© 1999 Université de Liège
Section de Chimie
Groupe Transition
http://www.ulg.ac.be/grptrans

Conditions d'utilisation des versions électroniques des modules de chimie

Vous pouvez:

- consulter les versions électroniques sur un ou plusieurs ordinateurs
- imprimer un ou plusieurs modules pour une distribution en classe en mentionnant l'origine du didacticiel
- distribuer gratuitement un ou plusieurs fichiers PDF ou ZIP complets et sans modification à d'autres personnes

Vous ne pouvez pas:

- modifier ou traduire un module
- enlever ou modifier les logos ou les copyrights
- recopier entièrement ou partiellement un module pour l'inclure dans un autre projet
- mettre à disposition les versions électroniques des modules sur un autre site internet
- inclure les fichiers ZIP ou PDF dans un projet commercial (p.ex. un CD-ROM d'un périodique) sans autorisation écrite préalable du Groupe Transition

Responsable administratif:
André Cornélis
Université de Liège
Institut de Chimie B6
Sart-Tilman
B 4000 Liège (Belgique)
Fax: +32-4-3664738
Email: Andre.Cornelis@ulg.ac.be

Université de Liège
Section de Chimie

La matière et ses quantités
"La Stoechiométrie"

Une réalisation du groupe « TRANSITION »
édition 1999

Dépôt légal n° D/1998/0480/32

Prérequis

Pour aborder ce module, vous devez être capable :

1. *d'utiliser les unités courantes de masse et de volume*
2. *de donner et d'identifier le symbole des éléments les plus courants (matière couverte par le module "Les éléments chimiques et leurs symboles")*
3. *d'associer à une formule chimique inorganique le nom d'une substance et vice-versa (matière couverte par le module "Fonctions et nomenclature en chimie inorganique)*
4. *de calculer les masses molaires à partir des masses atomiques relatives et de la formule chimique*
5. *d'associer à des quantités de matière (en moles) des masses (souvent en grammes) ainsi que, dans le cas des gaz, des volumes (souvent en litres) et vice-versa.*

Objectifs du module

A la fin de ce module, vous serez capable :

1. *de donner la signification d'une équation chimique à l'échelle atomique ou moléculaire et à l'échelle macroscopique*
2. *de définir le terme stoechiométrie*
3. *d'utiliser les coefficients stoechiométriques à bon escient dans les équations correspondant à des réactions non limitées à un équilibre chimique*
4. *de distinguer, dans une réaction chimique, les réactants et les produits*
5. *d'identifier les réactants limitant et en excès*
6. *de calculer, selon les cas, les quantités de matière, les masses, les volumes ou les concentrations des réactants et produits intervenant dans une réaction chimique donnée.*

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

Avant propos

La chimie est une discipline qui a des exigences de rigueur. Une des composantes de cette rigueur concerne les chiffres significatifs à retenir dans un calcul numérique.

Il est par ailleurs des moments où l'enseignement oblige à faire des choix. En concevant ce module, nous avons visé prioritairement à une présentation claire des notions de stœchiométrie. Il est évident que ces notions débouchent tout naturellement, de manière quasi indissociable, sur un domaine de prédilection du calcul numérique appliqué à la chimie. Les étudiants qui ont acquis une maîtrise suffisante de l'aspect chiffres significatifs (par exemple après en avoir travaillé le module) pourront constater que nos traitements numériques respectent les règles relatives à ces chiffres significatifs. En particulier, lorsque la résolution d'un problème comporte des résultats intermédiaires, nous donnons ceux-ci avec un chiffre de plus que le nombre de chiffres significatifs, afin de minimiser les erreurs d'arrondi. Ce n'est qu'à la réponse finale que l'on arrondit au nombre de chiffres significatifs.

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

En guise d'introduction :

LA CUISINE AU SERVICE DE LA CHIMIE

A l'occasion d'une grande fête, on doit fabriquer un nombre maximum de gâteaux "quatre-quarts" avec les ingrédients suivants :

1 kg de farine
1 kg de sucre fin
1 kg de beurre
une douzaine d'oeufs
une boîte non entamée de 5 sachets de 20 g de levure chimique (baking powder)[1].

Question 1

Avec ces ingrédients, combien pourra-t-on faire de gâteaux "quatre-quarts", sachant que la préparation
d'un gâteau nécessite:

200 g de farine
200 g de sucre fin
200 g de beurre
4 oeufs
1 cuillère à café de levure chimique (environ 5 g) ?

[1] Cette poudre contient du dihydrogénodiphosphate de disodium ($Na_2H_2P_2O_7$), de l'hydrogénocarbonate de sodium ($NaHCO_3$) et de l'amidon de maïs.

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

Réponse 1:
On a assez de farine pour faire 5 gâteaux
(1 kg = 1000 g; 1000 g : 200 g / gâteau = 5 gâteaux)

On a aussi assez de sucre pour faire 5 gâteaux
(1 kg = 1000 g; 1000 g : 200 g / gâteau = 5 gâteaux)

Il en va de même avec un kilogramme de beurre
(1 kg = 1000 g; 1000 g : 200 g / gâteau = 5 gâteaux)

Quant à la levure chimique, elle suffit pour faire 20 gâteaux
(100 g : 5 g / gâteau = 20 gâteaux)

- Par contre, avec 12 oeufs, on ne peut faire que 3 gâteaux
(12 oeufs : 4 oeufs / gâteau = 3 gâteaux).

En respectant la recette, on ne pourra donc faire que trois gâteaux.

Dans l'exemple précédent, c'est le nombre d'oeufs disponibles qui permet de faire le moins de gâteaux; on dit que les oeufs constituent l'ingrédient « **limitant »**.
Sucre, farine, beurre et levure sont les ingrédients « **en excès »**.
En effet, lorsqu'on aura préparé 3 gâteaux, il restera :

12 oeufs - (3 x 4 oeufs) = 0 œ uf (ingrédient limitant)
1000 g - 3 x 200 g = 400 g de farine
1000 g - 3 x 200 g = 400 g de sucre
1000 g - 3 x 200 g = 400 g de beurre
100 g - 3 x 5 g = 85 g de levure chimique

Question 2

A partir des quantités suivantes :

1000 g de farine
600 g de sucre fin
400 g de beurre
une douzaine d'oeufs
1 sachet de 20 g de levure chimique

a) Combien de gâteaux "quatre-quarts" peut-on faire ?
b) Quel est l'ingrédient limitant ?
c) Quels sont les ingrédients en excès et combien en restera-t-il ?

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

Réponse 2:

a) Avec la farine, on peut faire 5 gâteaux (1000 g : 200 g / gâteau = 5 gâteaux)
Avec le sucre, on peut faire 3 gâteaux (600 g : 200 g / gâteau = 3 gâteaux)
Avec le beurre, on peut faire 2 gâteaux (400 g : 200 g / gâteau = 2 gâteaux)
Avec les oeufs, on peut faire 3 gâteaux (12 oeufs : 4 oeufs / gâteau = 3 gâteaux)
Avec la levure chimique, on peut faire 4 gâteaux (20 g : 5 g / gâteau = 4 gâteaux).
En respectant la recette, on ne pourra donc faire que deux gâteaux.

b) Ici, c'est le beurre disponible qui permet de faire le moins de gâteaux (2) : il est l'ingrédient limitant.

c) Les autres ingrédients sont en excès. Lorsqu'on aura préparé 2 gâteaux, il restera :
400 g - 2 x 200 g = 0 g de beurre
1000 g - 2 x 200 g = 600 g de farine
600 g - 2 x 200 g = 200 g de sucre
12 oeufs - 2 x 4 oeufs = 4 oeufs
20 g - 2 x 5 g = 10 g de levure chimique.

