

$$\underline{N_2}: m = \frac{1,4 \times 1}{0,082 \times 273} = 0,062 \text{ mol.}$$

$$m = 0,062 \times 28 = 1,75 \text{ g}$$

$$\boxed{m = 1,75 \text{ g}}$$

calcul de  $r$  pour chaque gaz.

$$r = \frac{P v}{T}$$

$$v = \frac{V}{m}$$

$$\underline{H_2}: \Rightarrow r = \frac{P \times \frac{V}{m}}{T} = \frac{0,33 \times 1,013 \times 10^5 \times \frac{2,5 \times 10^{-3}}{0,062 \times 10^{-3}}}{293} = 4140 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$\boxed{r = 4140 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}} \text{ ou bien } \frac{R}{M} = \frac{8,31}{2 \times 10^{-3}} = 4155 \frac{\text{J}}{\text{kg K}}$$

$$v = \frac{V}{m} = \frac{2,5 \times 10^{-3}}{0,062 \times 10^{-3}} = 1,125 \text{ m}^3/\text{kg}$$

$$\boxed{v = 1,125 \text{ m}^3/\text{kg}}$$

$$\underline{O_2}: r = \frac{0,33 \times 1,013 \times 10^5 \times \frac{5,5 \times 10^{-3}}{2,4 \times 10^{-3}}}{293} = 2618 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$\boxed{r = 2618 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}}$$

$$\text{ou bien: } r = \frac{8,31}{32 \times 10^{-3}} = 2597 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$v = \frac{5,5 \times 10^{-3}}{2,4 \times 10^{-3}} = 2,29 \text{ m}^3/\text{kg}$$

$$\boxed{v = 2,29 \text{ m}^3/\text{kg}}$$

$$\underline{N_2}: r = \frac{1,013 \times 10^5 \times \frac{1,4 \times 10^{-3}}{1,75 \times 10^{-3}}}{273} = 296 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$\boxed{r = 296 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}}$$

$$r = \frac{8,31}{28 \times 10^{-3}} = 296 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$v = \frac{1,4 \times 10^{-3}}{1,75 \times 10^{-3}} = 0,8 \text{ m}^3/\text{kg}$$

$$\boxed{v = 0,8 \text{ m}^3/\text{kg}}$$

(2)

Exercice 1 :

$H_2$  : 2,25 l, 250 mmHg, 20°C.

$O_2$  : 1,1 l, 250 mmHg, 0°C.

$N_2$  : 1,4 l, 760 mmHg, 0°C.

a -  $PV = nRT$  ?

on a pour un gaz parfait :  $PV = nRT$  (1)

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow PV = \frac{m}{M} RT \Leftrightarrow P \frac{V}{m} = \frac{RT}{M} \quad (2)$$

$\frac{V}{m} = v$  : volume spécifique. } en remplaçant dans  
 $\frac{R}{M} = r$  : constante des gaz. } (2) on obtient.

$$\Rightarrow \boxed{P \cdot v = rT}$$

P : Pascal  
 $r$  :  $J \cdot kg^{-1} \cdot K^{-1}$   
 $v$  :  $\frac{m^3}{kg}$   
T : K

b - calcul de la masse de chacun des gaz : 1 atm = 760 mmHg

$$H_2 : PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{\frac{250}{76} \times 2,25}{0,082 \times 293}$$

$$\boxed{n = 0,031 \text{ mol.}} \quad n = \frac{m}{M}$$

$$m = n \times M \Rightarrow 0,031 \times 2 = 0,062 \text{ g}$$

$$\boxed{m = 0,062 \text{ g}}$$

$$O_2 : n = \frac{0,33 \times \sqrt{1,5}}{0,082 \times 293} = 0,0758 \text{ mol.}$$

$$m = 0,0758 \times 3 = 2,4 \text{ g}$$

$$\boxed{m = 2,4 \text{ g}}$$

a

d- calcul de la fraction molaire de chaque gaz dans le mélange.

