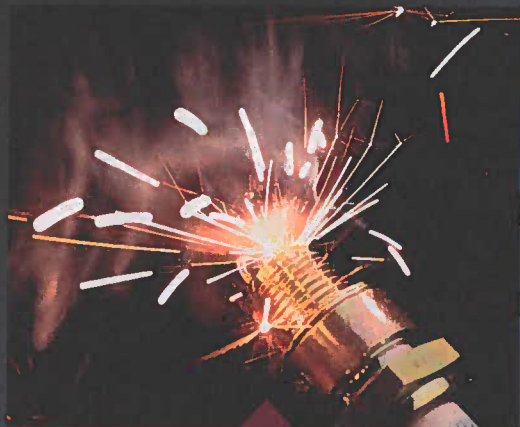


PARTIE I LES GAZ

CHAPITRE 3 Les propriétés chimiques des gaz

3.1 La réactivité chimique des gaz	122
3.2 Les calculs stœchiométriques	131
Résumé	138



Un moteur à combustion interne, comme celui d'une automobile, fonctionne à l'aide d'un mélange gazeux qui s'enflamme grâce à des bougies d'allumage.



Certains fruits, comme les bananes, les poires, les pêches et les pommes, produisent de l'éthylène gazeux (C_2H_4), ce qui leur permet de mûrir même après avoir été cueillis.



Le protoxyde d'azote (N_2O), également connu sous le nom de « gaz hilarant », est utilisé en cuisine comme gaz propulseur, notamment dans les bonbonnes de crème fouettée.

La réactivité chimique des gaz

Le comportement des gaz (voir le chapitre 2) et quelques-unes de leurs propriétés physiques (voir le chapitre 1) peuvent être généralisés à l'ensemble des substances gazeuses.

En revanche, les propriétés chimiques sont caractéristiques d'un seul gaz ou d'un seul groupe de gaz. La réactivité chimique d'un gaz, c'est-à-dire sa façon de réagir chimiquement dans certaines conditions, constitue ainsi l'une des propriétés qui servent à distinguer ce gaz d'un autre.

DÉFINITION

La **réactivité chimique** d'une substance est sa capacité à réagir sous l'effet d'une source d'énergie (comme la chaleur ou la lumière) ou du contact avec d'autres substances.

Certains gaz participent à plusieurs réactions chimiques : par exemple, le dioxygène joue un rôle important dans la respiration cellulaire et dans l'oxydation (la corrosion) du fer. D'autres gaz, comme le difluor, sont tellement réactifs qu'ils sont très difficiles à conserver sous forme gazeuse. D'autres encore, comme le diazote, sont relativement stables et ne réagissent que dans des conditions particulières.

Qu'est-ce qui fait qu'un gaz est plus ou moins réactif, ou plus ou moins stable ? Examinons les deux principaux facteurs de plus près.

► La réactivité chimique dépend de la **tendance à gagner ou à perdre des électrons**, combinée à la **force d'attraction qui existe entre le noyau et ses électrons de valence**. La FIGURE 3.1 montre que le gaz le plus réactif est le fluor.

► La réactivité d'une substance dépend également du **bilan énergétique** de la réaction à laquelle elle prend part. Ce bilan énergétique correspond à la somme algébrique entre l'énergie absorbée lors du bris des liaisons et l'énergie dégagée lors de la formation des nouvelles liaisons (voir la section 4.3).

Augmentation de la réactivité chimique

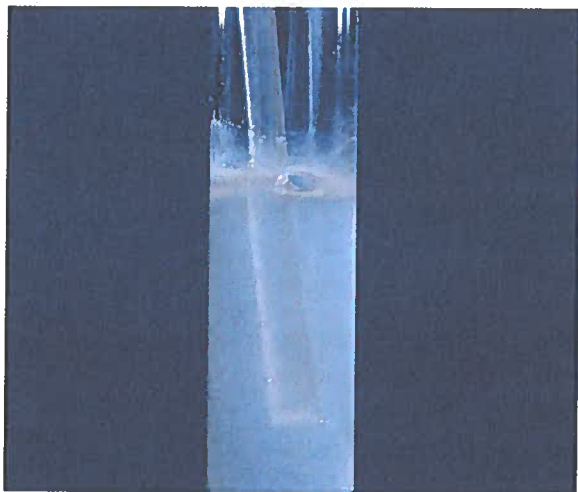
13 III A	14 IV A	15 V A	16 VI A	17 VII A	18 VIII A
5 B Bore 10,81	6 C Carbone 12,01	7 N Azote 14,01	8 O Oxygène 16,00	9 F Fluor 18,99	10 Ne Néon 20,18
13 Al Aluminium 26,98	14 Si Silicium 28,09	15 P Phosphore 30,97	16 S Soufre 32,07	17 Cl Chlore 35,45	18 Ar Argon 39,95
31 Ga Gallium 69,72	32 Ge Germanium 72,64	33 As Arsenic 74,92	34 Se Sélénium 78,96	35 Br Brome 79,90	36 Kr Krypton 83,80
49 In Indium 114,82	50 Sn Étain 118,71	51 Sb Antimoine 121,76	52 Te Tellure 127,60	53 I Iode 126,90	54 Xe Xénon 131,29
81 Tl Thallium 204,38	82 Pb Plomb 207,20	83 Bi Bismuth 208,98	84 Po Polonium 209	85 At Astate 210	86 Rn Radon 222

Le fluor n'a besoin de gagner qu'un seul électron pour devenir stable et il ne possède que deux couches électroniques. Son noyau exerce une forte attraction sur ses électrons de valence. C'est pourquoi il arrive si facilement à attirer un nouvel électron.

► 3.1 La réactivité chimique est une question de changement de liaison entre les atomes.

L'identification d'un gaz

Dans certains cas, il est possible de reconnaître un gaz à sa façon de réagir chimiquement. Par exemple, si un gaz brouille l'eau de chaux, il est fort probable qu'il s'agit de dioxyde de carbone. L'ANNEXE 5, Les propriétés de quelques substances courantes, présente différentes propriétés chimiques qui peuvent aider à identifier un gaz.



- 3.2 La formation d'un précipité blanc ($\text{CaCO}_3(\text{s})$) dans l'eau de chaux ($\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq})$) indique la présence de dioxyde de carbone ($\text{CO}_2(\text{g})$).

L'utilisation d'un gaz

On exploite les propriétés chimiques des gaz dans plusieurs applications (voir l'ANNEXE 5). Par exemple, le méthane, principal constituant du gaz naturel, est un excellent combustible. Il constitue la plus propre des sources d'énergie fossile, même si, en brûlant, il dégage une certaine quantité de dioxyde de carbone, un gaz à effet de serre.



- 3.3 Le gaz naturel contient du méthane (CH_4) dans une proportion d'au moins 90%.

La manipulation d'un gaz

Sous l'effet de la chaleur, la pression des gaz augmente. Lorsqu'ils sont confinés dans un espace clos, il arrive que leur contenant ne puisse pas supporter l'augmentation de la pression interne et qu'une explosion survienne. En plus de ce phénomène physique, il peut y avoir risque d'incendie, selon l'inflammabilité du gaz (sa capacité à brûler). Les contenants de gaz comprimés portent généralement des symboles qui mettent en garde les utilisateurs contre ces dangers.



- 3.4 Un gaz dans un contenant hermétique peut exploser s'il est exposé à la chaleur. Il y a aussi risque d'incendie si le gaz est inflammable.

La protection contre la toxicité d'un gaz

Tous les gaz inhalés, qu'ils soient toxiques ou non, peuvent causer la suffocation et l'asphyxie s'ils prennent la place du dioxygène. Certains gaz, comme le monoxyde de carbone, sont de véritables poisons. Même à de faibles concentrations, ils peuvent causer une intoxication, et parfois la mort. On peut prévenir ces risques en utilisant des détecteurs ou des masques de protection.



