

Table des matières

1	Introduction au laboratoire de chimie	2
1.1	Déroulement des travaux pratiques "TP"	2
1.2	Règles de sécurité	2
1.3	Manipulation des produits chimique	3
1.4	Verrerie et matériel usuel utilisé en chimie	4
1.4.1	Verrerie générale	4
1.4.2	Instrumentations scientifiques	4
2	Préparation des solutions	5
2.1	Aspect qualitatif de la matière	5
2.1.1	La matière	5
2.1.2	Les solutions	5
2.1.3	préparation des solutions	6
2.2	Aspect quantitatif de la matière	6
2.3	préparation de solution à partir d'un solide	7
2.4	préparation à partir d'un liquide	7
3	isomerie	8
3.1	isométrie structurale (ou isométrie de constitution)	8
3.1.1	isométrie de chaine	8
3.1.2	isométrie de position	8
3.1.3	isométrie fonctionnelle	8
3.2	isométrie stéréoisomérique	8
3.2.1	isométrie géométrique (cis-trans) ou (Z-E)	8
3.2.2	isométrie énantiomérique (R-S) ou (D-L)	9
3.2.3	isométrie conformationnelle	9
4	Dosage acido-basique	11
4.1	Dosage par Colorimétrie	11
4.1.1	Les indicateurs colorés	12
4.1.2	Protocole Expérimental	12
4.2	Dosage par pH-métrie (pH métrie)	13
4.2.1	Protocole Expérimental	13
5	Dosage Oxydo-réduction	14
5.1	Dosage par iodométrie de la vitamine C	14
5.1.1	Protocole Expérimental	15
5.1.2	Dosage direct (Etalonnage de la solution de diiode)	15
5.1.3	Dosage indirect (Dosage de la vitamine C dans un comprimé)	15
5.1.4	Calcul de la concentration	15

1 Introduction au laboratoire de chimie

Bienvenue au laboratoire de chimie. Les travaux pratiques de chimie ont pour but d'initier aux gestes de base en chimie. Ces gestes peuvent trouver des applications en médecine et même la vie quotidienne. Nous avons besoin de connaître la concentration du principe actif dans un sirop ou sa masse afin de l'adapter à l'âge ou à la masse du patient, savoir quantifier des ingrédients en cuisine (sel, sucre, eau ou vinaigre) ou connaître la concentration en éthanol ou eau oxygénée pour déterminer son usage. Pour une acquisition de savoir-faire et une sécurité optimales, il sera nécessaire de prendre connaissance de certaines notions fondamentales développées ci-dessous.

1.1 Déroulement des travaux pratiques "TP"

Les travaux pratiques sont une opportunité de mettre en pratique les notions théoriques acquises

- La réalisation des TP se fait par binôme où chaque étudiant doit prendre part. En fin de séance, un compte-rendu individuel doit être déposé.
- Dès le premier TP, chaque binôme est affecté à un poste qu'il conserve pendant toute l'année. Il en sera responsable de la propreté, du matériel présent et de toute détérioration constatée.
- La préparation du TP est vivement recommandée, lors de la séance, l'accent doit être mis sur le savoir-faire expérimental en non théorique (formule, calcul, définitions ...).
- l'étudiant doit se munir du matériel adéquat pour réaliser le TP dans de bonnes conditions notamment la calculatrice, le nécessaire pour dessin (règle, crayon, gomme, taille-crayon).
- Aucune documentation n'est autorisée pendant la durée de rédaction du compte-rendu.
- Les étudiants sont invités à déposer leurs téléphones en début de séance pour ne pas perturber le déroulement du TP. Toute présence de téléphone signalée après expose son auteur à des sanctions.
- L'étudiant se doit d'adopter un comportement adéquat, se présenter à l'heure en blouse, prendre place dans son poste.
- Une absence justifiée aux TP donne droit à un rattrapage. Une absence non justifiée est sanctionnée par un zéro. l'étudiant retardataire ne bénéficie pas de temps supplémentaire et s'expose à des sanctions. Au bout de 3 absences non justifiées, l'étudiant est exclu de module de chimie.

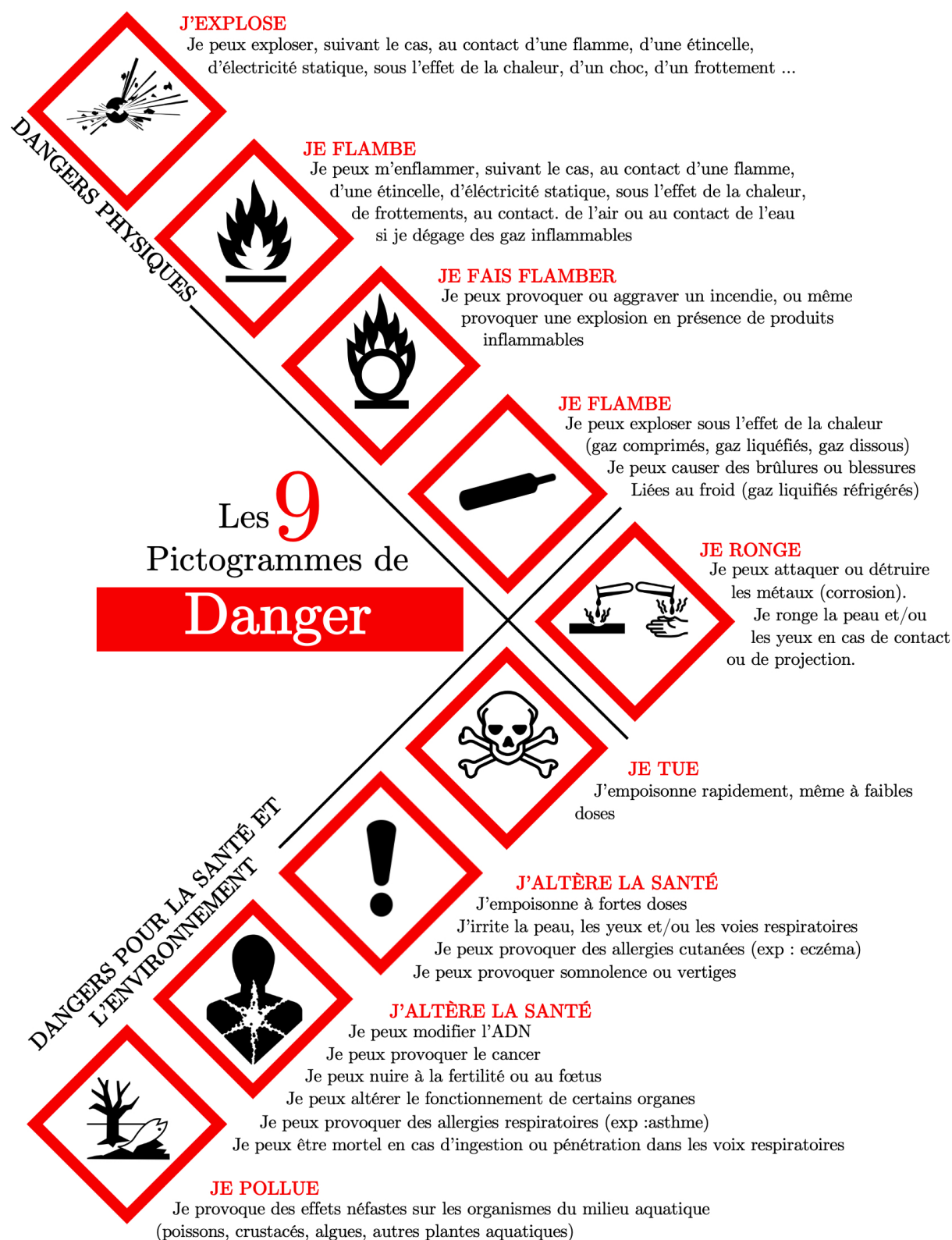
1.2 Règles de sécurité

Les travaux pratiques en chimie impliquent la manipulation de produits qui peuvent être dangereux, corrosifs ... etc. La plupart des incidents de laboratoires sont liés à des facteurs humains (négligence, non-respect de consignes ...). Pour éviter la survenue d'accidents liés à la chimie, il est important de respecter certaines consignes.

