant un **dosage par étalonnage**. Pour cela on dispose d'une solution S_0 de sulfate de cuivre à 0,5 mol/L.

- 2) A quelle grandeur la donnée 0,5 mol/L correspond-elle ?

.....

On réalise 3 autres solutions S_1 , S_2 et S_3 concentrées respectivement à 0,25 mol/L, 0,1 mol/L et 0,05 mol/L de 10 ml chacune.

- 3) a. Quelle opération fait-on quand on réalise ces solutions ?

.....

- b. Comment appelle-t-on la solution initiale ? Comment appelle-t-on les autres ?

.....

- c. Donnez le protocole précis (verrerie utilisée, volumes prélevés) pour la réalisation de S_1 .

.....

.....

.....

.....

.....

.....

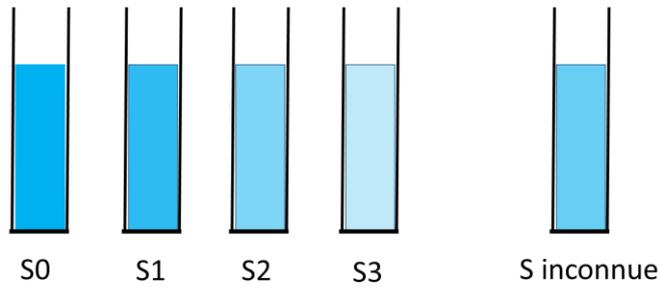
.....

- 4) S_1 , S_2 et S_3 sont-elles de plus en plus claires ou de plus en plus foncées ?

.....

.....

Voilà les solutions :



5) Pouvez-vous estimer la concentration de la solution inconnue ?

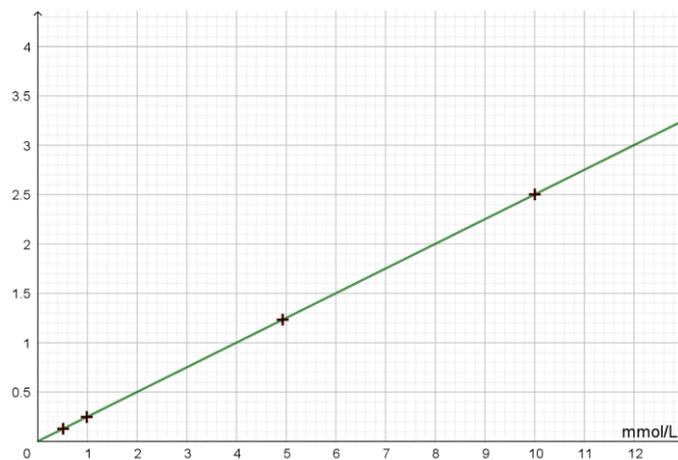
.....

6) Commentez la méthode.

.....

La lumière a d'autant plus de mal à passer que la solution est foncée. C'est l'absorbance. Il existe un appareil permettant de mesurer cette absorbance appelé **spectrophotomètre**

On réalise des solutions à 0,01, 0,005 et 0,001 et on mesure leur absorbance (on verra dans le cours pourquoi il faut diluer).



7) Que constate-t-on ?

.....

Il s'agit de la traduction de la loi de Beer-Lambert.

On dilue 50 fois la solution inconnue et on mesure son absorbance : on trouve 1.

8) Quelle est la concentration de la solution mesurée ?

.....

9) Quelle est la concentration de la solution inconnue ?

.....

10) Comparez les avantages et inconvénients par rapport à la méthode précédente.

.....

SOLUTIONS DE L'ACTIVITÉ 1.1

- 1) Elle est bleue (présence de ion cuivre Cu^{2+}).
- 2) Il s'agit de la **concentration molaire**.
- 3)
 - a. Il s'agit d'une **dilution**.
 - b. La solution initiale est la solution **mère**. Les autres sont les solutions **filles**.
 - c. On détermine le volume à prélever de la solution mère (S_0).

$$V_{\text{filles}} c_{\text{filles}} = V_{\text{mère}} c_{\text{mère}} \Rightarrow V_{\text{mère}} = 10 \times \frac{0,25}{0,5} \quad V_{\text{mère}} = 5 \text{ mL}$$

On prélève **5 mL** de la solution S_0 **pipette graduée**. On verse dans une **fiolle jaugée à 10 ml** et on complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée.

- 4) S_1 , S_2 et S_3 sont de plus en plus **claires**.
- 5) La concentration de la solution inconnue est intermédiaire entre celle de S_1 et celle de S_2 : on prend la valeur moyenne, soit environ $0,17 \text{ mol/L}$.
- 6) C'est une méthode qui nécessite peu de moyens (juste de la verrerie) mais peu précise.
- 7) Les points sont alignés sur une droite passant par l'origine. L'absorbance est proportionnelle à la concentration.

On dilue 50 fois la solution inconnue et on mesure son absorbance : on trouve 1.

- 8) On lit sur le graphique : **4 mmol/L**
- 9) Comme on a dilué 50 fois, la concentration de la solution inconnue vaut : $4 \times 50 = 200 \text{ mmol/L}$ soit **0,2 mmol/L**.
- 10) Cette méthode est beaucoup plus précise mais nécessite l'utilisation d'un spectrophotomètre et des dilutions plus importantes.

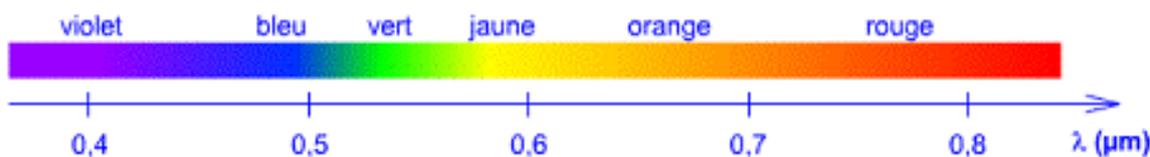
RAPPELS SUR LE SPECTRE DE LA LUMIÈRE



L'ESSENTIEL

- La lumière du soleil est constituée **d'ondes lumineuses**. Chacune de ses ondes est caractérisée par sa **longueur d'onde** λ (lambda) et se propage dans le vide (ou dans l'air) à la vitesse de la lumière ($c = 3 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$).
- La **longueur d'onde donne sa couleur à l'onde**.

- La longueur d'onde s'exprime généralement en nanomètres ($1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$).
- **Toutes les longueurs d'onde ne sont pas visibles par l'œil humain**. Seules celles comprises entre 400 nm et 800 nm le sont. **Le mélange de toutes ces couleurs constitue la lumière blanche**.
 - Les **ultraviolets** ($\lambda < 400 \text{ nm}$) sont invisibles à l'œil nu mais leurs effets sont observables (bronzage).
 - Les **infrarouges** ($\lambda > 800 \text{ nm}$), également invisibles, donnent une impression de chaleur.



Longueur d'onde(en nm)	Couleur de la lumière
< 400	Lumière ultraviolette
400-430	Différentes nuances de violet
440-500	Différentes nuances de bleu
510-570	Différentes nuances de vert
580-610	Différentes nuances de jaune
620-700	Différentes nuances d'orange
710-800	Différentes nuances de rouge
> 810	Lumière infrarouge

ABSORBANCE, SPECTROPHOTOMÉTRIE

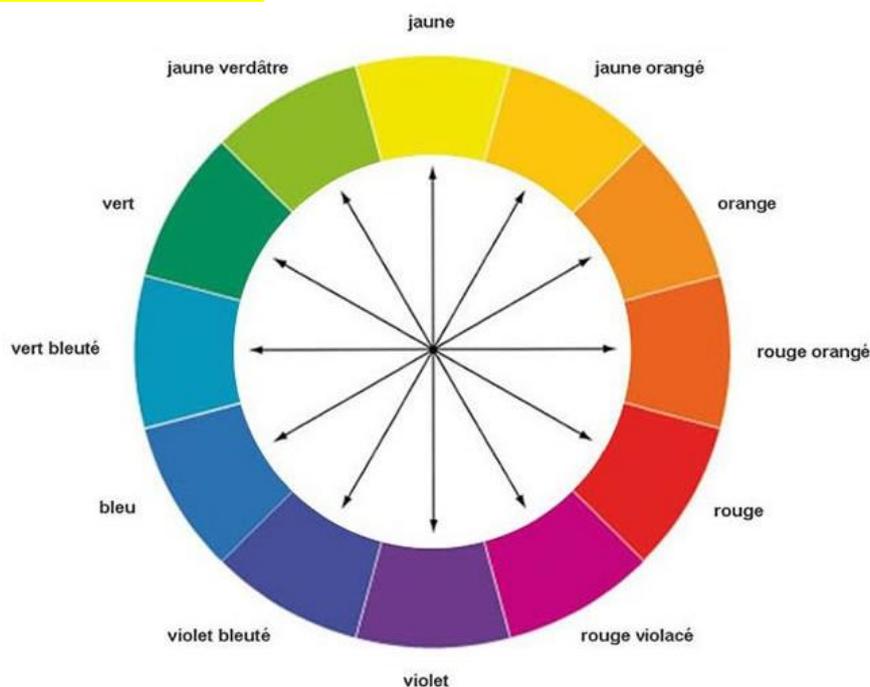


L'ESSENTIEL

- Une substance qui laisse passer toute la lumière blanche paraît incolore.
- Une solution est colorée si elle absorbe une partie du spectre visible. Sa couleur est la synthèse additive des radiations non absorbées.

➤ Si la substance n'absorbe qu'une couleur, elle apparaîtra avec la couleur complémentaire.

