

TABLE DES MATIERES :

INTRODUCTION.....	1
PREMIERE PARTIE : PARTIE THEORIQUE	3
Quelques propriétés physiques, chimiques et préparations des gaz courants	3
I- L'ETAT GAZEUX.....	3
I-1 Propriétés des gaz	3
I-2 Interdépendance du volume, de la température et de la pression d'un gaz	3
I-3 Volume molaire d'un gaz V_M	4
I-3-1- Hypothèse d'Avogadro (1811).....	4
I-3-2- Loi d'Avogadro –Ampère.....	4
I-4 Les conditions normales de température et de pression (CNTP).....	4
I-5 Relation entre quantité de matières (n) et volume molaire V_M	4
I-6 Densité d'un gaz par rapport à l'air.....	5
I-7 La constante d'Avogadro N_A	5
II- ETUDE QUELQUES GAZ.....	6
II-1- LE DIOXYGENE	6
II-1-1- Propriétés physiques	6
II-1-2- Propriétés chimiques.....	6
II-1-3- Préparations industrielles.....	8
II-1-4- Préparations au laboratoire	8
II-1-5- Applications.....	10
II-2- LE DIHYDROGENE.....	11
II-2-1- Propriétés physiques	11
II-2-2- Propriétés chimiques.....	11
II-2-3- Préparations industrielles.....	12
II-2-4- Préparations au laboratoire	13
II-2-5- Applications.....	16

II-3-LE DIOXYDE DE CARBONE.....	17
II-3-1 Propriétés physiques	17
II-3-2 Propriétés chimiques	17
II-3-3 Préparations industrielles	18
II-3-4 Préparations au laboratoire	19
II-3-5 Applications	20
II- 4- LE DICHLORE	21
II-4-1 Propriétés physiques	21
II-4-2 Propriétés chimiques	21
II-4-3 Préparations industrielles	24
II-4-4 Préparations au laboratoire	24
II-4-5 Applications	25
DEUXIÈME PARTIE.....	26
PROPOSITION DE MODULES D'APPRENTISSAGE.....	26
I- Introduction aux modules d'apprentissage.....	28
I-1-Description des activités à mener	28
I-2-Agencement des fenêtres.....	29
I-3-présentation des interfaces de l'utilisateur	31
II- Module d'apprentissage	32
II-1 Module 1 : Etude du dichlore	34
II-1-1- Présentation du module 1	34
II-1-2- Mise en œuvre du module 1	34
II-2 Module 2 : Etude du dioxygène	37
II-2-1- Présentation du module 2	37
II-2-2- Mise en œuvre du module 2	37
II-3 Module 3 : Etude du dioxyde de carbone	40
II-3-1- Présentation du module 3	40
II-3-2- Mise en œuvre du module 3	40
II-4 Module 4 : Etude du dihydrogène.....	43
II-4-1- Présentation du module 4	43
II-4-2- Mise en œuvre du module 4	43

TROISIÈME PARTIE.....	46
PROPOSITION DES FICHES PEDAGOGIQUES	46
A- Application pédagogique 1	46
B- Application pédagogique 2.....	48
C- Application pédagogique 3	49
D- Application pédagogique 4	51
E- Application pédagogique 5.....	52
F- Application pédagogique 6.....	54
G- Application pédagogique 7	55
H- Application pédagogique 8	57
CONCLUSION.....	58

LISTE DES FIGURES :

Figure 1 : Combustion du soufre dans le dioxygène	6
Figure 2 : Combustion du phosphore dans le dioxygène	7
Figure 3 : Combustion du phosphore dans l'air	8
Figure 4 : Action de l'eau sur l'oxylithe	8
Figure 5 : Décomposition du chlorate de potassium	9
Figure 6 : Action de l'eau oxygénée sur le permanganate de potassium	9
Figure 7 : La combustion du dihydrogène dans l'air.....	11
Figure 8 : Combustion du dihydrogène dans le dioxygène	11
Figure 9 : Réduction de l'oxyde de cuivre par l'hydrogène.....	12
Figure 10 : Action de l'acide chlorhydrique sur le zinc	13
Figure 11 : Décomposition de l'eau par le calcium.....	13
Figure 12 : Action de la soude sur l'aluminium.....	14
Figure 13 : Réduction de l'eau par le sodium	14
Figure 14 : Réduction de l'eau par le Magnésium	15
Figure 15 : Réduction de l'eau par le fer.....	15
Figure 16 : Réduction du dioxyde de carbone par le magnésium	17
Figure 17 : Absorption du dioxyde de carbone par la soude	18
Figure 18 : Action de l'acide chlorhydrique sur le calcaire	19
Figure 19 : Décomposition thermique du carbonate de calcium.....	19
Figure 20 : Réduction de l'oxyde de cuivre par le carbone.....	20
Figure 21 : La combustion de l'hydrogène dans le dichlore	21
Figure 22 : Action du chlore sur le sulfure d'hydrogène	22
Figure 23 : Réaction entre le méthane et le dichlore	22
Figure 24 : Destruction du méthane par le chlore	23
Figure 25 : Action du chlore sur l'eau.....	23
Figure 26 : Combustion du fer dans le dichlore	23
Figure 27 : Action de l'acide chlorhydrique par le permanganate de potassium	24
Figure 28 : Action de l'acide chlorhydrique sur le dioxyde de manganèse	25
Figure 29 : Organigramme général pour l'étude des gaz	27
Figure 30 : Interface d'accueil.....	29
Figure 31 : Objectifs généraux et spécifiques pour l'étude des gaz	29
Figure 32 : Repères théoriques sur la réaction chimique.....	30
Figure 33 : Suite des repères théoriques.....	30
Figure 34 : Choix de module et objectifs à atteindre	31

Figure 35 : Organigramme de chaque module d'apprentissage	33
Figure 36 : Présentation du dispositif de production du dichlore.....	34
Figure 37 : Phase de la production du dichlore	35
Figure 38 : Présentation du dispositif pour test de reconnaissance du dichlore.....	35
Figure 39 : Séquence d'animation pour le test de reconnaissance du dichlore.....	36
Figure 40 : Conclusions proposées par le logiciel dans l'étude du dichlore	36
Figure 41 : Présentation du dispositif pour la production du dioxygène.....	37
Figure 42 : Phase de la production du dioxygène.....	38
Figure 43 : Présentation du dispositif pour le test de reconnaissance du dioxygène	38
Figure 44 : Séquence animation le test de reconnaissance du dioxygène	39
Figure 45 : Conclusions proposées par le logiciel dans l'étude du dioxygène.....	39
Figure 46 : Présentation du dispositif pour la production du dioxyde de carbone.....	40
Figure 47 : Phase de la production du dioxyde de carbone.....	41
Figure 48 : Présentation du dispositif pour le test de reconnaissance du dioxyde de carbone..	41
Figure 49 : Séquence d'animation le test de reconnaissance du dioxyde de carbone	42
Figure 50 : Conclusions proposées par le logiciel dans l'étude dioxyde de carbone	42
Figure 51 : Présentation du dispositif de production du dihydrogène	43
Figure 52 : Phase de la production du dihydrogène	44
Figure 53 : Présentation du dispositif pour le test de reconnaissance du dihydrogène	44
Figure 54 : Séquence d'animation pour le test de reconnaissance du dihydrogène	45
Figure 55 : Conclusions proposées par le logiciel dans l'étude du dihydrogène	45
Figure 56 : Montage pour la production du gaz H_2	47
Figure 57 : Montage pour le test du gaz H_2	48
Figure 58 : Montage pour la production du gaz Cl_2	50
Figure 59 : Montage pour le test du gaz Cl_2	51
Figure 60 : Montage pour la production du gaz O_2	52
Figure 61 : Montage pour le test O_2	54
Figure 62 : Montage pour la production du gaz CO_2	56
Figure 63 : Montage pour le test du gaz CO_2	57

GLOSSAIRE

NTIC : Nouvelle Technologie de l'Information et de la Communication

CNTP : Conditions Normales de Température et de Pression

Animation (3D) : animation à trois dimensions

INTRODUCTION

Cette étude a pour objectif général d'améliorer et de moderniser l'enseignement/apprentissage des sciences physiques dans les secondaires (collège et lycée). Nous avons constaté, d'une part, que le programme de chimie à Madagascar n'a pas subi de changement depuis 1995 et la majorité des livres utilisés par les enseignants et par les élèves sont dépassées. D'autre part, les Technologies de l'Information et de Communication (TIC) ne cessent pas d'évoluer. Les ordinateurs doivent être utilisés dans les activités pédagogiques aussi bien dans les administrations scolaires que comme moyen d'information et d'apprentissage.

Par ailleurs la chimie est une science expérimentale. Son enseignement nécessite :

- un laboratoire
- des matériels expérimentaux
- des produits chimiques
- des séances de travaux pratiques

Ces derniers constituent les principaux obstacles de l'enseignement/apprentissage de la chimie à Madagascar puisque l'accès à toutes ces infrastructures scolaires n'est pas toujours une évidence dans les lycées. Entre autres, l'insuffisance des matériels, le coût élevé des produits chimiques ou l'absence même d'un laboratoire d'expérience en est la cause, et peut rendre très difficile l'appréhension de cette discipline.

Ces différentes raisons nous ont poussés à élaborer un support didactique qui vise à chercher un moyen plus efficace et plus rapide, afin de surmonter ces obstacles. Alors notre tâche est d'élaborer un logiciel de simulation adapté à une gestion des travaux pratiques de chimie d'où l'intitulé « **Simulation sur micro-ordinateur pour la Production et identification des gaz courants étudiés dans classe de 2^{nde}** ».

En effet, l'apprentissage des sciences physiques ne pourrait être séparé des supports didactiques construits par des enseignants de cette discipline.

L'outil contient des animations à trois dimensions (3D), et des modules d'apprentissage pour montrer et expliquer aux élèves les phénomènes observés au cours d'une réaction chimique.

Le choix d'illustrer ces expériences par des animations (3D) fait que ce type d'animation nous donne une approche rigoureuse de la réalité environnementale auquel les élèves vont rencontrer dans un véritable laboratoire d'expérience.

Au terme de chaque module, des activités seront proposées aux élèves afin d'évaluer ses capacités et d'atteindre les objectifs visés.

La première partie de ce mémoire traite « la partie théorique : Quelques propriétés physiques, chimiques et production des gaz courants » qui constitue une étape primordiale dans la progression du travail.

La deuxième partie est principalement consacrée à l'élaboration du logiciel de simulation mettant en évidence des travaux pratiques pour la production de ces gaz courants, suivie d'un test de reconnaissance.

Des fiches de travaux pratiques sont proposées dans la troisième partie.

PREMIERE PARTIE : PARTIE THEORIQUE

Quelques propriétés physiques, chimiques et préparations des gaz

courants : O_2 , Cl_2 , CO_2 , H_2

I- L'état gazeux :

Un gaz est un état dispersé de la matière. En effet, les entités élémentaires qui le constituent sont animées d'un mouvement rapide et désordonné. Il en résulte que les gaz n'ont pas une structure compacte comme le solide. Cet état de dispersion nous amène à définir quelques propriétés qui sont propres aux gaz.

I-1-Propriétés du gaz :

Un gaz est **compressible** et **expansible**, il **n'a ni forme propre, ni volume propre**. Les gaz ont une structure moléculaire. Ces molécules se heurtent entre elles et heurtent aussi les parois du récipient qui les contiennent. Il en résulte un grand nombre de collisions qui est à l'origine **de la pression d'un gaz**. Ce phénomène s'appelle **agitation thermique**.

Les unités de la pression :

Le pascal (Pa) est l'unité dans le système internationale (USI), mais on peut aussi utiliser : l'atmosphère (atm) et le millimètre de mercure (mmHg).

Relation entre les unités : $1,01132 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$

On peut aussi se référer à la **pression standard** de 1 bar ($1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$)

I-2-Interdépendance du volume, de la température et de la pression d'un gaz

Soit une masse m d'un gaz occupant un volume constant V, si on augmente la température, la vitesse des molécules augmente et les chocs entre les parois deviennent plus importants. De ce fait, la pression du gaz augmente.

-A volume constant, la pression d'un gaz augmente si la température augmente.

Considérons maintenant un gaz de masse m et maintenons la température constante, si l'on diminue le volume du gaz dans le récipient, la pression du gaz augmente.

-A température constante, la pression d'un gaz augmente si le volume de ce gaz diminue

En conclusion :

Pour un gaz de masse m, les grandeurs volume, pression et température sont dépendantes les unes des autres.

Ainsi, toute mesure de volume d'un gaz doit être accompagnée des conditions de température et de pression dans lesquelles cette mesure a été réalisée (RATSIMANDRESY, R.O. 2006).

I-3-Volume molaire d'un gaz

I-3-1 -Hypothèse d'Avogadro (1811) :

Avogadro émet l'hypothèse suivant en 1811 qui sera par la suite vérifiée par Ampère en 1814. Des volumes égaux de gaz différents, pris dans les mêmes conditions de température et de pression, contiennent le même nombre de molécules.

I-3-2- Loi d'Avogadro –Ampère :

Dans les mêmes conditions de température et de pression, le volume occupé par une mole¹ de gaz est indépendant de la nature de ce gaz. C'est le volume molaire noté (V_M).

Si bien que, 2g de gaz dihydrogène (H_2), 32g de dioxygène (O_2), et 44g de dioxyde de carbone (CO_2), occupent le même volume V_M dans les mêmes conditions de température et de pression.

Pour expliquer ceci, il faut rappeler que les dimensions des atomes ou des molécules sont faibles devant le volume occupé par le gaz.

I-4- Les Conditions normales de température et de pression (CNTP) :

On définit les conditions normales de température et de pression par :

-température normale : $\theta = 0^\circ C$

-pression normale : $P = 1 \text{ atm}$

Dans ces conditions, le volume molaire d'un gaz vaut $V_M = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$

Les conditions standard seront définie par :

-température $\theta = 25^\circ C$

-pression $P = 1 \text{ bar}$

Dans les conditions standard, le volume molaire d'un gaz a pour valeur $V_M = 24 \text{ L.mol}^{-1}$

I-5- Relation entre nombre de moles (n) et volume molaire V_M :

1 mole de gaz occupe un volume → V_M

n (moles de gaz) occupe un volume → $v = n.V_M$

D'où $v = n.V_M$

n : est le nombre de moles de l'échantillon de gaz (moles)

v : est le volume de l'échantillon de gaz (L)

¹ Une mole de molécules contient $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ molécules
 N_A est la constante d'Avogadro

V_M : est le volume molaire du gaz dans les mêmes conditions de température et de pression.

I-6- Densité d'un gaz par rapport à l'air :

Par définition, la densité d'un gaz par rapport à l'air est le rapport de la masse m du gaz à la masse m_a de l'air. L'air et le gaz sont pris dans les mêmes conditions de température et de pression et possèdent le même volume $V = 22,4L$.

Ce volume $22,4L$ n'est autre que le volume molaire d'un gaz, donc la masse m du gaz sera sa masse molaire M .

Calculons la masse m_a de l'air :

Dans les CNTP, la masse volumique de l'air vaut $\rho(\text{air}) = 1,293g.L^{-1}$ or $\rho(\text{air}) = \frac{m(\text{air})}{V}$

Il vient $m_a = \rho(\text{air}) \cdot V$

Ainsi $m(\text{air}) = 1,293 \times 22,4 = 28,96g$, soit $m(\text{air}) = 29g$

Finalement la densité d'un gaz par rapport à l'air est :

$$d = \frac{M}{29}$$

d : est la densité du gaz par rapport à l'air

M : est la masse molaire du gaz

Remarque :

si $d < 1$, le gaz est plus léger que l'air

si $d > 1$, le gaz est plus lourd que l'air

Considérons le cas du dihydrogène (H_2), calculons sa densité (d) par rapport à l'air.