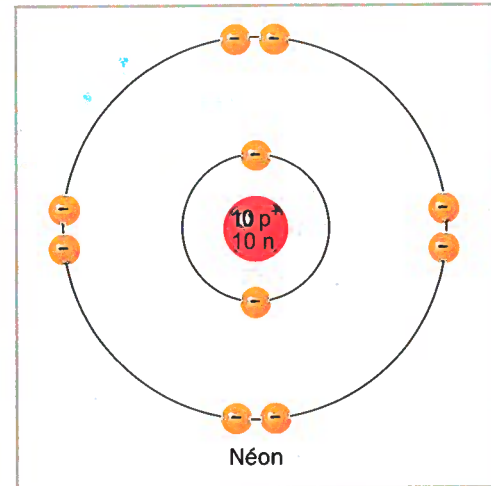
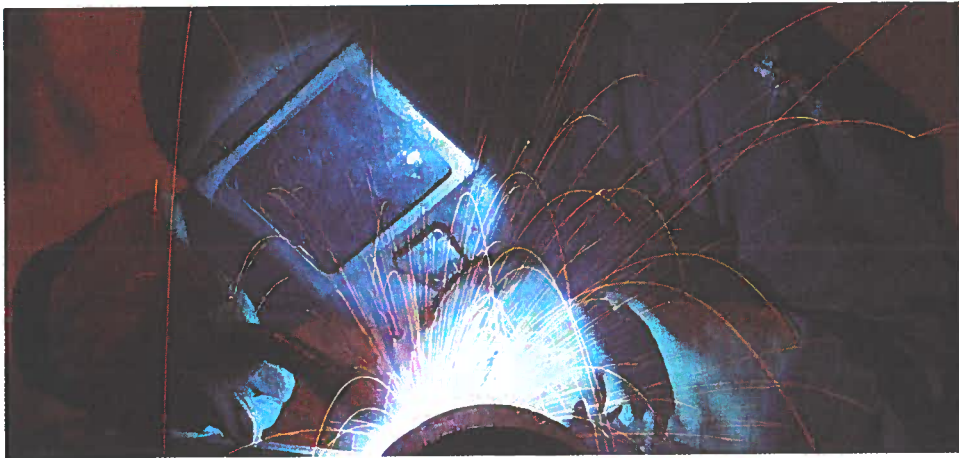
- 3.5 Une combustion incomplète se caractérise par un dégagement de monoxyde de carbone (CO) et de suie (C). Il est recommandé d'installer un détecteur de monoxyde de carbone près d'un foyer au gaz ou au bois.

Les gaz nobles

En raison de leur configuration électronique, les gaz nobles (voir la dernière colonne du tableau périodique) sont des éléments **très stables chimiquement**. Comme leur dernière couche électronique est saturée (voir l'exemple du néon à la FIGURE 3.6), ils n'ont pas tendance à perdre ou à gagner des électrons pour former un lien chimique avec d'autres atomes. C'est pour cette raison qu'on les trouve sous forme d'éléments simples dans la nature.

Le plus abondant des gaz nobles est l'**argon**. Il constitue environ 1% de l'air. Quant à l'**hélium**, comme il est très léger, il a tendance à s'élever dans l'atmosphère et à s'en échapper. Les autres gaz nobles ne se trouvent qu'à de très faibles concentrations dans l'air, d'où leur surnom de « gaz rares ».

Dans certaines applications, comme les tubes fluorescents, les ampoules incandescentes ou la soudure à l'arc (voir la FIGURE 3.7), les gaz nobles peuvent constituer un milieu inerte en remplacement de l'air. Un milieu **inerte** est un milieu qui ne contient aucune substance susceptible de réagir chimiquement avec la ou les substances en cause dans l'application.



► **3.6** La dernière couche électronique des gaz nobles, comme le néon, est saturée puisqu'elle comporte le maximum d'électrons de valence.

ÉTYMOLOGIE

Inerte vient du mot latin *iners*, qui signifie « inactif, sans énergie ».

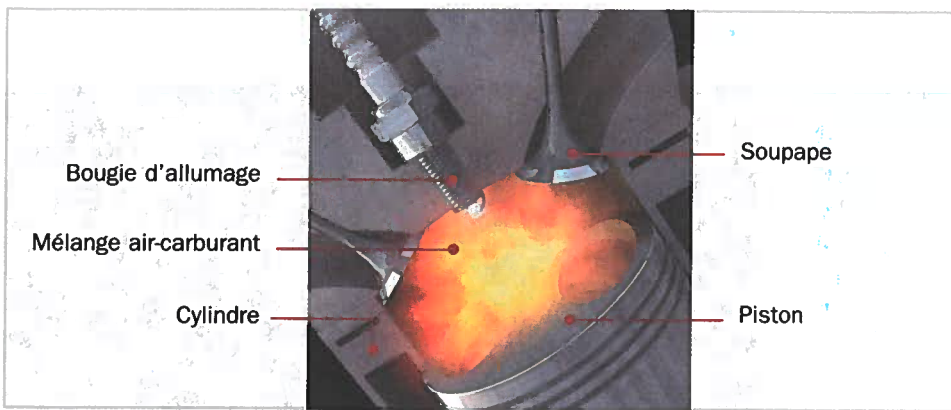
► **3.7** L'argon sert de gaz de protection pour la soudure à l'arc.

Les gaz comburants

Un **comburant** est une substance qui cause la combustion. Plusieurs comburants sont gazeux aux conditions ambiantes. On appelle également ces substances des oxydants, puisqu'elles causent l'oxydation.

Le **comburant le plus répandu sur la Terre est le dioxygène gazeux (O₂)**. En effet, il constitue environ 21% de l'atmosphère terrestre. Il favorise le maintien de la vie en participant à la **respiration cellulaire**. Il permet aussi le fonctionnement de plusieurs applications, comme les **automobiles** ou certains **systèmes de chauffage**, en y assurant une combustion contrôlée (voir la FIGURE 3.8 à la page suivante). Le **dioxygène peut aussi provoquer la détérioration de certains matériaux**. Par exemple, l'oxydation du fer, une forme de combustion lente, transforme le fer en rouille. Certains aliments aussi peuvent s'oxyder, ce qui altère leur goût et leur apparence.

ex : une pomme



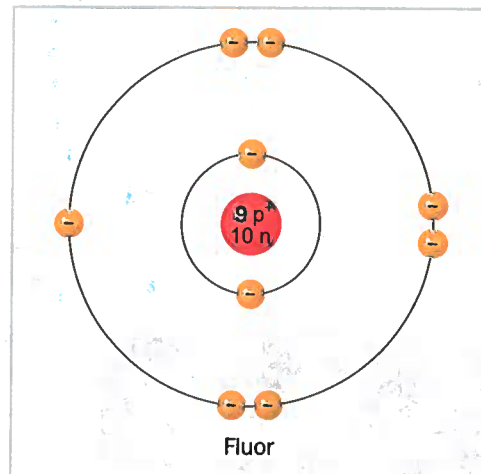
► 3.8 Dans la chambre de combustion d'un moteur à essence, le dioxygène de l'air réagit avec le carburant, ce qui entraîne le mouvement du piston dans le cylindre.

L'**ozone** (O_3), qui constitue une forme très réactive de l'oxygène, est aussi un comburant. C'est un gaz bleu pâle, à l'odeur légèrement piquante, qui est très toxique. C'est un oxydant puissant utilisé notamment pour désinfecter l'eau ou comme agent de blanchiment. Dans la troposphère, il est à l'origine du smog. Dans la stratosphère, il contribue à protéger la surface terrestre des rayons ultraviolets du Soleil. Certains gaz réfrigérants, particulièrement les chlorofluorocarbones (CFC), peuvent atteindre cette couche de l'atmosphère et détruire l'ozone qui s'y trouve. Heureusement, depuis 1987, des recommandations proposées dans le « Protocole de Montréal » ont amené plusieurs pays à interdire ou à limiter l'utilisation des CFC.

