

**DOSSIER
PHYSIQUE-CHIMIE**

PREMIÈRE S



TERMINALE S

ATTENTION

L'intégralité du programme de Première S doit être maîtrisée pour la Terminale S. Ce document ne revient que sur quelques points du programme de Première.

Conseil : consacrer les deux dernières semaines du mois d'août à la préparation de la rentrée (reprendre cours, exercices, devoirs, corrections de devoirs...)

PROGRAMME DE TERMINALE S

OBSERVER

Ondes et matière

**Les ondes et les particules sont supports d'informations. Comment les détecte-t-on ?
Quelles sont les caractéristiques et les propriétés des ondes ? Comment réaliser et exploiter des spectres pour identifier des atomes et des molécules ?**

A. ONDES ET PARTICULES

Rayonnements dans l'Univers

Absorption de rayonnements par l'atmosphère terrestre.

Les ondes dans la matière

Houle, ondes sismiques, ondes sonores.

Magnitude d'un séisme sur l'échelle de Richter.

Niveau d'intensité sonore.

Détecteurs d'ondes (mécaniques et électromagnétiques) **et de particules** (photons, particules élémentaires ou non).

B. CARACTÉRISTIQUES ET PROPRIÉTÉS DES ONDES

Caractéristiques des ondes

Ondes progressives. Grandeurs physiques associées. Retard.

Ondes progressives périodiques, ondes sinusoïdales.

Ondes sonores et ultrasonores.

Analyse spectrale. Hauteur et timbre.

Propriétés des ondes

Diffraction.

Influence relative de la taille de l'ouverture ou de l'obstacle et de la longueur d'onde sur le phénomène de diffraction.

Cas des ondes lumineuses monochromatiques, cas de la lumière blanche.

Interférences.

Cas des ondes lumineuses monochromatiques, cas de la lumière blanche. Couleurs interférentielles.

Effet Doppler.

C. ANALYSE SPECTRALE

Spectres UV-visible

Lien entre couleur perçue et longueur d'onde au maximum d'absorption de substances organiques ou inorganiques.

Spectres IR

Identification de liaisons à l'aide du nombre d'onde correspondant ; détermination de groupes caractéristiques.

Mise en évidence de la liaison hydrogène.

Spectres RMN du proton

Identification de molécules organiques à l'aide :

- du déplacement chimique ;
- de l'intégration ;
- de la multiplicité du signal : règle des (n+1)-uplets.

COMPRENDRE

Lois et modèles

Comment exploite-t-on des phénomènes périodiques pour accéder à la mesure du temps ? En quoi le concept de temps joue-t-il un rôle essentiel dans la relativité ? Quels paramètres influencent l'évolution chimique ?

Comment la structure des molécules permet-elle d'interpréter leurs propriétés ? Comment les réactions en chimie organique et celles par échange de proton participent-elles de la transformation de la matière ?

Comment s'effectuent les transferts d'énergie à différentes échelles ? Comment se manifeste la réalité quantique, notamment pour la lumière ?

A. TEMPS, MOUVEMENT ET ÉVOLUTION

Temps, cinématique et dynamique newtoniennes

Description du mouvement d'un point au cours du temps : vecteurs position, vitesse et accélération.

Référentiel galiléen.

Lois de Newton : principe d'inertie, et principe des actions réciproques.

Conservation de la quantité de mouvement d'un système isolé.

Mouvement d'un satellite.

Révolution de la Terre autour du Soleil.

Lois de Kepler.

Mesure du temps et oscillateur, amortissement

Travail d'une force.
Force conservative ; énergie potentielle.
Forces non conservatives : exemple des frottements.
Énergie mécanique.
Étude énergétique des oscillations libres d'un système mécanique.
Dissipation d'énergie.
Définition du temps atomique.

Temps et relativité restreinte

Invariance de la vitesse de la lumière et caractère relatif du temps.
Postulat d'Einstein. Tests expérimentaux de l'invariance de la vitesse de la lumière.
Notion d'événement. Temps propre.
Dilatation des durées.
Preuves expérimentales.

Temps et évolution chimique : cinétique et catalyse

Réactions lentes, rapides ; durée d'une réaction chimique.
Facteurs cinétiques. Évolution d'une quantité de matière au cours du temps.
Temps de demi-réaction.
Catalyse homogène, hétérogène et enzymatique.

B. STRUCTURE ET TRANSFORMATION DE LA MATIÈRE

Représentation spatiale des molécules

Chiralité : définition, approche historique.
Représentation de Cram.
Carbone asymétrique.
Chiralité des acides α -aminés.
Énantionémie, mélange racémique, diastéréoisomérie (Z/E, deux atomes de carbone asymétriques).
Conformation : rotation autour d'une liaison simple ; conformation la plus stable.
Formule topologique des molécules organiques.
Propriétés biologiques et stéréoisomérie.

Transformation en chimie organique

Aspect macroscopique :
- Modification de chaîne, modification de groupe caractéristique.
- Grandes catégories de réactions en chimie organique : substitution, addition, élimination.
Aspect microscopique :
- Liaison polarisée, site donneur et site accepteur de doublet d'électrons.
- Interaction entre des sites donneurs et accepteurs de doublet d'électrons ; représentation du mouvement d'un doublet d'électrons à l'aide d'une flèche courbe lors d'une étape d'un mécanisme réactionnel.

Réaction chimique par échange de proton

Le pH : définition, mesure.
Théorie de Brønsted : acides faibles, bases faibles ; notion d'équilibre ; couple acide-base ; constante d'acidité K_a .
Échelle des pK_a dans l'eau, produit ionique de l'eau ; domaines de prédominance (cas des acides carboxyliques, des amines, des acides α -aminés).
Réactions quasi-totales en faveur des produits :
- acide fort, base forte dans l'eau ;
- mélange d'un acide fort et d'une base forte dans l'eau.
Réaction entre un acide fort et une base forte : aspect thermique de la réaction. Sécurité.
Contrôle du pH : solution tampon ; rôle en milieu biologique.

C. ÉNERGIE, MATIÈRE ET RAYONNEMENT

Du macroscopique au microscopique

Constante d'Avogadro.

Transferts d'énergie entre systèmes macroscopiques

Notions de système et d'énergie interne. Interprétation microscopique.
Capacité thermique.
Transferts thermiques : conduction, convection, rayonnement.
Flux thermique. Résistance thermique.
Notion d'irréversibilité.
Bilans d'énergie.

Transferts quantiques d'énergie

Émission et absorption quantiques.
Émission stimulée et amplification d'une onde lumineuse.
Oscillateur optique : principe du laser.
Transitions d'énergie : électroniques, vibratoires.

Dualité onde-particule

Photon et onde lumineuse.
Particule matérielle et onde de matière ; relation de de Broglie.
Interférences photon par photon, particule de matière par particule de matière.

AGIR

Défis du XXI^{ème} siècle

En quoi la science permet-elle de répondre aux défis rencontrés par l'Homme dans sa volonté de développement tout en préservant la planète ?

A. ÉCONOMISER LES RESSOURCES ET RESPECTER L'ENVIRONNEMENT

Enjeux énergétiques

Nouvelles chaînes énergétiques.

Économies d'énergie.

Apport de la chimie au respect de l'environnement

Chimie durable :

- économie d'atomes ;
- limitation des déchets ;
- agro ressources ;
- chimie douce ;
- choix des solvants ;
- recyclage.

Valorisation du dioxyde de carbone.

