

## Chimie quantitative – mole, masse molaire, volume molaire

### Exercice 1

Une mole d'atomes est la quantité de matière qui contient  $6,02 \times 10^{23}$  atomes identiques.

Le nombre d'Avogadro est égal à  $6,02 \times 10^{23}$

La masse molaire atomique d'un élément est la masse d'une **mole d'atomes** de cet élément.

Dans les conditions normales de température ( $0^\circ\text{C}$ ) et de pression (105 Pa), le volume molaire d'un gaz est de l'ordre de **22,7 L/mol**.

### Exercice 2

Quel est le nombre d'atomes de fer dans 2,8 g de fer ?  **$3,0 \times 10^{22}$  atomes.**

Quelle masse de fer faut-il peser pour avoir 0,3 mol de fer ? **17 g.**

### Exercice 3

Compléter le tableau suivant :

Nom	Formule	Masse molaire moléculaire
Méthane	$\text{CH}_4$	16 g/mol
Saccharose	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	342 g/mol
Dioxyde de carbone	$\text{CO}_2$	44 g/mol
Ammoniac	$\text{NH}_3$	17 g/mol

### Exercice 4

1) Déterminer la masse molaire du chlorure de sodium NaCl **58,45 g/mol**

2) Quelle masse de chlorure de sodium pur faut-il peser pour obtenir 0,1 mol de ce corps ?  
**5,85 g**

3) Quel est le nombre de moles contenues dans 23,4 g de chlorure de sodium pur ? **0,400 mol**

### Exercice 5

Le propane a pour formule  $\text{C}_3\text{H}_8$ .

1) Calculer sa masse molaire. **44 g/mol**

2) Une bouteille contient 13 kg de propane. Déterminer le nombre de moles dans la bouteille.

$3,0 \times 10^2$  moles.

3) En déduire le volume qu'occuperait le propane gazeux dans les conditions normales de température et de pression. 6700 litres

#### Exercice 6

Le sulfate de cuivre hydraté a pour formule  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

1) Calculer la masse molaire du sulfate de cuivre hydraté. 249,7 g/mol

2) Déterminer le nombre de moles contenues dans une masse de 20 g de ce produit.

$8 \times 10^{-2}$  mol

3) Déterminer la masse correspondant à une quantité de matière de 0,16 mol. 40 g

#### Exercice 7

Calcule le volume occupé par :

12,5 moles de  $\text{NH}_3(\text{g})$  :  $2,80 \times 10^2$  l

9,36 moles de  $\text{SiH}_4(\text{g})$  :  $2,10 \times 10^2$  l

#### Exercice 8

Calcule le nombre de moles contenues dans :

85,9 litres de  $\text{H}_2(\text{g})$  : 3,83 mol

10,6 litres de  $\text{SO}_2(\text{g})$  : 0,473 mol

#### Exercice 9

Calcule le nombre de molécules contenues dans :

15,0 litres de  $\text{NH}_3(\text{g})$   $6,70 \times 10^{-1}$  mol

75,0 litres de  $\text{SO}_3(\text{g})$  3,35 mol

#### Exercice 10

Quelle est la masse volumique de  $\text{PH}_3(\text{g})$  aux CNTP ? 1,52 g/l

#### Exercice 11

Quel est le volume molaire de l'or sachant que sa masse volumique est égale à 19,31 g/ml ?

10,20 ml

## Chimie quantitative – calculs de moles

A) Calcule la **masse molaire** des éléments suivants :

1.  $\text{CHCl}_3$  (chloroforme) **119,4 g/mol**
2.  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$  (vitamine C ou acide ascorbique) **176,2 g/mol**

B) Combien y a-t-il de moles dans les éléments suivants :

1. 17,0 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  **0,173 mol**
2. 85,9 l de  $\text{H}_2(\text{g})$  aux CNTP **3,83 mol**
3. 375 ml de  $\text{SO}_3(\text{g})$  aux CNTP **0,0167 mol**

C) Quel est le volume occupé par les gaz suivants (CNTP) :

1. 12,5 mol de  $\text{NH}_3(\text{g})$   **$2,80 \times 10^2$  l**
2.  $8,5 \times 10^{25}$  molécules de  $\text{B}_2\text{H}_6(\text{g})$   **$3,2 \times 10^3$  l**

