

N°1: Analyse volumétrique (Neutralisation acide-base)

I. Objectif: Déterminer la concentration inconnue d'une base forte NaOH (hydroxyde de sodium) par la neutralisation par un acide fort HCl (acide chlorhydrique).

II. Théorie :

Une solution contient une espèce chimique dissoute A. Doser cette espèce chimique, c'est déterminer sa quantité de la matière ou sa concentration C_A dans la solution.

Pour doser A, on fait réagir A sur un corps B contenu dans une solution de concentration connue C_B . La réaction de dosage doit être rapide, totale, facilement observable.

Un acide fort est un acide qui se dissocie complètement en ions positifs et négatifs, comme l'acide chlorhydrique (HCl). Exemples : HBr (acide bromique) HNO_3 , (acide nitrique) et H_2SO_4 (acide sulfurique).



Une base forte se dissocie complètement en ions positifs et négatifs, comme hydroxyde de sodium (NaOH). exemples : KOH (hydroxyde de potassium), $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (hydroxyde de calcium) et $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (hydroxyde de baryum).



Un dosage acido basique peut être suivi par :

pH-métrie : on suit l'évolution du pH au cours de la réaction.

Colorimétrie : on utilise un indicateur coloré.

Un indicateur coloré est un réactif dont la couleur dépend du milieu (ou le pH). Il peut être utilisé pour repérer la fin d'un dosage si l'équivalence est atteinte dans sa zone de virage.

II. Indicateurs colorés les plus utilisés:

Indicateur	Teinte / acide	Zone de virage	Teinte / base
Hélianthine (Méthyle Orange)	Rouge	3,1- 4,4	Jaune
Rouge de méthyle	Rouge	4,08 - 6	Jaune
Bleu de bromothymole	Jaune	6,0 - 7,6	Bleu
Phénolphtaléine	Incolore	8,2 - 10,0	Rose-violet

III. Matériel et produits :

Matériel	Produits
-Un erlenmayer de 100 ml. -Une pipette jaugée de 10 ml. -Une burette graduée de 25 ml. -Un bécher de 50ml. -Un petit entonnoir conique.	-Solution d'HCl (0,1 N). - Indicateur coloré (bleu de bromothymol) dans un flacon compte-gouttes. - Solution de NaOH (N ?). - Eau distillée.

IV. Mode opératoire :

- Prendre 10 ml de NaOH et verser la dans un erlenmeyer bien propre.
- Ajouter 2 à 3 gouttes d'indicateur coloré (bleu de bromothymol) La solution devient rose.
- Remplir la burette avec la solution d'acide chlorhydrique (HCl) préparée 0,1N.
- Poser l'erlenmeyer au-dessous de la burette. Commencer le titrage en ouvrant le robinet de la burette doucement, tout en agitant la solution de NaOH au moyen de mouvements circulaires.
- Titrer le NaOH jusqu'à la solution devient transparente.
- Noter le volume d'HCl versé. Refaire le titrage 2 autres fois.

