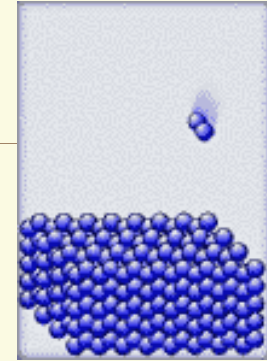


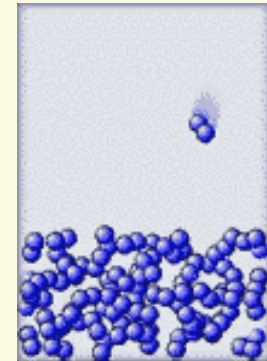
Chapitre IX: Propriétés des gaz

IX.1 Etats de la matière

Solide : - volume et forme déterminée
- empilements denses de molécules
qui ne se déplacent pas

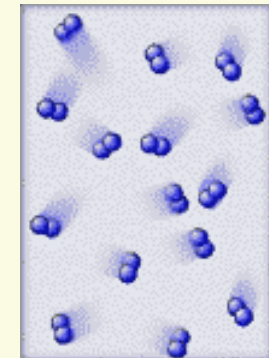


Liquide : - volume déterminé et forme adaptable au contenant
- arrangement compact de molécules qui peuvent se déplacer



Interactions décroissantes entre molécules

Gaz : - ni volume ni forme fixe
- se dilate toujours pour occuper l'espace offert
- compressible facilement

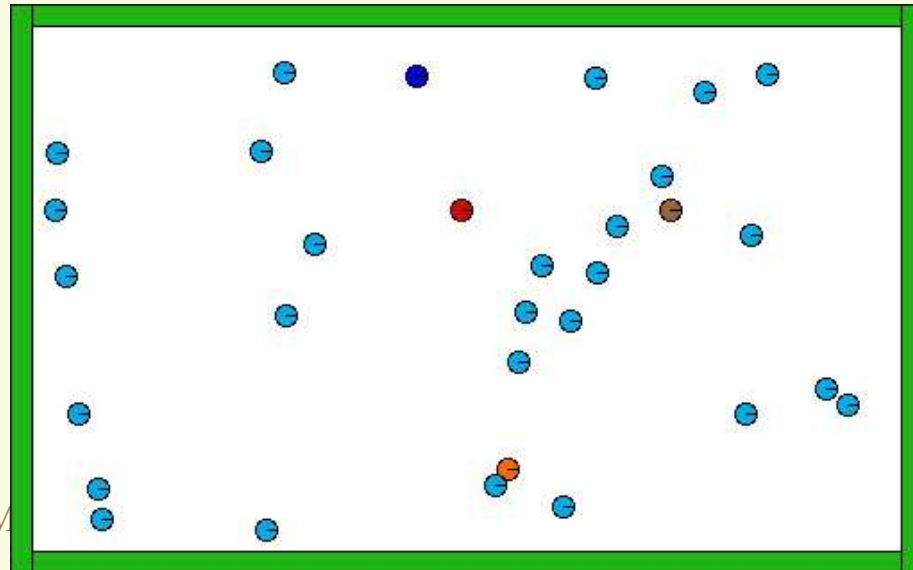


Gaz

- molécules séparées**
 - en mouvement permanent (trajectoires et collisions)**
 - beaucoup d'espace vide**
-
- vitesses modifiées au hasard des collisions**

Avec très peu d'interactions entre espèces : nous ne sommes pas en présence d'ions. Un gaz est un état moléculaire

La température d'un gaz sera une mesure de la vitesse moyenne de ses molécules.



