Université Badji Mokhtar 2020/2021 Faculté de Médecine Département de Médecine Première Année

 **TD° 1 Introduction à Chimie Générale**

NOTIONS FONDAMENTALES

 Introduction

- Une solution: est un mélange homogène de deux ou plusieurs espèces chimiques pures (sans qu’il y ait de réaction chimique). Exemple: sel ou sucre dans l’eau. Le sucre ou le sel se dissout dans l’eau en formant une solution homogène. Mais si l’on continue à rajouter du sucre ou du sel, on peut atteindre un point où l’on peut remarquer une solution homogène et un solide au fond du récipient; en ce point on dit que le seuil de solubilité est atteint (on définira plus tard la solubilité),

- Un solvant: c’est un milieu dispersant; en général le liquide dans lequel se fait la solution.

- Un soluté: c’est le corps dissous (dispersé); peut être un solide (sucre, sel), un liquide (HCl) ou un gaz (O2, N2).

Le solvant est habituellement la substance qui se trouve en plus grande quantité.

 Expressions de concentration

La concentration exprime la quantité de substance par unité de volume

\***concentration molaire ou molarité « CM » ou M**: c’est le nombre de mole de soluté (n) par unité de volume de solution

 CM= n/volume de solution [mol/l]

\***concentrations massiques « Cm »:** c’est le nombre de gramme de soluté (m) par litre de solution

Cm=m/v[g/l] CM=Cm/M M: masse molaire du soluté.

**concentrations normales (Normalité (N)):** c’est le nombre d’équivalent gramme d’un acide, d’une base, d’un réducteur ou d’un oxydant contenu dans 1l de solution

N=nombre d’équivalent gramme/l de solution

N=m/Meq.V avec Meq=CM/Z (Meq : masse équivalente)

 **N=m.Z/M.V=CM.Z**

**Signification de Z:**

a)Dans le cas d’un acide: Z est le nombre de protons H+ mis en jeu .Exemple: HCl (Z=1); H2SO4 (Z=2); H3PO4 (Z=3).

b) Dans le cas d’une base: Z est le nombre des ions OH- mis en jeu.

Exemple :NaOH (Z=1); Ca(OH)2 (Z=2), Dans l cas des sels: Z est le nombre de cations métalliques multiplié par la valence de ce métal. Exemple: Na2SO4 (Z=2 × (+1)=2) (2Na+; SO42-); Meq (Na2SO4) = MNa2SO4 /2

c) Dans le cas des réactions d’oxydo-réduction; Z est le nombre d’électrons cédés ou captés.

Exemple: KMnO4 Z=5, KMnO4 + 5e → Mn2+

La molalité (M): elle exprime la quantité de soluté contenue dans kg de solvant

Molalité = nombre de mole de soluté **/** masse du solvant en Kg

**Pourcentages massique, volumique**

%massique =(masse de soluté en g/masse de solution)x100

%volimique= ( volume de soluté(ml)/volume de solution (ml))x100

**La fraction molaire** : La fraction molaire d’un composant d’une solution ou d’un échantillon est le nombre de moles de ce composant rapporté au nombre total de moles de la solution ou de l’échantillon, Son symbole est X. Soit n1 le nombre de moles de soluté et le nombre de moles de solvant.

Dans ce cas, la fraction molaire du soluté sera :X1=n1/n1+n2

De même, la fraction molaire du solvant sera : X2=n2 /n1+n2

Avec X1+X2 = 1

**La densité « d » :**

La densité d’un corps est le rapport de sa masse volumique de la solution ρ à la masse volumique du solvant

D=ρ solution/ρ solvant

C’est une grandeur sans dimension. Dans le cas d’une solution aqueuse ρsolvant est 1g/cm3.

**Préparations des solutions**

**Exercice 1**

On dispose d’une solution d’acide sulfurique à 96% de pureté dont la densité est égale à 1,83 (M(H2SO4)=98 g.mole-1). Quels sont les volumes d’eau et d’acide à mélanger, si l’on veut obtenir 1litre de H2SO4 à 1,79 mol.L-1

**Exercice 2**

On dispose d’une solution d’acide acétique de densité égale à 1,14 et de pureté égale à 99,8%.

