**C1 : La mole, une unité pour la chimie**

**1. Rappels de seconde**

* Faire le test : "qté de matière\_éval diagnostique", ouvert sur pronote.
* Réviser les principales notions avec les deux vidéos suivantes.
* Après avoir visionné la vidéo ci-dessous, faire un petit résumé de ce que vous avez retenu.

|  |
| --- |
| **Vidéo** : <https://www.youtube.com/watch?v=_kosdfe79OU> |
|  |

**2. Les relations importantes à connaître.**

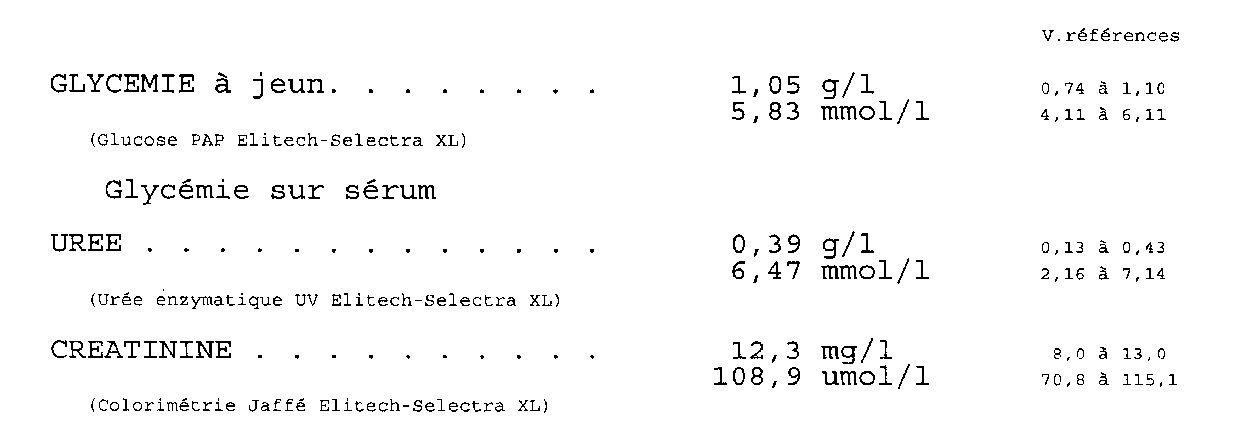
En chimie, on a souvent besoin de connaître le nombre d'entités chimiques, c’est-à-dire la quantité de matière.

Par contre, les grandeurs mesurables expérimentalement sont plutôt la masse et le volume et non la quantité de matière.

Il faut donc trouver une manière simple de passer des grandeurs mesurables à la quantité de matière.

**2.1 Masse molaire et quantité de matière**

Document 1 : extrait d'une analyse de sang.



6,50 mmol/l

Dans une analyse de sang, les résultats font référence à une masse (g, mg, µg...) mais également à une quantité de matière (mol, mmol, µmol...). Vérifions les équivalences de cette analyse pour le glucose et l'urée, en raisonnant sur 1L de sang.

Document 2 :

Extrait de la classification périodique des éléments

Données :

-La glycémie est le nom donné à la concentration du glucose dans le sang.

-Formule brute du glucose : C6H12O6

-Formule brute de l'urée : CH4N2O

-Masse d'un atome d'hydrogène H : mH = 1,67.10-24 g

-Masse d'un atome de carbone C : mC = 2,00.10-23 g

-Masse d'un atome d'oxygène O : mO = 2,66.10-23 g

-Masse d'un atome d'azote N : mN = 2,32.10-23 g

-Constante d'Avogadro NA = 6,02.1023 mol-1

1/ Calculer la masse de :

Attention au nbre de CS à conserver (le « 0 » ne compte pas tout le temps).

|  |  |
| --- | --- |
| 1 mol d’atomes d’hydrogène : on notera cette masse M(H) | M(H) = Na x m(1 atome de H) = 1,00 g |
| 1 mol d’atomes de carbone : on notera cette masse M(C) | M(C) = Na x m(1 atome de C) = 12,0 g |
| 1 mol d’atomes d’oxygène, notée M(O) | M(O) = Na x m(1 atome de O) = 16,0 g |
| 1 mol d’atomes d’azote, notée M(N) | M(N) = Na x m(1 atome de N) = 14,0 g |

Que remarquez-vous entre vos résultats et le document 2 ?