- Ne pas rentrer au laboratoire sans autorisation ni manipuler seul.
- Se conformer aux instructions des enseignants et celles inscrites sur l'étiquetage ou sur les paillasse.
- Ne pas boire, manger, fumer ou utiliser un téléphone à l'intérieur du laboratoire.
- Porter une blouse blanche en coton avec manches longues et descendant jusqu'aux genoux ainsi que des chaussures fermées.
- Boutonner la blouse, attacher les cheveux et éviter les habits flottants.
- Eviter de porter des lentilles.
- En cas de projection sur la peau ou l'œil, rincer immédiatement à l'eau et prévenir l'enseignant.
- Utiliser des gants, porter des lunettes et manipuler sous la hotte lorsque la manipulation le nécessite.
- Se laver les mains à la fin du TP.
- Ne pas courir, encombrer les accès, laisser ses affaires sur la paillasse ou se placer derrière quelqu'un pendant la manipulation.
- Ne jamais se servir de matériel ou de réactif hors de la paillasse sans autorisation, ni utiliser une substance non identifiée.
- Lors d'un prélèvement d'une solution, ne jamais pipeter de la bouteille ou la fiole. Transvaser dans un bécher le volume recherché. Ne pas remettre le contenu restant dans la bouteille.
- Si un chauffage est nécessaire, s'assurer que la verrerie est en **Pyrex**.
- Ne pas travailler avec une verrerie abrégée, fêlée ou brisée.
- Lors de dissolution de solutions d'acides concentrées, ne jamais verser de l'eau sur l'acide mais l'acide sur l'eau en petites quantités.
- Lors d'un chauffage, tenir le tube à essai avec une pince et viser vers une ouverture ou un mur, jamais vers une personne.

1.3 Manipulation des produits chimiques

Les emballages et étiquettes de produits chimiques contiennent des images ou pictogrammes.



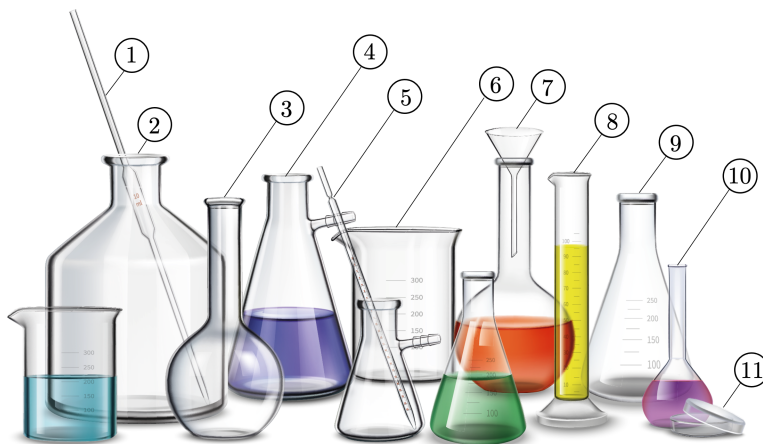
En plus des pictogrammes de danger, les étiquettes doivent porter la mention des risques et les consignes de prudence lors de la manipulation du produit sous forme directe ou bien sous forme de codes appelés phrase de risque **R** ou **H** ou conseil de prudence **S** ou **P**. Exemple **R41** risque de lésion oculaire grave **S25** éviter le contact avec les yeux. En ce qui concerne les préparations faites au laboratoire, celles-ci doivent également être étiquetées et porter les informations suivantes : Nom et formule du composé, concentration ou pourcentage, dangers potentiels et autres informations utiles (date de préparation, température d'ébullition).

1.4 Verrerie et matériel usuel utilisé en chimie

1.4.1 Verrerie générale

La verrerie de laboratoire désigne divers récipients, instruments et équipements en verre (des fois en plastique ou un polymère spécifique) utilisés en laboratoire par les chimistes et les biologistes pour des expériences scientifiques. on peut trouver sur la paillasse :

- ① Pipette jaugée
- ② Flacon
- ③ Ballon
- ④ Fiole à vide
- ⑤ Pipette graduée
- ⑥ Bécher
- ⑦ Entonnoir
- ⑧ Eprouvette graduée
- ⑨ Erlenmeyer
- ⑩ Fiole jaugée
- ⑪ Verre de montre



Remarque : La verrerie jaugée ou graduée ne doit pas subir de traitement thermique (étuve, congélateur). Si un chauffage est nécessaire ou si la préparation de solution dégage de la chaleur, préparer dans un bécher avant de transvaser et de récupérer les eaux de lavage dans la fiole

1.4.2 Instrumentations scientifiques

Un instrument scientifique est un instrument utilisé en sciences, permettant d'acquérir des données, de mesure ou d'observation, des fois pour faciliter les tâches et/ou une expérience sécurisée. Les instruments les plus courants dans le laboratoire sont :



Agiateur et plaque chauffante



pH-mètre



Conductimètre



Balance de précision



Etuve



Une hotte

2 Préparation des solutions

La chimie des solutions s'intéresse à toutes les réactions en solution, et il est indispensable de savoir préparer des solutions pour des concentrations déterminées. La chimie des solutions s'intéresse aux solutions solides et liquides mais surtout liquides. deux aspects importants sont à prendre en compte dans l'étude de la matière à savoir, l'aspect qualitatif et l'aspect quantitatif.

2.1 Aspect qualitatif de la matière

2.1.1 La matière

La matière est tous corps qui possède une masse et qui occupe un volume dans l'espace. La matière peut exister sous trois états physiques différents :

- **L'état solide** : il possède un volume et une forme définis.
- **L'état liquide** : il possède un volume défini mais aucune forme précise, il prend la forme de son contenant.
- **L'état gazeux** : il n'a ni volume ni forme définis, il prend le volume et la forme de son contenant.

La matière peut être sous deux formes.