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

SIGNIFICATION DE l'ÉQUATION CHIMIQUE

Comme la chimie de la cuisine relève de réactions extrêmement compliquées, nous chercherons des exemples plus simples dans d'autres domaines.
Ainsi, chimie et respect de l'environnement sont étroitement liés.
Dans ce domaine, pour réduire les nuisances, Mercedes a présenté, en 1996, un véhicule alimenté par une pile à combustible produisant de l'énergie électrique à partir de la réaction:

$$2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ H_2O\ (l)$$

Dans ce processus, **H_2 et O_2 sont les réactants** et **H_2O**, l'eau, **le produit** de la réaction.

N.B. On trouve souvent le terme réactif mais celui-ci est aussi utilisé pour désigner une substance qui sert à déceler la présence d'un type d'ions, d'une fonction organique, etc. Pour éviter toute confusion, nous utiliserons le terme **réactants** pour désigner les substances qui réagissent pour former un (ou des) **produit(s)** lors d'une réaction chimique.

L'équation chimique écrite ci-dessus est équilibrée (on dit aussi pondérée).
Pour l'écrire en respectant les lois de conservation, on a utilisé des règles comptables permettant d'établir un bilan des quantités de matière .

La stoechiométrie (du grec *stoekheion* = élément et *metron* = mesure) **consiste en l'étude des proportions suivant lesquelles les corps chimiques réagissent.**

Les nombres placés devant les formules des réactants et des produits sont les **coefficients stoechiométriques** (en gras dans l'équation ci-dessous) :

$$\mathbf{2}\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow \mathbf{2}\ H_2O\ (l);$$

ils indiquent les nombres relatifs de molécules (ou de moles) à prendre pour que l'équation soit équilibrée (pondérée). Remarquez qu'on n'écrit pas le coefficient 1; il est sous-entendu.
Quand on met en oeuvre des nombres de moles des divers réactants qui sont entre eux comme les coefficients stoechiométriques, on dit que ces réactants sont en **proportions stoechiométriques**. Ainsi, quand on engage 3 moles de H_2 et 1,5 moles de O_2 dans la réaction de synthèse de l'eau, les proportions stoechiométriques sont respectées.

N.B.

1. Ne confondons pas **les coefficients stoechiométriques** qui se rapportent à une équation chimique et **les indices stoechiométriques** (en gras dans l'équation qui suit) qui désignent les nombres d'atomes d'un élément figurant dans une molécule:

$$2\ H_{\mathbf{2}}\ (g) + O_{\mathbf{2}}\ (g) \rightarrow 2\ H_{\mathbf{2}}O\ (l).$$

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

2. Les abréviations facultatives placées entre parenthèses après les formules précisent l'état physique dans lequel les substances se trouvent. Leurs significations sont les suivantes:

(s) : solide (l) : liquide (g) : gaz (aq) : en solution aqueuse.

Une double lecture de l'équation chimique

Conservons notre exemple: $2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$.

On peut lire cette équation :

- au niveau moléculaire :

2 molécules de dihydrogène réagissent avec une molécule de dioxygène pour former 2 molécules d'eau.

- au niveau macroscopique :

2 moles (de molécules) de dihydrogène réagissent avec une mole (de molécules) de dioxygène pour former 2 moles (de molécules) d'eau

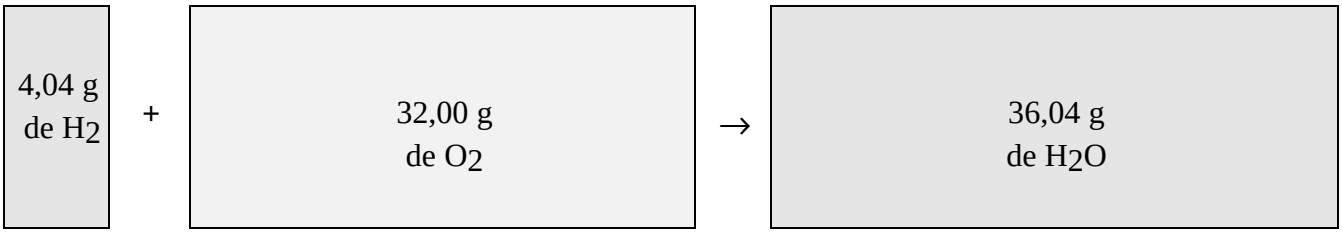
2 moles de H_2 $2 \times 6{,}02.10^{23}$ de H_2	c'est-à-dire molécules	+	1 mole de O_2 c'est-à-dire $6{,}02.10^{23}$ molécules de O_2	→	2 moles de H_2O $2 \times 6{,}02.10^{23}$ de H_2O	c'est-à-dire molécules

- ou, plus généralement, une quantité donnée de matière "dihydrogène" réagit avec une quantité de matière "dioxygène" deux fois moindre pour former la même quantité de matière "eau" que de dihydrogène mis en oeuvre.

Rappelons qu'une quantité de matière représente un nombre de particules; la mole est l'unité de quantité de matière, c'est-à-dire l'unité macroscopique de dénombrement des atomes et molécules.
Une mole contient $6{,}02.10^{23}$ entités (atomes, ions, molécules..).
$6{,}02.10^{23}\ mol^{-1}$ est appelé constante d'Avogadro.

Connaissant les masses molaires ($M(H_2) = 2{,}02\ g.mol^{-1}$, $M(O_2) = 32{,}00\ g.mol^{-1}$, $M(H_2O) = 18{,}02\ g.mol^{-1}$), on peut aussi calculer les masses de dihydrogène et de dioxygène qui réagissent:

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/



Vous constaterez que la masse est conservée mais que, contrairement à ce qu'on observe pour les quantités de matière, les masses ne sont pas dans des rapports simples. Il est donc généralement plus aisé de raisonner sur des quantités de matière (nombres de moles) que sur des masses.

Présentons ce qui précède de manière synoptique.

$2\ H_2 \quad + \quad O_2 \quad \rightarrow \quad 2\ H_2O$

a. AU NIVEAU ATOMIQUE OU MOLÉCULAIRE :

2 molécules de H_2 réagissent avec 1 molécule d'O_2 pour former 2 molécules de H_2O

b. AU NIVEAU MACROSCOPIQUE :

l **en considérant les quantités de matière** :

2 moles de H_2 réagissent avec 1 mole de O_2 pour former 2 moles de H_2O

2 n moles de H_2 réagissent avec n moles de O_2 pour former 2 n moles de H_2O

l **en considérant les masses associées aux quantités de matière** :

4,04 g de H_2 réagissent avec 32,00 g de O_2 pour former 36,04 g de H_2O

n x 4,04 g de H_2 réagissent avec n x 32,00 g de O_2 pour former n x 36,04 g de H_2O

Dans la suite du module, nous envisagerons, dans un premier temps, les quantités de matière (moles) et les masses associées aux transformations chimiques. Ensuite, dans le cas des gaz, nous envisagerons la relation entre volume et quantité de matière.