Contrôle de la qualité par dosage

Dosages par étalonnage :

- spectrophotométrie ; loi de Beer-Lambert ;
- conductimétrie ; explication qualitative de la loi de Kohlrausch, par analogie avec la loi de Beer-Lambert.

Dosages par titrage direct.

Réaction support de titrage ; caractère quantitatif.

Équivalence dans un titrage ; repérage de l'équivalence pour un titrage pH-métrique, conductimétrique et par utilisation d'un indicateur de fin de réaction.

B. SYNTHÉTISER DES MOLÉCULES, FABRIQUER DE NOUVEAUX MATÉRIAUX

Stratégie de la synthèse organique

Protocole de synthèse organique :

- identification des réactifs, du solvant, du catalyseur, des produits ;
- détermination des quantités des espèces mises en jeu, du réactif limitant ;
- choix des paramètres expérimentaux : température, solvant, durée de la réaction, pH ;
- choix du montage, de la technique de purification, de l'analyse du produit ;
- calcul d'un rendement ;
- aspects liés à la sécurité ;
- coûts.

Sélectivité en chimie organique

Composé polyfonctionnel : réactif chimiosélectif, protection de fonctions.

C. TRANSMETTRE ET STOCKER DE L'INFORMATION

Chaîne de transmission d'informations

Images numériques

Caractéristiques d'une image numérique : pixellisation, codage RVB et niveaux de gris.

Signal analogique et signal numérique

Conversion d'un signal analogique en signal numérique.

Échantillonnage ; quantification ; numérisation.

Procédés physiques de transmission

Propagation libre et propagation guidée.

Transmission :

- par câble ;
- par fibre optique : notion de mode ;
- transmission hertziennne.

Débit binaire.

Atténuations.

Stockage optique

Écriture et lecture des données sur un disque optique. Capacités de stockage.

D. CRÉER ET INNOVER

Culture scientifique et technique ; relation science-société.

Métiers de l'activité scientifique (partenariat avec une institution de recherche, une entreprise, etc.).

ENSEIGNEMENT DE SPÉCIALITÉ

Thème 1 : l'eau

Eau et environnement

Eau et ressources

Eau et énergie

Thème 2 : son et musique

Instruments de musique

Émetteurs et récepteurs sonores

Son et architecture

Thème 3 : matériaux

Cycle de vie

Structure et propriétés

Nouveaux matériaux

LES 7 UNITÉS DE BASE DU SYSTÈME INTERNATIONAL D'UNITÉS (SI)

Les sept grandeurs de base correspondant aux sept unités de base sont la longueur, la masse, le temps, le courant électrique, la température thermodynamique, la quantité de matière et l'intensité lumineuse.

Toutes les autres grandeurs sont des grandeurs dérivées et sont exprimées au moyen d'unités dérivées, définies comme étant des produits de puissances des unités de base.

◆ **Longueur** (mètre, m)

Le mètre est la longueur du trajet parcouru dans le vide par la lumière pendant une durée de $1/299\,792\,458$ de seconde. Il en résulte que la vitesse de la lumière dans le vide est égale à $299\,792\,458\text{ m.s}^{-1}$ exactement.

◆ **Masse** (kilogramme, kg)

Le kilogramme est l'unité de masse; il est égal à la masse du prototype international du kilogramme.

◆ **Temps** (seconde, s)

La seconde est la durée de $9\,192\,631\,770$ périodes de la radiation correspondant à la transition entre les deux niveaux hyperfins de l'état fondamental de l'atome de césium 133.

◆ **Courant électrique** (ampère, A)

L'ampère est l'intensité d'un courant constant qui, maintenu dans deux conducteurs parallèles, rectilignes, de longueur infinie, de section circulaire négligeable et placés à une distance de 1 mètre l'un de l'autre dans le vide, produirait entre ces conducteurs une force égale à $2 \cdot 10^{-7}$ newton par mètre de longueur.

◆ **Température thermodynamique** (kelvin, K)

Le kelvin, unité de température thermodynamique, est la fraction $1/273,16$ de la température thermodynamique du point triple de l'eau.

◆ **Quantité de matière** (mole, mol)

1. La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans $0,012$ kilogramme de carbone 12.
2. Lorsqu'on emploie la mole, les entités élémentaires doivent être spécifiées et peuvent être des atomes, des molécules, des ions, des électrons, d'autres particules ou des groupements spécifiés de telles particules.

◆ **Intensité lumineuse** (candela, cd)

La candela est l'intensité lumineuse, dans une direction donnée, d'une source qui émet un rayonnement

IONS, MOLÉCULES ET COMPOSÉS IONIQUES

CATIONS		ANIONS		MOLECULES		COMPOSES IONIQUES	
ion oxonium	H_3O^+	ion hydroxyde	HO^-	dioxygène	$\text{O}_2\text{ (g)}$	hydroxyde de sodium (soude)	NaOH
ion cuivreux ou cuivre I	Cu^+	ion nitrate	NO_3^-	dihydrogène	$\text{H}_2\text{ (g)}$	chlorure de sodium (sel)	NaCl
ion cuivrique ou cuivre II	Cu^{2+}	ion fluorure	F^-	diazote	$\text{N}_2\text{ (g)}$	sulfate de cuivre	CuSO_4
ion sodium	Na^+	ion iodure	I^-	dichlore	$\text{Cl}_2\text{ (g)}$	nitrate d'argent	AgNO_3
ion calcium	Ca^{2+}	ion bromure	Br^-	dibrome	$\text{Br}_2\text{ (l)}$	chlorure d'argent	AgCl
ion ferreux ou fer II	Fe^{2+}	ion chlorure	Cl^-	diiode	$\text{I}_2\text{ (s)}$	hydroxyde de potassium (potasse)	KOH
ion ferrique ou fer III	Fe^{3+}	ion sulfate	SO_4^{2-}	méthane	$\text{CH}_4\text{ (g)}$	permanganate de potassium	KMnO_4
ion lithium	Li^+	ion dichromate	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	dioxyde de carbone (gaz carbonique)	$\text{CO}_2\text{ (g)}$	dichromate de potassium	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
ion argent	Ag^+	ion carbonate	CO_3^{2-}	monoxyde de carbone	$\text{CO}\text{ (g)}$		
ion magnésium	Mg^{2+}	ion phosphate	PO_4^{3-}	dioxyde d'azote	$\text{NO}_2\text{ (g)}$		
ion potassium	K^+	ion permanganate	MnO_4^-	ammoniaque	$\text{NH}_3\text{ (aq)}$		
ion plomb	Pb^{2+}	ion sulfure	S^{2-}	eau	$\text{H}_2\text{O}\text{ (l)}$		
ion ammonium	NH_4^+	ion thiosulfate	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	glucose	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6\text{ (s)}$		
ion zinc	Zn^{2+}	ion bromate	BrO_3^-	saccharose (sucre)	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}\text{ (s)}$		
ion baryum	Ba^{2+}	ion chromate	CrO_4^{2-}	peroxyde d'hydrogène (eau oxygénée)	$\text{H}_2\text{O}_2\text{ (l)}$		