Sa masse molaire $M(H_2)$ est égale à $2g.mol^{-1}$ et comme $d = \frac{M(H_2)}{29}$ il vient

$d = \frac{2}{29} = 0,0692 < 1$, ainsi le dihydrogène est plus léger que l'air.

(RATSIMANDRESY, R. O. 2006 et FAUCHER, R. 1966)

I-7- La constante d'Avogadro N_A :

Calculons le nombre noté N_A d'atomes de carbone 12 contenus dans une mole de cet atome.

Si la masse m d'un atome de carbone est $1,99266.10^{-26}kg$ et la masse M d'une mole d'atome de C^{12} est égale à $0,012kg$, alors :

le nombre à chercher sera donc :

si $m = 1,99266.10^{-26}kg$ correspond \rightarrow 1 atome

$$M = 0,012Kg \quad \text{correspond} \rightarrow \quad N_A = \frac{M}{m} = \frac{0,012}{1,99266.10^{-26}} = 6,022.10^{23} \text{ atomes}$$

$$N_A = 6,022.10^{23} \text{ atomes}$$

II - ÉTUDE DE QUELQUES GAZ

LE DIOXYGENE (O₂)

II-1-1- Propriétés physiques :

Le dioxygène est gazeux à la température ordinaire. C'est un gaz incolore, inodore et sans saveur. Il est très peu soluble dans l'eau : à 0°C, un litre d'eau dissout 40 cm³ de gaz. Cette faible solubilité nous permet aisément de le recueillir par déplacement d'eau. Le dioxygène ne peut être liquéfié qu'à très basse température, en fait sous la pression atmosphérique normale, sa température de liquéfaction est de -183°C. A cette température, le gaz dioxygène est constamment en ébullition. Ce gaz est plus dense que l'air avec une densité de 1,105 et sa masse volumique est de 1,429g.L⁻¹. Il se présente sous forme de solide bleuâtre à une température de -218,6°C (CESSAC, J. 1996).

II-1-2- Propriétés chimiques :

Le dioxygène est un oxydant par excellence, donc il permet la combustion de plusieurs entités comme le Fe, Na, Mg, Ca...

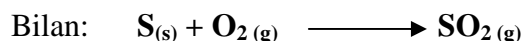
Les combustions des corps simples :

1-La combustion du soufre dans le dioxygène :



Figure 1 : Combustion du soufre dans le dioxygène

Des petits morceaux de soufre enflammés sont introduits dans un flacon contenant du dioxygène. La combustion est très vive et le soufre brûle avec une flamme bleue très brillante en produisant un gaz incolore et suffocant : c'est le dioxyde de soufre (SO₂).



Le dioxyde de soufre est un gaz très soluble dans l'eau. Une solution de SO₂ colore en jaune le bleu de bromothymole (BBT) donc c'est une solution acide, SO₂ est un oxyde acide.

2-La combustion du phosphore dans le dioxygène :

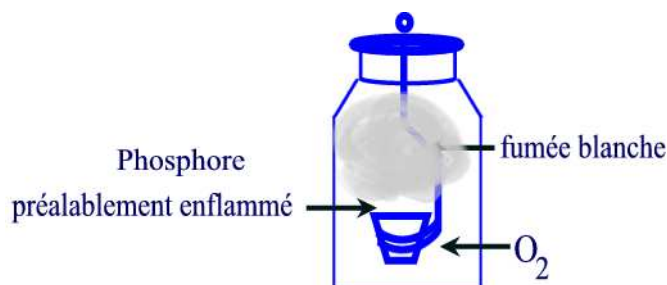
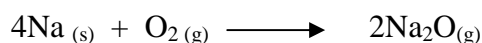
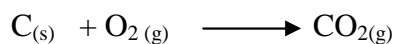


Figure 2 : Combustion du phosphore dans le dioxygène

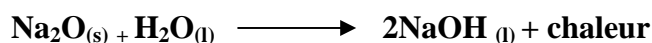
Des fragments de phosphore préalablement chauffés sont introduits dans un flacon rempli de gaz dioxygène. Une épaisse fumée blanche d'anhydride phosphorique apparaît avec une flamme brillante.

Selon la réaction : $4P_{(s)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 2P_2O_{5(g)}$

Les mêmes expériences sont faites avec le carbone et le sodium. La combustion de ces corps dans le dioxygène donne respectivement du dioxyde de carbone (CO_2) et un oxyde de sodium (Na_2O) selon les réactions:

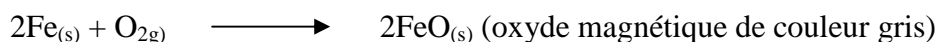
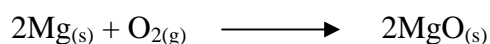


Si nous essayons de dissoudre le Na_2O dans l'eau, par réaction chimique, il donne naissance à l'hydroxyde de sodium ($NaOH$) et fait virer le BBT (vert) au bleu selon la réaction :



Remarque :

On peut répéter les mêmes expériences avec le fer ou le magnésium, les produits de la réaction seront de l'oxyde de fer et de l'oxyde de magnésium.



Ces combustions sont rapides et s'accompagnent d'une émission de lumière, ce sont des *combustions vives* (CESSAC, J. 1996).

Si on réalise une autre expérience avec le phosphore et le fer :

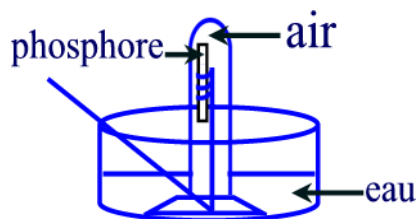


Figure 3 : Combustion du phosphore dans l'air

Un bâton de phosphore est introduit dans l'air contenu dans une éprouvette retournée sur une cuve remplie d'eau. Il s'entoure peu à peu d'une fumée blanche d'anhydride phosphoreux. Le fer placé à l'air humide s'entoure d'une pellicule d'oxyde ferrique. Ces deux oxydations dégagent de la chaleur mais elles se dissipent dans l'air.

Cette chaleur n'échauffe suffisamment pas les entités pour provoquer la combustion. Une telle réaction est appelée **Combustion Lente**.

II-1-3- Préparations industrielles :

Les grandes quantités de dioxygène utilisées industriellement sont, en majeure partie, extraite de l'air par liquéfaction suivie d'une distillation fractionnée. Un autre procédé d'extraction de l'oxygène est aussi la décomposition de l'eau par le courant électrique communément appelée ELECTROLYSE. (CESSAC, J. 1996).

II-1-4-Préparations au laboratoire :

1-Action de l'eau sur l'oxylithe² :

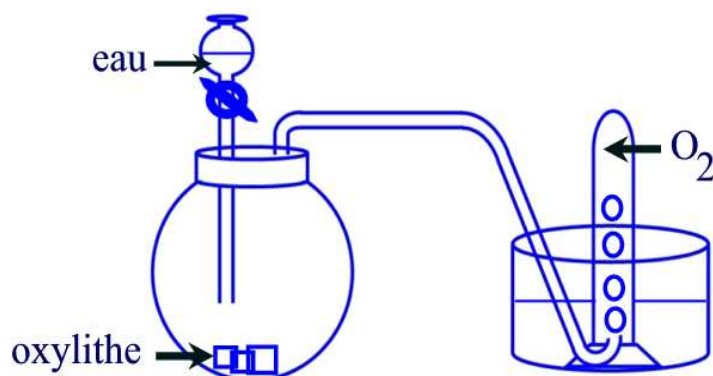
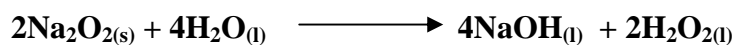


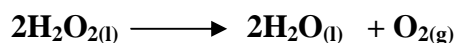
Figure 4 : Action de l'eau sur l'oxylithe

² Cristaux blancs formés par un mélange de Peroxyde de sodium (Na_2O_2) et de sulfate de cuivre (CuSO_4)

On laisse tomber goutte à goutte de l'eau sur l'oxylithe. Le dioxygène se dégage immédiatement et il y a formation de soude et de l'eau oxygénée (H_2O_2). La soude formée reste en solution au fond du flacon. L'équation bilan de la réaction sera :



Par suite, en présence d'une solution de cuivre II (Cu^{2+}), H_2O_2 se décompose en eau et dioxygène selon :



7g de Na_2O_2 réagissent avec $1,6\text{cm}^3$ d'eau pour donner 1L de dioxygène.

2-Décomposition du chlorate de potassium en présence de dioxyde de manganèse :

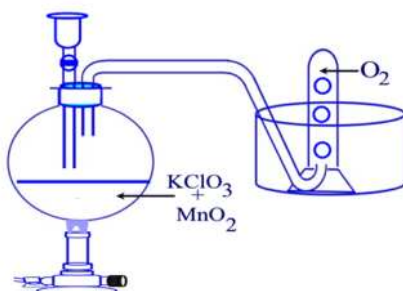
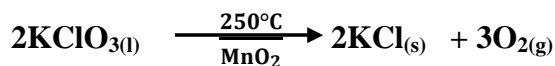


Figure 5 : Décomposition du chlorate de potassium

Le KClO_3 et MnO_2 sont mis en solution, l'ensemble est chauffé selon le dispositif pour donner le dioxygène. Le dioxyde de manganèse (MnO_2) a un effet modérateur et élimine tout risque d'explosion. La réaction peut être interprétée par :



3,5g de chlorate de potassium KClO_3 donnent 1L de dioxygène (il faut ajouter 1,65g de dioxyde de manganèse MnO_2 comme catalyseur).

3-Action de l'eau oxygénée (H_2O_2) sur le permanganate de potassium (KMnO_4) :

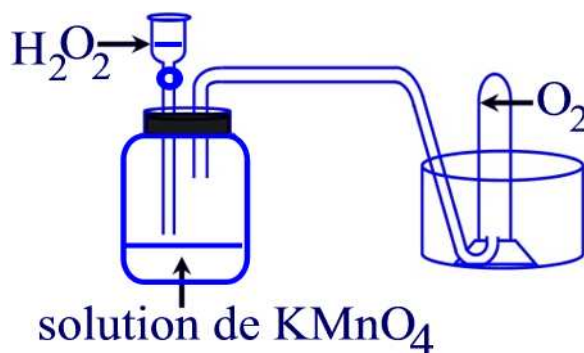
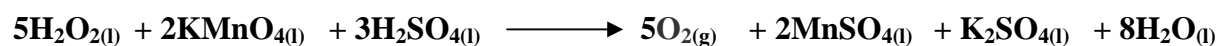


Figure 6 : Action de H_2O_2 sur KMnO_4

Le bilan de la réaction est le suivant :



Un mélange de 56cm³ KMnO₄ à 50gL⁻¹ et 1,6cm³ d'une solution de H₂SO₄ réagit avec 3,9cm³ d'eau oxygénée pour donner 1L de dioxygène (STEYAERT, J. 1985).

II-1-5-Applications :

Des quantités assez importantes de dioxygène servent à alimenter les chalumeaux oxyacétyléniques employés pour les soudages et oxycoupages. Le dioxygène intervient dans l'élaboration des fontes et des aciers. Les grandes industries chimiques utilisent le dioxygène dans la fabrication des acides sulfuriques, nitriques et de leurs dérivés (l'oxydation du soufre et de monoxyde d'azote). Pour les industries aéronautiques, l'oxygène liquide sert à l'alimentation en comburant des moteurs de fusées, il en est même parfois dans les avions modernes volant à très hautes altitudes. (CESSAC, J. 1996 et COQ, C. 1987).

LE DIHYDROGENE

II-2-1-Propriétés physiques :

Le dihydrogène est un corps simple gazeux formé par deux atomes d'hydrogène (H_2). C'est un gaz incolore et inodore. La densité par rapport à l'air est égale à $d=0,0695$ donc c'est un gaz moins dense que l'air. C'est même le moins dense de tous les gaz. Il est très peu soluble dans l'eau car sa solubilité est de $19\text{cm}^3\text{L}^{-1}$. L'hydrogène est le gaz le plus difficile à liquéfier. Le dihydrogène liquide bout à -252°C et en le refroidissant encore, il devient solide à -259°C .

II-2-2-Propriétés chimiques :

1- La combustion du dihydrogène dans l'air

La combustion du dihydrogène dans l'air produit de la vapeur d'eau. L'expérience de la figure 7 illustre bien cette combustion.

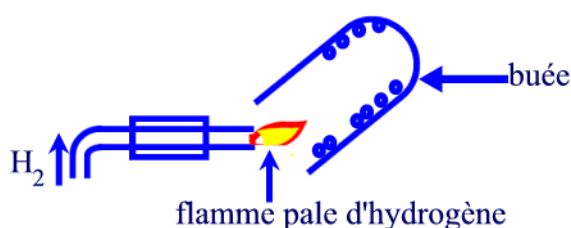
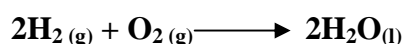


Figure 7 : Combustion du dihydrogène dans l'air

Coiffons la flamme d'hydrogène avec un bêcher, de la buée apparaît sur les parois et des gouttes d'eau se forment. Cette réaction peut s'interpréter par :



La combustion du dihydrogène dégage de chaleur : c'est une réaction **exothermique**.

Pour obtenir une flamme encore plus chaude, ($T^\circ = 2000^\circ\text{C}$), on fait brûler du dihydrogène dans du dioxygène au moyen d'un Chalumeau.

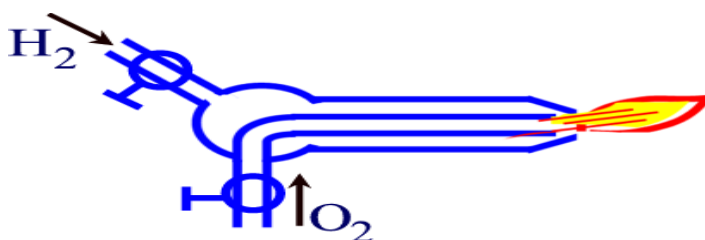


Figure 8 : Combustion de H_2 dans O_2

En conclusion, la combustion du gaz dihydrogène dans le dioxygène est fortement exothermique, de plus, cette combustion produit de l'eau qui est un composé très stable. Ces deux caractères nous permettent de dire que l'hydrogène et l'oxygène présentent l'un comme l'autre une très grande affinité. Il en résulte que l'hydrogène réagit sur les corps oxygénés en s'emparant de l'oxygène pour donner de l'eau. *C'est une réaction de réduction.*

Exemple : La réduction de l'oxyde de cuivre par l'hydrogène.

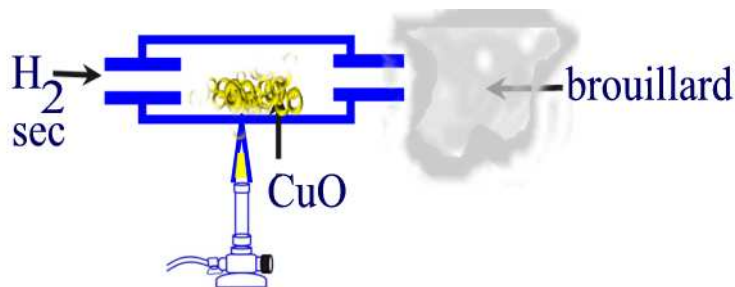
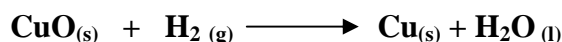


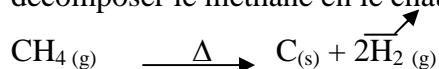
Figure 9 : Réduction de l'oxyde de cuivre par le dihydrogène

Le brouillard qui apparaît est dû à la condensation de la vapeur d'eau produite par la réaction. On constate que l'oxyde de cuivre noir a été réduit à l'état de cuivre rouge : le cuivre a été libéré. (CESSAC, J. 1996).



