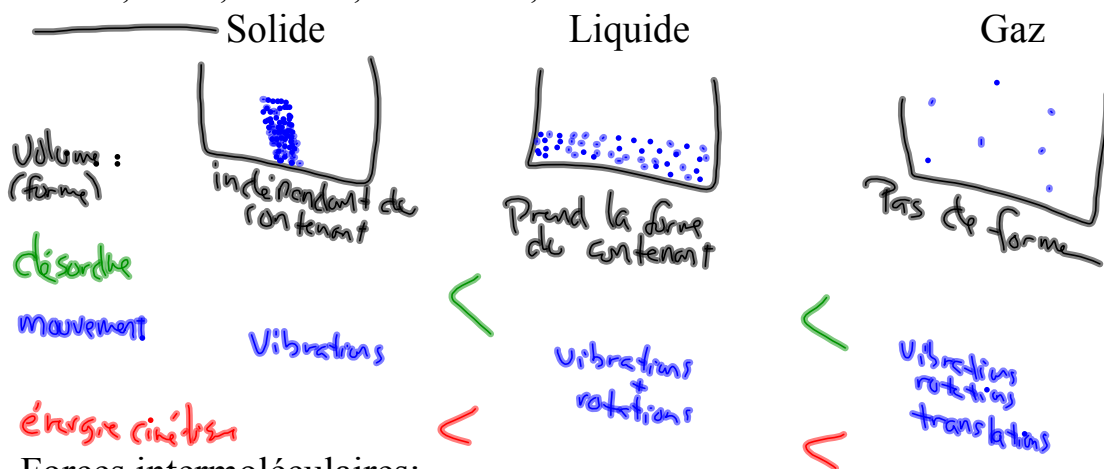


11. Le comportement des gaz

11.1 Les états de la matière et la théorie cinétique des gaz

Comparaison des caractéristiques des états:

volume, forme, désordre, mouvement, ...



Forces intermoléculaires:

entre : particules chargées (ionique), molécules polaires (dipôle-dipôle) et molécules non polaires (dispersion de London ou Van Der Waals)

Influence de la taille et l'énergie cinétique sur l'état physique

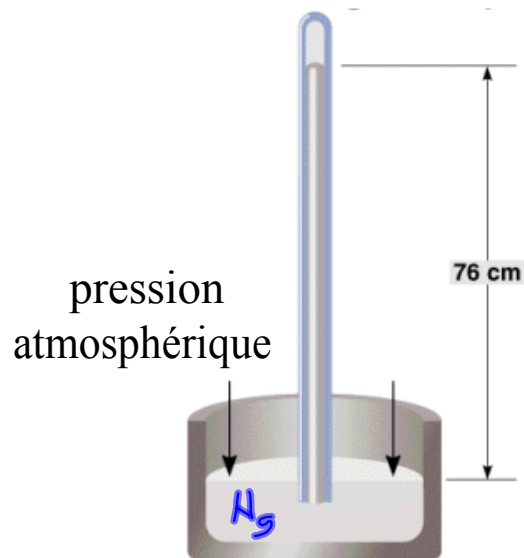
+ particules sont grandes, + les forces intermoléculaires sont fortes
(mouvement)

La théorie cinétique des gaz (gaz parfait)

- ① Volume des particules de gaz est négligeable.
* Volume d'un gaz = volume du contenant fermé.
- ② aucune attraction entre les particules (ou répulsion)
- ③ Particules de gaz se déplacent en lignes droites dans TOUTES les directions, aléatoirement.
- ④ collisions (avec autres particules ou parois du contenant) sont parfaitement élastiques (aucune perte d'énergie cinétique)
- ⑤ Énergie cinétique \propto à la température.
(directement proportionnel)
+ $E_{cinétique}$ augmente, + la T° augmente

Pression \rightarrow $\frac{\text{force}}{\text{surface}} \therefore \frac{\text{N}}{\text{m}^2} = \text{Pa (pascal)}$
 \downarrow

force exercée par unité de surface



Pression normale (standard) à 0°C et au niveau de la mer.

