

Exercice n°1

- 1) Ecrire la formule semi-développée de chacun des amines dont les formules brutes suivantes :
 $\text{NH}(\text{CH}_3)_2$; $\text{N}(\text{CH}_3)_3$; $\text{NH}_2(\text{C}_3\text{H}_7)$
- 2) Donner le non correspondant et préciser la classe.

Exercice n°2

On produit la combustion de 12g de méthylamine.

- 1) Quel volume de dioxygène est nécessaire pour cette combustion ?
- 2) Quel est le volume de dioxyde de carbone dégagé ?

Exercice n°3

On fait réagir de l'éthylamine avec une solution aqueuse de sulfate de fer II, de concentration $C = 0,4 \text{ mol.L}^{-1}$. Le volume de la solution utilisé est 25 mL.

- 1) Ecrire l'équation de la réaction de l'éthylamine avec le sulfate de fer II en solution.
- 2) Déterminer la masse d'éthylamine qui a réagit.
- 3) Calculer la masse du précipité formé.

Exercice n°4

- 1) Une solution aqueuse d'éthylamine est traitée par un excès d'acide nitreux HNO_2 . Quel est le gaz dégagé par la réaction ? Ecrire l'équation de cette réaction.
- 2) On remplace l'éthylamine successivement par l'éthylméthylamine et la triéthylamine. Ecrire, pour chacun de ces deux amines, l'équation de sa réaction avec l'acide nitreux et donner le non du composé azoté formé dans chaque cas.

Exercice n°5

On verse progressivement une solution d'acide chlorhydrique, de molarité égale à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, dans 100 ml d'une solution d'éthylamine en présence d'un indicateur coloré convenable. Le virage de l'indicateur se produit quand on verse 80 ml de la solution acide.

- 1) Ecrire l'équation de la réaction entre l'éthylamine et l'acide chlorhydrique en solution.
- 2) Déterminer la concentration molaire de la solution d'éthylamine.
- 3) On évapore la solution obtenue à sec. Quels sont le non et la masse du résidu solide ?

Exercice n°6

On soumet à l'analyse 0,45g d'un composé organique azoté et l'on trouve les résultats suivants : 0,63g de vapeur d'eau ; 0,88g de dioxyde de carbone et 0,14g de diazote.

- 1) En représentant le composé par la formule $\text{C}_x\text{H}_y\text{N}_z$, écrire l'équation de sa combustion.
- 2) Pour déterminer la masse molaire M du composé, on mesure la masse de 1 litre de ce composé à l'état gazeux et dans les conditions normales de température et de pression, on trouve une valeur très proche de 2g. En déduire la valeur de M .
- 3) Déterminer les nombres x , y , z ; puis déduire la formule brute du composé.
- 4) Sachant qu'il s'agit d'une amine, déterminer les formules semi-développées possibles.

On donne le volume molaire $V_{\text{mol}} = 24 \text{ L.mol}^{-1}$.