



Université des Sciences et de la Technologie Houari Boumediene

Faculté de Chimie

Travaux Pratiques de Chimie 1

GAT



2021/2022

SÉCURITÉ AU LABORATOIRE

I- Introduction

L'exécution des travaux pratiques de Chimie dans un laboratoire entraîne la manipulation de produits toxiques, inflammables, corrosifs et explosifs. L'accomplissement de ces travaux peut être à l'origine d'accidents ou d'intoxications graves dont les effets sont immédiats ou insidieux. Tout étudiant au laboratoire de Chimie devrait être au courant des implications et des risques associés à la manipulation en cours. Par conséquent, il est impératif de connaître et d'appliquer rigoureusement les règles de sécurité.

II- Règles de sécurité

Le plus grand danger dans un laboratoire c'est **Vous !**





Vous êtes en danger chaque fois que vous êtes ignorant ou négligeant, soit les deux à la fois.




Souvenez-vous de cela car la personne la plus à souffrir c'est **Vous !**

1. Ne jamais entrer dans un laboratoire sans autorisation.
2. Le port de la blouse est obligatoire. Cette dernière doit être en coton assez longue pour protéger les jambes.
3. L'étudiant doit être attentif et éviter tout comportement irréfléchi ou précipité.
4. Il avoir connaissance du travail personnel et du travail réalisé par ses voisins et être conscient des dangers qu'ils peuvent présenter.
5. Ne jamais courir ou se précipiter dans un laboratoire.
6. Ne rien mettre à la bouche dans un laboratoire.
7. Ne pas toucher sans raison au matériel dans un laboratoire.
8. Ne jamais prendre quoi que ce soit dans un laboratoire sans permission.
9. Ne rien lancer dans un laboratoire.
10. Toujours porter des lunettes lorsque votre enseignant vous le demande.
11. Les cheveux longs doivent être noués derrière la tête. Les foulards, cravates, gilets et autres vêtements ne doivent jamais prendre librement.
12. Ne jamais diriger un tube à essai vers vous ou vers quelqu'un d'autre. Ne jamais regarder dans l'axe d'un tube à essai.
13. Tout accident, toute casse ou détérioration, même mineur, doivent être signalés immédiatement à votre enseignant.

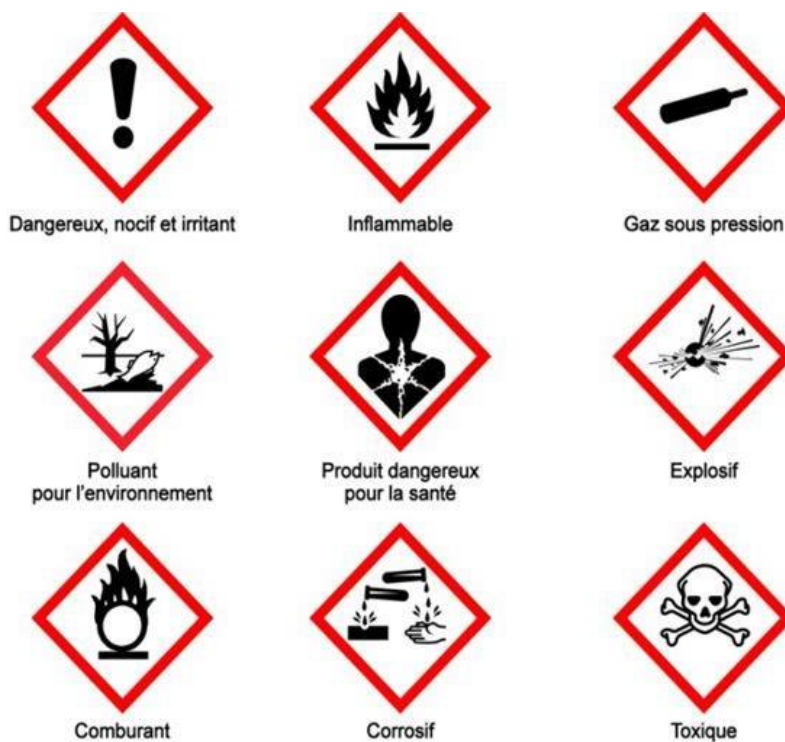
Si vous vous brûlez ou si un produit est projeté sur votre peau, lavez-vous immédiatement la partie atteinte avec beaucoup d'eau.