$760 \text{ mm de Hg} = 760 \text{ torrs} = 1 \text{ atm} = 101,3 \text{ kPa}$

3cs

infinite de cs 4cs

Ex.1 : Donne la pression en mm de Hg correspondant à 1,03 atm

$$\frac{760 \text{ mm Hg}}{x} = \frac{1 \text{ atm}}{1,03 \text{ atm}}$$

$$1,03 \text{ atm} \times \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} =$$

$$782,8 \rightarrow 783 \text{ mmHg}$$

Ex.2 : Donne la pression en kPa équivalent à 733,7 torr.

$$733,7 \text{ torr} \times \frac{101,3 \text{ kPa}}{760 \text{ torr}} = 97,7944\dots$$

$$\downarrow$$

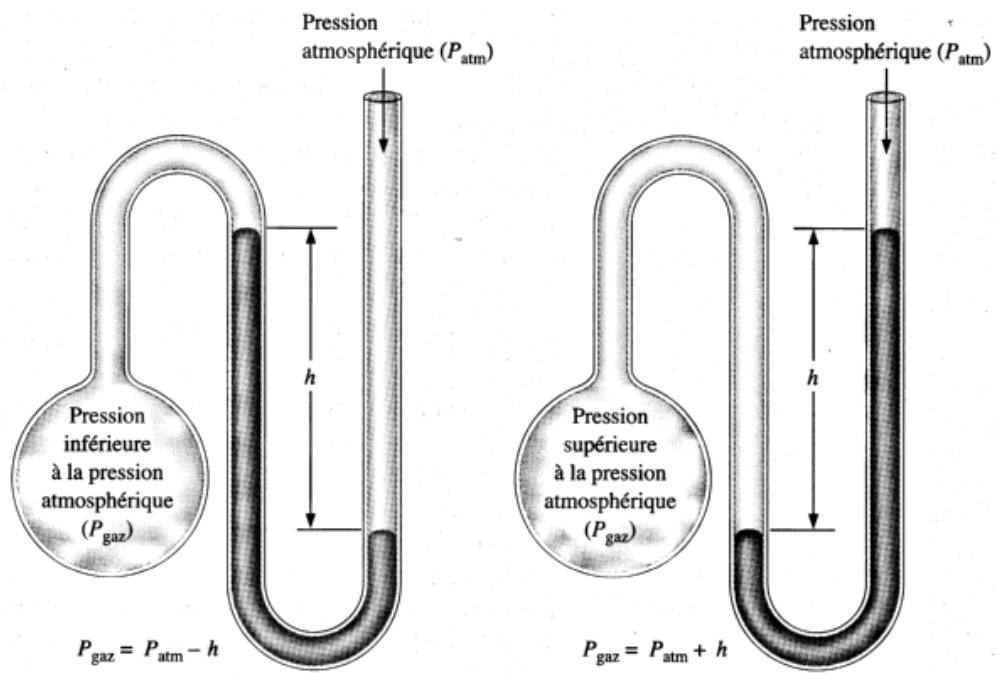
$$97,8 \text{ kPa}$$

Ex.3 : Donne la pression en atm équivalent à 255kPa.

$$255 \text{ kPa} \times \frac{1 \text{ atm}}{101,3 \text{ kPa}} = 2,5172\dots$$

$$\downarrow$$

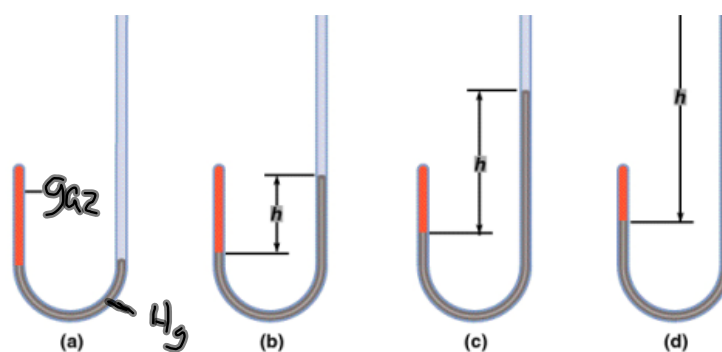
$$2,52 \text{ atm}$$



Relation pression-volume d'un gaz

http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/gaslaw/boyles_law_graph.html