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

ÉQUATION CHIMIQUE,

RÉACTANT LIMITANT ET RÉACTANT EN EXCÈS

Question 3

Dans une pile à combustible produisant de l'eau à partir de H_2 et O_2, on met en oeuvre 10 moles de dihydrogène et 10 moles de dioxygène.

a) Quel est le réactant limitant et combien de moles d'eau seront formées lors de la combustion de ce mélange ?
b) Quelle est la quantité de matière du réactant en excès qui subsistera après réaction ?

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

Réponse 3:

Avant réaction, il y a autant de moles de H_2 que d'O_2, à savoir 10 moles.

D'après l'équation chimique :

$2\ H_2$	+	O_2	$\rightarrow$	$2\ H_2O$
2 mol de H_2	+	1 mol de O_2	donnent	2 mol de H_2O
(1 mol de H_2	+	1/2 mol de O_2	donnent	1 mol de H_2O)
10 mol de H_2	+	5 mol de O_2	donnent	**10 mol de H_2O**
20 mol de H_2	+	**10 mol de O_2**	*devraient donner*	***20 mol de H_2O***

Nous avons noté en italique les quantités indisponibles d'après les données de l'énoncé.

a) Le réactif limitant est H_2. C'est lui dont la quantité disponible (10 moles) permet de former le moins de moles d'eau (10 moles).

b) Le réactant en excès est O_2. Des 10 moles de O_2 initialement présentes, 5 seront consommées par les 10 moles de H_2. Il restera donc 10 - 5 = 5 moles d'O_2.

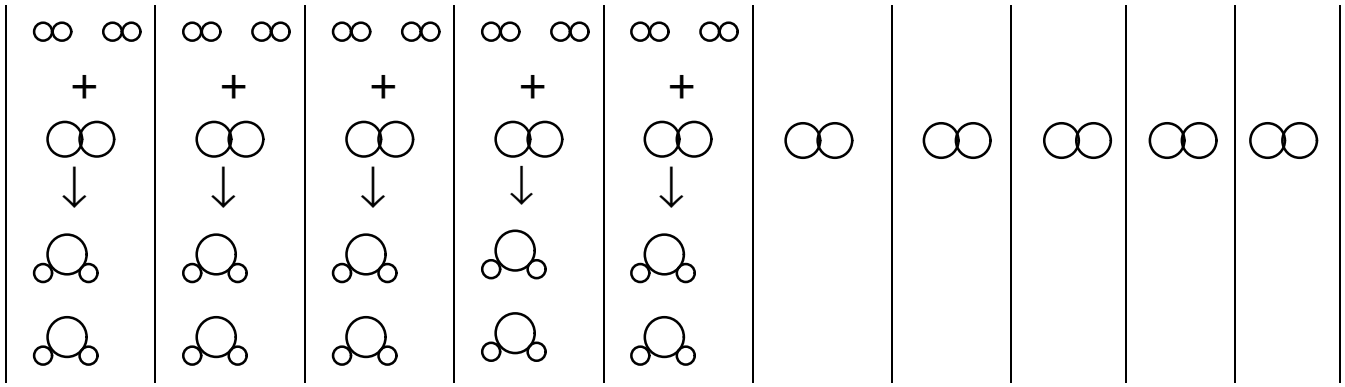
© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

On peut donner une approche imagée au niveau moléculaire.
Supposons qu'on mette en oeuvre 10 molécules de dioxygène et 10 molécules de dihydrogène.

D'après l'équation chimique correspondant à la réaction :

$2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$

il faut deux fois plus de molécules de dihydrogène que de molécules de dioxygène .



molécules de H_2 et O_2 qui réagissent **molécules de O_2 qui ne réagissent pas**

Le réactant limitant est donc le dihydrogène et le réactant en excès, le dioxygène.
Il se forme autant de molécules d'eau qu'il y a de molécules de dihydrogène, à savoir 10.

Question 4

Dans une pile à combustible produisant de l'eau à partir de H_2 et O_2, on met en oeuvre 20 moles de dihydrogène et 14 moles de dioxygène.
a) Quel est le réactant limitant et combien de moles d'eau permettra-t-il de former lors de la combustion de ce mélange ?
b) Quelle est la quantité de matière du réactant excédentaire qui subsistera après réaction ?

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

Réponse 4:

Avant réaction, il y a 20 moles de dihydrogène et 14 de dioxygène.

Réécrivons l'équation chimique :

2 H_2	+	O_2	$\rightarrow$	2 H_2O
2 mol de H_2	+	1 mol de O_2	donnent	2 mol de H_2O
(1 mol de H_2	+	1/2 mol de O_2	donnent	1 mol de H_2O)
20 mol de H_2	+	10 mol de O_2	donnent	**20 mol de H_2O**
28 mol de H_2	+	**14 mol de O_2**	*devraient donner*	***28 mol de H_2O***

Nous avons noté en italique les quantités indisponibles d'après les données de l'énoncé.

a) Le réactif limitant est H_2. C'est lui dont la quantité disponible (20 moles) permet de former le moins de moles d'eau (20 moles).

b) Le réactant en excès est O_2. Des 14 moles de O_2 initialement présentes, 10 moles de O_2 seront consommées par les 20 moles de H_2. Il restera donc 14 - 10 = 4 moles de O_2.

Question 5

Alimentons la pile à combustible avec 50 moles de dihydrogène et 20 moles de dioxygène.
a) Quel est le réactant limitant et combien de moles d'eau permettra-t-il de former lors de la combustion de ce mélange ?
b) Quelle est la quantité de matière du réactant en excès qui subsistera après réaction ?

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

Réponse 5:

Avant réaction, il y a 50 moles de dihydrogène et 20 de dioxygène.

Réécrivons l'équation chimique :

2 H_2	+	O_2	$\rightarrow$	2 H_2O
2 mol de H_2	+	1 mol d'O_2	donnent	2 mol d'H_2O
(1 mol de H_2	+	1/2 mol d'O_2	donnent	1 mol d'H_2O)
40 mol de H_2	+	**20 mol d'O_2**	donnent	**40 mol d'H_2O**
50 mol de H_2	+	*25 mol d'O_2*	*devraient donner*	***50 mol d'H_2O***

Nous avons noté en italique les quantités indisponibles d'après les données de l'énoncé.

a) Le réactif limitant est O_2. C'est lui dont la quantité disponible (20 moles) permet de former le moins de moles d'eau (40 moles).

b) Le réactant en excès est H_2. Des 50 moles de H_2 initialement présentes, 40 moles de H_2 seront consommées par les 20 moles de O_2. Il restera donc 50 - 40 = 10 moles d'H_2.

Question 6

Dans la réaction de synthèse de l'eau, quelle quantité de matière de dihydrogène réagit exactement avec 64,00 grammes de dioxygène ?

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

Réponse 6:

Pour répondre à cette question, il faut se replacer dans l'une des conditions décrites dans le tableau synoptique de la page 8. Ici, pour déterminer la quantité de matière (nombre de moles $n(H_2)$) de H_2, il faut d'abord calculer la quantité de matière (nombre de moles $n(O_2)$) de O_2 mise en oeuvre.

64,00 g de O_2 correspondent à: $n(O_2) = \frac{m(O_2)}{M(O_2)} = \frac{64,00\ g}{32,00\ g.mol^{-1}} = 2,000\ mol$

où $m(O_2)$ = masse de O_2 et $M(O_2)$ = masse molaire de O_2.

D'après l'équation chimique : $2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$,

$n(H_2) = 2\ n(O_2)$.