- a) **Un corps pur** : il peut être soit un corps simple c'est-à-dire constitué d'une seule espèce chimique (atome, ion ou molécule. exp : $\text{Cu}, \text{Fe}, \text{H}_2, \text{O}_2, \dots$), soit un corps composé, c'est-à-dire constitué de plusieurs éléments ex : l'eau pure H_2O .
- b) **Un mélange** : c'est un corps constitué de plusieurs sortes d'entités chimiques mélangé ensemble. Il existe deux types de mélanges :
 - * **Les mélanges homogènes** : sont des mélanges dont les constituants ne peuvent pas être distingués à l'oeil nu après agitation. (L'eau et le sel...)
 - * **Les mélanges hétérogènes** : sont des mélanges dont les constituants peuvent être distingués à l'oeil nu après agitation (possède deux ou plusieurs phases distinctes exemple : l'eau et l'huile...). Un mélange hétérogène peut s'obtenir à partir de :
 - ✧ Deux liquides, On dit alors que ces liquides ne sont pas miscibles entre eux, tels que le liquide le moins dense est toujours au dessus de l'autre.
 - ✧ D'un liquide et d'un solide insoluble dans ce dernier. Les particules solides se dispersent alors dans le liquide et se déposent au fond du récipient.
 - ✧ d'un gaz et d'un liquide qui peuvent également constituer un mélange hétérogène. Exemple : un soda qui libère les gaz dissous.

2.1.2 Les solutions

Les solutions sont un mélange homogène résultant de la dissolution d'une ou de plusieurs substances (solutés) dans un solvant. Les molécules du soluté sont dites solvatées et elles seront dispersées dans le solvant.

- a) **soluté** : C'est toute substance à l'état pur placée dans le solvant, en quantité moins grande que ce dernier. Ce soluté peut être solide, liquide ou gazeux.
- b) **Solvant** : C'est un liquide qui a la propriété de dissoudre ou de diluer d'autres substances sans les modifier chimiquement et sans que lui-même ne soit modifié.
- c) **Solutions aqueuses** : Une solution ayant l'eau comme solvant est dite solution aqueuse. Il est possible de mettre en solution :
 - * Un liquide dans un autre liquide : la solution obtenue sera limitée par la miscibilité des deux liquides.
 - * Un solide dans un liquide : la solution sera limitée par la solubilité du solide dans le solvant au delà de laquelle le solide n'est plus dissous. On parle alors de solution saturée.
 - * Un gaz dans un liquide. Il existe trois types de solutions :
 - ✧ Solution saturée : à une température et une pression donnée, une solution saturée est une solution qui ne peut plus dissoudre de soluté.
 - ✧ Solution insaturée : une solution insaturée est une solution qui peut dissoudre plus de soluté qu'elle ne contient.
 - ✧ Solution sursaturée : une solution sursaturée est une solution contenant une plus grande quantité de soluté dissous que celle qui correspond à la limite de saturation.

2.1.3 préparation des solutions

Il existe trois méthodes de préparation de solution :

- préparation d'une solution par dissolution d'un composé solide** : ce mode de préparation consiste à dissoudre un solide (soluté) dans un solvant (de l'eau en générale), mais il faut d'abord vérifier le produits de solubilité de ce solide.
- préparation d'une solution par dilution d'une solution de concentration connue** : il s'agit d'une simple dilution, qui consiste à diminuer la concentration initial de notre solution (solution mère d'une concentration connue), pour aboutir à une autre appelée solution fille
- préparation d'une solution par dilution d'une solution commerciale très concentrée** : c'est le même principe que la méthode précédente.

2.2 Aspect quantitatif de la matière

Dans ce qui suit, nous donnons la définition de certaines propriétés pour effectuer des calculs lors de la préparation de solutions au laboratoire :

- Masse molaire (M)** : La masse molaire est la masse d'une mole d'un composé chimique, elle est exprimée en gramme par mole (**g/mol**). Cette relation se traduit ainsi : $n=m/M$. Avec n : nombre de moles (**mol**), et m : masse en grammes (**g**)
- Masse volumique (ρ)** : La masse volumique, aussi appelée densité volumique de masse, est une grandeur physique qui caractérise la masse d'un matériau par unité de volume. Elle est généralement notée par la lettre grecque ρ (**g/L**). Elle est déterminée par le rapport : $\rho=m/V$ avec V : le volume en litre (**L**).
- Densité (d)** : La densité est une grandeur sans dimension et sa valeur s'exprime sans unité de mesure. La densité d'un corps ou densité relative d'un corps est le rapport de sa masse volumique à la masse volumique d'un corps pris comme référence. $d_{(\text{corps})} = \rho_{(\text{corps})} / \rho_{(\text{ref})}$.
 - * Pour les liquides et les solides, le corps de référence est l'eau pure prise à une température de 4 °C. $d_{(\text{liquide})} = \rho_{(\text{liquide})} / \rho_{(\text{ref})}$, avec $\rho_{(\text{eau})} = 1 \text{ Kg /L}$
 - * Dans le cas de gaz ou de vapeur, le corps de référence gazeux est l'air. La valeur de référence prise est la masse d'un litre d'air à 0 °C sous une pression 1 atm, $d_{(\text{gaz})} = \rho_{(\text{gaz})} / \rho_{(\text{air})}$.
- Concentration molaire ou molarité (C)** : La concentration molaire d'une solution est la quantité de matière (nombre de moles) de soluté que l'on dissout pour obtenir un litre de solution (**mol/L**). La molarité varie avec la température.
- Concentration massique ou titre massique ou titre pondéral (t)** : C'est la masse du soluté que l'on a dissout pour obtenir un litre de solution (**g/L**). C'est déterminé par la relation : $t = C.M$
- Molalité (m)** : C'est le nombre de moles de soluté dans 1 **Kg** de solvant (**mol/kg**). Contrairement à la molarité, la molalité ne varie pas avec la température.
- Normalité (N)** : C'est le nombre d'équivalent gramme de soluté dans un litre de solution (**eq.g/L**), elle peut aussi être définie comme étant le nombre de moles d'espèces régissantes par litre de solution. Concrètement, elle représente le nombre de protons (**H₃O⁺**) pour les dosages acido-basique et dans les dosages d'oxydo-réductions, elle représente le nombre d'électrons échangés.

préparation de solution

La préparation des solutions se fait par :