TESTS CHIMIQUES

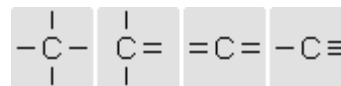
Espèce à identifier (couleur en solution aqueuse)	Formule de l'ion	Réactif utilisé	Ion réagissant dans le réactif	Résultat du test	Nom et formule du produit formé
Ion chlorure (incolore)	Cl ⁻	Solution de nitrate d'argent (Ag ⁺ + NO ₃ ⁻)	Ion argent Ag ⁺	Précipité blanc qui noircit à la lumière	Chlorure d'argent : AgCl _(s) Ag ⁺ + Cl ⁻ = AgCl
Ion magnésium (incolore)	Mg ²⁺	Solution d'hydroxyde de sodium (Na ⁺ + HO ⁻)	Ion hydroxyde HO ⁻	Précipité blanc	Hydroxyde de magnésium : Mg(OH) _{2 (s)} Mg ²⁺ + 2HO ⁻ = Mg(OH) ₂
Ion calcium (incolore)	Ca ²⁺	Solution d'oxalate d'ammonium (2 NH ₄ ⁺ + C ₂ O ₄ ²⁻)	Ion oxalate C ₂ O ₄ ²⁻	Précipité blanc	Oxalate de calcium : CaC ₂ O _{4 (s)} Ca ²⁺ + C ₂ O ₄ ²⁻ = CaC ₂ O ₄
Ion sodium (incolore)	Na ⁺	Test de flamme		Flamme jaune orangé	
Ion potassium (incolore)	K ⁺	Test de flamme		Flamme violette	
Ion phosphate (incolore)	PO ₄ ³⁻	Solution de nitrate d'argent (Ag ⁺ + NO ₃ ⁻)	Ion argent Ag ⁺	Précipité jaunâtre	Phosphate d'argent Ag ₃ PO _{4 (s)} PO ₄ ³⁻ + 3Ag ⁺ = Ag ₃ PO ₄
Ion sulfate (incolore)	SO ₄ ²⁻	Solution chlorure de baryum (Ba ²⁺ + 2Cl ⁻)	Ion baryum Ba ²⁺	Précipité blanc	Sulfate de baryum BaSO _{4 (s)} SO ₄ ²⁻ + Ba ²⁺ = BaSO ₄
Ion nitrate (incolore)	NO ₃ ⁻	Cuivre métallique en solution acide		Dégagement de vapeurs rousses (NO ₂) Bleuissement de la solution (Cu ²⁺)	Cu + 2NO ₃ ⁻ + 4H ⁺ = Cu ²⁺ + 2NO ₂ + 2H ₂ O
Ion cuivre II (bleu)	Cu ²⁺	Solution d'hydroxyde de sodium (Na ⁺ + HO ⁻)	Ion hydroxyde HO ⁻	Précipité bleu	Hydroxyde de cuivre II : Cu(OH) _{2 (s)} Cu ²⁺ + 2HO ⁻ = Cu(OH) ₂
Ion fer II (vert pâle)	Fe ²⁺	Solution d'hydroxyde de sodium (Na ⁺ + HO ⁻)	Ion hydroxyde HO ⁻	Précipité vert	Hydroxyde de fer II : Fe(OH) _{2 (s)} Fe ²⁺ + 2HO ⁻ = Fe(OH) ₂
Ion fer III (rouge pâle)	Fe ³⁺	Solution d'hydroxyde de sodium (Na ⁺ + HO ⁻)	Ion hydroxyde HO ⁻	Précipité rouille	Hydroxyde de fer III : Fe(OH) _{3 (s)} Fe ³⁺ + 3HO ⁻ = Fe(OH) ₃
Ion zinc (incolore)	Zn ²⁺	Solution d'hydroxyde de sodium (Na ⁺ + HO ⁻)	Ion hydroxyde HO ⁻	Précipité blanc (soluble dans un excès de soude)	Hydroxyde de zinc : Zn(OH) _{2 (s)} Zn ²⁺ + 2HO ⁻ = Zn(OH) ₂

Espèce Chimique Présente	Test Chimique	Action
L'eau	Sulfate de cuivre anhydre	Cette poudre blanche devient bleue en présence d'eau
Dioxyde de carbone	L'eau de Chaux	L'eau de Chaux qui est initialement un liquide transparent se trouble en présence de CO ₂
Espèce Chimique acide, neutre ou basique	Le papier pH	Cet indicateur coloré est de couleur jaune en milieu acide, vert en milieu neutre et bleu en milieu basique.
Glucose	Liquueur de Fehling	Ce liquide bleu donne un précipité rouge par chauffage
Amidon	L'eau iodée	Ce liquide brin devient bleu foncé au contact de l'amidon

LES LIAISONS CARBONE

Un atome de carbone possède quatre électrons sur sa couche externe et doit donc former quatre liaisons covalentes pour obéir à la règle de l'octet. Pour cela il y a quatre possibilités:

- ◆ 4 liaisons simples avec 4 autres atomes
- ◆ 2 liaisons simples et une liaison double avec 3 autres atomes
- ◆ 1 liaison simple et 1 liaison triple avec 2 autres atomes
- ◆ 2 liaisons doubles avec deux autres atomes



L'atome de carbone est **digonal** (deux cotés) s'il est lié à deux autres atomes (la structure est alors linéaire), **trigonal** (trois cotés) s'il est lié à trois autres atomes (la structure est alors plane), **tétragonal** (quatre cotés) s'il est lié à quatre autres atomes (la structure est alors tétraédrique).

La répartition de ces liaisons a donc une influence directe sur la géométrie des molécules.

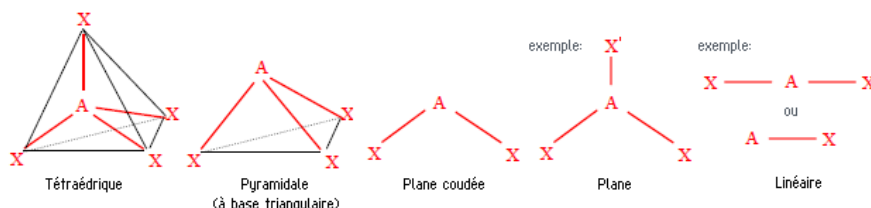
Exemples:

Molécules	CH ₄ Méthane	COCl ₂ Dichlorure de méthanoyle (phosgène)	CO ₂ Dioxyde de carbone	HCN Cyanure d'hydrogène
Caractéristiques	Structure tétraédrique Carbone tétragonal	Structure plane Carbone trigonal	Structure linéaire Carbone digonal	Structure linéaire Carbone digonal
Modèle				
Modèle avec liaisons				
Représentations de Lewis	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{Cl} \quad \text{Cl} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{C}=\text{O} \end{array}$	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$
Structures	Structure tétraédrique Angle H-C-H: 109°	Structure plane Angle Cl-C-Cl: 112°	Structure linéaire	Structure linéaire

GÉOMÉTRIE DES MOLÉCULES

La géométrie des molécules est due à la répulsion entre les doublets liants et non liants.

Les doublets se **repoussent au maximum** dans l'espace afin d'être **les plus éloignés possibles** les uns des autres.