On peut utiliser **un cercle chromatique** :



Exemple :

Une solution qui absorbe le bleu (autour de 450 nm) apparaîtra orange.



L'ESSENTIEL

L'absorbance d'une solution pour une longueur d'onde donnée est la proportion de lumière monochromatique de cette longueur d'onde qui est absorbée.

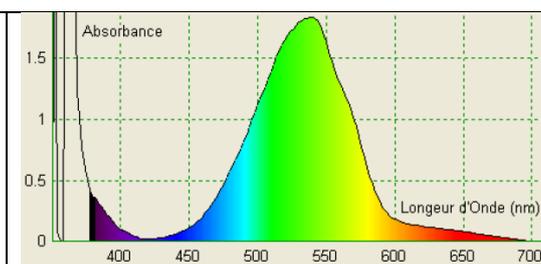
➤ L'absorbance se mesure avec un spectrophotomètre



On peut ainsi définir pour une entité chimique son spectre d'absorption qui est la fonction $A = f(\lambda)$.

Exemple :

Spectre d'absorbance d'une solution de permanganate de potassium

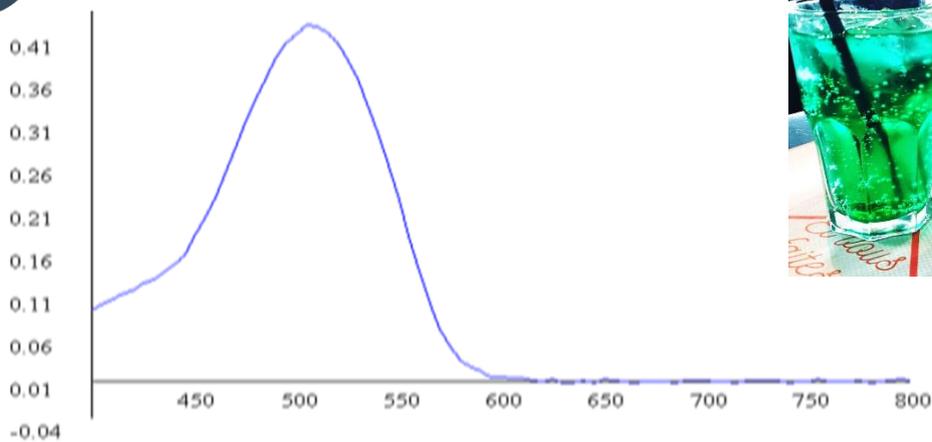


Le spectre d'absorbance montre que le permanganate admet un maximum d'absorbance vers 530 nm soit dans le vert. Une solution de permanganate va apparaître rouge violacé (mauve).



À VOUS DE JOUER 1

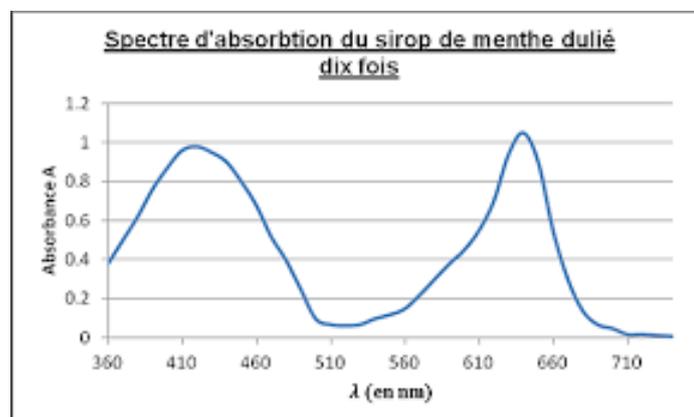
Menthe ou grenadine ? Complétez.



- 1) Quelle est la longueur d'onde la plus absorbée ?.....
- 2) A quelle couleur correspond-elle ?.....
- 3) On regarde la couleur sur le cercle
..... : il s'agit de la couleur
- 4) La couleur de la solution est donc
- 5) Il s'agit donc d'un sirop de

Remarque : quand il n'y a qu'un pic, on prend la couleur complémentaire de la couleur absorbée. S'il y a plusieurs pics, il est préférable de prendre les couleurs non absorbées et de faire la synthèse additive.

Exemple :



On a des radiations non absorbées dans le vert (et quelques-unes dans le rouge). La solution est verte.



COULEUR DES SOLUTIONS

Loi de Beer Lambert

Nous avons vu dans l'activité que, plus la solution est concentrée, plus son absorbance est importante.

Mais on peut aller plus loin quand les concentrations sont **faibles** : il y a alors proportionnalité entre absorbance et concentration.

La loi de Beer-Lambert établit une proportionnalité entre la concentration d'une entité chimique et la longueur du trajet parcouru par la lumière dans le milieu considéré. Le coefficient de proportionnalité est l'absorbance ou le coefficient d'absorption de celle-ci.



L'ESSENTIEL

Absorbance.

L'absorbance d'une solution pour une longueur d'onde donnée est proportionnelle à la concentration molaire d'une substance (quand les concentrations sont assez faibles) et à l'épaisseur de la solution traversée.

$$A = \varepsilon \cdot \ell \cdot C$$

ℓ en m ; C en mol · L⁻¹

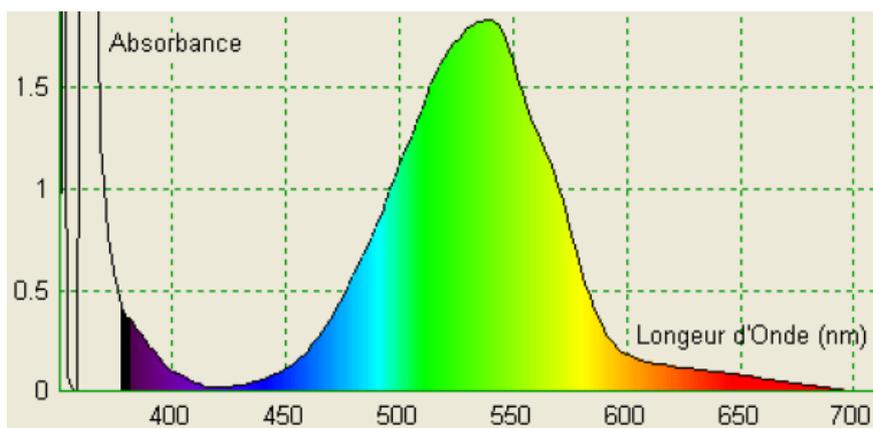
Le coefficient ε est le **coefficient d'extinction molaire** en L · mol⁻¹ · m⁻¹. Il dépend de l'espèce, de la longueur d'onde, du solvant et de sa température.

➤ La loi est valide pour des solutions suffisamment diluées (environ 10⁻² mol/L) et limpides. La lumière doit être quasi monochromatique.

Choix de la longueur d'onde pour mesurer la concentration d'une espèce colorée

On doit régler un spectrophotomètre sur la longueur d'onde donnant le maximum d'absorbance.

Exemple :



Spectre d'absorbance du permanganate de potassium

Pour mesurer l'absorbance d'une solution de permanganate de potassium, on doit régler sur 530 nm.



À VOUS DE JOUER 2

Complétez.

- 1) La loi de Beer-Lambert est-elle valable pour :
 - a. toutes les longueurs d'onde ?.....
 - b. toutes les concentrations ?
- 2) Comment doit-on régler un spectrophotomètre pour mesurer la concentration d'une espèce colorée ?

03

COULEUR DES SOLUTIONS

Application au dosage par étalonnage

Doser une espèce chimique en solution consiste à déterminer sa concentration dans la solution.

➤ La loi de Beer-Lambert permet de doser une espèce à l'aide d'un spectrophotomètre. Le procédé s'appelle **spectrophotométrie**. C'est un procédé de dosage par étalonnage.

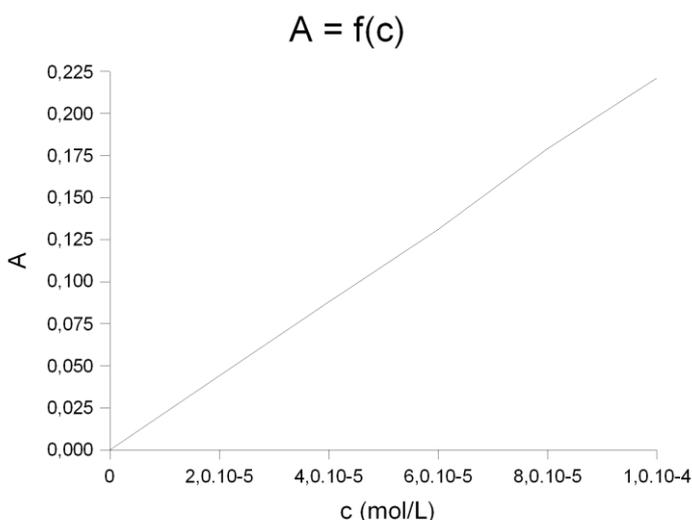
Principe :

- On réalise par **dilution**, à partir d'une solution mère de l'espèce à doser, des **solutions filles** de différentes **concentrations connues**.
- On réalise **l'étalonnage** du spectrophotomètre en mesurant l'absorbance des différentes solutions filles. On utilise pour cela une **longueur d'onde proche de celle correspondant au maximum d'absorbance**.
- On trace la courbe d'étalonnage $A = f(c)$ où A est l'absorbance des solutions filles et c leur concentration molaire. **Dans les conditions d'application de la loi de Beer-Lambert**, cette courbe est une droite passant par l'origine.
- On détermine ensuite l'absorbance d'une solution de concentration inconnue en utilisant la courbe.

