

Travaux Pratiques de Chimie Générale

Initiation aux Travaux Pratiques



- La préparation des fiches des TP est souhaitable avant chaque séance de TP.
- Les TP sont notés et des interrogations sont administrés régulièrement.
- Un compte rendu doit être rédigé après chaque manipulation au laboratoire.

1. La préparation d'un compte-rendu de TP :

- A la fin des séances de travaux pratiques, chaque binôme doit remettre un compte-rendu qui contient les résultats demandés.
- Un compte rendu de TP tiendra compte de quelques conseils et remarques suivants et doit, en général, être composé de 4 parties distinctes :
 - **But et principe :**
 - Présenter rapidement le principe et le but du TP en donnant le concept chimique abordé.
 - **Résultats :**
 - Présenter les graphes (avec titre, échelle choisie, unités et nom des axes), les tableaux (avec titre).
 - Les calculs des grandeurs demandées (avec unités) avec leurs incertitudes associées.
 - Présenter aussi les protocoles qui ne figurent pas dans le fascicule.
 - **Analyse des résultats et discussion :**
 - Interpréter les courbes et les tableaux.
 - Commenter les résultats à l'aide d'une approche théorique.
 - **Conclusion :**
 - Résumer succinctement les résultats et les commentaires obtenus en faisant ressortir les résultats essentiels.

2. Pendant la séance de TP il faut respecter les règles suivantes :

➤ Précautions à prendre :