Exemples:

Molécules	NH ₃ Ammoniac	H ₂ O Eau	O ₂ Dioxygène
Modèle			
Représentations de Lewis	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{O} \end{array}$	$\text{O}=\text{O}$
Structures	Structure pyramidale à base triangulaire Angles H-N-H: 108°	Structure plane coudée Angle H-O-H: 105°	Structure linéaire

RÉACTIONS D'OXYDORÉDUCTION

Réaction entre le zinc et une solution de sulfate de cuivre

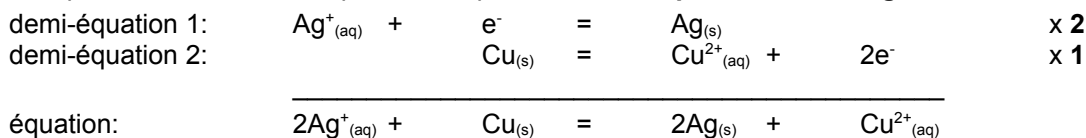
Expérience	Observations	Caractérisation des produits formés	Interprétation
On plonge une lame de zinc dans une solution de sulfate de cuivre II (couleur bleue).	Après 12 heures, la partie immergée de la plaque est recouverte d'un dépôt de couleur rouge brique et la solution devient transparente.	En présence de soude dans la solution à l'état final, il se forme un précipité blanc qui caractérise des ions Zn^{2+} . Les ions Cu^{2+} ont donc disparu, d'où le passage du bleu au transparent. Le dépôt rouge brique sur la lame de zinc rappelle la couleur du cuivre métal.	Réactifs : $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ et $\text{Zn}_{(\text{s})}$ Produits : $\text{Cu}_{(\text{s})}$ et $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$ Pour passer d'ions à des atomes ou inversement il faut qu'il y ait transfert d'électrons. $\text{Zn}_{(\text{s})} = \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^-$ $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- = \text{Cu}_{(\text{s})}$

Les atomes de zinc ont cédé deux électrons et les ions cuivre II en ont accepté deux. On peut donc écrire l'équation de la réaction: $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{Zn}_{(\text{s})} = \text{Cu}_{(\text{s})} + \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$

Réaction entre le cuivre métal et une solution de nitrate d'argent

Expérience	Observations	Caractérisation des produits formés	Interprétation
Dans un erlenmeyer, on verse du nitrate d'argent et on ajoute un fil de cuivre.	La solution est devenue bleue et il se forme un dépôt sur le fil de cuivre en forme d'arborescence.	La couleur bleue caractérise la production d'ions cuivre II et l'arborescence la production d'argent métallique.	Réactifs : $\text{Cu}_{(\text{s})}$ et $\text{Ag}^{+}_{(\text{aq})}$ Produits : $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ et $\text{Ag}_{(\text{s})}$ Pour passer d'ions à des atomes ou inversement il faut qu'il y ait transfert d'électrons. $\text{Ag}^{+}_{(\text{aq})} + \text{e}^- = \text{Ag}_{(\text{s})}$ $\text{Cu}_{(\text{s})} = \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^-$

Les atomes de cuivre ont cédé deux électrons et les ions argent I en ont accepté un. On peut donc écrire l'équation de la réaction à partir des deux demi-équations en prenant soin d'**équilibrer les charges**:



Définitions

Réducteur: un réducteur est une espèce chimique **susceptible de céder un ou plusieurs électrons**.

Exemples de réducteurs: le métal zinc $\text{Zn}_{(\text{s})} = \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^-$, le métal cuivre $\text{Cu}_{(\text{s})} = \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^-$

Oxydant: un oxydant est une espèce chimique **susceptible de capter un ou plusieurs électrons**.

Exemple d'oxydants : les ions cuivre II $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- = \text{Cu}_{(\text{s})}$, les ions argent $\text{Ag}^{+}_{(\text{aq})} + \text{e}^- = \text{Ag}_{(\text{s})}$

Couple oxydant/réducteur: un couple oxydant/réducteur est l'ensemble d'un oxydant et d'un réducteur qui sont liés par une demi-équation électronique : **oxydant + ne⁻ = réducteur**

Exemple: le cuivre est un réducteur et l'ion cuivre II capable de capter deux électrons est un oxydant. On dit que l'ion cuivre II est l'oxydant conjugué du cuivre ou que le cuivre est le réducteur conjugué de l'ion cuivre II.

Réaction d'oxydoréduction: une réaction d'oxydoréduction consiste en un transfert d'électrons entre un oxydant d'un couple et un réducteur d'un autre couple. Elle est le résultat de la combinaison de deux demi-équations.

Remarque : les électrons n'existent pas à l'état libre en solution aqueuse.

Les couples à connaître et leurs demi-équations associées

Couple	Nom de l'oxydant	Nom du réducteur	Demi-équation
$\text{H}^{+}_{(\text{aq})}/\text{H}_{2(\text{g})}$	Ion H^{+} (aqueux)	Dihydrogène	$2\text{H}^{+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- = \text{H}_{2(\text{g})}$
$\text{Mn}^{+}_{(\text{aq})}/\text{M}_{(\text{s})}$	Cation métallique	Métal	$\text{Mn}^{+}_{(\text{aq})} + \text{ne}^- = \text{M}_{(\text{s})}$
$\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}/\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$	Ion fer III	Ion fer II	$\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$
$\text{MnO}_4^{-}_{(\text{aq})}/\text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}$	Ion permanganate (violet)	Ion manganèse II (incolore)	$\text{MnO}_4^{-}_{(\text{aq})} + 8\text{H}^{+} + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})} + 4\text{H}_2\text{O}$
$\text{I}_{2(\text{aq})}/\text{I}^{-}_{(\text{aq})}$	Diiodure	Ion iodure	$\text{I}_{2(\text{aq})} + 2\text{e}^- = 2\text{I}^{-}_{(\text{aq})}$
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(\text{aq})}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$	Ion tétrathionate	Ion thiosulfate	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- = 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$

ALCANES ET GROUPES CARACTÉRISTIQUES

I. Les alcanes

1. Définitions

Les alcanes sont des hydrocarbures **saturés** acycliques, formés de chaînes ouvertes linéaires ou ramifiées, de formule brute C_nH_{2n+2} .

Les alcanes cycliques ou cycloalcanes sont des hydrocarbures **saturés** cycliques de formule brute C_nH_{2n} .

2. Nomenclature

Pour déterminer le nom de l'alcane, on cherche la chaîne carbonée la plus longue: c'est la chaîne principale qui identifie l'alcane.

3. Nom des 6 premiers alcanes:

Nom de l'alcane	Méthane	Éthane	Propane	Butane	Pentane	Hexane
Préfixe	méth	éth	prop	but	pent	hex
Nombre d'atome de carbone	1	2	3	4	5	6

4. Alcanes ramifiés

On identifie ensuite les ramifications: ce sont les groupes alkyles. On écrit leur nom en remplaçant la terminaison -ane de l'alcane par la terminaison -yle.

Si plusieurs groupes sont identiques, on utilise les préfixes di, tri, tétra,...

On numérote ensuite la chaîne carbonée principale afin que le nombre obtenu par l'ensemble des indices soit le plus bas.

Les groupes substituants sont classés par ordre alphabétique sans tenir compte des préfixes multiplicatifs.

L'alcane ramifié se nomme en faisant précéder le nom de l'alcane, correspondant à la chaîne la plus longue, du nom du groupe alkyle (avec élision du e final). On place devant ce nom, en le séparant par un tiret, le nombre indiquant sa position sur la chaîne principale.

S'il y a plusieurs groupes alkyles identiques, on utilise des préfixes multiplicateurs et on sépare les indices par une virgule.

S'il y a plusieurs groupes alkyles différents, on les nomme dans l'ordre alphabétique en mettant un tiret entre le nom du groupe précédent et l'indice du groupe suivant.

II. Les composés dont la chaîne porte un groupe caractéristique

Acides carboxyliques, composés carbonylés et alcools

Famille de composés	Groupe caractéristique	Suffixe
Acide carboxylique	$-COOH$ ou $\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ -C- \\ \backslash \\ OH \end{array}$ carboxyle	Acide ...oïque
Aldéhyde	$-CHO$ ou $\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ -C- \\ \backslash \\ H \end{array}$ carbonyle	al
Cétone	$\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ >C- \\ \backslash \end{array}$ carbonyle	one
Alcool	$-OH$ hydroxyle	ol

On détermine l'alcane correspondant à la chaîne carbonée la plus longue portant le groupe caractéristique.

