

Leçon 6

Diffusion

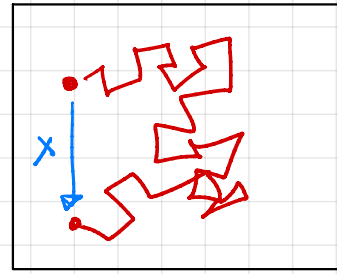
- dispersion progressive de gaz
- vitesse dépend de $|v|$
- grand nombre des collisions :

N_2 1 atm

$\sim 10^{10}$ collisions/s

~ 60 nm sans collision

→ parcours tourmenté
très lent pour long distances



Effusion

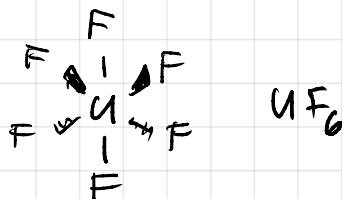
- fuite de gaz
- probabilité de trouver orifice $\sim |v|$

$$\frac{v_{\text{eff}}(A)}{v_{\text{eff}}(B)} = \sqrt{\frac{M(B)}{M(A)}} \quad \text{loi de Graham}$$

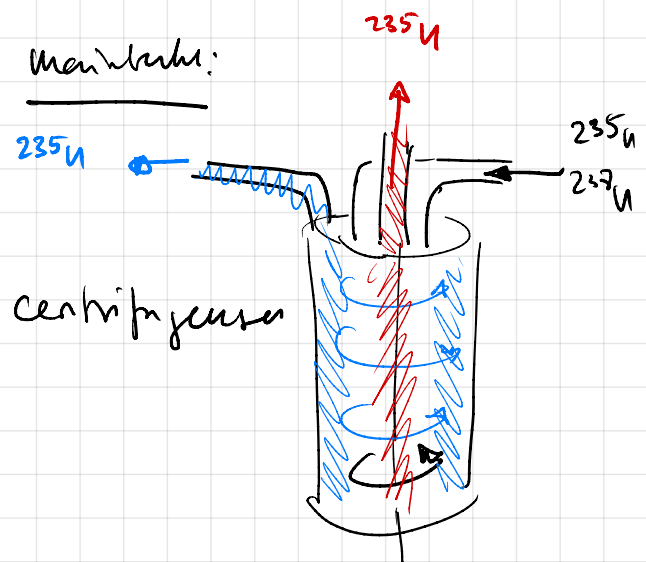
→ enrichir isotopiquement de gaz

ex. ^{235}U

en forme

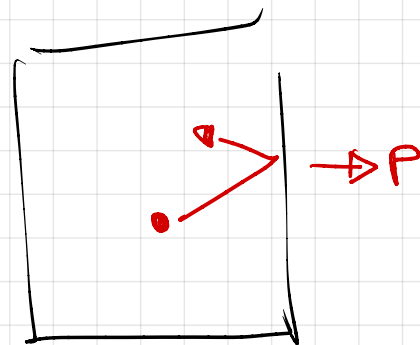


WW2 : membranes
teflon



Pression des gaz

P : collisions avec paroi



$$P = \frac{1}{3} m |\mathbf{v}|^2 c \quad \rightarrow \quad c = \frac{n}{V} \text{ concentration}$$

$|\mathbf{v}| = \sqrt{\frac{3k_B T}{m}}$

$$P = \frac{1}{3} m |\mathbf{v}|^2 \frac{n}{V} = \boxed{k_B T \frac{n}{V}}$$

depend pas
de la masse m

Unités de pression

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

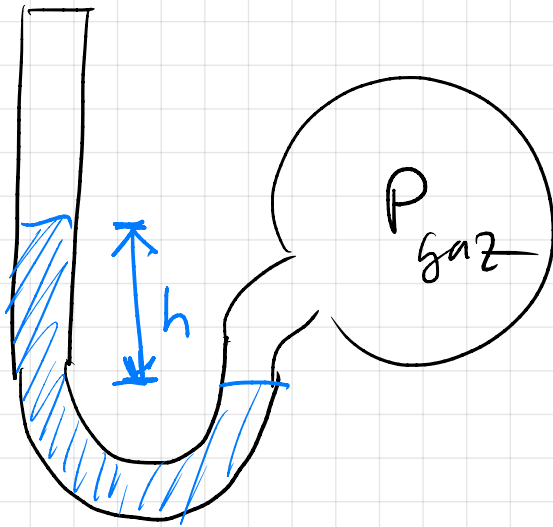
$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa} = 100 \text{ hPa}$$

$$1 \text{ atm} = 1.0135 \cdot 10^5 \text{ Pa} \\ = 1.0135 \text{ bar}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ Torr (mm Hg)} \text{ à } 0^\circ \text{C}$$

