

TP N°01 : Sécurité au laboratoire de chimie

I-Organisation et sécurité en TP de Chimie.

<u>Recommandations à suivre.</u>	<u>Pourquoi ?</u>
Port obligatoire d'une blouse en coton toujours boutonnée.	Pour se protéger.
Pas de vêtements flottants.	Éviter le Contact avec les Produits & le Feu.
Sur la paillasse : ne garder que le strict nécessaire.	Éviter les dégâts & ne pas encombrer.
Nettoyer la paillasse à l'éponge dès qu'un produit a été renversé.	
Mettre les sacs sous la paillasses (Pas dans l'allée).	Ne pas se prendre les pieds dedans et éviter que le produit coule de la paillasse.
<u>Toujours Manipuler Debout !</u>	Meilleure Vue et plus de mobilité.
Faire le moins de déplacement possible dans la salle.	
En cas de manipulation de produits dangereux.	
Manipuler sous la Hotte (Avec vitre de protection abaissée)	Protéger le Visage et le Corps.
Porter des Lunettes.	Éviter que le produit rentre en contact avec les Yeux.
Porter des Gants.	
Pour chauffer un tube à essais :	
Avoir les Cheveux attachés (Si cheveux Longs).	Éviter le contact avec la Flamme.
Ne pas porter de Gants.	
Diriger la sortie du tube vers un Mur ou vers les Fenêtres.	

Environnement :

Les produits toxiques doivent être récupérés dans des bidons... ; (Ne surtout pas les jeter dans les éviers) sauf les acides et bases minérales.

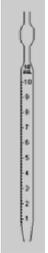
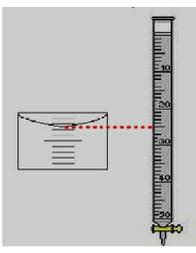
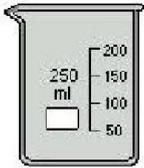
En cas de Problème :

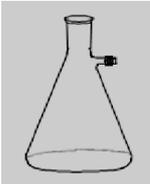
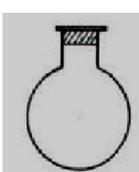
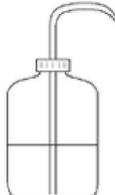
- En cas d'incident, rincer abondamment a l'eau froide pendant 20 minutes.
- Douche.

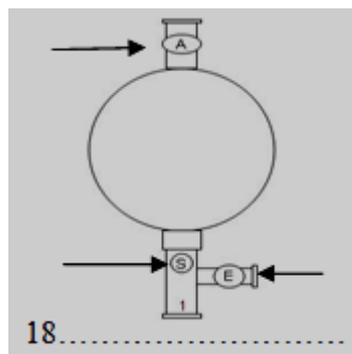
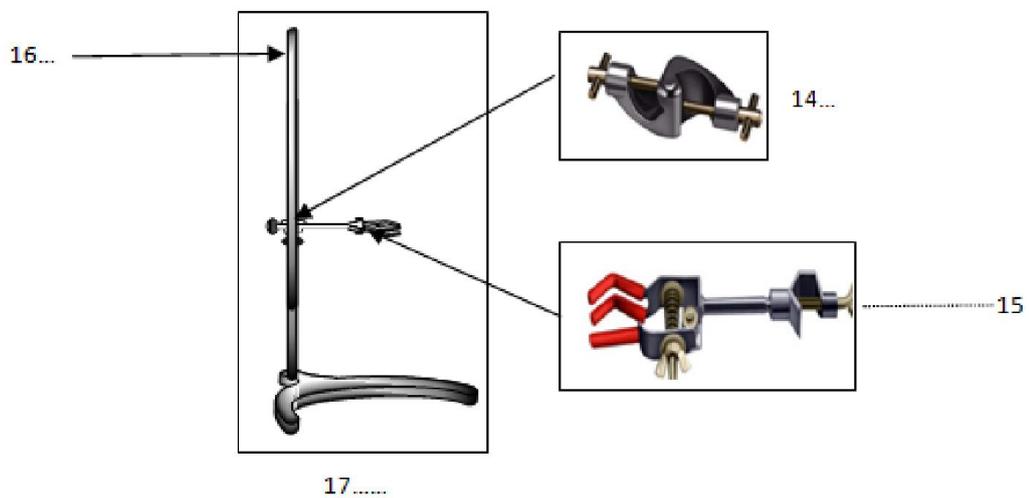
- **Les pictogrammes de danger** (signalisation européenne)