III- Symboles utilisés sur les étiquettes

Signification	Symbole	Description des risques	Exemples
Toxique T Très Toxique T+		Produits qui, par inhalation, ingestion ou pénétration cutanée en petites quantités, entraînent la mort ou des effets aigus ou chroniques.	Méthanol, benzène, phénol, naphthaline, phosphore blanc, sulfure d'hydrogène, cyanure à plus de 7 %,...
Nocif Xn Irritant Xi		- Produits qui, par inhalation, ingestion ou pénétration cutanée en petites quantités, entraînent la mort ou des effets aigus ou chroniques. - Produits non corrosifs qui en cas de contact ou d'inhalation peuvent provoquer une irritation de la peau et des voies respiratoires ou une inflammation des yeux.	Dichlorométhane, trichloréthylène, térébenthine, Bichromate de potassium, eau de Javel diluée, ammoniacale entre 5 et 10 %,...
Facilement inflammable F Extrêmement inflammable F+		- Produits pouvant s'enflammer facilement en présence d'une source d'inflammation à température ambiante (< 21°C) - Produits pouvant s'enflammer très facilement en présence d'une source d'inflammation même en dessous de 0 °C.	Acétone, éthanol, eau écarlate Acétylène, éther diéthylique, insecticides en bombe,...
Comburant O		Produits pouvant favoriser ou activer la combustion d'une substance combustible. Au contact de matériaux d'emballage (papier, carton, bois) ou d'autres substances combustibles, ils peuvent provoquer un incendie.	Acide nitrique à 70 % et plus, peroxydes de chrome VI, dés herbants (chlorate de soude),...

Corrosif C		Produits pouvant exercer une action destructive sur les tissus vivants.	Acide chlorhydrique à 25 % et plus, acide phosphorique à plus de 25 %, eau de javel concentrée, ammoniacale à plus de 10 %,...
Explosif E		Ce sont des liquides ou des solides capables d'exploser sous l'action d'un choc, d'un frottement, d'une flamme ou de chaleur.	Nitroglycérine, butane, propane dans un certain pourcentage de mélange avec l'air, TNT (trinitrotoluène) ;...
Dangereux pour l'environnement N		Produits qui peuvent présenter un risque immédiat ou différé pour une ou plusieurs composantes de l'environnement (capables de causer, par exemple, des dommages à la faune, à la flore ou de provoquer une pollution des eaux naturelles et de l'air).	Lindane (pesticide), tétrachlorure de carbone,...

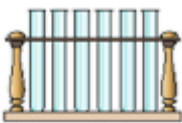
Les **nouveaux pictogrammes de danger**, conformes au règlement européen CLP (en anglais : Classification, Labelling, Packaging), sont représentés ci-contre :




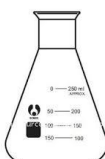
VERRERIE USUELLE UTILISÉE EN TRAVAUX PRATIQUES DE CHIMIE

Sur la verrerie utilisée pour prélever un volume avec une bonne précision, on trouve un certain nombre d'indications importantes : la **contenance** de la verrerie, la **classe** (A, B, AS : indique le degré de précision de la verrerie), la **tolérance** (indique l'écart sur le volume prélevé compte tenu des imperfections inévitables du matériel), **L'indication Ex ou In** (une verrerie In contient exactement le volume indiqué, elle est donc juste au remplissage (ex : fiole jaugée). Une verrerie Ex en contient un tout petit peu plus car elle est utilisée pour laisser s'écouler le volume souhaité et le fabricant a donc dû tenir compte de la petite quantité de liquide qui reste inévitablement sur les parois à la fin de la vidange (ex : pipette)) et la **température d'étalonnage**.


1- Verrerie sans précision

	<p>Tubes à essai + support</p> <p>Le tube à essai est utilisé pour les réactions faisant intervenir de petites quantités de réactifs. Un tube à essai peut recevoir un bouchon. De plus, il peut être chauffé.</p>
---	---

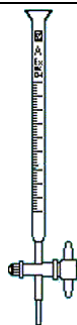
2- Verrerie de mauvaise précision

	<p>Bécher</p> <p>C'est un récipient classique en chimie, utilisé pour transvaser des solutions ou prélever une solution avec une pipette par exemple. Les graduations sur un bécher donnent uniquement un ordre de grandeur du volume contenu, elles sont très peu précises.</p>
	<p>Erlenmeyer</p> <p>L'erenmeyer est un récipient idéal si on veut éviter les projections de la solution contenue. Ainsi, si on mélange deux liquides très réactifs, son utilisation est préférable pour des raisons de sécurité. On l'utilise le plus souvent dans les dosages et les titrages. Les graduations ne sont pas précises.</p>

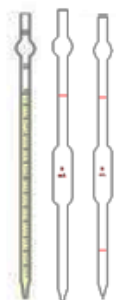
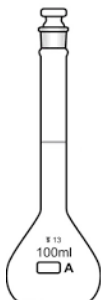
3- Verrerie de moyenne précision