Exemple :

Le Dakin contient du permanganate de potassium. Le permanganate admet un maximum d'absorbance vers 530 nm. On va donc régler le spectrophotomètre sur cette valeur. On obtient la courbe d'échantillonnage suivante :

Une solution d'absorbance 0,075 correspond donc à une concentration :
 $c = 3,8 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$.



À VOUS DE JOUER 3

Complétez.

1) Quelles sont les différentes utilisations d'un spectrophotomètre lors d'un dosage ?

.....

2) Une solution diluée 10 fois a une absorbance de 0,175.

La concentration de la solution diluée vaut :

La concentration de la solution inconnue vaut :

LE TEMPS DU BILAN

- L'**absorbance** d'une solution pour une longueur d'onde donnée est la proportion de lumière monochromatique de cette longueur d'onde qui est absorbée.
- L'absorbance A est proportionnelle à la concentration d'une substance C . C'est la **loi de Beer-Lambert** donnée par la formule :

$$A = \varepsilon \cdot \ell \cdot C$$

Où ℓ est l'épaisseur de solution traversée et ε est un coefficient (qui dépend de plusieurs facteurs).

- On peut doser un mélange grâce à la **spectrophotométrie**. On construit une courbe étalon de l'absorbance en fonction de la concentration à partir de solutions aux concentrations connues. On utilise alors cette courbe pour doser les solutions aux concentrations inconnues.



Abordons maintenant une série d'exercices, afin de vérifier vos connaissances.
Les exercices ont été classés dans un ordre d'approfondissement croissant.
Les réponses aux exercices se trouvent en fin de manuel.

EXERCICE

01

La verrerie de laboratoire.

1) Quelle est la différence entre pipette graduée et pipette jaugée ? Donnez leurs avantages.

.....

.....

.....

.....

2) Expliquez l'intérêt d'utiliser une fiole plutôt qu'une éprouvette graduée ou qu'un erlenmeyer pour réaliser des dilutions.

.....

.....

.....

EXERCICE

02

1) $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180 \text{ g/mol}$

On dissout 4g de glucose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) dans 500 mL d'eau.

Quel est le titre massique de la solution en glucose ? Quelle est la concentration molaire ?

.....

.....

.....

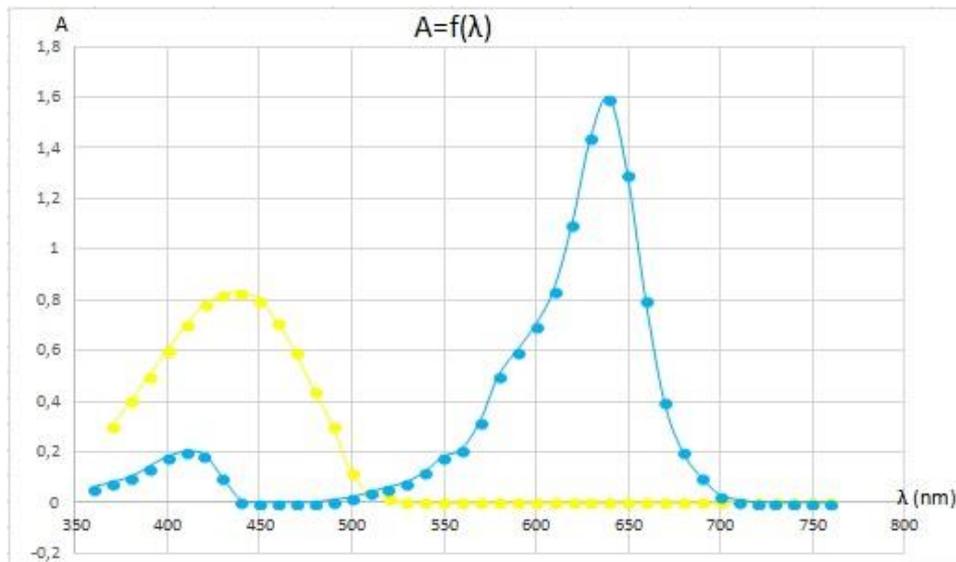
.....

2) Complétez.

	Echantillon 1	Echantillon 2	Echantillon 3
Concentration(en mol/L)		10^{-3}	0,1
Volume (en L)	0,25	5×10^{-3}	
Quantité de matière (en mol)	2×10^{-2}		2×10^{-3}

EXERCICE

03



1) De quelles couleurs sont ces 2 colorants alimentaires dont on a tracé la courbe d'absorbance ? Justifiez.

.....

.....

2) Ces colorants entrent dans la composition d'un sirop de menthe. Justifiez la couleur obtenue.

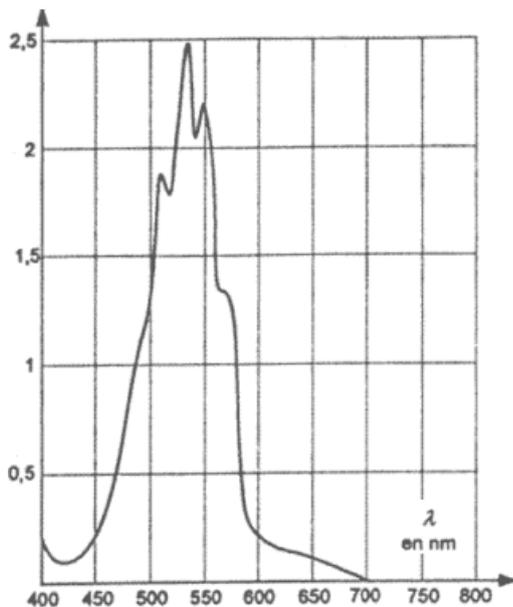
.....

.....

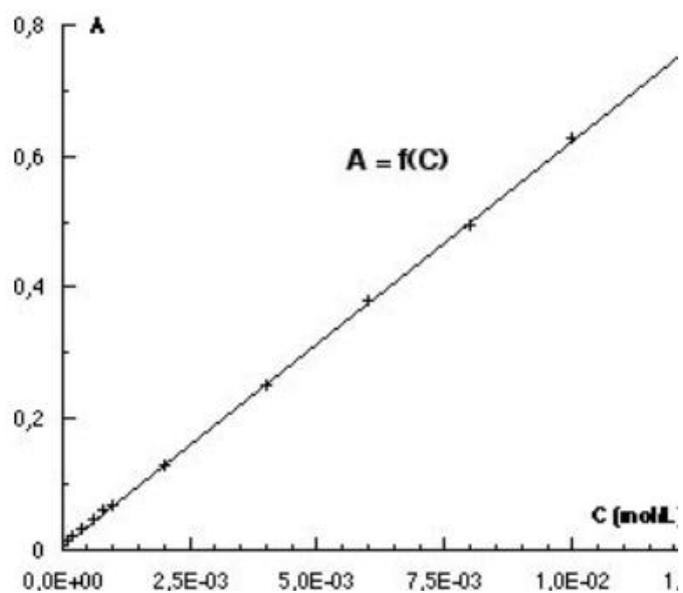
EXERCICE

04

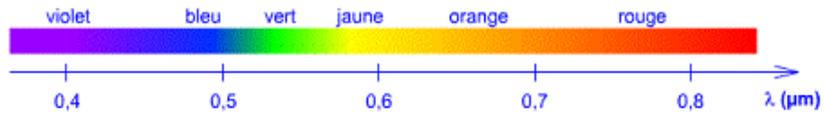
Données : masse molaire du permanganate de potassium : $M(\text{KMnO}_4) = 158 \text{ g/mol}$



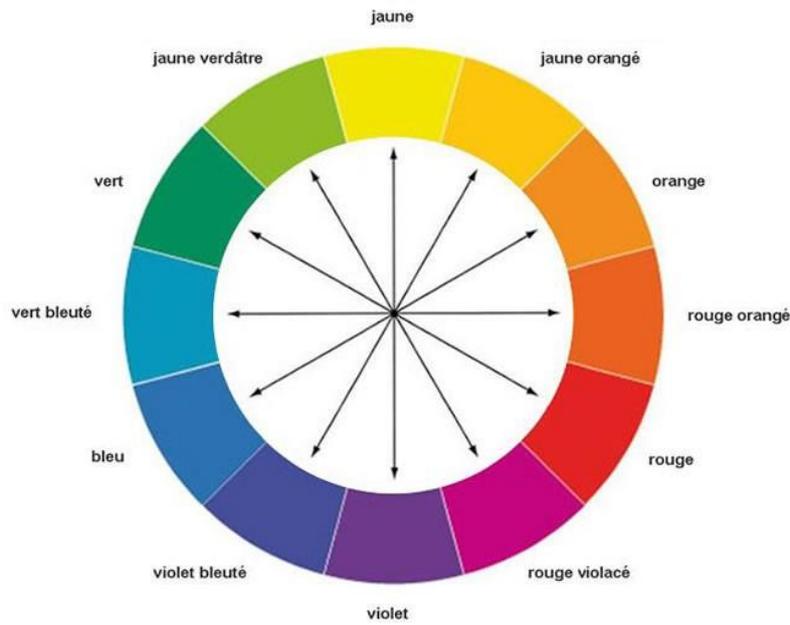
Doc 1 : Spectre d'absorbance du permanganate de potassium.



Doc 2 : courbe d'étalonnage pour des solutions de permanganate de potassium.



Doc 3 : couleurs visibles



Doc 4 : cercle chromatique

On considère 500 ml d'une solution de permanganate de potassium.

1) De quelle couleur est la solution : justifiez.

.....

.....