<i>Symbole</i>							
<i>Signification</i>	T Toxique (سام)	Xn :Nocif (ضار)	F :Facilement inflammable (سهل الاشتعال)	O :Comburent (مؤكسدة)	C :Corrosif (مواد أكالة)	E :Explosif (متفجر)	N : Dangereux pour l'environnement (خطر بيئي)

II-MATÉRIEL DE LABORATOIRE :

Mesure de volumes nécessitant une grande précision				Mesure de volumes ne nécessitant pas une grande précision	
					
1.....	2.....	3.....	4.....	5.....	6.....

						
7.....	8.....	9.....	10.....	11.....	12.....	13.....



TP N°02 : Préparation des solutions

I) Rappel:

1) **La solution** : c'est un mélange homogène de corps ne réagissant pas entre eux.

- Le corps dont la proportion est la plus grande est appelé généralement **solvant (مذيب)**
- Le corps pur que l'on dissout dans le solvant s'appelle **soluté (مذاب)**

$$\text{Solution} = \text{solvant} + \text{soluté}$$

2) **La masse volumique d'une solution (ρ)**: c'est le rapport de sa masse sur son volume.

$$\rho = m/v \text{ (g/cm}^3\text{)}$$

3) **La densité d'une solution (d)**: c'est le rapport de sa masse volumique sur la masse volumique d'eau.

$$d = \rho_{\text{solution}} / \rho_{\text{eau}} \quad (\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g/cm}^3) \Leftrightarrow d = \rho_{\text{solution}} = m/v \text{ (g/cm}^3\text{)}$$

4) **Nombre de moles (n)** : le nombre de moles d'un soluté A est le rapport de sa masse sur sa masse molaire

$$n = m/M_m \text{ (mol)}$$

5) **Concentration molaire volumique (molarité) noté M ou C** : c'est le nombre de moles de soluté par un litre de solution

$$M = n/V \text{ (mol/l)} \quad \text{avec } V = 1L \Leftrightarrow M = n = m/M_m$$

6) **Concentration équivalente (Normalité N)** : c'est le nombre d'équivalents – grammes de soluté par litre de solution

$$N = n_{\text{équi}} / V$$

L'équivalent-gramme est la quantité de substance comprenant une mole des particules considérées (H^+ , OH^- , e^- ...etc)

La relation entre la molarité et la normalité : $N = n M$ (n=nombre d'électrons échangés, M=molarité)

Exemples :

- Pour les sels : $NaCl (Na^+, Cl^-) \Leftrightarrow N=1M$; $CaCO_3 (Ca^{2+}, CO_3^{2-}) \Leftrightarrow N=2M$
- Pour les acides : $HCl (H^+, Cl^-) \Leftrightarrow N=1M$; $H_2SO_4 (H^+, SO_4^{2-}) \Leftrightarrow N=2M$

II) Méthode de préparation d'une solution (Il y a deux possibilités) :

1. **Méthode directe (Par pesée)** : On mesure précisément la masse de soluté pur au moyen d'une balance, la quantité mesurée est transférée dans une fiole jaugée à la quelle le solvant jusque de trait jaugée.
2. **Méthode indirecte (Par dilution)** : pour préparer une solution diluée à partir d'une solution étalon plus concentrée, il s'agit de prélever le volume nécessaire et de diluer dans une fiole jaugée.