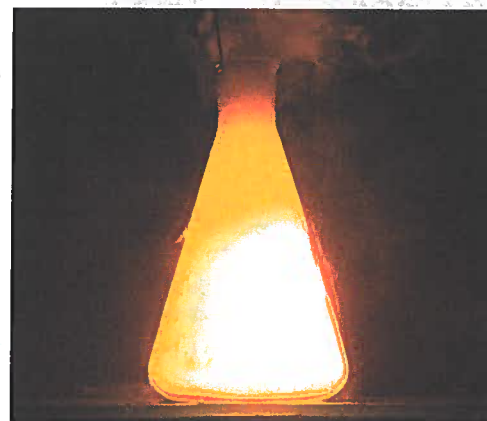
Le **difluor** et le **dichlore** sont des comburants de la famille des halogènes (voir l'avant-dernière colonne du tableau périodique).

Le **fluor** est l'élément chimique le plus réactif (voir la FIGURE 3.1 et la FIGURE 3.9). Le fluor se conserve très difficilement puisqu'il possède même la capacité d'attaquer le verre et plusieurs métaux. Étant donné sa grande réactivité chimique, ce gaz a peu d'applications. On utilise plutôt les composés du fluor, comme les fluorures (sels de fluor) qu'on trouve dans le dentifrice, ou le polytétrafluoroéthylène, un polymère contenant du fluor et composant le téflon.

Le **dichlore** est un gaz jaune vert très toxique, ayant une odeur suffocante. Il est également très réactif, comme le montre la FIGURE 3.10. C'est pourquoi on le trouve principalement sous forme de composés, comme le chlorure de sodium (sel de table). Il arrive parfois qu'en mélangeant certains produits de nettoyage, comme l'eau de Javel (hypochlorite de sodium, $NaOCl$), avec un acide ou un nettoyant à base d'ammoniac, il y ait dégagement de dichlore gazeux, ce qui peut s'avérer très dangereux.



► 3.9 Le fluor n'a que deux couches électroniques. De plus, il ne lui manque qu'un seul électron pour combler sa dernière couche. Il est donc extrêmement réactif.

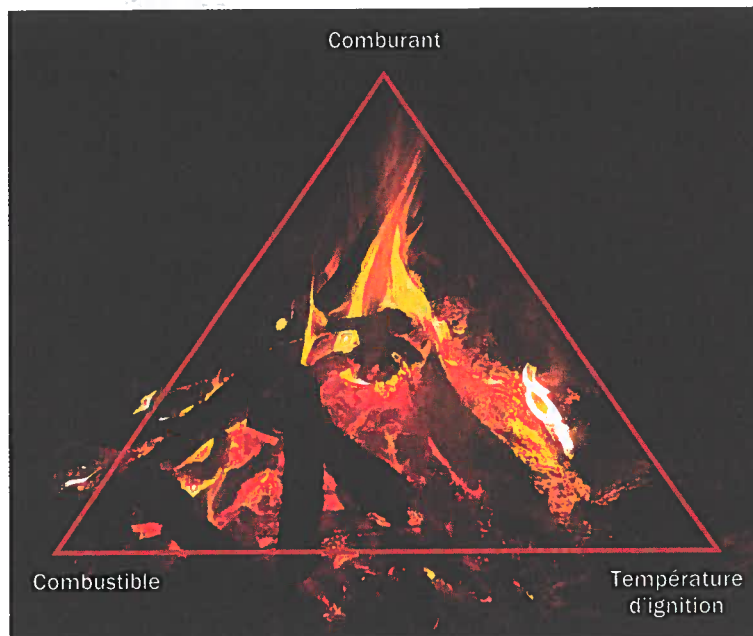


► 3.10 Le dichlore réagit vivement avec le sodium pour former du chlorure de sodium.

Les gaz combustibles

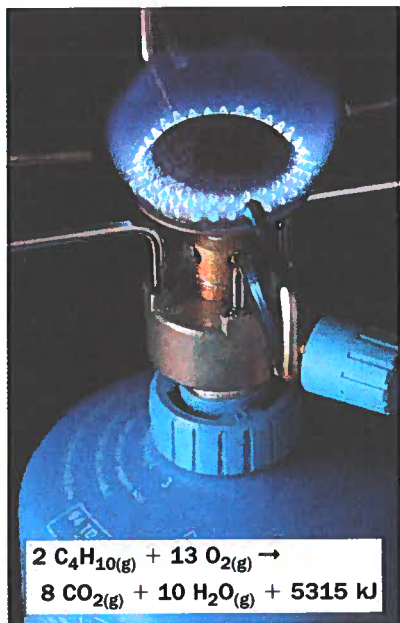
Un combustible est une substance inflammable qui a la capacité de brûler en présence d'un comburant tout en dégageant une grande quantité d'énergie. Une combustion nécessite donc la présence d'un comburant, d'un combustible et une certaine température d'ignition, comme le montre la FIGURE 3.11.

Certaines substances dérivées des organismes vivants comme le pétrole et le gaz naturel sont des combustibles. On appelle « hydrocarbures » celles qui ne contiennent que des atomes d'hydrogène et de carbone. Cependant, seuls les hydrocarbures à faible masse molaire, comme le méthane (CH₄), le propane (C₃H₈) et le butane (C₄H₁₀), sont gazeux aux conditions ambiantes. En brûlant, ces substances produisent du dioxyde de carbone, un gaz à effet de serre.



► 3.11 Le triangle du feu illustre la relation qui existe entre les trois éléments nécessaires à une combustion.

Combustion d'un hydrocarbure (formule générale):

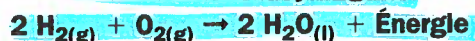


► 3.12 Le butane peut servir de combustible pour les réchauds portatifs, comme ceux qu'on emploie en camping.

Le dihydrogène est aussi un excellent combustible. Toutefois, on ne le trouve presque pas à l'état gazeux dans l'atmosphère terrestre. En effet, il s'en échappe facilement, car il est très léger (c'est le gaz qui a la plus petite masse molaire, soit 2,02 g/mol). De plus, il est très réactif: l'hydrogène a la capacité de réagir autant avec les métaux qu'avec les non-métaux, mais il réagit particulièrement en présence de dioxygène. Pour qu'il soit disponible, il faut donc l'extraire à l'aide de moyens chimiques.

Le dihydrogène est utilisé notamment comme carburant pour alimenter les moteurs des fusées. On a fondé beaucoup d'espoir sur l'avènement du dihydrogène comme combustible propre, car il a l'avantage de ne produire que de l'eau lors de sa combustion.

Combustion du dihydrogène:



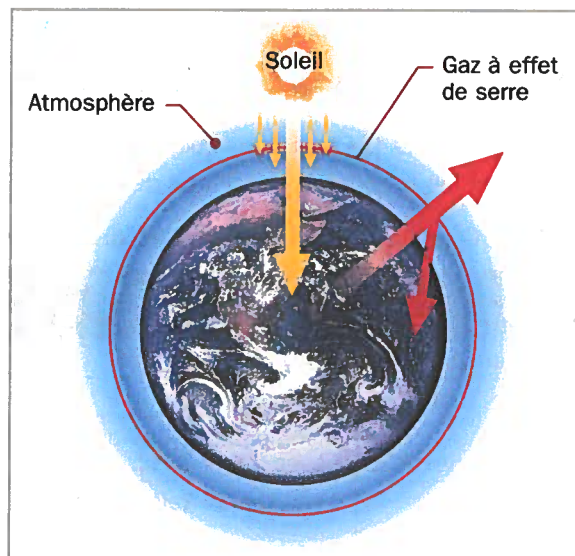
ÉTYMOLOGIE

Hydrogène vient des mots grecs *hûdor*, qui signifie « eau », et *gennân*, qui signifie « engendrer ».