Chapitre IX: Propriétés des gaz

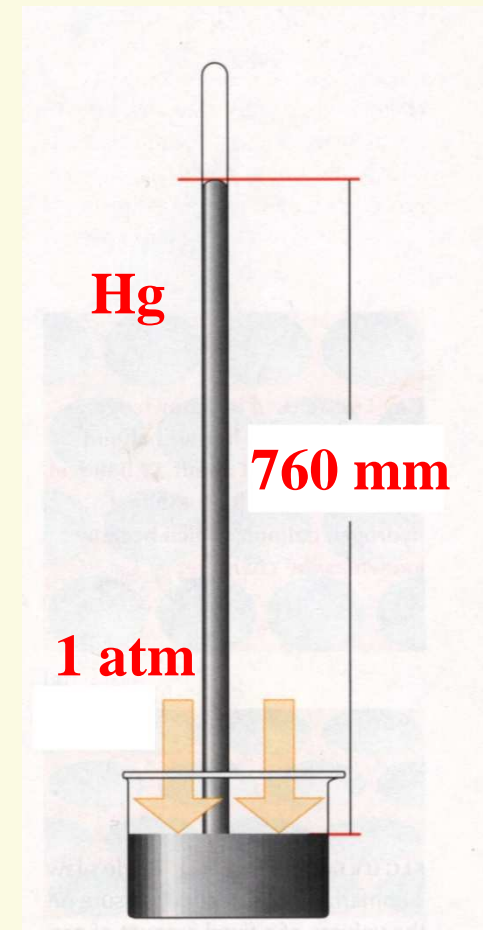
IX.3 Pression

La succession, très rapide, des collisions crée sur la paroi une pression.

$$\text{Pression} = \frac{\text{force}}{\text{surface}}$$

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-1} \cdot \text{s}^{-2}$$

$$\begin{aligned} 1 \text{ atm} &= 760 \text{ mm Hg} \\ &= 760 \text{ Torr} \\ &= 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} \\ &= 1,013 \text{ bar} \end{aligned}$$



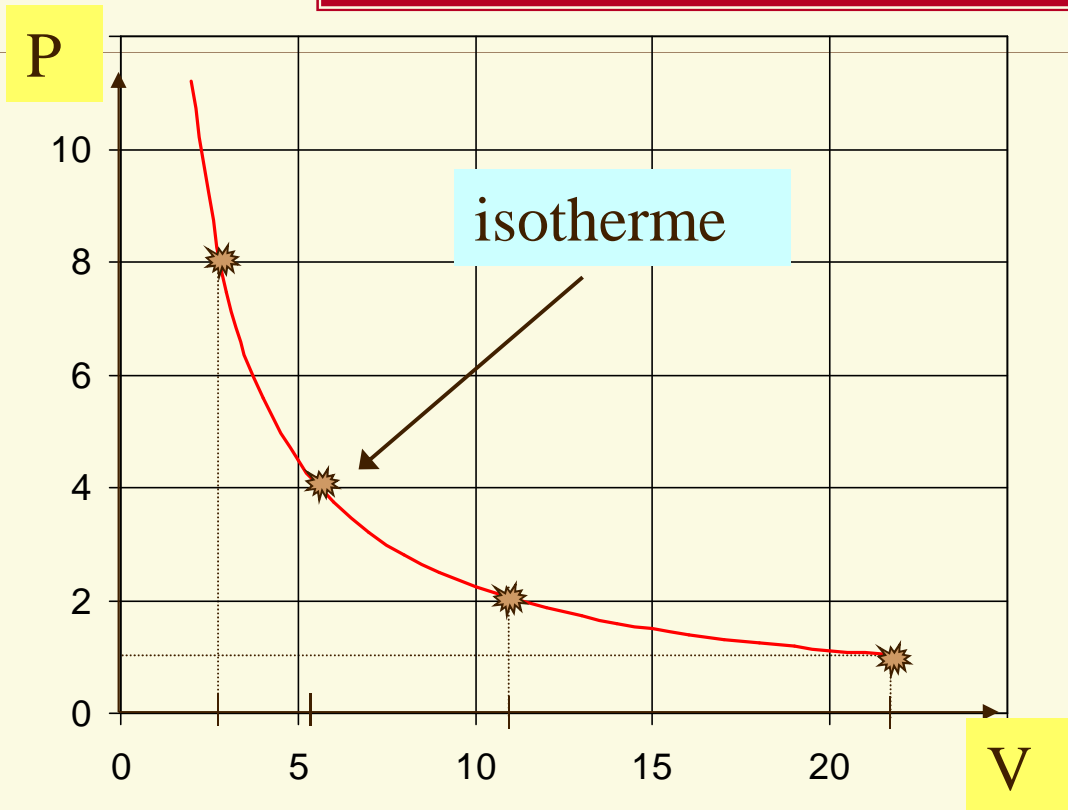
Chapitre IX: Propriétés des gaz

IX.4 Loi de Boyle-Mariotte

à T et quantité de matière constante

$$PV = Cte$$

0°C 1 mol	
P (atm)	V(l)
1	22,4
2	11,2
4	5,6
8	2,8



$$PV = Cte$$

Relation linéaire de P en fonction de $1/V$

Observation cohérente avec le modèle moléculaire: volume plus petit, molécules qui heurtent plus souvent les parois et pression plus grande.

