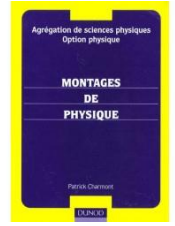


12 -M- Etats de la matière

Bibliographie :

- Saenz j'intègre PCSI pour SF6
- 1000 et 1 question : 1^{ère} année
- Bellier thermodynamique
- Montage de physique – (Patrick Charmont)



Intro :

Nous allons étudier les différents états de la matière à travers des changements d'état.

I. Changements d'états

1. Transition liquide-gaz :

- machine à SF6 – tracer les isothermes d'Andrews (**qualitatif**)
- Déduire la chaleur latente de vaporisation du SF6 : Formule de Clapeyron (**semi quantitatif – Bio Montage de physique Charmont**)
- Vaporisation de l'eau (1000 et 1 question) – traiter les incertitudes de manière calculatoire (**quantitatif**)

2. Transition solide-liquide : Fusion de la glace – traiter les incertitudes de manière statistique (**quantitatif**)

II . Autres transitions :

1. Transition ferro-paramagnétique
2. Transition allotropique du fer.

Conclusion :

Il existe d'autres états . Condensat de Bose Einstein (état supra conducteur) et l'état plasma dont on a pas parlé. On utilise beaucoup les changements d'état dans les machines thermiques (frigo, pompe à chaleur, etc

I. Transition de phases

Rappels théoriques :

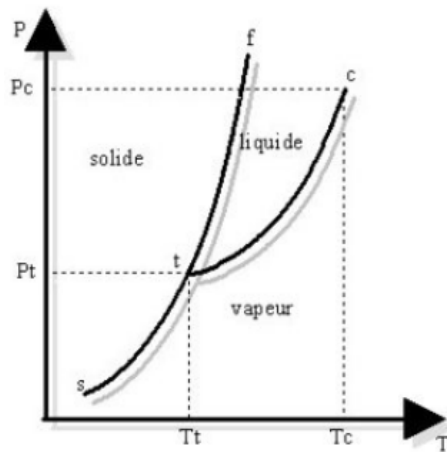
Equilibre d'un corps pur sous deux phases:

Deux corps sont en équilibre si:

- leurs températures sont égales $T_1 = T_2 = T$
- leurs pressions sont égales: $P_1 = P_2 = P$
- leurs potentiels chimiques sont égaux: $\mu_1(T, P) = \mu_2(T, P)$

P est donc uniquement fonction de T: le système est dit monovariant.

Courbes d'équilibre d'un corps pur sous deux phases:



Les courbes d'équilibre représentées ci-contre sont:

- t-f courbe de fusion
- t-c courbe de vaporisation
- t-s courbe de sublimation
- Au point t, point triple, les trois phases sont présentes en équilibre.
- Le point C est le point critique que l'on définira dans le paragraphe suivant.

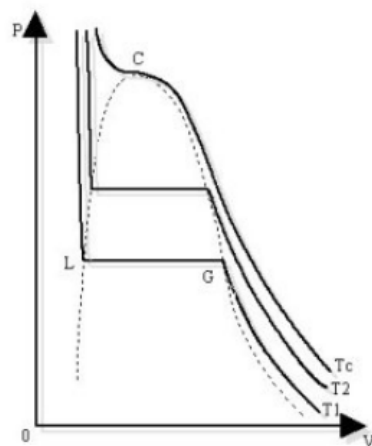
Si le point représentatif d'un corps pur M(T,P) appartient à l'une des trois courbes, on aura un équilibre entre deux phases du corps sinon le corps existe sous une seule phase.

Le passage d'une phase à l'autre est un processus réversible qui s'effectue à température et pression constantes.

La fusion (solide->liquide), la vaporisation (liquide->vapeur) et la sublimation (solide -> vapeur) s'accompagnent d'une absorption de chaleur (transformation endothermique); la transformation inverse s'accompagne d'une libération de chaleur (transformation exothermique).

Cette chaleur est la chaleur latente L de changement d'état.

Equilibre liquide-vapeur. Point critique.



Nous avons représenté ci-contre, dans le diagramme (P,V) trois isothermes.