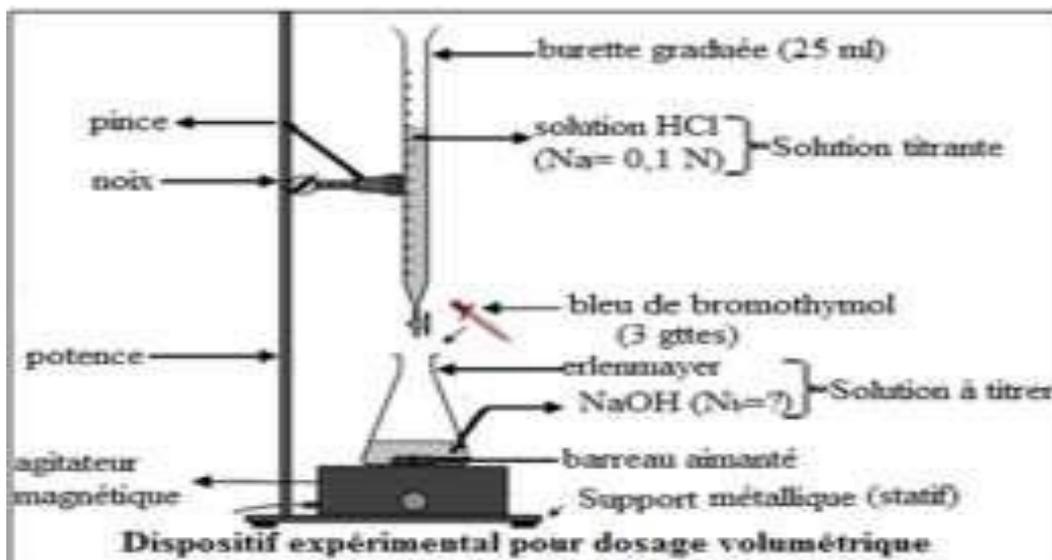


Figure 6 : Montage du dosage volumétrique

V. Questions :

- 1-Ecrire la réaction chimique qui se produit lors de ce titrage.
- 2- Calculer le volume moyen versé (V_{HCl} moyen) ainsi que la normalité, la molarité et la concentration massique de la soude NaOH.
- 3- Définir les indicateurs colorés. Peut-on utiliser un autre indicateur pour cette réaction?
- 4- Pourquoi avoir arrêté le titrage à la disparition de la couleur rose?
- 5-L'acide chlorhydrique est commercialisé en solution à 36%. Sachant que la densité de cette solution est $d= 1,19$ et que la masse molaire de HCl est $36,46 \text{ g.mol}^{-1}$, quel volume de cette solution faut-il prélever pour préparer 0,5 litres de solution d'acide chlorhydrique à $2.10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$.

N°2 : Analyse volumétrique (Titration d'oxydoréduction)

I. Objectif: Déterminer la concentration inconnue des ions Fe^{2+} dans la solution FeSO_4 , à l'aide d'un dosage oxydoréduction par KMnO_4 (manganimétrie).

II. Théorie : L'oxydoréduction est une réaction chimique qui se produit avec un transfert d'un ou plusieurs électrons.

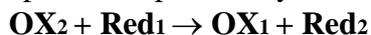
Une réaction d'oxydoréduction est la combinaison de deux demiéquations d'oxydation et de réduction.

Une **oxydation** se définit comme la perte d'un ou plusieurs électrons. La réaction inverse de l'oxydation s'appelle la réduction. $\text{Red}_2 \rightarrow \text{OX}_2 + n\text{e}^-$

On appelle réducteur, l'espèce chimique qui perd un ou plusieurs électrons, par contre un oxydant représente l'espèce chimique qui capte un ou plusieurs électrons. Donc, la **réduction** correspond à la réaction de formation d'un réducteur et l'oxydation à la réaction de formation d'un oxydant. $\text{OX}_1 + n\text{e}^- \rightarrow \text{Red}_1$

Ou bien, lors d'une réaction d'oxydoréduction, le réducteur est oxydé et l'oxydant est réduit.

II.1. Couple d'oxydo-réduction : Couple d'oxydo-réduction ou couple **redox** est un couple formé par un oxydant et son réducteur conjugué.



II.2. La manganimétrie: Les propriétés oxydantes de l'ion permanganate sont à l'origine de la manganimétrie. La forme oxydante MnO_4^- est violette, la forme réductrice Mn^{2+} est incolore, ce qui permet de déterminer le point équivalent sans utiliser d'indicateurs colorés. $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$



Dans cette manipulation on opérera en milieu fortement acide (présence de H_2SO_4 , 2N). En manganimétrie, on n'utilise pas d'indicateur coloré. KMnO_4 est en effet son propre indicateur coloré parce qu'étant fortement coloré (violet intense) alors que ses produits de décomposition en milieu acide sont pratiquement incolores ; une goutte de KMnO_4 en excès colorera donc la solution dans l'erenmeyer en violet, indiquant la fin du dosage.

III. Matériel et produits :

Matériel	Produits
-Burette graduée	- KMnO_4 (0,1 M)
-Entonnoir,	- H_2SO_4 concentré,
-Erlenmeyer,	- FeSO_4 (? M)
-Pipette ou éprouvette.	-Eau distillée.