Chapitre IX: Propriétés des gaz

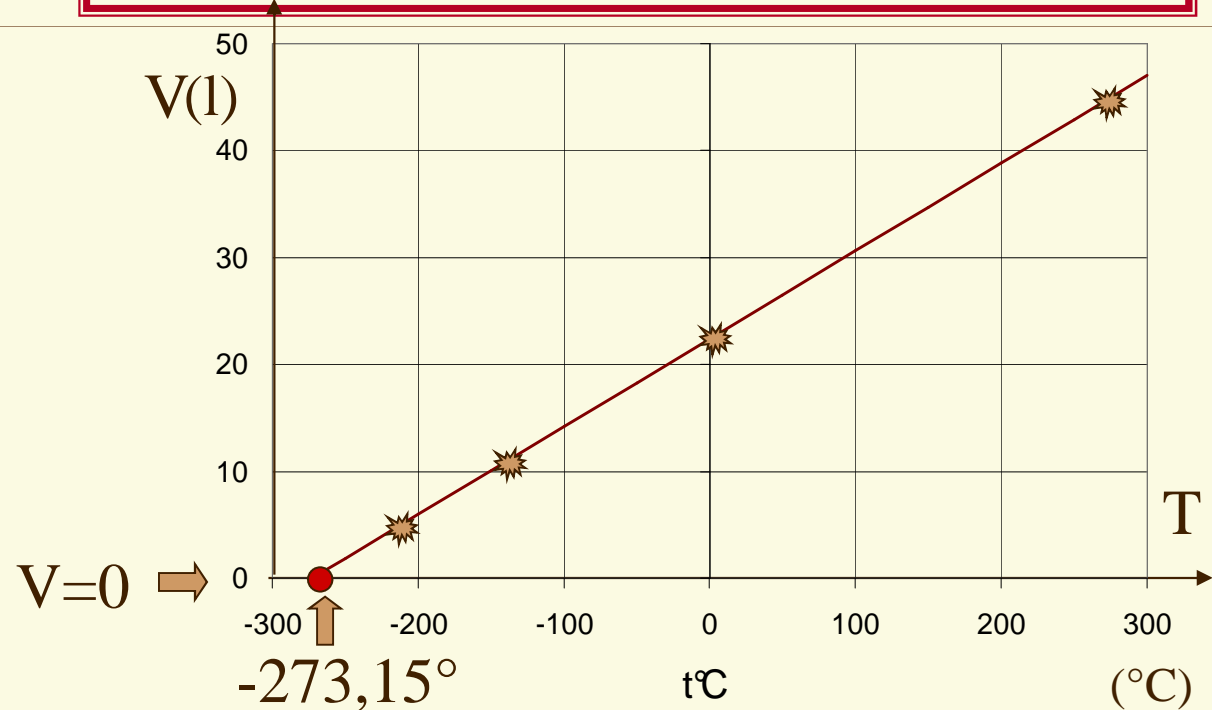
IX.5 Loi de Charles et Gay Lussac

à P et quantité de matière constante $V = Cte \times T$

1 atm 1 mol

t°C	V(l)
0	22,4
+273	44,8
- 136,5	11,2
- 205	5,6

$$V = Cte \times T$$



Convergence de toutes les droites pour tous les gaz vers le même point extrapolé à $V = 0$

Cohérence avec le modèle moléculaire : les molécules vont plus vite et frappent plus fort la paroi qui recule si la pression ne bouge pas.

Chapitre IX: Propriétés des gaz

IX.6 Principe d'Avogadro

Observations à

$$T = 0^{\circ}\text{C}$$

$$P = 1 \text{ atm}$$



n	Gaz	Volume (L)
1 mol	Ar	22.09
1 mol	CO ₂	22.26
1 mol	N ₂	22.40
1 mol	O ₂	22.40
1 mol	H ₂	22.43
1 mol	gaz idéal	22.41

Volume molaire d'un gaz parfait:

Le même pour tous les gaz

!!! conditions standard !!!

T (°C)	P	Vol molaire (L)
0	1 atm	22,41
25	1 atm	24,47
0	1 bar	22,71

Chapitre IX: Propriétés des gaz

IX.7 Loi des gaz parfaits

$$PV = nRT$$

n = quantité de gaz (mol)

T = température en K

R = constante des gaz parfaits

$$R = \frac{PV}{nT}$$

P	T	V _m
1atm	273K	22,4 L

$$R = \frac{1}{1} \frac{22,4}{273} = 0,082 \frac{\text{L.atm}}{\text{mol.K}}$$

$$PV = nRT$$

SI

P	T	V_m
1,013 10⁵ Pa	273K	0,0224 m³

$$R = \frac{1,013 \cdot 10^5 \times 0,0224}{1 \times 273} = 8,31 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 8,31 \frac{\frac{\text{N}}{\text{m}^2} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 8,31 \frac{\text{N} \cdot \text{m}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$R = 8,31 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$R = 1,987 \frac{\text{cal}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$PV = nRT$$

Un gaz qui suit cette loi très exactement est dit "parfait" ou "idéal".