Si l'on suit, par exemple, l'isotherme T_1 dans le sens des V décroissant, on a d'abord une phase de compression du gaz (vapeur sèche), puis au point G on atteint le palier de liquéfaction.

Sur ce palier GL, on a deux phases: liquide et vapeur dite "saturante"; quand on passe de G à L, la température et la pression restent constantes, la proportion du corps sous forme vapeur diminue, celle sous forme liquide augmente.

En L, on n'a plus que la forme liquide. Le liquide étant peu compressible, P augmente alors très vite quand V diminue.

Pour $T_2 > T_1$ le palier de liquéfaction est plus petit.

A la température critique T_c , ce palier se réduit au point C. Quand on évolue vers ce point C les propriétés des deux phases deviennent progressivement identiques.

Le lieu des points G est la courbe de rosée. Le lieu des points L est la courbe d'ébullition. Ces courbes sont représentées en pointillés.

La chaleur latente de ce changement d'état liquide -> vapeur est donnée par la formule de Clapeyron: $L = T_s(V_2 - V_1) \frac{dP_s}{dT}$

où V_1 est le volume initial, V_2 le volume final, P_s la pression de vapeur saturante.

1. Transition liquide-gaz : machine à SF6 (HEXAFLUORURE DE SOUFRE)

But : Tracer les isothermes d'Andrews en faisant varier le volume (tous les 0.2 mL) et en relevant la pression. Et ce pour différentes températures. (Partir de la température la plus basse et monter au fur et à mesure)

Commenter le graphique obtenu en parlant de la variance :

$$V = N - R + 2 - \varphi = 1 - 0 + 2 - 2 = 1$$

Donc si on fixe la température $V=0$ et donc la transition de phase se fait à $p=cste$



Il est également possible de tracer les courbes de vapeurs saturante, mais leur exploitation est plus compliquée.
 Je conseil de rester simple le jour de l'oral même si je vais détailler cette partie :

Manip : Pour de faible écart de température lorsqu'on se trouve à la transition de phase : Fixer le volume de SF6 liquide et relever la pression correspondante.

Faire de même pour différentes températures, mais pour un même volume de SF6 liquide.

Tracer la courbe $P_s = f(T)$ (pression de vapeur saturante en fonction de la température absolue).

On doit obtenir une droite.

A l'aide de la formule de Clapeyron :

$$L_v = T \cdot (u_g - u_l) \cdot \frac{dp}{dT}$$

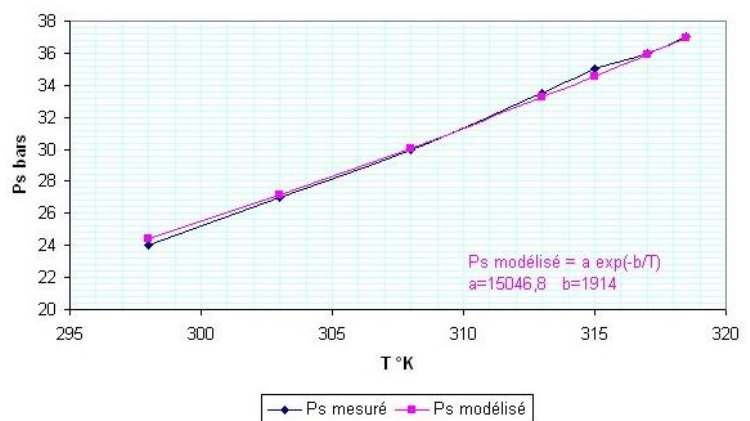
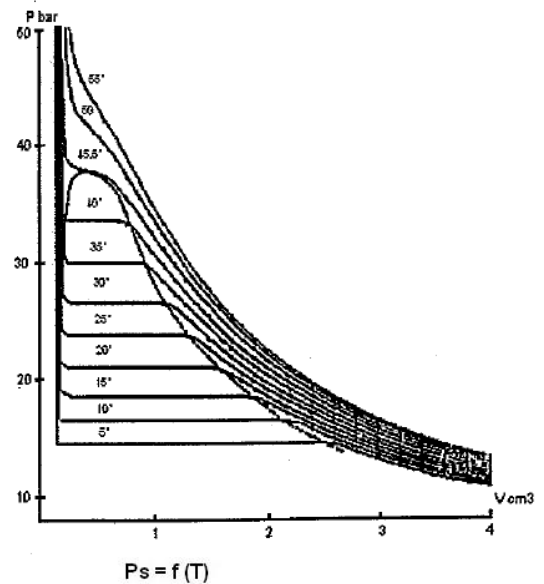
(avec u_g et u_l les volume molaire de la phase gazeuse et de la phase liquide (on peut aussi utiliser les volumes massique))