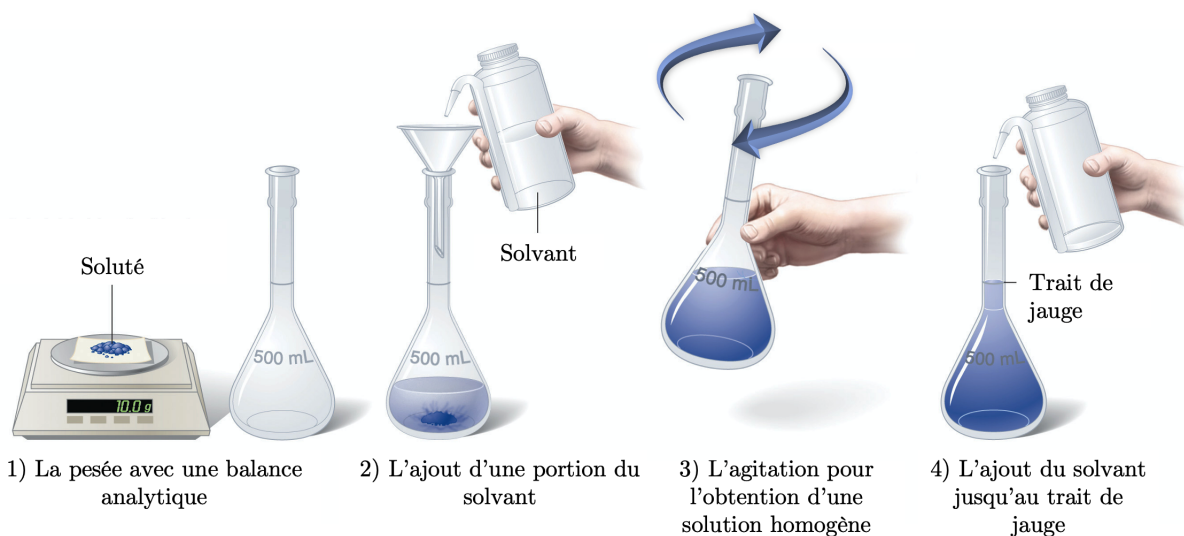
- Dissolution d'un composé solide dans le solvant.
- Dilution d'une solution concentrée.

Pour ce TP, nous aurons besoin des produits et matériel suivants.

Produits	matériel
Sulfate de fer heptahydraté (FeSO₄, 7 H₂O) 98% (M=278 g/mole)	Pipette et propipette
Hydroxyde de potassium (KOH) 86% (M=56,1 g/mole)	Balance électronique
Hydroxyde de sodium (NaOH) 99% (M=40 g/mole)	Verre de montre
Eau distillée (H₂O)	Fiole jaugée
	Entonnoir
	Pissette
	Spatule
	Bécher

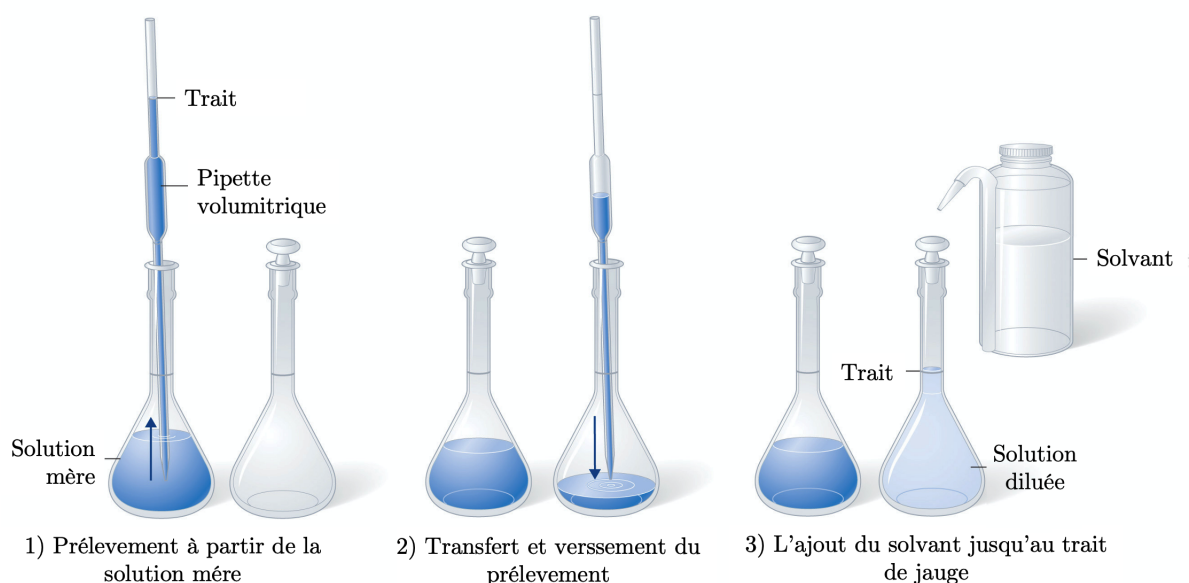
2.3 préparation de solution à partir d'un solide

Pour un solide, on calcule d'abord la masse correspondante à la concentration requise. On commence par peser le solide avec une balance de précision en le versant dans une capsule de pesée. On transfère ensuite le solide dans un bécher ou une fiole en utilisant un entonnoir à liquide (entonnoir en verre). On remplit la fiole de 50 à 70% du volume final du solvant. On homogénéise la solution en retournant et en agitant la fiole bouchée puis on attend environ une minute que le drainage du liquide le long du col soit complet. On ajoute le solvant goutte à goutte jusqu'au trait de jauge. Le bas du ménisque doit coïncider avec le trait de jauge. L'œil est face à la graduation pendant la lecture pour éviter l'erreur de parallaxe. (Figure suivante vous traduit ces étapes)



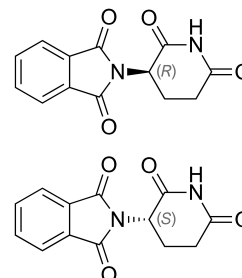
2.4 préparation à partir d'un liquide

Pour préparer une solution à partir d'un liquide, la mesure précise des volumes est d'une grande importance au laboratoire. Elle peut être effectuée à l'aide d'une pipette jaugée ou graduée, d'une burette graduée ou d'une fiole jaugée. On commence par calculer le volume adéquat, ensuite à l'aide d'une pipette graduée on prélève ce volume que l'on transfère dans une fiole en maintenant la pipette verticale et en mettant sa pointe au contact de la fiole inclinée à 45°. Il ne faut pas rincer la pipette, elle est en effet calibrée pour délivrer le volume désiré. Ensuite, on complète avec le solvant jusqu'au trait de jauge pour obtenir la solution à la concentration souhaitée. (Figure suivante vous traduit ces étapes).



3 isomerie

La Thalidomide est prescrit comme médicament contre les nausées de la grossesse, il a permis, malheureusement trop tard, de comprendre l'importance de la chiralité. La molécule (2-(2,6-dioxopiperidin-3-yl)isoindoline-1,3-dione) possède un carbone asymétrique et donc deux énantiomères : le stéréoisomère "**R**" va remplir sa fonction d'antinauséeux, l'autre (le stéréoisomère "**S**") malheureusement provoque des malformations lors du développement de l'embryon et du fœtus.



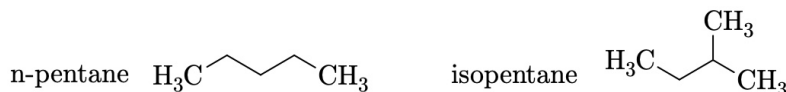
Rappels

Il existe deux principaux types d'isomérisation en chimie organique : l'isomérisation structurale et l'isomérisation stéréoisomérique. Chacun de ces types d'isomérisation se subdivise en sous-catégories.

3.1 isomérisation structurale (ou isomérisation de constitution)

3.1.1 isomérisation de chaîne

Les isomères diffèrent par la manière dont les atomes de carbone sont reliés pour former la chaîne carbonée. Par exemple, n-pentane et isopentane sont des isomères de chaîne.