On numérote la chaîne carbonée de l'alcane de façon à obtenir le plus petit indice pour le groupe caractéristique.

On identifie les groupes alkyles.

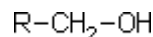
On classe les préfixes par ordre alphabétique.

ALCOOLS ET OXYDATION

A. Les différentes classes d'alcools

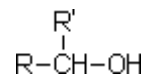
I. Les alcools primaires (alcool I)

Un alcool est primaire si le carbone qui porte le groupe fonctionnel $-OH$ n'est lié qu'à un groupe alkyl. Il est de la forme : **$R-CH_2OH$** (avec R un groupe alkyl ou un H)



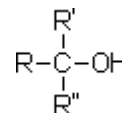
II. Les alcools secondaires (alcool II)

Un alcool est secondaire si le carbone qui porte le groupe fonctionnel $-OH$ est lié à 2 groupes alkyl. Il est de la forme : **$R-CHOH-R'$** (avec R et R' deux groupes alkyl)



III. Les alcools tertiaires (alcool III)

Un alcool est tertiaire si le carbone qui porte le groupe fonctionnel $-OH$ est lié à 3 groupes alkyl. Il est de la forme : **$R-R'R''COH$** (avec R, R' et R'' trois groupes alkyl)



B. Oxydation totale par le dioxygène: combustion

Quelle que soit leur classe, les alcools brûlent dans le dioxygène. Ils subissent alors une oxydation totale (combustion), qui détruit la chaîne carbonée. Cette réaction qui libère de l'énergie thermique, conduit à la formation de dioxyde de carbone et d'eau. Exemple: $C_2H_6O_{(l)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + 3H_2O_{(g)}$

Quand la quantité de dioxygène est insuffisante, la combustion est incomplète. Les produits formés sont l'eau et le monoxyde de carbone (gaz mortel incolore et inodore).

C. Oxydation ménagée

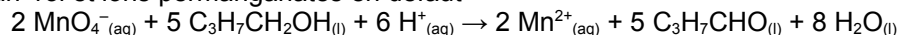
L'oxydation ménagée d'un alcool est une transformation d'oxydoréduction qui ne modifie pas la chaîne carbonée mais uniquement le groupe caractéristique de la molécule.

I. Oxydation ménagée des alcools primaires

1. Oxydant en défaut

Les alcools primaires $R-CH_2OH$ sont transformés (oxydés) en aldéhydes $R-CHO$ par action d'un oxydant introduit en défaut. Le couple oxydant/réducteur mis en jeu est : $R-CHO / R-CH_2OH$.

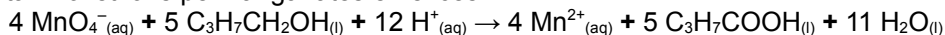
Exemple: butan-1-ol et ions permanganates en défaut



2. Oxydant en excès

Les alcools primaires $R-CH_2OH$ sont transformés (oxydés) en acides carboxyliques $R-COOH$ par action d'un oxydant introduit en excès. L'alcool est d'abord transformé en aldéhyde puis l'aldéhyde est transformé en acide carboxylique. On peut envisager une oxydation directe en acide carboxylique, en faisant intervenir le couple oxydant/réducteur, $R-COOH / R-CH_2OH$

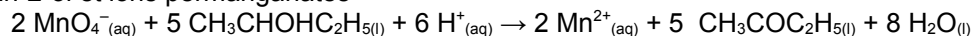
Exemple: butan-1-ol et ions permanganates en excès



II. Oxydation ménagée des alcools secondaires

Les alcools secondaires $R-CHOH-R'$ sont transformés (oxydés) en cétones $R-CO-R'$ par action d'un oxydant. Le couple oxydant/réducteur mis en jeu est : $R-CO-R' / R-CHOH-R'$

Exemple: butan-2-ol et ions permanganates



Remarque: le groupe carbonyle des cétones n'est pas oxydable de façon ménagée.

III. Oxydation ménagée des alcools tertiaires

Les alcools tertiaires ne sont pas oxydables.

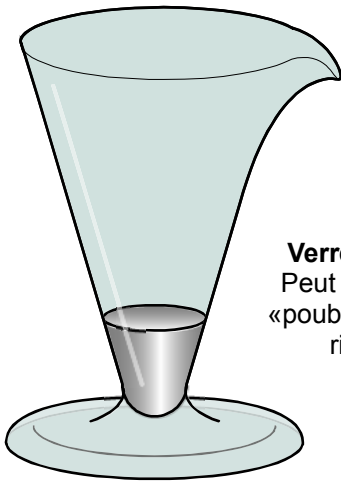
D. Bilan

	Défaut d'oxydant	Excès d'oxydant
Alcool primaire $R-CH_2-OH$ exemple: butan-1-ol	Aldéhyde $R-CH=O$ exemple: butanal	Acide carboxylique $\begin{array}{c} R-C=O \\ \\ OH \end{array}$ exemple: acide butanoïque
Alcool secondaire $\begin{array}{c} R-CH-OH \\ \\ R' \end{array}$ exemple: butan-2-ol	Cétone $\begin{array}{c} R-C=O \\ \\ R' \end{array}$ exemple: butan-2-one	

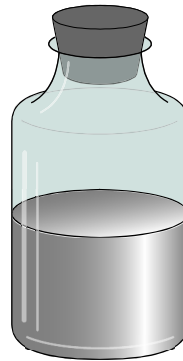
FICHES ECE

VERRERIE DE LABORATOIRE

Au cours d'une manipulation, de nombreux volumes sont mesurés, chacun avec une précision différente. Il convient donc d'utiliser à bon escient la verrerie en fonction de son degré de précision.



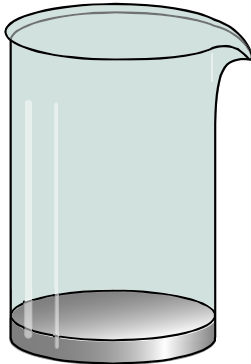
Verre à pied
Peut servir de
«poubelle» pour
rincer



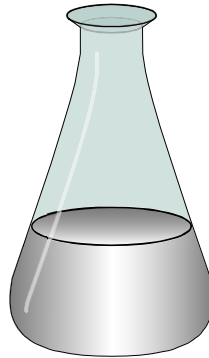
Flacon étiqueté
Contient les réactifs



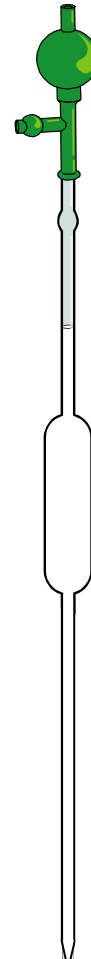
Tube à essai
Pour faire des
petits tests



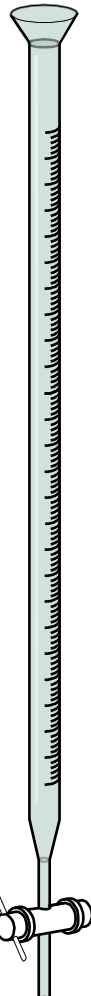
Bécher
Contient une
solution avant
prélèvement, utilisé
pour les dosages



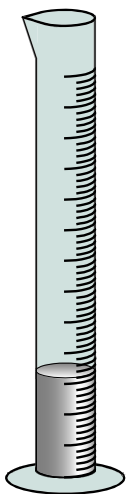
Erlenmeyer
Contient une
solution avant
prélèvement, utilisé
pour les dosages