D) Combien y a-t-il de molécules dans les éléments suivants :

1. 126 mg de phosphore  $\text{P}_4$   **$6,12 \times 10^{20}$  molécules**
2. 25,0 l de  $\text{Cl}_2(\text{g})$  aux CNTP  **$6,72 \times 10^{23}$  molécules**

E) Calcule la masse volumique des gaz suivants aux CNTP :

1.  $\text{CH}_2\text{F}_2(\text{g})$  masse volumique = **2,32 g/l**
2.  $\text{CaCO}_3$  si 0,0316 moles de  $\text{CaCO}_3$  a un volume de 1,167 ml ? **2,71 g/ml**

F) Un gaz est composé en masse de 30,4 % d'azote et 69,6 % d'oxygène. Si la masse volumique de ce gaz est de 4,11 g/l aux CNTP, quelle est la formule moléculaire de ce gaz ?  **$\text{N}_2\text{O}_4$**

G) Un échantillon de gaz a pour formule empirique O et a une masse molaire qui est le triple de celle de  $\text{CH}_4$ . Quelle est la formule moléculaire de ce gaz ?  **$\text{O}_3$**

## Chimie quantitative – molarité et dilution

A) Calcule la molarité de :

1. 2,8 mol de  $\text{HNO}_3$  dans 4.0 litres de solution.  $C = 0,7 \text{ M}$
2. 25,0 g de  $\text{NaCl}$  dans 250,0 ml de solution.  $C = 1,71 \text{ M}$

B) Quelle est la molarité des solutions suivantes :

1. 184,6 mg de  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  est dissout dans de l'eau pour former 250,0 ml de solution  
 $3,802 \times 10^{-3} \text{ M}$
2. 0,584 g d'acide oxalique  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  est dilué dans 100,0 ml  $6,49 \times 10^{-2} \text{ M}$

C) Quelle est la concentration de la solution résultant du mélange de :

1. 100,0 ml de  $\text{KBr}$ , 12,0 M avec 950,0 ml de  $\text{KBr}$ , 0,200 M  $1,32 \text{ M}$
2. 50,0 ml de  $\text{HCl}$ , 0,125 M avec 75,0 ml de  $\text{HCl}$ , 0,350 M  $0,260 \text{ M}$

D) quelle masse de solide est présente dans 225 ml de  $\text{MgI}_2$ , 0,135 M ?

$8,45 \text{ g}$

E) Quel volume de  $\text{HCl}$ , 3,00 M est requis pour préparer 5,00 litres de solution de  $\text{HCl}$ , 0,250 M ?

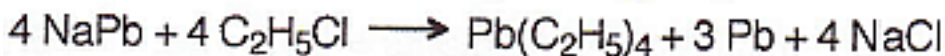
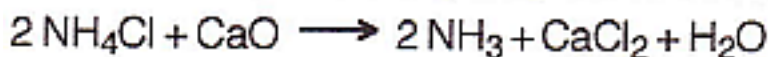
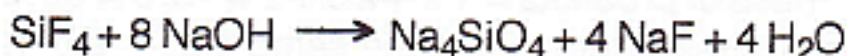
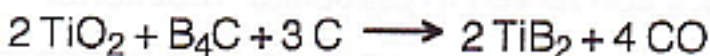
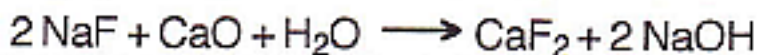
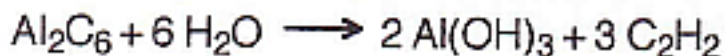
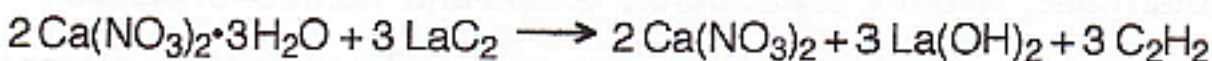
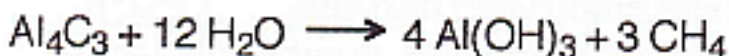
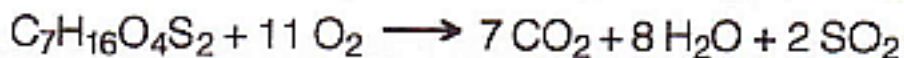
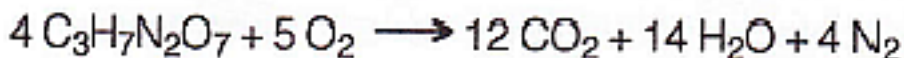
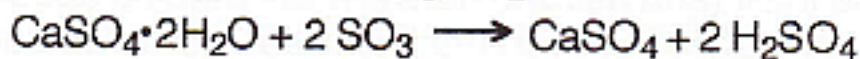
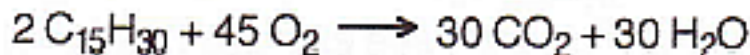
$0,417 \text{ l}$