Étude de la relation entre la pression et le volume d'un gaz par Robert Boyle

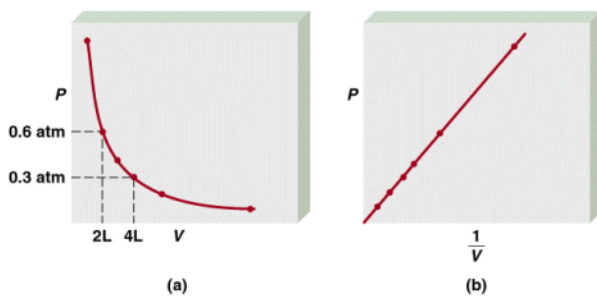


Boyle a observé que le volume d'un gaz augmente lorsque la pression exercée sur le gaz diminue.

diminue augmente

La loi de Boyle-Mariotte dit que le volume d'une masse de gaz maintenu à une température constante est inversement proportionnel à sa pression.

la loi de Boyle-Mariotte en graphique



$$V \propto \frac{1}{P} \quad \text{ou} \quad V = k \times \frac{1}{P}$$

$$\text{donc, } PV = k$$

$$\text{et } P_1V_1 = k = P_2V_2$$

Ce qui donne l'énoncé mathématique de la loi de Boyle-Mariotte

$$\boxed{P_1V_1 = P_2V_2}$$

Ex.1 : Un ballon contenant de l'hélium gazeux à température ambiante a un volume de 2,40 L à la pression atmosphérique standard. On plonge alors le ballon dans un bassin d'eau à (101,3 kPa) température ambiante et le volume diminue à 2,10 L.

Quelle est la pression, en kPa, exercée sur le ballon sous l'eau?

$$P_1 = 101,3 \text{ kPa}$$

$$V_1 = 2,40 \text{ L}$$

$$P_2 = ?$$

$$V_2 = 2,10 \text{ L}$$

$$101,3 \text{ kPa} \cdot 2,40 \text{ L} = 2,10 \text{ L} \cdot P_2$$

$$P_2 = \frac{101,3 \times 2,40}{2,10}$$

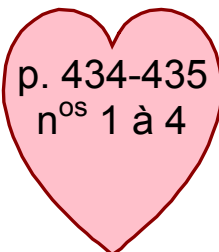
$$\approx 115,777 \dots$$

$$= \textcircled{116 \text{ kPa}}$$

Ex.2 : Un pneu bien gonflé a une pression de 1,90 atm. Le volume d'un pneu bien gonflé est de 42,4 L. Un pneu trop gonflé diminue la longévité du pneu... Calcule le nouveau volume de ce pneu si on augmente la pression à 1,95 atm.

$$\frac{1,90 \text{ atm} \times 42,4 \text{ L}}{1,95 \text{ atm}} = 41,312 \dots$$

$\approx 41,3 \text{ L}$



Gay-Lussac a énoncé qu'à volume constant, pour une masse donnée de gaz, la pression augmente lorsque la température augmente.

$$P \propto T \quad \text{ou} \quad P = \text{constante} \cdot T$$

$$\frac{P}{T} = \text{constante}$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \text{constante} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$\boxed{\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}}$$

Loi de Gay-Lussac

N.B. ces formules sont valides
seulement si on exprime T en kelvins!!!

Ex.1 : Une bonbonne d'hélium d'une capacité de 45L a une pression interne de 300,0 kPa à 300K. Si la bonbonne peut supporter un maximum de 500,0 kPa de pression, quelle est la température maximale qu'elle peut supporter?

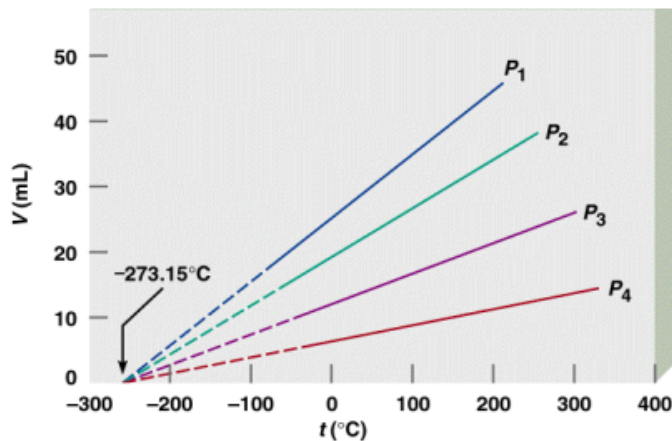
$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$
$$\frac{300 \text{ kPa}}{300 \text{ K}} = \frac{500,0 \text{ kPa}}{X \text{ K}}$$