Pipette jaugée
Pour mesurer des
volumes précis au
10^{ème} de mL



Burette
Pour mesurer des
volumes précis au
1/2 mL lors de
dosage



Éprouvette
Pour mesurer des
volumes précis
au mL

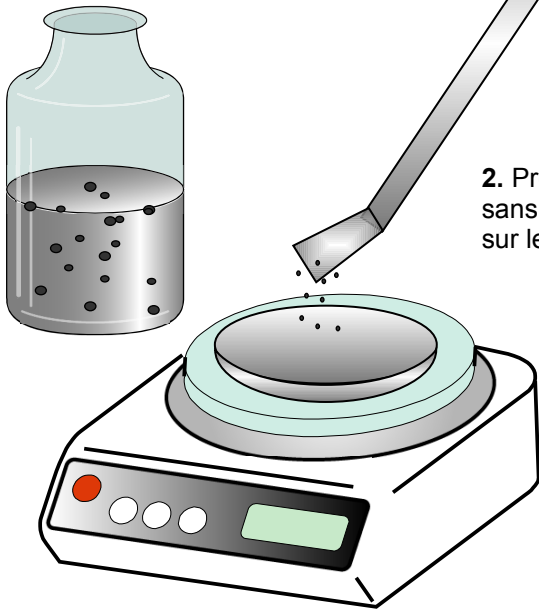


Fiole jaugée
Utilisée pour faire
des solutions
précises au 10^{ème} de
mL

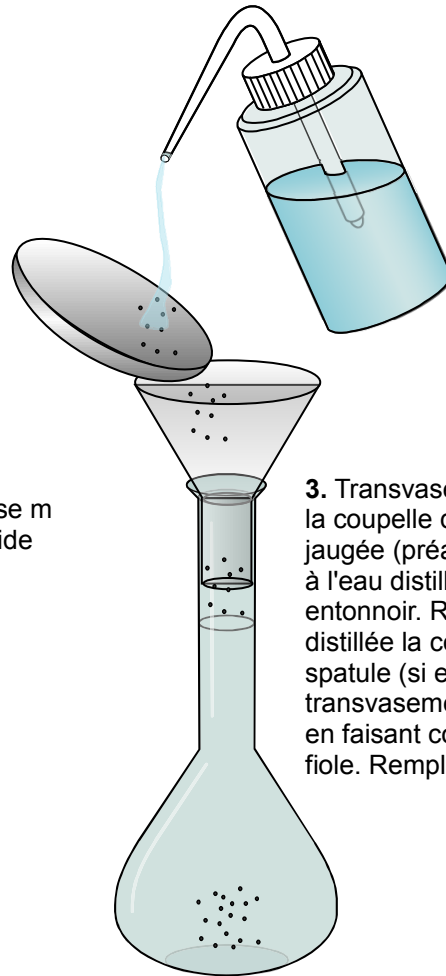
RÉALISER UNE SOLUTION PAR DISSOLUTION

La masse m en g de solide à peser est telle que $m = C.V.M$ avec C est la concentration en mol.L^{-1} , V le volume de solution en L, et M la masse molaire en g.mol^{-1} .

1. La pesée se fait avec une spatule et une coupelle. Placer la coupelle vide sur le plateau et appuyer sur le bouton de tarage de façon que la balance indique 0,00g.

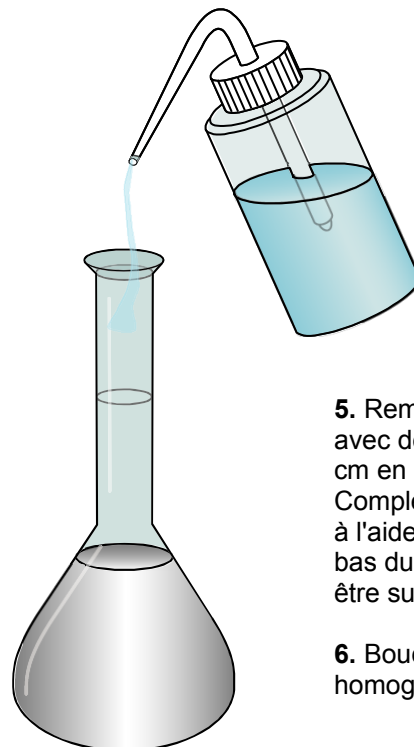
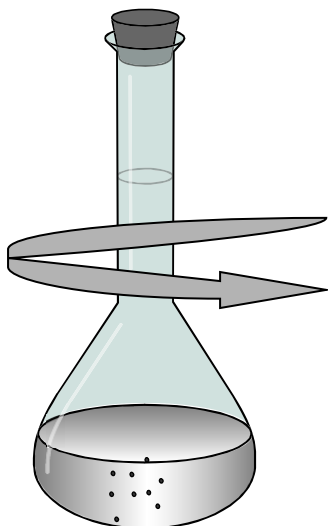


2. Prélever la masse m sans mettre de solide sur le plateau.



3. Transvaser le contenu de la coupelle dans la fiole jaugée (préalablement rincée à l'eau distillée) à l'aide d'un entonnoir. Rincer à l'eau distillée la coupelle, la spatule (si elle a servi au transvasement) et l'entonnoir en faisant couler l'eau dans la fiole. Remplir au $\frac{3}{4}$.

4. Boucher la fiole et agiter jusqu'à dissolution complète du solide.



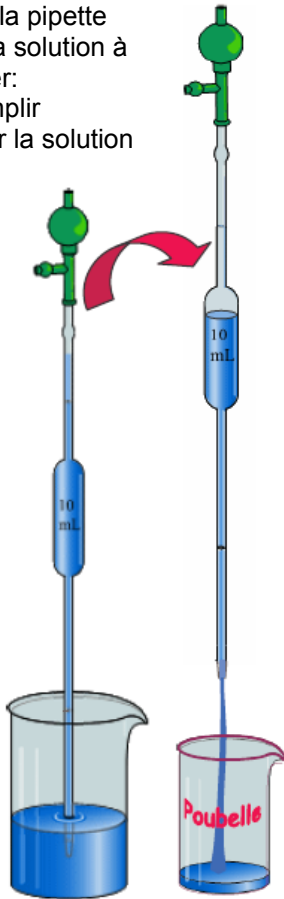
5. Remplir à la pissette la fiole avec de l'eau distillée jusqu'à 1 cm en dessous du trait de jauge. Compléter jusqu'au trait de jauge à l'aide d'une pipette simple. Le bas du ménisque de liquide doit être sur le trait.

6. Boucher et agiter pour bien homogénéiser la solution.

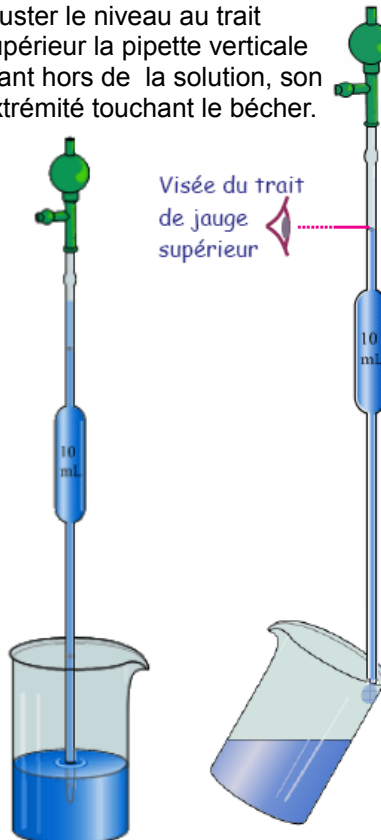
PRÉPARER UNE SOLUTION DE CONCENTRATION DONNÉE PAR DILUTION

Au cours d'une dilution la quantité de matière ne change pas: $C_m.V_m = C_f.V_f$ avec C_m la concentration de la solution mère de volume V_m et C_f la concentration de la solution fille de volume V_f .