3.1.2 isomérisation de position

Les isomères ont la même chaîne carbonée, mais un groupe fonctionnel ou une double liaison est situé à des positions différentes. Par exemple, le butanol et l'isobutanol sont des isomères de position.



3.1.3 isomérisation fonctionnelle

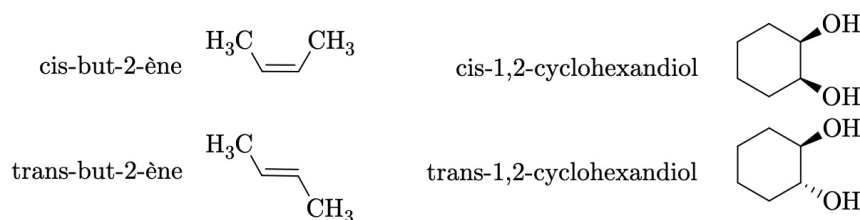
Les isomères ont des groupes fonctionnels différents. Par exemple, l'éthanol et l'éther diméthyléther sont des isomères fonctionnels.



3.2 isomérisation stéréoisomérique

3.2.1 isomérisation géométrique (cis-trans) ou (Z-E)

Les isomères ont la même structure, mais diffèrent dans la disposition spatiale des atomes autour d'une double liaison ou d'une liaison fixe. Par exemple, l'acide cis-but-2-ène diol et l'acide trans-but-2-ène, les diol sont des isomères cis-trans.

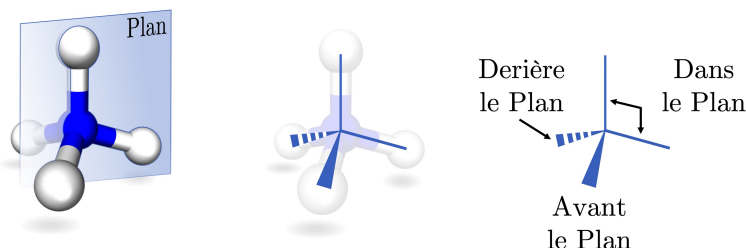


3.2.2 isomérisation énantiomérique (R-S) ou (D-L)

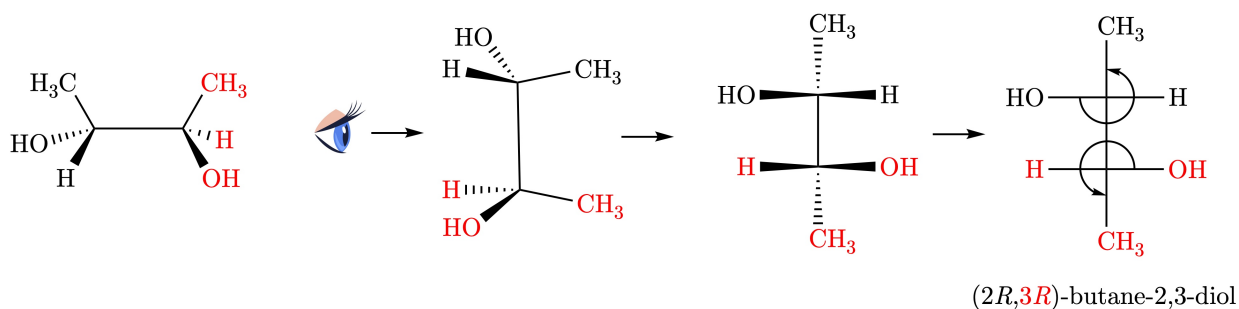
Les isomères ont la même structure et la même orientation spatiale de tous les atomes, à l'exception d'un atome de carbone chiral (un carbone asymétrique C^*), où ils sont des images miroir non superposables. Ces isomères sont appelés énantiomères. Par exemple, la L-alanine et la D-alanine sont des énantiomères.



Remarque : pour ce type d'isomérisation il est important de maîtriser la représentation projective ou convention de Cram, elle permet de visualiser de manière plus précise la disposition spatiale des substituants autour des atomes de carbone, ce qui est essentiel pour comprendre la stéréochimie et la réactivité des molécules organiques

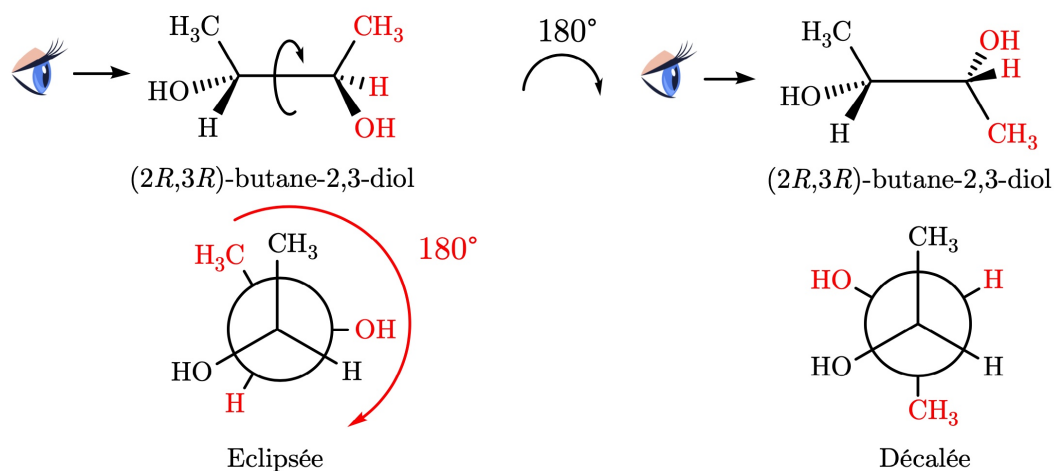


Remarque : dans cette optique il existe une autre présentation sous le nom **Fisher**, elle permet de distinguer facilement les isomères, en particulier les énantiomères, car la disposition spatiale des substituants autour des atomes de carbone chiraux est clairement visible.



3.2.3 isomérisation conformationnelle

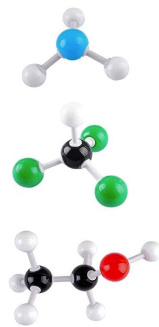
Les isomères sont des conformères de la même molécule, c'est-à-dire des formes différentes de la même molécule résultant de la rotation autour des liaisons simples. Ces conformères ne sont généralement pas considérés comme des isomères distincts.



Chacun de ces types d'isomérisation implique des différences dans la structure ou l'arrangement spatial des atomes au sein des molécules, ce qui peut avoir un impact significatif sur leurs propriétés chimiques et physiques

But de TP

A fin de comprendre et distinguer la différence entre ces types d'isomérisation, il faut le visualiser à l'aide d'un modèle moléculaire, de ce fait la bonne confection de ce dernier sera l'objectif principal de ce TP.



Ce qu'il faut faire comme manipulation :

- ① Identifier la couleur de chaque atome par rapport au nombre de liaison(s) qu'il peut former.
- ② Construire une molécule à un seul atome de carbone asymétrique.
- ③ Construire une molécule à deux atomes de carbone qui présente une isomérisation géométrique.
- ④ Construire une molécule à deux atomes de carbone qui présente une isomérisation optique.
- ⑤ Donner l'isomère *Z-Z* du Hex-2,4-diène.
- ⑥ Quelle est le type de stéréoisomérisation que l'on peut relever dans la molécule 3-aminobutan-2-ol à Donner le nombre de stéréoisomères possibles.
- ⑦ Donner les deux diastéréoisomères de la molécule (2*R*,3*R*)-butane-2,3-diol. dessinez les selon la projection Newman, éclipsée et décalée.