2) Sur quelle longueur d'onde doit-on régler le spectrophotomètre ?

.....

3) Pourquoi doit-on diluer la solution inconnue ?

.....

4) Donnez le protocole de dilution.

.....

.....

.....

5) Commentez l'allure de la courbe du document 2.

.....

6) Quelle est la concentration de la solution diluée ?

.....

7) Quelle est la concentration de la solution initiale ?

8) Quelle masse de permanganate a-t-on dissoute pour obtenir cette solution ?

EXERCICE

05

Bac 2006.

Le vin est obtenu par fermentation du jus de raisin.

Lors de la fermentation alcoolique, le glucose présent dans le raisin est dégradé en éthanol et en dioxyde de carbone CO_2 . Lorsque la vinification est terminée, on détecte généralement dans le vin la présence de CO_2 à raison de 200 à 700 mg par litre.

Pour déterminer la concentration en CO_2 d'un vin, les laboratoires d'œnologie analysent, par spectrophotométrie, les échantillons que leur fournissent les viticulteurs.

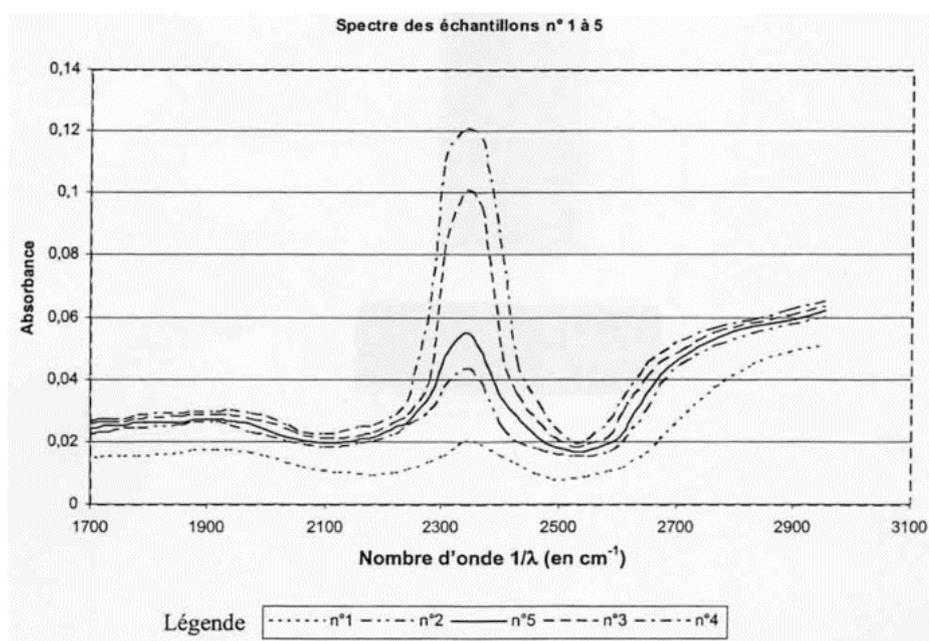
A l'aide d'un spectrophotomètre, l'absorbance de cet échantillon est mesurée pour une gamme de longueurs d'onde données (situées de part et d'autre du maximum d'absorption dû à la présence de CO_2). Ces mesures sont ensuite reportées sur un graphe constituant le spectre d'absorption de l'échantillon pour la gamme de longueurs d'onde choisie.

Dans tout cet exercice on considèrera que dans la gamme de longueurs d'onde choisies, seul le CO_2 absorbe.

Un élève cherche à déterminer la concentration en CO_2 d'un échantillon de vin. Il dispose pour cela de quatre autres échantillons de vin de concentration en CO_2 connue :

Échantillon n°1	$C_1 = 4,5 \text{ mmol.L}^{-1}$
Échantillon n°2	$C_2 = 10,4 \text{ mmol.L}^{-1}$
Échantillon n°3	$C_3 = 24,3 \text{ mmol.L}^{-1}$
Échantillon n°4	$C_4 = 29,5 \text{ mmol.L}^{-1}$
Échantillon n°5	C_5 à déterminer

Il réalise le spectre d'absorption de chacun de ces échantillons et obtient le graphe de l'absorbance en fonction de l'inverse de la longueur d'onde (le nombre d'onde $1/\lambda$) donné ci-dessous :



3. a) A l'aide de la courbe, $A = f(C)$, déterminer la concentration en CO_2 de l'échantillon inconnu n°5.
Explicitement la démarche suivie.

- b) Le vin contenu dans cet échantillon entre-t-il dans la catégorie des vins cités dans le texte (en ce qui concerne sa teneur en CO_2) ?

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



COULEUR DES SOLUTIONS

notions
clés

• bac



- La couleur d'une solution : quand il n'y a qu'un pic, c'est le complémentaire de la couleur absorbée ; sinon on fait la synthèse additive des couleurs non absorbées.
- Le choix de la longueur d'onde : c'est la longueur avec le maximum d'absorbance.
- Le fait que la loi de Beer-Lambert ne marche que pour des concentrations suffisamment faibles.

DOSAGE : DÉTERMINER LA CONCENTRATION

Au bac, les dosages par étalonnage s'effectuent par spectrophotométrie ; mais des questions sur le dosage par comparaison visuelle sur une échelle de teinte ne sont pas à exclure.

exos
clés

• bac



Les exercices sur le dosage par étalonnage sont également l'occasion de voir si vous connaissez le protocole et le vocabulaire liés aux dilutions. C'est également l'occasion de faire des calculs de concentrations molaires et de titres massiques.

Exemple de sujet "classique" avec résolution commentée

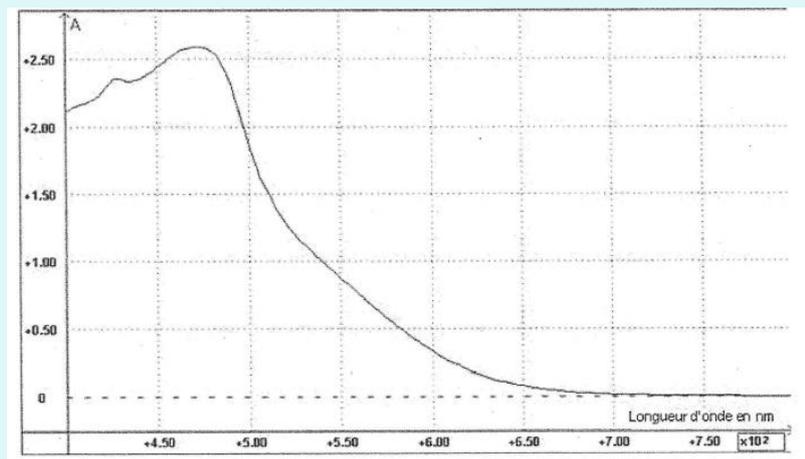
Dosage colorimétrique par étalonnage

On se propose de déterminer la concentration en diiode dans une teinture d'iode officinale. On commence par diluer 200 fois la teinture d'iode (trop concentrée pour une étude spectrophotométrique directe). La solution aqueuse obtenue à l'issue de cette dilution est appelée solution S.

Par ailleurs, on dispose d'un ensemble de solutions aqueuses de diiode notées D_i (D_1 , D_2 , ...) de concentrations connues toutes différentes. Ces solutions ont des colorations proches de celle de la solution S.

Données :

Spectre d'absorption d'une solution aqueuse de diiode de concentration molaire $c = 3,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$



Données (suite) :

Masse molaire atomique de l'iode : $127 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Écart relatif entre une valeur expérimentale G_{exp} et une valeur attendue G_a d'une grandeur

quelconque G :
$$\left| \frac{G_{\text{exp}} - G_a}{G_a} \right|$$

On peut trouver expérimentalement un encadrement de la concentration en diiode de la solution S, sans utiliser un spectrophotomètre.

Dans cette question, il n'y a pas de spectrophotométrie, mais il y a dosage par étalonnage ; il faut penser à la comparaison visuelle.

Expliquer brièvement la méthode.

Rep : On peut réaliser une **échelle de teinte en diiode**. Les solutions filles sont préparées par dilution d'une solution mère de concentration connue, dans des tubes à essais identiques. Les solutions filles ont ainsi des concentrations connues. Il suffit ensuite de verser un peu de solution S dans un tube à essais, identique à ceux des solutions filles, et **de comparer la teinte de la solution S à celles des solutions filles**.

On ne dilue pas la solution inconnue, car il faut avoir des couleurs suffisamment franches pour faire la comparaison visuelle.

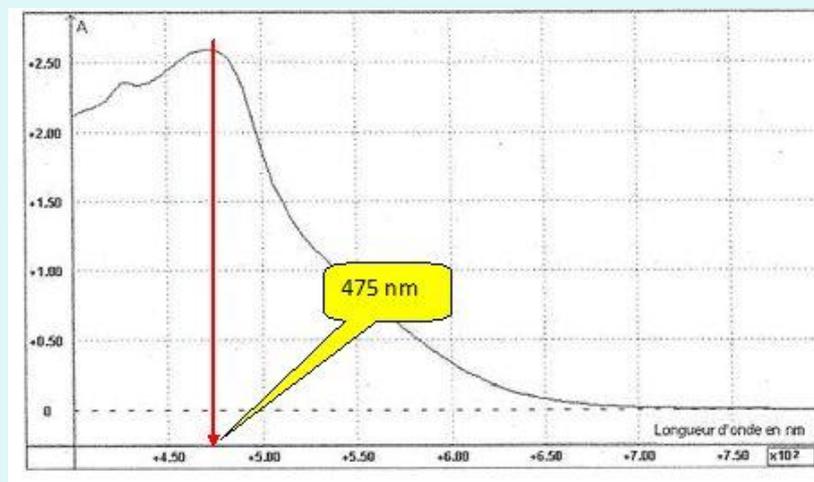
Pourquoi lors de la mise en œuvre de cette méthode, faut-il que les récipients utilisés (tubes à essais ou béchers) soient tous identiques ?

