

lundi 13 septembre 2004

SCIENCES PHYSIQUES

Partie 2 : la mesure en chimie

Chapitre 1 : MESURER DES QUANTITES DE MATIERE

I. Pourquoi mesurer des quantites de matiere ?

- Cela peut servir à comprendre le monde
Ex : CO₂ dans l'air
- Cela sert à légiférer
Ex : alcool dans le sang
- Cela sert à agir
Ex : diabète

Les mesures peuvent être approximatives ou plus poussées.

Les mesures peuvent être destructrices ou pas.

La mesure peut être faite en continue ou en prélèvement

Ex : mesure de la pollution de l'air

II. Determination des quantites de matiere

1. Quantité de matière et notion de mole

Constante d'Avogadro $N_A = 6.02 \times 10^{23}$

Une mole contient N_A élément.

La quantité de matière s'écrit petit n et s'exprime en « mol ».

2. Quantité de matière et masse

$$n = \frac{m}{M}$$

↑

← Masse (g)

← Masse molaire (g.mol⁻¹)

Qté de mat. (mol)

Dès qu'on utilise une masse molaire, un chiffre après la virgule suffit.

3. Quantité de matière et volume d'un liquide et d'un solide.

$$\text{Masse volumique : } \rho = \frac{m(g)}{V(L)}$$

$$1 \text{ g.cm}^{-3} = 1000 \text{ kg.m}^{-3}$$

$$1 \text{ g.cm}^{-3} = 10^{-3} \text{ kg.m}^{-3}$$

$$1 \text{ kg.m}^{-3} = 10^{-3} \text{ g.cm}^{-3}$$

$$1 \text{ kg.m}^{-3} = 1 \text{ g.L}^{-1}$$

$$10^{-3} \text{ g.cm}^{-3} = \frac{10^{-3} \text{ g}}{1 \text{ cm}^3} = \frac{10^{-3}}{10^{-3} \text{ L}} = 1 \text{ g.L}^{-1}$$

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m = \rho x v \Rightarrow n = \frac{m}{M} \quad n = \frac{\rho v}{M}$$

La densité d'un solide ou d'un liquide.

$$\frac{\rho_{\text{corps}}}{\rho_{\text{eau}}}$$

$$\rho_{\text{eau}}$$

$$\rho = 1 \text{ g.cm}^{-3} = 1000 \text{ g.L}^{-1}$$

4. Quantité de matière et concentration molaire

$$C = \frac{n}{v} \quad \text{où } n \text{ en mol, } v \text{ en litre, } C \text{ en mol.L}^{-1}$$

$$\rightarrow n = c \times v$$

Remarque : on peut utiliser [] pour une concentration d'espèce en solution.
 C_A en solution se note [A].

5. Quantité de matière et volume d'un gaz.

Une mole de n'importe quel gaz occupe le même volume, c'est ce qu'on appelle le volume molaire des gaz. $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$ à température ambiante.

[Condition Normale de Température et de Pression]

CNTP : $t = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$ (Kelvin)

$$P = P_{\text{atm}} = 10^5 \text{ Pa}$$

$$V_0 = 22.4 \text{ L.mol}^{-1}$$

$$\text{Où } v \text{ en litre, } V_m \text{ en L.mol}^{-1} \text{ et } n \text{ en mol. } n = \frac{v}{V_m}$$

6. L'utilisation de l'équation d'état des gaz parfaits.

$$P \times V = n \times R \times T$$

où P en Pascal, V en m³, N en mol et T en Kelvin (= T_C+273)

R est la constante des gaz parfait R = 8.31 SI

$$n = \frac{PV}{RT}$$

Remarque : la densité d'un gaz peut se calculer avec $d_{\text{gaz}} = \frac{M}{29}$ où M = masse molaire du gaz g.mol⁻¹ et 29 = masse molaire moyenne de l'air : 29 g.mol⁻¹

Concentration massique : $\frac{m}{V}$ en g.L⁻¹

$$C_{\text{mol}} = \frac{n}{v}$$

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \times M$$

$$M \times C_{\text{mol}} = C_{\text{mass}}$$