II-2-3- Préparations industrielles

L'eau constitue une matière première pratiquement inépuisable pour la préparation du dihydrogène. On en libère le dihydrogène par électrolyse. Le gaz obtenu est particulièrement pur ; toutefois ce procédé est assez onéreux à cause du grand besoin en énergie électrique. Bien que l'eau soit un composé très stable, il est possible de la réduire en corps très réducteurs pour libérer le dihydrogène. C'est ainsi que de la vapeur d'eau passant sur du fer chauffé à 700°C ou sur du coke est réduite pour former le dihydrogène. On prépare aussi l'hydrogène à partir des composés hydrogénés, par exemple en chauffant très fortement la houille¹, on obtient un mélange gazeux contenant environ 50% de son volume en hydrogène. Comme l'hydrogène est très difficile à liquéfier, on peut l'extraire à partir d'un mélange gazeux en liquéfiant les autres gaz. Le méthane, qui existe dans certains gisements gazeux constitue aussi une matière première pour préparer le gaz dihydrogène, ce procédé consiste à décomposer le méthane en le chauffant très fortement (+ de 100°C) selon la réaction :



Elle fournit en même temps du carbone pur utilisé dans la fabrication du papier carbone, d'encre d'imprimerie, de certains cigares... (CESSAC, J. 1996).

II-2-4-Préparations au laboratoire :

1-Action de l'acide chlorhydrique sur le zinc :

On peut préparer le dihydrogène en faisant agir l'acide chlorhydrique sur des grenailles de zinc :

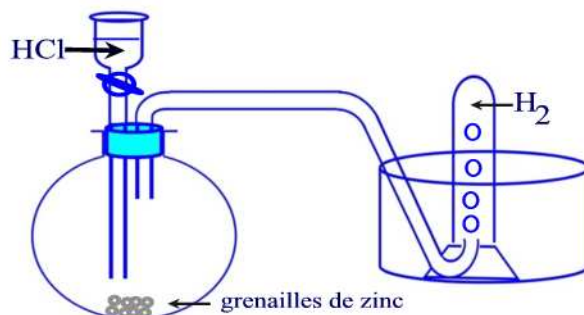
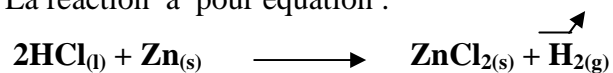


Figure 10 : Action de l'acide chlorhydrique sur le zinc

La réaction a pour équation :



16cm³ d'une solution d'acide chlorhydrique (HCl) à 5,5molL⁻¹ réagissent sur 2,9g de zinc pour donner 1L de dihydrogène.

L'acide chlorhydrique réagit avec tous les métaux sauf dans le cas du cuivre pour donner du gaz dihydrogène.

2-La décomposition de l'eau par le calcium :

L'eau est décomposée par le calcium et produit du dihydrogène :

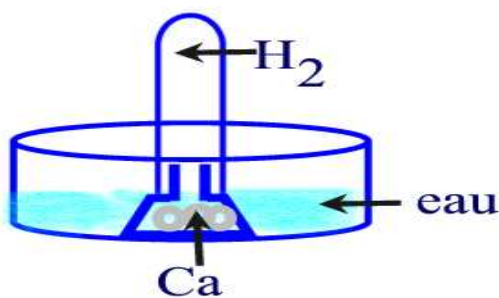
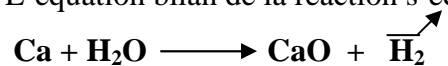


Figure 11 : Décomposition de l'eau par le calcium

L'équation bilan de la réaction s'écrit :



3- Réaction entre la soude (NaOH) et de l'aluminium (Al) :

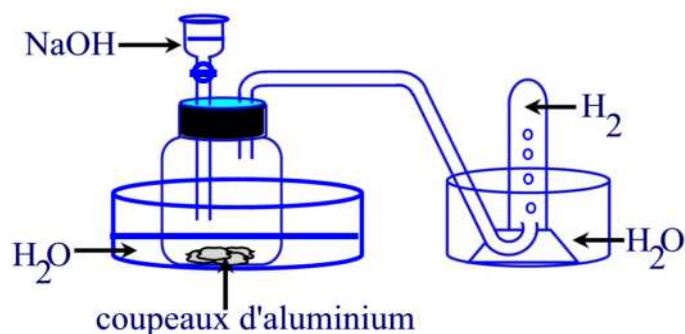
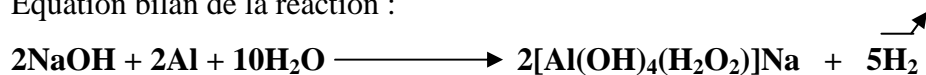


Figure 12 : Action de la soude sur l'aluminium

La réaction est exothermique, ce qui explique la présence d'un autre cuve à eau dans le flacon à réaction.

Equation bilan de la réaction :



$[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O}_2)]\text{Na}$ est dissocié en ions $[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O}_2)]^-$ et Na^+ .

L'ion $[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O}_2)]^-$ est appelé ion aluminate.

12cm³ d'une solution de soude (NaOH) à 2,5mol.L⁻¹ réagissent sur 0,8g d'aluminium pour donner 1L d'H₂.

4- Réduction de l'eau par le sodium :

Le sodium réduit l'eau à froid ; la réaction est vive car le sodium est un puissant réducteur

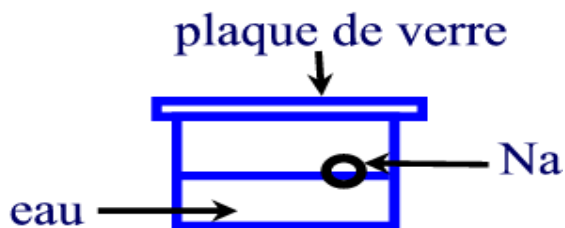
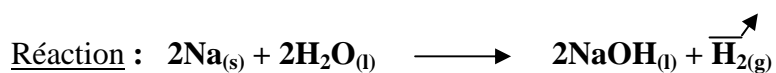


Figure 13 : Réduction de l'eau par le sodium



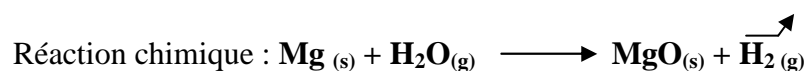
La soude est dissoute dans l'eau et sa présence est déterminée par la phénolphtaléine qui devient violet (STEYAERT, J. 1985).

5- Réduction de l'eau par le magnésium :

Le magnésium réduit l'eau en produisant du gaz dihydrogène. Cette réaction peut être illustrée selon le dispositif expérimental de la figure 14.

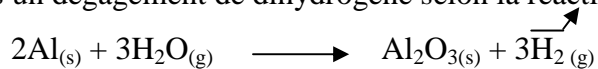


Figure 14 : Réduction de l'eau par le magnésium



L'oxyde de magnésium (MgO) est connu sous le nom de magnésie

Si on remplace le ruban de magnésium par de l'aluminium en poudre fortement chauffé, on a toujours un dégagement de dihydrogène selon la réaction :



6- Réduction de l'eau par le fer :

Le fer chauffé à forte température réduit aussi l'eau. Une température élevée vers 700°C est nécessaire car le fer est moins réducteur que les autres métaux.

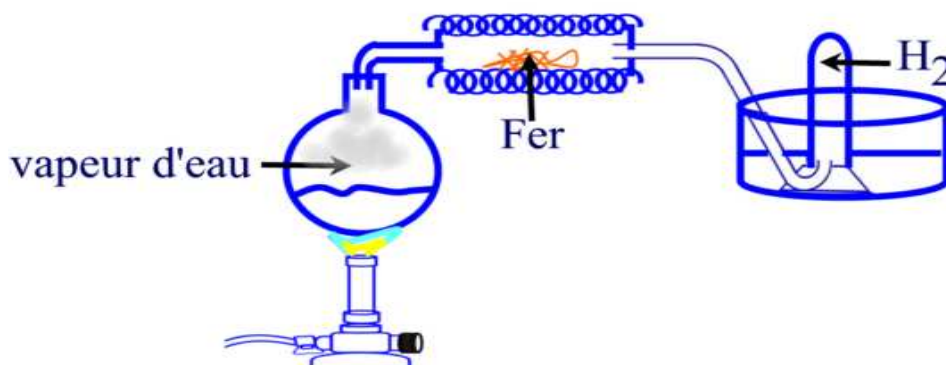


Figure 15 : Réduction de l'eau par le fer

Bilan de la réaction : $3\text{Fe}_{(s)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(g)} \longrightarrow \text{Fe}_3\text{O}_{4(s)} + 4\text{H}_{2(g)}$

Avec ce même dispositif, on peut remplacer le fer par le carbone (charbon). Un dégagement de dihydrogène se produit selon : $\text{C}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)} \longrightarrow \text{CO}_{(g)} + \text{H}_{2(g)}$. Ce principe est surtout utilisé dans la préparation industrielle de l'hydrogène. (STEYAERT, J. 1985).

II-2-5- Applications :

Nous savons que pour obtenir une flamme très chaude ($T^\circ = 2000^\circ\text{C}$), on fait brûler de du dihydrogène avec le dioxygène au moyen d'un chalumeau. Le chalumeau est utilisé au découpage des pièces en fer et à la soudure autogène. Par hydrogénation, c'est-à-dire fixation d'hydrogène sur des composés du carbone, l'industrie fabrique divers produits importants : matières grasses solides (telles que la margarine), matières plastiques, matières colorantes, caoutchoucs artificiels etc....Le dihydrogène est une matière première importante dans la préparation de l'ammoniac (NH_3) qui est une source d'engrais azotés et d'explosifs (CESSAC, J. 1996).

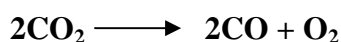
LE DIOXYDE DE CARBONE (CO₂)

II-3-1-Propriétés physiques :

C'est un gaz incolore, d'odeur piquante dans les CNTP. Sa composition dans l'air vaut 0,03% environ. Il est non toxique mais asphyxiant si la concentration est supérieure ou égale à 10%. A la pression normale et à une température de 20°C, un litre de CO₂ pèse 1,9g. Sa densité par rapport à l'air (d=1,5) montre qu'il est environ une fois et demie plus dense que l'air. Un litre d'eau à la température ordinaire peut dissoudre un litre de CO₂ donc il est moyennement soluble dans l'eau. Cette assez faible solubilité peut permettre de le recueillir sur une cuve à eau (par déplacement d'eau). Le dioxyde de carbone se caractérise par l'eau de chaux qui se trouble immédiatement par formation d'un précipité blanc. La température de sublimation est de -78,5°C. Le CO₂ est liquéfié par compression à température ordinaire P = 60atm (CESSAC, J. 1996).

II-3-2- Propriétés chimiques :

Le dioxyde de carbone (CO₂) est un corps très stable. Ces molécules ne sont dissociées qu'à une température élevée. A 2000°C, deux molécules sur cent seulement sont dissociées en CO et O₂ selon l'équation :



Le CO₂ est un mauvais comburant, ceci peut être mis en évidence par l'extinction d'une bougie allumée à l'intérieur d'un flacon rempli de CO₂. En fait le CO₂ cède très difficilement son O₂. Seuls les réducteurs énergiques utilisés à température très élevée parviennent à réduire le CO₂ (exemples : Na, Mg, Al...).

1-) La réduction du CO₂ par le magnésium :

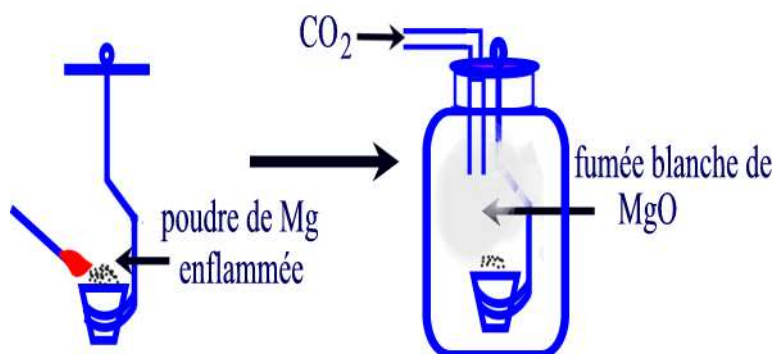
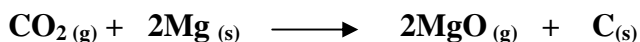


Figure16 : Réduction du dioxyde de carbone par le magnésium

L'équation bilan de la réaction s'écrit:



2-) Absorption du CO₂ par la soude :

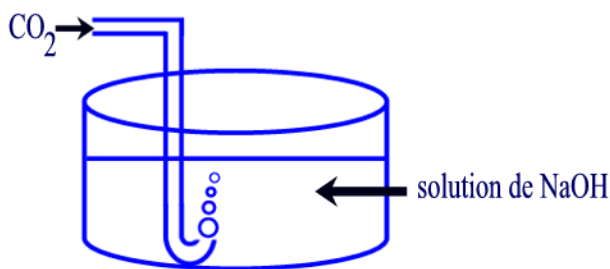
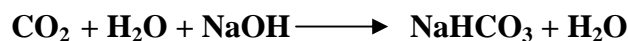
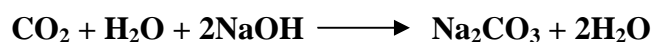


Figure 17 : Absorption du CO₂ par la soude

La soude absorbe le dioxyde de carbone. Lorsqu'on fait arriver du gaz CO₂ dans une solution de NaOH, les premiers bulles de gaz s'amenuisent, montrant que la soude absorbe le CO₂. Au bout d'un certain temps, les bulles traversent la solution. Celle-ci peut se traduire par la réaction :



L'hydrogénocarbonate de sodium (NaHCO₃) est peu soluble dans l'eau mais se dissocie en ion (Na⁺, HCO₃⁻). Si la soude est en excès, il y aura une formation de carbonate de sodium (Na₂CO₃) selon le bilan :



Le carbonate de sodium (Na₂CO₃) est dissocié en ions 2Na⁺ et CO₃²⁻.

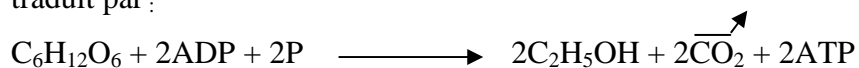
(STEYAERT, J. 1985 et CESSAC, J. 1996).