F) Quel volume de  $\text{HCl}$ , 0,995 M est requis pour préparer 3,50 litres de solution de  $\text{HCl}$ , 0,0450 M ?

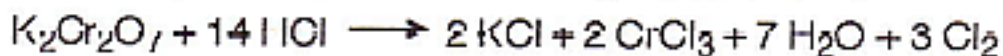
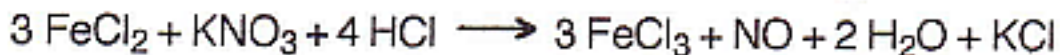
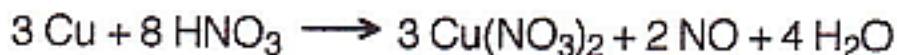
$0,158 \text{ l}$

## Chimie quantitative – équations

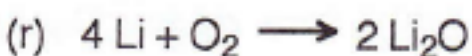
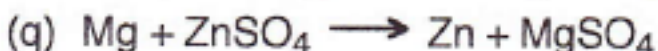
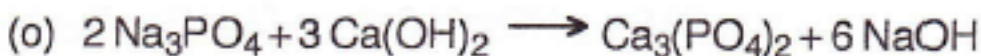
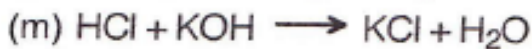
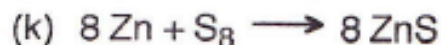
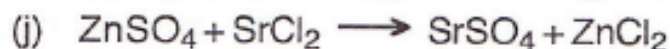
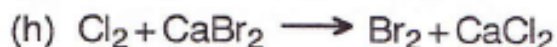
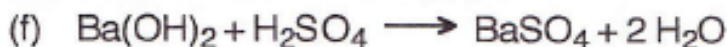
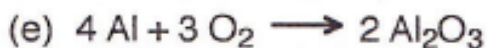
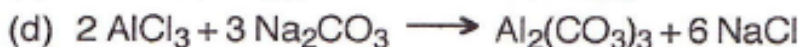
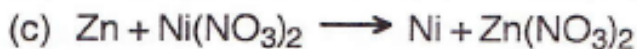
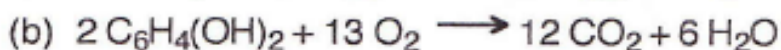
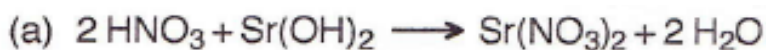
1. Équilibre les équations suivantes :



2. Équilibre les réactions suivantes (plus difficile) :

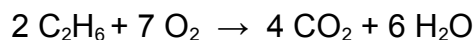


3. Complète et équilibre les réactions suivantes :



## Chimie quantitative – stoechiométrie

A) soit la réaction de combustion de l'éthane :

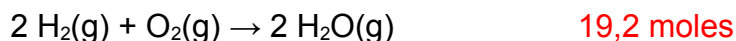


1. Combien de molécules d'oxygène réagissent avec 6 molécules de  $\text{C}_2\text{H}_6$  ? **21**
2. Combien de molécules d'eau sont produites quand 12 molécules d'éthane réagissent ? **36**
3. Combien de moles d'oxygène sont requises pour produire 18 moles de gaz carbonique ? **31,5**
4. Combien de moles de gaz carbonique sont produites quand 13 moles d'éthane sont utilisées ? **26**

B) Soit la réaction suivante :  $3 \text{Fe} + 4 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4 \text{H}_2$