Rep : L'absorbance, donc la couleur dépend de l'épaisseur traversée. Il faut donc des récipients de mêmes caractéristiques.

À l'aide d'un spectrophotomètre, on mesure l'absorbance A_i de chaque solution D_i de diiode, puis celle de la solution S.

Il s'agit évidemment d'un dosage par étalonnage qui s'effectue par spectrophotométrie.

Donner la valeur d'une longueur d'onde qui vous paraît bien appropriée pour ces mesures. Justifier brièvement.



Question classique de cours :

Rep : On règle sur la longueur d'onde correspondant au maximum d'absorbance donc sur 475 nm.

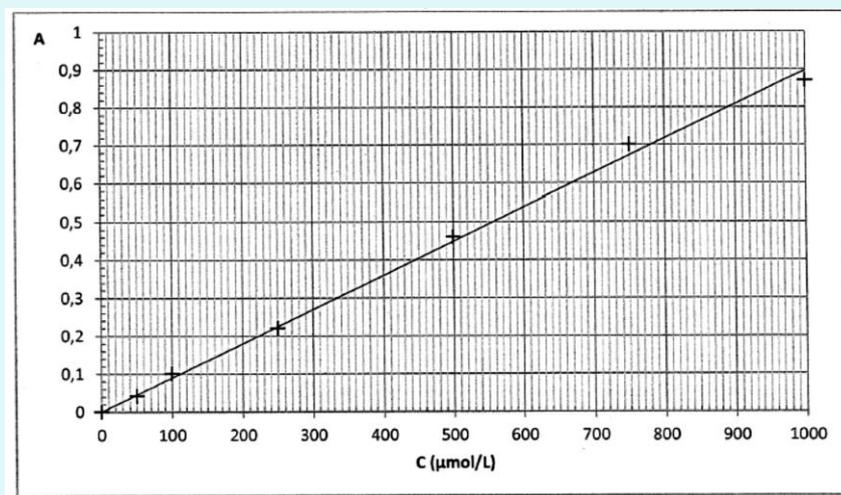
On aurait pu en profiter pour demander la couleur de la solution

475 nm est dans le bleu ; la solution est de la couleur complémentaire donc dans l'orangé.

Après mesures, on obtient les résultats suivants :

Concentration C de la solution en $\mu\text{mol.L}^{-1}$	50	100	250	500	750	1000
Absorbance A de la solution	0,041	0,10	0,22	0,46	0,70	0,87

Absorbance de la solution S : $A = 0,78$.

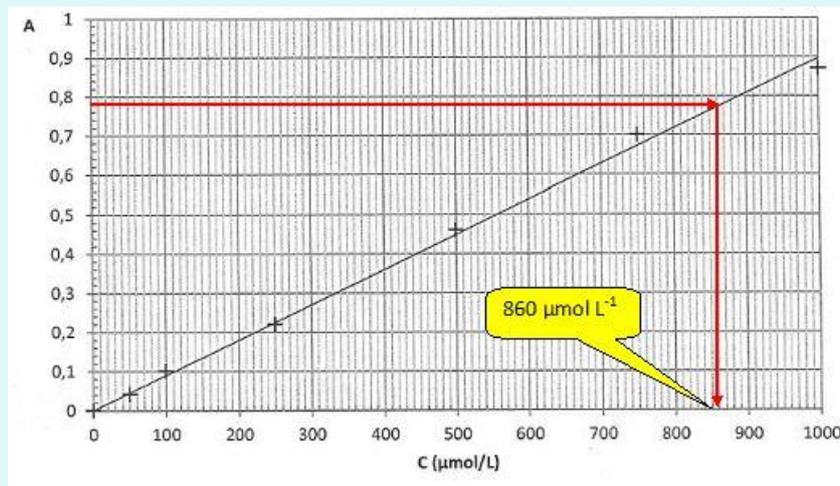


La courbe d'étalonnage de l'absorbance en fonction de la concentration molaire C en diode est fournie ci-dessus.

La relation entre l'absorbance A et la concentration C est appelée loi de Beer-Lambert.

Elle s'écrit : $A = k \times C$ avec k une constante et C la concentration molaire de l'espèce colorée dans la solution.

La courbe d'étalonnage obtenue est-elle en accord avec cette loi ? Justifier.



Question classique sur la linéarité de la loi de Beer-Lambert :

Rep : Les points sont alignés sur une droite passant par l'origine. A est donc une fonction linéaire de C, ce qui est en accord avec la loi de Beer-Lambert.

2.2.1. Déterminer graphiquement la concentration molaire $C_{S,exp}$ en diiode de la solution S. En déduire la concentration molaire C_{exp} en diiode de la teinture d'iode officinale.

Question à nouveau classique pour déterminer une concentration à partir de la courbe d'étalonnage. Il faut faire attention aux unités de concentration de la courbe.

Pour $A_S = 0,78$, on lit sur la courbe $C_{S,exp} = 860 \mu\text{mol.L}^{-1}$.

Il faut se souvenir qu'on avait dilué la solution initiale. On doit donc multiplier la concentration par le facteur de dilution.

Rep : Pour $A_S = 0,78$, on lit sur la courbe $C_{S,exp} = 860 \mu\text{mol.L}^{-1}$.

$$C_{exp} = 200 \times C_{S,exp} = 860 \times 200 = 172 \times 10^3 \mu\text{mol/L} = 0,172 \text{ mol/L}$$

2.3. La teinture d'iode officinale est étiquetée à 5,0 % en masse de diiode. Sa masse volumique est :
 $\rho = 9,0 \times 10^2 \text{ g.L}^{-1}$.

2.3.1. À partir de ces données, vérifier que la concentration massique C_m en diiode attendue dans cette teinture est 45 g.L^{-1} .

Un peu de calcul de chimie ! On demande de vérifier un titre massique.

Rep : Un litre de teinture a une masse de 900 g. Comme il y a 5% en masse de diiode on a dans 1 L 5% de 900 g de diiode, soit 45 g.

2.3.2. En déduire la valeur de la concentration molaire attendue en diiode dans cette teinture. On la notera C_a .

Lien entre titre massique et concentration molaire :

$$\text{Rep : } C_a = \frac{t(I_2)}{M(I_2)} = \frac{45}{2 \times 127} = 0,177 \text{ mol/L}$$

C'est important de contrôler à ce niveau la cohérence avec le résultat de la question 2.2.3.

2.3.3. Calculer l'écart relatif entre la valeur expérimentale C_{exp} et la valeur C_a . Conclure.

$$\frac{|C_{exp} - C_a|}{C_a} \times 100 = \frac{|(0,172 - 0,177)|}{0,177} \times 100 = 2,82 \%$$

On pourra éventuellement vous demander de justifier l'écart : penser aux erreurs de mesure, à l'incertitude sur la dilution.

ÉVOLUTION D'UN SYSTÈME CHIMIQUE



Qu'est-ce qui explique la couleur verte du dôme de l'opéra Garnier à Paris ? C'est le résultat d'une réaction chimique appelée oxydoréduction.

Dans ce chapitre, nous allons découvrir les réactions d'oxydoréduction, l'occasion d'apprendre à déterminer l'état final d'un système chimique avant d'en extraire une nouvelle méthode pour le dosage d'un élément en solution. C'est un chapitre fondamental de la chimie de spécialité.

Q OBJECTIFS

- Comprendre les transformations modélisées par une réaction d'oxydo-réduction.
- Étudier l'évolution des quantités de matière lors d'une transformation et les notions d'état d'avancement.
- Connaître les définitions de transformation totale, non totale, de mélanges stœchiométriques.
- Découvrir le titrage avec suivi colorimétrique.
- Repérer la réaction d'oxydo-réduction support du titrage ; le changement de réactif limitant au cours du titrage, la définition et repérage de l'équivalence.

Q COMPÉTENCES VISÉES

- À partir de données expérimentales, identifier le transfert d'électrons entre deux réactifs et le modéliser par des demi-équations électroniques et par une réaction d'oxydo-réduction.
- Établir une équation de la réaction entre un oxydant et un réducteur, les couples oxydant-réducteur étant donnés.
- Décrire qualitativement l'évolution des quantités de matière des espèces chimiques lors d'une transformation.
- Établir le tableau d'avancement d'une transformation chimique à partir de l'équation de la réaction et des quantités de matière initiales des espèces chimiques.
- Déterminer la composition du système dans l'état final en fonction de sa composition initiale pour une transformation considérée comme totale.
- Déterminer l'avancement final d'une réaction à partir de la description de l'état final et comparer à l'avancement maximal.
- Relier qualitativement l'évolution des quantités de matière de réactifs et de produits à l'état final au volume de solution titrante ajoutée.
- Relier l'équivalence au changement de réactif limitant et à l'introduction des réactifs en proportions stœchiométriques.
- Établir la relation entre les quantités de matière de réactifs introduites pour atteindre l'équivalence.
- Expliquer ou prévoir le changement de couleur observé à l'équivalence d'un titrage mettant en jeu une espèce colorée.

Q PRÉREQUIS

Maths :

- Résolution de l'équation du premier degré.

Physique :

- Equation-bilan d'une réaction chimique.
- La mesure en chimie.