La valeur de M s’appelle la masse molaire : elle est directement donnée dans le tableau (avec 1 seule décimale).

2/ a) A partir des réponses précédentes, calculer la masse de 1mol de glucose, notée M(C6H12O6).

M(C6H12O6) = 6.M(C) + 12.M(H) + 6.M(O) = 180,0 g pour 1 mol soit 180,0 g.mol-1.

Règle sur les CS lors d’une addition : 1 seule décimale

b) Vérifier l’indication « 5,83 mmol/L », mentionnée dans le document 1.

1 mol de glucose a une masse de 180,0 g donc 1,05 g de glucose correspondra à 1,05 / 180 = 5,83.10-3 mol soit 5,83 mmol.

3/ En vous servant de ce qui a été fait précédemment, montrer que « 0,39 g d’urée » est équivalent à « 6,50 mmol d'urée ».

L’urée a pour formule brute CON2H4 ; on calcule M(CON2H4) = 60 g.mol-1 ce qui signifie qu’une mol d’urée a une masse de 60 g.

0,39 g d’urée correspondra donc à une quantité de matière égale à 0,39 / 60 = 6,5.10-3 mol ce qui est cohérent avec la valeur indiquée.

**La masse molaire** notée M est la masse d'une mole d'entités chimiques, son unité est donc g.mol-1.

Relation :

M(molécule) = somme des masses atomiques

n(A) =

Les masses molaires de chaque élément chimique sont indiquées dans la classification périodique et tiennent compte des abondances de chaque isotope sur Terre. Par exemple, le chlore existe sous la forme de 75 % de  et de 25 % de Dans la classification, on trouve M(Cl) = 35,5 g.mol-1

Pour déterminer la masse molaire d'une molécule ou d'un ion polyatomique, on additionne toutes les masses molaires des éléments le constituant, sans tenir compte de la charge électrique s'il s'agit d'un ion.

Applications :

1/ Déterminer les masses molaires des espèces chimiques suivantes en vous servant du document 2 :

|  |  |
| --- | --- |
| Cuivre métallique : Cu 🡪 M(Cu) = 63,5 g.mol-1 | Dioxygène : O2  🡪 M(O2) = 32,0 g.mol-1 |
| Ion chlorure : Cl- 🡪 M(Cl-) = 35,5 g.mol-1 | Chlorure de sodium NaCl 🡪 M(NaCl) = 58,5 g.mol-1 |
| Ion sulfate : SO42- 🡪 M(SO42-) = 96,1 g.mol-1 | Sulfate de cuivre CuSO4 🡪 M(CuSO4) = 159,6 g.mol-1 |
| Ethanol C2H6O 🡪 M(C2H6O) = 46,0 g.mol-1 | Glucose C6H12O6 🡪 M(C6H12O6) = 180,0 g.mol-1 |
| Acétone C3H6O 🡪 M(C3H6O) = 58,0 g.mol-1 | Dichlorométhane CH2Cl2  🡪 M(CH2Cl2) = 85,0 g.mol-1 |

2/ Déterminer les masses des échantillons suivants en précisant la relation à utiliser. m(A) = n(A).M(A)

|  |  |
| --- | --- |
| 4,0 mol de chlorure de sodium | m = 4,0 x 58,5 = 234 g 🡪 23.101 g avec 2 CS |
| 7,3 mmol de glucose | m = 7,3.10-3 x 180,0 = 1,3 g |
| 0,80 mol de dioxygène | m = 0,80 x 32,0 = 25,6 g 🡪 26 g avec 2 CS |
| 5,6 µmol d'ion sulfate | m = 5,6.10-6 x 96,1= 5,4.10-4 g |

