|  |  |
| --- | --- |
| Outils de description d’un système | |
| **1- Définition : La mole.** | |
| La mole est l’unité de quantité de matière. Par définition, une mole contient autant d’entités chimiques qu’il y a d’atomes dans 12,0 g de carbone 12.  Nombre d’atome dans 12g de carbone  on déduire N= Donc N= 6,02.1023  Le nombre 6,02 \* 1023 porte le nom de constante d'Avogadro. On note cette constante : Na = 6.02.1023 mol-1 (ce qui signifie 6.02. 1023 « choses » par mole)  ⮱ Une mole d'atomes (ou d'ions ou de molécules …) contient 6,02.1023 atomes (ou ions, ou molécules). | |
| **2- Quantité de matière d’un échantillon :** | |
| La quantité de matière d’un espèce (x) se note n(x) , N(x) représente le nombre d’entités chimiques (molécules, atomes ou ions) présentes dans un échantillon de matière :  ⬄ n(x)= | |
| **3- Masse molaire.** | |
| Masse molaire moléculaire : C’est la masse qui correspond à une mole de molécules.  Pratiquement  La masse molaire moléculaire est égale à la somme des masses molaires atomiques des éléments constituant la molécule.  L’unité est toujours le g.mol-1. Exemples : M(H2O) = 2.M(H) +M(O) = 2.1,0+16,0 =18g.mol-1 M(C2H6O) = 2.M(C) + 6.M(H) + M(O)  = 2. 12,0 + 6. 1,0 + 16,0 = 46,0 g.mol-1 | Masse molaire atomique : La mase molaire atomique d’un élément chimique est la masse d’une mole d’atomes de cet élément chimique. L’unité est le gramme par mole noté g.mol-1. Remarque  Les valeurs des masses molaires atomiques sont indiquées pour chaque élément dans le tableau de classificationpériodique des éléments . Exemples : M(H) = 1,0 g.mol-1  M(C) = 12,0 g.mol-1  M(O) = 16,0 g.mol-1   M(N) = 14,0 g.mol-1 |
| **4- Masse molaire et quantité de matière** | |
| la quantité de matière de l’échantillon (x) est noté n(x) :M(x) représente la masse molaire de l’échantillon, m(x) représente la masse de l’échantillon   avec | |
| **5-Volume molaire des gaz.** | |
| Le volume molaire d’un gaz est le volume occupé par une mole de ce gaz dans des conditions de pression et de température données Ainsi, à une température et une pression données, tous les gaz ont le même volume molaire. Le volume molaire d’un gaz se note Vm , il s’exprime en L.mol-1   |  |  | | --- | --- | | Conditions normales de température et de pression : T=0°C et P=105 Pa | Conditions ordinaires de température et de pression : T=20°C et P=105Pa | | Vm = 22,4 L.mol-1 | Vm = 24,0 L.mol-1 |   Le volume molaire est indépendant de la nature du gaz, il dépend uniquement de la température et de la pression. | |
| **6- Volume molaire et quantité de matière :** | |
| La quantité de matière d’un gaz (x) se note n(x) de volume V(x) et Vm représente le volume molaire | |
| **7-La densité d d’un gaz densité par rapport à l’air** | |
| - On définit la densité d d’un gaz comme le rapport de la masse volumique du gaz sur la masse volumique du gaz de référence : l’air.  d =  où ρ : masse volumique du gaz étudié (g.L-1)  ρ0 : masse volumique de l’air ≈ 1 g.L-1  d : densité par rapport à l’air du gaz considéré  - La densité est une grandeur sans unité.  - La densité du gaz est donc égale à la masse d’un certain volume de ce gaz divisée par la masse du même volume d’air, les volumes étant mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression.  - Si on s’intéresse à 1 mol du gaz : il occupe le volume molaire et sa masse est M, masse molaire du gaz  la masse du même volume d’air est sensiblement de 29 g  - On peut donc retenir comme formule approchée pour calculer rapidement la densité d d’un gaz par rapport à l’air : | |