	<p>L'éprouvette graduée permet de mesurer le volume d'un liquide avec une précision moyenne. Il faut choisir une éprouvette dont le volume est le plus proche du volume à mesurer. La lecture d'un volume nécessite des précautions particulières.</p>
---	---

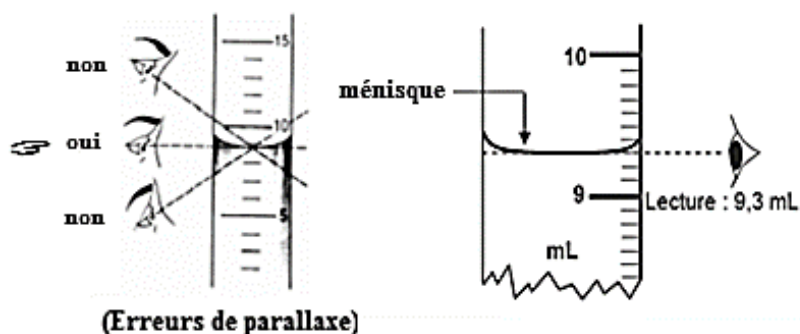
4- Verrerie de bonne précision

	<p>La burette graduée sert à verser et à mesurer un volume précis de solution. Elle est principalement utilisée lors des dosages.</p>
---	--

5- Verrerie de très bonne précision

	<p>Les pipettes graduées et jaugées sont utilisées pour prélever un volume précis, généralement petit, d'un liquide. Elles doivent toujours être équipées d'une propipette.</p> <p>Attention !!! ne jamais pipeter dans le flacon contenant la solution mère sous peine de la polluer ; utiliser systématiquement un bécher de prélèvement.</p>
	<p>La fiolle jaugée permet de mesurer un volume avec une très bonne précision. Elle est utilisée pour la préparation de solutions de concentrations données par dissolution ou par dilution.</p>

6- Lecture d'un volume




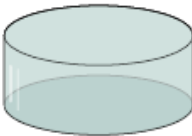





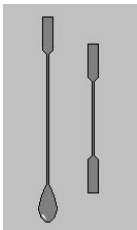

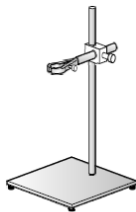


Le niveau d'un liquide remonte légèrement sur les bords de la verrerie utilisée en prenant la forme d'un ménisque.

1- Aligner l'oeil à la hauteur de la surface de séparation liquide-air afin d'éviter les erreurs de parallaxe.

2- Viser la base du ménisque (zone plane médiane inférieure).

3- Lire la graduation correspondante.

7- Autres matériels et verreries

					
Ampoule à décanter	Cristalliseur	Entonnoir	Pissette	Flacon	Flacon compte-gouttes
					
Propipette ou poire aspirante	Spatules	Pince en bois	Potence + noix + pince	Balance électronique	Verre de montre ou coupelle

TP N° 1 : Initiation aux mesures volumétriques

I- Objectifs

- Savoir utiliser la verrerie adéquate et le matériel approprié pour préparer des solutions de concentrations données par dissolution d'un composé solide et par dilution d'une solution mère.
- Estimer l'incertitude sur une mesure.

II- Rappels théoriques

II-1 Solution

Une **solution** est un **mélange** de deux ou plusieurs constituants.

Le constituant majoritaire est appelé **solvant**.

Le ou les composé(s) minoritaire(s) sont appelés **soluté(s)**.

On distingue les **solutions liquides** et les **solutions solides**.

Une solution **aqueuse** est une solution liquide dont le **solvant est l'eau**.

Une solution est dite **saturée** en un constituant donné lorsqu'elle contient la quantité maximale de ce constituant que le solvant peut dissoudre.

II-2 Quelques grandeurs caractéristiques d'une solution

II-2a Concentration molaire (C_M) ou molarité (M)

C'est le nombre de moles de soluté dans un litre de solution (mol.L^{-1} ou M). La relation entre la concentration massique et la molarité s'exprime par :

$$C_M (\text{g.L}^{-1}) = \text{masse molaire (g.mol}^{-1}) * \text{Molarité (mol.L}^{-1})$$

II-2b Concentration massique (C_m) ou titre massique

Il indique la masse de soluté, en grammes, dans un litre de solution (g.L^{-1}).

II-2c Pourcentage massique

Il est exprimé par le rapport de la masse du soluté (m_i) à la masse de la solution, multiplié par cent : $x_i = \frac{m_i}{m_{\text{solution}}} \times 100$.