ÉVOLUTION D'UN SYSTÈME CHIMIQUE

Réactions d'oxydo-réduction

ACTIVITÉ 2

On introduit dans 1 tube à essai environ 5 cm d'une solution de sulfate de cuivre. On ajoute peu à peu de la poudre de zinc dans le tube et on agite.

On observe :

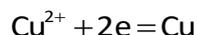
- la solution s'éclaircit.
- un dépôt rouge se forme.



1) Quels ions métalliques existent dans la solution initiale ? De quelle couleur est la solution initiale ?

2) Comment interprétez-vous les observations ?

3) On considère la demi-équation électronique du couple ($\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$) :



Dans cette réaction, on dira que Cu^{2+} est **oxydant** car il récupère des électrons. Cu est le **réducteur**.

$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ forme un couple **oxydant/réducteur**.

Quel est l'autre couple qui intervient ?

Ecrivez la demi-équation électronique de ce couple :

4) Dans la réaction correspondant à l'expérience :

a) Quelle espèce a récupéré des électrons ?

Il s'agit de l'oxydant du couple $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$

b) Quelle espèce a cédé des électrons ?

Il s'agit du réducteur du couple $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$

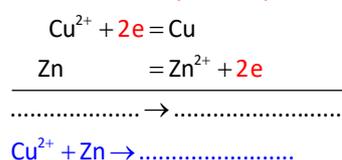
c) Commentez :

Pour cette raison, on appelle ce type de réaction une **réaction d'oxydo-réduction**.

d) Des électrons ont-ils disparu ou sont-ils apparus ? :

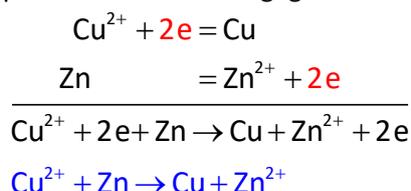
.....

e) Bilan de la réaction : écrivez les 2 demi-réactions en mettant à gauche les réactifs, puis on les additionne (ou on fait une combinaison linéaire pour équilibrer les électrons gagnés ou cédés).



SOLUTIONS DE L'ACTIVITÉ 2

- 1) Les ions Cu^{2+} existent dans la solution initiale. Ils colorent en bleu la solution initiale.
- 2) Les ions Cu^{2+} ont réagi avec Zn pour donner du cuivre (dépôt constaté) ; comme ils disparaissent, la solution s'éclaircit.
- 3) Quel est l'autre couple qui intervient ? $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$
Ecrire la demi-équation électronique de ce couple : $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Zn}$
- 4) Dans la réaction correspondant à l'expérience :
 - a. Quelle est l'espèce qui a récupéré des électrons ? Cu^{2+}
 - b. Quelle espèce a cédé des électrons ? Zn
 - c. Commenter : l'oxydant d'un couple a réagi avec le réducteur de l'autre couple.
 - d. La matière ne disparaît pas ni n'apparaît : les électrons cédés par Zn ont tous été gagnés par Cu^{2+} .
 - e. Ecriture de la réaction : on écrit les 2 demi-réactions, puis on les additionne (ou on fait une combinaison linéaire pour équilibrer les électrons gagnés ou cédés).



NOTION D'OXYDANT ET DE RÉDUCTEUR



L'ESSENTIEL

Un oxydant est une espèce chimique capable de capter des électrons.
Un réducteur est une espèce chimique capable de les céder.

- La plupart des réducteurs sont des métaux : ils cèdent facilement des électrons pour devenir des cations. Ces éléments se situent dans la partie gauche et centrale du tableau
- Les oxydants se trouvent dans la partie droite du tableau. Les halogènes captent facilement les électrons pour devenir des anions.



L'ESSENTIEL

Un réducteur est capable de céder des électrons pour se transformer en un oxydant et un oxydant est capable d'accepter des électrons pour se transformer en réducteur. On parle alors d'oxydant et de réducteur conjugués. Le couple Oxydant/Réducteur est communément appelé couple Ox/Red.

Exemples :

Ag^+/Ag est un couple oxydant/réducteur.

Ag est le réducteur : il cède un électron en donnant Ag^+ qui est donc l'oxydant.

Passage de l'oxydant au réducteur : $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$. L'oxydant a été **réduit**.

Passage du réducteur à l'oxydant : $\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{e}^-$. Le réducteur a été **oxydé**.



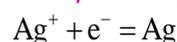
L'ESSENTIEL

Le passage de l'oxydant au réducteur s'effectue donc par un transfert d'électrons. On peut le symboliser par une demi-équation d'oxydoréduction.



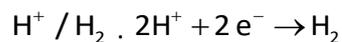
Le « n » est le nombre d'électrons échangés pour passer de l'oxydant au réducteur.

Exemple : couple Ag^+/Ag



- Le symbole « = » signifie que la réaction peut s'effectuer dans les deux sens.
- C'est une écriture formelle (il n'y a pas d'électrons libres en solution aqueuse).
- Tous les couples Ox/red peuvent faire intervenir des espèces chimiques **monoatomiques, moléculaires** ou **ioniques**. Les éléments intervenant dans l'oxydant et le réducteur d'un même couple peuvent être différents ou en nombres différents.

Exemple :



Remarque : dans le couple on ne met pas les coefficients.



À VOUS DE JOUER 4

Complétez.

Couple $\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$

La demi-équation électronique s'écrit :

L'oxydant est ; le réducteur est

Couple $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$

La demi-équation électronique s'écrit :

Nous allons maintenant nous intéresser à des couples plus complexes.

Équilibrer une demi-équation : la méthode suivante propose une approche systématique pour équilibrer des demi-équations électroniques.

Intéresserons-nous à un couple très classique : ion dichromate ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) / ion chrome III (Cr^{3+}).

	Exemple
Positionner l'oxydant à gauche et le réducteur à droite du =.	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} = \text{Cr}^{3+}$
Équilibrer tous les atomes sauf H et O	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} = 2 \text{Cr}^{3+}$
Équilibrer O en ajoutant H_2O du côté qui convient.	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$
Équilibrer H en ajoutant des ions H^+ du côté qui convient	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$
Équilibrer les charges en ajoutant des électrons TOUJOURS du côté de l'oxydant.	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$



À VOUS DE JOUER 5

Ecrivez la demi-réaction $\text{NO}_3^- / \text{NO}_2$

Positionner l'oxydant à gauche et le réducteur à droite du =.
Équilibrer tous les atomes sauf H et O	(déjà équilibré)
Équilibrer O en ajoutant H_2O du côté qui convient.
Équilibrer H en ajoutant des ions H^+ du côté qui convient
Équilibrer les charges en ajoutant des électrons TOUJOURS du côté de l'oxydant.

RÉACTION D'OXYDORÉDUCTION



L'ESSENTIEL

Une **réaction d'oxydoréduction** met en jeu un transfert d'électrons entre l'oxydant d'un couple Ox/Red et le réducteur d'un autre couple Ox/Red.

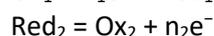
➤ **L'oxydant d'un couple réagit-il toujours avec le réducteur d'un autre ? Non !**

Cela dépend des pouvoirs oxydant et réducteur des couples.

Pouvoir oxydant croissant ↑	Ag ⁺	Ag	↓ Pouvoir réducteur croissant
	Cu ²⁺	Cu	
	H ⁺	H ₂	
	Sn ²⁺	Sn	
	Fe ²⁺	Fe	
	Zn ²⁺	Zn	

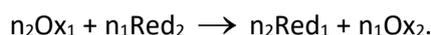
Cu²⁺ qui est plus oxydant que Fe²⁺, donc du sulfate de cuivre va réagir avec le fer. Mais, le cuivre ne réagit pas avec du sulfate de fer.

Si l'on dispose de deux couples, Ox₁ / Red₁ et Ox₂ / Red₂, et que l'on suppose que Ox₁ peut réagir avec Red₂, alors on peut écrire les réactions suivantes :



➤ **Il ne peut y avoir d'accumulation d'électrons, donc tous les électrons libérés doivent être captés.**

Pour équilibrer la réaction entre ces deux couples, il faut donc **multiplier la première équation par n₂ et la seconde par n₁**. L'équation-bilan de la réaction s'obtient alors en **additionnant les deux demi-équations équilibrées** (on a ainsi n₁n₂ électrons échangés lors de cette réaction) :



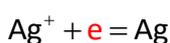
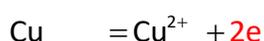
➤ **La flèche indique le sens de réaction.**

Exemple :

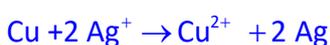
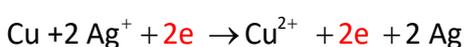
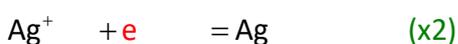
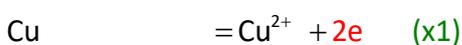
Réaction du nitrate d'argent sur du cuivre

On considère les 2 couples suivants : Cu²⁺ / Cu et Ag⁺ / Ag

On écrit les 2 demi-réactions :



Pour équilibrer les transferts d'électrons on doit multiplier la 2^{ème} demi-équation par 2.



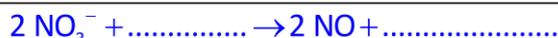


À VOUS DE JOUER 6

Réaction de l'acide nitrique sur du cuivre.

Complétez.

On considère les 2 couples suivants : $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ et $\text{NO}_3^- / \text{NO}$



On doit avoir des ions H^+ dans l'équation-bilan. Cela signifie que pour que la réaction se fasse, il faut acidifier le milieu.