IV. Mode opératoire :

- Remplir la burette avec la solution de permanganate de potassium KMnO_4 (0,1 M).
- Dans un erlenmeyer, verser 10 mL de FeSO_4 ,y ajouter 20mL de H_2O et 10 mL de H_2SO_4 .

- Laisser couler goutte à goutte la solution oxydante KMO_4 avec agitation. La première goutte de la solution de KMO_4 en excès, c.à.d, qui n'est plus réduite, colore la solution contenue dans l'erenmeyer en rose persistant.
- Noter le volume de KMO_4 versé.
- Refaire le titrage 1 à 2 fois.

V. Questions :

Ecrire les demi-réactions d'oxydo- réduction, préciser les couples redox.

3- Ecrire la réaction globale.

4- Noter le volume (V_B) de (KMnO_4) versé et calculer la Normalité (N_A) de (FeSO_4).

5- Calculer la Concentration (C_A) de la solution (FeSO_4).

6- Déterminez le réactif limitant de cette réaction.

7-Est ce qu'on peut remplacer l'acide sulfurique par HCl ou H_3PO_4 . Expliquer

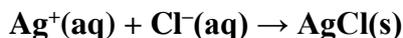
N°3 : Analyse gravimétrique (Réaction de précipitation) Méthode de Mohr

I. Objectif : Déterminer expérimentalement la concentration en ions chlorure d'une eau de boisson

II. Théorie :

II.1. Réaction de précipitation: Réaction au cours de laquelle le mélange de deux solutions aqueuses donnent un composé solide appelé un précipité. Une réaction de précipitation se traduit par une équation de précipitation. La gravimétrie par précipitation est une technique d'analyse qui permet de séparer les ions d'une solution grâce à une réaction de précipitation.

II.2. La méthode de Mohr : est une méthode de titrage des chlorures. Elle consiste en un dosage argentimétrique des ions chlorures par le nitrate d'argent en présence de chromate de sodium. Ce dernier est l'indicateur coloré qui réagit en fin de dosage pour former le chromate d'argent, apparaissant comme un précipité rouge brique. Cette méthode doit son nom au pharmacien allemand Karl Friedrich Mohr. La méthode de Mohr peut être utilisée pour la détermination directe du chlorure dissous dans l'eau.



II.3. Conditions opératoires : La méthode nécessite un pH de la solution à doser typiquement compris entre 4 et 10,5 (9,0 en présence d'ammonium pour éviter la complexation des ions argent), une solution trop acide masquant la fin de la réaction par formation de dichromate à partir du chromate et une solution à l'inverse trop basique favorisant la formation d'hydroxyde d'argent.

III. Matériel et produits :

Matériel	Produits
-03 Pipette graduée de 5mL -03 Pipette jaugée de 20 mL -03 Pipette graduée de 25 mL -Agitateur en verre -Agitateur magnétique -03 Tubes à essais	-Solutions de nitrate d'argent(I) de concentration molaire $5,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et $2,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ -Solutions de chlorure de sodium de concentration molaire $1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ et $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ -Solution de chromate de potassium de concentration molaire 50 g.L^{-1} (0.30 mol/L) -Pissette d'eau distillée - Flacon d'une eau de boisson

IV. Mode opératoire :

IV.1. Méthode de Mohr :

Dans un bécher, versez 20,0 mL de solution de chlorure de sodium (NaCl) de concentration molaire $c_1 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

-Ajoutez environ 1 mL de solution de chromate de potassium ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$).

-Titrez avec la solution de nitrate d'argent(I) (AgNO_3) de concentration molaire connue $c_2 = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

-Notez le volume de solution de nitrate d'argent (AgNO_3) versé à l'équivalence, V_E , (expérimental).

En titrant dans les mêmes conditions que précédemment 20,0 mL d'eau de boisson.

V. Questions :

-Ecrivez l'équation de la réaction de titrage.

-Dressez un tableau d'avancement dont la troisième ligne sera l'état « à l'équivalence ».

-Déduez-en une relation entre les concentrations et volumes des deux solutions mises en jeu dans ce titrage.

