

EX 3 Existence de l'atmosphère.

1) vitesse de libération:  $v = \sqrt{\frac{2GM}{R}}$

A.N.  $v_2 = 1,1 \times 10^4 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$

2) On cherche à comparer la vitesse typique que pourrait avoir les atomes d'hélium dans l'atmosphère primitive à la vitesse de libération.

On utilise pour cela la vitesse quadratique moyenne:  $v_{\text{He}}^* = \sqrt{\frac{3RT}{M_{\text{He}}}}$ , ds un gaz parfait.

soi  $v_{\text{He}}^* > v_2$  alors les atomes d'hélium ont pu quitter l'atmosphère.

Cela conduit à une borne inf. pour la température  $T$  de l'atmosphère primitive :

$$T > \frac{M_{He} (V_e)^2}{3R}$$

A.N.  $M_{He} = 4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 4 \times 10^{-3} \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}$

$R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

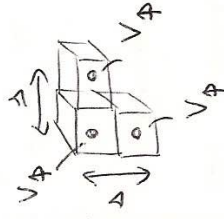
$$T > \frac{4 \times 10^{-3}}{3 \times 8,31} \times (1,1 \times 10^4)^2 \approx \underline{\underline{20\,000 \text{ K}}}$$

Rq : la masse molaire de  $\text{H}_2$  étant 2 fois plus petite sa vitesse quadratique moyenne sera  $\sqrt{2}$  plus grande. Si l'hélium peut s'échapper alors  $\text{H}_2$  également !

## EX 2 : le gaz parfait.

1) On peut commencer par calculer le volume moyen  $V_p$  occupé par 1

particule  $V_p = \frac{1}{m^*} = \frac{N}{V}$  avec  $N$  le nombre de particules dans le volume  $V$



ou prendra ensuite  $V_p \approx \lambda^3$   
càd  $\lambda = V_p^{1/3}$

On a  $PV = nRT$  pour un gaz parfait

soit  $PV = \frac{N}{N_A} RT$  et  $\frac{V}{N} = V_p = \frac{RT}{P N_A}$

A.N.  $V_p = \frac{8,31 \times 300}{10^5 \times 6,02 \times 10^{23}} = 4 \times 10^{-26} \text{ m}^3$

$\lambda = V_p^{1/3} \approx 10^{-9} \text{ m}$  //

La taille typique d'une molécule du gaz est  $a \approx 10^{-10} \text{ m}$ . Ainsi  $\lambda \approx 10 a$ . Pour avoir  $\lambda \gg a$  il convient de diminuer la

pression. e)  $\lambda_{DB} = \frac{h}{p}$  et  $p = m v^*$

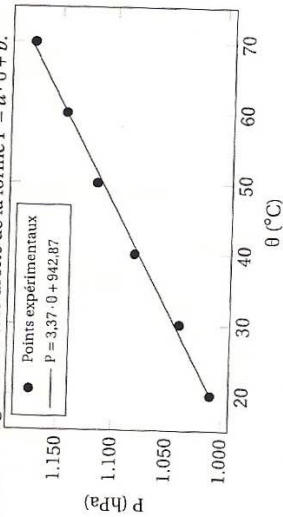
$\lambda_{DB} = \frac{h}{\sqrt{3m k_B T}}$  //

A.N. pour  $\text{H}_2$  :  $m = 2 \times 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$   
 $T = 300 \text{ K} \Rightarrow \lambda_{DB} = 1,0 \times 10^{-10} \text{ m}$  //

# EXO 4

## Mesures expérimentales sur des gaz

1. Lorsqu'on effectue une régression linéaire, les points expérimentaux s'alignent sur une droite de la forme  $P = a \cdot \theta + b$ .

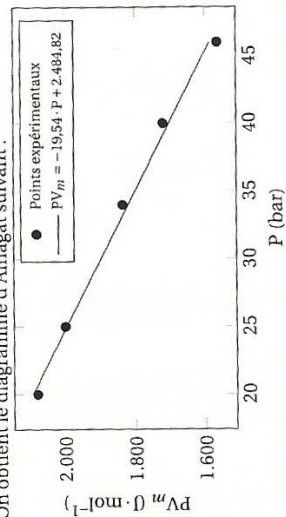


En posant  $\theta_0 = -b/a$ , on peut écrire  $P = a(\theta - \theta_0)$ , avec les valeurs numériques de la régression, on trouve :  $\theta_0 = -280$  °C. En posant  $T = \theta - \theta_0$  la température exprimée en kelvins, on a bien une loi de la forme  $P = aT$  : la pression du gaz est proportionnelle à sa température, ce qui est conforme au modèle du gaz parfait.

La valeur du zéro absolu de température trouvée avec cette méthode est donc  $\theta_0 = -280$  °C.

Le résultat est à environ 2,5 % d'erreur relative (en réalité 0K = -273,15 °C), ce qui est plutôt correcte quand car la gamme de température sur laquelle ont été faites les mesures est relativement petite.

2. On obtient le diagramme d'Amagat suivant :



Pour un gaz parfait, on devrait avoir  $PV_m = RT = \text{Cste}$  car les mesures ont été réalisées à température constante. On en conclut que le dioxyde de carbone ne se comporte pas comme un gaz parfait. Il est plus compressible qu'un gaz parfait : quand la pression augmente, le produit  $PV_m$  est plus faible qu'il ne le serait pour un gaz parfait.

3. La régression linéaire coupe l'axe des ordonnées pour  $PV_m = 2,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , alors que pour un gaz parfait on aurait  $PV_m = RT = 2,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

On trouve une valeur trop élevée, mais les données expérimentales ne semblent pas avoir un comportement linéaire : leur répartition autour de la droite de régression n'est pas aléatoire. L'allure des données laisse penser que des mesures de  $PV_m$  à basse pression donneraient des valeurs inférieures à celles prédites par la droite de régression.