ENRICHISSEMENT

Les gaz à effet de serre, tels que la vapeur d'eau, le dioxyde de carbone, le méthane et l'oxyde nitreux (N_2O), se trouvent naturellement en suspension dans l'atmosphère. Ils forment une sorte de bouclier qui retient sur la Terre une partie de l'énergie transmise par le Soleil. Sans l'effet de serre, la température moyenne terrestre ne serait que de $-18\text{ }^\circ\text{C}$.

Néanmoins, au cours du dernier siècle, l'industrialisation, l'exploitation massive des combustibles fossiles et le déboisement des forêts au profit des terres agricoles ont contribué à l'augmentation de la concentration des gaz à effet de serre dans l'atmosphère. Ce surplus occasionne un réchauffement planétaire qui entraîne différents changements climatiques : la fonte des glaciers et des banquises, la montée graduelle du niveau des océans, une modification du régime des précipitations, etc.



► 3.13 L'effet de serre.

Le diazote

Le **diazote** est le principal constituant de l'atmosphère. Il représente en effet 78 % de sa composition. L'**azote** est aussi un élément essentiel à la vie, car il entre dans la fabrication de l'ADN et des protéines. Toutefois, la majorité des organismes vivants ne peuvent pas absorber directement le diazote de l'air.

Le diazote est une molécule très stable, constituée de deux atomes d'azote, dont la liaison triple est très difficile à briser. Pour que les plantes puissent l'assimiler, l'azote doit d'abord être lié à d'autres éléments, par exemple à l'hydrogène sous forme de NH_3 ou de NH_4^+ . Certaines bactéries, notamment celles qui vivent dans les racines des légumineuses (voir la FIGURE 3.14), possèdent les mécanismes nécessaires pour fixer l'azote et pour le rendre disponible aux autres organismes de la chaîne alimentaire.

La grande stabilité chimique du diazote peut être exploitée dans les applications qui nécessitent un milieu inerte. Par exemple, pour empêcher l'oxydation des aliments, on les entrepose dans des contenants remplis uniquement de diazote. *ex : Chips.*

Toutefois, il est possible de faire réagir le diazote à haute température et haute pression. Par exemple, dans le moteur d'une automobile, une petite quantité de diazote se transforme en oxydes d'azote.

► 3.14 Ces racines de fèves montrent des nodosités dans lesquelles vivent des bactéries fixatrices d'azote.



ÉTYMOLOGIE

Azote vient des mots grecs *a* et *zôê*, qui signifient « sans vie ».

Quelques applications des propriétés chimiques des gaz

Le TABLEAU 3.15 présente quelques applications industrielles ou domestiques qui exploitent les propriétés chimiques des gaz.

3.15 Quelques applications de la réactivité des gaz

Gaz	Propriétés chimiques exploitées	Applications
Acétylène (C_2H_2)	• Combustible.	• Soudure et découpage.
Butane (C_4H_{10})	• Combustible.	• Réchaud, briquet.
Chlorure d'hydrogène (HCl)	• Forme une fumée blanche avec l'ammoniac.	• Détection de fuite d'ammoniac.
Diazote (N_2)	• Peu réactif (relativement stable).	• Prévention de l'oxydation des aliments. • Gonflement des pneus.
	• Réagit avec le dihydrogène à haute température et haute pression.	• Production d'ammoniac (NH_3), utilisé comme réfrigérant et dans la fabrication de produits nettoyants et fertilisants.
Dichlore (Cl_2)	• Très réactif.	• Fabrication des polychlorures de vinyle (PVC) et de produits organiques (solvants, pesticides, herbicides).
	• Comburant (oxydant).	• Blanchiment du papier. • Désinfectant. • Traitement de l'eau potable.
Dihydrogène (H_2)	• Combustible.	• Carburant pour les fusées. • Piles à combustible.
	• Très réactif (réagit avec les métaux et les non-métaux).	• Production de certaines substances (ammoniac, huile végétale hydrogénée, etc.). • Fabrication de plastiques, polyester et nylon.
Dioxyde de carbone ou gaz carbonique (CO_2)	• Éteint la flamme.	• Extincteurs chimiques (neige carbonique).
	• Réagit avec l'eau pour former l'acide carbonique.	• Boissons gazeuses. • Régulation du pH.
	• Réactif de la photosynthèse.	• Culture des aliments en serre.
	• Produit de la respiration cellulaire et de la fermentation.	• Production du pain (levure alimentaire). • Production de bière et de vin mousseux.
Dioxygène (O_2)	• Comburant (oxydant).	• Soudure. • Blanchiment du papier.
	• Réactif de la respiration cellulaire.	• Médecine (troubles respiratoires, réanimation). • Plongée sous-marine.
Gaz nobles (hélium, néon, argon, krypton, xénon)	• Inertes (réactivité chimique presque nulle).	• Tubes fluorescents. • Ampoules incandescentes. • Soudure à l'arc. • Fenêtres à haut rendement énergétique (argon). • Coussins gonflables (argon). • Gonflage de ballons, ballons-sonde, dirigeable (hélium).
Méthane ou gaz naturel (CH_4)	• Combustible.	• Cuisinière. • Systèmes de chauffage.
Oxyde nitreux ou protoxyde d'azote (N_2O), aussi appelé gaz hilarant	• Peu réactif.	• Médecine (anesthésique et analgésique). • Propulseur d'aérosols.
	• Comburant (à haute température).	• Augmentation de la performance des moteurs d'auto de course.
Ozone (O_3)	• Comburant (oxydant).	• Décontamination des aliments et de l'eau. • Blanchiment du papier. • Produits nettoyants.
Propane (C_3H_8)	• Combustible.	• Barbecues. • Systèmes de chauffage.

Exercices

3.1 La réactivité chimique des gaz

1 L'hélium est un gaz inerte. Même s'il n'est pas toxique pour l'être humain, il peut causer sa mort. Expliquez pourquoi.

En prenant la place du dioxygène dans l'organisme, l'hélium inhalé peut causer la suffocation et l'asphyxie.

2 Une bouteille contenant du diazote gazeux ne porte pas le symbole correspondant à une matière inflammable et combustible. Est-ce normal? Expliquez votre réponse.

Oui, c'est normal, puisque le diazote n'est pas un gaz inflammable.

3 Lorsqu'on brûle des substances provenant des organismes vivants, quels sont les effets sur l'environnement? Expliquez votre réponse.

Il y aura production de CO₂ qui est un gaz à effet de serre.

4 Pourquoi le dihydrogène est-il considéré comme un combustible propre?

La combustion du H₂ ne produit que de l'eau.

~~5~~ Pour chacune des propriétés énumérées ci-dessous, indiquez s'il s'agit d'une propriété physique ou d'une propriété chimique des gaz et expliquez pourquoi.

a) L'ammoniac forme une fumée blanche en présence de chlorure d'hydrogène.

b) Le point d'ébullition du diazote est de $-196\text{ }^{\circ}\text{C}$.

c) Le dichlore rallume un tison incandescent.

d) Une bouteille qui contient de l'hélium peut exploser sous l'effet de la chaleur.

e) Le dichlore a une odeur suffocante.

f) Le contact du méthane avec une flamme peut provoquer une explosion.