-Trouvez la valeur du volume équivalent théorique et comparez-le avec le volume équivalent expérimental trouvé précédemment. Concluez alors quant à la validité de cette méthode de titrage.

-Calculez la concentration molaire C des ions chlorure dans une eau de boisson. La comparer avec celle d'une eau minérale commerciale.

N°4 : Cinétique chimique (Détermination expérimentale de l'ordre de la réaction).

I. Objectifs : Étude cinétique de la réaction de l'éthanoate d'éthyle $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{C}_2\text{H}_5$ avec l'hydroxyde de sodium $\text{Na}^+ \text{OH}^-$.

Vérifier que la réaction est d'ordre 2 et déterminer la constante de vitesse k et le temps de demi-réaction $t_{1/2}$

II. Théorie : D'une manière générale, la cinétique chimique est l'étude de la vitesse des réactions chimiques.

II.1. Loi de vitesse simple et ordre d'une réaction : Pour une réaction deux (2) réactifs, A et B ; tel que : $a\text{A} + b\text{B} \leftrightarrow \text{Produits}$

; les mesures expérimentales ont montré que la vitesse de réaction est proportionnelle au produit des concentrations des réactifs affectée chacune d'un exposant : La constante de proportionnalité k est appelée constante de vitesse qui dépend de la température. Les exposants p et q sont les ordres partiels de réaction. L'ordre est généralement un petit entier positif, mais peut aussi être nul, négatif ou fractionnaire. On dit que la réaction est d'ordre p par rapport à A, et d'ordre q par rapport à B. La somme de p et q est l'ordre global de la réaction. Les ordres de réaction ne sont pas nécessairement les coefficients stœchiométriques de l'équation chimique. Ils ne peuvent être déterminés que de façon expérimentale.

$$V = k[\text{A}]^p[\text{B}]^q$$

II.2. Facteurs influençant la vitesse d'une réaction : On appelle facteurs cinétiques les différents paramètres qui agissent sur la vitesse d'une réaction. Parmi les facteurs cinétiques les plus importants on trouve la nature du solvant, la concentration, la présence de sels ou de catalyseurs dans le milieu, ou l'éclairement et la température. Presque toutes les réactions chimiques se produisent plus rapidement lorsqu'on élève la température. L'équation d'Arrhenius permet de déterminer l'énergie d'activation d'une réaction ou d'un processus. $k = A \exp(-E_a/RT)$

A un facteur pré-exponentiel ; R : constante des gaz parfaits ($8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$) ; T : température absolue (en K) et E_a : énergie d'activation en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. L'énergie d'activation est l'énergie qui doit être apportée au système chimique pour que la réaction ait lieu. Elle est supérieure ou égale à 0 et indépendante de la température.

II.3. Temps de demi-réaction:

Le temps de demi-réaction est le temps au bout duquel la moitié du réactif limitant a été consommé. Autrement dit, lorsque l'avancement de la réaction a atteint la moitié de l'avancement maximal.

II.4. Détermination de l'ordre de réaction et de k :

1 - À partir des vitesses initiales:

La méthode des vitesses relatives permet de déterminer l'ordre de réaction par rapport à chacun des réactifs. Pour ce faire, on compare les vitesses initiales à $T = \text{cte}$ pour une même réaction en faisant varier la concentration initiale d'un seul réactif à la fois. Si on double la concentration d'un réactif, la réaction est :

- d'ordre **0** si on n'observe aucun effet sur la vitesse.
- d'ordre **1** si la vitesse double
- ordre **2** si la vitesse quadruple.

Lorsqu'on connaît l'ordre de réaction de chacun des réactifs, il devient possible de calculer la constante de vitesse **k**.