pour le mélange des gaz parfaits on a :

$$P_{\text{tot}} = \frac{n_{\text{t}} RT}{V_{\text{tot}}} \quad \text{--- (1)}$$

pour les gaz  $i$  dans le mélange on a :

$$P_i = \frac{n_i RT}{V_{\text{tot}}} \quad \text{--- (2)}$$

$$\frac{(2)}{(1)} \Leftrightarrow \frac{n_i}{n_{\text{t}}} = x_i = \frac{P_i}{P_{\text{tot}}} \Rightarrow P_i = x_i P_{\text{tot}}$$

calcul de  $x_i$  :  $n_{\text{tot}} = n_{\text{H}_2} + n_{\text{O}_2} + n_{\text{N}_2}$

$$x_i = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}}$$

$$n_{\text{tot}} = 0,031 + 0,075 + 0,062$$

$$n_{\text{tot}} = 0,168 \text{ mol}$$

$$x_{\text{H}_2} = \frac{0,031}{0,168} = 0,184$$
$$\boxed{x_{\text{H}_2} = 0,184}$$

$$x_{\text{O}_2} = \frac{0,075}{0,168} = 0,446$$
$$\boxed{x_{\text{O}_2} = 0,446}$$

$$x_{\text{N}_2} = \frac{0,062}{0,168} = 0,37$$
$$\boxed{x_{\text{N}_2} = 0,37}$$

calcul de  $P_i$  :  $P_i = x_i P_{\text{tot}}$

$$P_{\text{H}_2} = 0,184 \times P_{\text{tot}}$$

calcul de  $P_{\text{tot}}$  : on a  $P_{\text{tot}} = \frac{n_{\text{tot}} RT}{V_{\text{tot}}} = \frac{0,168 \times 8,31 \times 273}{18,5 \times 10^{-3}}$

$$P_{\text{tot}} = 2,06 \text{ Pa}$$

$$P_{\text{H}_2} = 0,184 \times 2,06 \times 10^4 = 0,38 \times 10^4 \text{ Pa}$$

$$P_{\text{O}_2} = 0,446 \times 2,06 \times 10^4 = 0,92 \times 10^4 \text{ Pa}$$

$$P_{\text{N}_2} = 0,37 \times 2,06 \times 10^4 = 0,76 \times 10^4 \text{ Pa}$$

$$P_{\text{tot}} = \sum P_i = 0,38 \times 10^4 + 0,92 \times 10^4 + 0,76 \times 10^4$$

$$P_{\text{tot}} = 2,06 \times 10^4 \text{ Pa} \Rightarrow \text{loi de Dalton est vérifiée}$$

2 - gaz de Van Der Waals :

$$g.R \left( P + \frac{m^2 a}{V^2} \right) (V - b) = nRT$$

$$g.P: PV = nRT$$

$$P_{g.P} = \frac{nRT}{V} = \frac{2 \times 8,31 \times 300}{1 \times 10^{-3}} = 4,986 \times 10^6 \text{ Pa}$$

$$P_{g.P} = 4,98 \times 10^6 \text{ Pa} = 49,8 \text{ bars}$$

$$g.R: P = \frac{nRT}{(V-b)} - \frac{m^2 a}{V^2} = \frac{2 \times 8,31 \times 300}{1 \times 10^{-3} - 4,29 \times 10^{-5}} - \frac{4 \times 0,366}{(1 \times 10^{-3})^2}$$

$$P = 5,113 \times 10^6 - 14,64 \times 10^6 = 36,49 \times 10^5 \text{ Pa}$$

$$\left. \frac{P}{g.R} = 36,49 \times 10^5 \text{ Pa} = 36,49 \text{ bars} \right\}$$

conclusion: on a  $P_{\text{par}}$  de gaz parfait  $P = 49,8 \text{ bars}$   
 et pour le gaz réel  $P = 36,49 \text{ bars}$ .

la valeur réelle qui est donnée est  $P = 38,1 \text{ bar}$

$\Rightarrow$  la valeur obtenue par la loi des gaz réels.

et proche de la valeur réelle donc, l'équation de Van der Waals décrit mieux, le comportement de  $\text{CO}_2$  et donne une meilleure approximation de  $P$  contrairement au gaz parfait qui ne prend pas en considération les interactions moléculaires et le volume propre des molécules.

### Exercice 2:

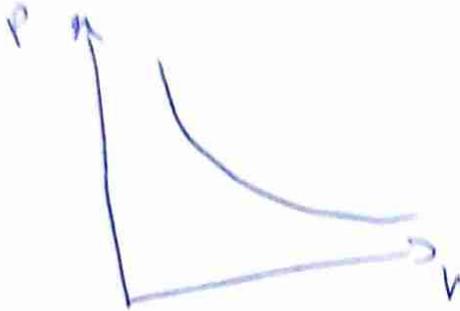
1- comparaison entre un g.P et un g.R.

g.P.	g.R.
- Pas d'interaction entre les molécules	- Interaction entre les molécules
- Pas de volume propre des molécules	- les molécules ont un volume propre
- Loi des gaz parfait. $PV = nRT$ .	- Loi des gaz réel. ex: Van der Waals $(P + \frac{a}{V^2})(V - nb) = nRT$

