

Travail dirigé 6 : la stoechiométrie

Notions vues :

- les notions de réactant (réactif), produit, coefficient stoechiométrique, indice
- les lectures moléculaire, molaire et massique
- la loi des gaz parfaits
- les notions de quantités stoechiométriques, d'excès et de défaut
- la notion de rendement de réaction

Exercices :

1. Exercices simples (masses uniquement)

1. Dans la réaction de synthèse de l'eau, quelle quantité de matière de dihydrogène réagit exactement avec 64,00 g de dioxygène si on considère la réaction complète ?

(R : 4 moles)

2. L'eau de distribution de la région bruxelloise a une teneur élevée en ions calcium (Ca^{2+}), à savoir 140 mg d'ions Ca^{2+} par litre d'eau (on dit que cette eau est dure). Par chauffage prolongé au-dessus de 60°C (dans un chauffe-eau par exemple) d'une eau dure, il se forme un dépôt de carbonate de calcium (CaCO_3) qui entartre les appareils de chauffage et les canalisations. La réaction de précipitation du carbonate de calcium peut s'écrire comme suit :

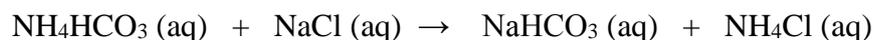


Calculer:

- la quantité de matière de CaCO_3 formée par litre d'eau dont la T° est supérieure à 60°C .
- la masse de CaCO_3 qui pourrait théoriquement précipiter à partir d' 1 m^3 d'eau de distribution de la région bruxelloise.

(R : a) $3,5 \cdot 10^{-3}$ mol et b) $m=350,308\text{g}$)

3. Pour la fabrication du carbonate de sodium par le procédé Solvay, on synthétise d'abord de l'hydrogencarbonate de sodium par la réaction suivante, qui a lieu à 15°C , en solution aqueuse saturée en réactifs :



Si on considère que cette réaction est complète, quelle masse d'hydrogencarbonate de sodium (NaHCO_3) obtiendra-t-on au départ de 460 kg d'hydrogencarbonate d'ammonium (NH_4HCO_3) en présence d'un excès de NaCl ?

(R : 488,77 kg)

2. Exercices complexes (volume et concentration)

1. Quels sont les volumes de dihydrogène gazeux et de dioxygène gazeux à mettre en œuvre à 0°C et sous une pression d'une atmosphère pour obtenir 2 moles d'eau en considérant cette réaction complète ?

(R : 44,8 L de H₂ (g) et 22,4 L de O₂ (g))

2. Dans une pile à combustible produisant de l'eau à partir de H₂ et O₂, on fait réagir 10 moles de H₂ et 10 moles d'O₂.
- Quel est le réactant limitant et combien de moles d'eau seront formées lors de la combustion de ce mélange ?
 - Quelle est la quantité de matière du réactant en excès qui subsistera après réaction ?

(R : a) H₂ et 10 moles d'eau b) 5 moles d'O₂)

3. On mélange des masses égales de zinc métallique et de diiode. Le diiode est complètement transformé en ZnI₂.

Quel est le pourcentage en masse de zinc qui n'a pas réagi ?

(R : 74,3 %)

4. Le sodium réagit vivement avec l'eau. La réaction produit des ions Na⁺ et OH⁻ ainsi que du dihydrogène gazeux.

On introduit prudemment 0,23 g de sodium dans 1 L d'eau.

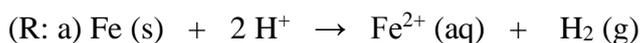
- Ecrire et pondérer l'équation chimique de cette réaction.
- Quelles sont les quantités de matière des réactants en présence ?
- Quelles sont la quantité de matière et la masse d'eau restant dans l'état final ?
Quelle conclusion peut-on tirer quant à la variation du volume de solution au cours de la réaction ?
- Déterminer le volume de dihydrogène gazeux dégagé dans les conditions normales de température et de pression.
- Déterminer les concentrations molaires des ions Na⁺ et OH⁻ dans la solution finale.