III. Étude cinétique de la réaction de l'éthanoate d'éthyle avec l'hydroxyde de sodium :



IV. Matériel et produits :

Matériel	Produits
-1 Bécher 400 ou 500 mL -Pipettes graduée de 10 mL -1 Poire à pipeter -1 Burette 25 mL -1 Eprouvette graduée 250 mL -2 Erlenmeyers 150 mL -1 Burettes 25 mL sur support -1 Agitateur magnétique et son barreau aimanté -1 Chronomètre -Un pH-mètre	-Ethanoate d'éthyle $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{C}_2\text{H}_5$ 0,01 mol -Soude NaOH 0,20 M -Eau distillée

V. Mode opératoire :

-Dans un bécher de 500 mL contenant une quantité d'eau distillée, on ajoute un volume $V = 8,0$ mL d'une solution d'hydroxyde de sodium (Na^+ (aq) + HO^- (aq)) de concentration $C = 0,20$ mol.L⁻¹.

-Le volume de la solution ainsi obtenue est de 400 mL.

-On maintient dans ce bécher une agitation modérée et on immerge l'électrode d'un pH-mètre préalablement étalonné.

-À l'instant $t = 0$, on ajoute dans le bécher un volume d'éthanoate d'éthyle $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{C}_2\text{H}_5$ pur équivalent à 0,01 mol. Une réaction lente a lieu suivant l'équation bilan ci-dessus.

Une étude de la variation du pH nous permet d'étudier la cinétique de cette réaction. Les mesures du pH nous permettent de calculer les concentrations des ions HO^- correspondants.

Les résultats sont regroupés dans le tableau suivant:

t(min)	0	1	2	4	6	8	10	12	16	20	24	28	34	40
[HO ⁻] (10 ⁻³ mol. L ⁻¹)														

VI. Questions :

1-Tracer la courbe $[\text{HO}^-] = f(t)$. Prendre les échelles: Abscisses : 1 cm = 2 min ; ordonnées : 1 cm = $0,2 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

2-Etablir la relation entre la vitesse de disparition des ions HO^- et la vitesse de formation de ions CH_3COO^- à un instant t donné.

3-Par une méthode appropriée, on détermine la vitesse de disparition des ions HO^- aux instants $t = 0 \text{ min}$ et $t = 8 \text{ min}$, on obtient les valeurs suivantes : $1,4 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$ et $1 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$.

-Faire correspondre à chaque instant la vitesse convenable.

-Préciser le facteur cinétique responsable de cette variation.

-Déterminer graphiquement le temps de demi-réaction.

-Tracer sur le même graphe l'allure de la courbe $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = g(t)$, dans l'intervalle de temps (0 - 40 min), en précisant les coordonnées de 3 points d'abscisses respectives : $t = 0$, $t = t_{1/2}$ et $t = 40 \text{ min}$.

-Peut-on qualifier cette réaction de rapide ou de lente ? Tenter de justifier.

N°5 : Dosage de la dureté de l'eau

I. Objectif : Déterminer la dureté calcique et totale d'une eau de robinet et la comparer avec celle d'une eau de marque commerciale.

II. Théorie : La dureté totale - ou titre hydrotimétrique - d'une eau est définie par la quantité d'ions calcium Ca^{2+} (dureté calcique) et magnésium Mg^{2+} (dureté magnésienne) présents dans cette eau. Elle s'exprime en °TH (degré hydrotimétrique). Les eaux courantes sont caractérisées par des degrés hydrotimétriques français échelonnés entre 0 et 50.

$$1^\circ\text{TH} = 1 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} ([\text{Ca}^{2+}] + [\text{Mg}^{2+}]).$$

Un degré français (f°) équivaut aussi à 4mg de calcium par litre et à 2,4 mg de magnésium par litre. Une forte dureté de l'eau est responsable de la détérioration de la robinetterie et rend difficile l'utilisation et le rinçage des détergents.

°TH	0 à 5	5 à 15	15 à 25	25 à 35	> 35
Eau	très douce	douce	moyennement dure	dure	très dure

II.1. Inconvénient d'une dureté élevée :

Lorsque l'eau renferme une quantité importante d'ions magnésium et calcium, ceci a pour conséquence lors du chauffage d'entraîner un dépôt de calcaire (carbonate de calcium CaCO_3 et de magnésium MgCO_3).

La solubilité du carbonate de calcium (le plus abondant) diminue de façon très nette lorsque la température augmente.