II-2d Masse volumique et densité

* **La masse volumique**, notée ρ , est le rapport d'une masse de matière, m , par le volume, V , occupé par cette masse : $\rho = \frac{m}{V}$. L'unité de ρ dépend des unités choisies pour la masse et le volume (généralement g.cm^{-3}).

* **La densité** d'une substance liquide ou solide est le rapport de la masse volumique de cette dernière sur celle l'eau : $d_x = \frac{\rho_x}{\rho_{\text{eau}}}$. La densité est une grandeur sans dimensions.

II-3 Dilution d'une solution

La dilution consiste à préparer, à partir d'une **solution mère**, une **solution fille** moins concentrée. L'addition du solvant (par exemple l'eau) à une solution ne modifie pas la quantité de soluté, mais elle change la concentration de la solution.

Facteur de dilution

Lors d'une dilution, le volume augmente, mais la quantité de matière de soluté n est toujours la même (on n'a pas ajouté de soluté, juste du solvant). Si on note, respectivement, C_M et V_M , la molarité et le volume de la solution mère et C_F et V_F , la molarité et le volume de la solution fille, on peut alors écrire la relation de dilution : $C_M \cdot V_M = C_F \cdot V_F$. Le facteur de dilution, noté F , est un nombre sans dimension qui caractérise la dilution réalisée. Il est défini par la relation : $F = \frac{C_M}{C_F} = \frac{V_F}{V_M}$.

III- Manipulations

1- Dans une fiole de 100 mL, préparer une solution aqueuse de chlorure de sodium (NaCl) de concentration **0,5 mol.L⁻¹** à partir d'un sel de table (pureté en NaCl 98 %).

2- À partir de la solution aqueuse préparée précédemment, préparer des solutions aqueuses de concentrations plus faibles, dans des fioles de 100 mL : **0,1 mol.L⁻¹** et **0,05 mol.L⁻¹**.

III-1 Matériel et produits

Matériel		Produits
- Bêchers	- Balance électronique	- Sel de table (98 %) - Pissette d'eau distillée
- Pipettes graduées	- Coupelle ou verre de montre	
- Poire d'aspiration	- Entonnoir	
- Fioles jaugées		

III-2 Mode opératoire

III-2-1 Préparation d'une solution par dissolution

- Calculer la masse de chlorure de sodium (NaCl) pur nécessaire à la préparation de la solution demandée.
- Suivre le protocole expérimental suivant :
 1. Peser la masse de sel de table calculée.
 2. Laver la verrerie à utiliser avec de l'eau de robinet puis la rincer avec de l'eau distillée.
 3. Verser un peu d'eau distillée dans la fiole jaugée de 100 mL.
 4. Placer la masse de sel de table calculée dans cette fiole jaugée puis l'agiter.
 5. Compléter la fiole jaugée jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée.
 6. Agiter pour homogénéiser la solution.

III-2-2 Préparation d'une solution par dilution

- Calculer le volume de la solution mère (V_M) à prélever.
- Suivre le mode opératoire suivant :
 1. Laver la verrerie à utiliser avec de l'eau de robinet puis la rincer avec de l'eau distillée.
 2. Verser une certaine quantité de la solution mère dans un bécher.
 3. À l'aide d'une pipette, prélever V_M à partir du bécher.
 4. Verser le volume prélevé dans une nouvelle fiole jaugée de 100 mL.
 5. Compléter cette fiole jaugée jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée tout en agitant de temps à autre pour homogénéiser le contenu.

On donne : $M_{\text{NaCl}} = 58,5 \text{ g.mol}^{-1}$.

TP N° 2 : Dosages acido-basiques

I- But du TP

Le but de ce TP est de déterminer, à partir d'un dosage volumétrique et colorimétrique acido-basique, la concentration des solutions d'acide acétique CH_3COOH , d'acide chlorhydrique HCl et de soude NaOH .

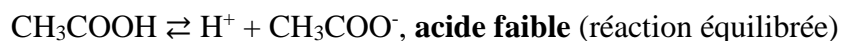
II- Rappels théoriques

II-1 définitions

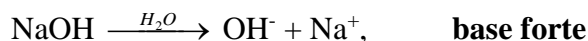
Il existe plusieurs définitions pour les acides et les bases :

* Selon Arrhénius

- Un **acide** est une substance qui donne des ions H^+ dans l'eau :



- Une **base** est une substance qui donne des ions OH^- dans l'eau :



* Selon Brönsted

- Un acide est une substance susceptible de **donner** des protons H^+ .

- Une base est une substance susceptible d'**accepter** ou de **fixer** des protons H^+ .