Puisqu'on met en oeuvre 2,000 moles de O_2,

$n(H_2)$ = 2 x 2,000 mol = 4,000 mol de H_2.

Une autre approche :

D'après l'équation correspondant à la réaction :

$2\ H_2$	+	O_2	$\rightarrow$	$2\ H_2O$
2 mol	+	1 mol	$\rightarrow$	2 mol
		32,00 g		

32,00 g (ou 1 mol) de O_2 réagissent avec 2 mol de H_2

64,00 g de O_2 réagissent avec $2\ mol \times \frac{\mathbf{64,00\ g}}{\mathbf{32,00\ g}}$ = 4,000 mol de H_2.

ou encore

32,00 g (ou 1 mol) de O_2 réagissent avec 2 mol de H_2

1 g de O_2 réagit avec une quantité de H_2 32 fois moindre, soit $\frac{1}{32}$ ème, ce qui s'écrit

$2\ mol \times \frac{\mathbf{1}}{\mathbf{32,00}}$

Comparé à 1 g de O_2, 64,00 g de O_2 réagissent avec une quantité de H_2 64 fois plus grande, ce qui s'écrit : $2\ mol \times \frac{1}{32,00} \times \mathbf{64,00}$ = 4,000 mol de H_2.

Remarquez que, dans cette dernière résolution, le raisonnement comporte explicitement les 3 étapes classiques de la règle de 3. L'étape intermédiaire en est toutefois fréquemment court-circuitée.

Question 7

Dans la réaction de synthèse de l'eau, quelle masse de dihydrogène réagit avec 64,00 grammes de dioxygène ?

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

Réponse 7**:**

On a vu dans le problème précédent que la quantité de matière de H_2 réagissant avec 64,00 grammes de O_2 était de 4,000 moles.

La masse de H_2 sera donc de:

$m(H_2) = n(H_2) \times M(H_2)$ = 4,000 mol x 2,02 $g.mol^{-1}$ = 8,08 g

ou encore

32,00 g de O_2 réagissent avec $2 \times$ 2,02 g de H_2

1 g de O_2 réagit avec une masse de H_2 32 fois moindre, soit $2 \times 2{,}02\ \text{g} \times \mathbf{\frac{1}{32{,}00}}$

Comparé à 1 g de O_2, 64,00 g de O_2 réagissent avec une masse de H_2 64 fois plus grande, soit : $2 \times 2{,}02\ \text{g} \times \frac{1}{32{,}00} \times \mathbf{64{,}00}$ = 8,08 g de H_2.

Question 8

Quelle quantité d'eau (exprimée en mol) la combustion de 404 grammes de dihydrogène forme-t-elle ?

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

Réponse 8 :

Pour déterminer la quantité de matière de H_2O, il faut connaître la quantité de matière de H_2.

404 g de H_2 correspondent à: $n(H_2) = \frac{m(H_2)}{M(H_2)} = \frac{404\ g}{2,02\ g.mol^{-1}} = 200\ mol$

D'après l'équation chimique: $2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$, il se forme autant de moles d'eau qu'il y a de moles de dihydrogène;

donc on a : $n(H_2O) = 200$ mol

ou encore

D'après l'équation correspondant à la réaction :

$2\ H_2$	+	O_2	$\rightarrow$	$2\ H_2O$
2 mol	+	1 mol	$\rightarrow$	2 mol
$2 \times 2,02$ g	+	32,00 g	$\rightarrow$	36,04 g

4,04 g de H_2 produisent 2 mol de H_2O

1 g de H_2 produit une quantité de H_2O 4,04 fois moindre, soit $2\ mol \times \frac{\mathbf{1}}{\mathbf{4,04}}$ de H_2O

404 g de H_2 produisent une quantité de H_2O 404 fois plus grande, soit

$2\ mol \times \frac{1}{4,04} \times \mathbf{404} = 200$ mol de H_2O

Question 9

Quelle masse d'eau forme la combustion de 404 grammes de dihydrogène ?

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

Réponse 9 :

Nous avons vu dans le problème précédent qu'il se formait 200 moles d'eau par combustion de 404 grammes de dihydrogène.

Cela correspond à une masse d'eau de:

$m(H_2O) = n(H_2O) \times M(H_2O) = 200 \text{ mol} \times 18{,}02 \text{ g.mol}^{-1} = 3{,}60.10^3 \text{ g} = 3{,}60 \text{ kg}.$

ou encore

D'après l'équation correspondant à la réaction:

2 H_2	+	O_2	$\rightarrow$	2 H_2O
2 mol	+	1 mol	$\rightarrow$	2 mol
2 x 2,02 g	+	32,00 g	$\rightarrow$	36,04 g

4,04 g de H_2 produisent 36,04 g de H_2O

1 g de H_2 produit une masse de H_2O 4,04 fois moindre, soit $36{,}04 \text{ g} \times \mathbf{\frac{1}{4{,}04}}$ de H_2O

404 g de H_2 produisent une masse de H_2O 404 fois plus grande, soit :

$36{,}04 \text{ g} \times \frac{1}{4{,}04} \times \mathbf{404} = 3{,}60.10^3 \text{ g}$ de H_2O = 3,60 kg

---

Question 10

Comme source d'énergie pour alimenter un moteur électrique, on teste aussi des piles "aluminium/air". La réaction chimique dont cette pile est le siège peut être décrite par l'équation-bilan :

$$4\,Al + 3\,O_2 \quad ® \quad 2\,Al_2O_3$$

Quelle masse de dioxygène est nécessaire pour réagir avec 100,0 g d'aluminium?

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

Réponse 10:

Pour déterminer la masse de O_2, il faut d'abord calculer la quantité de matière de Al correspondant à 100,0 g.

$n(Al) = \frac{m(Al)}{M(Al)} = \frac{100,0\,g}{26,98\,g.mol^{-1}} = 3,7064$ mol

D'après l'équation chimique: $4\ Al + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Al_2O_3$,

$n(O_2) = \frac{3}{4}\ n(Al)$.

Puisqu'on dispose de 3,7064 moles d'aluminium,

$n(O_2) = \frac{3}{4} \times 3,7064$ mol = 2,7798 mol

$m(O_2) = 2,7798$ mol $\times$ 32,00 g.mol^{-1} = 88,95 g

Autre approche

4 Al	+	3 O_2	$\rightarrow$	2 Al_2O_3
4 mol	+	3 mol	$\rightarrow$	2 mol
4 x 26,98 g	+	3 x 32,00 g	$\rightarrow$	2 x 101,96 g
107,92 g	+	96,00 g	$\rightarrow$	203,92 g

107,92 g de Al réagissent avec 96,00 g de O_2

1 g de Al réagit avec une masse de O_2 107,92 fois moindre, ce qui s'écrit

$96,00\ g \times \frac{\mathbf{1}}{\mathbf{107,92}}$

Comparé à 1 g, 100,0 g de Al réagissent avec une masse de O_2 100,0 fois plus grande, soit

$96,00\ g \times \frac{1}{107,92}$ x **100,0** = 88,95 g

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

VOLUMES ET QUANTITÉS DE MATIÈRE

Jusqu'ici, nous n'avons considéré que les aspects "variation des quantités de matière" et "variation des masses".

Reprenons la réaction: $2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ H_2O\ (l)$

Nous avons réintroduit dans cette équation la spécification des états d'agrégation, gaz (g) ou liquide (l), car elle est nécessaire dans la suite du module.