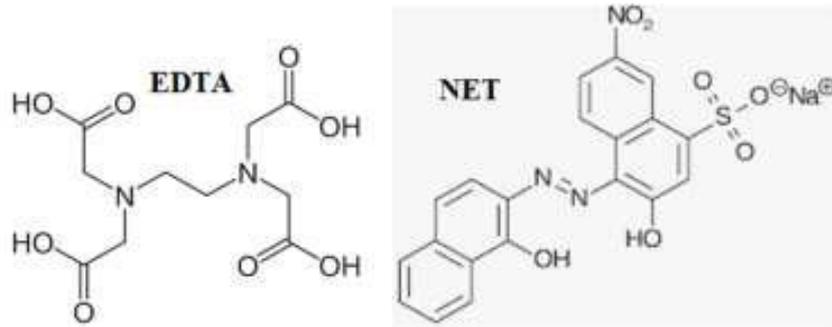
Température T (°C)	0	80
solubilité s (mg/L)	9,76	3,26

II.2. Principe : Pour déterminer la concentration en ions calcium et en ions magnésium dans une eau on utilise une réaction de complexation. Le dosage s'effectue avec une solution du sel di-sodique de l'acide éthylène diamine tétraacétique (**EDTA**) symbolisé par H_2Y^{2-} (en réalité, il s'agit d'un des divers ions issus de l'E.D.T.A), en milieu tamponné à pH 10, pH auquel on observe de bons résultats expérimentaux.



Ces deux réactions sont totales et donc quantitatives et peuvent donc servir de support au dosage, les deux espèces sont donc dosées simultanément.

Les complexes de l'EDTA formés avec les ions Ca^{2+} et Mg^{2+} ne sont pas colorés. La fin du dosage est repérée grâce au noir d'ériochrome T (NET) qui donne une coloration violette en présence des ions Ca^{2+} et Mg^{2+} et reprend sa teinte bleue.



III. Matériel et produits :

Matériel	Produits
<ul style="list-style-type: none"> -Un erlenmayer ou bécher de 250 ml. -Une burette graduée de 25 ml. -Une éprouvette graduée (10 ; 50) ml. -Un petit entonnoir conique. -Un pH-mètre 	<ul style="list-style-type: none"> -Acide éthylène diamine tétracétique (EDTA, $C_{10}H_{16}N_2O_8$) 0,01 M. -Eau du robinet. -Tampon ammoniacal (NH_4OH, NH_4Cl), pH= 10. -Indicateur coloré (Noir d'ériochrome T NET) dans un flacon compte-gouttes.

IV. Mode opératoire :

- Introduire $V_0 = 50$ mL d'eau du robinet dans un bécher ou un erlenmayer de 250ml.
- Ajouter environ 10 mL de tampon ammoniacal pH= 10.
- Ajouter quelques gouttes (10 gouttes) de NET et chauffer le mélange jusqu'à 50-60°C. La solution se colore en rouge foncé ou violet, le pH doit être 10.
- Puis doser cette prise d'essai à l'aide de la solution d'EDTA placée dans la burette jusqu'au virage de la solution du **rouge au bleu**. Faire l'essai 2 fois.
- Réaliser le même dosage avec une eau de marque commerciale.

V. Questions :

- 1-Calculer la quantité de matière totale en Mg^{2+} et Ca^{2+} présente dans 100 mL d'eau analysés.
- 2-En déduire la concentration globale de ces deux espèces en $mol.L^{-1}$.
- 3-Déterminer le °TH de l'eau analysée. Conclure.
- 4-Répondre aux mêmes questions pour l'eau de marque commerciale.