On constate qu'à un acide correspond toujours une base **conjuguée** et réciproquement ; on parle de **couple acide/ base**. Par ailleurs, un proton n'existe jamais à l'état libre. Pour qu'un acide libère un proton, il faut la présence d'une base susceptible de capter le proton libéré. Cette base sera souvent (mais pas toujours) le solvant **eau**, ce qui donnera l'ion **hydronium** H_3O^+ .

* Selon Lewis

Un acide est un accepteur de doublets d'électrons et une base est un donneur de doublets d'électrons.

II-2 Notion de pH

Le pH mesure l'acidité d'une solution. $\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}_3\text{O}^+]$.

Pour une solution acide, $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ donc $\text{pH} < 7$.

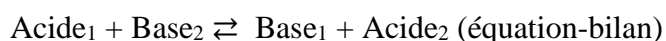
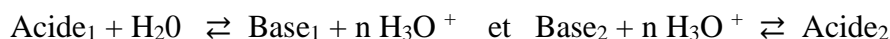
Pour une solution basique, $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$ donc $\text{pH} > 7$.

Une solution neutre est telle que $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ donc son $\text{pH} = 7$.

II-3 Réactions acido-basiques

La réaction acido-basique résulte du transfert de protons H^+ entre l'acide d'un couple acide₁/ base₁ et la base d'un autre couple acide₂/ base₂.

Pour écrire l'équation de la réaction qui a lieu entre les deux couples, on écrit d'abord les demi-équations associées, puis on les additionne de façon à ne plus avoir les ions hydronium H_3O^+ :



II-4 Dosage (ou titrage) acido-basique

Doser une espèce chimique en solution consiste à déterminer **la concentration molaire** de cette espèce. Cela revient aussi à déterminer **la quantité de matière** de cette espèce présente dans un volume donné de cette solution.

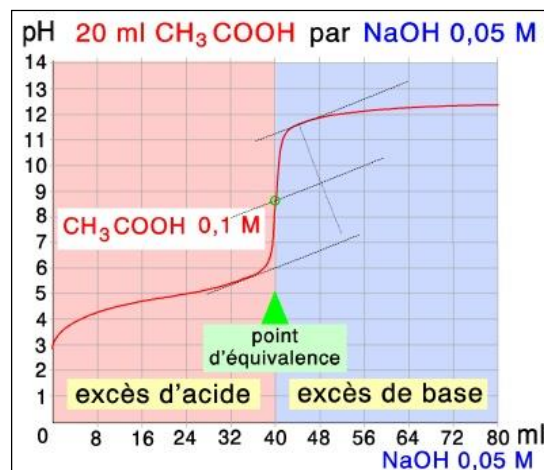
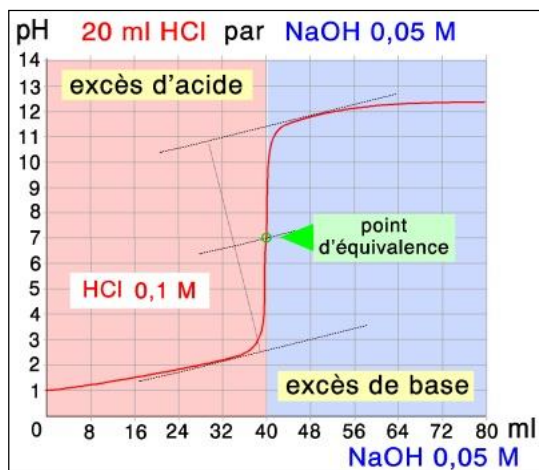
Le choix d'une réaction de dosage doit satisfaire à trois exigences. Elle doit être :

- * **unique** (non parasitée par une autre réaction ayant les mêmes réactifs mais des produits différents),
- * **totale** (disparition d'au moins l'un des réactifs mis en présence),
- * **rapide** (parvenir à son terme instantanément ou dans un délai très bref).

Un **titrage acido-basique** est un dosage au cours duquel la réaction est une réaction acido-basique. Il peut être suivi, entre autres, par :

- * **colorimétrie** en utilisant un indicateur coloré.
- * **pH-métrie** en suivant l'évolution du pH au cours de la réaction.

Un **titrage acido-basique colorimétrique** consiste à repérer **l'équivalence** à l'aide du virage d'un indicateur coloré acido-basique approprié, placé en petite quantité dans la prise d'essai d'un des réactifs.



Rappelons qu'à l'équivalence, les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques de la réaction de dosage et on aura, dans le cas d'un monoacide et d'une monobase: $C_{\text{Acide}} \cdot V_{\text{Acide}} = C_{\text{Base}} \cdot V_{\text{Base}}$.