4 Dosage acido-basique

L'acidité et la basicité sont des propriétés importantes en chimie et même dans les organismes vivants car elles interviennent dans divers processus biologiques. Il est donc important de pouvoir quantifier un acide ou une base. Diverses méthodes permettent d'effectuer des dosages, parmi lesquelles la colorimétrie et le pH-métrie qui seront vus dans ce TP sans oublier la conductimétrie.

Rappels :

- Un dosage est une méthode d'analyse visant à quantifier une espèce chimique.
- Un titrage est une méthode de dosage faisant appel à une réaction chimiques entre deux espèces antagonistes (Qui est en opposition fonctionnelle, par exemple entre acide et base ou oxydant et réducteur).
- Selon Brönsted, un acide est toute espèce chimique capable de céder un ou plusieurs protons, une base est toute espèce chimique capable de capter un ou plusieurs protons, et là en présence d'eau (solution aqueuse).
- On définit une échelle d'acidité des solutions par le potentiel d'Hydrogène autrement dit le **pH**.

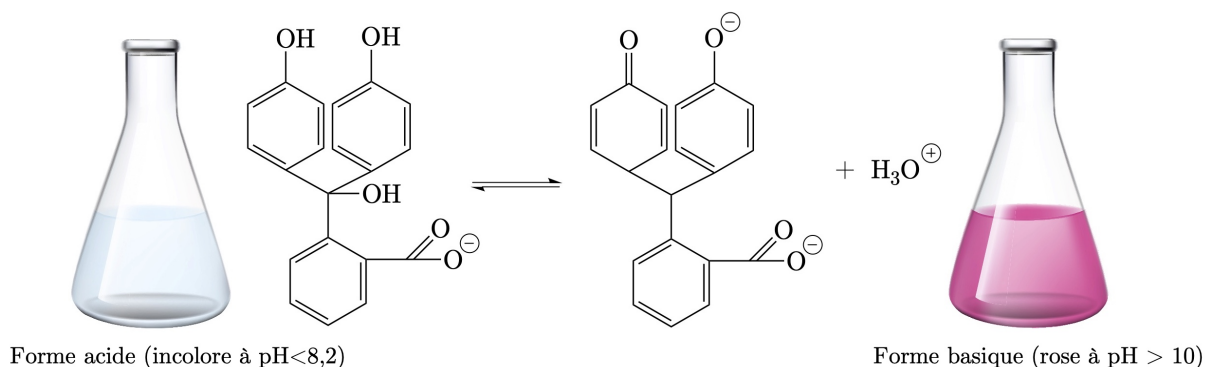
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ et } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}.$$



Plus une solution est acide plus son **pH** est bas. En plus de la concentration molaire **C** (mol/L), la proportion en acide ou base en solution est exprimée en Normalité **N** (eq.g/L) tel que $N = zC$ ou **z** est le nombre de protons échangés entre acide et base lors de la dissociation. A l'équivalence, la quantité de matière des espèces antagonistes sont égaux, cela est exprimé par la relation suivante $N_a \cdot V_a = N_b \cdot V_b$, et qui peut être exprimé aussi avec la normalité.

4.1 Dosage par Colorimétrie

Le titrage en présence d'indicateurs colorés est une méthode d'analyse basée sur un changement de couleur du milieu à l'équivalence (voir la figure suivante pour le cas de phénolphthaléine). on utilise Cette méthode dans un titrages acido-basiques le plus souvent ou lors de titrages par oxydo-réduction. à l'équivalence, les quantités de matière des réactifs sont en proportions stœchiométriques. On observe alors un saut de **pH**. Le plus souvent, les espèces mises en jeu sont incolores, l'indicateur coloré sert alors à mettre en évidence le saut de **pH** et par conséquent le point d'équivalence.



4.1.1 Les indicateurs colorés

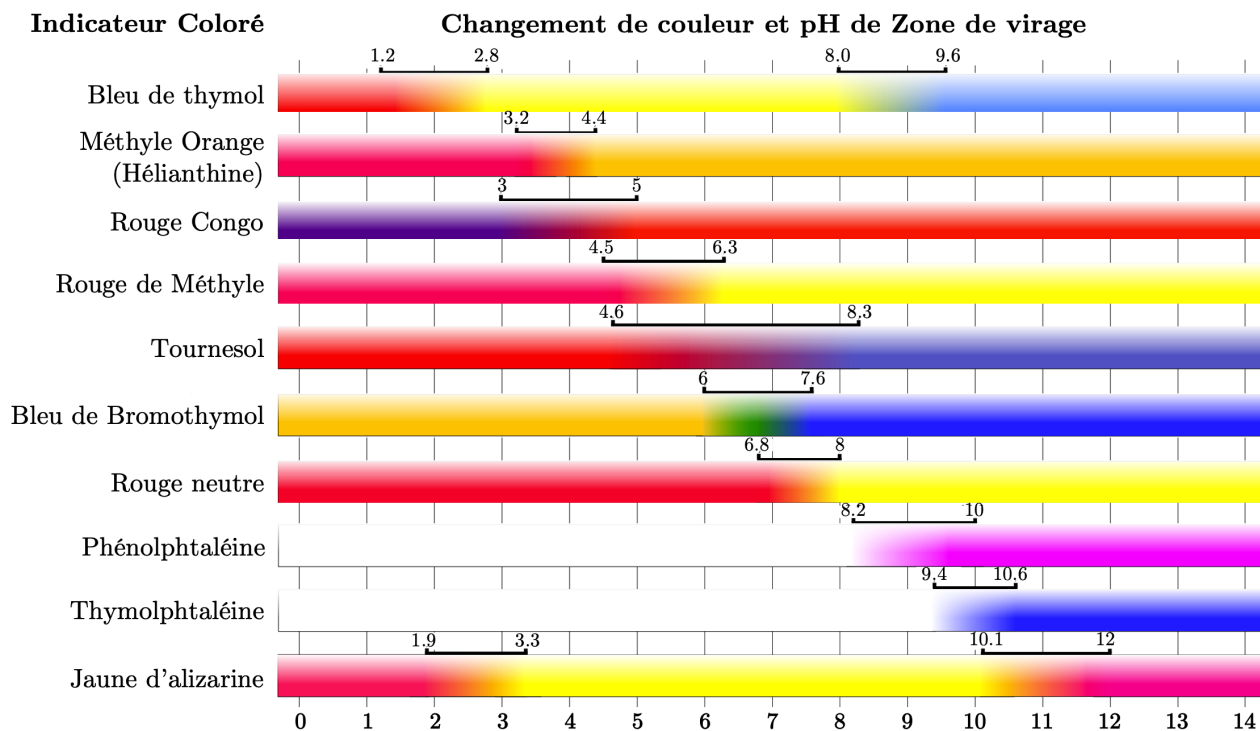
L'indicateur coloré est un composé chimique qui présente des propriétés acido-basiques et dont la forme acide et la forme basique présentent des couleurs différentes, Entre ces deux couleurs existe la zone de virage (transition) qui permet de détecter le point d'équivalence.