6 Pour chacun des énoncés suivants, indiquez un gaz qui pourrait être approprié.

a) On cherche un combustible qui pourrait alimenter un appareil portable. butane, propane, méthane

b) On cherche un gaz qui peut assurer une combustion. O₂, Cl₂

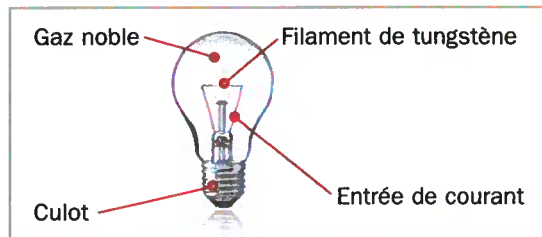
c) On cherche un gaz qui offre un milieu inerte. Na, argon, hélium...

d) On cherche un combustible qui ne produit pas de gaz à effet de serre. H₂

e) On cherche un gaz qui entre dans la fabrication de l'ADN, mais que seules quelques bactéries peuvent fixer. N₂

7 Cette image montre les principaux constituants d'une ampoule incandescente.

Pourquoi met-on un gaz noble plutôt que de l'air dans les ampoules incandescentes? Expliquez votre réponse en vous appuyant sur les propriétés chimiques des gaz.



8 Décrivez les propriétés chimiques qui ont conduit au choix du gaz utilisé dans chacune des applications suivantes.

a) Dans les sacs de croustilles, on injecte du diazote.

Le N₂ est un gaz peu réactif qui offre un milieu inerte. Les croustilles se conservent plus longtemps.

b) Dans certaines serres, on augmente l'apport en dioxyde de carbone.

Le CO₂ est un réactif de la photosynthèse, ce qui favorise la croissance des plantes.

c) Le traitement à l'ozone est une nouvelle technique de blanchiment du papier.

L'ozone est un excellent comburant (oxydant), ce qui lui permet de blanchir le papier.

Les calculs stœchiométriques

Les calculs stœchiométriques permettent d'établir précisément les quantités de réactifs nécessaires pour entraîner une réaction et de prédire les quantités de produits qui seront formés. C'est l'équation chimique d'une réaction qui nous informe des proportions de chacune des substances en jeu.

Grâce à la loi des combinaisons volumétriques de Louis Joseph Gay-Lussac et à la connaissance du volume molaire des gaz (voir la section 2.1), des renseignements concernant le volume sont aussi à notre disposition dans le cas des gaz. Examinons l'exemple de la synthèse de l'ammoniac, à l'aide du TABLEAU 3.16.

3.16 Différents renseignements provenant de l'équation chimique de la synthèse de l'ammoniac

Équation chimique	$N_{2(g)}$	+	$3 H_{2(g)}$	→	$2 NH_{3(g)}$
Nombre de moles	1 mol	réagit ou réagissent avec	3 mol	pour former	2 mol
Masse	28,02 g		6,06 g		34,08 g
Volume	1 volume		3 volumes		2 volumes
• à TPN ¹ :	22,4 L		67,2 L		44,8 L
• à TAPN ² :	24,5 L		73,5 L		49,0 L

¹ TPN : conditions de température et de pression normales (0 °C et 101,3 kPa).

² TAPN : conditions de température ambiante et de pression normale (25 °C et 101,3 kPa).

D'après ce tableau, on peut dire **qu'aux mêmes conditions de température et de pression**, un volume de diazote (22,4 L) réagit avec trois volumes de dihydrogène ($3 \times 22,4 \text{ L} = 67,2 \text{ L}$) pour former deux volumes d'ammoniac ($2 \times 22,4 \text{ L} = 44,8 \text{ L}$). Dans ces conditions, **le rapport des volumes gazeux est donc le même que celui du nombre de moles des substances en jeu dans la réaction.**

Cependant, les volumes de gaz ne sont pas conservés au cours de la réaction. Ils ne s'additionnent donc pas ($22,4 \text{ L} + 67,2 \text{ L} \neq 44,8 \text{ L}$). En effet, comme le volume occupé par un gaz dépend de sa quantité de particules et non de sa masse, le volume occupé par les réactifs n'est pas nécessairement le même que celui occupé par les produits.

*Multiplie par 2.
C'est le même.*

*Étapes d'une
Stoechio*

*1° Écrire et balancer
l'équation si
nécessaire.*

2° mole

3° gramme

4° volume

5° Question

6° Résoudre.

EXEMPLE

Quel sera le volume d'ammoniac produit si on fait réagir complètement 30 ml de dihydrogène gazeux avec une quantité suffisante de diazote ?

$N_{2(g)}$	+	$3 H_{2(g)}$	→	$2 NH_{3(g)}$
		3 mol 30 ml		2 mol ? ml

$$\frac{30 \text{ ml} \times 2 \text{ mol}}{3 \text{ mol}} = 20 \text{ ml}$$

Il y aura production de 20 ml d'ammoniac.

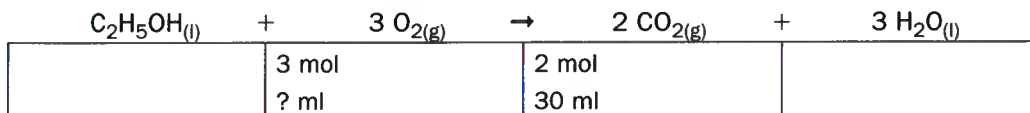
3 types de problèmes

1°

Voyons un exemple de calculs stœchiométriques que l'on peut effectuer lorsqu'on compare **uniquement des gaz entre eux**, aux mêmes conditions de température et de pression.

EXEMPLE

Il est possible de remplacer les combustibles fossiles par des biocarburants comme l'éthanol (C_2H_5OH), produit à partir du maïs. Quel volume de dioxygène est consommé lorsque 30 ml de dioxyde de carbone sont produits lors de la combustion d'une quantité suffisante d'éthanol ?



$$\frac{30 \text{ ml} \times 3 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 45 \text{ ml}$$

Le volume de dioxygène consommé est de 45 ml.

Voyons maintenant un exemple qui montre comment effectuer les calculs stœchiométriques lorsqu'on compare un gaz avec une autre phase de la matière.

2°

EXEMPLE

Quel sera le volume de dioxyde de carbone produit si on fait brûler complètement 20,00 g d'éthanol, à TAPN ?

PREMIÈRE MÉTHODE

Équation	1°	$C_2H_5OH_{(l)}$	+	$3 O_{2(g)}$	→	$2 CO_{2(g)}$	+	$3 H_2O_{(l)}$
Correspondances	2°	1 mol		3 mol		2 mol		3 mol
	3°	46,08 g		96,00 g		88,02 g		54,06 g
				73,5 L à TAPN		49,0 L à TAPN		
Données du problème	4°	20,00 g				? L		
	5°	46,08 g				49,0 L		

Calculs
$$\frac{20,00 \text{ g} \times 49,0 \text{ L}}{46,08 \text{ g}} = 21,3 \text{ L}$$

Réponse La réaction de 20,00 g d'éthanol produit 21,3 L de dioxyde de carbone.

SECONDE MÉTHODE NON

Calcul du nombre de moles de C_2H_5OH

$$M = \frac{m}{n}, \text{ d'où } n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{20,00 \text{ g}}{46,08 \text{ g/mol}} = 0,4340 \text{ mol}$$

Calcul du nombre de moles de CO_2 par stœchiométrie

1 mol de $C_2H_5OH \rightarrow 2$ mol de CO_2

0,4340 mol de $C_2H_5OH \rightarrow ?$ mol de CO_2

$$\frac{0,4340 \text{ mol de } C_2H_5OH \times 2 \text{ mol de } CO_2}{1 \text{ mol de } C_2H_5OH}$$

$$= 0,8680 \text{ mol de } CO_2$$

Calcul du volume de CO_2 à TAPN

24,5 L \rightarrow 1 mol

? L \rightarrow 0,8680 mol

$$\frac{24,5 \text{ L} \times 0,8680 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 21,3 \text{ L}$$

La réaction de 20,00 g d'éthanol produit 21,3 L de dioxyde de carbone.