La loi est mieux respectée dans le domaine des faibles pressions

La loi est raisonnablement fiable aux pressions normales.

Chapitre IX: Propriétés des gaz

IX.8 Lois des gaz en action

Comprimer un gaz ($n = \text{constante}$) à $T = \text{constante}$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 = nRT \quad \longrightarrow \quad P_2 = P_1 V_1 / V_2$$

Chauffer un gaz ($n = \text{constante}$) à volume constant

$$P_1 / T_1 = P_2 / T_2 = nR / V \quad \longrightarrow \quad P_2 = P_1 T_2 / T_1$$

Chauffer un gaz ($n = \text{constante}$) à pression constante

$$V_1 / T_1 = V_2 / T_2 = nR / P \quad \longrightarrow \quad V_2 = V_1 T_2 / T_1$$

Doubler la quantité d'un gaz à pression et température constantes

$$V_1 / n = V_2 / 2n = RT / P \quad \longrightarrow \quad V_2 = 2 V_1$$

etc....

Chapitre IX: Propriétés des gaz

IX.9 Masse volumique des gaz

Si une mole de gaz occupe le même volume quel que soit le gaz, la masse volumique d'un gaz varie selon sa nature.

n	Gaz	Volume (L)	M	Masse vol. (g L ⁻¹)
1 mol	Ar	22.09	40	1.81
1 mol	CO ₂	22.26	44	1.97
1 mol	N ₂	22.40	28	1.25
1 mol	O ₂	22.40	32	1.43
1 mol	H ₂	22.43	2	0.09
1 mol	gaz idéal	22.41		

Chapitre IX: Propriétés des gaz

IX.10 Volume molaire d'un gaz

Déterminer la masse molaire d'un gaz par sa masse volumique.

La masse volumique d'un composé du phosphore, gazeux à 420 K sous 727 torrs, est 3,80 g L⁻¹.

$$PV = nRT$$

Volume molaire $V_M = \frac{RT}{P}$

$$P \text{ (atm)} = \frac{727 \text{ torrs}}{760 \text{ torrs atm}^{-1}} = 0,957 \text{ atm}$$

$$V_M = \frac{0,082 \frac{\text{L.atm}}{\text{mol.K}} 420\text{K}}{0,957 \text{ atm}} = 35,99 \text{ L.mol}^{-1}$$

$$MM = 3,8 \text{ g L}^{-1} \cdot 35,99 \text{ L mol}^{-1} = 136,75 \text{ g mol}^{-1}$$

Chapitre IX: Propriétés des gaz

IX.10 Réactions impliquant un gaz

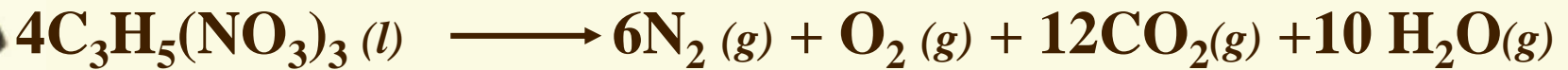
Calcul d'un volume de gaz formé



Combien de grammes de carbure de calcium faut-il engager pour obtenir l'acétylène nécessaire pour remplir une bonbonne de 500 mL sous 3 atm à 18°C?

$$\begin{array}{ccc}
 \text{C}_2\text{H}_2 (g) & & \text{CaC}_2 \\
 \boxed{\text{PV} = nRT} & & \boxed{4,02 \text{ g}} \\
 3 \text{ atm } 0,500 \text{ L} = n \cdot 0,082 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}} \cdot 291 \text{ K} & & \times 64 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \\
 \downarrow & & \uparrow \\
 n = \boxed{6,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol}} & \xrightarrow{\times 1 / 1} & n = \boxed{6,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}
 \end{array}$$

Détonation de la nitroglycérine



MM = 227 g mol⁻¹

908 g

$\rho = 1,59 \text{ g cm}^{-3}$

V = 571 ml

29 mol

(TPS: 25 °C, p = 1 atm)

V = 708644 ml

x 1241

onde de choc

une explosion sous contrôle