II-3-3 Préparations industrielles :

Le dioxyde de carbone est préparé en faisant brûler du coke³ dans un courant d'air selon la réaction : $\text{C} + \text{O}_2 \longrightarrow \overline{\text{CO}_2}$

Dans les sucreries, on utilise un four à chaux car l'on a besoin à la fois du CO₂ et du CaO
 $\text{CaCO}_3 \longrightarrow \text{CaO} + \overline{\text{CO}_2}$

La fermentation alcoolique des jus sucrés est aussi une source de CO₂. Cette réaction se traduit par :



Le glucose (C₆H₁₂O₆), l'adénosine diphosphate (ADP) et le phosphore produisent de l'éthanol, du dioxyde de carbone et de l'adénosine triphosphate (ATP)

³ Résidu solide de la carbonisation de certaines houilles grasses

II-3-4- Préparations au laboratoire :

1- Action de l'acide chlorhydrique sur le calcaire (CaCO₃) :

Pour préparer du CO₂ au laboratoire, on attaque généralement le marbre ou le calcaire à froid par une solution d'acide chlorhydrique dilué :

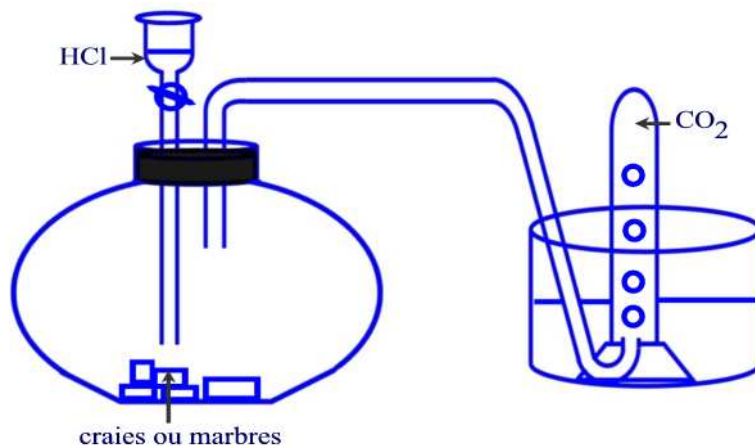


Figure 18 : Action de l'acide chlorhydrique sur le calcaire

Selon la réaction : $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{CO}_2 \uparrow + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Le marbre ou le calcaire est constitué par du carbonate de calcium (CaCO₃).

Le chlorure de calcium (CaCl₂) se dissout dans l'eau.

4,47g de marbre réagissent avec 8,2cm³ d'acide chlorhydrique à 5,5mol.L⁻¹ pour donner 1L de CO₂.

2-Décomposition thermique du CaCO₃ :

La température nécessaire à cette décomposition sera d'environ 800 à 900°C :

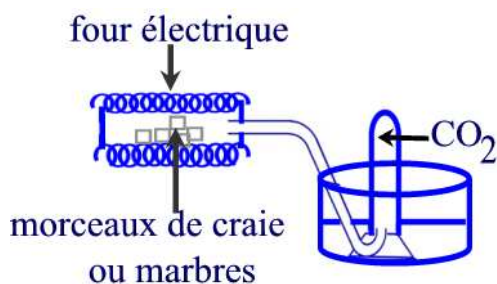
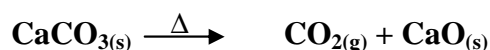


Figure19 : Décomposition thermique de CaCO₃

La réaction correspondante est :



3-Action de l'acide chlorhydrique sur le carbonate de sodium(Na₂CO₃)

On peut obtenir du gaz CO₂ en faisant agir de l'HCl sur du Na₂CO₃ selon la réaction :



4-Réduction de l'oxyde de cuivre (CuO) par le carbone :

En chauffant un mélange de carbone et d'oxyde de cuivre pulvérulent, une réaction se produit avec un dégagement de gaz CO₂ selon la réaction :

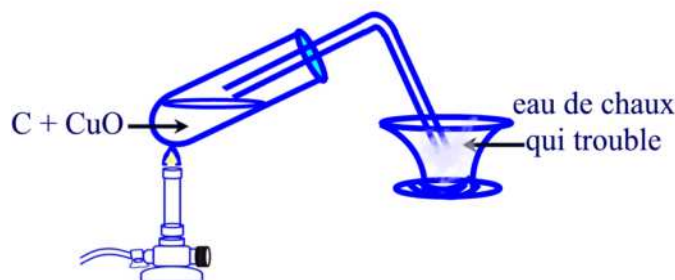
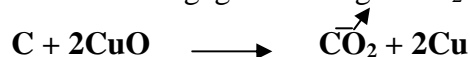


Figure 20 : Réduction de l'oxyde de cuivre par le carbone

II-3-5-Applications :

Le CO₂ est un produit industriel principalement utilisé dans la fabrication des boissons gazeuses. La présence du CO₂ dissous dans une boisson gazeuse se voit dans l'expérience de dégazage⁴. Le CO₂ est aussi utilisé dans la fabrication du Na₂CO₃ (employé dans la fabrication du verre), des produits destinés au dégraissage et blanchissage ou des savons.

La conservation des denrées alimentaires trouve aussi une application du CO₂ (bière, œuf, fruits, légume....). En fait, sous forme de carboglace⁵, il sert comme agent de réfrigération.

Au laboratoire, on peut facilement obtenir un milieu liquide à très basse température (-100°C environ) en projetant des fragments de carboglace dans l'éther ou l'acétone (CESSAC, J. 1996. et STEYAERT, J. 1985).

⁴L'expérience de dégazage permet de déceler la présence de CO₂ dans les boissons gazeuses

⁵C'est une partie du CO₂ liquide qui se solidifie sous forme neige carbonique

Le dichlore (Cl₂)

II-4-1-Propriétés physiques :

Découvert par Scheele en 1774, le chlore est un corps jaune verdâtre. C'est un gaz très toxique car il peut entraîner la mort si sa concentration atteint 0,6%. Il attaque les muqueuses pour une concentration de 0,05%. Sa masse volumique vaut 3,168gL⁻¹ dans les CNTP. La densité du chlore par rapport à l'air a pour valeur d_r≈2,5. Le chlore est donc un gaz très dense, ainsi, on peut le recueillir par déplacement d'air. Le chlore est assez soluble dans l'eau (2,5L par litre d'eau) et la solution porte le nom d'eau de chlore. Bien que soluble dans l'eau on peut aussi le recueillir dans une cuve à eau utilisant l'eau salée qui le dissout difficilement (cette solubilité est de 3,6g dans 100g d'eau). Il est facilement liquéfiable. Pour le liquéfier sous la pression atmosphérique, il faut le refroidir en dessous de son point d'ébullition(-34°C) et à la température ordinaire (15°C), il suffit de le comprimer sous 5,8 bar.

II-4-2- Propriétés chimiques :

Le chlore a une très grande réactivité chimique. En particulier, il peut se combiner directement à un très grand nombre de corps simples pour donner des chlorures.

1- La combustion de l'hydrogène dans le dichlore :

Un jet d'hydrogène, préalablement enflammé dans l'air, continue à brûler dans le chlore. Les molécules d'H₂ et Cl₂ réagissent entre elles pour donner des molécules d'HCl.

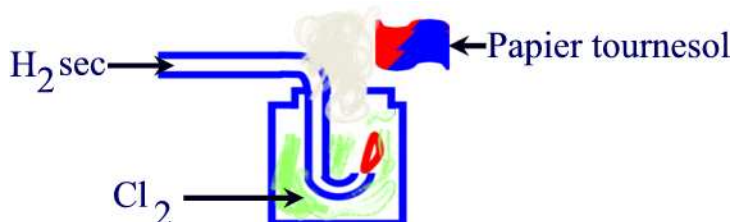


Figure 21 : Combustion de l'hydrogène dans le dichlore

Equation bilan de la réaction : $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{HCl}(\text{g})$

Si le dihydrogène est au préalable mélangé au dichlore, la réaction est explosive. Elle est plus dangereuse que le mélange tonnant⁶ car l'explosion se produit à froid en présence d'une lumière vive.

⁶C'est le mélange $2\text{H}_2 + \text{O}_2$ qui explose violemment au contact d'une étincelle

2-L'action du chlore sur le sulfure d'hydrogène (H₂S)

Le dichlore réagit également avec le sulfure d'hydrogène pour former l'HCl. Lorsqu'on met en présence les deux gaz, on observe un dépôt solide de soufre (fines particules jaunes). La couleur verte du chlore disparaît.

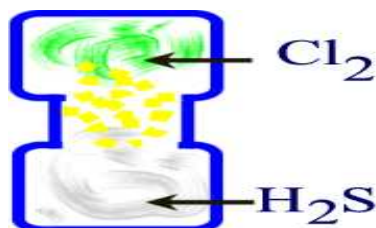


Figure 22 : Action du dichlore sur le sulfure d'hydrogène

La putréfaction des déchets organiques produit du sulfure d'hydrogène dont l'odeur est particulièrement repoussante. En détruisant ce gaz, le dichlore agit comme désodorisant.

Bilan de la réaction : $\text{Cl}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{S} (\text{g}) \longrightarrow 2\text{HCl} (\text{g}) + \text{S} (\text{s})$

3-Réaction de substitution entre le méthane et le dichlore

Un mélange gazeux de CH₄ et Cl₂ prennent une couleur verte. Après quelques jours, et en présence de lumière, la couleur verte s'est fortement atténuée.

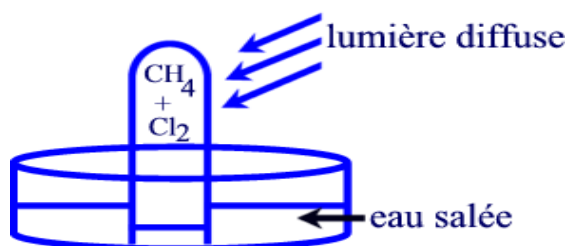
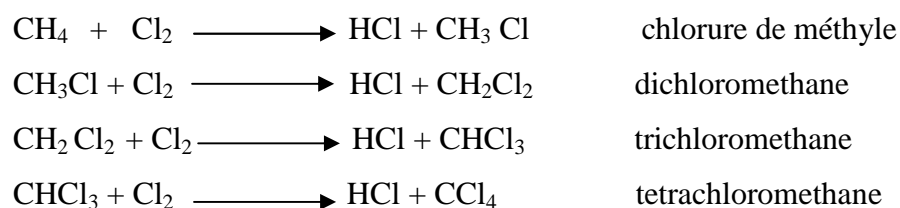


Figure 23 : Réaction entre le méthane et le dichlore

On peut l'interpréter par :



Si l'on emploie une mole de CH_4 avec deux moles de dichlore, il y aura destruction du méthane par le dichlore selon :

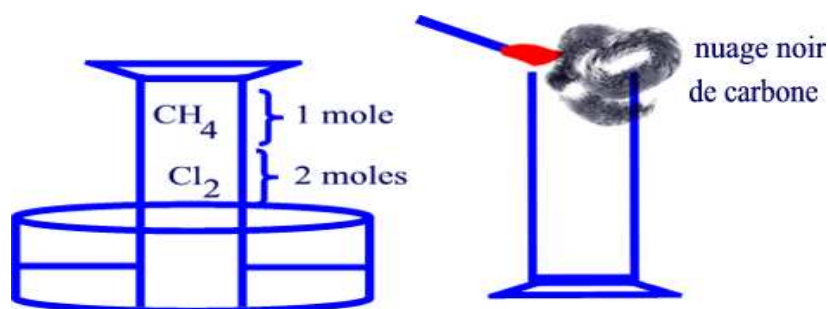


Figure 24 : destruction du méthane par le chlore

4- Action du chlore sur l'eau (propriété oxydante de l'eau de chlore)

L'eau de chlore se conserve à l'abri de la lumière. En fait, en présence de lumière, on observe une atténuation progressive de sa couleur et un lent dégagement de dioxygène. Si l'exposition dure longtemps, le papier tournesol n'est plus décoloré mais rougit, montrant la disparition du dichlore et de l'HCl s'est formé conformément à l'équation : $2\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow 4\text{HCl}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$

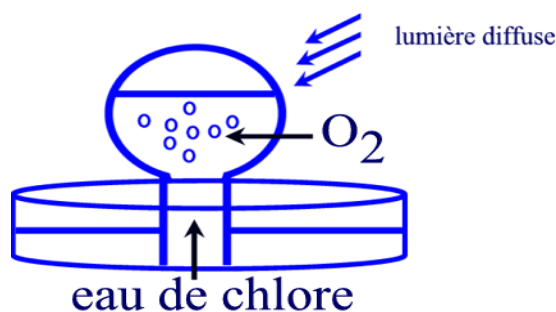


Figure 25 : Action du chlore sur l'eau

5- Combustion du fer dans le dichlore :

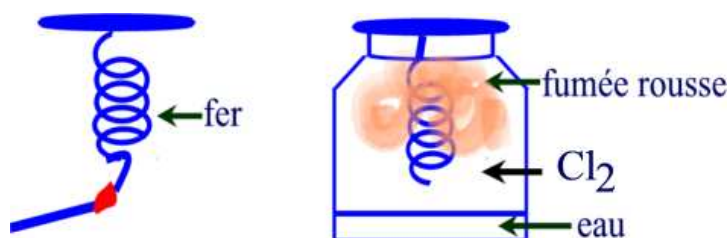
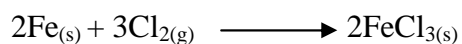


Figure 26 : combustion du fer dans le dichlore

Du fer chauffé au rouge, reste incandescent dans le dichlore et s'entoure d'une fumée rousse constituée par des particules de chlorure ferrique (FeCl_3). Le FeCl_3 est dissout dans l'eau provoquant une teinte rouille selon la réaction :



II-4-3-Préparation industrielle :

Le chlore est devenu un produit industriel vers 1914 (fabrication de gaz de combat pendant la guerre), on peut l'extraire par électrolyse du chlorure de sodium fondu.

II-4-4- Préparation au laboratoire :

On prépare le dichlore à partir d'une solution commerciale d'HCl. On libère le dichlore en oxydant l'acide chlorhydrique soit :

- A froid

Par le permanganate de potassium (KMnO₄) :

On obtient du gaz dichlore en réalisant l'expérience selon le dispositif de la figure 27.

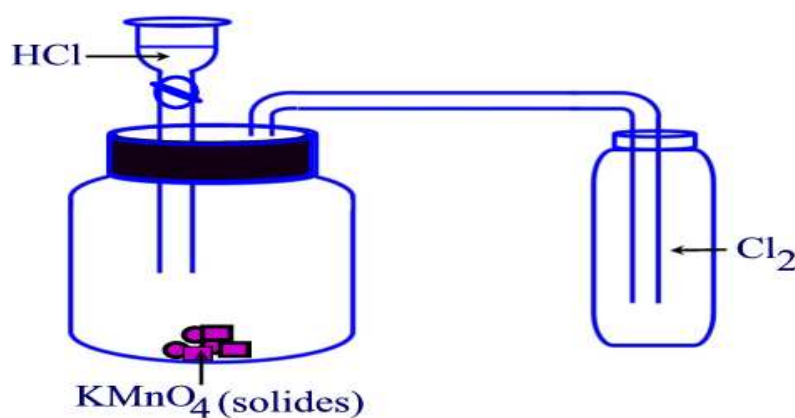
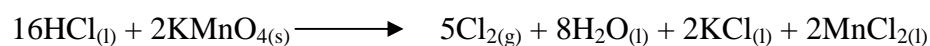


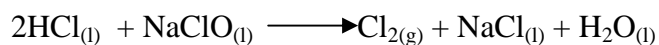
Figure 27 : action de HCl par le permanganate de potassium

Conformément à l'équation :



Une solution d'acide chlorhydrique à $11,5\text{molL}^{-1}$ ayant un volume de 12cm^3 réagit avec 2,8g de KMnO_4 pour donner 1L de gaz dichlore.