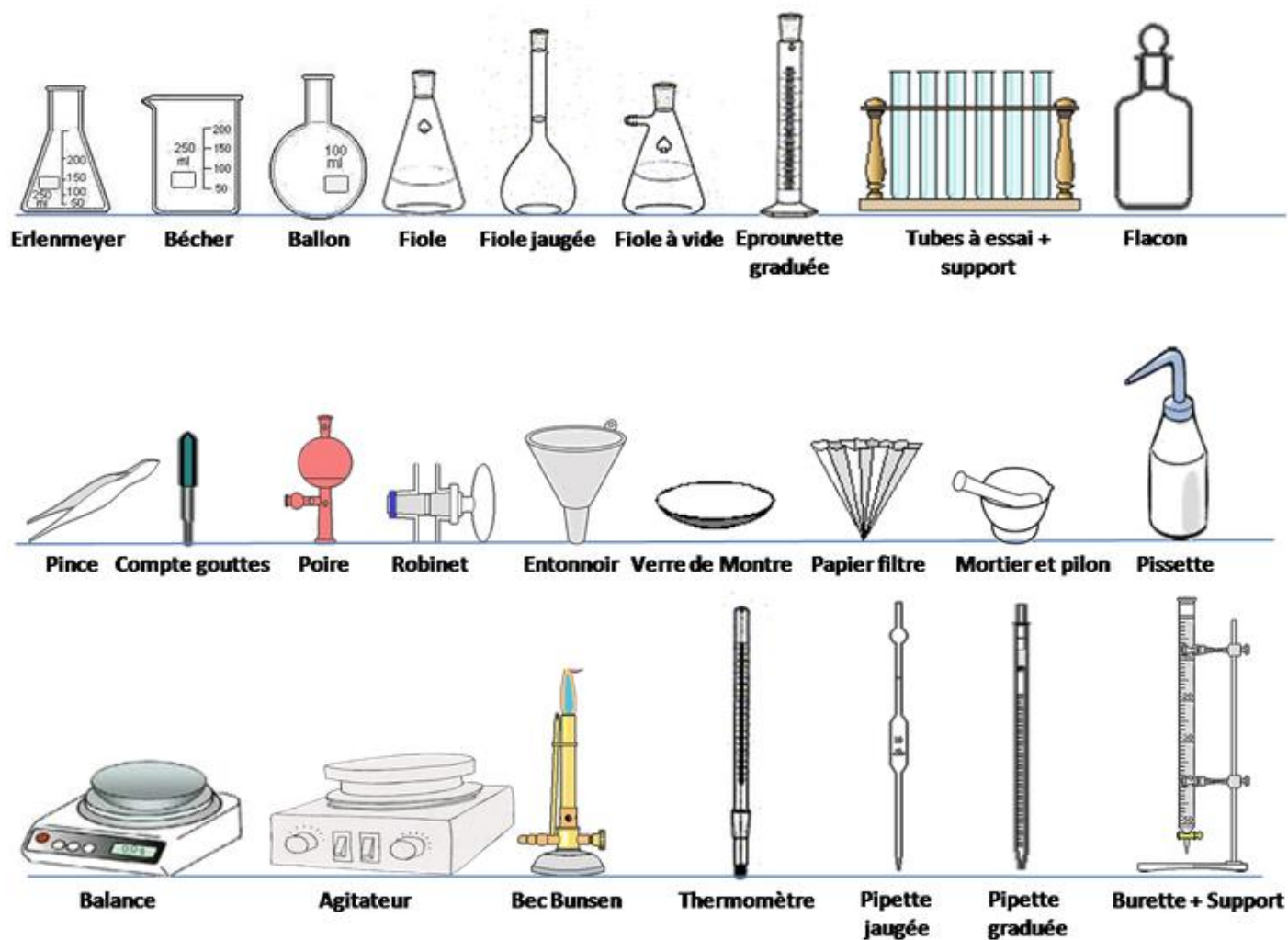
- La blouse est obligatoire pour protéger notre peau et nos vêtements d'une éventuelle projection des produits chimiques.
- Il faut faire très attention en manipulant car la verrerie est fragile.
- Opérer toujours avec soin et méthode ; éviter les gestes brusques, respecter les quantités de réactifs conseillées.
- Ne jamais chauffer la verrerie de précision (fiolle, pipette, éprouvette) seulement la verrerie borosilicaté (Pyrex).
- Entre deux prélèvements, il faut rincer la pipette.
- Ne jamais pipeter directement dans le flacon, mais il faut utiliser un bécher.
- Ne jamais aspirer à la bouche un liquide corrosif ou toxique : acides concentrés, bases concentrées ou produits toxiques.
- Ne chercher pas à identifier un produit avec votre odorat
- Lorsque vous pipetez, le liquide ne doit jamais pénétrer dans la poire d'aspiration.
- Tenir les tubes à essais en orientant l'ouverture dans une direction où il n'y a personne.
- Penser à utiliser le matériel adapté à la manipulation.
- Pour chaque manipulation, les étudiants disposent de tout le matériel et tous les réactifs en quantité suffisante pour la réaliser. En conséquence, il est inutile et donc défendu d'emprunter du matériel à une autre manipulation.
- Les manipulations de chimie ne présentent aucun risque grave si les étudiants suivent les principes élémentaires de sécurité et les conseils de l'enseignant.