ÉVOLUTION D'UN SYSTÈME CHIMIQUE

Avancement d'une réaction, réactions totales

Nous prendrons dans cette partie pour exemple la réaction de l'eau oxygénée sur de l'iodure de sodium :

On mélange 20 ml d'eau oxygénée de titre massique 20 g/L et 20 mL

d'une solution d'iodure de sodium de concentration 0,5 mol/L.

L'équation de la réaction est : $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{I}^- + 2\text{H}^+ \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$

Dans les réactifs, le H^+ est en large excès.

Problématique : quelle est la composition du mélange final ?



L'ESSENTIEL

L'avancement noté x est une grandeur exprimée en moles qui permet de suivre l'évolution de la réaction au cours du temps : x correspond à la quantité d'un réactif disparaissant au cours du temps.

➤ On peut aussi prendre pour unité la mmol, μmol ...

Etat initial d'une réaction :

On appelle **état initial** (que l'on notera EI) l'état du système **au moment du mélange des réactifs**.
A l'état initial, $x = 0$ mol.

Exemple (suite) :

On va dresser le tableau d'avancement de la réaction : c'est un tableau qui permet de suivre les quantités de matières des réactifs et produits au cours du temps.

Celui-ci fait apparaître :

- A la première ligne, la réaction étudiée
- Les lignes en-dessous seront les différentes étapes temporelles de la réaction (état initial, temporaire, et final)
- Ces dernières seront composées d'une première colonne indiquant la valeur de l'avancement x , et d'une colonne pour chaque réactif et produit
- NB : lorsqu'un réactif est en large excès, nous ne suivons pas sa quantité de matière (car sa variation de quantité de matière est négligeable par rapport à sa quantité totale initiale), et on note simplement 'excès' dans sa case

On dresse le tableau, étape par étape :

	Avancement en mol	H_2O_2	+	2I^-	+	2H^+	\rightarrow	$2\text{H}_2\text{O}$	+	I_2
EI	$x = 0$									

On détermine les quantités de matière de Γ^- et H_2O_2 à l'état initial, $n_i(\Gamma^-)$ et $n_i(\text{H}_2\text{O}_2)$.

$$n_i(\Gamma^-) = c(\text{iodure}) \times V(\text{iodure}) = 0,5 \times 20 \times 10^{-3} = 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_i(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{t(\text{H}_2\text{O}_2)}{M(\text{H}_2\text{O}_2)} \times V(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{20}{34} \times 20 \times 10^{-3} = 1,2 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Ici, les produits sont absents dans l'état initial (ce n'est pas toujours le cas !)

Etat intermédiaire d'une réaction :

On appelle **état intermédiaire** un état pris au cours de la transformation. Les réactifs étant mélangés, la réaction évolue et les réactifs se transforment progressivement en produits.

Exemple (suite) :

Si x moles de H_2O_2 disparaissent, $2x$ moles de Γ^- disparaissent pour former $2x$ moles de I_2 et x moles de OH^- .

	Avancement en mol	H_2O_2	+	$2\Gamma^-$	+	$2\text{H}^+ \rightarrow$	$2\text{H}_2\text{O}$	+	I_2
EI	$x = 0$	$n_i(\text{H}_2\text{O}_2) = 1,2 \times 10^{-2}$		$n_i(\Gamma^-) = 10^{-2}$		Excès	0		0
Etat intermédiaire	x	$1,2 \times 10^{-2} - x$		$10^{-2} - 2x$		Excès	$2x$		x

Etat final d'une réaction :

Il y a 2 cas :

- La réaction s'arrête quand au moins l'un des réactifs est épuisé. La réaction est dite **totale**. Le réactif épuisé est le **réactif limitant**. S'il reste une certaine quantité des autres réactifs, ces réactifs ont donc été introduits en excès.
NB : il faut dissocier les réactifs en 'large excès' (comme le H^+ dans le présent exemple), qui seront toujours précisés en énoncé, du réactif en simple 'excès'. Le premier est tellement en excès que sa variation de quantité de matière est négligeable, le second est le réactif restant en fin de réaction.
- La réaction s'arrête mais aucun des réactifs n'est entièrement consommé. Nous n'étudierons pas ici ces réactions.

Le mélange initial est dans les **proportions stœchiométriques** et la réaction est totale quand tous les réactifs sont consommés à la fin de la réaction.



À VOUS DE JOUER 7

Cochez la bonne réponse.

Une réaction s'arrête uniquement quand l'un des réactifs est complètement consommé OUI NON

Dans une réaction totale, tous les réactifs sont intégralement consommés OUI NON



L'ESSENTIEL

L'avancement maximal x_{max} correspond à l'avancement qui annule en premier l'un des réactifs appelé réactif limitant.

L'avancement final x_f correspond à l'avancement à la fin de la réaction.

Quand la réaction est totale, l'avancement final est égal à l'avancement maximal.

Quand la réaction n'est pas totale, l'avancement final est inférieur à l'avancement maximal.

Exemple (suite) :

La réaction $2\text{I}^- + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{OH}^-$ est supposée totale.

Pour I^- : $10^{-2} - 2x = 0 \Rightarrow x = \frac{10^{-2}}{2} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$

Pour H_2O_2 : $1,2 \times 10^{-2} - x = 0 \Rightarrow x = 1,2 \times 10^{-2} \text{ mol}$

I^- est donc le réactif limitant et $x_{\text{max}} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$

Comme la réaction est totale, $x_f = x_{\text{max}}$.

On peut en déduire la quantité de H_2O_2 restant. $1,2 \times 10^{-2} - x_f = 1,2 \times 10^{-2} - 5 \times 10^{-3} = 7 \times 10^{-3} \text{ mol}$

	Avancement en mol	H_2O_2	+	2I^-	+	$2\text{H}^+ \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+	I_2
EI	$x = 0$	$n_i(\text{H}_2\text{O}_2) = 1,2 \times 10^{-2}$		$n_i(\text{I}^-) = 10^{-2}$		Excès	0	0
Etat intermédiaire	x	$1,2 \times 10^{-2} - x$		$10^{-2} - 2x$		Excès	$2x$	x
Etat final	$x_f = 5 \times 10^{-3}$	7×10^{-3}		0		Excès	1×10^{-2}	5×10^{-3}



À VOUS DE JOUER 8

On fait agir 100 ml d'acide chlorhydrique de concentration 1 mol/L sur 5 g de poudre de fer (masse molaire du fer : 56 g/mol). La réaction est totale.



Vous complétez le tableau d'avancement au fur et à mesure.

	Avancement en mol	Fe	+	2H^+	\longrightarrow	Fe^{2+}	+	H_2
EI	$x = 0$							
Etat intermédiaire	x							
Etat final	$x_f = \dots\dots\dots$							

- 1) Déterminez les quantités initiales de fer et d'ions H^+ :

$$n_i(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{M(\text{Fe})} = \frac{\dots}{\dots} = 0,09 \text{ mol}$$

$$n_i(\text{H}^+) = c \times \dots = \dots = 0,10 \text{ mol}$$

Complétez la ligne "Etat initial".

- 2) Complétez la ligne "Etat intermédiaire".

- 3) Déterminez le réactif limitant

$$n_f(\text{Fe}) = 0,09 - x = 0 \Rightarrow x = \dots \text{ mol}$$

$$n_f(\text{H}^+) = \dots = 0 \Rightarrow x = \dots \text{ mol}$$

\dots est donc le réactif limitant et $x_f = \dots \text{ mol}$

$$n_f(\text{Fe}) = \dots = \dots \text{ mol}$$

$$n_f(\text{Fe}^{2+}) = x_f = \dots \text{ mol}$$

$$n_f(\text{H}_2) = \dots = \dots \text{ mol}$$

- 4) Déterminez les quantités finales

Analysons une expérience de titrage.

Le sel de Mohr est un solide ionique $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2 \text{SO}_4$ dont l'équation de dissolution est :

$$(\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2 \text{SO}_4)_s \longrightarrow \text{Fe}^{2+}_{\text{aq}} + 2 \text{NH}_4^+_{\text{aq}} + 2 \text{SO}_4^{2-}_{\text{aq}}$$

On dispose de 20 ml de cette solution de concentration inconnue qu'on appellera **solution titrée**.

Pour cela, on va utiliser une solution de permanganate de potassium violette ($\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$) de concentration connue $c_1 = 2,0 \times 10^{-2}$ mol/L. Cette solution sera la **solution titrante** que l'on verse progressivement dans la solution titrée.

Réaction entre le sel de Mohr et le permanganate de potassium (réaction support)

On dispose des couples Ox/Red suivants :



La réaction d'oxydoréduction est :



Vous pouvez faire le calcul à titre d'exercice.

On voit que la réaction doit se produire en milieu acide ; on va donc acidifier la solution de permanganate.

Les ions MnO_4^- colorent la solution en violet ; les ions Fe^{2+} colorent en vert, les ions Fe^{3+} colorent en rouille.

On suppose que la solution titrée est suffisamment diluée pour que les ions fer colorent peu la solution.