1. Combien de molécules d'oxyde ferrique sont produites quand 12 atomes de fer réagissent ? **4**
2. Combien de moles de fer sont nécessaires pour produire 16 moles d'hydrogène ? **12**
3. Combien de molécules d'hydrogène sont créées quand 40 molécules d'oxyde de fer sont produites ? **160**
4. Combien de moles d'eau sont requises pour réagir avec 14,5 moles de fer ? **19,3**

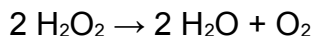
C) Combien de moles d'eau sont produites quand 9,6 moles d'oxygène réagissent suivant l'équation :



D) Soit l'équation :  $3 \text{I}_2(\text{g}) + 6 \text{F}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{IF}_5(\text{g}) + \text{I}_4\text{F}_2(\text{g})$

1. Combien de moles de  $\text{I}_4\text{F}_2(\text{g})$  sont produites par 5,40 moles de  $\text{F}_2(\text{g})$  ? **0,9 mol**
2. Combien de moles de  $\text{F}_2(\text{g})$  sont nécessaires pour produire 4,50 moles de  $\text{IF}_5(\text{g})$  ? **13,5 mol**
3. Combien de moles de  $\text{I}_2(\text{g})$  sont requises pour réagir avec 7,60 moles de  $\text{F}_2(\text{g})$  ? **3,8**

E) Un étudiant décompose du peroxyde d'hydrogène suivant la réaction :



Si un total de 0,125 moles de réactifs et de produits sont utilisés dans cette réaction, combien de moles d'oxygène sont produites ? **0,025 mol**

F) Soit la réaction :  $4 \text{NH}_3(\text{g}) + 5 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 6 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 4 \text{NO}(\text{g})$

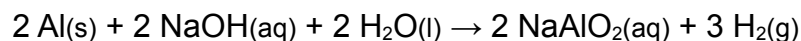


1. Quelle masse de NO(g) est produite quand 2,00 moles de NH<sub>3</sub>(g) réagissent ? **60,0**
  2. Quelle masse de H<sub>2</sub>O(g) est produite quand 4,00 moles de O<sub>2</sub>(g) réagissent ? **86,5**
  3. Quel volume de NH<sub>3</sub>(g) aux CNTP est nécessaire pour réagir avec 3,00 moles de O<sub>2</sub>(g) ? **53,8 l**
  4. Quel volume de NH<sub>3</sub>(g) aux CNTP est nécessaire pour produire 0,750 moles de H<sub>2</sub>O(g) ? **11,2 l**
- G) Soit la réaction de combustion du pentane :  $C_5H_{12}(l) + O_2(g) \rightarrow 5 CO_2(g) + 6 H_2O(l)$
1. Quelle masse de CO<sub>2</sub>(g) est produite quand 100,0 g de pentane est brûlée ? **304,9**
  2. Quelle masse de O<sub>2</sub>(g) est nécessaire pour produire 60,0 g de H<sub>2</sub>O(l) ? **17,8 g**
  3. Quelle masse de C<sub>5</sub>H<sub>12</sub>(l) est requise pour produire 90,0 litres de CO<sub>2</sub>(g) aux CNTP ? **58,0 g**
  4. Quel volume de O<sub>2</sub>(g) aux CNTP est nécessaire pour produire 70,0 g de CO<sub>2</sub>(g) ? **7,13 l**
  5. Quel volume de O<sub>2</sub>(g) aux CNTP est nécessaire pour produire 48,0 l de CO<sub>2</sub>(g) ? **9,6 l**
  6. Quelle masse de H<sub>2</sub>O(l) est produite quand la combustion libère 106 litres de CO<sub>2</sub>(g) aux CNTP ? **102 g**
- H) Le plomb tétraéthyle a longtemps été ajouté à l'essence pour éviter la détonation. Soit la réaction de combustion du plomb tétraéthyle :
- $$2 Pb(C_2H_5)_4(l) + 27 O_2(g) \rightarrow 2 PbO(s) + 16 CO_2(g) + 20 H_2O(l)$$
1. Quel volume d'oxygène est consommé quand 100,0 g de PbO(s) sont formés ? **135,5 l**
  2. Combien de molécules de CO<sub>2</sub>(g) sont formées quand 1,00 x 10<sup>-6</sup> g de plomb tétraéthyle sont brûlés ? **1,49 x 10<sup>16</sup> molécules**
  3. Combien de molécules d'eau sont formées quand 135 molécules d'oxygène réagissent ? **100 molécules**
  4. Quel volume d'oxygène aux CNTP, en millilitres, est requis pour réagir avec 1,00 x 10<sup>15</sup> molécules de plomb tétraéthyle ? **5,02 x 10<sup>-4</sup> ml**
- I) Un échantillon de silicone pur est préparé en chauffant un mélange d'hydrogène et de tétrachlorure de silicone :  $SiCl_4(g) + 2 H_2(g) \rightarrow Si(s) + 4 HCl(g)$
- Quelle masse de SiCl<sub>4</sub>(g) et de H<sub>2</sub>(g) sont nécessaires pour produire 1,00 g de silicone ? **6,05 g et 0,14 g**