➤ Nettoyage :

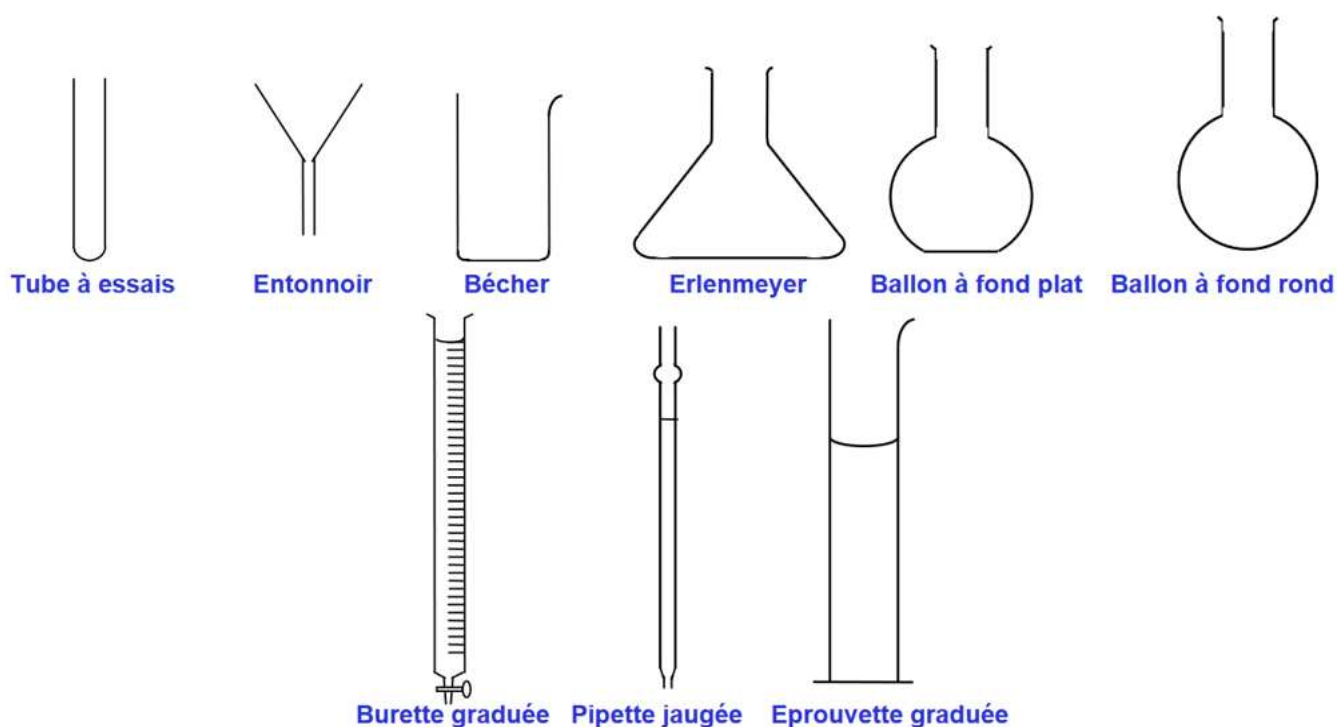
- Le nettoyage de toute verrerie se fait aussitôt après son utilisation à l'eau ou à l'eau distillée si nécessaire pour l'utilisation suivante.
- Les produits chimiques contenus dans les flacons doivent rester purs. Par conséquent, ne jamais remettre dans un flacon le produit resté inutilisé.
- Faire couler l'eau dans l'évier chaque fois que vous videz des produits chimiques. Il est indispensable de tout diluer.
- Une salle de T.P. doit demeurer propre : les déchets divers (papier, verre cassé ...etc.) seront déposés dans les poubelles et non dans les éviers.
- Avant de quitter la salle chaque étudiant s'efforcera de laisser l'emplacement où il a manipulé dans l'état où il était quand il est arrivé. Pour ce faire, il remettra en place le matériel nettoyé et passera l'éponge sur la paillasse.