Lorsque les conditions de température et de pression ne correspondent pas aux conditions normalisées de TPN ou de TAPN, il faut alors utiliser la formule des gaz parfaits.

EXEMPLE

Quel sera le volume de dioxyde de carbone produit si on fait réagir complètement 10,00 g de bicarbonate de sodium solide en présence d'acide acétique, à une température de 20,0 °C et une pression de 94,3 kPa?

PREMIÈRE MÉTHODE

Équation	1.	$\text{NaHCO}_{3(s)} + 2 \text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)} \rightarrow \text{NaCH}_3\text{COO}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{CO}_{2(g)}$				
Correspondances	2.	1 mol	2 mol	1 mol	1 mol	1 mol
	3.	84,01 g	60,06 g	82,04 g	18,02 g	44,01 g
Données du problème	4.	10,00 g				? mol
	5.	84,01 g				1 mol

Calculs

$$\frac{10,00 \text{ g} \times 1 \text{ mol}}{84,01 \text{ g}} = 0,1190 \text{ mol}$$

Calcul du volume de dioxyde de carbone

$$PV = nRT$$

$$\text{D'où } V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{0,1190 \text{ mol} \times 8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K} \times 293,0 \text{ K}}{94,3 \text{ kPa}} = 3,07 \text{ L}$$

Réponse

La réaction de 10,00 g de bicarbonate de sodium produit 3,07 L de dioxyde de carbone.

SECONDE MÉTHODE NON

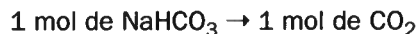
Calcul du nombre de moles de bicarbonate de sodium

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

$$\text{D'où } n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{10,00 \text{ g}}{84,01 \text{ g/mol}} = 0,1190 \text{ mol}$$

Calcul du nombre de moles de dioxyde de carbone par stœchiométrie



$$\frac{0,1190 \text{ mol de NaHCO}_3 \times 1 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de NaHCO}_3} = 0,1190 \text{ mol de CO}_2$$

Calcul du volume de dioxyde de carbone

$$PV = nRT$$

$$\text{D'où } V = \frac{nRT}{P}$$

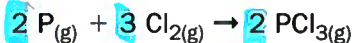
$$V = \frac{0,1190 \text{ mol} \times 8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K} \times 293,0 \text{ K}}{94,3 \text{ kPa}} = 3,07 \text{ L}$$

La réaction de 10,00 g de bicarbonate de sodium produit 3,07 L de dioxyde de carbone.

Exercices

3.2 Les calculs stœchiométriques

1 Soit la réaction suivante:

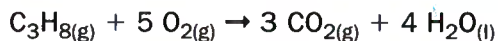


$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \quad V \text{ est prop. à } n$$

Laquelle des affirmations suivantes est vraie? Entourez la bonne réponse.

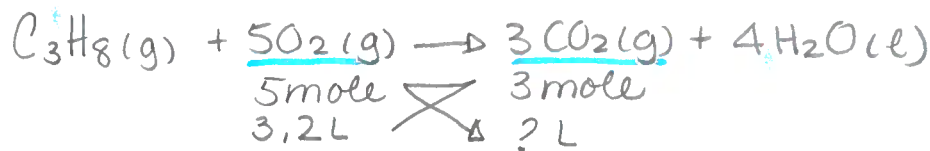
- a) 20 ml de P réagissent avec 20 ml de Cl_2 pour former 20 ml de PCl_3 .
 b) 10 ml de P réagissent avec 20 ml de Cl_2 pour former 30 ml de PCl_3 .
 c) 20 ml de P réagissent avec 30 ml de Cl_2 pour former 20 ml de PCl_3 .
 d) 20 ml de P réagissent avec 30 ml de Cl_2 pour former 50 ml de PCl_3 .

2 Le gaz propane (C_3H_8), que l'on utilise dans les barbecues, brûle selon l'équation suivante:



Quel volume de dioxyde de carbone sera produit par la réaction de 3,2 L de dioxygène? (Les volumes sont mesurés aux mêmes conditions de température et de pression.)

Possible car 2 gaz.



1,9 L de CO_2

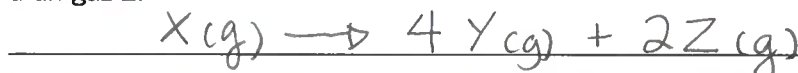
Réponse: _____

3 Pour chacun des énoncés ci-dessous, écrivez l'équation chimique correspondante.

- a) 50 ml d'un gaz A réagissent avec 75 ml d'un gaz B pour former 25 ml d'un gaz C.



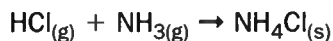
- b) 100 ml d'un gaz X se décompose pour former 400 ml d'un gaz Y et 200 ml d'un gaz Z.



- c) 2,5 L d'un gaz A réagissent avec 1,25 L d'un gaz B pour produire 1,25 L d'un gaz C et 3,75 L d'un gaz D.



- 4 L'acide chlorhydrique réagit en présence d'ammoniac pour former du chlorure d'ammonium, selon l'équation chimique suivante :



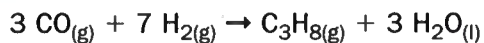
Quel volume d'acide chlorhydrique gazeux sera nécessaire pour obtenir 20,00 g de chlorure d'ammonium à TPN? 1 mole de gaz \rightarrow 22,4L

$$\text{HCl}_{(g)} + \text{NH}_3_{(g)} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}$$

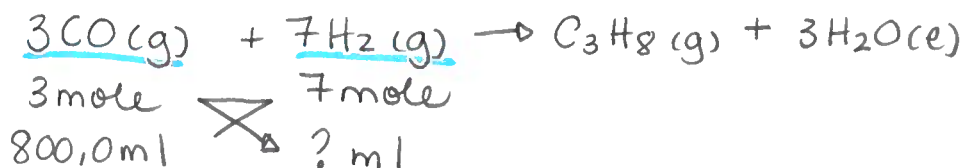
<p>1 mole 36,46g 22,4L ? L \leftarrow 22,4L \leftarrow</p>	<p>1 mole 53,50g — 20,00g 53,50g \leftarrow</p>
--	--

Réponse: 8,37 L de HCl

- 5 Soit la réaction suivante :



Quel volume de dihydrogène réagira avec 800,0 ml de monoxyde de carbone, à une pression de 300,0 kPa et à une température de 150,0 °C?



Réponse: 1867 ml de H₂

6 Le chlorate de potassium se décompose selon l'équation chimique suivante :

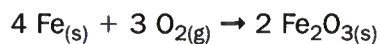


Quel volume de dioxygène sera produit lors de la décomposition de 50,00 g de chlorate de potassium, à TPN? 1 mole de gaz \rightarrow 22,4 l

<u>2 KClO₃ (s)</u>	\rightarrow	<u>3 O₂ (g)</u>	$+$	<u>2 KCl (s)</u>
2 mole		3 mole		
245,10g		96,00g		
—		67,2 L		
50,00g	↔	? L		
↘ 245,10g		↘ 67,2 L		

Réponse: 13,7 L de O₂

7 Lors de l'oxydation d'un morceau de fer en présence de dioxygène, on remarque que sa masse diminue graduellement. Si le morceau de fer pesait initialement 100,00 g, quelle sera sa nouvelle masse lorsque 1,2 L de dioxygène aura réagi aux conditions ambiantes? 1 mole de gaz \rightarrow 24,5 L



<u>4 Fe (s)</u>	$+$	<u>3 O₂ (g)</u>	\rightarrow	<u>2 Fe₂O₃ (s)</u>
4 mole		3 mole		
223,40g		96,00g		
—		73,5 L		
? g	↔	1,2 L		
↘ 223,40g		↘ 73,5 L		

3,6g de diminution

Donc 100,00g - 3,6g = 96,4g de nouvelle masse.