Remarque : On peut remplacer le KMnO_4 par l'eau de javel (NaClO). La réaction se traduit par :



- A chaud :

Action de l'HCl sur le dioxyde de manganèse (MnO₂)

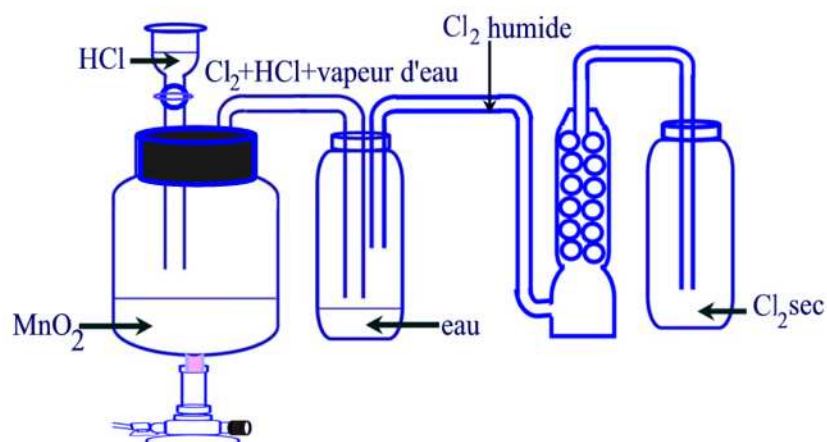


Figure 28 : Action de l'acide chlorhydrique sur le dioxyde de manganèse

Quand la température est supérieure à 50°C, le dégagement du dichlore est accompagné de libération de HCl gazeux et de vapeur d'eau. Le gaz HCl sera retenu par le flacon à laveur et la vapeur d'eau par la colonne desséchante. Ainsi on obtient du dichlore sec dans le dernier flacon.

Equation bilan de la réaction : $4\text{HCl} + \text{MnO}_2 \longrightarrow \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$

II-4-5- Applications :

Le dichlore détruit les matières organiques qui forment la substance et même les cellules vivantes, par suite il est à la fois :

- un gaz très agressif et attaque les muqueuses qui revêtent notre appareil respiratoire,
- un puissant microbicide, donc un auxiliaire précieux dans la lutte contre les microbes dangereux.

Beaucoup de substances colorantes sont constituées des matières organiques que le chlore détruit, ce qui provoque la disparition de la couleur. On utilise le pouvoir décolorant du chlore dans le blanchiment des pâtes à papier et de certaines fibres textiles

(CESSAC, J. 1996 et STEYAERT, J. 1985).

DEUXIEME PARTIE

PROPOSITION DE MODULES D'APPRENTISSAGE

La deuxième partie de ce mémoire est réservée à la partie où l'on exploite la NTIC et la programmation informatique. Nous avons conçu des modules simples et précis en proposant des animations à trois dimensions (3D) qui ont été réalisées à partir du logiciel «**3dsmax7**».

Nous avons élaboré ce logiciel en langage de programmation «**Web expert 6**». On a choisi particulièrement ce logiciel parce que c'est un langage de programmation de haut niveau et c'est la dernière version (janvier 2008) dans le contexte de l'évolution de la Nouvelle Technologie de l'Information et de la Communication (NTIC).

Au démarrage du logiciel, une fenêtre d'accueil s'ouvre et pour que l'apprenant puisse progresser dans son étude, il doit cliquer sur le bouton «**Sommaire**» en bas de la fenêtre. A part les objectifs généraux et spécifiques énoncés dans le logiciel et les objectifs que l'on veut atteindre à la fin de cette étude, l'organigramme général pour l'étude des gaz est représenté par la figure 29.

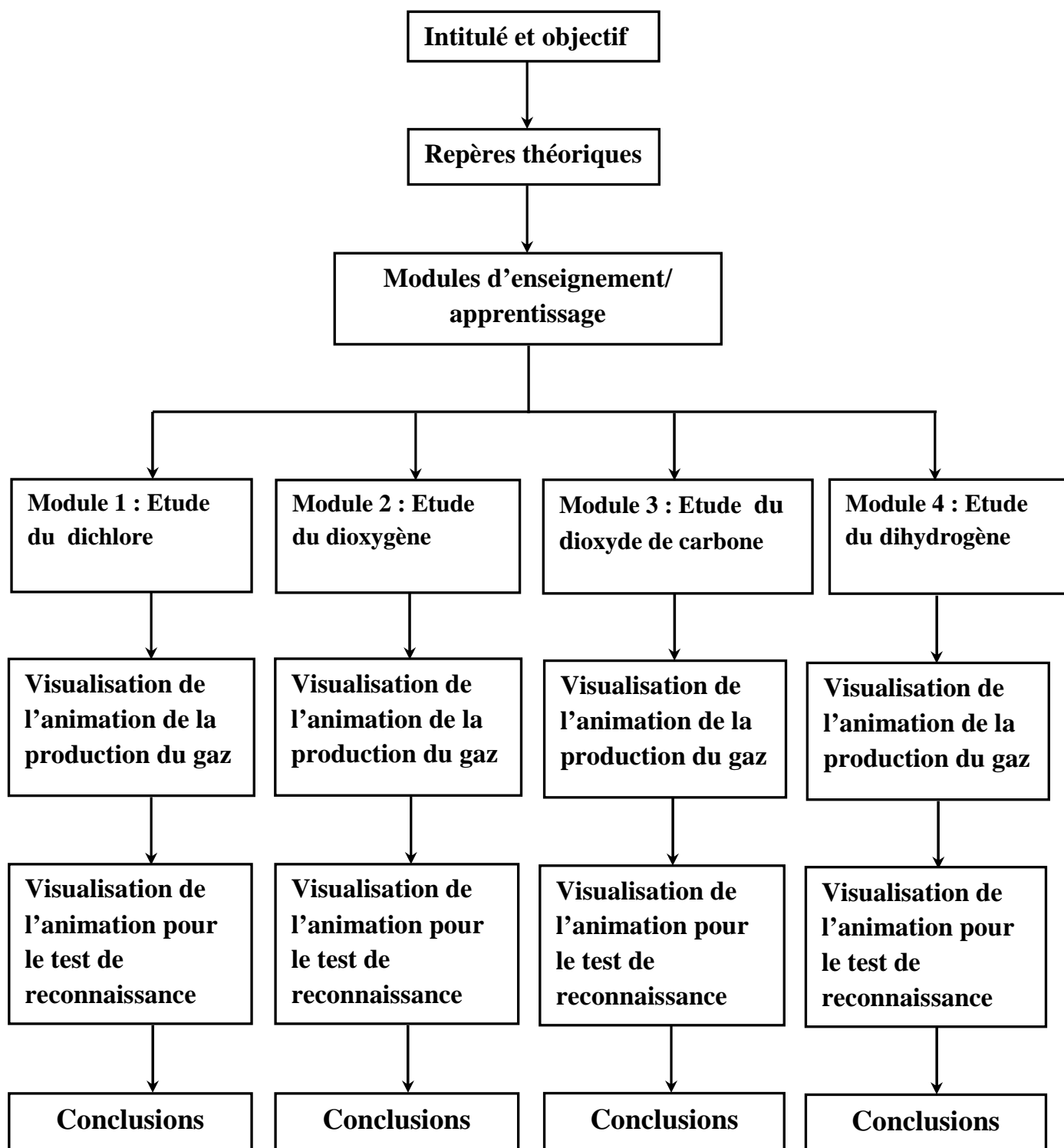


Figure 29: Organigramme général pour l'étude des gaz

I- Introduction au module d'apprentissage :

I-1- Description des activités à mener :

La progression du travail est graduée selon trois étapes :

- En premier lieu, il est indispensable de préciser quelques repères théoriques concernant une réaction chimique, citons :
 - Equilibrer une équation bilan (loi de conservation des éléments),
 - Loi de Lavoisier (loi conservation de la matière)
- Suite à ces quelques repères théoriques, l'apprenant est confronté aux objectifs permettant d'appréhender la nature de l'objet étudié.
- Enfin, l'utilisateur peut entrer dans une analyse détaillée du phénomène. On présente au cours de cette phase une visualisation des animations qui permettent d'observer des expériences mettant en évidence quatre gaz étudiés dans la classe de 2^{nde}, suivi d'un test de reconnaissance. En fin de chaque module, des activités seront proposées auxquelles l'élève participera en suivant des instructions et des consignes. Ces activités permettront à une évaluation des capacités de l'élève afin de les motiver et concrétiser les objectifs visés.

I-2- Agencement des fenêtres :

Au démarrage du logiciel, une fenêtre d'accueil s'ouvre invitant l'apprenant à cliquer sur le bouton « sommaire ».



Figure 30 : Interface d'accueil

Après avoir cliqué sur le bouton sommaire on accède à cette fenêtre qui indique les objectifs généraux et spécifiques du logiciel.

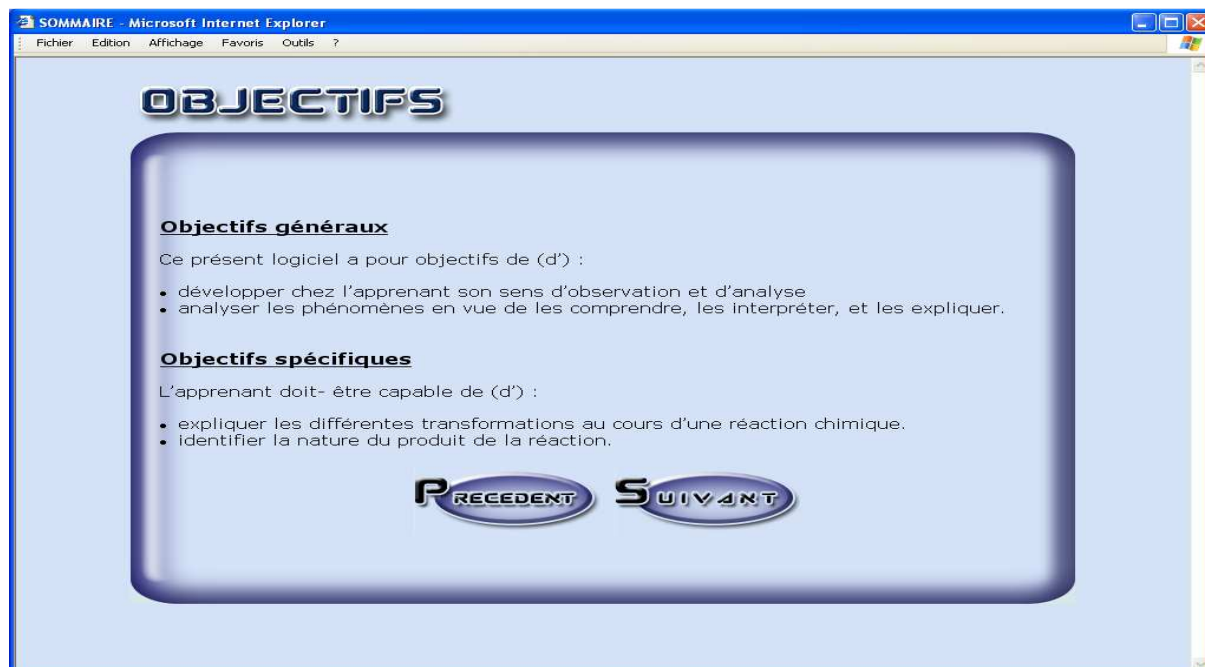


Figure 31: Objectifs généraux et spécifiques pour l'étude des gaz

En cliquant sur le bouton « **Suivant** », quelques repères théoriques concernant la réaction chimique s'affiche.

REACTION CHIMIQUE

Définition :
Au cours d'une réaction chimique, une ou plusieurs espèces chimiques disparaissent: **ce sont les réactifs**. Une ou plusieurs espèces chimiques apparaissent: **ce sont les produits**.

Loi de Lavoisier :
Au cours d'une réaction chimique, la somme des masses des réactifs disparus est égale à la somme des masses des produits formés.

Equation bilan d'une réaction:
Réactifs → Produits
Pour écrire une équation bilan, il faut :
- identifier les réactifs et les produits
- écrire l'équation bilan puis l'équilibrer en traduisant la conservation de la masse des éléments.
Illustrons tout cela par un exemple :
Réaction entre l'oxyde de cuivre II (CuO) et le carbone (C)

Enoncé du problème :
On mélange intimement 15,9g d'oxyde de cuivre et 1,2g de charbon pilé. On introduit le mélange dans un tube à essais muni d'un tube à dégagement débouchant dans l'eau de chaux.
Le mélange devient rougeâtre. L'eau de chaux se trouble, du dioxyde de carbone se dégage. La paroi du tube se recouvre d'une pellicule rouge et brillante à l'aspect métallique : du cuivre s'est formé.
1-) Ecrire et équilibrer l'équation bilan de la réaction.
2-) Calculer la masse de chacun des produits formés à fin de la réaction
On donne : $M(\text{CO}_2) = 44\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M(\text{Cu}) = 63,5\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M(\text{C}) = 12\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Solution du problème :
Les réactifs et les produits sont connus :
Réactifs : CuO et C

Figure 32: Repères théoriques sur la réaction chimique

Pour voir la suite de ces repères théoriques on se sert de la barre de défilement à droite

Produits : CO_2 et Cu

1) Equation bilan :
 $\text{CuO} + \text{C} \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{Cu}$
d'après la conservation des éléments : $2\text{CuO} + 1\text{C} \longrightarrow 1\text{CO}_2 + 2\text{Cu}$
Ces nombres 2, 1, 1, 2, sont appelés **coefficients stœchiométriques**. Ils sont proportionnels aux nombre de moles n et la relation de proportionnalité s'écrit pour la réaction:

$$\frac{2\text{CuO}}{n(\text{CuO})} = \frac{1\text{C}}{n(\text{C})} = \frac{1\text{CO}_2}{n(\text{CO}_2)} = \frac{2\text{Cu}}{n(\text{Cu})}$$

2) calcul des masses des produits formés:
Calculons d'abord le nombre de moles de ces produits :
D'après la relation de proportionnalité :

$$\frac{n(\text{C})}{1} = \frac{n(\text{CO}_2)}{1} \text{ ainsi } n(\text{C}) = n(\text{CO}_2) \text{ or } n(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} = \frac{1,2}{12} = 0,1\text{mol}$$

Donc $n(\text{CO}_2) = 0,1\text{mol}$

$$\frac{n(\text{Cu})}{2} = \frac{n(\text{C})}{1} \text{ ainsi } n(\text{Cu}) = 2n(\text{C}) = 2 \times 0,1 = 0,2\text{mol}$$

Donc $n(\text{Cu}) = 0,2\text{mol}$

Les masses respectives des produits formés sont :
 $m(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \times M(\text{CO}_2)$ donc $m(\text{CO}_2) = 0,1 \times 44$ alors, **$m(\text{CO}_2) = 4,4\text{ g}$**
 $m(\text{Cu}) = n(\text{Cu}) \times M(\text{Cu})$ donc $m(\text{Cu}) = 0,2 \times 63,5$ alors, **$m(\text{Cu}) = 12,7\text{ g}$**

Remarque :
Calculons la somme : $m(\text{CuO}) + m(\text{C}) = 15,9 + 1,2 = 17,1\text{g}$
 $m(\text{CO}_2) + m(\text{Cu}) = 4,4 + 12,7 = 17,1\text{g}$
La somme des masses des réactifs est bien égale à celle des produits.

PRECEDENT **SUIVANT**

Figure 33 : Suite des repères théoriques

Après avoir cliqué sur le bouton «**Suivant** », la page indiquant les modules proposés apparaît.