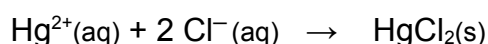
## Chimie quantitative – stoechiométrie et molarité

- A) Un étudiant veut obtenir 50,0 litres d'hydrogène gazeux aux CNTP en mettant dans un sac en plastique de l'aluminium et une solution d'hydroxyde de sodium de concentration 3,00 M.



Quel volume de solution de NaOH est nécessaire ? **0,496 l**

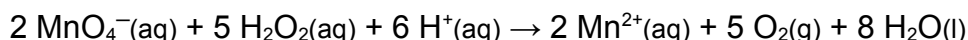
- B) Un technicien analyse un échantillon d'eau pour savoir s'il contient du mercure. Il utilise la réaction suivante :



Un échantillon de 25,0 ml d'eau réagit avec 15,4 ml de solution de NaCl de concentration 0,0148 M.

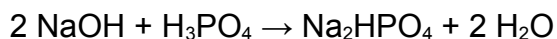
1. Quelle la concentration du mercure dans l'échantillon ?  **$4,56 \times 10^{-3} \text{ M}$**
  2. Quelle masse de  $\text{HgCl}_2$  est formée par la réaction ? **0,0310 g**
- C) Un échantillon de 10,0 ml de solution saturée de  $\text{Ca(OH)}_2$  réagit avec 23,5 ml d'acide chlorhydrique de concentration 0,0156 M.
1. Quelle est la molarité de la solution d'hydroxyde de calcium ? **0,0183 M**
  2. Quelle masse d'hydroxyde de calcium est dissoute dans 250,0 ml de solution ?  
**0,340 g**

- D) Un étudiant titre un échantillon de 2,00 ml de peroxyde d'hydrogène,  $\text{H}_2\text{O}_2\text{(aq)}$ , suivant la réaction :



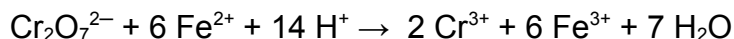
L'étiquette de la bouteille de peroxyde indique "3,00 % en volume (3,00 ml de  $\text{H}_2\text{O}_2$  pour 100 ml de solution).

1. Sachant que la masse volumique du peroxyde d'hydrogène est de  $1,44 \text{ g / cm}^3$ , calcule la concentration de la solution de peroxyde d'hydrogène. **1,27 M**
  2. Quel volume de  $\text{MnO}_4^-$  de concentration 0,0496 M est nécessaire pour cette réaction ? **20,0 ml**
  3. Quel volume d'oxygène aux CNTP est produit durant la réaction ? **0,0556 l**
- E) Un échantillon de 1,00 ml d'acide phosphorique,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , est titré avec 43,8 ml d'hydroxyde de sodium, NaOH, de concentration 0,853 M suivant la réaction :



1. Quelle est la concentration de l'acide phosphorique ? **18,7 M**
2. Calcule la masse volumique de cet acide.  **$1,83 \times 10^3 \text{ g/l}$**

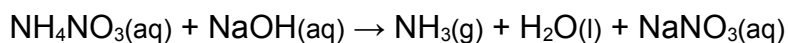
F) Le fer présent dans un échantillon de minerai est converti en ion ferreux et titré avec l'ion dichromate :



17,6 ml de solution d'ion dichromate de molarité 0,125 M sont requis pour titrer 25,0 ml de solution d'ion ferreux.