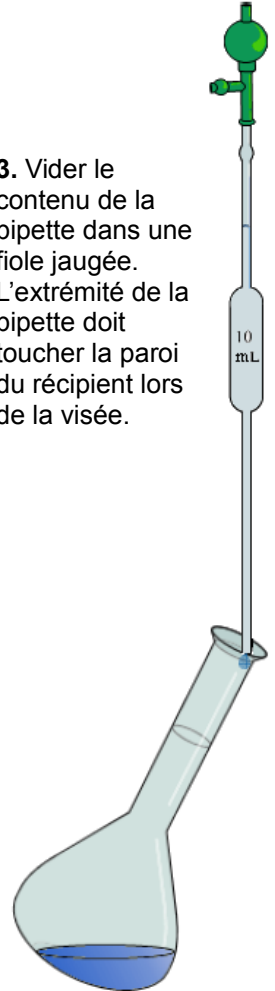
1. Verser un peu de solution dans un bécher.
Rincer la pipette avec la solution à prélever:
- la remplir
- rejeter la solution



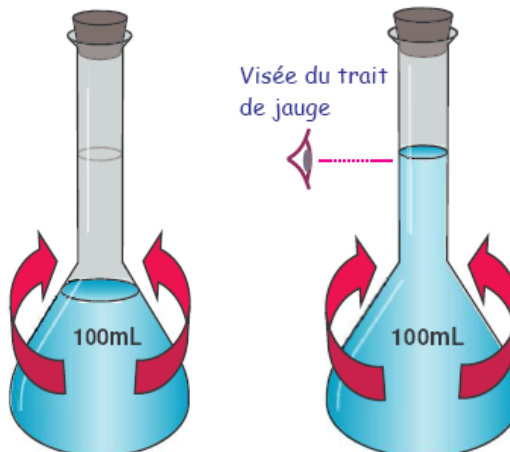
2. Remplir la pipette avec la solution en dépassant légèrement le trait de jauge supérieur.
Ajuster le niveau au trait supérieur la pipette verticale étant hors de la solution, son extrémité touchant le bécher.



3. Vider le contenu de la pipette dans une fiole jaugée.
L'extrémité de la pipette doit toucher la paroi du récipient lors de la visée.



4. Remplir au $\frac{3}{4}$ la fiole jaugée et homogénéiser la solution.

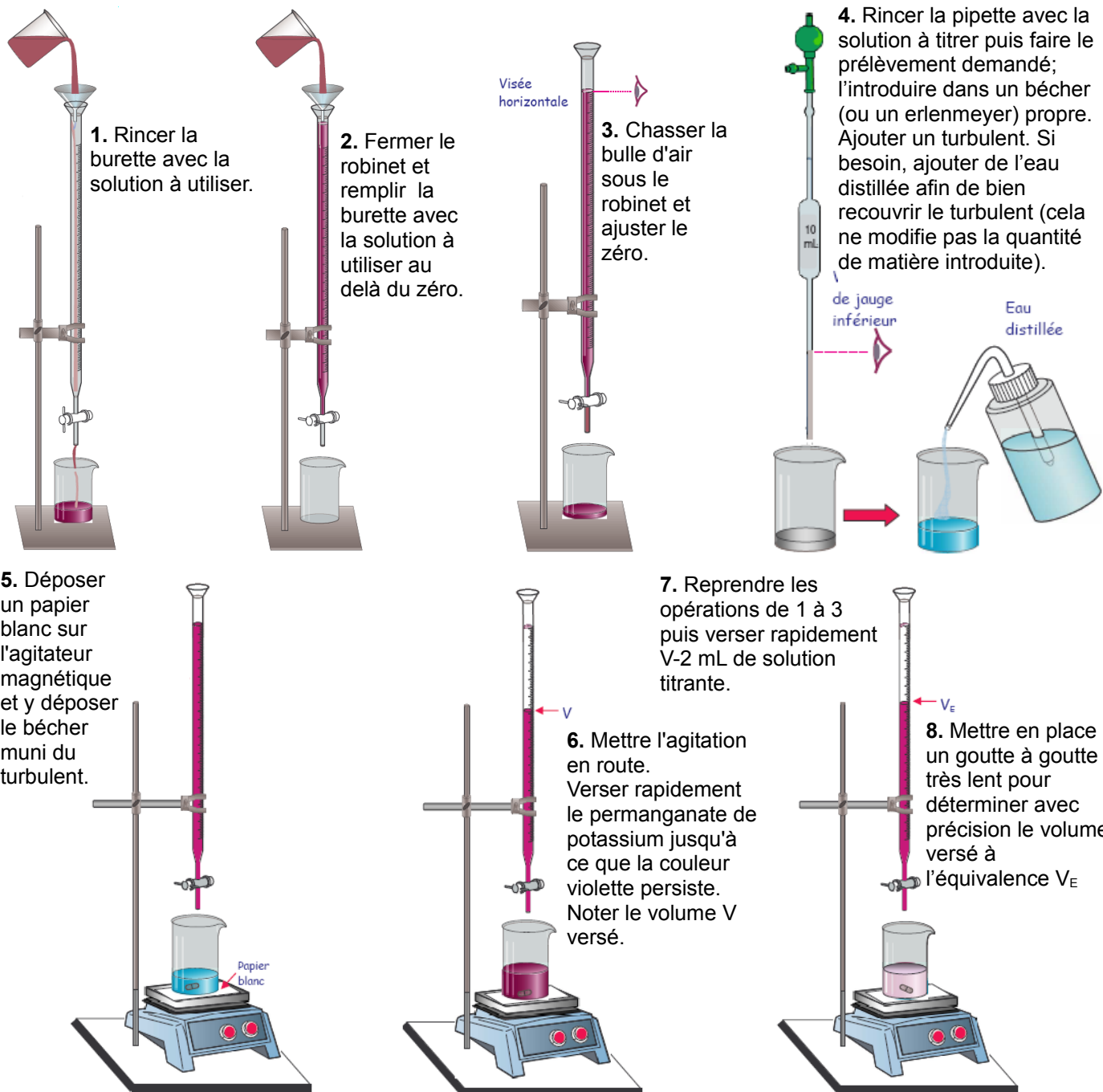


5. Remplir à la pissette la fiole avec de l'eau distillée jusqu'à 1 cm en dessous du trait de jauge.
Compléter jusqu'au trait de jauge à l'aide d'une pipette simple. Le bas du ménisque du liquide doit être sur le trait.

6. Boucher et agiter pour bien homogénéiser la solution.

RÉALISER UN TITRAGE COLORIMÉTRIQUE (TS)

La concentration de la solution inconnue (solution à titrer) est déterminée en repérant l'équivalence par un changement de sa couleur.