Pour préparer une solution V_2 de concentration N_2 à partir d'une solution V_1 de concentration N_1

$$\text{On utilise la relation : } N_1 V_1 = N_2 V_2$$

3. Manipulations (deux exemples) :

Exemple 01 : Préparer 250 ml de solution de NaOH de concentration 0.1N (M=40g/mol)

Détermination la masse de NaOH :

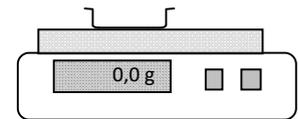
Calculer la masse d'hydroxyde de sodium à prélever

$$0.1N = 0.1 \text{ mol/l} \Rightarrow 0.1 \text{ mol} \longrightarrow 1 \text{ L}$$

$$\text{On a } n = \frac{m_{\text{NaOH}}}{M_m} \Rightarrow m_{\text{NaOH}} = n * M_m = 0.1 * 40 = 4\text{g} \text{ (4g pour 1000 ml} \Rightarrow \mathbf{1 \text{ g pour 250 ml)}$$

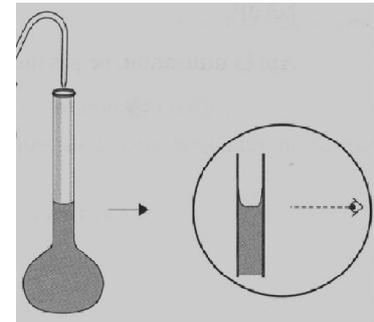
Pesée

- Mettre la balance électronique en route.
- Poser verre de montre sur le plateau.
- Appuyer sur le bouton « tare » pour que la balance affiche 0 g.
- Introduire 1 g d'hydroxyde de sodium dans verre de montre à l'aide de la spatule.



- Préparation de la solution

- Introduire la masse dans une fiole de jauge de 250 ml contienne presque 100ml de l'eau distillée
- Rincer verre de montre avec l'eau distillée et verser le contenu dans la fiole.
- Agiter la solution pour dissoudre le produit.
- Compléter la fiole jusqu'au trait de jauge avec la pissette d'eau distillée.
- Fermer la fiole avec un bouchon et agiter pour rendre homogène la solution.



Exemple 02 : Préparer 250 ml de solution HCl 0.1N (d=1.18, 35%, Mm=36.5 g/mol)

Détermination le volume de HCl :

$$d = \rho_{\text{solution}} / \rho_{\text{eau}} \quad (\rho_{\text{eau}} = 1\text{g/cm}^3) \Rightarrow d = \rho_{\text{solution}} = 1.18 \text{ g/cm}^3$$

$$\rho_{\text{solution}} = m_{\text{solution}} / v_{\text{solution}} \Rightarrow m_{\text{solution}} = \rho_{\text{solution}} * v_{\text{solution}} = 1.18 * 1000 = 1180\text{g}$$

$$100 \text{ g de solution} \longrightarrow 35 \text{ g de HCl}$$

$$1180 \text{ g de solution} \longrightarrow m \text{ de HCl}$$

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g de solution} \longrightarrow 35 \text{ g de HCl} \\ 1180 \text{ g de solution} \longrightarrow m \text{ de HCl} \end{array} \right\} \Rightarrow m_{\text{HCl}} = 1180 * 35 / 100 = 413 \text{ g}$$

$$n_{\text{HCl}} = m_{\text{HCl}} / M_m = 413 / 36.5 = 11.31 \text{ moles} \Rightarrow M_{\text{HCl}} = n_{\text{HCl}} / V_{\text{eau}} = 11.31 / 1\text{L} = 11.31 \text{ mol / l}$$

$$\text{On a } N=1 \quad M_{\text{HCl}} = 11.31 \text{ N} \Rightarrow N_1 V_1 = N_2 V_2 \Rightarrow V_1 = N_2 V_2 / N_1 = 0.1 * 250 / 11.31 \Rightarrow V_1 = 2.21 \text{ ml}$$

Mesurer 2.21 ml de HCl à l'aide d'une pipette graduée, puis l'introduire dans une fiole de jauge de 250ml contienne presque 100ml de l'eau distillée, et remplir au trait de jauge avec de l'eau distillée.