Réponse: _____

- 8 La plupart des métaux réagissent en présence d'un acide. Cette réaction produit un sel ainsi qu'un dégagement de dihydrogène. Par exemple, la réaction du zinc avec de l'acide sulfurique produit du sulfate de zinc selon l'équation suivante :



Quel sera le volume de gaz obtenu si on fait réagir complètement un morceau de 7,50 g de zinc avec une quantité suffisante d'acide sulfurique, à 85,0 °C et 250 kPa ?

$+ 273$
358,0K

$$\text{Zn}_{(s)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} \rightarrow \text{ZnSO}_{4(aq)} + \text{H}_{2(g)}$$

1 mole
65,38g
7,50g
65,38g

1 mole
2,02g

$X = 0,115 \text{ mole}$

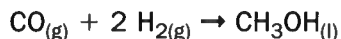
Calcul du volume de H_2

$$\frac{PV}{R} = \frac{nRT}{P} \quad V = \frac{0,115 \cdot 8,314 \cdot 358,0}{250 \text{ kPa}}$$

$V = 1,37 \text{ L de H}_2$

Réponse: _____

- 9 Pour synthétiser le méthanol, on fait réagir du monoxyde de carbone avec du dihydrogène, selon l'équation suivante :



Quel volume de dihydrogène gazeux sera nécessaire à une température de 0 °C et une pression de 101,3 kPa pour produire 45,00 g de méthanol ? TPN 1 mole de gaz \rightarrow 22,4L

$$\text{CO}_{(g)} + 2 \text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$$

2 mole
4,04g
44,8L
? L
44,8L

1 mole
32,05g
45,00g
32,05g

62,9L de H_2

Réponse: _____

Résumé

Les propriétés chimiques des gaz

3.1 La réactivité chimique des gaz

La **réactivité chimique** d'une substance est sa capacité à réagir sous l'effet d'une source d'énergie (comme la chaleur ou la lumière) ou du contact avec d'autres substances.

- ▶ La réactivité chimique d'un gaz dépend de la force d'attraction qui existe entre le noyau des atomes qui le constituent et leurs électrons de valence, combinée à la tendance de ces atomes à gagner ou à perdre des électrons.
- ▶ La réactivité chimique d'un gaz dépend également du bilan énergétique de la réaction à laquelle le gaz serait susceptible de prendre part.

Quelques catégories de gaz et leur réactivité chimique

Catégorie	Exemples	Réactivité chimique
Gaz noble: gaz de la dernière famille du tableau périodique.	Hélium, néon, argon, krypton, xénon, radon.	Presque nulle.
Gaz comburant: gaz qui cause la combustion.	Dioxygène, ozone, dichlore, difluor.	De grande à très grande.
Gaz combustible: gaz inflammable qui a la capacité de brûler en présence d'un comburant tout en dégageant une grande quantité d'énergie.	Hydrocarbures gazeux: méthane, propane, butane. Dihydrogène.	De grande à très grande.
Principal constituant de l'atmosphère.	Diazote.	Très faible.

3.2 Les calculs stœchiométriques

Les **calculs stœchiométriques** permettent d'établir précisément les quantités de réactifs nécessaires pour entraîner une réaction et de prédire les quantités de produits qui seront formés.

Différents renseignements provenant de l'équation chimique de la synthèse de l'ammoniac

Équation chimique	$N_{2(g)}$	+	$3 H_{2(g)}$	→	$2 NH_{3(g)}$
Nombre de moles	1 mol	réagit ou réagissent avec	3 mol	pour former	2 mol
Masse	28,02 g		6,06 g		34,08 g
Volume	1 volume		3 volumes		2 volumes
• à TPN ¹ :	22,4 L		67,2 L		44,8 L
• à TAPN ² :	24,5 L	73,5 L	49,0 L		

¹ TPN: conditions de température et de pression normales (0 °C et 101,3 kPa).

² TAPN: conditions de température ambiante et de pression normale (25 °C et 101,3 kPa).

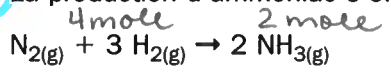
Lorsqu'on compare des volumes de gaz entre eux dans les mêmes conditions de température et de pression, on peut dire que le rapport des volumes gazeux est le même que celui du nombre de molécules des substances en jeu dans la réaction.

↳ Si pas TPN ni TAPN
on fait $PV = nRT$

Exercices

Synthèse du chapitre 3

1 La production d'ammoniac s'effectue selon l'équation suivante:



a) Si la réaction s'effectue dans un milieu clos, à température et volume constants, qu'arrive-t-il à la pression au fur et à mesure de la réaction? Expliquez votre réponse.

$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$ P est directement proportionnelle à n.
 Comme n passe de 4 mole à 2 mole alors la pression va aussi diminuer de moitié.

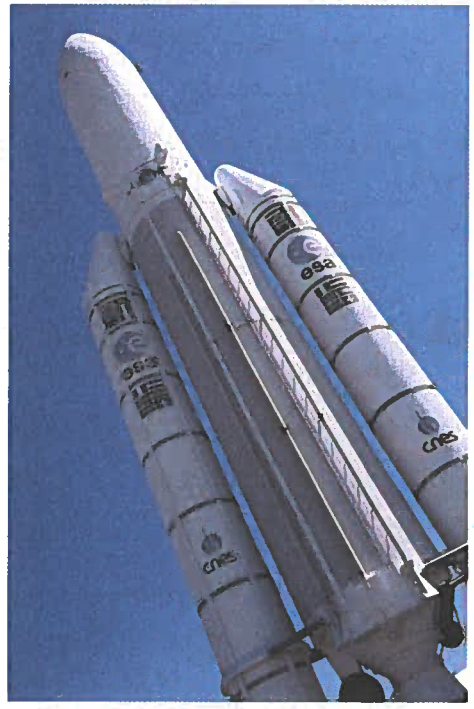
b) Si la pression initiale est de 240 kPa et que tous les réactifs se sont transformés en produits, quelle sera la pression finale du système? Expliquez votre réponse.

$\frac{P_1}{n_1} = \frac{P_2}{n_2}$ $\frac{240 \text{ kPa}}{4 \text{ mole}} = \frac{P_2}{2 \text{ mole}}$
 $P_2 = 120 \text{ kPa}$

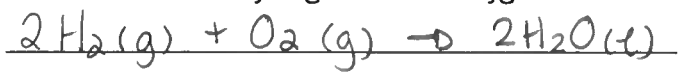
2 Pour assurer sa propulsion, une fusée doit transporter deux réservoirs, l'un contenant du dioxygène et l'autre, du dihydrogène.

a) Lequel de ces gaz est le comburant? Lequel est le combustible? Expliquez votre réponse.

O₂ → comburant
 H₂ → combustible

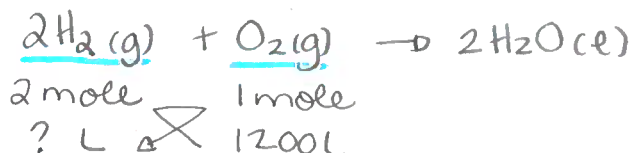


b) Écrivez l'équation chimique balancée qui décrit la réaction entre le dihydrogène et le dioxygène.



© ERFPI Reproduction interdite

- c) Si 1200 L de dioxygène sont transformés, quel volume de dihydrogène a réagi, dans les mêmes conditions de température et de pression?