Choix de l'indicateur coloré : On peut grouper les titrages acido-basiques selon la nature des espèces présentes et ainsi prévoir la zone de virage du **pH**.

- réaction entre un acide fort et une base forte. on peut prévoir la zone de virage du **pH**, Dans ce cas l'équivalence se fera à un **pH** = 7.
- Entre un acide fort et une base faible, l'équivalence se fera à un **pH** < 7
- Entre un acide faible et une base forte, l'équivalence se fera à un **pH** > 7
- Entre un acide faible et une base faible. pour le dernier cas nous ne pouvons pas conclure à priori, un calcul avec **pKa** des couples acide-base mis en jeu est indispensable. Ainsi selon le **pH** il convient d'adapter l'indicateur coloré, sa zone de virage doit correspondre à la zone d'équivalence lors du titrage.

Exemple : le méthyl orange est rouge sous sa forme acide et jaune sous sa forme basique. Lorsque les deux formes coexistent, nous sommes en zone de virage et la couleur est orange. Cet indicateur est adapté si le **pH** à l'équivalence attendu est acide (entre 3,2 et 4,5).

On donne la liste des indicateurs colorés utilisés en chimie :



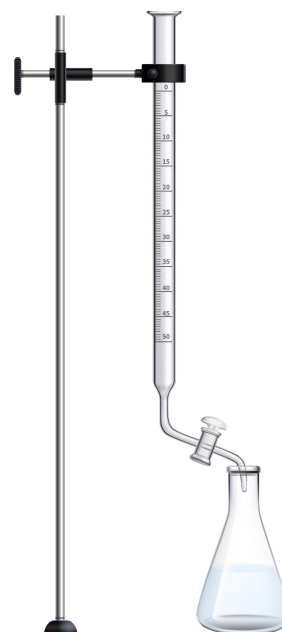
4.1.2 Protocole Expérimental

Pour ce TP, nous aurons besoin des produits et matériel suivants :

Produits	matériel
Phénolphthaléine, bleu de bromothymol	Pipette et propipette
Hydroxyde de potassium (KOH)	Fiole jaugée
Hydroxyde de sodium (NaOH)	pH-mètre
Acide chlorhydrique (HCl)	Entonnoir
Eau distillée (H₂O)	Pissette
	Burette
	bécher

Dosage en présence d'un indicateur coloré (Colorométrie)

- prélever à l'aide d'une pipette munie d'une propipette 10 **mL** de la solution à titrer (dont la concentration est inconnue).
- Verser le contenu dans un erlenmeyer et ajouter trois à quatre gouttes d'indicateur coloré adéquat.
- Remplir la burette avec la solution titrante (dont la concentration est connue) après l'avoir rincée à l'eau distillée.
- Placer l'erlenmeyer en dessous de la burette (voir la figure suivante) et débiter le dosage.
- Arrêter le titrage lorsqu'un changement de couleur est observé. Noter V_{eq} (volume à l'équivalence).
- Refaire le titrage, l'écart entre les deux volumes ne doit pas dépasser 0,2 **mL** sinon confirmer par un troisième essai.

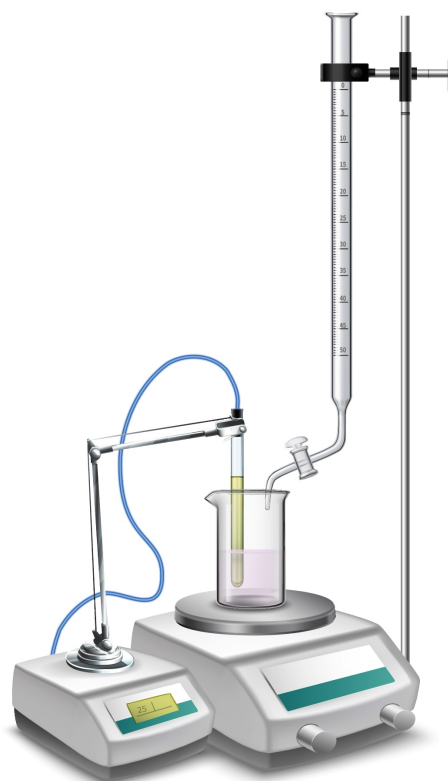


4.2 Dosage par pH-métrie (pH métrie)

Dans cette partie, nous allons voir comment déterminer le point d'équivalence si nous ne disposons pas d'indicateur coloré, à l'aide d'un graphe tracé préalablement avec cette technique.

4.2.1 Protocole Expérimental

- réaliser le montage suivant.
- Remplir la burette graduée avec la solution titrante.
- On prélève un volume de 10 **mL** de solution à titrer avec une pipette jaugée et d'un pipeteur (propipette). On l'introduit ensuite dans le bécher.
- on introduit un barreau magnétique dans ce bécher pour le poser sur l'agitateur, ensuite on émerge l'électrode du pH-mètre et s'assurer qu'il ne touche pas le barreau.
- on met en route l'agitateur magnétique et on allume le pH-mètre et on note la première valeur de **pH**.
- On verse un petit volume de solution titrante et on note la valeur de pH correspondante.
- Lorsqu'on remarque que le **pH** évolue de manière plus importante, on fait alors couler la solution titrante par paliers de 0,5 **mL** (alentours du saut de **pH**).
- Lorsque le **pH** ne varie plus de manière importante, on peut effectuer de nouveau des paliers de 1 **mL**.
- On trace ensuite la courbe représentant le **pH** en fonction du volume de la solution titrant versée, pour déterminer la valeur de V_{eq} (volume à l'équivalence).



5 Dosage Oxydo-réduction

Le dosage oxydo-réduction (Redox) joue un rôle essentiel dans le domaine de la santé, il permet de déterminer avec précision la concentration de certaines substances biologiquement importantes. Ces dosages sont largement utilisés pour le diagnostic des maladies, l'évaluation de la fonction physiologique et la gestion des traitements. Voici quelques relations importantes entre le dosage redox et la santé :

+ **Dosage du glucose dans le sang (Diagnostic du diabète)** : diagnostiquer le diabète et surveiller la glycémie, sont basés sur des dosages redox. Les bandelettes de test de glucose contiennent une enzyme, la glucose oxydase, qui catalyse la réaction d'oxydation du glucose en gluconolactone, produisant ainsi du peroxyde d'hydrogène (H_2O_2). La quantité produite de ce dernier est ensuite mesurée électrochimiquement (réaction d'oxydo-réduction) ou colorimétriquement.

+ **Dosage de la ferritine (Diagnostic d'anémie)** : La ferritine est une protéine dotée d'une fonction de stockage et de régulation du métabolisme du fer présent dans l'organisme. Le fer est un constituant de l'hémoglobine servant au transport et au stockage de l'oxygène. La ferritine est présente essentiellement au niveau du foie, de la moelle osseuse et de la rate. On en trouve également mais moins dans d'autres organes tels que les testicules, les poumons ou le cœur. Son dosage redox est utilisé pour évaluer les réserves de fer dans l'organisme. Il repose sur la capacité de la ferritine à libérer le fer lorsqu'elle est oxydée, suivie d'une réduction de l'oxydant (par exemple, le fer ferrique Fe^{3+} à fer ferreux Fe^{2+}). La concentration en ferritine est ensuite calculée à partir de la quantité d'agent oxydant ou réducteur utilisée.