$X = 500 \text{ K}$

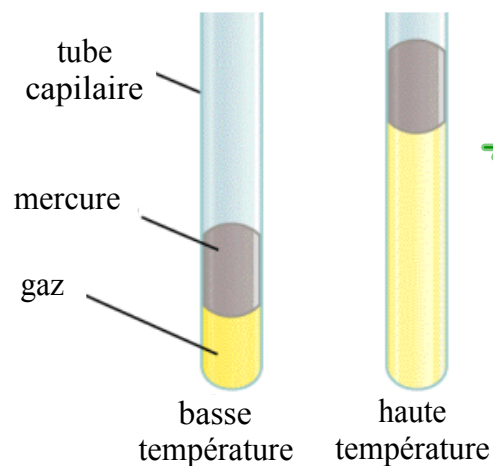
P. 449
n° 13 à 15

Relation volume-température

Variation du volume d'un gaz selon la température à différentes pressions



Relation entre la température et le volume



* m même quantité de gaz dans les 2.

Charles a énoncé qu'à pression constante, pour une masse donnée de gaz, le volume augmente lorsque la température augmente.

$$V \propto T \quad \text{ou} \quad V = \text{constante} \cdot T$$

$$\boxed{0 \text{ K} = -273,15 \text{ } ^\circ\text{C}} \quad \frac{V}{T} = \text{constante}$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \text{constante} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\underline{K = C + 273,15}$$

$$\underline{C = K - 273,15}$$

$$\boxed{\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}}$$

Loi de Charles

N.B. ces formules sont valides seulement si on exprime T en kelvins!!!

Convertis les t° suivantes.

a) 25°C en K.

$$K = 25^\circ\text{C} + 273,15 = \boxed{298 \text{ K}}$$

b) 311 K en $^\circ\text{C}$.

$$C = 311 - 273,15$$

$$C = \boxed{38^\circ\text{C}}$$

Ex.1 : Un ballon de fête a été gonflé à l'intérieur de la maison ($23,5^{\circ}\text{C}$) jusqu'à un volume de 425 mL. On attache le ballon dehors où il fait $-7,0^{\circ}\text{C}$. Quel est le volume du ballon dehors?

$$23,5^{\circ}\text{C} \rightarrow 296,6 \text{ K} \quad ?^{296,65}$$

$$-7,0^{\circ}\text{C} \rightarrow 266,2 \text{ K}$$

$$\frac{266,2 \text{ K} \times 425 \text{ mL}}{296,6 \text{ K}} = 381 \text{ mL}$$

p. 446
n° 5 à 12

11.4 Loi générale des gaz

TPN : Température et Pression Normale

0°C	101,3 kPa
-----	-----------

TAPN: Température Ambiante et Pression Normale

Standard

25°C	100 kPa (BI : 101,3 kPa)
------	-----------------------------

Différentes lois des gaz

Boyle-Mariotte

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Charles

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

Gay-Lussac

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

loi générale des gaz

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

Ex₁ : Une montgolfière a un volume de 1816 dm³ au niveau du sol à 25°C et 100 kPa (TAPN). À 1000 m d'altitude, la température descend à 11°C et la pression diminue à 98,5 kPa. Calcule le volume qu'aurait la montgolfière si on n'ajoutait pas d'air chaud?

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

$$\frac{100 \times 1816}{298} = \frac{98,5 \times V}{284}$$

$$V = \frac{100 \times 1816 \times 284}{298 \times 98,5} = 1,76 \times 10^3 \text{ dm}^3$$

Ex₂ : Une expérience en laboratoire produit de l'azote gazeux. On a obtenu 10,1 cm³ de N_{2(g)} à 23°C et 746 torrs. À quelle température, en °C, sera l'azote si le volume a augmenté à 12,0 cm³ et la pression est maintenant à 780 torrs?

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

$$\frac{780 \times 12 \times 296}{10,1 \times 746} = 367,7 \dots$$

$$368 \text{ K}$$

$$C : 368 \text{ K} - 273,15 = 95^\circ \text{C}$$

Chapitre 12

Loi des gaz parfaits

Loi d'Avogadro

$$n \propto V \rightarrow$$

$$\boxed{\frac{n_1}{V_1} = \frac{n_2}{V_2}}$$

T et P
Constantes

Volume molaire: volume occupé par 1 mol de gaz.
(V/n)

Le volume molaire de tous les gaz parfaits à TPN est de 22,4 L mol⁻¹.