↳ explication

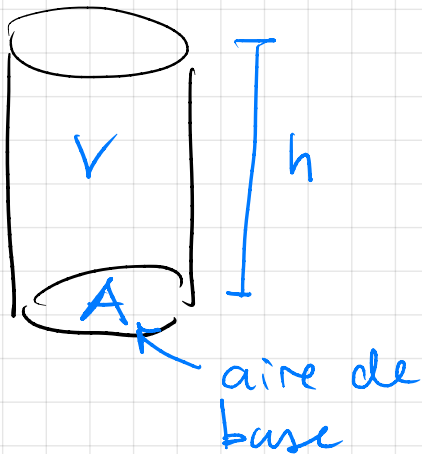
Manomètre à colonne liquide



$$P_{\text{gaz}} - P_{\text{atm}} = \rho g h$$

acc. de gravitation
↑
densité du liquide

→ calculations



- Volume du colonne

$$V = A \cdot h$$

- masse de liquide

$$m = V \rho = A h \rho$$

- poids sur base

$$F = m \cdot g = A h \rho g$$

- pression sur base

$$P = F/A = h \rho g$$

$$\rho(\text{Hg}, 0^\circ\text{C}) = 13.6 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3}$$

$$g = 9.81 \text{ m s}^{-2}$$

$$\text{pour Hg : } h = \frac{P}{\rho g} = \frac{10^5 \text{ Pa}}{\rho g} = \underline{760 \text{ mm.}}$$

$$\text{pour H}_2\text{O } \rho(\text{H}_2\text{O}) = 999,98 \text{ kg m}^{-3}$$

$$\rightarrow h = \underline{10 \text{ m}}$$

Simulations d'un gaz idéal

n	100	200	200	200 + 200
P	11	23	23	46

$$p \sim n$$

$$p \sim n$$

$$\underline{p \sim n_{\text{tot}}}$$

P	23	47	31	15
V	10	5	7.5	15

$$\underline{p \sim 1/V}$$

P	15	7.5	31	
T	300	150	600	

$$\underline{p \sim T}$$

V	15	10	7.5	
T	600	400	300	

$$\underline{V \sim T}$$

$$\Rightarrow PV \sim nT$$

$$\text{kg m}^{-1} \text{s}^{-2} \cdot \text{m}^3$$

$$\rightarrow \text{kg m}^2/\text{s}^2 = \text{J}$$

énergie

pour avoir
une unité d'énergie

$$(k_B T)$$

ou RT

Loi générale des gaz parfaits:

$$PV = nRT$$

R : constante molaire de gaz
 $\Rightarrow$ attention aux unités!

Conditions normales : $P = 1 \text{ atm}$
 $T = 25^\circ\text{C}$

volume d'un gaz idéal ?

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{8.314 \text{ J/K} \cdot 273.15 \text{ K}}{101325 \text{ Pa}} = 0.022414 \text{ m}^3$$
$$= \boxed{22.414 \text{ L}}$$

volume molaire

Mélange des gaz

→ pressions partielles

pour chaque constituant i :

$$P_i = X_i \cdot P_{\text{tot}} = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}} \cdot P_{\text{tot}}$$

fraction molaire

pression partielle

$$P_{\text{tot}} = \sum_i P_i = \frac{RT}{V_{\text{tot}}} \sum_i n_i$$

loi de Dalton

Exemple :

air ⇒

$$78\% \text{ N}_2 \Rightarrow P_{\text{N}_2} = 0.78 \text{ atm}$$

$$21\% \text{ O}_2 \Rightarrow P_{\text{O}_2} = 0.21 \text{ atm}$$

$$1\% \text{ Ar} \Rightarrow P_{\text{Ar}} = 0.01 \text{ atm}$$

$$0.04\% \text{ CO}_2 \Rightarrow P_{\text{CO}_2}$$

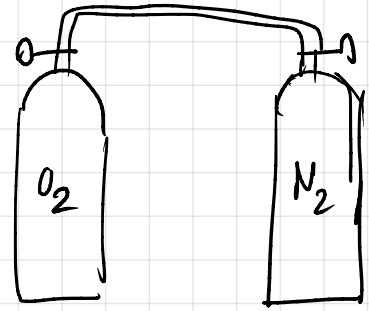
$$= 0.0004 \text{ atm.}$$

$$P_{\text{tot}} = 1 \text{ atm}$$

Suppl. ex 3.2

flacon O_2 : $V_1 = 200 \text{ ml}$
 $P_1 = 200 \text{ Torr}$

flacon N_2 : $V_2 = 300 \text{ ml}$
 $P_2 = 100 \text{ Torr}$



$$V_{\text{tot}} = 500 \text{ ml}$$

pression partielles ?

$$O_2 : P_{O_2} = P_1 \cdot \frac{V_1}{V_{\text{tot}}} = 200 \text{ Torr} \cdot \frac{200 \text{ ml}}{500 \text{ ml}} = \underline{80 \text{ Torr}}$$

$$N_2 : P_{N_2} = P_2 \cdot \frac{V_2}{V_{\text{tot}}} = \underline{60 \text{ Torr}}$$

pression totale $P_{\text{tot}} = \sum_i P_i = P_{O_2} + P_{N_2} = \underline{160 \text{ Torr}}$