Données : masse volumique de l'eau = 1000 g.L⁻¹

- (R : a) $2 \text{Na(s)} + 2 \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow 2 \text{Na}^+(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$
b) 0,01 mol de Na et 55,55 mol d'eau
c) 55,54 mol ou 999,82 g d'eau et donc le volume initial = volume final
d) $1,12 \cdot 10^{-1}$ L
e) $1 \cdot 10^{-2}$ M)

5. Un morceau de fer de masse $m = 1,28 \text{ g}$ est introduit dans 50 cm^3 d'une solution aqueuse contenant des ions H^+ de concentration égale à 5 M . Le morceau de fer réagit avec la solution. On observe un dégagement gazeux de dihydrogène et on détecte la présence d'ions ferreux en solution.

- Ecrire l'équation pondérée de la réaction.
- Déterminer le volume de dihydrogène dégagé dans les conditions normales de température et de pression.
- Calculer la concentration molaire des ions Fe^{2+} présents dans la solution finale.



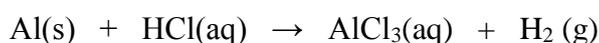
b) $0,515 \text{ L}$ de H_2

c) $C \text{ Fe}^{2+} = 0,46 \text{ M}$

6. Quelle est le volume de dihydrogène produit à 28°C sous $0,963 \text{ bar}$ lors de la réaction de 6 g de Zn avec un excès d'acide chlorhydrique 6 M ?

(R.: $2,4 \text{ L}$)

7. Combien de mL d'une solution de $\text{HCl}(\text{aq})$ de masse volumique égale à $1,045 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ ayant un pourcentage massique de $9,5 \%$ réagissent complètement avec $0,858 \text{ g}$ d'aluminium ?



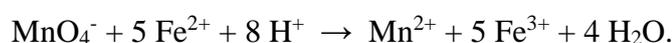
(R.: 35 mL)

- Quel volume d'eau faut-il ajouter à 100 mL de HCl 3 M pour obtenir du HCl $0,5 \text{ M}$?
- Quelle masse de NaOH solide et quel volume de solution de NaOH 1 M faut-il ajouter avant ou après la dilution pour neutraliser complètement l'acide ?

(R.: a) 500 mL ; b) 12 g ; 300 mL)

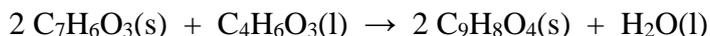
9. a) Comment préparer 500 cm^3 de solution de KMnO_4 $0,02 \text{ M}$, à partir de KMnO_4 solide et d'eau distillée ?

b) Quel volume de cette solution faut-il ajouter à 100 cm^3 d'une solution de FeCl_2 de concentration $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ pour que la réaction suivante soit complète (aucun excès ni de KMnO_4 ni de Fe^{2+}) :



(R.:a) dissoudre $1,58 \text{ g}$ de KMnO_4 dans de l'eau distillée – b) 10 cm^3)

10. La synthèse de l'aspirine se réalise à partir de la réaction suivante :



Calculer le rendement de cette réaction si en faisant réagir 14,43 g d'acide salicylique ($\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$) en présence d'un excès d'anhydride acétique ($\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$), on obtient 6,26 g d'aspirine ($\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$) ?

(R.: 33,3%)

11. Un laborantin prépare du bicarbonate d'ammonium au moyen de la réaction



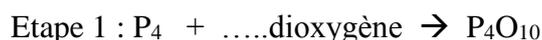
Il utilise 14,8g d'ammoniac et 41,3g de CO_2 en présence d'un excès d'eau. Quelle est la masse de bicarbonate d'ammonium préparé si le rendement de cette réaction est de 74,7 % ?

(R : 51,3g)

12. 2,5 g d'uranium sont chauffés dans l'air. L'oxyde formé pèse 3 g. Quelle est la formule de l'oxyde ?