3/ Déterminer la quantité de matière des échantillons suivants en précisant la relation à utiliser. n(A) = m(A)/M(A)

|  |  |
| --- | --- |
| 10 g de sulfate de cuivre | n = 6,3.10-2 mol |
| 39 mg d'éthanol | n = 8,5.10-4 mol |
| 5,0 tonnes de cuivre | n = 7,9.104 mol |
| 1,0 kg de glucose | n = 5,6 mol |

**2.2. Volume occupé par les corps purs**

En chimie, seuls les solides sont pesés. Pour les liquides, même s'ils ont une masse, on évite de les peser sur une balance et on utilise plutôt de la verrerie permettant de prélever un volume.

**Si le corps pur est un liquide :** pour passer de la masse au volume, on utilise la notion de masse volumique ou la notion de densité.

Relation :

ρ(A) =

**Masse volumique ρ** (ou µ) : c'est la masse d'une unité de volume. Unités possibles : g.L-1 ; g.mL-1 ; kg.L-1 ; kg.m-3.

***Il faudra veiller à l'homogénéité des calculs.***

**Densité d'un liquide** : c'est la comparaison de la masse volumique par rapport à celle de l'eau.

Relation :

d(A) =

La densité est sans unité, ce qui suppose d'exprimer les deux masses volumiques dans la même unité.

La masse volumique de l'eau est connue ρeau = 1 kg.L-1 ou 1000 g.L-1 ou 1 g.mL-1.

Ainsi, si ρ(A) = 1,3 **g.mL-1**, alors d(A) = 1,3.

Applications :

4/ Compléter le tableau ci-dessous.

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Nature du liquide | Densité d | ρ (g.L-1) | ρ (g.mL-1) | ρ (kg.L-1) | ρ (kg.m-3) |
| Ethanol | 0,780 | 780 g.L-1 | 0,780 | 0,780 | 780 |
| Dichlorométhane | 1,330 | 1330 | 1,330 | 1,330 | 1330 kg.m-3 |
| Acétone | 0,80 | 80.101 | 0,80 | 0,80 | 80.101 |

Attention ici aux conversions qd les grandeurs sont au dénominateur ! 1 g.L-1 = 1 g / 1 L = 1 g / 1000 mL = 10-3 g.mL-1.

5/ Après avoir établi la relation donnant VA en fonction de nA, MA et ρA puis celle donnant nA en fonction de VA, MA et ρA, déterminer la quantité de matière ou le volume occupé par les liquides suivants :

but : éviter les calculs intermédiaires et les arrondis à répétition.

|  |  |
| --- | --- |
| **Quantité de matière** | **Volume** |
| n(éthanol) = 2,0 mol | V = = = 1,2.102 **mL** |
| n(dichlorométhane) = 15 mmol | V = = = 9,6.10-1 **mL** |
| n = = 1,4.101 mol | V(acétone) = 1,0 L (à convertir en mL) |
| n = = 2,3.10-2 mol | V(dichlorométhane) = 1,5 mL |

**Si le corps pur est un gaz :**

Relation :

V(gaz) = n(gaz).Vm

Quel que soit le gaz, 1 mol de gaz occupe toujours le même volume à une température et une pression donnée. Cette grandeur s'appelle le **volume molaire des gaz**, notée Vm exprimée en L.mol-1.