3. Le matériel usuel dans les travaux pratiques de chimie

➤ Présentation du matériel

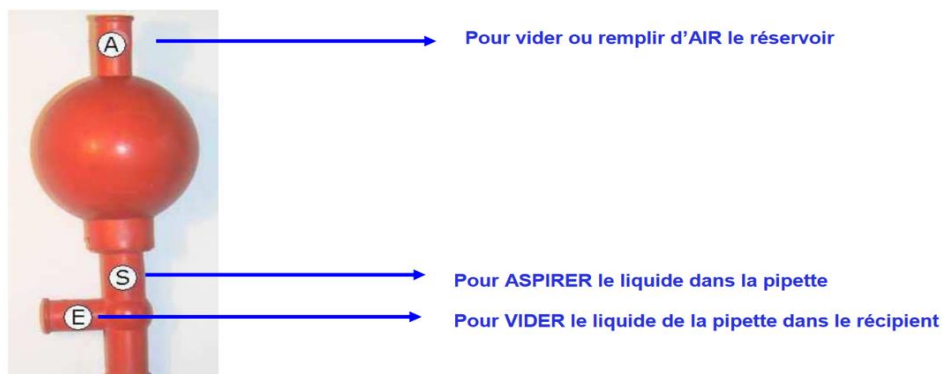


➤ Schématisation du matériel de verrerie

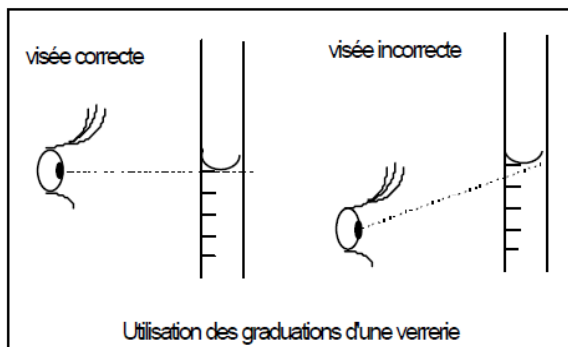


➤ Utilisation du matériel de verrerie

- **Le bécher** : un récipient classique en chimie, utilisé pour transvaser des solutions ou prélever une solution avec une pipette par exemple.
- **Utilisation** : Les graduations sur un bécher donnent uniquement un ordre de grandeur du volume contenu, elles sont très approximatives : il ne doit jamais être utilisé pour mesurer un volume précis.
- **L'erlenmeyer** : un récipient idéal si on veut éviter les projections de la solution contenue. Si on mélange deux liquides, son utilisation est préférable pour des raisons de sécurité.
- **Utilisation** : Bien que gradué, il ne peut pas servir pour mesurer un volume de liquide : les graduations sont ici aussi indicatives.
- **La fiole jaugée** : elle porte un trait de jauge et elle sert à la préparation des solutions titrées ainsi qu'à la dilution des solutions à volume déterminé ; le volume indiqué est celui contenu dans la fiole, pas celui que l'on peut en extraire, car il en restera toujours un peu à l'intérieur.
- **Utilisation** : On introduit l'échantillon dans la fiole (un solide préalablement pesé, ou bien un volume donné d'un liquide) puis on ajoute de l'eau jusqu'à la moitié (environ) de la fiole. On bouche et on agite de manière à obtenir une solution homogène. On ajoute ensuite de nouveau de l'eau jusqu'au trait de jauge gravé sur le col de la fiole et on termine l'agitation.
- **La pipette** : elle sert à prélever un volume bien déterminé et précis de la solution. Il existe plusieurs types de pipettes : les pipettes jaugées dont le volume est fixe comme pour les fioles jaugées et les pipettes graduées dont le volume est variable.
Pour les pipettes jaugées, on dispose de pipettes à 1 ou 2 traits. Pour ces dernières, le volume est celui compris entre les deux traits.
- **Utilisation** : La pipette doit toujours être équipée d'une propipette ou d'une poire. On remplit la pipette au-dessus du trait supérieur avec le liquide puis on vide jusqu'à ce que la base du ménisque soit tangente au trait supérieur. On vide ensuite le contenu de la pipette dans le récipient voulu en appuyant sa pointe contre sa paroi inclinée. Le récipient doit absolument être tenu à la main, et jamais simplement posé sur la paillasse.



- **La burette** : elle sert pour les dosages. Elle est graduée et permet d'ajouter petit à petit des volumes précis.
- **Utilisation** : Avant d'effectuer le remplissage de la burette, il est indispensable de la rincer deux fois avec de l'eau distillée, puis une fois avec un peu de la solution qu'on va utiliser pour le dosage. On commence à remplir, en laissant le robinet ouvert et avec un récipient en dessous, de manière à chasser la bulle d'air qui se trouve souvent dans le robinet ou en dessous. On ferme et on remplit au-dessus du trait supérieur. On ajuste ensuite le zéro en amenant la partie inférieure du ménisque tangentielllement au repère.



- **L'éprouvette graduée** : elle sert à prélever un volume variable mais défini d'un liquide quelconque. C'est l'ustensile conduisant à la plus grande incertitude sur la valeur du volume mesuré.

4. **Outils théoriques et rappels**

➤ **Calcul d'incertitudes :**

- Toute mesure d'une grandeur physique présente inévitablement une incertitude.
- Dans une expérience, il est important d'estimer la précision des résultats ; c'est ce qui permet le calcul d'incertitude à partir de l'imprécision des diverses mesures effectuées au cours de l'expérience.
- L'origine de ces erreurs provient essentiellement de trois facteurs :
 1. l'expérimentateur ;
 2. l'appareil de mesure (fidélité, sensibilité et justesse) ;
 3. la méthode de mesure.
- Il convient de chercher à éliminer les erreurs systématiques et d'évaluer les erreurs aléatoires.
- Les imprécisions expérimentales peuvent provenir de divers facteurs et qui peuvent être classées en deux grandes catégories :
 - ✓ Erreurs systématiques

Elles agissent toujours dans le même sens sur le résultat. Les plus fréquentes sont dues à une imperfection de l'appareillage ou de la technique de mesure.

✓ Erreurs aléatoires

Elles peuvent provenir de plusieurs causes, soit des caractéristiques de l'appareillage, de la technique utilisée ou de l'intervention du manipulateur.

- Incertitude sur une mesure directe

- ✓ Incertitude absolue :

Elle représente la plus grande valeur absolue de l'erreur commise sur une mesure.