Ex, Georges a 3,5 mol d'un gaz parfait.

Si il ajoute 1,5 mol, le volume passe à 40,5 L. Quel était le volume original?

P et T sont constantes.

$$\frac{n_1}{V_1} = \frac{n_2}{V_2}$$

$$V_1 = \frac{n_1 \cdot V_2}{n_2}$$

$$V_1 = \frac{3,5 \cdot 40,5}{5,0} = \boxed{28 \text{ L}} \quad 28 \text{ dm}^3$$

Ex George II a 48,2 L d'un gaz à TPN.

Si la masse de ce gaz est de 68,9 g, quel est ce gaz?

$$48,2 \text{ L} \times \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = 2,15 \dots \text{ mol}$$

masse
Molaire : $\frac{\text{masse}}{\text{nb mol}}$

$$\frac{68,9 \text{ g}}{2,15 \dots \text{ mol}} = 32,0 \text{ g/mol}$$

↓
 O_2

P. 477 n° 194
+
P. 482 n° 5a11

Loi des gaz parfaits

$$V \propto n \longrightarrow \left(\frac{V_1}{n_1} = k \right) \quad V \propto T \longrightarrow \left(\frac{V_1}{T_1} = k \right) \quad V \propto \frac{1}{P} \longrightarrow (V_1 \times P_1 = k)$$

$$V \propto \boxed{\frac{nT}{P}} \longrightarrow \boxed{\frac{PV}{nT} = k}$$

Calculons la valeur de k en supposant 1 mol à TPN.

$$\begin{array}{l}
 P = 101,3 \text{ kPa} \\
 V = 22,4 \text{ L} \\
 n = 1 \\
 T = 273 \text{ K}
 \end{array}
 \quad
 k = \frac{101,3 \times 22,4}{1 \cdot 273} = 8,31 \text{ kPa} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$R \rightarrow$ constante des gaz parfaits

Loi des gaz parfaits

$$\boxed{PV = nRT}$$

Ex₃ : Trouve le volume molaire d'un gaz parfait à TAPN.

$$PV = nRT$$

(100kPa et 25°C)

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$V: \frac{1 \cdot 8,31 \cdot 298}{100}$$

$$V: 24,8 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$$

P. 487-488
n^{os} 12 à 15

12.2 Applications de la loi des gaz parfaits.

	<u>Volume molaire</u>	<u>Masse volumique</u>	<u>masse molaire</u>
formule	$\frac{\text{Volume}}{\text{nb de mols}}$ $U_m = \frac{U}{n}$	$\frac{\text{masse}}{\text{Volume}}$ $M_v = \frac{m}{V}$	$\frac{\text{masse}}{\text{nb de mols}}$ $M = \frac{m}{n}$
unités	$\text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$	$\text{g} \cdot \text{dm}^{-3}$	$\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Ex, Quelle est la masse volumique de l'azote gazeux à -5°C et $99,5 \text{ kPa}$?

$PV = nRT$ Supposons $V = 1 \text{ L}$

$$n = \frac{PV}{RT} \quad n = \frac{99,5 \times 1}{8,31 \times 268}$$

$$n \approx 0,04467 \dots \text{ mol}$$

masse N_2 : $0,04467 \dots \text{ mol} \times 28,02 = 1,2518 \dots \text{ g}$

$$\boxed{1,25 \text{ g dm}^{-3}}$$

Un scientifique, Georges, a isolé $2,366 \text{ g}$ d'un gaz. L'échantillon occupe un volume de $800,0 \text{ mL}$ à 78°C et à 103 kPa .

Calcule la masse molaire. Identifie un gaz possible par cet échantillon.