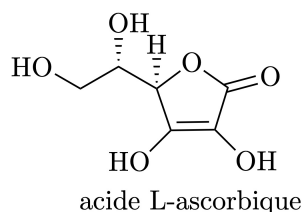
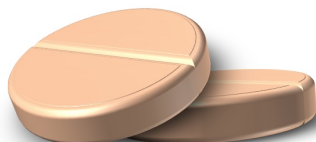
+ **évaluation de la fonction rénale** : Les dosages redox sont utilisés pour évaluer la fonction rénale en mesurant des marqueurs tels que l'urée et la créatinine dans le sang ou l'urine. Des taux anormaux de ces composés peuvent indiquer des problèmes rénaux, et leur suivi est essentiel pour le diagnostic et le traitement des maladies rénales.

+ **Détection de toxines et de métaux lourds** : Les dosages redox sont également utilisés pour détecter la présence de toxines et de métaux lourds dans le corps. Par exemple, la mesure de la concentration de plomb dans le sang est essentielle pour diagnostiquer l'intoxication au plomb, ce qui est particulièrement important chez les enfants.

+ **Suivi des antioxydants** : Les antioxydants, tels que la vitamine C, jouent un rôle important dans la santé en protégeant les cellules contre les dommages oxydatifs. Les dosages redox sont utilisés pour mesurer la concentration d'antioxydants dans le sang, ce qui peut aider à évaluer la capacité de l'organisme à lutter contre le stress oxydatif. Nous allons prendre cet exemple pour réaliser ce TP avec une méthode connue sous le nom d'iodométrie.

5.1 Dosage par iodométrie de la vitamine C

Les fruits contiennent de nombreuses molécules indispensables à l'organisme humain, notamment des sucres, des acides aminés et des vitamines. La vitamine C, elle nous protège contre le **scorbut**, une maladie qui entraîne des hémorragies au niveau des gencives, qui peut aboutir à un déchaussement dentaire. La vitamine C (l'acide ascorbique de formule $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$) la plupart des espèces animales réalisent sa synthèse, l'homme ne le fait pas, cette vitamine est aussi un antioxydant utilisé comme additif alimentaire dans des boissons sous le code **E 300**. Cette vitamine est un réducteur puissant à cause de sa fonction énone. Le diiode I_2 oxydant doux, ne peut oxyder les fonctions alcools de la vitamine C, mais oxyde facilement la fonction énone.



L'iodométrie

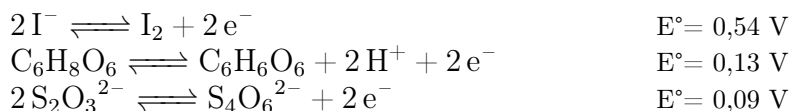
L'iodométrie est une technique de dosage en chimie analytique qui repose sur l'utilisation du couple redox (I_2/I^-) comme réactif titrant pour déterminer la concentration d'une substance oxydante ou réductrice dans une solution. Cette méthode est couramment utilisée pour doser des substances telles que les agents oxydants, les réducteurs, les ions métalliques et d'autres composés qui peuvent participer à des réactions redox.

Objectif du TP :

Comment vérifier que la masse d'acide ascorbique (la vitamine **C**) contenu dans un comprimé est bien de 500 mg en utilisant une méthodes de dosage indirect (iodométrie), comme indiqué sur la boîte.

Principe du TP :

Pour doser l'acide ascorbique nous allez effectuer un dosage indirect, cet acide est mis en présence d'un excès de diiode. une fois équivalence est atteinte entre les deux réactifs, l'excès de diiode est titré par une solution de thiosulfate de sodium. les couples concernés dans ce dosage redox sont :



5.1.1 Protocole Expérimental

Pour ce TP, nous aurons besoin des produits et matériel suivants :

Produits	matériel
Solution de vitamine C (l'analyte).	Pipette et propipette
Solution d'iodure de potassium (KI)	Verre de montre
Solution de thiosulfate de sodium (Na₂S₂O₃)	Fiole jaugée
Solution d'amidon comme indicateur coloré	Entonnoir
Eau distillée (H₂O)	Burette
Solution diiode (I₂)	bécher

5.1.2 Dosage direct (Etalonnage de la solution de diiode)

Les solutions de diiode sont des solutions qui se conservent assez mal. Aussi faut-il réaliser un titrage préliminaire de la solution de diiode utilisée. il faut savoir que le couple redox mis en jeu est **I₂/I⁻**, en présence d'un oxydant, les ions **I⁻** incolores sont oxydés en **I₂** de couleur brune.

- Introduire un volume de 10 mL de diiode dans un erlenmeyer.
- Remplir la burette avec une solution de thiosulfate de sodium avec une concentration de 0.005 mol/L.
- Titrez le diiode avec le thiosulfate, lorsque la couleur brune due à l'iode commence à pâlir, ajouter quelques gouttes d'empois d'amidon, Faire deux dosages précis concordants. et notez **V_E** le volume équivalent moyen.
- Calculez la concentration de diiode.

5.1.3 Dosage indirect (Dosage de la vitamine C dans un comprimé)

La zone de virage (passage du jaune clair à l'incolore) est mise en évidence grace à l'ajout de quelques gouttes (3 à 4) d'empois d'amidon qui prend un teinte bleutée.

- A l'aide d'un mortier et d'un pilon, broyer un comprimé de vitamine **C**
- Dissoudre ce comprimé afin d'obtenir 500 mL d'une solution aqueuse.
- Dans un erlenmeyer, introduire 5 mL de cette solution puis y ajouter 10 mL de la solution de diiode.
- Titrer l'excès de diiode à l'aide de la solution de thiosulfate de sodium. On notera **V'_E** le volume à l'équivalence.

5.1.4 Calcul de la concentration

Utilisez les volumes de solutions de thiosulfate de sodium utilisés lors du premier et du deuxième titrage, ainsi que la concentration connue de la solution de thiosulfate de sodium, pour calculer la concentration de la vitamine **C** dans la solution.

Questions :

- ① Ecrivez les deux demi-équation redox ainsi l'équation globale mise en jeux dans :
 - Le dosage préliminaire.
 - Le dosage de la vitamine C.
- ② Pourquoi appelle-t-on le premier "dosage direct" et le second "indirect" ?
- ③ A quoi sert l'iodure de potassium (**KI**) à présent dans le tableau et introuvable dans le protocole expérimental.
- ④ Manque-t-il un ustensil de laboratoire (Matériel) dans le tableau nécessaire pour réaliser ce TP ?
- ⑤ Calculer la quantité de matière de diiode, en déduire sa concentration.
- ⑥ Calculer la concentration de l'acide ascorbique, en déduire la masse ($M = 176 \text{ g/mol}$).