**Gaz parfait et stoechiométrie Novembre 2012**

**Résumé ou « comment décrypter le jargon du chimiste » !** R.Chang, Chimie générale, 3ème édition, Chenelière Mc Graw-Hill, 2002

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | C:\Users\Richoz\AppData\Local\Microsoft\Windows\Temporary Internet Files\Content.IE5\LS2PUZD6\MC900442036[1].WMF |  |  |  | C:\Users\Richoz\AppData\Local\Microsoft\Windows\Temporary Internet Files\Content.IE5\BYRF4LDE\MC900440428[1].WMF |
|  | **Théorie** | **Unités** | **Exemple** | **Utilité** | **Commentaire ou exemple/exercice** |
| **Mole** | Quantité de substance qui contient autant d’entités élémentaires (atomes, molécules, ions ou autres particules) qu’il y a d’atomes dans 12 g de carbone 12. | [mol] | Ex : 4.0003 g de He représente 1 mole | Très utile en chimie car les atomes sont si légers qu’on ne peut les peser facilement individuellement. | Nombre d’Avogadro :  *NA*=6.022X1023 /mol  (de même que 1 douzaine d’oranges contient 12 oranges, 1 mol d’atome contient 6.022X1023 atomes) |
| **Masse molaire** | Masse en grammes de 1 mole d’entités élémentaires (comme des atomes ou des molécules) d’une substance | [g/mol] | Ex : masse molaire de  NaCl vaut : 1 x 22.99 +1x 35.45 = 58.44 g/mol  Celle de H3PO4 vaut :  3x1.008+1x30.97+4x15.99 = 97.95 g/mol |  | Exercice 1 : Quelle est la masse molaire du sulfate de cobalt : CoSO4?  Exercice 2 : quelle est la masse molaire du nitrate du Cu : Cu(NO3)2 |
| **Nombre de moles**  **n** | **n=**  où m est la masse en g | [mol] | m= 116.88 g  = 58.44 g/mol (NaCl)  n= 2 moles. |  | Exercice 1 : Combien y a-t-il de mol de CH4 dans 6.07 g ?  Exercice 2 : Nombres de moles contenues dans 198 g de chloroforme CHCl3 ? |
| **Concentration**  **C**  **Ou**  **Molarité**  **M** | La concentration est la quantité d’une substance dissoute (soluté) par litre de solution ; elle peut être exprimée en g/l  **c=**  La molarité représente la concentration en mol/l  M= M **=** | [g/l]  ou  [mol/l] | 1 l de solution contenant 10 g de NaCl a une concentration de :  **c=** = = 10 g/l  **Molarité**  = = 0.172 mol/l | Exemple1 : Si une concentration  vaut 0.172 mol/l la molarité est  de 0.172 M.  Exemple 2 : 1 l de solution contenant 116.88 g de NaCl a une concentration de 2 M ou 2 mol/l car la masse molaire de NaCl vaut 58.44 g/mol  Exercice 1 : Il y a 5 g de sucre dans mon café dont le volume est de 2 dl. Quelle est la concentration en sucre dans mon café (en g/l)? quelle est la concentration molaire (en mol/l) sachant que la formule du sucre est C12H22O11? | |
| **Masse volumique** | Exprime la masse par unité de volume, symbolisée par ρ | [g/cm3 ] [kg/ l] | Quel volume occupe 1kg de Hg, 1 kg de Pb 1 kg de H2O, et 1 kg de H2 à 1 atm, 293 K ?  ρ Hg = 13 .53 g/cm3  ρ Fe = 7.87 g/cm3  ρ H2o = 1 g/cm3  ρ H2 = 0.083.10-3 g/cm3 | Trouvé dans le tableau périodique  Mais comment l’a-t-on trouvé ? | Exercice`1 :  Calculer la masse volumique de O2 et de CH4 à 1 atm et 273 K.  Exercie 2 : la masse de 325 ml de méthanol liquide est de 257 g. Quelle est la masse volumique de cette substance ? |
| **Composition centésimale massique** | La composition centésimale massique d’un élément est le pourcentage en masse de chaque élément contenu dans un composé  = | [%] | Dans 1 mol de H2O2 il y a 2 mol de H et 2 mol de O. Les masses molaires de H2O2, de H et de O sont respectivement 34.02 g, 1.008 get 16.00 g.  % de H = | A partir de la composition centésimale, il est possible de calculer la formule empirique de ce composé. | Exercice :  calculer la composition centésimale de l’acide sulfurique H2SO4 |
| **Equation chimique** | Une équation chimique représente la réaction chimique par les formules chimiques des réactifs et produits avec une flèche de séparation. | | | | |
| **Equilibrage des équations chimie** | Les atomes individuels, quelle que soit l’espèce à laquelle ils appartiennent, ne sont ni créés ni détruits durant une réaction chimique. De ce fait l’équation chimique doit être équilibrée. On équilibre une équation en plaçant des nombres appropriés, appelés coefficients stœchiométriques devant les formules chimiques. |  | Na(s) + Cl2(g) → 2NaCl  (pas équilibrée)  2Na(s) + Cl2(g) → 2NaCl | Conservation de la masse | Exercice 1:  Equilibrer:  H2 + O2 →H2O |
| **Stœchiométrie** | La stœchiométrie a trait au calcul des quantités d’élément ou de composé qui interviennent au cours des réactions chimiques | | | | |