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{103 \cdot 0,8000}{8,31 \times 351}$$

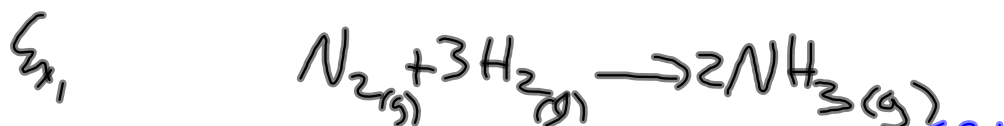
$$n = 0,02825 \dots \text{ mol} \quad M = \frac{2,366 \text{ g}}{0,02825 \dots \text{ mol}}$$

Devoir
P. 493-500
n° 16 à 23

$$M = 83,75 \dots \text{ g mol}^{-1} \\ = 83,8 \text{ g mol}^{-1}$$

↓
 Kr

12.3 Stoechiométrie des gaz



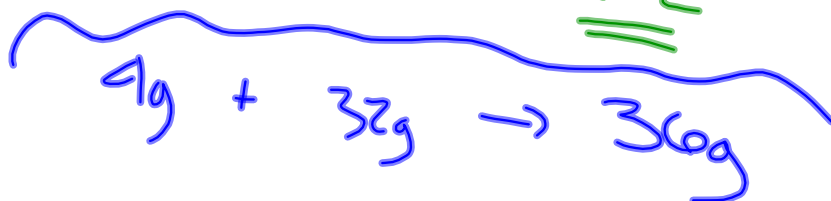
Si on utilise 12,0 L d'azote, quelle quantité, en L, d'ammoniac pourrait-on produire?

$$\textcircled{1} 12,0 \text{ L} \times \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = 0,535 \dots \text{ mol N}_2$$

$$\textcircled{2} 0,535 \dots \text{ mol N}_2 \times \frac{2 \text{ NH}_3}{1 \text{ N}_2} = 1,0714 \dots \text{ mol NH}_3$$

$$\textcircled{3} 1,0714 \dots \text{ mol NH}_3 \times \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 24,0 \text{ L}$$

$$12,0 \text{ L N}_2 \times \frac{2 \text{ NH}_3}{1 \text{ N}_2} = 24,0 \text{ L NH}_3$$



Ex₂ On fait réagir de l'acide sulfurique avec le fer de Georges. Cela produit un composé de fer (II) et un gaz.

Quel volume de gaz sera produit avec 40,0 g de fer à 18°C et 100,3 kPa?



$$\textcircled{1} \frac{40,0 \text{ g}}{55,847} = 0,716 \dots \text{ mol Fe} \quad \textcircled{2} \text{ rapport } \frac{1}{1} \Rightarrow 0,716 \dots \text{ mol H}_2$$

$$\textcircled{3} \text{ PV} = nRT \quad U = \frac{0,716 \dots \times 8,31 \times 291 \text{ K}}{100,3}$$

$$U = \frac{nRT}{P}$$

$$U = 17,3 \text{ L H}_2$$

P. 503 et 506
n°s 25 à 34

Loi des pressions partielles de Dalton

$$P_{\text{totale}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_n$$

Composants de l'air sec en % de composition
(Chimie 11, p.459)

N ₂	O ₂	Ar	CO ₂	Ne	autres
78,08	20,95	0,93	0,03	0,002	0,008

Ex₁ : Quelle est la contribution du CO₂ à la pression atmosphérique, en kPa, au cours d'une journée très sèche si le baromètre indique 0,98 atm?

$$0,03\% \times 0,98 \text{ atm} = 2,94 \times 10^{-4} \text{ atm}$$

$$0,0003 \times 0,98$$

$$2,94 \times 10^{-4} \text{ atm} \times \frac{101,3 \text{ kPa}}{1 \text{ atm}}$$

