Première partie : Constitution et transformations de la matière

Chapitre 1 Déterminer la composition d'un système chimique

Introduction

1) Rappel 1 : la chimie

Le monde à l'échelle des molécules, ions et atomes (considérés en tant qu' « entités chimiques »).

Soit le monde à l'échelle 10^{-10} à 10^{-8} m.

Le monde au niveau des nuages électroniques externes, au niveau des électrons de valence.

Prendre l'exemple de la molécule d'eau (image projetée, avec différentes présentations : formule brute, formule de Lewis avec géométrie respectée, formule 3D avec nuages électroniques externes représentés.

La transformation chimique consiste donc en des modifications au niveau des électrons de valence.

Expliquer la formation facile de l'ion oxonium (évoquer la terminaison « ium »). Ne pas hésiter à employer le terme « densité électronique ».

2) Que désigne-t-on par le terme « système chimique » ? (a)

Des espèces chimiques

- i. Décrites par leur formule (nous en resterons pour l'instant aux formules brutes)
- ii. Décrites par leur quantité

3) Rappel 2 : compter en moles

- a. Une mole c'est un paquet de $6,022 \times 10^{23}$ entités.
Cette valeur a été fixée afin de manipuler des masses simples et accessibles dans un laboratoire.
Ainsi une mole d'atome d'H représente une masse de 1g.
- b. Masses molaires : voir TP mole 1

Nous avons bien remarqué que les masses molaires atomiques d'un élément donné, exprimées en g.mol^{-1} , correspondaient à peu près au nombre de nucléons dans le noyau de l'isotope majoritaire (quand il y en a un) de cet élément.

- c. Volumes molaires

Si nous maîtrisons la notion de masse molaire et que nous connaissons la masse volumique d'un corps pur, nous pouvons calculer le volume molaire de ce corps.

Rappel de formules, différences densité masse volumique, exemple de l'éthanol ($d = 0,79$)

Le cas particulier du volume molaire gazeux : 24 L.mol^{-1} dans des conditions dites standards (température $25 \text{ }^\circ\text{C}$, pression du gaz 1 bar). Ce volume est indépendant de la nature du gaz. (discussion)

Voir exemple sur diaporama

Nous validerons cette valeur (24 L.mol^{-1}) ultérieurement en TP.

4) Rappel 3 : concentration. Concentrations molaires

Une concentration est la plupart du temps une quantité d'une espèce donnée présente par unité de volume (le plus souvent par litre) d'une autre espèce chimique appelée solvant (le plus souvent, à notre niveau, ce sera l'eau). Dans les formules utilisées dans ce cadre, le volume considéré est donc le volume de solution (à ne pas confondre avec le volume à considérer lors des calculs faisant intervenir la masse volumique $\rho = \frac{m}{V}$).

Si les quantités considérées sont des masses, les concentrations massiques correspondantes sont exprimées en g.L⁻¹
Si les quantités considérées sont des quantités de matière, les concentrations molaires correspondantes sont exprimées en mol.L⁻¹.

(voir TP mole 1)

5) Parenthèse : bien comprendre le sens des symboles de grandeurs, bien relier unités et relations entre grandeurs.

Rappels des formules utilisées dans ce chapitre et des unités correspondantes.

6) Maitrise des quantités de matières et des concentrations mises en œuvre (TP mole 1, insérer ETP et CRTP)

7) Mesurer une concentration (1) : TP dosage spectrophotométrique (insérer ETP et CRTP).

L'ETP « spectrophotométrie » est distribué est travaillé afin de mettre les élèves en conditions d'autonomie le jour du TP.