(R.: $(\text{UO}_3)_n$)

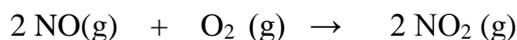
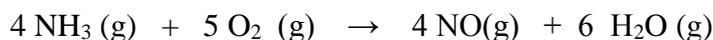
Q13. L'acide phosphorique est un composé utilisé dans la fabrication des engrais. Il est également présent en faibles quantités dans le coca. L'acide peut être préparé en 2 étapes :



204g de phosphore réagissent avec un excès d'oxygène pour former de l'oxyde de phosphore, P_4O_{10} , avec un rendement de réaction de 89,5 %. Dans la seconde étape, un rendement de 96,8% d'acide phosphorique a été obtenu. Quelle est la masse d'acide phosphorique récoltée lors de cette seconde étape ?

(R : 558,6 g)

Q14. L'acide nitrique est obtenu industriellement à partir de l'ammoniac par le procédé Ostwald, qui a été mis au point par le chimiste allemand Wilhelm Ostwald. Ce procédé comprend 3 étapes :





Combien de kilogrammes d'acide nitrique peut-on espérer produire à partir de $6,4 \cdot 10^4$ kg d'ammoniac ?

(R : $1,58 \cdot 10^5$ kg)

15. Un ballon sonde est gonflé au sol alors que la température ambiante est de 20°C et la pression atmosphérique de 100000 Pa. Son volume est alors de $2,5 \text{ m}^3$.

Calculer le volume du ballon lorsque le ballon atteint la haute atmosphère où la température est de -40°C et la pression de 60000 Pa.

(R : $3,3 \text{ m}^3$)

16. Deux bonbonnes contiennent du gaz : la première dont le volume est de 20 L sous une pression de 10 bars et la seconde dont le volume est de 45 L sous une pression de 3 bars. Elles sont à la même température. Quelle est la bonbonne qui contient le plus de moles de gaz ?

(R : la première)

Q17. Une petite bulle du fond d'un lac, où la température et la pression sont respectivement de 8°C et 6,4 atm, monte jusqu'à la surface, où la température est de 25°C et la pression 760 mm de Hg.

Calculer le volume final de la bulle (exprimé en mL) si son volume initial est de 2,1 mL.

(R : 14 mL)

18. Un chimiste a synthétisé un composé gazeux de chlore et d'oxygène de couleur jaune-verdâtre. Sa masse volumique est de $7,71 \text{ g L}^{-1}$, à 36°C et à 2,88 atm.

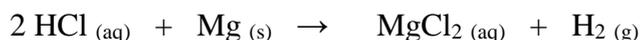
Calculer masse molaire du composé et déterminer sa formule moléculaire.

(R : $67,9 \text{ g mol}^{-1}$ et ClO_2)

La stœchiométrie

La **stœchiométrie** consiste en l'étude des proportions suivant lesquelles les corps chimiques réagissent.

I. Signification d'une équation chimique



Dans ce processus :

- HCl et Mg sont les **réactants** ou réactifs ;
- H₂ et MgCl₂ sont les **produits** de la réaction ;
- les nombres placés devant les formules des réactants et des produits sont les **coefficients stœchiométriques** : ils indiquent les nombres relatifs de molécules à prendre pour que l'équation soit pondérée (équilibrée) ;
Rem : il ne faut pas confondre les coefficients stœchiométriques avec les **indices** qui désignent les nombres d'atomes d'un élément figurant dans une molécule.
- les abréviations placées entre parenthèses après les formules précisent l'état physique dans lequel se trouvent les substances avec g pour gazeux, l pour liquide, s pour solide et aq pour aqueux.

Lectures d'une équation :

L'équation ci-dessus peut être lue de différentes façons :

Lecture moléculaire :

2 molécules de chlorure d'hydrogène réagissent avec un atome de magnésium pour former 1 molécule de chlorure de magnésium et une molécule de dihydrogène.

Lecture molaire :

2 moles de molécules de chlorure d'hydrogène réagissent avec une mole d'atomes de magnésium pour former 1 mole de molécules de chlorure de magnésium et une mole de molécules de dihydrogène.