3F

$$U = f(T)$$

isotherme: gaz parfait  
ne se liquéfie pas  
par compression



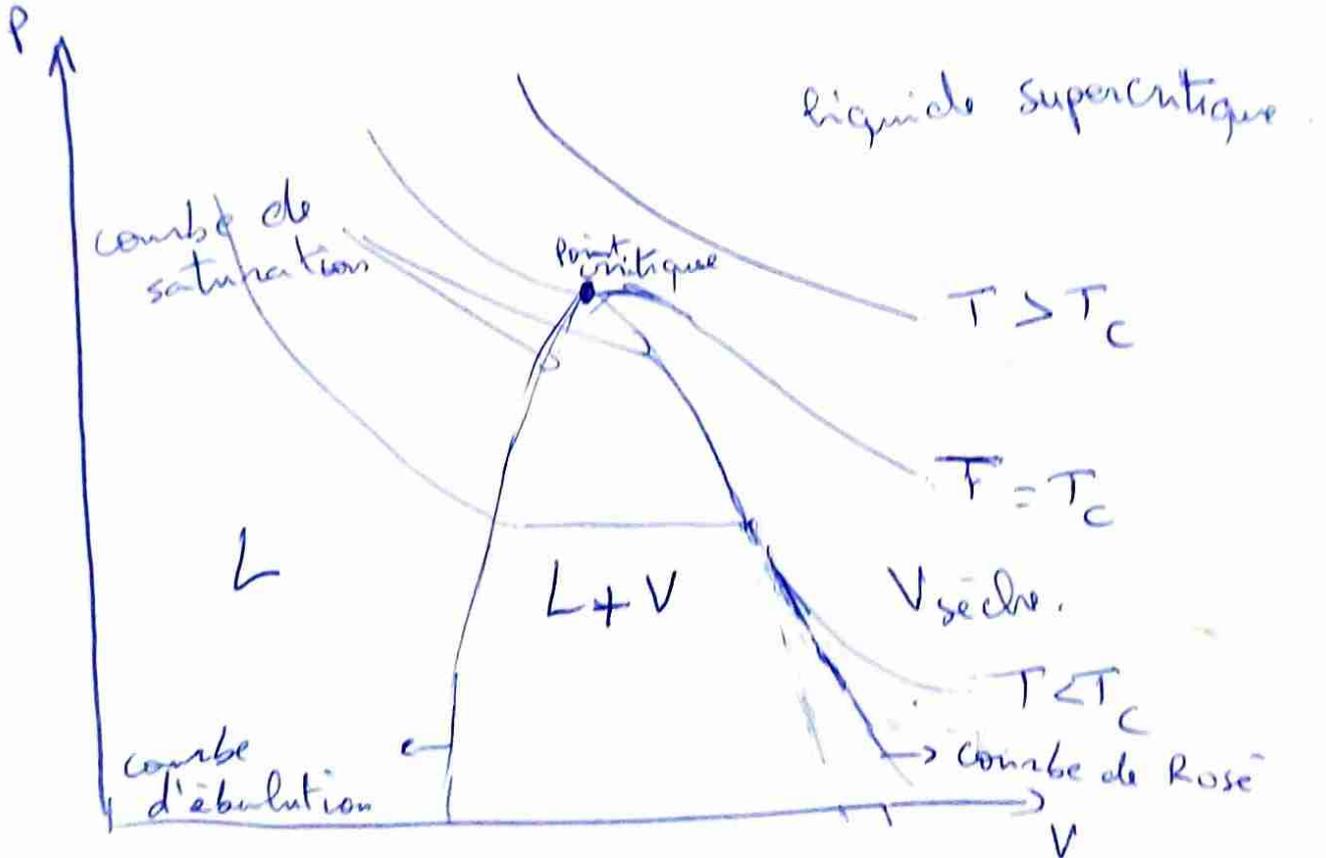
2F

$$U = f(T, V)$$

isotherme: gaz réel  
(isotherme d'van der Waals)  
- se liquéfie à  $T < T_c$ .  
 $T_c$  = température critique



2-



\* Le point critique: Existence d'une température critique. au-delà de laquelle on ne peut plus distinguer entre l'état liquide et gazeux d'une substance. au-delà de cette température on ne peut pas liquéfier un gaz par simple compression. En dessous de cette température le gaz est liquéfier.

$$X_i = \frac{V_i}{V_{\text{tot}}}$$

$$3 - X_V = \frac{V_n - V_L}{V_n - V_L}$$

$$X_L = \frac{V_V - V_n}{V_V - V_L}$$

4 - calcul du titre et l'état des fluides aux points a, b, c.