Annexe

Les pictogrammes	Il est essentiel de reconnaître les pictogrammes représentés sur les étiquettes des flacons des produits chimiques !
	E : Explosif Manipuler loin des flammes, des étincelles, des sources de chaleur. Eviter les chocs, le frottement.
	O : Comburant Ces produits doivent être tenus à l'écart des combustibles (F ou F+). Toute manipulation doit se faire loin des flammes, étincelles ou toutes sources de chaleur
	T+ ou T : Très toxique à toxique A éviter obligatoirement <ul style="list-style-type: none"> • l'ingestion • l'inhalation • le contact avec la peau Les risques particuliers encourus sont précisés par le symbole R suivi d'un numéro
	X_n : Toxicité moindre Les mesures sont identiques à celles prises pour les produits toxiques.
	X_i : Irritant Eviter tout contact avec la peau et les yeux. Ne pas inhaler les vapeurs. En cas de projections, laver à grande eau.
	F+ et F : Extrêmement inflammable Tenir à l'écart des comburants. Toute manipulation doit se faire loin des flammes, étincelles ou toutes sources de chaleur.
	C : Corrosif Protéger les yeux, la peau, les vêtements. Le symbole S suivi d'un numéro précise les consignes de sécurité.

The image shows a safety label for Acetone with several callouts in blue ovals pointing to specific parts of the label:

- Identité du fournisseur** (Supplier identity) points to the top left text: BONCOLOR, 1 bis, rue de la source 92390 PORLY - Tél. 01 98 76 54 32.
- Identification du produit** (Product identification) points to the word **ACÉTONE**.
- Pictogrammes de danger** (Danger pictograms) points to the two diamond-shaped symbols: a flame and an exclamation mark.
- Mention d'avertissement** (Warning statement) points to the word **DANGER**.
- Mentions de danger** (Danger statements) points to the hazard statements: "Liquide et vapeurs très inflammables. Provoque une sévère irritation des yeux. Peut provoquer somnolence ou vertiges." and "L'exposition répétée peut provoquer dessèchement ou gerçures de la peau."
- Conseils de prudence** (Precautionary statements) points to the precautionary statements: "Tenir hors de portée des enfants. Tenir à l'écart de la chaleur /des étincelles /des flammes nues /des surfaces chaudes. Ne pas fumer. Éviter de respirer les vapeurs. EN CAS DE CONTACT AVEC LES YEUX : rincer avec précaution à l'eau pendant plusieurs minutes. Enlever les lentilles de contact si la victime en porte et si elles peuvent être facilement enlevées. Continuer à rincer. Stocker dans un endroit bien ventilé. Maintenir le récipient fermé de manière étanche. Tenir au frais."

At the bottom right of the label, the code **N° CE 200-652-2** is visible.



MINISTRE DE L'ENSEIGNEMENT SUPERIEUR ET DE LA
RECHERCHE SCIENTIFIQUE
UNIVERSITE MOHAMED BOUDIAF-M'SILA



FACULTE DES SCIENCES

Socle tronc commun : SCIENCES DE LA NATURE ET DE LA VIE

Titre du TP

Note :...../

Module :

Présenté par :

Nom et Prénom (G).....

Nom et Prénom (G).....

Nom et Prénom (G).....

Nom et Prénom (G).....

Année Universitaire 202.../202...

Références

- M.-H. Aubert, S. Bernier, A. Brendel, B. Diers A.-M. Freyria, M. Karli, S. Munch et E. Vaganay, Sécurité des produits chimiques au laboratoire - 150 fiches pratiques 3^{ème} édition, CNRS-Dunod, Paris, 352 pages, **2011**.
- N. G. Seleznev, I.A. Sychev et D. A. Kharlamova, Travaux pratiques solutions en biologie et en médecine, Riazan, **2017**
- C. Pernot, Contribution des travaux pratiques à la formation en chimie des étudiants de 1^{er} cycle universitaire, Association Tour 123, Paris, **1990**.
- N. Boulekras, Chimie organique expérimentale, OPU, Alger, **2010**.
- S.M. Khopkar, Basic concepts of analytical chemistry, New age international publishers, p. 57-58, **1998**
- <http://claude.jeuch.free.fr>
- A. C. Finlayson, The pH range of the Mohr titration for chloride ion can be usefully extended to 4-10.5, American chemical society (ACS), vol. 69, n^o 7, p. 559, **1992**.
- J. Rodier, B. Legube et N. Merlet, L'analyse de l'eau, Dunod, Paris, p. 138-141, **2016**
- C. Vanhaverbeke, Chapitre 1 : Cinétique chimique Université Joseph Fourier de Grenoble, Année universitaire **2011/2012**.
- <http://Nicole.cortiale.net>