Les diverses relations entre masses et quantités de matière que nous avons utilisées sont résumées ci-dessous:

Équation chimique

$2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ H_2O\ (l)$

Relation entre les quantités de matière

2 mol de $H_2(g)$ + **1** mol de $O_2(g)$ → **2** mol de $H_2O(l)$

2n mol de $H_2(g)$ + **n** mol de $O_2(g)$ → **2n** mol de $H_2O(l)$

Relation entre les masses

4,04 g de $H_2(g)$ + **32,00** g de $O_2(g)$ → **36,04** g de $H_2O(l)$

a g de $H_2(g)$ réagissent avec $\frac{\mathbf{a \times 32,00}}{\mathbf{4,04}}$ g de $O_2(g)$ pour former $\frac{\mathbf{a \times 36,04}}{\mathbf{4,04}}$ g de $H_2O(l)$

b g de $O_2(g)$ réagissent avec $\frac{\mathbf{b \times 4,04}}{\mathbf{32,00}}$ g de $H_2(g)$ pour former $\frac{\mathbf{b \times 36,04}}{\mathbf{32,00}}$ g de $H_2O(l)$

Qu'en est-il lorsqu'on envisage des volumes ?

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

Les réactants H_2 et O_2 étant pris sous forme de gaz, la loi d'Avogadro s'applique : des volumes égaux de gaz parfaits, pris dans les mêmes conditions de température et de pression, contiennent le même nombre de particules. Ceci permet d'associer des volumes aux quantités de matière des substances gazeuses.

Selon la loi des gaz parfaits :

$$\mathbf{PV = nRT}$$

où - T est la température absolue (en kelvin, K),
- P, la pression,
- V, le volume,
- n la quantité de matière
- R, une constante universelle (constante des gaz), égale à 8,31 J K^{-1} mol^{-1}.

Selon cette loi, à 0 °C (T = 273,15 K) et sous la pression de 101 325 Pa (1 atmosphère), une mole d'un gaz parfait occupe un volume :

$$V = \frac{nRT}{P} = = \frac{1\,\text{mol} \times 8{,}31\,\text{J mol}^{-1}\,\text{K}^{-1} \times 273{,}15\,\text{K}}{101\ 325\,\text{Pa}} = 0{,}0224\ \text{m}^3$$

$V = 0{,}0224\ m^3 \times 1000\ L \times m^{-3} = 22{,}4\ L$ *

Les conditions précitées sont appelées **conditions normales de température et de pression.**

Question 11

Quels sont les volumes de dihydrogène gazeux et de dioxygène gazeux à mettre en oeuvre à 0 °C et à 1 atmosphère (101 325 Pa) pour obtenir 2 moles d'eau ?

---

* Vous pouvez vous convaincre que l'équation aux dimensions est bien respectée en vous rappelant que:
1 pascal (Pa) est la pression exercée par une force de 1 newton (N) sur une surface de 1 m^2;
1 Pa = 1 N / 1 m^2;
1 newton (N) est la force qu'il faut appliquer pour communiquer à une masse de 1 kg une accélération de 1m / s^2; 1 N = 1 kg x 1 m / 1 s^2;
1 joule (J) est le travail fourni par une force de 1 newton (1N) qui déplace son point d'application sur une distance de 1 mètre (1m) dans la direction de la force; 1 J = 1 N x 1 m;
d'où, dans l'expression du volume occupé par une mole d'un gaz parfait, on peut remplacer le rapport 1J/1 Pa par 1 m^3.
En effet, $\frac{1\ \text{J}}{1\ \text{Pa}} = \frac{1\ \text{N} \times 1\ \text{m}}{1\ \text{N} \times 1\ \text{m}^{-2}} = 1\ \text{m}^3$

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

Réponse 11:

D'après l'équation correspondant à la réaction :

2 H_2 (g)	+	O_2 (g)	→	2 H_2O (l)
2 mol de H_2 (g)	+	1 mol de O_2 (g)	→	2 mol de H_2O (l)

Comme une mole d'un gaz parfait occupe 22,4 L (à 0 °C et 101 325 Pa), on a :

2 x 22,4 L de H_2 (g)	réagissent	avec 22,4 L de O_2 (g)	pour former	2 mol de H_2O (l)
44,8 L de H_2 (g)	réagissent	avec 22,4 L de O_2 (g)	pour former	2 mol de H_2O (l)

D'une manière tout-à-fait générale, comme

2n mol de H_2 (g)	+	n mol de O_2 (g)	→	2n mol de H_2O (l),

on a :

2n × 22,4 L de H_2 (g) réagissent avec	n × 22,4 L de O_2 (g)	pour former	2n mol de H_2O (l)
n × 44,8 L de H_2 (g) réagissent avec	n × 22,4 L de O_2 (g)	pour former	2n mol de H_2O (l)

Aujourd'hui, de plus en plus de véhicules sont équipés d'un airbag ou coussin gonflable.
En cas de choc violent, le gonflement de l'airbag empêche le conducteur ou le passager avant d'être projetés sur le pare-brise.

Un des systèmes utilise la décomposition de l'azoture de sodium, NaN_3, pour gonfler l'airbag lors d'une collision. La réaction produit du diazote gazeux mais aussi du sodium métallique selon l'équation bilan:

$$2\ NaN_3\ (s) \rightarrow 2\ Na\ (s) + 3\ N_2\ (g)$$

Un airbag "conducteur" gonflé a un volume d'environ 30 litres, tandis qu'un airbag "passager avant" gonflé a un volume d'environ 60 litres.

Question 12

Quelle masse d'azoture de sodium doit comporter l'airbag "conducteur" pour délivrer un volume de diazote de 30,0 litres en supposant que le gaz, sous la pression de 1,000 bar = 1,000 . 10^5 Pa est porté à une température de 328 K (55 °C) ?

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

Réponse 12:

Nous considérerons le gaz libéré comme un gaz parfait.

Puisque PV = nRT, on peut écrire que la quantité de matière de diazote correspondant à 30,0 L est:

$$n(N_2) = \frac{PV}{RT} = \frac{1{,}000.10^5\ \text{Pa x}\ 30{,}0.10^{-3}\ \text{m}^3}{8{,}31\ \text{J K}^{-1}\ \text{mol}^{-1}\ \text{x}\ 328\ \text{K}} = 1{,}101\ \text{mol}$$

D'après l'équation de décomposition de l'azoture de sodium: 2 NaN_3 (s) $\rightarrow$ 2 Na (s) + 3 N_2 (g),

$n(NaN_3) = \frac{2}{3} \times n(N_2) = \frac{1{,}101\ \text{mol x}\ 2}{3}$ = 0,7340 mol de NaN_3

La masse molaire de l'azoture de sodium est égale à 22,99 + 3 x 14,01 = 65,02 g/mol.