a)  $v = 10^{-2} \text{ m}^3 \cdot \text{kg}^{-1}$ ,  $T = 212^\circ\text{C}$

$$X_V = \frac{V_{n_a} - V_{L_a}}{V_{g_a} - V_{L_a}} = \frac{10^{-2} - 2 \times 10^{-3}}{10^{-1} - 2 \times 10^{-3}} = \frac{0,008}{0,098} \approx 0,0816$$

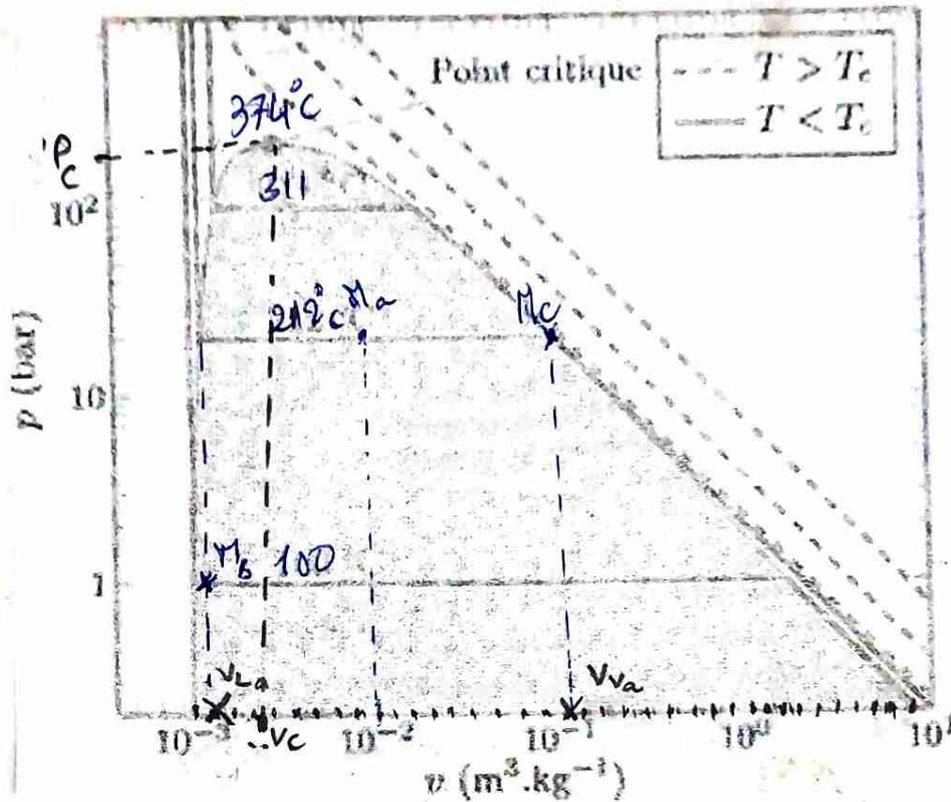
$$X_L = \frac{V_V - V_{n_a}}{V_V - V_{L_a}} = \frac{10^{-1} - 10^{-2}}{10^{-1} - 2 \times 10^{-3}} = \frac{0,09}{0,098} = 0,9184$$

b)  $v = 10^{-3} \text{ m}^3 / \text{kg}$ ,  $T = 100^\circ\text{C}$ . disparition de la vapeur.  
 au point  $n_b$  on a plus de vapeur. ce point se situe sur la  
 courbe d'ébullition  $\Rightarrow X_V = 0$  et  $X_L = 1$

c)  $v = 10^{-1} \text{ m}^3 \cdot \text{kg}^{-1}$ ,  $T = 212^\circ\text{C}$ . apparition de la première goutte liquide et se situe sur la courbe de Rose  $\Rightarrow X_V = 1$  et  $X_L = 0$ .

phases présentes :

- a) liquide + vapeur
- b) liquide saturé
- c) Vapeur saturée



5) les coordonnées du point critique :

$$T_c = 374^\circ\text{C}$$

$$P_c \approx 130 \text{ bars}$$

$$V_c \approx 4,1 \times 10^{-3}$$

Exercice 3 :

$$\left( P + a \frac{m^2}{v^2} \right) (v - mb) = nRT$$

détermination des coordonnées critiques  $T_c, P_c, V_c$ .

$$P = \frac{nRT}{(v - mb)} - a \frac{m^2}{v^2}$$

on a au point critique  $\left( \frac{\partial P}{\partial v} \right)_T = 0$  et  $\left( \frac{\partial^2 P}{\partial v^2} \right)_T = 0$