Remarques

* Lorsque l'on titre un acide fort par une base forte (ou inversement), l'équation du dosage sera : $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$.

* Dans le cas du titrage d'un acide faible (HA) par une base forte (BOH), l'équation bilan de la réaction de dosage s'écrit : $\text{HA}_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{A}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$.

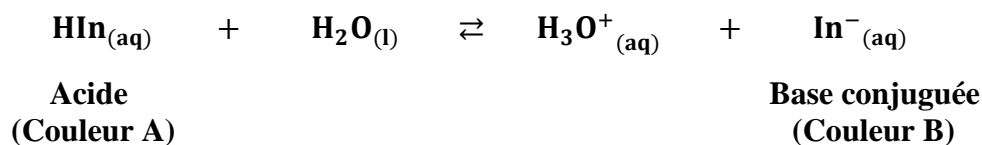
Choix d'un indicateur coloré

Un indicateur coloré convient pour le titrage si sa **zone de virage (ou zone de teinte sensible)** contient le **pH à l'équivalence**. Le saut de pH étant en général très brutal à l'équivalence, l'ajout d'une seule goutte de réactif provenant de la burette suffit à provoquer le virage de l'indicateur.

Définition et propriétés des indicateurs colorés

Un indicateur coloré acido-basique (ou indicateur de pH) est un couple acide/ base, noté HIn/In^- , dont les espèces conjuguées ont des teintes (ou couleurs) différentes.

En solution aqueuse, la forme acide (HIn) et la forme basique (In⁻) participent à l'équilibre chimique suivant :



La constante de cet équilibre est la constante d'acidité K_a du couple HIn/In⁻ :

$$K_a = \left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} \right)_{\text{éq.}}$$

La forme acide et sa base conjuguée ont des couleurs différentes. La couleur de la solution que l'on observe dépend de la forme prédominante et donc du pH de la solution.

- * Si $[\text{HIn}] > 10[\text{In}^-] \Rightarrow \text{pH} < \text{p}K_a - 1$, la solution prend alors la couleur A de la forme acide ;
- * Si $[\text{In}^-] > 10[\text{HIn}] \Rightarrow \text{pH} > \text{p}K_a + 1$, la solution prend alors la couleur B de la forme basique ;
- * Si $[\text{HIn}] = [\text{In}^-] \Rightarrow \text{pH} = \text{p}K_a$ et on a un mélange des 2 couleurs A et B ou teinte sensible.

On considère donc que la zone de virage (non distinction des 2 couleurs) est située dans le domaine $\text{p}K_a - 1 < \text{pH} < \text{p}K_a + 1$.

Le tableau ci-dessous donne quelques exemples d'indicateurs acido-basiques usuels :

Nom de l'indicateur	Intervalle du pH	Couleur dans la zone acide	Couleur dans la zone basique
Bleu de bromothymol	6,0 – 7,6	Jaune	Bleu
Rouge de phénol	6,4 – 8,0	Jaune	Rouge
Phénolphtaléine	8,0 – 10,0	Incolore	Rose foncé
Bleu de bromophénol	3,0 – 4,7	Orange-jaune	Violet

Exemples

* A l'équivalence du dosage d'un acide fort par une base forte, le pH est égal à 7, à 25°C. On peut alors utiliser le bleu de bromothymol comme indicateur coloré acido-basique, car sa zone de virage (6 - 7,6) contient le pH à l'équivalence.

* Lors du dosage d'un acide faible par une base forte, la solution à l'équivalence est basique, le pH_{éq} est aux alentours de 8 (un peu plus). D'après les indicateurs donnés, la phénolphthaléine semble le mieux convenir car le pH à l'équivalence appartient à la zone de virage de cet indicateur coloré.

III- Manipulations

III-1 Principe

Doser une espèce dans une solution signifie déterminer la concentration de cette espèce dans la solution. Un titrage est une méthode de dosage mettant en œuvre une réaction chimique entre l'espèce à doser (**espèce titrée**) et un réactif convenablement choisi, appelé **réactif titrant**. Il s'agit, dans ce TP, de réaliser un dosage volumétrique et colorimétrique acido-basique pour déterminer la concentration des solutions d'acide acétique CH_3COOH , d'acide chlorhydrique HCl et de soude NaOH .

