Série N°2

Exercice 1

a) Calculer les densités des solvants suivants:

Propanol (ρ=0.81 g/mL) c'est ρ=0.803 g/mL;

Dichlorométhane (ρ=1.33 Kg/L);

Toluène (masse=8.1.10-4 Kg, volume= 1mL);

Chloroforme (ρ=1490 g/dm3).

b) Les classer du moins dense au plus dense.

**Corrigé Exo 1**

On a  dliqui= ρsubs/ρeau ; ρ= m/v ; ρeau= 1Kg/m3 = 1g/ml

1g = 10-3 kg ; 1mL =10-3 L ;

1L = 10-3 m3; 1dm3 =10-3 m3=> 1dm3=1L

Propanol (ρ=0.803 g/mL) => d= ρpropanol/ρeau

= (0.803. 10-3 /10-3)/ (1 Kg/m3)=> dprop =0.803

De la meme manière

\* Dichlorométhane (ρ=1.33 Kg/L) =>ddichloro = ρdichloro/ρeau = 1.33

\* Toluène (masse=8.1.10-4 Kg, volume= 1mL) =>

On applique ρ= m/v  = 8.1.10-4 Kg / 10-3 L = 0.81 Kg/L =>

dtoluene = ρtoluene/ρeau = 0.81

\* Chloroforme (ρ=1490 g/dm3 = 1.490Kg/ dm3 =1.490Kg/ L )=> dChloro = 1.49

\* Le classement du moins dense au plus dense

prop < Toluene <dichloro < chloroforme

Exercice 2

La codéine comporte les éléments C, H, O, N. Sa composition centésimale est: 72,4% de carbone, 7% d'hydrogène, 4,7% d'azote.   
Sa masse molaire déterminée par spectrographie de masse est 299,4 g.mol-1 .   
1) Déterminer sa formule brute.  

**Corrigé Exercice 2**

1) La composition en oxygène de la codéine est 100 – (72,4 + 7 + 4,7) = 15,9%

Posons CxHyNzOw pour formule brute de la codéine ; on peut écrire :

12x/72,4 = y/7 = 14z/4,7 = 16w/15,9 = 299,4/100

Ou Soit :

**x** = %C.M/100.MC = %C.M/100.12 -----> **x** = 299,4 .72,4/1200 = 18

et **y** = 299,4.7/100 = 21

**z** = 299,4. 4,7/1400 = 1

**w** = 299,4.15,9/1600 = 3

La formule brute de la codéine est C18H21NO3.

Exercice 3

La combustion complète d’un échantillon d’acide butyrique (A) de masse m=1,35g fournit 2,7g de dioxyde de carbone CO2 et 1,1g d’eau (H2O).

1°) Calculer la masse de carbone, d’hydrogène et d’oxygène contenue dans cet échantillon.

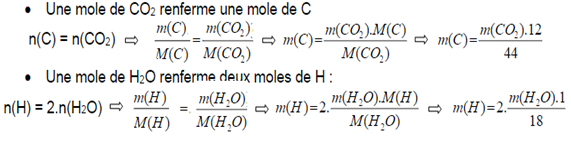
2°) a- En déduire la composition massique centésimale (pourcentage de carbone, d’hydrogène et d’oxygène)

b-Trouver la formule brute de (A), sachant que sa masse molaire est M=88g. mol-1.

**Corrigé Exercice 3**

Données: A= Constituant; mA=1.35g; mCO2=2.7g; m H2O=1.1g.

1) On appliquant les formules suivantes:



On trouve: mC=0.736g; m H=0.122g.

2) a-On appliquant



On trouve:

%C= 54.54%, %H= 9.03%, %O= 100%-( %C+%H) = 36.42%.

b- **X** = %C.M/100.MC = %C.M/100.12 =54.54.88/100.12=4

**Y** = %H.M/100. MH = %H.M/100.1= 8

**Z** = %O.M/100. MO = %O.M/100.16 =2

La formule brute du constituant A est C4H8O2

Exercice 4

La combustion complète d’un échantillon d’un hydrocarbure (ne renferme que de l’hydrogène et du carbone) de masse m = 0,44 g et de formule brute CxHy a produit 1,32 g d’un gaz qui trouble l’eau de chaux Ca(OH)₂ ( ---> le gaz est le CO2).

1-Ecrire la réaction de combustion de CxHy (n'oubliez pas de l'**équilibrer**).

2-Calculer la masse de carbone existant dans 1,32 g de CO2.

En déduire le pourcentage de carbone dans l’échantillon.

3-Déduire le pourcentage d’hydrogène dans l’échantillon.

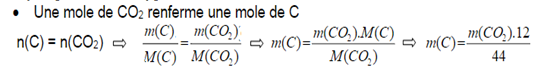
4-Sachant que la masse molaire de l’hydrocarbure est 44 g.mol-1, Ecrire une relation entre x et y.

5-Déterminer x et y.

**Corrigé Exercice 4**

1- CxHy + (x+ y/4) O2 --------> xCO2 + y/2 H2O

2- on applique



mC = 0.36g

* %C= 100 mC/m totale ----> %C= 81.82%

3- %H= 100% - %C= 100% - 81.82% = 18.18%

4- M = x.MC+ y.MH = 12x+ 1.y

5- **X** = %C.M/100.MC = %C.M/100.12 =  **3**

**Y** = %H.M/100. MH = %H.M/100.1= **8** ------> **C3H8**