2 x 6,02.10²³ molécules de HCl réagissent avec 6,02.10²³ atomes de Mg pour former 6,02.10²³ molécules de MgCl₂ et 6,02.10²³ molécules de H₂

Rappel : la **mole** est l'unité de quantité de matière et une mole contient 6,02.10²³ entités (atomes, ions, molécules...)

Lecture massique (pondérale) :

En considérant les masses associées aux quantités de matière
73 g de HCl réagissent avec 24 g de Mg pour former 95 g de MgCl₂ et 2g de H₂

Lecture en volume :

Dans le cas des gaz dans les conditions normales de température (0°C) et de pression (1 atm) une mole occupe un volume de 22,4 L et donc on peut lire :

2 moles de HCl réagissent avec 1 mole de Mg pour former 1 mole de MgCl₂ et un volume de 1x22,4 L de H₂

Quantités mises en œuvre

- Quand on met en œuvre des nombres de moles des divers réactants qui sont entre eux comme les coefficients stoechiométriques, on dit que ces réactants sont en **proportions stoechiométriques**.

Exemple : 3 mol de HCl et 1,5 mol de Mg

- Quand on met en œuvre des nombres de moles des divers réactants qui ne sont pas entre eux comme les coefficients stoechiométriques, on dit que ces réactants ne sont pas dans les conditions stoechiométriques et il y a un réactant en **défaut ou limitant** et un réactant en **excès**.

Le réactant en défaut est le réactant limitant ; lorsqu'il a été entièrement consommé, il ne se forme plus de produit, bien qu'il reste une certaine quantité du réactant en excès qui ne sera pas consommé

Exemple : 3 moles de HCl réagissent avec 2 moles de Mg

Le réactant en défaut est le HCl.

Le réactant en excès est le Mg ; en effet pour 3 moles de HCl, le nombre de moles de Mg nécessaire pour respecter les quantités stoechiométriques est de 1,5 mol et donc il reste 0,5 mol de Mg en excès. La quantité de H₂ formée est donc limitée par le nombre de moles de HCl et il s'en forme 1,5 mol.

Pour la même raison, il se forme 1,5 mol de MgCl₂

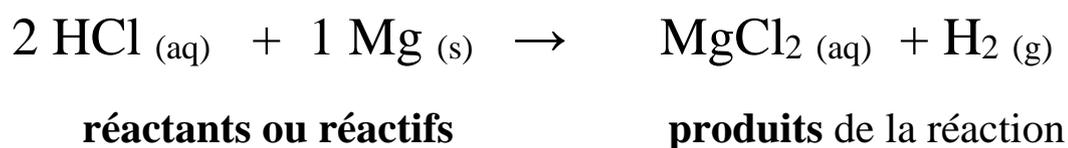
La stoechiométrie

La **stœchiométrie** consiste en l'étude des proportions suivant lesquelles les corps chimiques réagissent.

I. Signification d'une équation chimique

coefficients stoechiométriques

indices



Lectures d'une équation :

- *lecture moléculaire*
- *lecture molaire*
- *lecture massique*
- *lecture en volume*

Quantités stoechiométriques :

- *quantités stoechiométriques*
- *quantités non stoechiométriques : réactif limitant ou en défaut et réactif en excès*

II. Rendement :

a) par rapport aux réactifs

$$\eta = \frac{\text{n réactif* ayant réellement réagi}}{\text{n réactif espéré si réaction totale}}$$

*si quantité non stoechiométrique, appliquer la définition au réactif limitant

b) par rapport aux produits

$$\eta = \frac{\text{n du produit* réellement obtenu}}{\text{n du produit espéré si réaction totale}}$$

* si quantité non stoechiométrique, appliquer la définition en partant du réactif limitant

- le rendement est un nombre pur ;
- le rendement s'exprime en %
- la définition du rendement peut s'appliquer aux masses ou aux volumes pris dans les mêmes conditions.

Les gaz parfaits

1/ Définition d'un gaz

Corps formé de particules (molécules ou atomes) très éloignées les unes des autres, animées en permanence d'un mouvement aléatoire et qui occupent la totalité du récipient qui le contient.