Équation de la réaction		aA	+	bB	\rightarrow	cC	+	dD
État initial	0	$n_A = C_A \cdot V_A$		$n_B = C_B \cdot V_B$		0		0
En cours	x	$C_A \cdot V_A - ax$		$C_B \cdot V_B - bx$		cx		dx
A l'équivalence	x_E	0		0		cx_E		dx_E

A l'équivalence, les deux réactifs ont disparu:

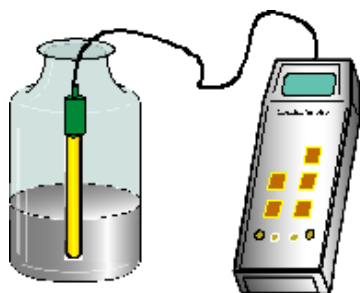
$$\begin{aligned} C_A \cdot V_A - ax_E &= 0 \\ C_B \cdot V_B - bx_E &= 0 \end{aligned}$$

donc

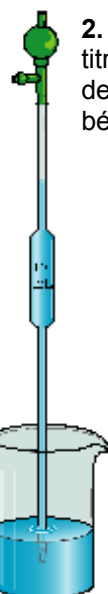
$$\frac{C_a \cdot V_a}{a} = \frac{C_b \cdot V_b}{b} \quad \text{soit} \quad \frac{n_a}{a} = \frac{n_b}{b}$$

RÉALISER UN TITRAGE CONDUCTIMÉTRIQUE (TS)

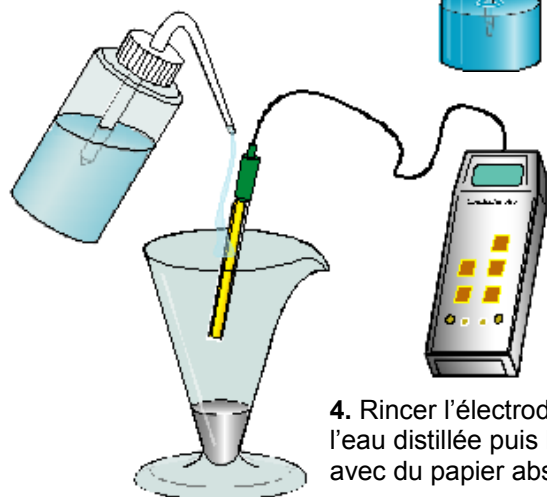
Il s'agit souvent de déterminer la concentration d'une solution à titrer en repérant l'équivalence par une brusque variation de la courbe représentant la grandeur mesurée (conductance ou conductivité) en fonction du volume de titrant versé.



1. Procéder à l'étalonnage de la sonde de mesure en ajustant la valeur donnée avec la valeur de la solution étalon.

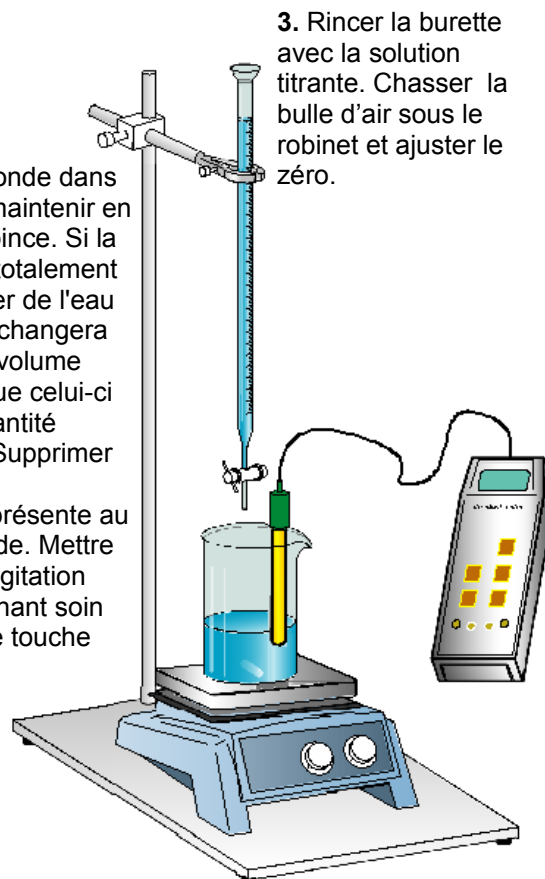


2. Rincer la pipette avec la solution à titrer puis faire le prélèvement demandé. L'introduire dans un bécher propre.



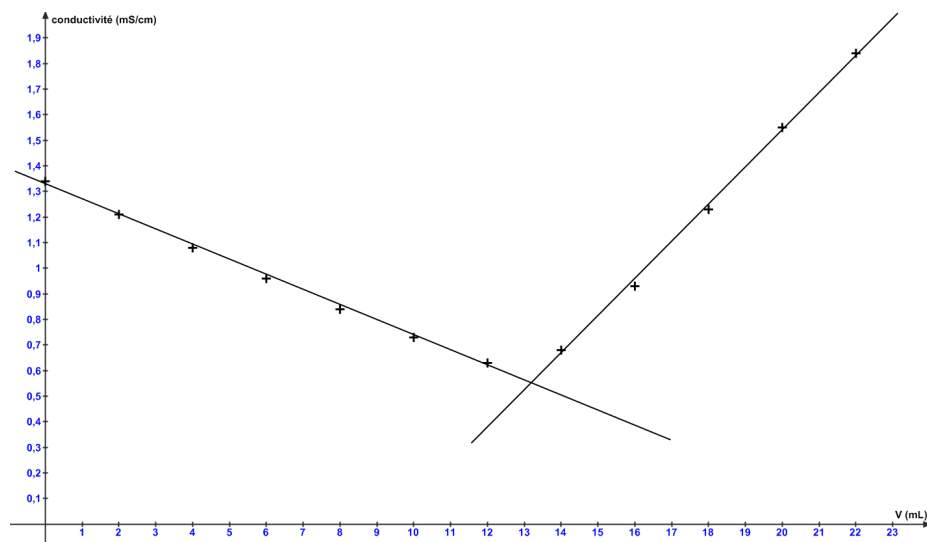
4. Rincer l'électrode avec de l'eau distillée puis la sécher avec du papier absorbant

5. Immerger la sonde dans la solution et la maintenir en place avec une pince. Si la sonde n'est pas totalement immergée, ajouter de l'eau distillée (ceci ne changera pas la valeur du volume équivalent puisque celui-ci dépend de la quantité d'ions à doser). Supprimer toute bulle d'air éventuellement présente au niveau de la sonde. Mettre en marche une agitation modérée, en prenant soin que l'agitateur ne touche pas la sonde.



3. Rincer la burette avec la solution titrante. Chasser la bulle d'air sous le robinet et ajuster le zéro.

7. Représenter graphiquement l'évolution $\sigma = f(V)$ (ou $G = f(V)$). La représentation graphique est constituée de deux segments de droite. Leur intersection permet de déterminer l'équivalence E et de déduire graphiquement le volume équivalent V_E (abscisse du point d'intersection des deux segments).



6. Verser, millilitre par millilitre, le réactif titrant dans le bécher. A chaque ajout et après stabilisation de la mesure, relever dans un tableau le volume V de solution titrante versée et la conductivité σ (ou la conductance G selon le conductimètre utilisé). Verser quelques millilitres supplémentaires après le changement de variation de la conductivité (ou de la conductance).

8. Calcul de la concentration de la solution à titrer.

A l'équivalence, les deux réactifs ont disparu:

donc

$$\begin{aligned} C_A \cdot V_A - a x_E &= 0 \\ C_B \cdot V_B - b x_E &= 0 \end{aligned} \quad \Rightarrow \quad \frac{C_A \cdot V_A}{a} = \frac{C_B \cdot V_B}{b}$$

soit

$$\frac{n_a}{a} = \frac{n_b}{b}$$

NOTES