C'est cette partie qui est délicate à calculer, il faut estimer le nombre de mol de SF6 (utiliser $PV=nRT$ quand il y'a que du gaz) puis calculer u_g et u_l et pour ça je ne sais pas trop comment faire.

La pente de la courbe à une T fixée nous donne dp/dT

A savoir : La chaleur latente de vaporisation diminue avec la température, pour chuter à 0°C au point critique.

Conseil du livre Montage de physique (Patrick Charmont)



On étudie la transition de SF₆ dont le point critique est facilement accessible (autour de 40 °C et pour une pression d'environ 37 bars). Une quantité donnée de ce produit est placée dans un tube gradué (d'où une lecture directe du volume) dont on peut faire varier la température avec un thermostat (circulation d'eau autour du tube) et la pression à l'aide d'un compresseur manuel (on tourne un volant pour faire varier la pression) fonctionnant avec du mercure. On peut ainsi faire varier les trois variables (P,T,V) à notre guise.

La première chose intéressante à faire est le tracé d'un réseau d'isothermes. On prendra garde au fait que cette manipulation est très longue, car il faut attendre après chaque modification de paramètre le retour à l'équilibre thermique (même sans changer la température extérieure, on peut chauffer le fluide en faisant varier le volume). On en déduit ainsi la température critique, au-delà de laquelle la courbe $P = f(V)$ ne présente plus de palier, ainsi que la pression critique (pour plus de précision, lire directement la température dans le bain d'eau avec un thermomètre plutôt que de prendre la valeur indiquée par le thermostat).

On peut ensuite tracer la courbe donnant les valeurs de la pression de vapeur saturante (valeur de la pression au niveau du palier, tant qu'il y a coexistence des deux phases) en fonction de la température de changement d'état (ceci a un sens car l'équilibre est alors monovariant). Ceci permet de calculer la chaleur latente à l'aide de la formule de Clapeyron :

$$L(T) = T(v_{\text{gaz}} - v_{\text{liq}}) \frac{dP}{dT} = V$$

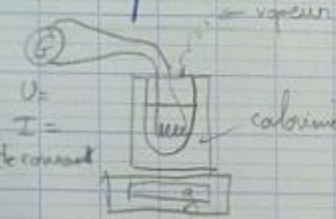
les volumes des phases liquide et gazeuse (à la température de transition) étant mesurés aux extrémités du palier, au niveau des courbes de rosée et d'ébullition. Le seul problème est qu'on ne connaît pas le nombre de mole de SF₆ introduites dans le tube ! On peut l'approximer dans la phase gazeuse en utilisant l'équation d'état des gaz parfaits (pour une température grande et une pression petite) ou encore en extrapolant à température fixée la courbe donnant le produit PV en fonction de l'inverse du volume à nRT , en zéro.

La dernière manipulation est plus qualitative, elle consiste à contourner le point critique (attention aux temps de relaxation qui sont très longs proche du point critique) en montrant l'aspect laiteux du fluide et la disparition du ménisque.

Transition liquide-gaz : Hentalpie de vaporisation de l'eau

Chaleur de vaporisation: 1001 question (PCSI) p 536-537)

⚠ Il faut une balance qui ne s'éteint pas.