Si g est le résultat de la mesure G , l'incertitude absolue sera notée Δg . Nous écrirons :

$$G = g \pm \Delta g \quad \text{ou} \quad g - \Delta g \leq G \leq g + \Delta g.$$

- ✓ Incertitude relative (taux d'incertitude) :

On souhaite comparer la précision de deux mesures ; on considère pour cela la quantité $\Delta g/g$.

La mesure est d'autant plus précise que ce rapport est faible. On l'exprime souvent en %.

- Incertitude sur une grandeur calculée

- Dans le cas général, il n'est pas pratique de calculer directement des incertitudes absolues.

- Mais si la fonction f s'exprime sous forme d'un produit de ses variables, il est plus simple de calculer l'incertitude relative.

- Pour des expressions du type produit ou rapport, il est commode de faire appel à une différenciation logarithmique :

Par exemple : $g = A \times y$

Avec : $A = \text{constante}$ et x et y des mesures effectuées par le manipulateur.

$$g = A \times y$$

$$\ln g = \ln A + \ln x + \ln y$$

$$dg/g = dx/x + dy/y$$

D'où, en remplaçant les différentielles par des incertitudes :

$$\Delta g / g = \Delta x / x + \Delta y / y$$

Cette expression permet donc de relier facilement des incertitudes relatives.

- Chiffres significatifs

- Lorsqu'un nombre est utilisé pour décrire une grandeur mesurée ou bien calculée, le nombre de chiffres que comporte ce nombre donne une indication sur la précision de la mesure ou du calcul. Ces chiffres sont appelés les **chiffres significatifs**.

- La notion de chiffre significatif est propre aux scientifiques qui manipulent des grandeurs expérimentales toujours entachées d'une certaine incertitude liée à la mesure.

- Elle permet de :

- ✓ Représenter la précision des valeurs mesurées ou utilisées : plus il y a de chiffres significatifs, plus la mesure est précise.

- ✓ Obtenir des résultats de calculs dont la précision est cohérente par rapport aux données ayant été utilisées pour faire le calcul

Exemple : $X = 0,035$.

Ce nombre comporte 2 chiffres significatifs et le chiffre 3 est le 1^{er} chiffre significatif.

- **Présentation des résultats**

- Une estimation des incertitudes nous conduit à limiter le nombre de chiffres significatifs quand on annonce le résultat d'une détermination expérimentale.
- Le dernier chiffre donné doit être le premier entaché d'erreur et on doit avoir une homogénéité des résultats pour l'écriture scientifique du résultat final.
- Exemples : Soit N_A la normalité de la solution A avec $N_A = 0,10765 \text{ N}$

Si le calcul de l'erreur ou de l'incertitude donne $\Delta N_A = 0,0016 \text{ N}$

Pour ΔN_A nous avons le chiffre 1 est le 1^{er} chiffre significatif qu'on va majorer et il va devenir 2, donc $\Delta N_A = 0,002 \text{ N}$, puisque nous avons 3 chiffres après la virgule et pour avoir un résultat final homogène, on doit prendre 3 chiffre après la virgule pour N_A et évaluer donc $N_A = 0,108 \text{ N}$

On écrira $(N_A \pm \Delta N_A) = (0,108 \pm 0,002) \text{ N}$.

➤ **Généralités sur l'analyse quantitative volumétrique**

- L'analyse quantitative ou dosage d'une solution permet de déterminer la quantité de soluté dissous dans un volume connu de solution.
- Les principales méthodes de dosage sont les suivantes :
 1. La volumétrie : la méthode est relativement rapide et donne une précision sur les résultats d'environ 1%.
 2. La gravimétrie : lente mais souvent très précise.
 3. La spectrométrie : s'applique particulièrement au dosage des éléments présents en petite quantité.

➤ **Principe du titrage**

- Le titrage est une technique de dosage qui vise à déterminer la concentration d'une solution en une espèce chimique. Pour cela on effectue une réaction chimique qui doit être totale, rapide et unique.
- Il existe plusieurs variantes du titrage, selon la façon dont on suit l'évolution de la réaction.
- Le plus simple est l'observation à l'œil nu par un changement de couleur ou d'apparence de la solution à titrer, mais on peut aussi utiliser des appareils de suivi, comme un pH-mètre ou un conductimètre.

5. Technique de dosage

➤ **Premier essai**

- Ce premier essai ou dosage grossier, permet de déterminer les limites inférieurs et supérieurs du volume de solution nécessaire.