Une mole de gaz, à 20°C et pression atmosphérique occupe 24 L, on a donc Vm,gaz = 24 L.mol-1

6/ Déterminer la quantité de matière ou le volume occupé par chaque gaz :

|  |  |
| --- | --- |
| **Quantité de matière** | **Volume** |
| n(CO2) = 0,95 mol | V(gaz) = n(gaz).Vm = 2,3.101 L |
| n (H2) = 48 mmol | V(gaz) = n(gaz).Vm = 1,2 L |
| n(gaz) = V/Vm = 1,5.10-1 mol | V(O2) = 3,5 L |
| n(gaz) = V/Vm = 2,1.10-2 mol | V(N2) = 500 mL |

**2.3. Les solutés en solution**

Une solution est formée par un solvant liquide très largement majoritaire, dans lequel est dissous un ou plusieurs solutés.

Relation :

t(A) =

La **concentration en masse de soluté** (ou titre) notée t indique la masse de soluté par unité de volume **de solution**. Unité g.L-1

Mais on peut également définir une **concentration en quantité de matière de soluté** notée C. Elle représente la quantité de matière de soluté par unité de **volume de solution**. Son unité est mol.L-1.

Relation :

C(A) =

**2.4. Dilution**

Diluer une solution consiste à prélever un petit volume de solution concentrée appelée **solution mère** et d'y ajouter du solvant de façon à diminuer la valeur de la concentration en soluté.

Relation :

n = cte = CmVm = Cf Vf ou encore

tmVm = tf Vf

Au cours de la dilution la masse ou quantité de matière prélevée correspond à la masse ou la quantité de matière présente dans la solution fabriquée appelée **solution fille**. La quantité de matière se conserve.

On appelle **facteur de dilution**, le rapport des concentrations entre les solutions mère et fille (F > 1). On dit que l'on dilue "F fois".

Relation :

F = =

*Exercices à rédiger sur feuille :*

**Exercice 7 :**

1/ Déterminer la masse de glucose C6H12O6 présente dans V = 200 mL de solution de concentration en masse de glucose t(glucose) = 15 g.L-1. m = t.V(sol) = 3,0 g

2/ En déduire la quantité de glucose présente dans ce volume. n = m/M = 1,7.10-2 mol

3/ En déduire la concentration en quantité de matière de glucose de cette solution. C = n/V(sol) = 8,3.10-2 mol.L-1.

**Exercice 8 :**

Déterminer la masse de glucose présente dans V = 150 mL de solution de concentration en quantité de matière C = 0,60 mol.L-1. m = n.M = C.V(sol).M = 1,6.101 g.

**Exercice 9 :**

On dispose d'une solution de glucose de titre t = 32 g.L-1. On a besoin d'une quantité de glucose n = 50 mmol. Quel volume faut-il prélever ? V = m/t = (n.M)/V = 2,8.10-1 L.

**Exercice 10 :**

On dissout m = 46 g de glucose dans une fiole jaugée de volume V = 100,0 mL. Après dissolution, ajustage au trait de jauge et homogénéisation, déterminer la concentration en quantité de matière de glucose de la solution ainsi fabriquée.

C = n/V(sol) = m/(M.V(sol)) = 2,6 mol.L-1.

**Exercice 11 :**

On prélève V1 = 10,0 mL de solution de diiode de concentration C1 = 4,0×10-2 mol.L-1que l’on place dans une fiole jaugée de volume V2 = 250 mL. On complète la fiole jaugée avec de l'eau distillée.

Déterminer la concentration C2 de la solution fille ainsi fabriquée. C2 = n/V2 = (C1.V1)/V2 = 1,6.10-3 mol.L-1.

On peut faire également avec le facteur de dilution : F = C1/C2 = t2/t1 = 25.

**Exercice 12 :**

Pour fabriquer V = 100,0 mL de solution de glucose de concentration en masse de glucose t = 2,0 g.L-1 à partir d'une solution mère de concentration en masse t0 = 10,0 g.L-1, quel volume de solution mère faut-il prélever ?

m(soluté) = cte = t0.V0 = t.V donc V0 = t.V/t0 = 2,0.101 mL.