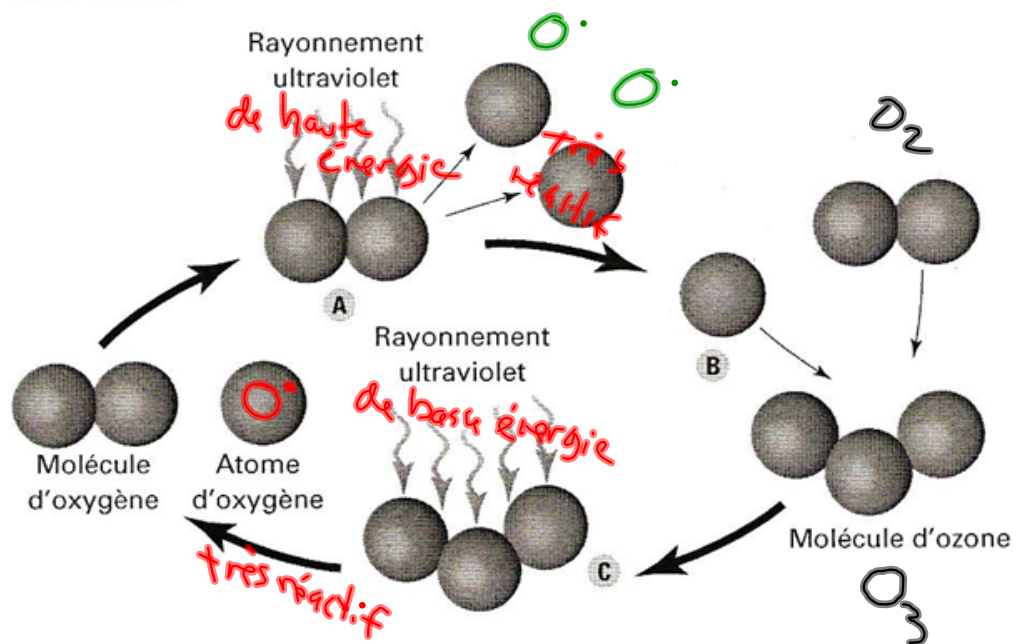
$$= 0,0297822\dots$$

$$3,0 \times 10^{-3} \text{ kPa}$$

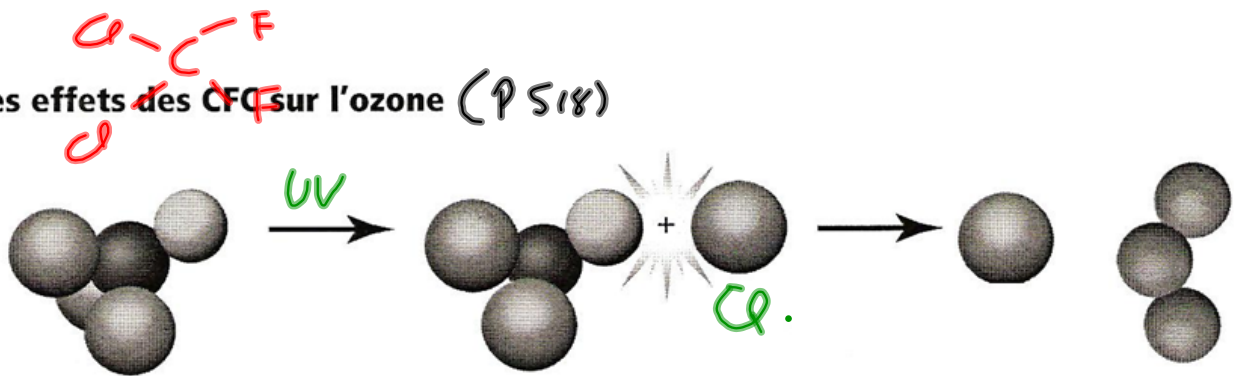
$$3 \times 10^{-3} \text{ kPa}$$

P. 460 n^{os} 22 à 25

Le cycle de l'ozone (p. 514)



Les effets des CFC sur l'ozone (p 518)

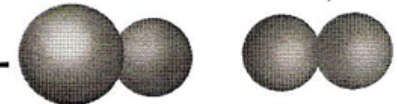
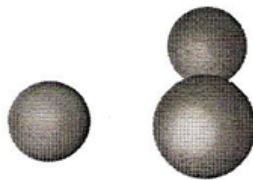
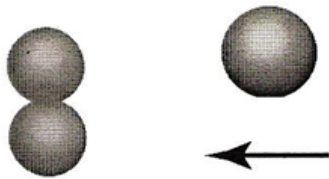


A Le rayonnement du Soleil décompose la molécule de CFC

B L'atome de chlore s'échappe

Jusqu'à 10 000 fois

C L'atome de chlore rencontre une molécule d'ozone



F De l'oxygène gazeux est produit; l'atome de chlore peut alors attaquer une autre molécule d'ozone

E Le ClO rencontre un atome d'oxygène

D Le chlore saisit l'atome d'oxygène et devient du ClO

L'oxygène gazeux

Ch. 11

P. 467-469

n^{os} 1 à 10 + 16 à 33

Révisim ch. 12

P. 521 - 522

n^{os} 3 à 6, 8-10, 12 à 17,
23, 24, 26, 30 à 32