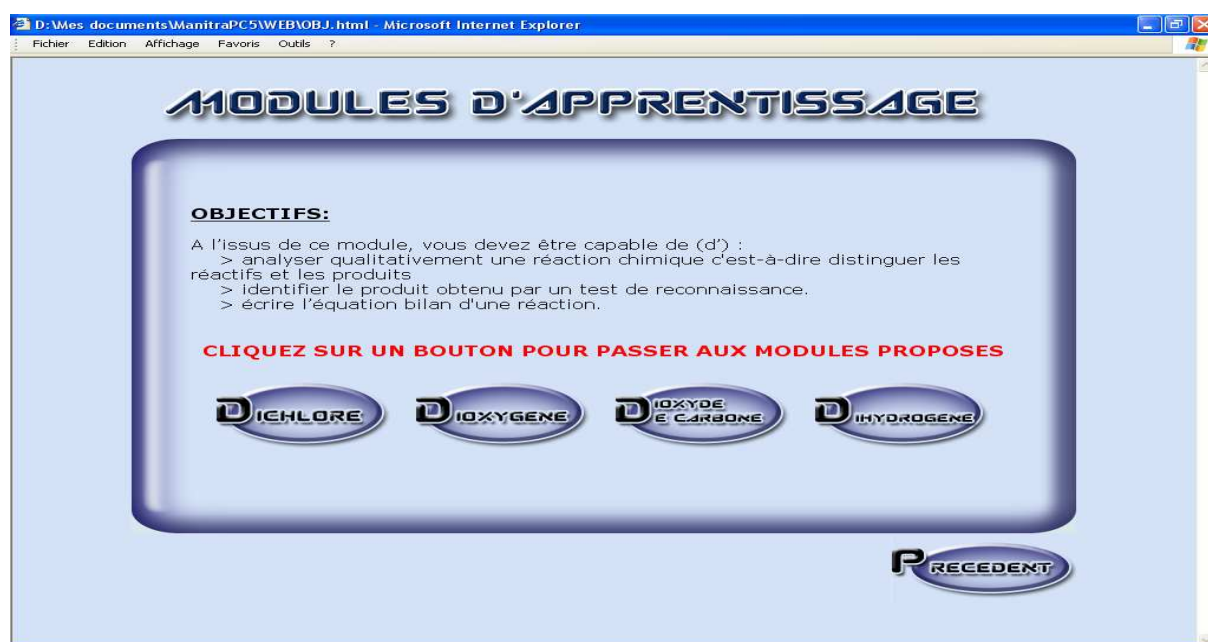


Figure 34: Choix de module et objectifs à atteindre

Cette fenêtre comprend principalement les informations suivantes :

- les objectifs visés à la fin de l'étude
- les propositions de modules d'enseignement /apprentissage.

L'utilisateur peut entrer sur module après clic sur le bouton marqué par le nom d'un gaz.

I-3- Présentation des interfaces de l'utilisateur :

- Les interfaces de l'utilisateur adoptent la même structure que se soient pour la production ou le test de reconnaissance des gaz étudiés.
- Des indications et consignes sont données en haut et à gauche de chaque fenêtre.
- Le dispositif expérimental est présenté à droite. Pour la production des gaz, les dispositifs ne diffèrent que par les réactifs utilisés au cours de la réaction chimique. Chaque module est alors différent par la nature des gaz ainsi produite.
- des liens sont indiqués par des boutons qui se trouvent en bas de la fenêtre.

II- Module d'apprentissage :

Ce didacticiel comporte quatre modules :

- Etude du gaz dichlore
- Etude du gaz dioxygène
- Etude du gaz dioxyde de carbone
- Etude du gaz dihydrogène

Chaque module d'apprentissage contient :

- la description du dispositif
- des indications et consignes
- une animation de la production du gaz
- une animation pour le test d'identification du gaz
- des activités proposées à l'apprenant sous forme d'évaluation.
- des conclusions proposées par le logiciel

Comme il a été déjà mentionné, chaque module consiste en la simulation sur microordinateur des travaux pratiques pour la production des gaz courants suivit d'un test pour identifier la nature de ces gaz.

Ainsi, cette simulation s'appuie sur des animations 3D qui présente un intérêt majeur pour mieux appréhender et analyser les phénomènes physiques observés au cours d'une réaction chimique.

Chaque module possède la même structure dont les différentes étapes à suivre sont résumés dans l'organigramme de la figure 35.

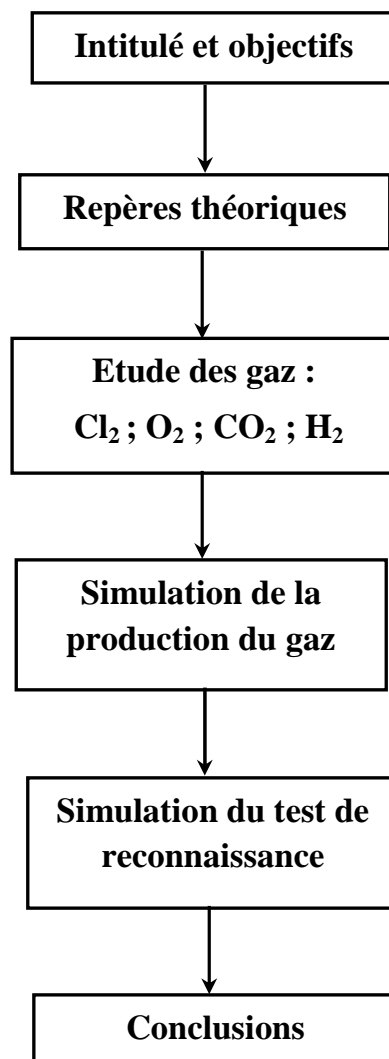


Figure 35 : Organigramme de chaque module d'apprentissage

Il est clair que l'ordinateur ne peut remplacer ni l'expérimentation réelle ni l'enseignant dans sa formation. En revanche, il permet un enrichissement des connaissances de l'apprenant. De plus, l'analyse des séquences d'animations et des consignes sur l'écran de l'ordinateur permet à l'apprenant de tirer plusieurs informations utiles développant ainsi son attitude critique.

II-1- Module 1 : Etude du dichlore Cl₂ :

II-1-1- Présentation du module :

Objectifs :

A l'issue de ce module, l'élève doit être capable de (d') :

- distinguer les réactifs et les produits de la réaction dans le processus de la production du gaz dichlore.

- préciser que le dichlore provoque la décoloration d'une solution d'indigo.

- écrire et équilibrer l'équation bilan de la réaction :



II-1-2- Mise en œuvre du module :

On accède à cette fenêtre après avoir cliqué sur le bouton «**Dichlore**» de la figure 34, page 31



Figure 36 : Présentation du dispositif de production du dichlore

Cette séquence d'animation peut être appréciée en cliquant sur le bouton au dessous du dispositif



Figure 37 : Phase de la production du dichlore

Cette fenêtre permet de voir une séquence d'animation montrant le dégagement du gaz dichlore qui sera par la suite récupéré dans une solution de chlorure de sodium dans la cuve.

Le dispositif pour tester le gaz, apparaît, après avoir cliqué sur le bouton «suivant».



Figure 38 : Présentation du dispositif pour test de reconnaissance du dichlore

On peut apprécier cette séquence en cliquant sur le bouton au dessous du dispositif



Figure 39 : Séquence d'animation pour le test de reconnaissance du dichlore

Après avoir récupéré le gaz, il faut tester ce gaz pour l'identifier. La séquence d'animation observée sur cette figure montre que le dichlore peut provoquer une décoloration de la solution d'indigo.

Après clic sur le bouton « **Solution** », il apparaît les conclusions proposées par le logiciel que l'apprenant doit confronter avec la sienne.

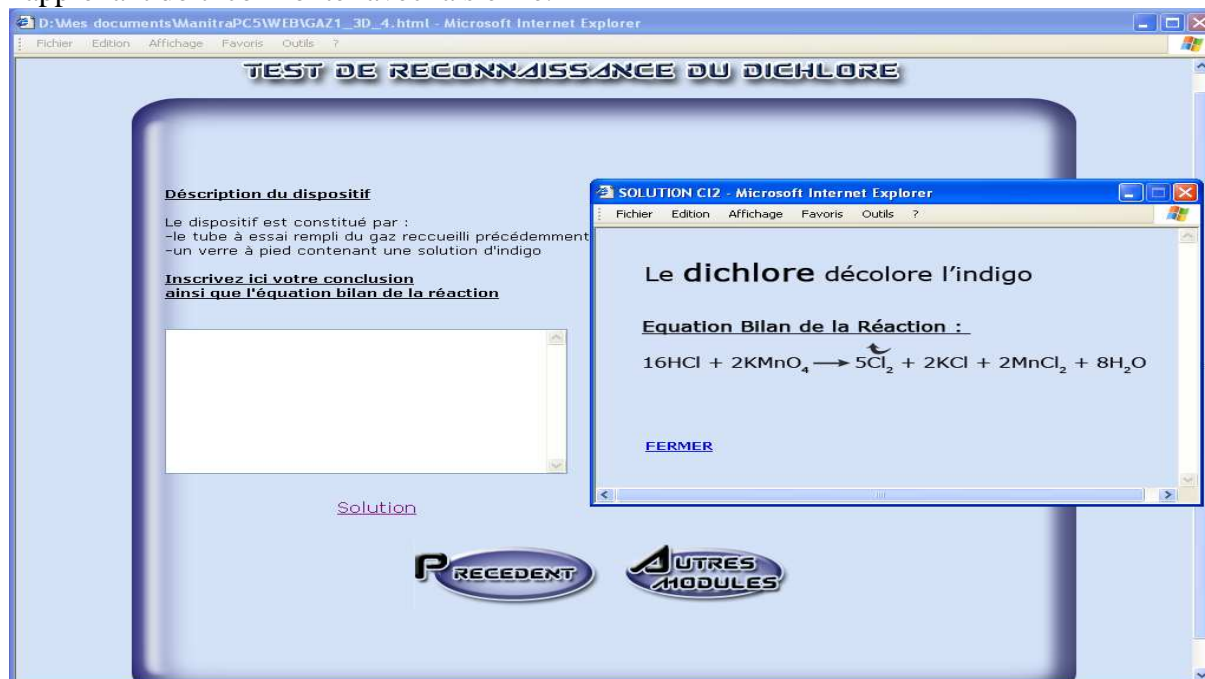


Figure 40 : Conclusions proposées par le logiciel dans l'étude du dichlore

II-2- Module 2 : Etude du dioxygène O₂ :

II-2-1- Présentation du module :

Objectifs :

A l'issue de ce module, l'élève doit être capable de (d') :

- séparer les réactifs et les produits pour la production du gaz dioxygène.
- expliquer que le dioxygène rallume une bûchette présentant un point d'incandescence
- écrire et équilibrer l'équation bilan de cette réaction :



II-2-2- Mise en œuvre du module :

Une fenêtre qui présente le dispositif expérimental apparaît après avoir cliqué sur le bouton «Dioxygène»



Figure 41: Présentation du dispositif pour la production du dioxygène

On peut apprécier à cette séquence d'animation après clic sur le bouton au-dessous du dispositif



Figure 42 : Phase de la production du dioxygène

Cette fenêtre présente la séquence d'animation dans le processus de la production du gaz dioxygène. On voit un dégagement gazeux lorsque les deux réactifs sont en contacts.

Lorsqu'on clique sur le bouton « **Suivant** », il apparaît le dispositif montrant le test de reconnaissance du gaz dioxygène.



Figure 43 : Présentation du dispositif pour le test de reconnaissance du dioxygène

On peut apprécier cette séquence d'animation en cliquant sur le bouton au dessous du dispositif



Figure 44 : Séquence animation le test de reconnaissance du dioxygène

La séquence d'animation observée ici montre que le gaz dioxygène qui se trouve à l'intérieure du tube à essais rallume la bûchette, préalablement enflammée, et présentant un point d'incandescence.

Si on clique sur le bouton « **Solution** », les conclusions proposées par le logiciel apparaissent, et l'apprenant doit les confronter avec les siennes.

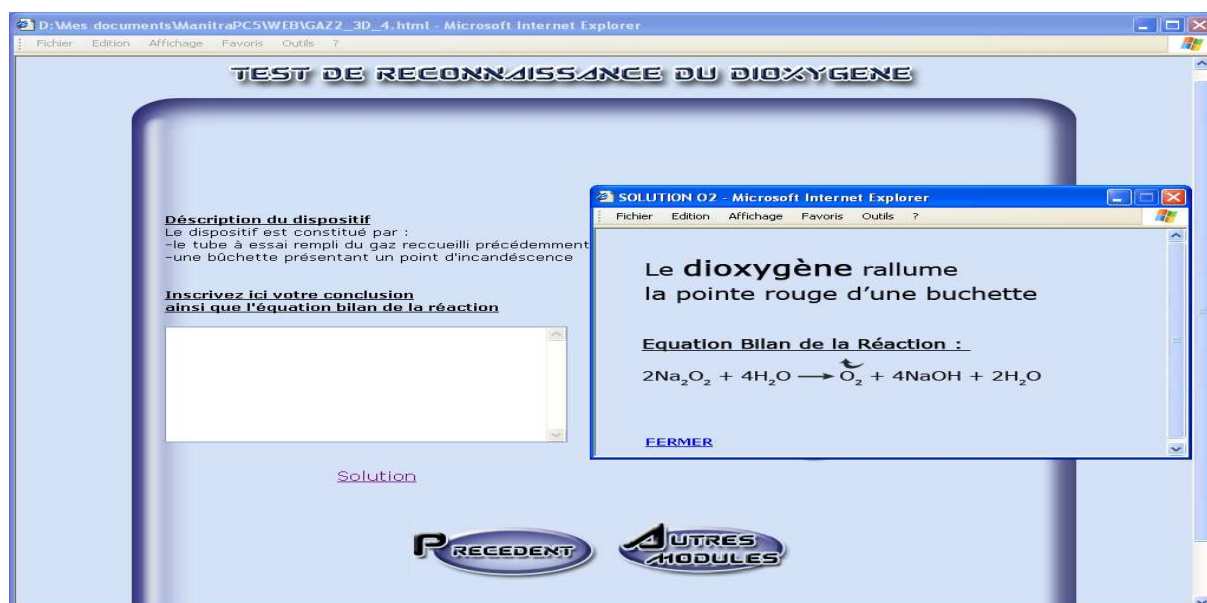


Figure 45 : Conclusions proposées par le logiciel dans l'étude du dioxygène

II-3- Module 3 : Etude du dioxyde de carbone CO₂ :

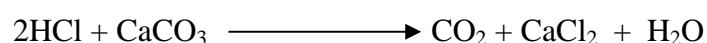
II-3-1- Présentation du module :

Objectifs :

A l'issue de ce module, l'apprenant doit être capable de (d') :

- citer les réactifs et les produits de la réaction afin de produire le dioxyde de carbone.
- faire ressortir qu'en faisant barboter le CO₂ dans une solution d'eau de chaux, celle-ci se trouble avec formation de précipité blanc.

- écrire et équilibrer l'équation bilan de la réaction :



II-3-2- Mise en œuvre du module :

On accède à ce module après avoir cliqué sur le bouton « **Dioxyde de carbone** »



Figure 46 : Présentation du dispositif pour la production du dioxyde de carbone

Quand on clic sur le bouton au dessous du dispositif, l'apprenant peut apprécier cette séquence d'animation.



Figure 47: Phase de la production du dioxyde de carbone

On observe à partir de cette figure un dégagement du dioxyde de carbone qui va être récupéré par déplacement d'eau.

Lorsqu'on clique sur le bouton «**Suivant** », le dispositif montrant le test de reconnaissance du gaz CO_2 apparaît.



Figure 48 : Présentation du dispositif pour le test de reconnaissance du dioxyde de carbone

Après avoir cliqué sur le bouton au dessous du dispositif, l'apprenant peut voir cette séquence d'animation.