Dès lors $m(NaN_3) = n(NaN_3) \times M(NaN_3)$ = 0,7340 mol $\times$ 65,02 g/mol = 47,72 g que nous arrondissons à 47,7 g (voir module *Chiffres significatifs).*

ou encore

2 NaN_3 (s)	$\rightarrow$	2 Na (s) +	3 N_2 (g)
2 mol de NaN_3		2 mol de Na	3 mol de N_2
2 x 65,02 g de NaN_3		2 x 22,99 g de Na	3 x 28,02 g de N_2

Comme, à 328 K, sous la pression de 1,000 bar ($1{,}000.10^5$ Pa), une mole d'un gaz parfait occupe $V = \frac{nRT}{P} = \frac{1\ \text{mol x}\ 8{,}31\ \text{J K}^{-1}\ \text{mol}^{-1}\ \text{x}\ 328\ \text{K}}{1{,}000.10^5\ \text{Pa}}$ = 0,02726 m^3 ou 27,26 L, on peut aussi écrire:

2 x 65,02 g de NaN_3	$\rightarrow$	2 x 22,99 g de Na	3 x 27,26 L de N_2

3 x 27,26 L de N_2 sont libérés par 2 $\times$ 65,02 g de NaN_3

1 L de N_2 est libéré par une masse moindre égale à $2 \times 65{,}02$ g x $\frac{\mathbf{1}}{\mathbf{3\ x\ 27{,}26}}$ de NaN_3

30,0 L de N_2 sont libérés par une masse de $2 \times 65{,}02$ g $\frac{1}{3\ \text{x}\ 27{,}26} \times \mathbf{30{,}0}$ = 47,70 g de NaN_3

que nous arrondissons (voir module *Chiffres significatifs*) à 47,7 g

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

Une autre réaction importante liée à l'utilisation des véhicules à essence est la combustion des hydrocarbures employés comme carburants. Cette réaction doit être aussi complète que possible pour diminuer le rejet dans l'atmosphère de monoxyde de carbone (CO) ou d'hydrocarbures imbrûlés dus à une combustion incomplète.

Pour simplifier, admettons que l'essence a une composition moyenne correspondant à celle de l'octane C_8H_{18}. Les quantités de matière des réactants, octane et dioxygène, doivent répondre exactement à la stoechiométrie de l'équation chimique suivante:

$$2\ C_8H_{18}\ (l) + 25\ O_2\ (g) \rightarrow 16\ CO_2\ (g) + 18\ H_2O\ (l)$$

Question 13

Quelle masse de dioxygène est nécessaire pour assurer la combustion complète de 1,00 litre d'octane (mesuré à 233 K = 20 °C)? La masse volumique (r) de l'octane est de 0,700 kg/L à cette température.

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

Réponse 13:

- Que demande-t-on ? la masse de dioxygène assurant la combustion quantitative de 1 litre d'octane.

- **Que donne-t-on ?** **-** le volume d'octane : 1,00 litre;

- la masse volumique de l'octane : 0,700 kg/L.

- **De quelles relations dispose-t-on ?**

- de la stoechiométrie de la combustion (25 mol de O_2 pour 2 mol de C_8H_{18});

- de l'expression de la masse volumique : $\rho = \frac{m}{V}$;

- de l'expression reliant quantité de matière, masse et masse molaire : $n = \frac{m}{M}$.

Résolution

- Masse d'octane dans un litre : $m = \rho V = 0{,}700 \text{ kg/L} \times 1{,}00 \text{ L} = 0{,}700 \text{ kg}$ (ou 700 g).

- Quantité de matière de C_8H_{18} :

$$n(C_8H_{18}) = \frac{m(C_8H_{18})}{M(C_8H_{18})} = \frac{700 \text{ g}}{114{,}26 \text{ g mol}^{-1}} = 6{,}126 \text{ mol}$$

Comme il faut 25 moles de O_2 pour 2 moles de C_8H_{18},

$$n(O_2) = \frac{25 \times 6{,}126 \text{ mol}}{2} = 76{,}58 \text{ mol}$$

$m(O_2) = 76{,}58 \text{ mol} \times 32{,}00 \text{ g mol}^{-1} = 2\,451 \text{ g}$ ou, avec les chiffres significatifs, $2{,}45 \cdot 10^3$ g.

ou encore

2 C_8H_{18} (l)	+	25 O_2 (g)	$\rightarrow$	16 CO_2 (g)	+	18 H_2O (l)
2 mol de C_8H_{18}	+	25 mol de O_2	$\rightarrow$	16 mol de CO_2	+	18 mol de H_2O
1 mol de C_8H_{18}	+	25/2 mol de O_2	$\rightarrow$	16/2 mol de CO_2	+	18/2 mol de H_2O

114,26 g de C_8H_{18} réagissent avec $\frac{25}{2} \times 32{,}00 \text{ g}$ de O_2

1 g de C_8H_{18} réagit avec $\frac{25}{2} \times 32{,}00 \text{ g} \times \frac{\mathbf{1}}{\mathbf{114{,}26}}$ de O_2

700 g de C_8H_{18} réagissent avec $\frac{25}{2} \times 32{,}00 \text{ g} \times \frac{1}{114{,}26} \times \mathbf{700} = 2\,451 \text{ g}$ de O_2

ou, comme plus haut, $2{,}45 \cdot 10^3$ g.

Question 14

Quel volume de dioxygène (à 293 K et 101 325 Pa) est nécessaire pour assurer la combustion complète de 1,00 litre d'octane ? La masse volumique (ρ) de l'octane est de 0,700 kg/L à 293 K.

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

Réponse 14:

Comme on connaît la relation entre le volume d'un gaz (parfait) et la quantité de matière de ce gaz à une température donnée, la résolution est immédiate puisqu'on connaît la quantité de matière de O_2, 76,58 mol , résultat **intermédiaire** provenant du problème précédent :

$$V(O_2) = \frac{n(O_2) \times R \times T}{P} = \frac{76{,}58\,\text{mol} \times 8{,}31\,\text{J K}^{-1}\,\text{mol}^{-1} \times 293\,\text{K}}{101325\,\text{Pa}} = 1{,}84\ \text{m}^3 \text{ ou } 1{,}84 \cdot 10^3\ \text{L}$$

ou encore

A 293 K et sous la pression de 101 325 Pa, le volume occupé par 1 mol d'un gaz parfait est égal à : $\frac{1\,\text{mol} \times 8{,}31\,\text{J K}^{-1}\,\text{mol}^{-1} \times 293\,\text{K}}{101325\,\text{Pa}} = 0{,}02403\ \text{m}^3 = 24{,}03\ \text{L}$

2 C_8H_{18} (l)	+	25 O_2 (g)	→	16 CO_2 (g)	+	18 H_2O (l)
2 mol de C_8H_{18}	+	25 mol de O_2	→	16 mol de CO_2	+	18 mol de H_2O
1 mol de C_8H_{18}	+	25/2 mol de O_2	→	16/2 mol de CO_2	+	18/2 mol de H_2

114,26 g de C_8H_{18} réagissent avec $\frac{25}{2}$ x 24,03 L de O_2 (à 293 K)

1 g de C_8H_{18} réagit avec $\frac{25}{2}$ x 24,03 × $\frac{\mathbf{1}}{\mathbf{114,26}}$ L de O_2

700 g de C_8H_{18} réagissent avec $\frac{25}{2}$ x 24,03 × $\frac{1}{114,26}$ × **700** = 1840 L de O_2

ou, avec les chiffres significatifs, $1{,}84 \cdot 10^3$ L de O_2 .

En fait ce problème n'est pas très réaliste puisque, le plus souvent, l'oxygène provient de l'air à température ordinaire qui, en première approximation, en contient 21 % (en volume).

Question 15

Quel volume d'air (à 293 K et 101 325 Pa) est nécessaire pour assurer la combustion complète de 1,00 litre d'octane ?