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Réactifs limitants** | Le réactif limitant dans une réaction est celui dont la quantité stoechiométrique est la plus petite. Il détermine la quantité de produit qui peut être formée. | | | Exercice : Le monoxyde d’azote réagit instantanément pour former du dioxyde d’azote, gaz brun.  2NO + O2 → 2 NO2  0.886 mol de NO est mélangée avec 0.503 mol de O2. Déterminez lequel des 2 réactif est le réactif limitant. Calculez le nombre de moles de NO2 produites. | |
| **Rendement théorique** | La quantité de réactif limitant présente au début d’une réaction détermine le rendement théorique de la réaction, c'est-à-dire la quantité de produit prévue en supposant que tout le réactif limitant ait réagit | [g] | **Exercice 1** :  j’ai 5.3 kg de pommes et 4.9 kg de sucre. Je fais de la confiture par mélange des 2. J’obtiens 8.74 kg de confiture. Quel est mon rendement ?  L’année passé j’ai eu un rendement de 95% et j’en fais 13 kg. Combien avais-je de pommes sachant que j’ai pu mettre exactement la même quantité de pommes que de sucre ?  **Exercice 2** :  TiCl4 + 2 Mg →Ti + 2 MgCl2  3.54 ×107 g de TiCl4 réagissent avec 1.13 × ×107 g de Mg. Calculer le rendement théorique de Ti en g  Calculez le pourcentage de rendement si la réaction produit 7.91× 106 g de Ti | | |
| **Rendement réel** | La quantité de produit réellement obtenue à la fin d’une réaction | [g] |
| **Pourcentage de Rendement des réactions** | = | [%] |
| **Etat gazeux** | Gaz : pas de volume fixe ni de forme déterminée. Composé de particules très éloignées animées en permanence d’un mouvement aléatoire. Compressibilité très marquée. De ce fait la pression et le volume du gaz varie fortement en fonction de la pression. De même la pression varie fortement en fonction de la température. Si je travaille dans un système fermé, l’augmentation de la pression peut conduire à la rupture de mon contenant. | | | | |
| **Lois des gaz parfaits et son équation** | pV=nRT |  | Attention aux conditions de validité ! cf feuille de P. Durussel | Utile pour déterminer la pression par exemple dans des conditions de températures et volume donné.  Ou alors connaissant un volume de gaz obtenu, on peut calculer la quantité produite et en déduire la stoechiométrie (cf. TP ) | Exercice 1 : La pression d’une bonbonne de contenant 10.0 l d’azote est de 4.15 atm. À 20°C. Quelle est la masse d’azote qui est contenue dans cette bonbonne ?  Exercice 2 : Combien de millilitres de H2 à 18°C et 736 Torrs seront-ils produits si on faits réagir 0.914 g de Zn avec 50 ml HCl (aq) 0.65 molaire ?  Eq : Zn(s) + 2HCl (aq) → ZnCl2 + H2 |

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Equation combinée des**  **gaz parfaits**  **Valable en système fermé uniquement** |  | [atm·l/K] |  | Simplification très utile valable en **système fermé si n est constant** | Exercice 1 : Un échantillon gazeux a un volume initial de 4.0 l. à une pression initiale de 121 kPa et à une température initiale de 66°C, subit une modification qui porte son volume et sa température à 1.7 l et à 42°C. quelle est la pression finale en kPa ? | |
| **Unité** | Consulter votre table de log ou le dos du tableau périodique | C:\Users\Richoz\AppData\Local\Microsoft\Windows\Temporary Internet Files\Content.IE5\K2ASX301\MC900440410[1].WMF | Faire très attention aux unités lors de résolution de problèmes. | | Calculer la masse volumique de O2 a 3.45 ×105 Pa et 50 °C et celle de CH4 à 358 mmHg et 0°C ? | |
| **Constante des**  **gaz parfaits** | **R = 0.082 atm· l ·mol-1· K-1** |  | Il existe d’autres valeurs avec d’autres unités. Nous vous proposons de travailler avec celle-là dans le cadre de ce cours, avec la pression p en atm, la température T en K, n en mol et le volume en l. | | | |
| **Stœchiométrie des gaz** | Les notions de stœchiométrie s’appliquent aussi aux gaz. Au cours des réactions en milieu gazeux, le volume molaire sera utilisé comme nouveau facteur de conversion en stœchiométrie | | | | | |
| **TPN** | Température et pression normales soit **273 K et 1 atm** | | | | |
| **Calcul de la masse**  **Volumique** | Une substance gazeuse a une masse volumique de 2.86 g/ l calculer la masse molaire ?  2.86 g → 1 l  Combien de grammes pour 22.4 l qui représente une mole ?  X g→ 22.4 l  Donc x g pour 1 mol c'est-à-dire la masse molaire !! | [g/cm3]  ou  [g/l] | Comment déterminer  Une ampoule de volume connu est remplie d’une substance gazeuse. T et p sont connus. On pèse la masse de l’ampoule avec et sans le gaz. La différence vaut la masse de gaz. En divisant la masse de gaz par le volume on a la masse volumique. Connaissant le volume on trouve le nombre de mole. Ayant le nombre de mole et la masse, on calcule la masse molaire ![Emoticon reaching for star](javascript:void(0)) | La loi des gaz parfaits permet de calculer soit la masse volumique soit la masse molaire d’une substance gazeuse.  Voici la démonstration mathématique :  ρ = | Exercice 1 : Calculer la masse volumique de C2H6 gazeux en grammes par litre à 15 °C et à 99.7 kPa ?  Exercice 2 : Calculer la masse volumique en gramme par litre du méthane gazeux CH4 à une température de 25 °C et une pression de 99.07 kPa ? | |
|  |  |  | | | | |
| **IUPAC** | International Union of Pure and Applied Chemistry | Donne les unités, terminologies, nomenclature | | | | |