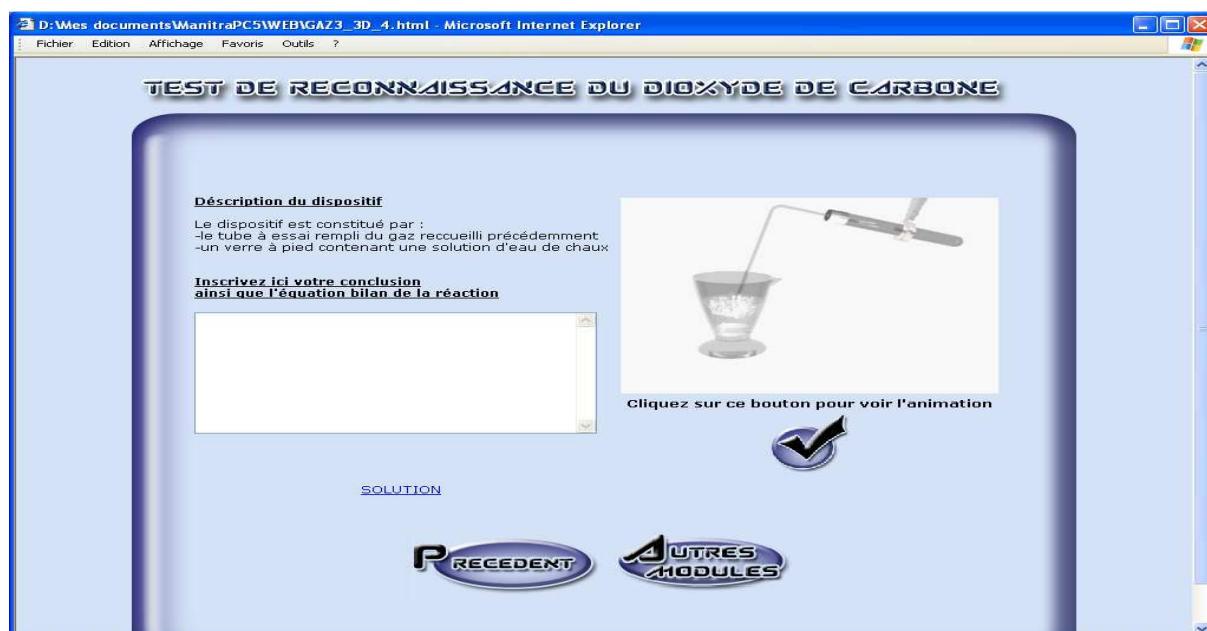


Figure 49 : Séquence d'animation le test de reconnaissance du dioxyde de carbone

La séquence d'animation présentée ici montre que le CO_2 trouble l'eau de chaux avec formation de précipité blanc de CaCl_2 .

Les conclusions proposées par le logiciel s'affichent lorsque l'apprenant clique sur le bouton « solution ».

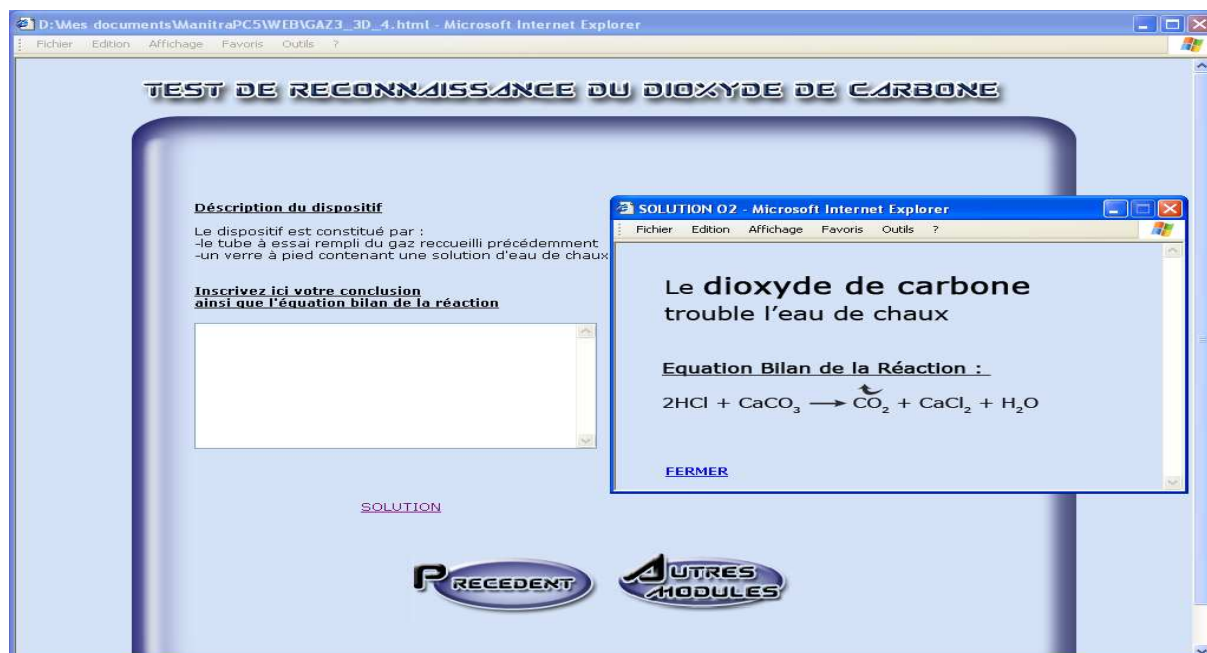


Figure 50 : Conclusions proposées par le logiciel dans l'étude dioxyde de carbone

II-4- Module 4 : Etude du dihydrogène H₂ :

II-4-1- Présentation du module :

Objectifs :

A l'issue de ce module, l'apprenant doit être capable de (d') :

- donner les réactifs et les produits de la réaction.
- trouver que le gaz dihydrogène provoque une petite explosion à l'approche d'une flamme.
- écrire et équilibrer l'équation bilan de cette réaction.



II-4-2- Mise en œuvre du module :

On accède à ce module lorsqu'on clique sur le bouton «Dihydrogène»



Figure 51 : Présentation du dispositif de production du dihydrogène

On accède à cette séquence d'animation après avoir cliqué sur le bouton au dessous du dispositif.



Figure 52 : Phase de la production du dihydrogène

Un dégagement de gaz dihydrogène est observé sur cette figure. Ce gaz sera par la suite récupéré dans par déplacement d'eau.

Lorsqu'on clique sur le bouton « **Suivant** », le dispositif montrant le test de reconnaissance du gaz apparaît



Figure 53 : Présentation du dispositif pour le test de reconnaissance du dihydrogène

L'apprenant peut apprécier la séquence d'animation après avoir lu les consignes sur la feuille.

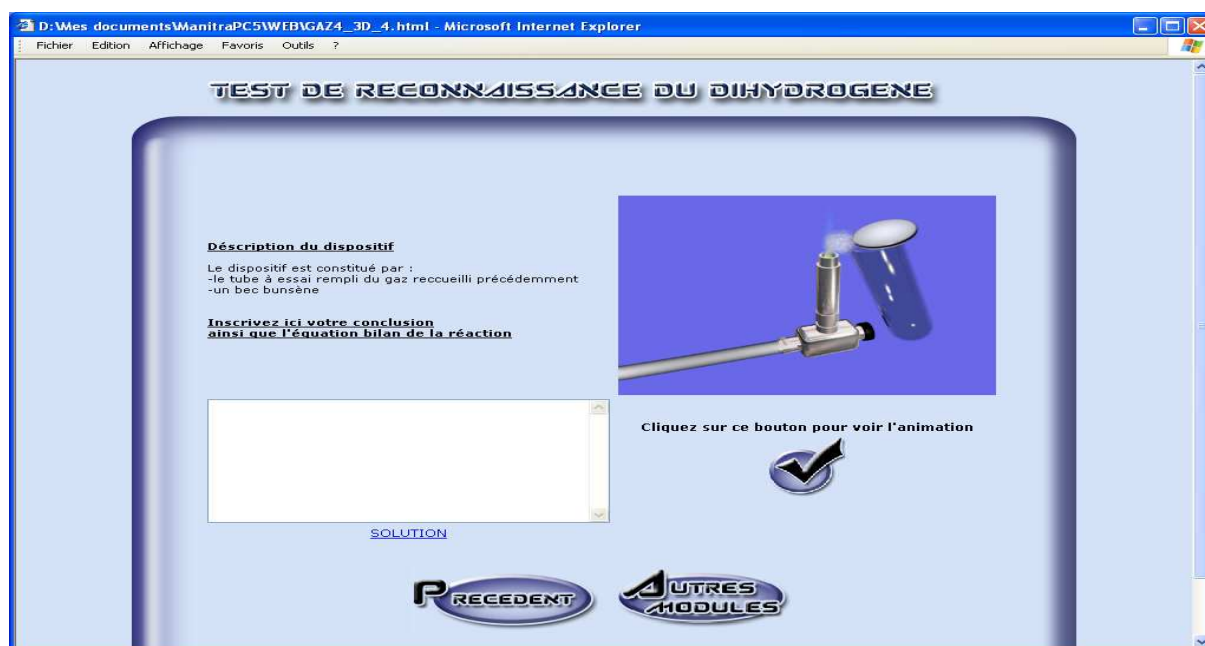


Figure 54 : Séquence d'animation pour le test de reconnaissance du dihydrogène

Après avoir observé cette séquence d'animation, on peut en déduire qu'une petite explosion se produit lorsque le dihydrogène est en contact avec une flamme.

Lorsqu'on clique sur le bouton « **Solution** », les conclusions proposées par le logiciel apparaissent.

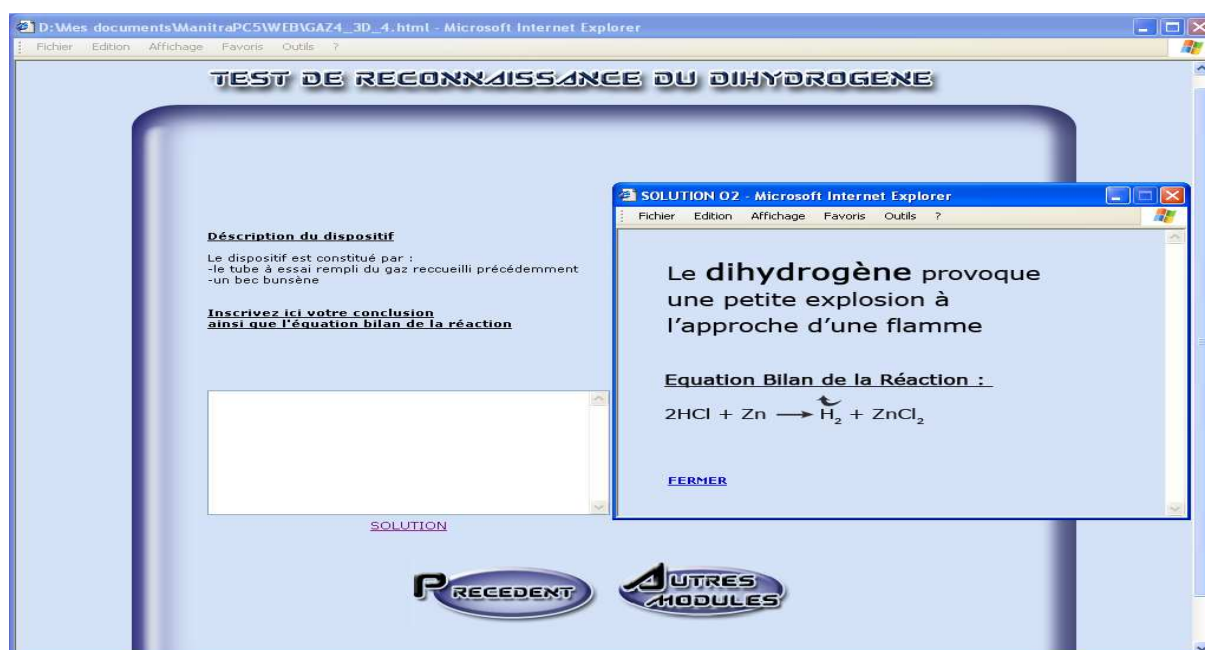


Figure 55 : Conclusions proposées par le logiciel dans l'étude du dihydrogène

TROISIEME PARTIE
PROPOSITION DES FICHES DE TRAVAUX PRATIQUES

A-Application pédagogique : 1

Date :

Nom du groupe :

Classe :

Titre : Expérience pour la production du gaz dihydrogène (H_2)

Fiche TP n° :

Durée :

1- Objectif de la manipulation :

L'objectif de cette manipulation est de produire du gaz dihydrogène à partir des matériels et produits chimiques proposés.

2- Matériels utilisés :

- Entonnoir à robinet
- Ballon de 500mL
- Tube à dégagement
- Cuve
- Becher
- Tube à essai
- Têt à gaz

3- Produits chimiques utilisés :

- Une solution d'acide chlorhydrique (HCl) à 5, 5mol.L⁻¹.
- 30g de grenailles de zinc.

4- Pré-requis :

Equilibrer une réaction chimique

Loi de Lavoisier

5- Montage expérimental :

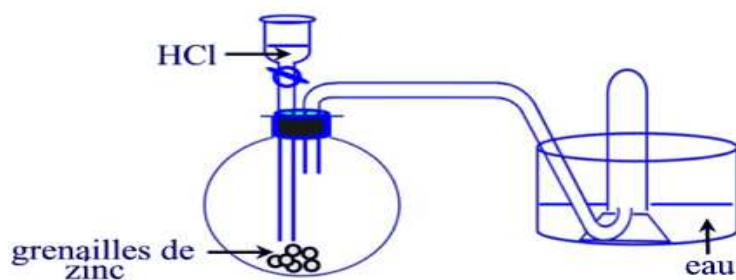


Figure 56 : Montage pour la production du gaz H_2

6- Mode opératoire :

- Réaliser le dispositif de la figure 56
- Mettre 30g de grenailles de zinc dans un ballon de 500mL
- Ajouter 16cm^3 d'une solution d'acide chlorhydrique à $5,5\text{mol.L}^{-1}$ dans l'entonnoir à robinet tout en maintenant fermé ce robinet.
- Verser goutte à goutte l'acide chlorhydrique (HCl) en opérant délicatement sur le robinet.

7- Questions :

- Quels sont les réactifs et les produits de la réaction ?
- Ecrire et équilibrer l'équation bilan de la réaction qui a lieu.

B- Application pédagogique : 2

Date :

Nom du groupe :

Classe :

Titre : Test de reconnaissance du gaz dihydrogène (H_2) :

Fiche TP n° :

Durée :

1- Objectif de la manipulation :

L'objectif de cette manipulation est d'identifier le gaz dihydrogène.

2- Matériels utilisés :

-Tube à essai plein de gaz H_2 recueilli par déplacement d'eau.

-Bec bunsen

3- Montage expérimental :

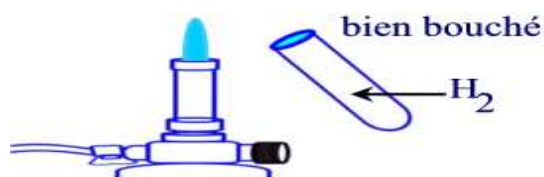


Figure 57 : Montage pour le test du gaz H_2

4- Mode opératoire :

-Allumer le bec bunsen

-le gaz dihydrogène est recueilli dans le tube à essai retourné sur la cuve. Il faut bien boucher l'ouverture pour ne pas laisser échapper le gaz.