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

Réponse 15:

Dans ce cas, V(air) = $\frac{V(O_2)\times 100}{21} = \frac{1840\times 100}{21}$ = 8 761 L

ou, en se limitant aux chiffres significatifs, 8,8 . 10^3 L d'air.

ou encore

21 L de O_2 sont contenus dans 100 L d'air.

1 L de O_2 est contenu dans $100 \times \frac{\mathbf{1}}{\mathbf{21}}$ L d'air

1 840 L sont contenus dans $100 \times \frac{1}{21} \times$ **1840** L **=** 8,8 . 10^3 L d'air en se limitant aux chiffres significatifs.

Question 16

Dans un four à chaux, le carbonate de calcium ($CaCO_3$) est décomposé par chauffage vers 950 °C en oxyde de calcium (CaO) et en dioxyde de carbone (CO_2).

a) Quelle masse d'oxyde de calcium (CaO), aussi appelé chaux vive, obtient-on par thermolyse de 1,00 tonne de roche calcaire contenant 75 % (en masse) de carbonate de calcium ($CaCO_3$) , les 25 % restants étant inertes dans ces conditions ?

b) Quel est le volume de dioxyde de carbone (CO_2) dégagé lors de la thermolyse si on mesure ce volume dans les conditions normales de température (273,15 K) et de pression (1 atm = 101 325 Pa) ?

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

Réponse 16:

a) Calcul de la masse d'oxyde de calcium

- **Que demande-t-on ?** la masse de CaO obtenue par thermolyse
- **Que donne-t-on ?** - la masse de roche calcaire $CaCO_3$: 1 tonne
  - le pourcentage de $CaCO_3$ dans la roche : 75 % (en masse)
- **De quelles relations dispose-t-on ?**
  - de la stoechiométrie de la réaction de thermolyse: $CaCO_3$ (s) $\rightarrow$ CaO (s) + CO_2 (g)
  - de l'expression du pourcentage: % (en masse) = $\frac{m(CaCO_3)}{m(roche)} \times 100$;
  - de l'expression reliant quantité de matière, masse et masse molaire: n = $\frac{m}{M}$.

Résolution

- m (roche calcaire) = 1,00 tonne = 1,00 . 10^3 kg = 1,00 .10^6 g
- m ($CaCO_3$) = $\frac{75}{100}$ x 1,00 .10^6 g = 7,50 x 10^5 g
- n ($CaCO_3$) = $\frac{7{,}50.10^5\,g}{M(CaCO_3)}$ = $\frac{7{,}50.10^5\,g}{100{,}09\,g\,mol^{-1}}$ = 7,49 . 10^3 mol

D'après l'équation chimique de la réaction: $CaCO_3$ (s) $\rightarrow$ CaO (s) + CO_2 (g)

- n(CaO) = n($CaCO_3$) = 7,49 . 10^3 mol
- m(CaO) = n(CaO) $\times$ M (CaO) = 7,49 . 10^3 mol $\times$ 56,08 g mol^{-1} = 4,2 . 10^5 g = 420 kg.

ou encore

Réécrivons l'équation chimique de la réaction:

$CaCO_3$ (s)	$\rightarrow$	CaO (s)	+	CO_2 (g)
1 mol	$\rightarrow$	1 mol		1 mol
100,09 g	$\rightarrow$	56,08 g de CaO		
1 g de $CaCO_3$	$\rightarrow$	$56{,}08\ g \times \frac{\mathbf{1}}{\mathbf{100{,}09}}$ de CaO		
$\frac{75}{100}$ x 1,00 . 10^6 g de $CaCO_3$	$\rightarrow$	$56{,}08\ g \times \frac{1}{100{,}09}$ x $\frac{\mathbf{75}}{\mathbf{100}}$ x **1,00 . 10^6** de CaO		

$= 4{,}2.10^5$ g ou 420 kg de CaO.

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

b) Calcul du volume de dioxyde de carbone

- **Que demande-t-on ?** le volume de CO_2 obtenu par thermolyse
- **Que donne-t-on ?**
  - la masse de roche calcaire $CaCO_3$: 1,00 tonne
  - le pourcentage de $CaCO_3$ dans la roche : 75 % (en masse)

- **De quelles relations dispose-t-on ?**
  - de la stoechiométrie de la réaction de thermolyse : $CaCO_3$ (s) $\rightarrow$ CaO (s) + CO_2 (g);
  - de l'expression du pourcentage : % (en masse) = $\frac{m(CaCO_3)}{m(roche)} \times 100$;
  - de l'expression reliant quantité de matière, masse et masse molaire : n = $\frac{m}{M}$;
  - de la loi des gaz parfaits : PV = nRT.

Résolution

A 273,15 K et sous la pression de 101 325 Pa, le volume occupé par 1 mol d'un gaz parfait est égal à :

$$\frac{1\ \text{mol} \times 8{,}31\ \text{J K}^{-1}\ \text{mol}^{-1} \times 273{,}15\ \text{K}}{101\,325\ \text{Pa}} = 0{,}02240\ \text{m}^3 = 22{,}40\ \text{L}$$ (cf. page 20)

$V(CO_2) = n(CO_2)$ mol x 22,40 L mol^{-1}

D'après l'équation chimique, $n(CO_2) = n(CaCO_3) = 7{,}49 \cdot 10^3$ mol.

$V(CO_2) = 7{,}49 \cdot 10^3$ mol x 22,40 L $mol^{-1} = 1{,}7 \cdot 10^5$ L = $1{,}7 \cdot 10^2$ m^3.

ou encore

Réécrivons l'équation chimique de la réaction:

$CaCO_3$ (s)	$\rightarrow$	CaO (s)	+	CO_2 (g)
1 mol de $CaCO_3$	$\rightarrow$	1 mol de CaO	+	1 mol de CO_2

100,09 g de $CaCO_3$ $\rightarrow$ 22,4 L de CO_2

1 g de $CaCO_3$ se décompose en donnant 22,40 L $\times$ $\frac{\mathbf{1}}{\mathbf{100{,}09}}$ de CO_2

$\frac{75}{100}$ x $1{,}00 \cdot 10^6$ g se décomposent en donnant 22,40 L $\times$ $\frac{1}{100{,}09}$ x $\frac{\mathbf{75}}{\mathbf{100}}$ x $\mathbf{1{,}00 \cdot 10^6}$ de CO_2

$1{,}7 \cdot 10^5$ L = 168 m^3 = $1{,}7 \cdot 10^2$ m^3 de CO_2

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

Question 17

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 c'est une eau 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, les canalisations...

On peut schématiser la réaction de précipitation du carbonate de calcium comme suit :

$$Ca^{2+}(aq) + 2\,(HCO_3)^-(aq) \xrightarrow{> 60°C} CaCO_3\,(s) + CO_2\,(g) + H_2O\,(l)$$

Calculez :

a) *la quantité de matière de $CaCO_3$ qui pourrait théoriquement précipiter à partir de 1,00 m^3 d'eau de distribution de la région bruxelloise.*
b) *la masse de $CaCO_3$ qui pourrait théoriquement précipiter à partir de 1,00 m^3 d'eau de distribution de la région bruxelloise.*

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

Réponse 17:

a) la quantité de matière de $CaCO_3$

- **Que demande-t-on ?** la quantité de matière de $CaCO_3$ précipitée (à partir de 1,00 m^3 d'eau).
- **Que donne-t-on ?** - la masse d'ions Ca^{2+} par litre d'eau.
- **De quelles relations dispose-t-on ?** - de l'équation chimique de précipitation:
  - de l'expression reliant quantité de matière, masse et masse molaire: $n = \frac{m}{M}$.