Exemple : $8 \text{ cm}^3 < V < 9 \text{ cm}^3$
- Pour ce dosage, le niveau du liquide étant repéré au départ, on fait écouler la solution mL par mL jusqu'à apparition (ou disparition) de la coloration indiquant la fin de la réaction.

➤ Dosage précis

- On rince le bêcher à l'eau distillée et on recommence le dosage.
- Dans le cas de l'exemple précédent pour le dosage grossier, il est possible de verser 8 mL de la solution sans crainte de dépasser la fin de la réaction.
- On fait ensuite couler la solution goutte à goutte.
- Il est nécessaire d'effectuer plusieurs dosages précis (trois au moins) et faire la moyenne.

6. Rappel de quelques définitions

➤ Nombre d'Avogadro

Le nombre d'Avogadro, ou constante d'Avogadro, est le nombre d'atomes ou de molécules (sans interaction, au repos et dans leur état fondamental) par mole de substance pure.

C'est-à-dire le nombre d'atomes de ^{12}C contenus dans 12 g exactement de carbone 12 de masse $12 \cdot 10^{-3}$ Kilogramme (12 grammes), soit approximativement $6,022 \times 10^{23}$.

➤ La mole

C'est un ensemble de $6,022 \times 10^{23}$ particules identiques.

➤ Equivalent

C'est un élément actif (H_3O^+ , OH^- , é...) mis en jeu au cours d'une réaction donnée par une molécule ou une fraction d'une molécule.

➤ Mole d'équivalent

1 mole d'équivalent = $6,022 \times 10^{23}$ équivalents.

➤ Normalité « N »

C'est le nombre de moles d'équivalents de réactifs dissous par litre de solution.

Unité : mole d'équivalents par litre (mol. d'éq / L) ou plus simplement (N)

➤ Concentration molaire ou molarité « C »

C'est le nombre de moles d'un constituant par litre de solution.

$$C = n / V$$

n : nombre de moles du constituant dissous dans v litres de solution.

V : volume de la solution en litres.

Unité : mole par litre (mol / L).

➤ Concentration massique ou titre pondéral « C' »

C'est la masse en grammes d'un constituant par litre de solution.

$$C' = m / V$$

m : masse en g du constituant dissous dans V litres de solution.

V : volume de la solution en litres.

Unité : gramme par litre (g / L).

7. Présentation des résultats d'un dosage

➤ Calcul de la normalité « N »

- D'une manière générale, au cours d'un dosage donné, quand la réaction est totale, le nombre de moles d'équivalents dans la solution à doser est égale au nombre de moles d'équivalents dans la solution titrée.
- Soit une solution 1 de normalité N_1 connue, réagissant sur une solution 2 de normalité N_2 inconnue, lorsque la réaction est totale, les volumes V_1 et V_2 utiles des deux solutions sont tels qu'ils contiennent le même nombre de moles d'équivalents :

$$\frac{N_1 V_1}{1000} = \frac{N_2 V_2}{1000}$$

Nombres de moles d'équivalents de réactif 1 contenues dans $V_1 \text{ cm}^3$ de solution 1		Nombres de moles d'équivalents de réactif 2 contenues dans $V_2 \text{ cm}^3$ de solution 2
---	--	---

$$\text{Soit } N_1 V_1 = N_2 V_2$$

$$\text{D'où } N_2 = N_1 V_1 / V_2$$

Unité : mole d'équivalents par litre (mol.d'éq / L) ou plus simplement (N).

➤ Calcul de la concentration molaire ou molarité « C_2 »

$$C_2 = N_2 / P_2$$

N_2 est la normalité de la solution à doser.

P_2 est le nombre de moles d'équivalents mis en jeu par une mole de réactif 2 au cours de la réaction considérée.

Unité : mole par litre (mol / L)

➤ Calcul de la concentration massique ou titre pondéral « C_2' »

$$C_2' = C_2 \times M_2$$

C_2 est la concentration molaire de la solution à doser.

M_2 est la masse molaire de la solution à doser.

Unité : gramme par litre (g / L)

Important : Les calculs numériques correspondant au calcul de la normalité et des concentrations molaire et massique, ne pourront être simplifiés qu'une fois que les incertitudes auront été évaluées.

Réalisé par Pr. Sanaâ SAOIABI