-Approchons ensuite le tube vers le bec bunsen en laissant une petite ouverture.

5- Question :

-Qu'est ce qu'on entend lorsque le dihydrogène est en contact avec une flamme? Interpréter et conclure.

C- Application pédagogique : 3

Date :

Nom du groupe :

Classe :

Titre : Expérience pour la production du gaz dichlore (Cl_2) :

Fiche TP n° :

Durée :

1- Objectif de la manipulation :

L'objectif de cette manipulation est de produire du gaz dichlore à partir des matériels et des produits chimiques proposés.

2- Matériels utilisés :

- Entonnoir à robinet
- Flacon à réaction
- Tube à dégagement
- Cuve
- Becher
- Tube à essai
- Têt à gaz
- flacon de récupération du gaz

3- Produits chimiques utilisées :

- Une solution d'acide chlorhydrique (HCl) à $11,5\text{mol.L}^{-1}$
- Permanganate de potassium solide (KMnO_4)

4- Pré-requis :

Equilibrer une réaction chimique

Loi de Lavoisier

5- Montage expérimental :

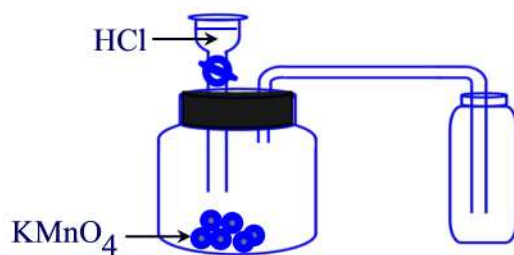


Figure 58 : Montage pour la production du gaz Cl_2

6- Mode opératoire :

- Réaliser le dispositif de la figure 58
- Mettre 2,8g de permanganate de potassium solide (KMnO_4) dans le flacon de récupération.
- Ajouter 12cm^3 d'une solution d'acide chlorhydrique à $11,5\text{mol.L}^{-1}$ dans l'entonnoir à robinet, tout en maintenant fermé le robinet.
- Verser goutte à goutte l'acide chlorhydrique (HCl) en opérant sur le robinet.

7- Questions :

- Différencier les réactifs et les produits mis en jeu lors de cette réaction.
- Ecrire et équilibrer l'équation bilan de cette réaction.

D- Application pédagogique : 4

Date :

Nom du groupe :

Classe :

Titre : Test d'identification du gaz dichlore (Cl_2) :

Fiche TP n° :

Durée :

1- Objectif de la manipulation :

L'objectif de cette manipulation est d'identifier le gaz dichlore.

2- Matériels utilisés :

- Tube à essai rempli gaz Cl_2
- verre à pied
- tube à dégagement

3- Produit chimique utilisé :

Une solution d'indigo

4- Montage expérimental :



Figure 59 : Montage pour le test du gaz Cl_2

5- Mode opératoire :

- Réaliser le dispositif de la figure 59
- Laisser barboter du gaz dichlore dans la solution d'indigo.

6- Question :

- Quelle est la couleur observée ? Interpréter et conclure

E- Application pédagogique : 5

Date :

Nom du groupe :

Classe :

Titre : Expérience pour la production du gaz dioxygène (O_2)

Fiche TP n° :

Durée :

1- Objectif de la manipulation :

L'Objectif de cette manipulation est de produire du gaz dioxygène à partir des matériels et des produits chimiques proposés.

2- Matériels utilisés :

- Entonnoir à robinet
- Ballon de 500mL
- Tube à dégagement
- Cuve à eau
- Becher
- Tube à essai
- Têt à gaz

3- Produits utilisés :

- Des cristaux d'oxylithe
- Eau du robinet

4- Pré-requis :

Equilibrer une réaction chimique

La proportion dans la réaction (loi de Lavoisier)

5- Montage expérimental :



Figure 60 : Montage pour la production du gaz O_2

6- Mode opératoire :

- Réaliser le dispositif de la figure 60
- Mettre 7g d'oxyliithe dans un ballon de 500mL.
- Ajouter 1, 6cm³ d'eau dans l'entonnoir à robinet tout en maintenant fermer le robinet.
- Verser goutte à goutte l'eau en agissant le robinet.

7- Questions

- Préciser les réactifs et les produits au cours de cette réaction chimique.
- Ecrire et équilibrer l'équation bilan de la réaction

F- Application pédagogique : 6

Date :

Nom du groupe :

Classe :

Titre : Test de reconnaissance du gaz dioxygène (O_2) :

Fiche TP n° :

Durée :

1- Objectif de la manipulation :

L'objectif de cette manipulation est d'identifier le gaz dioxygène.

2- Matériels utilisés :

- Tube à essai plein de gaz O_2 recueilli par déplacement d'eau.
- Une bûchette préalablement enflammée, présentant un point d'incandescence.

3- Montage expérimental :

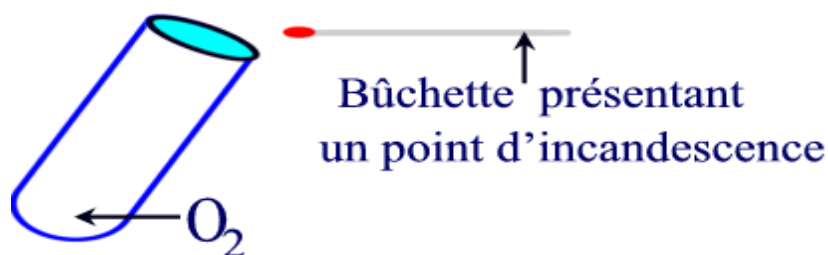


Figure 61 : Montage pour le test O_2

4- Mode opératoire :

Introduisons une bûchette présentant un point d'incandescence dans le tube rempli de gaz dioxygène.

5- Question

- Que devient la bûchette après avoir été introduit dans le tube ? Interpréter et conclure.

G- Application pédagogique : 7

Date :

Nom du groupe :

Classe :

Titre : Expérience pour la production du gaz dioxyde de carbone (CO_2) :

Fiche TP n° :

Durée :

1- Objectif de la manipulation :

L'Objectif de cette manipulation est de produire du dioxyde de carbone à partir des matériels et des produits chimiques proposés.

2- Matériels utilisés :

- Entonnoir à robinet
- Ballon de 500mL
- Tube à dégagement
- Cuve
- Becher
- Tube à essai
- Têt à gaz

3- Produits chimiques utilisés :

- Une solution d'acide chlorhydrique (HCl) à $5,5\text{mol.L}^{-1}$
- Des cristaux de marbre ou de craie

4- Pré-requis :

Equilibrer une réaction chimique

Loi de Lavoisier

5- Montage expérimental :

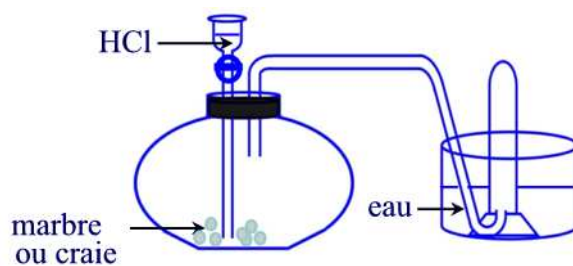


Figure 62 : Montage pour la production du gaz CO_2

6- Mode opératoire :

- Réaliser le dispositif de la figure 62
- Mettre 4,47g de marbres ou craie dans un ballon.
- Ajouter $8,2\text{cm}^3$ d'une solution d'acide chlorhydrique à $5,5\text{mol.L}^{-1}$ dans l'entonnoir à robinet tout en maintenant fermé le robinet.
- On laisse tomber goutte à goutte l'acide chlorhydrique (HCl) en opérant sur le robinet.

7- Questions :

- désigner les réactifs et les produits de la réaction.
- écrire et équilibrer l'équation bilan de la réaction

H- Application pédagogique : 8

Date :

Nom du groupe :

Classe :

Titre : Test de reconnaissance du gaz dioxyde de carbone (CO_2) :

Fiche TP n° :

Durée :

1- Objectif de la manipulation :

L'objectif de cette manipulation est d'identifier le dioxyde de carbone.

2- Matériels utilisés :

- Tube à essai plein de gaz CO_2
- verre à pied
- tube à dégagement

3- Produit chimique utilisé :

Eau de chaux

4- Montage expérimental :



Figure 63 : Montage pour le test du gaz CO_2

5- Mode opératoire :

- Réaliser le dispositif de la figure 63
- Faisons barboter le dioxyde de carbone dans l'eau de chaux.

7- Question :

- Qu'est ce qui se produit dans la solution d'eau de chaux ? Interpréter et conclure.

CONCLUSION

La réalisation de ce mémoire nécessite la maîtrise de quelques logiciels : (3dsmax7, web expert6, Microsoft PhotoDraw) et de programmation informatique. Nous avons dans un premier temps étudié la possibilité de simuler la production des gaz à partir de la verrerie classique de laboratoire et modélisé le dégagement de gaz et leur test d'identification.

Dans un deuxième temps, les matériels de laboratoire sont construits en 3D par le logiciel 3dsmax7 et possédant leurs spécificités physiques (conception de la forme, texture, mise en œuvre de l'animation,...). Les liens sont effectués par une programmation faisant sortir les pages ou les fenêtres désirées. Ce mémoire s'est donné comme ambition de démontrer l'apport des nouvelles technologies de l'informatique dans l'enseignement / apprentissage de la chimie dans le secondaire. La NTIC est maintenant devenue un outil incontournable dans tous les domaines de l'administration en particulier dans l'enseignement.

C'est précisément dans cette perspective que nous avons élaboré un didacticiel comme support de modélisation dans l'étude des gaz courants de la classe de 2nde. Ce logiciel sollicite la participation active de l'apprenant. Il développe chez eux sa capacité d'observer et d'analyser ses objets d'études.

L'ordinateur comme nous avons déjà évoqué est un outil qui permet de (d') :

- visualiser des animations en 3D relative aux expériences sans que l'on ait recours à des matériels expérimentaux et produits chimiques.
- tirer plusieurs informations utiles permettant d'élargir la connaissance de l'élève.
- faire une évaluation des capacités de l'élève à partir des activités proposées ou même une autoévaluation de sa part.
- aborder en un temps minime les activités lors des travaux pratiques réalisés au laboratoire

De ce fait, il peut être utilisé en travaux pratiques permettant de visualiser des expériences et tests de reconnaissances.

Malgré les problèmes que nous avons rencontrés durant l'élaboration de ce mémoire, nous avons enfin atteint notre objectif qui est de partager avec sincérité à d'autres personnes les avantages profitables dans ce travail.

Le contenu de ce mémoire, les animations, les illustrations, les modélisations, sont loin d'être parfaits, nous attendons toutes les propositions d'amélioration que nous laissons à nos cadets qui vont jouir d'autres nouvelles technologies de présentation et de programmation.

GUIDE D'UTILISATION DU LOGICIEL

Pour :

Cliquer sur :

- Avancerle bouton de commande «**suivant**»
- Revenir à une feuillele bouton de commande «**Précédant**»
- Choisir un module.....le bouton marqué par le nom du gaz
- Revenir aux options de modules le bouton de commande «**Autres modules**»
- Voir des animationsle bouton de commande réservé à cet effet
- entrer des réponses ou des commentairesles zones réservées à cet effet
- Voir les conclusionsle bouton de commande «**Solution**»

BIBLIOGRAPHIE

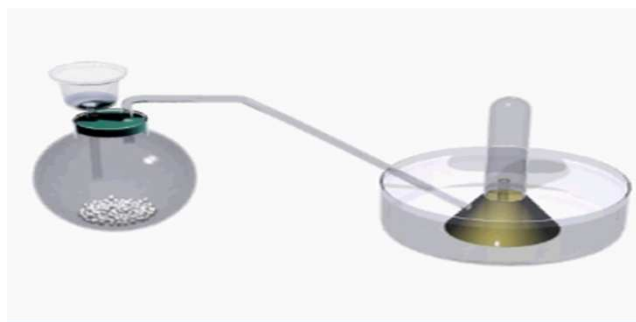
1. BARDE, N. (2001). *Physique chimie 1^{ère} S*. Paris : Hachette. 479 pages.
2. BAUTRANT, R. (1982). *Chimie 1^{ère} S et E*. Paris : Hachette. 248pages.
3. CESSAC, J. (1996). *Chimie 2^{nde} ACT*. Paris : Ferdinand Nathan. 148 pages.
4. COQ, C. (1987). *Chimie 2^{nde}*. Paris : Chaury. 144 pages.
5. CROS, A. (1968). *Initiation à la chimie moderne seconde*. Paris : Didot. 283 pages.
6. CUNNINGTON, A. (1998). *Chimie 1^{ère} S et E*. Paris : Hatier. 192 pages.
7. DONADINI, J. C. (1967). *Chimie 1^{ère} D*. Paris : Hachette. 176 pages.
8. DREYFUS, M. (1996). *Chimie 2^{nde} CT*. Paris : Hachette. 192 pages.
9. DURUPTHY, A. (2001). *Chimie 1^{ère} S*. Paris : Hachette. 319 pages
10. EVE, G. (1967). *Chimie 2^e ACT*. Paris : Edition de l'école. 191 pages.
11. FAUCHER, R. (1966). *Chimie 2^{nde}*. Paris : Hatier. 271 pages.
12. JOURDAN, J. (1998). *Physique chimie 5^e*. Paris : Hatier. 192 pages.
13. MOREAU, C. (1979). *Initiation à la chimie moderne 1^{ère} CDE*. Paris : Hérissé. 271pages
14. RATSIMANDRESY, R. O. (2006). *Chimie 2^{nde}*. Tana : Imprimerie de la RN7. 117pages.
15. STEYAERT, J. (1985). *Chimie expérimentale*. France : Néron. 427 pages

WEBOGRAPHIE

<http://www.ac-orleans-tours.fr/physique/phyel/trois/identite/fiche.htm>. Consulté le 15/01/08

<http://www.geocities.com/CapeCanaveral/9305/volume.htm>. Consulté le 15/01/08

<http://encyclopedia.airliquide.com>. Consulté le 17/01/08



Auteur : RAFIDISON Manitra

Adresse : lot 163 B Andranomanalina
(centre)

Tél : 032 46 963 35

Nombre de pages : 59

Nombre de figures : 63

RÉSUMÉ

L'enseignement/apprentissage de la chimie à Madagascar est toujours siège de différents problèmes surtout au niveau des matériels expérimentaux et produits chimiques utilisés.

Ce mémoire porte sur la création d'un nouvel enseignement de la chimie. Il s'agit de l'élaboration d'un logiciel de simulation (didacticiel) permettant de modéliser une séance de travaux pratique de chimie.

Des données bibliographiques sur les gaz courants du programme officiel de Seconde sont présentées,
dans la première partie.

La deuxième partie contient l'œuvre de l'auteur dans lequel est élaboré un logiciel de simulation en langage de programmation «WebExpert6». Quatre modules d'enseignement/apprentissage sont proposés dans cette partie. Chaque module est fondé sur des animations à trois dimensions (3D) qui ont été réalisés à partir du logiciel «3dsmax7».

Ces animations se rapportent à la production et identification des gaz courants, relative à une séance de travaux pratique, dont le résultat et l'équation bilan de la réaction sont demandés aux apprenants avant de passer à la solution.

Huit fiches de travaux pratiques sur les gaz étudiés sont proposées dans la dernière partie de ce travail.

Mots clés : gaz courant, didacticiel, logiciel, animation, simulation, illustration

Encadreur : Mr ANDRIANARIMANANA J.C. Omer