Matériel utilisé et montage

- une **burette graduée** contenant le réactif titrant
- un bécher ou un erlenmeyer contenant la solution titrée
- un agitateur magnétique (boîtier et aimant)

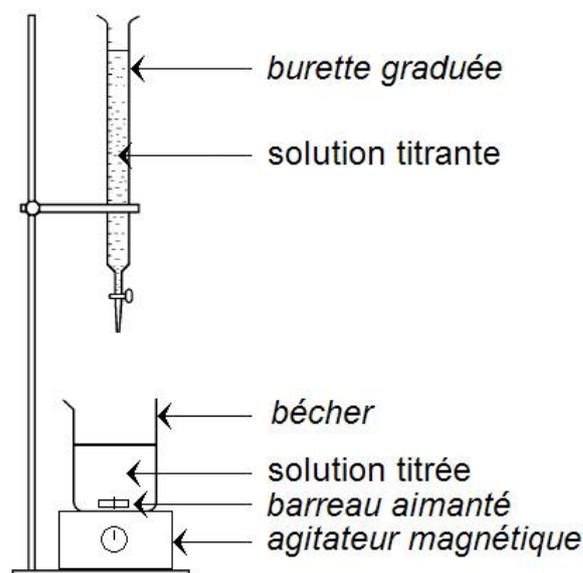
Que se passe-t-il quand on verse goutte à goutte le permanganate ?

- Au début les ions permanganate violet vont réagir avec les ions fer II : les ions Mn^{2+} étant incolores et les ions fer colorant peu la solution, le mélange va rester clair.

Ceci va rester vrai tant qu'il reste des ions Fe^{2+} .

- Quand tous les ions Fe^{2+} ont été consommés, on a atteint le **point d'équivalence**. Le **volume d'équivalence** est le volume de solution titrante alors versé.

- Si on continue à verser la solution de permanganate, les ions MnO_4^- ne réagissent plus ; ils vont donc immédiatement colorer le mélange. On peut donc connaître le point d'équivalence en observant le **changement de couleur**.



Détermination du titre de la solution titrée.

On appelle c la concentration en soluté.

D'après l'équation de dissolution, 1 mole de soluté donne 1 mole de Fe^{2+} .

Quantité de matière en ions Fe^{2+} : $n(\text{Fe}^{2+}) = cV$:

Quantité de matière en ions MnO_4^- : $n(\text{MnO}_4^-) = c_1 V_{\text{eq}}$:

D'après la réaction support, 1 mole de MnO_4^- fait disparaître 5 moles de Fe^{2+} .

On a donc : $c_1 V_{eq} = \frac{cV}{5}$ donc $c = 5c_1 \frac{V_{eq}}{V}$

$c = 5 \times 2 \times 10^{-2} \frac{30}{20} = 0,15 \text{ mol/L}$

Le titre molaire de la solution de sel de Mohr est donc 0,15 mol/L



L'ESSENTIEL

Le titrage d'une solution aqueuse permet de déterminer la quantité d'une espèce en solution (solution titrée) par réaction chimique (réaction support) avec un réactif dont on connaît la concentration (solution titrante) et que l'on va introduire progressivement.

Le point d'équivalence est l'état final obtenu quand les réactifs de la réaction support provenant de la solution titrante et de la solution titrée sont dans des proportions stœchiométriques.

Le volume équivalent est le volume de la solution titrante versé pour atteindre le point d'équivalence.

➤ Au point d'équivalence, les réactifs ont été intégralement consommés.

La réaction support doit être :

- totale : un des réactifs doit disparaître complètement
- rapide : pratiquement instantanée
- avec un point d'équivalence observable.

Détermination du point d'équivalence :

- Par colorimétrie (étudié ici) : un changement de couleur visible à l'œil nu permet de repérer l'équivalence
- Par Ph-métrie (on regarde l'évolution du pH)
- Par conductimétrie (on regarde l'évolution de la conductivité)
- Par observation d'un précipité...

Abordons maintenant une série d'exercices, afin de vérifier vos connaissances.

Les réponses aux exercices se trouvent en fin de manuel.

EXERCICE

06

Le chlorure d'hydrogène (HCl) réagit avec le dioxygène pour former du dichlore et de la vapeur d'eau.

1) Écrivez l'équation de la réaction supposée totale.

2) Faites le tableau d'avancement de la réaction en supposant que : $n_i(\text{HCl}) = 9 \text{ mol}$; $n_i(\text{O}_2) = 3 \text{ mol}$.

N.B. : on appellera x le nombre de moles de HCl qui disparaissent.

Déterminez le réactif limitant.

3) Représentez sur le même graphique l'évolution en fonction de x des quantités de matière de HCl et de O_2 . Retrouver le réactif limitant.

4) Quel volume de dichlore obtient-on ? N.B. : on supposera que le volume molaire vaut 24L.

EXERCICE

07

Un laiton est un alliage contenant essentiellement du zinc et du cuivre. On considère un corps de 10g en laiton constitué uniquement de cuivre et de zinc, dans une proportion inconnue. On le plonge dans une solution d'acide sulfurique en excès. On constate un dégagement gazeux de dihydrogène. Le volume de dihydrogène récupéré à la fin de la réaction est de 900 mL.

Pouvoir oxydant croissant ↑	Ag ⁺		Ag
	Cu ²⁺		Cu
	H ⁺		H ₂
	Sn ²⁺		Sn
	Fe ²⁺		Fe
	Zn ²⁺		Zn
			↓ Pouvoir réducteur croissant

Masses molaires : $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$ $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g/mol}$

Volume molaire : $V_{mol} = 24 \text{ L}$

1) Quels sont les couples d'oxydoréduction mis en jeu ?

2) Quelle réaction chimique se produit ? Justifier.

3) Quelle est la composition du laiton ?

.....

.....

.....

.....

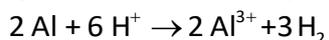
.....

.....

EXERCICE

08

On fait agir de l'acide chlorhydrique sur 4g d'aluminium Al. Il se produit la réaction suivante :



On suppose que : $n_i(\text{HCl}) = 0,5 \text{ mol}$

1) Si x moles de Al sont consommées, combien de moles de H^+ sont consommées ?

.....

2) Déterminez $n_i(\text{Al})$ (masse molaire de l'aluminium : 27 g)

.....

3) Complétez le tableau d'avancement (x représente le nombre de moles d'Al consommées).

	Avancement	2 Al	+ 6 H ⁺	→	2 Al ³⁺	+ 3 H ₂
Etat initial	$x=0$					
Etat intermédiaire	x					
Etat final	$x_{\text{max}} =$					

.....

4) L'aluminium est-il complètement consommé à la fin de la réaction ?

.....

EXERCICE

09

Titration d'une solution de diiode par le thiosulfate de sodium

On souhaite obtenir le titre massique d'une solution de diiode par une solution de thiosulfate de sodium de concentration $c_1 = 0,1 \text{ mol/L}$.

Couples $\text{S}_4\text{O}_6^{2-} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ et I_2 / I^-

Les solutions de diiode sont brunes.

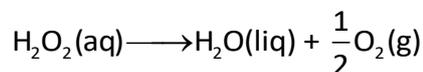
Les ions I^- ne colorent pas une solution.

Les solutions de thiosulfate sont incolores.

Titration de l'eau oxygénée par dosage colorimétrique.

On peut lire sur l'étiquette d'une eau oxygénée commerciale : « eau oxygénée à 10 vol ». L'eau oxygénée contient du peroxyde d'hydrogène H_2O_2 .

L'objectif est de vérifier cette indication, sur un flacon ouvert, à l'aide d'un titrage colorimétrique. L'eau oxygénée appartient aux couples $\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ et $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2$. Le titre d'une eau oxygénée, exprimé en volumes (vol), correspond au volume de dioxygène gazeux $\text{O}_2(\text{g})$ qu'un litre de solution est susceptible de libérer selon la réaction d'équation :

**Principe du titrage**

La solution commerciale peut être dosée à l'aide d'une solution titrante de permanganate de potassium KMnO_4 de concentration $2 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$. Les ions permanganate MnO_4^- , violets, ont pour réducteur conjugué les ions manganèse, Mn^{2+} , incolores.

Avant le titrage, on réalise une solution diluée 10 fois de la solution commerciale. On dose 10 ml de cette solution diluée que l'on met dans un erlenmeyer. On note V le volume de cette solution : $V = 10,0 \text{ mL}$.

On y a ajouté 3 gouttes d'acide sulfurique.

- 1) **Ecrivez les demi-équations électroniques des couples $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ et $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2$**

Déduisez l'équation de la réaction support.

	Avancement	$2 \text{MnO}_4^- + 5 \text{H}_2\text{O}_2 + 6 \text{H}^+ \longrightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{O}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$					
Etat init.	$x=0$	$c_1 V_{\text{eq}}$	$c V$	excès	0	0	excès
Etat inter.	x	$c_1 V_{\text{eq}} - 2x$	$c V - 5x$	excès	$2x$	$5x$	excès
Etat final (equiv.)	x_{eq}	$c_1 V_{\text{eq}} - 2x_{\text{eq}} = 0$	$c V - 5x_{\text{eq}} = 0$	excès	$2x_{\text{eq}}$	$5x_{\text{eq}}$	excès

- 2) **Comment va-t-on repérer l'équivalence ? Justifiez.**

- 3) **Pourquoi doit-on ajouter un peu d'acide sulfurique à la solution ?**

- 4) **Quel est l'intérêt de diluer la solution commerciale ?**

5) Donnez la définition du point d'équivalence.

6) Faites le tableau d'avancement de la réaction support en fonction de $c, c_1, V, V_{eq}, X_{eq}$. Déduisez la relation entre la quantité d'ions entre c, c_1, V, V_{eq} à l'équivalence.

7) Le volume équivalent est 17 ml.

Déduisez la concentration de la solution qu'on vient de titrer, puis de la solution commerciale.

8) Déduisez le titre en volume de la solution commerciale. On prendra 24L en volume molaire.

9) Comparez à la mention de l'étiquette et commenter le résultat.



Vous pouvez maintenant
faire et envoyer le **devoir n°1**