Quel volume occupe 100g de cet acide ? Quelle est sa molarité ? Donnée: M(CH3COOH)= 60g.mole-1

**Corrigé**

**Exercice 1**

1mole de H2SO4 pèse 98 g et 1 litre d’H2SO4 pèse 1,83103 g soit 1830 g. La concentration initiale en molarité de H2SO4 est donc pour 100% de pureté

Ci=ni/V=(1830/98)/1=18,67 mol,L-1

Soit en tenant compte du degré de pureté: 96%, C’i = 0,96; Ci=17,63 mol,L-1 = 35,86 N

(H2SO4 est un diacide fort) donc une solution qui contient 1 mole par litre libère 2 moles

d’ions H3O+ par litre). Il faut donc prendre 100 ml d’H2SO4 et 900 mL d’eau car 1,79 = Ci/10

**Exercice 2**

1 litre de CH3COOH à 99,8% de pureté pèse 1,14 x 0,998 = 1138g. Donc 100g de cet acide occupe un volume V égale à V = 100 / 1138 = 8,7910-2 L d’où V=87,9 mL,

Calcul de la molarité de l’acide

Ci = (ni/V)/0,998

Ci = [(1140/60)/1]0,998=18,96mol/L

**Définitions et notions devant être acquises** : Atome - Electron -Proton –

Neutron- Nucléon –Isotope- Elément chimique- Nombre d’Avogadro (N) –

Constante de Planck (h)- Constante de Rydberg (RH)- Célérité de la lumière (c)

-Masse molaire (M)- Mole - Molécule -Unité de masse atomique - Défaut de

Masse

**Exercice 3 :**

Pourquoi a-t-on défini le numéro atomique d’un élément chimique par le

nombre de protons et non par le nombre d’électrons?

**Exercice 4 :**

Combien y a-t-il d’atomes de moles et de molécules dans 2g de dihydrogène

(H2) à la température ambiante.

**Exercice 5 :**

Un échantillon de méthane CH4 a une masse m = 0,32 g.

Combien y a-t-il de moles et de molécules de CH4 et d’atomes de C et de H

dans cet échantillon ?

MC=12g.mol-1

**Exercice 6 :**

Les masses du proton, du neutron et de l'électron sont respectivement de

1,6723842.10-24g, 1,6746887.10-24g et 9,109534.10-28g.

**1.** Définir l'unité de masse atomique (u.m.a). Donner sa valeur en g avec

les mêmes chiffres significatifs que les masses des particules du

même ordre de grandeur.

**2.** Calculer en u.m.a. et à 10-4 près, les masses du proton, du neutron et

de l'électron.

**3**. Calculer d'après la relation d'Einstein (équivalence masse-énergie), le

contenu énergétique d'une u.m.a exprimé en MeV.

(1eV=1,6.10-19 Joules)

**Exercice 7 :**

**1.** Le noyau de l'atome d’azote N (Z=7) est formé de 7 neutrons et 7

protons. Calculer en u.m.a la masse théorique de ce noyau. La comparer à sa valeur réelle de 14,007515u.m.a. Calculer l'énergie de cohésion de ce noyau en J et en MeV.

mp = 1,007277 u.m.a. mn = 1,008665 u.m.a.

me = 9,109534 10-31 kg

*N* = 6,023 1023 RH = 1,097 107m-1

h= 6.62 10-34 J.s c = 3 108ms-1

**2.** Calculer la masse atomique de l’azote naturel sachant que :

14N a une masse de 14,007515u.m.a et une abondance isotopique de

99,635%

15N a une masse de 15,004863u.m.a et une abondance isotopique de

0,365%

**Exercice 8 :**

L’élément silicium naturel Si (Z=14) est un mélange de trois isotopes

stables : 28Si, 29Si et 30Si. L'abondance naturelle de l'isotope le plus abondant

est de 92,23%.