1. Quelle est la concentration de la solution d'ion ferreux ? **0,528 M**
2. Quelle masse de fer est présente dans les 25,0 ml ? **0,737 g**

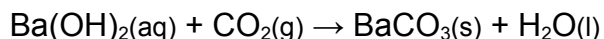
G) Pour analyser un échantillon de fertilisant, un chimiste dissout 15,5 g de  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  et le dilue jusqu'à 500,0 ml. Il procède ensuite à la réaction de titrage suivante :



Cette réaction nécessite 25,0 ml de NaOH quand 10,0 ml de solution de  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  sont titrés.

1. Quelle est la molarité de la solution de soude ? **0,155 M**
2. Quel volume d'ammoniac gazeux est produit aux CNTP ? **0,0868 l**

H) Un échantillon de 10,0 litres d'air aux CNTP est introduit dans un flacon contenant 25,0 ml de solution de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  de concentration 0,0538 M. La réaction suivante se produit :



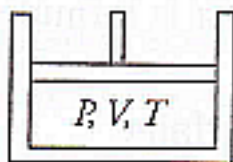
1. combien de moles de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  sont présentes dans l'échantillon de départ ?  
 **$1,345 \times 10^{-3} \text{ mol}$**
2. combien de moles de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  n'ont pas réagi dans la première réaction ?  
 **$2,392 \times 10^{-3} \text{ mol}$**
3. Combien de moles de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  ont réagi avec  $\text{CO}_2$  ?  **$1,49 \times 10^{-4} \text{ mol}$**
4. Combien de moles de  $\text{CO}_2$  sont présentes dans l'échantillon d'air ?  **$1,49 \times 10^{-4} \text{ mol}$**
5. Combien de litres de  $\text{CO}_2$  aux CNTP sont contenus dans l'échantillon ?  
 **$3,34 \times 10^{-3} \text{ l}$**   
Quel pourcentage cela représente-t-il ? **0,0334 %**

## Chimie quantitative – réactifs limitants et rendement

1. masse de CS<sub>2</sub> produite = 22,2 g.  
masse du réactif en excès restante = 2,1 g.
2. masse de NO produite = 26,8 g.  
masse du réactif en excès restante = 2,0 g.
3. NaOH est en excès.
4. La combustion de la sidérite, minéral principalement composé de carbonate de fer, FeCO<sub>3</sub>, produit de l'oxyde de fer III suivant la réaction :  
$$4 \text{FeCO}_3 + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 4 \text{CO}_2$$
  1. masse de carbonate de fer produite = 4,34 g.
  2. rendement de la réaction = 97,6 %.
  3. rendement de la réaction = 93,3 %
  4. masse de sidérite nécessaire = 2,31 x 10<sup>3</sup> g.

## Chimie quantitative – les gaz

1. Un échantillon d'azote gazeux gardé dans un contenant de 2,3 l à une température de 32°C exerce une pression de  $4,8 \times 10^2$  kPa. Combien y a-t-il de moles d'azotes dans le contenant ? **0,44 mol**
2. Un échantillon de 6,9 moles de monoxyde de carbone est gardé dans un contenant de 30,4 l. Quelle est la pression du gaz (en kPa) si la température est de 62°C ?  
 **$6,3 \times 10^2$  kPa**
3. Quel volume occupent 5,6 mol d'hexafluorure de soufre ( $\text{SF}_6$ ) gazeux si la température et la pression sont de 128°C et de  $9,5 \times 10^2$  kPa ?  **$2,0 \times 10^1$  l**
4. Une certaine quantité de gaz à 25°C et à 81,0 kPa est contenue dans un récipient de verre. Supposons que le récipient puisse supporter une pression de 203 kPa. Jusqu'à quelle température pourriez-vous chauffer le gaz sans faire éclater le récipient ?  
**474°C**
5. On gonfle un ballon au sol à l'aide d'un gaz jusqu'à ce que son volume soit de 2,50 l à 122 kPa et à 25°C. Le ballon s'élève jusque dans la stratosphère (environ 30 km au dessus de la surface de la Terre) où la température et la pression sont de - 23°C et de 0,304 kPa. Calculez le volume du ballon dans la stratosphère.  **$8,4 \times 10^2$  l**
6. Un gaz contenu dans un cylindre ayant comme couvercle un piston mobile a initialement un volume de 6,0 l. Si la pression est réduite au tiers de sa valeur initiale et si la température absolue est abaissée de moitié, quel est le volume final du gaz ?



**9,0 l**