1^{er} principe: $dU = \delta Q + \delta W$

Ici il y a un flux de la vapeur sort et des pertes thermique

$P = P_{ext}$ (monobase)

$\Delta H = \Delta U + P\Delta V$

$W_{ec} + W_{perte}$

neintre $UI\Delta t$

eau (l) $\rightarrow P_{perdu} \Delta t$

$\Delta H = UI\Delta t - P_{perdu} \Delta t = m_0 \Delta_{vap} H^0$

$\uparrow$ $\uparrow$ J/kg

(1) $V_1 I_1 \Delta t_1 - P_{perdu} \Delta t_1 = m_0 \Delta_{vap} H^0$

(2) $V_2 I_2 \Delta t_2 - P_{perdu} \Delta t_2 = m_0 \Delta_{vap} H^0$

(2) $\Delta t_1 - (1) \Delta t_2 = V_2 I$

$$\frac{(V_2 I_2 - V_1 I_1) \Delta t_1 \Delta t_2}{m_0 (\Delta t_1 - \Delta t_2)} = \Delta_{vap} H^0_{(H_2O)}$$

2. Transition solide-liquide : Fusion de la glace

Utiliser le calorimètre pour trouver la chaleur latente de fusion de la glace (tout est dans le Bellier)
L'idée est de faire une étude statistique : Utiliser excel pour rentrer toute les valeurs et faire les calculs automatiquement

Manip : après avoir évalué la masse en eau du calorimètre, demander au préparateur de faire une série de mesure.

On relève la masse d'eau liquide au départ ainsi que la température. Les glaçons sont stockés dans de l'eau afin qu'ils soient à 0°C.

Lorsqu'il sont ajouter au calorimètre, ne pas mélanger (sinon on ajoute du travail et donc de l'énergie) il faut juste relever la température la plus basse atteinte et quand la température remonte on vérifie que les glaçons ont bien fondu.

Fusion de la glace										
Mesure	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Ti										
Tf										
m eau liquide										
M glaçon										
masse en eau calorimètre										
Chaleur latente de fusion										
ecart-type ex	=ECARTYPE(C11:L11)									
incertitude	ECARTYPE(nombre1; [nombre2]; ...)									

Question :

- A quoi sont dues les pertes au niveau du calorimètre ? A de la diffusion sur les parois (principalement), très peu de rayonnement et des échanges avec l'air ambiant.

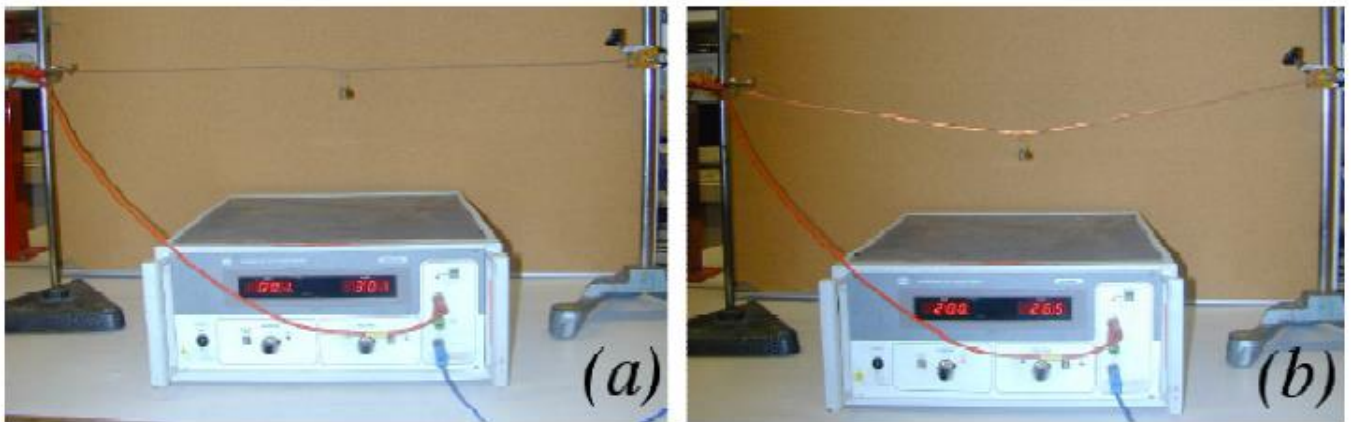
II . Autres transitions :

1. Transition ferro-para :

Manip : Bec-bunsen + aimant et un ferromagnétique. Ne pas chauffer l'aimant directement. Vérifier que le point de Curie se trouve autour de 700 °C