La masse molaire atomique du silicium naturel est de 28,085 g.mol-1.

**1**. Quel est l'isotope du silicium le plus abondant ?

**2**. Calculer l'abondance naturelle des deux autres isotopes.

***Structure de l’atome : Connaissances générales correction***

**Exercice 3 :**

Le numéro atomique d’un élément chimique est défini par le nombre de

protons car celui-ci ne change jamais contrairement au nombre de neutrons

et d’électrons

**Exercice 4 :**

MH = 1g.mol-1 nombre de moles : n =m /M

2g de H2 correspond à n = 2/2 =1 mole de molécules, à 1.6,0231023

molécules et à 2.6,0231023 atomes de H.

**Exercice 6 :**

**1.** Définition de l’unité de masse atomique : L’unité de masse atomique

(u.m.a.) : c’est le douzième de la masse d'un atome de l’isotope de

carbone 6

12*C* (de masse molaire 12,0000g)

La masse d’un atome de carbone est égale à : 12,0000g/*N*

Avec N (nombre d’Avogadro) = 6.023. 1023

1 u.m.a = 1/12 x (12,0000/*N* ) = 1/ *N* = 1.66030217.10-24g.

**2.** Valeur en u.m.a. des masses du proton, du neutron et de l'électron.

mp = 1,007277 u.m.a. mn = 1,008665 u.m.a.

me = 0,000549 u.m.a.

E (1 u.m.a) = mc2 = 1,66030217.10-24.10-3 x ( 3.108)2

= 1,494271957.10-10 J

E=1,494271957.10-10/1,6.10-19 (eV) = 934 MeV

**Exercice 5:**

Nombre de mole de CH4 : n= m/MCH4 = 0,32/ (12 + 4)= 0,02moles

Nombre de molécules de CH4 = n. *N* =(m/MCH4) . *N* = 0,12.1023 molécules

Nombre d’atomes de C = nombre de molécules de CH4 = 1.n . *N* = (m/MCH4) . *N* = 0,12.1023 atomes

Nombre d’atomes de H= 4 nombre de molécules de CH4 =4.n . *N=* 4 . 0,12.1023 =0,48.1023 atomes

**Exercice 7 :**

**1. Masse théorique du noyau** :

M théo = 7.1,008665 + 7.1,007277 = 14,111594 u.m.a

1 u.m.a = 1/*N* (g)

mthéo = 14,111594/*N* = 2,342951021.10-23 g = 2,34295.10-26 kg

La masse réelle du noyau est inférieure à sa masse théorique, la différence

m ou défaut de masse correspond à l'énergie de cohésion du noyau.

**Défaut de masse** :m = 14,111594 - 14,007515= 0,104079 u.m.a/noyau =

1,72802589. 10-28 kg/noyau

m= 0,104079 g/ mole de noyaux

**Energie de cohésion** : E = m c2 (d’après la relation d’Einstein :

équivalence masse –énergie)

1eV= 1,6.10-19 J

E = 1,7280.10-28 (3 108)2 = 15,552.10-12 J/noyau = 9,72.107 eV/noyau

**2.** M azote naturel = (99,635/100 x 14,007515) + (0,365/100 x 15,004863)

= 14,01g.mol-1

**Exercice 8:**

La masse d’un atome de silicium Si : m=MSi/ *N* =(28,085/ *N*)

La masse molaire du silicium est:

MSi = 28,085 g.mol-1 =(28,085/ *N*).*N* = 28,085 u.m.a.

28L'isotope 28 est le plus abondant.

**2.** Appelons **x** l'abondance de l'isotope 29 et **y** celle de l'isotope 30.

Assimilons, fautes de données, masse atomique et nombre de masse pour les

trois isotopes.

28,085 = 28 .0,9223 + 29 x + 30 y 2,2606 = 29 x + 30 y

0,9223 + x + y = 1 0,0777 = x + y y = 0,0777 – x

29 x + 30 (0,0777 - x) = 2,2606

**x = 0,0704 = 7,04% et y = 0,0073 = 0,73%**