2/ Variables d'état d'un gaz

Ce sont 4 variables qui permettent de définir les caractéristiques d'un échantillon de gaz et qui sont interdépendantes.

Il s'agit des grandeurs suivantes :

- le nombre de moles n
- le volume V
- la température T
- la pression P

Le volume V d'un gaz est directement proportionnel à sa température T (en kelvins) et au nombre de moles de gaz (n) et inversement proportionnel à sa pression P .

3/ Définition d'un gaz parfait

Le gaz parfait est un gaz hypothétique.

C'est un modèle théorique dans lequel on suppose :

- qu'il n'y a aucune interaction entre les molécules
- que le volume propre des molécules est nul.

On peut considérer comme gaz parfait tout gaz réel qui s'approche de cet idéal c'est-à-dire constitué de **molécules petites** et présentant une **faible pression**.

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ où T est la température en Kelvins ($T \text{ (K)} = t \text{ (}^\circ\text{C)} + 273$)
 R est la constante molaire des gaz appelée aussi
constante des gaz parfaits

4/ Utilisations de l'équation des gaz parfaits

A/ Volume molaire normal d'un gaz (V_m)

Le volume d'une mole de gaz dans les conditions NTP (normales de température et de pression) c'est-à-dire 0°C ou $273,15 \text{ K}$ et 101325 Pa ou 1 atm vaut $22,414 \text{ L}$.

Le volume d'une mole gaz peut être calculé dans les conditions standard de température et de pression CSTP c'est-à-dire 25°C ou $298,15 \text{ K}$ et 101325 Pa ou 1 atm .

B/ Calculs des valeurs possibles pour R

1°/ Unités SI (P en Pa, V en m³, n en mol, T en K)

$$R = 8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

2°/ Unités usuelles (P en atm, V en L, n en mol, T en K)

$$R = 0,082 \text{ L.atm.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

C/ Transformation d'une masse de gaz

Si une masse de gaz constante subit une transformation d'un état 1 à un état 2,

$$n_1 = n_2 \text{ et } R \text{ est constante}$$

on aboutit à la relation suivante :

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

D/ Mélange de plusieurs gaz

1°/ Pression partielle

Dans un mélange de gaz, plusieurs gaz sont présents en quantité donnée n_i . Chaque gaz exerce une « pression partielle P_i » qui est la pression qu'exercerait chaque gaz s'il occupait seul le volume total du récipient.

$$P_i = n_i \cdot \frac{RT}{V}$$

La pression totale du mélange de gaz est égale à la somme des pressions partielles de chacun des gaz :

$$P_{\text{totale}} = \sum P_i = \sum \left(n_i \cdot \frac{RT}{V} \right)$$

2°/ Fraction molaire d'un constituant i (X_i)

$$X_i = \frac{n(i)}{n(\text{total})}$$

La pression partielle d'un gaz i s'exprime en fonction de la fraction molaire :

$$P_i = X_i \cdot P_{\text{totale}} = \frac{n(i)}{n(\text{total})} \cdot P_{\text{totale}}$$

Bibliographie :

Arnaud P, *Cours de chimie physique*, édition Dunod 1988

Hill J., Petrucci R., *Chimie générale*, Editions du Renouveau Pédagogique, 2^{ème} édition 2008

Hill J, Petrucci R., *Chimie des solutions*, Editions du Renouveau Pédagogique, 2^{ème} édition 2008

La matière et ses quantités « La stoechiométrie », groupe transition ULg, édition 1999

Exercices de chimie générale relatifs au cours du professeur R.Cloots, ULG, 2004

Exercices de chimie générale relatifs au cours du professeur JF Dereux, ULg, 2002

Exercices associés au cours de P.Colson

Exercices de chimie générale relatifs au cours du professeur L.Quinton, ULG, 2010

Exercices de chimie relatifs au cours de K.Mawet

Exercices de chimie relatifs au cours de V.Lonnay.