2400 L de H_2

Réponse: _____



Le sulfure de dihydrogène (H_2S) est un gaz incolore, qui possède une odeur caractéristique d'œufs pourris. Il est naturellement présent dans le pétrole et le gaz naturel. Il est aussi possible de le trouver dissous dans l'eau en petite quantité. Il cause la corrosion de plusieurs métaux. Par exemple, des objets en argent noircissent en sa présence à cause de la production d'un solide noir, le sulfure d'argent. C'est un gaz inflammable, qui, en brûlant, produit un gaz responsable des pluies acides.

Nommez les propriétés physiques et chimiques du sulfure de dihydrogène indiquées dans le texte ci-dessus.

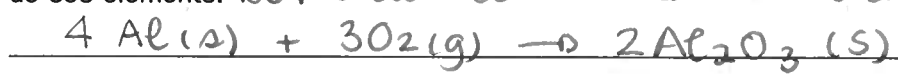
Propriétés physiques	Propriétés chimiques

- 4 À l'aide de la théorie cinétique des gaz, expliquez pourquoi il y a danger d'explosion lorsqu'un gaz, confiné dans un contenant, est exposé à la chaleur.

Lorsque la température augmente, l'énergie cinétique augmente ce qui occasionne une augmentation du nombre de collisions donc une augmentation de la pression. Quand la pression interne devient trop élevée, le contenant explose.

5 L'aluminium est un métal qui a la propriété de résister à la corrosion. En contact avec le dioxygène de l'air, il s'oxyde pour former une mince couche de trioxyde de dialuminium solide ($Al_2O_{3(s)}$). C'est ce solide imperméable qui protège le reste du métal de la corrosion.

a) Écrivez l'équation qui décrit la synthèse du trioxyde de dialuminium à partir de ses éléments. *voir p.18*
ne pas oublier de balancer l'équation



b) Quel volume de dioxygène est nécessaire, aux conditions ambiantes, pour produire 50,00 g de trioxyde de dialuminium ?

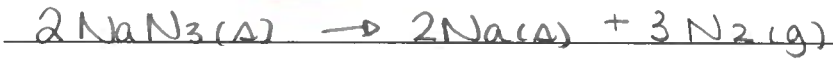
4 Al (s) + 3 O₂ (g) → 2 Al₂O₃ (s)

	3 mole		2 mole
	96,00g		203,92g
	73,5 L		—
	? L		50,00g
	73,5 L		203,92g

Réponse: 18,0L de O₂

6 Les coussins gonflables sont des dispositifs de sécurité dont l'utilisation est de plus en plus répandue dans les automobiles. C'est le diazote gazeux ($N_{2(g)}$) produit par la décomposition rapide du triniture de sodium solide ($NaN_{3(s)}$) qui permet de gonfler en une fraction de seconde le sac du coussin.

a) Écrivez l'équation de décomposition du triniture de sodium en ses éléments. *voir p.18*
ne pas oublier de balancer l'équation



b) Quelle est la masse de triniture de sodium qui doit réagir pour que le gaz produit puisse remplir un coussin de 15,0 L, à 102,0 kPa et 20,0 °C ?

Calcul du nombre de mole de gaz

$$\frac{PV}{RT} = \frac{nRT}{RT} \quad \frac{102,0 \cdot 15,0}{8,314 \cdot 293,0} = n = 0,628 \text{ mole}$$

Calcul de la masse de $NaN_3(s)$

2 mole		3 mole
130,04g		84,06g
? g		0,628 mole
130,04g		3 mole

Réponse: 27,2g de $NaN_3(s)$

Défis du chapitre 3

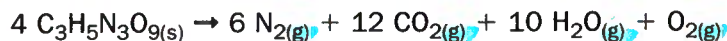
1 À cause des propriétés chimiques particulières de l'azote, le dioxygène et le diazote peuvent se combiner dans différentes proportions. Il en résulte des composés de formules chimiques différentes, dont le NO, le N₂O ou le NO₂. Pour chacun des énoncés ci-dessous, indiquez l'équation chimique et la formule chimique de la molécule obtenue, parmi celles mentionnées. On suppose qu'il y a réaction complète de chacun des réactifs.

a) 20 ml de diazote réagissent avec 20 ml de dioxygène.

b) 40 ml de diazote réagissent avec 20 ml de dioxygène.

c) 40 ml de diazote réagissent avec 80 ml de dioxygène.

2 La nitroglycérine est une molécule très instable qui se décompose selon l'équation suivante :



La formation soudaine de tous ces gaz, accompagnée d'une grande quantité de chaleur, cause une explosion foudroyante. Si la décomposition d'une certaine quantité de nitroglycérine provoque une augmentation de pression de 50 000 kPa, P_{totale} quelle sera la pression partielle de chacun des gaz produits ?

$$P_{\text{PN}_2} = \frac{P_{\text{T}} \cdot n_{\text{N}_2}}{n_{\text{tot}}} = \frac{50000 \cdot 6}{29} = 10345 \text{ kPa}$$

$$P_{\text{PCO}_2} = \frac{P_{\text{T}} \cdot n_{\text{CO}_2}}{n_{\text{tot}}} = \frac{50000 \cdot 12}{29} = 20690 \text{ kPa}$$

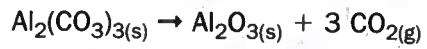
$$P_{\text{PH}_2\text{O}} = \frac{P_{\text{T}} \cdot n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{tot}}} = \frac{50000 \cdot 10}{29} = 17241 \text{ kPa}$$

$$P_{\text{PO}_2} = \frac{P_{\text{T}} \cdot n_{\text{O}_2}}{n_{\text{tot}}} = \frac{50000 \cdot 1}{29} = 1724 \text{ kPa}$$

3 Au laboratoire, Michelle fait réagir 34,08 g d'ammoniac (NH₃) gazeux en présence de 56,0 L de dioxygène, à 0 °C et à 101,3 kPa. Elle note que les réactifs se sont complètement transformés en produits. Dans quelle proportion molaire l'ammoniac réagit-il avec le dioxygène ?

Réponse: _____

- 4 Le tricarbonat de dialuminium ($\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$) se décompose selon l'équation chimique suivante :



Une quantité de 20,00 g de cette substance se décompose dans un contenant scellé de 4,500 L, à une température de 120,0 °C et une pression de 105,0 kPa. Quelle sera la pression finale dans le contenant lorsque tout le solide se sera décomposé ?

Réponse: _____

5

L'utilisation de l'automobile contribue au réchauffement climatique parce qu'elle dégage un gaz à effet de serre, le dioxyde de carbone, produit lors de la combustion de l'essence. Sachant que l'essence est principalement constituée d'octane (C_8H_{18}) et que la masse volumique de cette substance est de $0,69 \text{ g/ml}$, calculez le volume de dioxyde de carbone produit dans une année aux conditions ambiantes par une automobile qui consomme en moyenne $8,5 \text{ L/100 km}$ et qui parcourt $10\,000 \text{ km}$ annuellement.

→ 1 mole de gaz → 24,5 L

voir p.18 Ne pas oublier de balancer



Calcul du volume d'essence

$$\frac{8,5 \text{ L}}{100 \text{ km}} \times \frac{x \text{ L}}{10000 \text{ km}} \quad x = 850 \text{ L / année}$$

Calcul de la masse d'essence

$$\frac{0,69 \text{ g}}{1 \text{ ml}} \times \frac{x \text{ g}}{850000 \text{ ml}} \quad 586500 \text{ g / année}$$

attention pas des litres car pas un gaz



2 mole

228,52g

586500g

228,52g

16 mole

704,16g

392L

? L

392L

$1,00 \times 10^6 \text{ L de CO}_2$

Réponse: _____