III-2 Dosage d'un acide faible (CH_3COOH) par une base forte (NaOH)

III-2a Matériel et produits

Matériel	Produits
<ul style="list-style-type: none"> - Bêchers - Erlenmeyers - Pipette graduée de 10 mL - Fiole jaugée de 100 mL - Burette graduée 	<ul style="list-style-type: none"> - Solution d'acide acétique CH_3COOH de concentration inconnue - Solution de soude (NaOH) 0,1 M - Phénolphtaléine - Eau distillée

III-2b Mode opératoire

1) Dilution de la solution titrée (S_0)

On veut effectuer une dilution de 10 de la solution titrée (S_0).

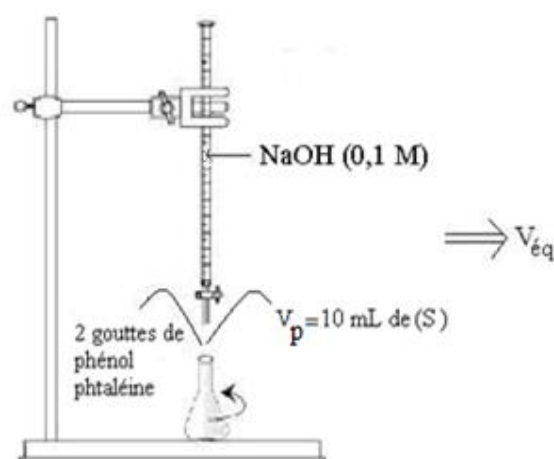
Solution mère (S_0) : $C_M, V_M \rightarrow$ Solution fille (S) : $V_F = 100 \text{ mL}$ tel que $\frac{C_M}{C_F} = 10$.

Le facteur de dilution $F = \frac{C_M}{C_F}$, étant égal à 10 $\Rightarrow V_M = \frac{V_F}{10} = 10 \text{ mL}$.

Pour la préparation de la solution diluée se référer au TP1.

2) Dosage de la solution diluée (S) par NaOH

- Remplir la burette avec la solution de soude (NaOH) de concentration molaire $C_B = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.
- À l'aide d'une pipette graduée, prélever puis verser $V_p = 10,0 \text{ mL}$ de la solution S , dans un erlenmeyer.
- Ajouter alors deux gouttes de phénolphtaléine.
- Procéder au dosage en faisant d'abord un **dosage rapide** puis un **dosage précis (à la goutte)**.



Dosage rapide (détermination d'un encadrement du volume équivalent)

- Ajouter la solution de soude millilitre par millilitre et noter la couleur de la solution. Lorsque la solution change de couleur, noter le volume équivalent correspondant.
- Ce dosage permet d'encadrer la zone d'équivalence.

Dosage précis (ou dosage à la goutte)

- Recommencer à nouveau le titrage depuis le début.
 - Verser rapidement la solution de soude jusqu'à 1,5 mL ou 2 mL de la zone d'équivalence, puis goutte à goutte jusqu'à l'équivalence. Noter alors le volume équivalent V_{eq} .
- Pour déterminer avec précision le volume équivalent, le dosage précis est effectué trois fois.

III-2c Exploitation des résultats de mesure

Puisque CH_3COOH est un monoacide et NaOH est une monobase, on peut alors écrire, à l'équivalence : $C_F \cdot V_p = C_B \cdot V_{\text{eq}}$ avec V_p le volume de la prise d'essai de la solution S.

$$\Rightarrow C_F = \frac{C_B \cdot V_{\text{eq}}}{V_p}.$$

Or la solution commerciale est **10** fois plus concentrée. La concentration de la solution mère d'acide acétique est telle que : $C_0 = C_M = 10 \cdot C_F$

III-3 Dosage d'un acide fort (HCl) par une base forte (NaOH)**III-3a Matériel et produits**

Matériel	Produits
<ul style="list-style-type: none"> - Bêchers - Erlenmeyers - Pipette graduée de 10 mL - Fiole jaugée de 100 mL - Burette 	<ul style="list-style-type: none"> - Solution d'acide chlorhydrique de concentration inconnue - Solution de soude (NaOH) 0,1 M - Bleu de bromothymol (BBT) - Eau distillée

III-3b Mode opératoire**1) Dilution de la solution commerciale (S_0)**

On veut effectuer une dilution de 50.

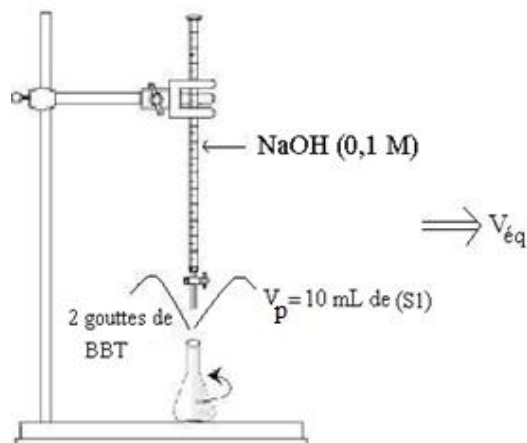
Solution mère (S_0) : C_M , $V_M \rightarrow$ Solution fille (S_1) : $V_F = 100$ mL tel que $F = \frac{C_M}{C_F} = 50$.

