

- Introduction pédagogique → Via diaporama

- Introduction :

Le cours d'aujourd'hui va traiter d'un sujet un peu particulier suite à un événement récent qui s'est déroulé au laboratoire du collège. Un élève s'est infiltré dans ce laboratoire et a consommé, sans le savoir, croyant que c'était sa boisson favorite à la couleur bleue pour ne pas porter de marque, une solution de bleu patente V. Depuis, terriblement malade + vomissements → Nous allons étudier le fond de bouteille qu'il a laissé pour savoir si la cause de son mal-être est dû à une surconsommation de bleu patente V. Pour pouvoir répondre à cette question il va falloir que l'on voit ensemble les outils permettant de caractériser une solution et nous appliquerons cela à un dosage par étalonnage ...

- I) Outils permettant la mise en solution

1°) Qu'est ce qu'une solution ? (Rappels)

(Diaporama 7)

+ Expérience sur le calcul de σ pour juste de l'eau ($\approx 10 \mu S \cdot cm^{-1}$) puis calcul pour ajout de NaCl (sel ménager) → $30 \mu S \cdot cm^{-1}$ et par ajout de sucre ($\approx 10 \mu S \cdot cm^{-1}$) → On obtient des solutions dans les deux cas mais comportement différent → notions qualitativement de solutés ioniques et moléculaires

2°) Solution par dissolution :

Comme vu précédemment par l'expérience, la fabrication d'une solution est réalisable par dissolution d'un composé à l'état solide (NaCl(s), CaCO₃(s))

a) Dissolution: processus durant lequel les forces internes, permettant la structure de la molécule de solutés, sont rompues par le solvant.
(Diaporama 8 pour illustrer)

D'après l'exemple on peut dissoudre deux types de soluté

→ soluté ionique: présence d'ions → NaCl(s)

→ soluté moléculaire: espèce = molécule → $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(s)$

Ainsi on peut écrire deux types d'équation de dissolution

→ Exemples:

- Pour le glucose (moléculaire)



- Pour des solutés ioniques:

① $\text{NaCl(s)}, \text{Na}^+(aq), \text{Cl}^-(aq)$ → $\text{NaCl(s)} \rightarrow \text{Na}^+(aq) + \text{Cl}^-(aq)$
toujours donnés

→ Une solution est toujours électriquement neutre

△ Coefficients stochiométriques

② Hydroxyde de fer III $\text{Fe(OH)}_3(s), \text{Fe}^{3+}(aq), \text{OH}^-(aq)$



(matière et charge conservée)

* Réalisation d'une solution par dissolution:

On souhaite faire une solution de concentration en NaCl(s) de $C = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Pour avoir $C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} = C \times M_{\text{soluté}}$

$$\rightarrow C_m = \frac{0,5844 \text{ g}}{1 \text{ L}}$$

→ 2 cas possibles → soit on connaît la masse à prélever et on déduit le volume

→ soit on connaît le volume et on déduit

la marse

Dans notre cas, on a uniquement une fiole jaugeée de 50mL

$$\begin{array}{ccc} 0,5844 \text{ g} & \leftrightarrow & 1 \text{ L} = 1000 \text{ mL} \\ 0,02922 & & 50 \text{ mL} \end{array}$$

$$\rightarrow \boxed{m_{\text{prod}} = 29,22 \text{ mg}} = 30 \text{ mg}$$

→ Réalisation de la préparation en direct
(diaporama 9)

3°) Solution par dilution :

(Je reviens vite dessus mais important de rappeler pour le dosage)

→ Ajout de solvant dans une solution existante
(on l'appelle solution mère)

→ On forme d'autres solutions diluées à partir de cette solution mère (solutions filles)

→ Conservation de la matière : $C_f V_f = C_m V_m$

→ Réalisation de la dilution de la solution préparée en 2°)

On avait $C_f = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ $C_m = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
 $V_f = 50 \text{ mL}$ $V_m = \boxed{5 \text{ mL}}$
(fiole jaugeée) \hookrightarrow pipette jaugeée

(diaporama 10)

→ Transition : on a tous les outils permettant de fabriquer une solution mère de bleu patente V puis de réaliser des solutions filles → on peut se lancer dans le dosage de bleu patente pour analyser la composition de la bouteille.

II) Application, dosage en bleu patente :

1°) Notion de spectrophotométrie :

De façon plus générale que pour le cas étudié i), les techniques de dosage permettent d'obtenir la concentrations d'une espèce pour comparer la valeur à des normes, afin de voir si tout va bien (beaucoup utiliser dans le médical)

→ Un spectrophotomètre mesure l'absorbance d'une solution colorée → Pour les mesures, on se place au maximum d'absorbance de l'espèce étudié pour des meilleures précisions (diaporama 12)

Dosage par étalonnage :

(explication du diaporama 13)

Plus A est important, plus la solution est colorée

→ Δ à bien dilué pour ne pas faire saturer l'appareil (on évite de dépasser 2-3 en absorbance)

→ A retenir : l'absorbance d'une solution est proportionnelle à la concentration.

2°) Dosage par étalonnage du bleu patente :

(explications diaporama 14, 15 et 16)

Puis explication du protocole réaliser en préparation (sujet du prochain TP)

En direct, placer le point de la solution dans la bouteille → de A en déduit C

de C en mol.L⁻¹ on en déduit $C_m = C \times M_{bleu}$
 $(1,19 \times 10^{-5})$

$$\rightarrow C_m = 13,8 \text{ mg.L}^{-1}$$

$$\Rightarrow 0,01 \text{ g} \rightarrow \text{OUF!}$$

$$\left. \begin{array}{l} 13,8 \text{ mg} \\ 10,35 \text{ mg} \end{array} \right\}$$

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ L} \\ 75 \text{ L} \end{array} \right\}$$

- On ne dépanne pas la DJA
- On ne peut pas conclure sur le fait que ce soit le bleu patenté lui-même qui lui a causé son état
- MAIS → rappels sur le fait de ne jamais boire de solutions dans les laboratoires

Généralité et conclusion :

- Rappels des connaissances importantes vues précédemment
- Généralité sur un prochain chapitre → les additifs alimentaires et les risques que cela présente pour la santé.

Remarque: il est impossible de faire une solution assez concentrée au spectrophotomètre (saturation) pour une dose en bleu patenté qui dépasse la DJA