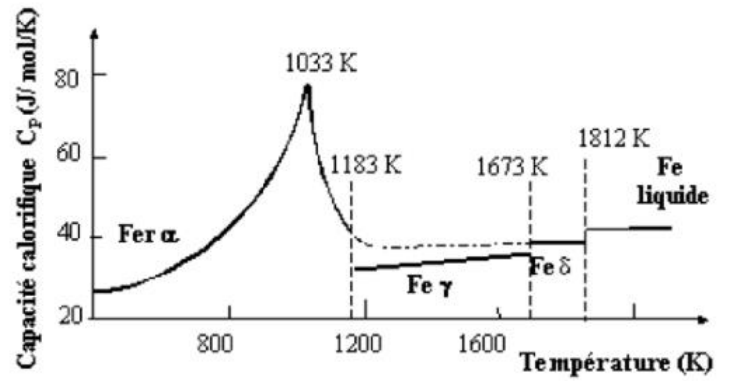
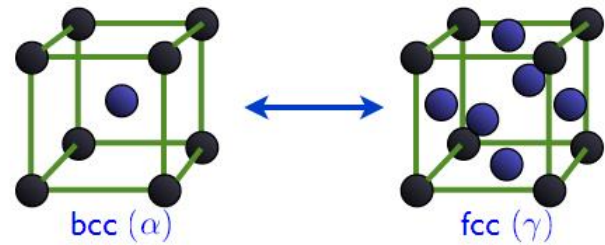
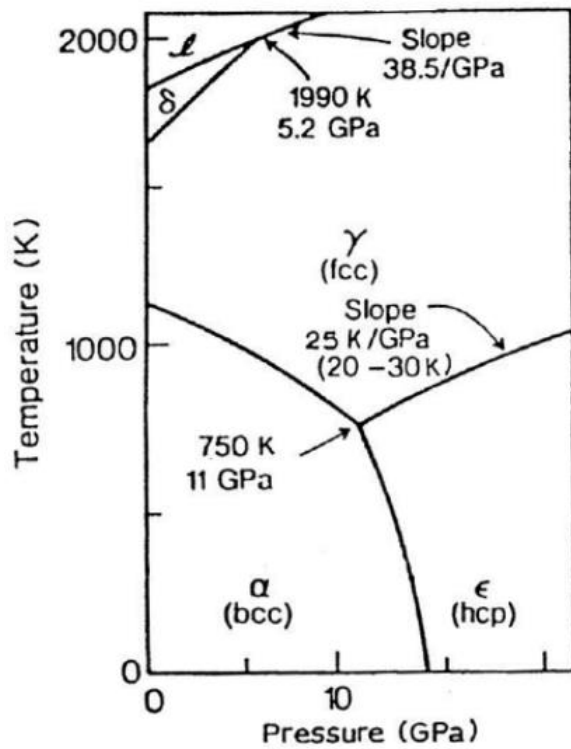
2. Transition allotropique du fer.

Manip : Demander le matériel au préparateur ils savent ce qu'ils doivent apporter. Un gros générateur de courant avec des câbles de protection (fort courant) et un fil de fer auquel on suspend une petite masse.



On peut montrer ce changement de variété allotropique par l'expérience suivante. Un fil de fer (corde de piano) est tendu entre deux potences. On lui suspend en son milieu une masselotte d'une dizaine de grammes. Les extrémités sont reliées par des connexions isolées électriquement à une alimentation stabilisée de puissance, ce qui permet de faire passer un courant de forte intensité dans le fil (figure 1a).

On fait passer le courant électrique à travers le fil de fer. Au fur et à mesure que la température s'élève par effet Joule, le fil se dilate. Sa section restant constante, la longueur du fil va augmenter et la masse va descendre. On poursuit le chauffage jusqu'à ce que le fil devienne rouge (figure 1b), afin d'atteindre une température finale supérieure à 906 °C. On coupe ensuite le courant. Le fil commence à refroidir et se contracte. On voit la masse remonter jusqu'à la température de 906 °C, où le fer change de forme allotropique pour passer de la variété γ à la variété α moins dense. Le fil va alors se dilater et la masse va redescendre brusquement. Ensuite, le fil recommence à se contracter régulièrement et la masse va à nouveau remonter.



Conclusion :

Il existe d'autres états : Condensat de Bose Einstein et l'état plasma dont on n'a pas parlé.

On utilise beaucoup les changements d'état dans les machines thermiques (frigo, pompe à chaleur, etc)

Questions :