Résolution

D'après l'équation, $n(CaCO_3) = n(Ca^{2+})$.

Par litre d'eau, $n(Ca^{2+}) = \frac{m(Ca^{2+})}{M(Ca^{2+})} = \frac{0{,}140\,g\,L^{-1}}{40{,}08\,g\,mol^{-1}} = 3{,}493 \cdot 10^{-3}$ mol L^{-1}

Dans 1,00 m^3 d'eau, $n(Ca^{2+}) = 3{,}493 \cdot 10^{-3}$ mol $L^{-1} \times 1{,}00 \cdot 10^3$ L = 3,493 mol.
Donc, $n(CaCO_3) = 3{,}49$ mol

b) la masse de $CaCO_3$

- **Que demande-t-on ?** la masse de $CaCO_3$ précipitée (à partir de 1 m^3 d'eau).
- **Que donne-t-on ?** la quantité de matière de $CaCO_3$ précipitée (voir a).
- **De quelles relations dispose-t-on ?** de l'expression reliant quantité de matière, masse et masse molaire : $n = \frac{m}{M}$.

Résolution

$m(CaCO_3) = n(CaCO_3) \times M(CaCO_3) = 3{,}493$ mol x 100,09 $g.mol^{-1} = 3{,}50 \cdot 10^2$ g

---

Une des étapes de la résolution ci-dessus consistait à calculer le nombre de moles d'ions Ca^{2+} dans un litre d'eau de distribution. Ceci n'est rien d'autre qu'une **concentration molaire**.
Si cette notion ne vous est plus familière, nous vous suggérons l'utilisation du module "**La matière et ses quantités - Les concentrations**"

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

Question 18

Considérons la préparation du bromobenzène (C_6H_5Br) à partir du benzène (C_6H_6) et du dibrome (Br_2), en présence d'un catalyseur comme $FeBr_3$:

$$C_6H_6(l) + Br_2(l) \rightarrow C_6H_5Br(l) + HBr(g)$$

A 293K (20°C), quel volume de benzène doit-on mettre en œuvre pour obtenir un volume de 10,0 mL de bromobenzène ? Le dibrome sera fourni en excès suffisant. On supposera la réaction quantitative. A cette température, les masses volumiques du benzène et du bromobenzène sont respectivement de 0,879 kg/L et 1,491 kg/L.

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

Réponse 18

8,44 mL de benzène

Que demande-t-on ? - le volume de C_6H_6 à mettre en œ uvre
Que donne-t-on ? - le volume de C_6H_5Br produit
- les masses volumiques (ρ) de C_6H_6 et de C_6H_5Br

De quelles relations dispose-t-on ?
- de l'équation chimique de synthèse
- de la relation entre quantité de matière, masse et masse molaire

$$n = \frac{m}{M}$$

- de la relation entre masse volumique, masse et volume

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Résolution :
D'après l'équation chimique, si la réaction est quantitative, on a :

$n(C_6H_5Br) = n(C_6H_6)$

La quantité de matière (nombre de moles) de C_6H_5Br contenue dans 10,0 mL vaut :

$$n(C_6H_5Br) = \frac{m(C_6H_5Br)}{M(C_6H_5Br)} = \frac{\rho(C_6H_5Br).V(C_6H_5Br)}{M(C_6H_5Br)}$$
$$= \frac{1{,}491.10^{3}\,g/L\,.\,10{,}0.10^{-3}\,L}{157{,}01\,g/mol} = 9{,}496.10^{-2}\,mol$$

Donc, $n(C_6H_6) = 9{,}496.10^{-2}\,mol$

Le volume de C_6H_6 à mettre en œ uvre vaudra alors

$$V(C_6H_6) = \frac{m(C_6H_6)}{\rho(C_6H_6)} = \frac{n(C_6H_6).M(C_6H_6)}{\rho(C_6H_6)}$$
$$= \frac{9{,}496.10^{-2}\,mol\,.\,78{,}12\,g/mol}{0{,}879.10^{3}\,g/L} = 8{,}439.10^{-3}\,L$$

En se limitant au nombre de chiffres significatifs (trois), on aura :
$V(C_6H_6) = 8{,}44.10^{-3}\,L = 8{,}44\,mL$

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

Question 19

La batterie 12 volts de voiture comprend 6 éléments. Chaque élément est constitué d'un accumulateur au plomb dans lequel les réactions de charge et de décharge peuvent être représentées par l'équation:

$$Pb\,(s) + PbO_2\,(s) + 2\,H_2SO_4\,(aq) \underset{\text{charge}}{\overset{\text{décharge}}{\rightleftharpoons}} 2\,PbSO_4\,(s) + 2\,H_2O\,(l)$$

Cette équation met bien en évidence que la concentration en acide sulfurique varie suivant l'état de charge de l'accumulateur. Dans une batterie complètement chargée, la concentration en H_2SO_4 est de 4,65 $mol.L^{-1}$; elle est voisine de 2 $mol.L^{-1}$ quand la batterie est déchargée. La mesure de la masse volumique de la solution acide, qui dépend de sa concentration, permet d'ailleurs de déterminer l'état de charge de la batterie.

Un chimiste propose de vérifier l'état de charge d'une batterie en réalisant un titrage acide/base. Il procède comme suit.

Il prélève 5,00 mL de la solution d'acide, les introduit dans un fiole conique (Erlenmeyer) et dilue avec environ 100 mL d'eau désionisée.

Il titre la solution diluée d'acide sulfurique au moyen d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium dont la concentration est de 0,960 mol/L. Le titrage nécessite 36,0 mL.

Quelle est la concentration en H_2SO_4 de la solution d'acide sulfurique de l'accumulateur?

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/

Réponse 19

3,46 mol/L

- **Que demande-t-on?** - la concentration de la solution aqueuse d'acide sulfurique.
- **Que donne-t-on?** - la concentration de la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium : 0,960 mol/L
  - le volume de la solution d'acide sulfurique prélevé: 5,00 mL
  - le volume de la solution d'hydroxyde de sodium utilisé pour titrer: 36,0 mL

- **De quelles relations dispose-t-on?**
  - de la stœ chiométrie de la réaction de titrage:

$$H_2SO_4\ (aq) + 2\ NaOH\ (aq) \rightarrow Na_2SO_4\ (aq) + 2\ H_2O\ (l)$$

  - de l'expression reliant quantité de matière, volume et concentration: $c = \frac{n}{V}$.

Résolution

- $n(H_2SO_4) = \frac{1}{2} n(NaOH)$

- $n(NaOH) = c(NaOH) \times V(NaOH) = 0{,}960\ mol.L^{-1} \times 36{,}0.10^{-3}\ L = 3{,}456.10^{-2}\ mol$
- $n(H_2SO_4) = \frac{1}{2} n(NaOH) = \frac{3{,}456.10^{-2}}{2}\ mol = 1{,}728.10^{-2}\ mol$
- $c(H_2SO_4) = \frac{n(H_2SO_4)}{V(H_2SO_4)} = \frac{1{,}728.10^{-2}\ mol}{5{,}00.10^{-3}\ L} =$ = 3,46 mol L^{-1} avec trois chiffres significatifs.

Une telle concentration en acide sulfurique correspond à une batterie à moitié chargée.

© 1999, Groupe Transition – Section de Chimie - Université de Liège
http://www.ulg.ac.be/grptrans/