Le facteur de dilution F étant égal à 50 $\Rightarrow V_M = \frac{V_F}{F} = 2$ mL.

Pour la préparation de la solution diluée se référer au TP1.

2) Dosage de la solution diluée de HCl (S₁) par NaOH

- Remplir la burette avec la solution de soude (NaOH) de concentration molaire $C_B = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.
- Dans un erlenmeyer, introduire avec précision $V_p = 10,0 \text{ mL}$ de solution S₁ (de concentration $C_1 = C_F$).
- Ajouter alors deux gouttes de bleu de bromothymol.
- Procéder au dosage en faisant d'abord un **dosage rapide** puis **trois (03) dosages précis**.



III-3c Exploitation des résultats de mesure

À l'équivalence, on peut écrire : $C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_B$ car HCl est un monoacide et NaOH est une monobase.

On aura donc : $C_1 \cdot V_p = C_B \cdot V_{eq}$ avec V_p le volume de la prise d'essai de la solution S₁ ($V_p = 10,0 \text{ mL}$).

$$\Rightarrow C_1 = \frac{C_B V_{eq}}{V_p}$$

Par ailleurs, la solution mère est diluée 50 fois, ce qui donne : $C_0 = 50 C_1$ où C_0 est la concentration de la solution mère d'acide chlorhydrique.

III-4 Dosage d'une base forte (NaOH) par un acide fort(HCl)

III-4a Matériel et produits

Matériel	Produits
<ul style="list-style-type: none"> - Béchers - Erlenmeyers - Pipette graduée de 10 mL - Fiole jaugée de 100 mL - Burette 	<ul style="list-style-type: none"> - Solution de soude (NaOH) de concentration inconnue - Solution d'acide chlorhydrique 0,1 M - Bleu de bromothymol (BBT) - Eau distillée

III-4b Mode opératoire

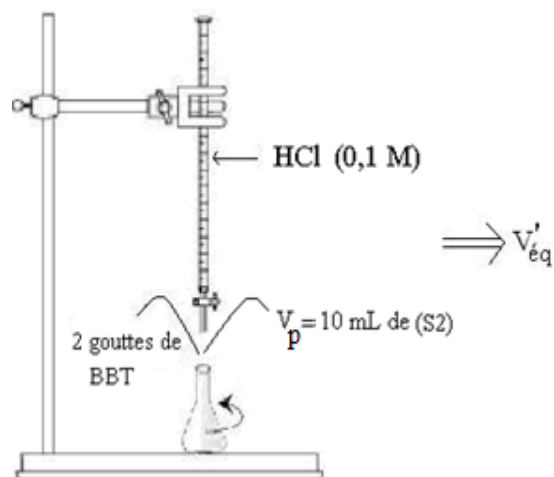
1) Dilution de la solution commerciale (S'₀)

Solution mère (S'₀) : $C_M, V_M \rightarrow$ Solution fille (S₂) : $V_F = 100 \text{ mL}$ et $F = \frac{C_M}{C_F} = 50$.

Le facteur de dilution F étant égal à 50 $\Rightarrow V_M = \frac{V_F}{F} = 2 \text{ mL}$.

2) Dosage de la solution diluée de NaOH (S2) par HCl :

- Remplir la burette avec la solution d'acide chlorhydrique (HCl) de concentration molaire $C_A = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.
- Dans un erlenmeyer, introduire à l'aide d'une pipette graduée, le volume $V_p = 10,0 \text{ mL}$ de solution S2 (de concentration $C_2 = C_F$).
- Ajouter alors deux gouttes de bleu de bromothymol.
- Procéder au dosage en faisant d'abord un **dosage rapide** puis **trois (03) dosages précis**.

**III-4c Exploitation des résultats de mesure**

À l'équivalence : $C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_B$ puisque HCl est un monoacide et NaOH est une monobase.

On aura donc : $C_2 \cdot V_p = C_A \cdot V'_{eq}$ avec V_p le volume de la prise d'essai de la solution S2.

$$\Rightarrow C_2 = \frac{C_A V'_{eq}}{V_p}$$

Par ailleurs, la solution mère est diluée 50 fois, ce qui donne : $C'_0 = 50 C_2$ où C'_0 est la concentration de la solution mère de soude.