

**Colonne de gauche = discours fait aux élèves, pas forcément écrit au tableau**  
**Colonne de droite = résumé et illustrations du propos de la colonne de gauche, écrits au tableau ou montrés sur transparents.**

Voir l'*Introduction aux cours de thermodynamique* pour situer ce cours dans son contexte. Les exercices signalés sont disponibles en fin du cours.

## cours n° 6 : Changement de phase des corps purs.

**Pré-requis :** 1<sup>er</sup> principe de la thermodynamique (cours n° 3).  
**A retenir :** Exploitation des courbes de changement de phase.

<p><b>Plan :</b></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Coefficient de compressibilité</li> <li>2. Changement de phase</li> <li>3. Diagrammes d'état</li> <li>4. Enthalpie et diagramme enthalpique</li> <li>5. Le cas particulier de l'eau</li> </ol>	<p><b>Bibliographie :</b></p> <p><u>Introduction à la thermodynamique</u>, C. Lhuillier et J. Rous, Dunod, 1994. <u>Les machines transformatrices d'énergie</u>, tome 1, par G. Lemasson, Delagrave, 1963</p>
---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

### 1. Les gaz réels : coefficient de compressibilité.

Nous avons vu qu'un gaz parfait suit l'équation  $P.V = n.R.T$ . Cependant cette équation n'est pas toujours vérifiée pour les gaz réels, en particulier on attribue un terme correctif  $Z$  de sorte que l'on ait  $P.V = Z.n.R.T$  ( $Z = 1$  pour un gaz parfait). On appelle ce terme correctif  $Z$  "le coefficient de compressibilité du gaz" (susceptible de varier). Quelle est sa signification physique ?

**Un gaz qui possède  $Z > 1$  prend plus de volume qu'un gaz parfait** (à quantité de matière, pression et température égales).

**Figure 1 :** si l'on souhaite avoir une mole de néon à température 273 K et sous pression  $\approx 400$  bars ( $\Rightarrow Z \approx 1,25$ ) il faudra en prendre environ 28,4 L (contre 22,7 L pour le gaz parfait). En revanche seulement 15,9 L de  $CO_2$  seront nécessaires ( $Z \approx 0,7$  à 273 K sous 400 bars) pour obtenir cette même quantité de matière (rappel :  $n = 1$  mole  $\Rightarrow \approx 6,022 \cdot 10^{23}$  molécules).

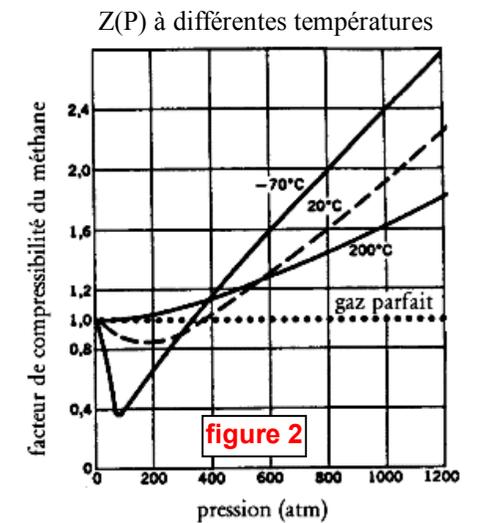
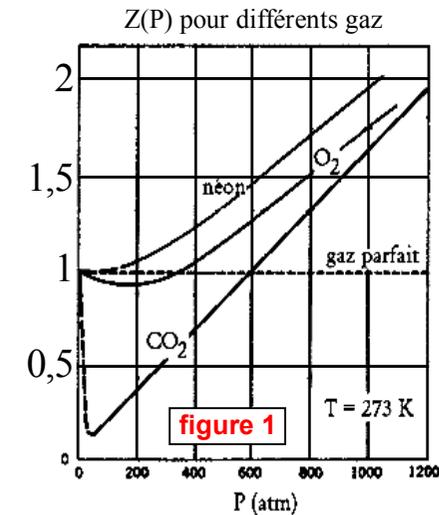
**Plus la pente de la courbe  $Z=f^n(P)$  est élevée et moins le gaz est compressible.**

Prenons l'exemple d'un gaz pour lequel  $Z = 1$  lorsque  $P = P_0$ . Dans ce cas on a un volume  $V_0$  de ce gaz donné par  $V_0 = nRT/P_0$ . Lorsqu'on comprime ce gaz de  $P_0$  à  $10.P_0$ , admettons que le  $Z$  de ce gaz augmente à 5. Dans ce cas le volume de gaz descend à  $V = 5 \times nRT / (10.P_0) = nRT / (2.P_0) = V_0/2$  au lieu de  $V_0/10$  pour un gaz parfait : ce gaz est donc moins compressible qu'un gaz parfait. On constatera d'ailleurs qu'un gaz pour lequel  $Z = f^n(P)$  reste constant (pente nulle) est aussi compressible qu'un gaz parfait

La 1/2 page de droite nous donne  $Z = f^n(P)$  dans différentes conditions.

### 1.

$PV = Z.nRT$  avec  $Z \hat{=}$  *facteur de compressibilité* du gaz.



pente de  $Z > 0 \Rightarrow$  moins compressible qu'un gaz parfait  
pente de  $Z < 0 \Rightarrow$  plus compressible qu'un gaz parfait  
pente de  $Z = 0 \Rightarrow$  aussi compressible qu'un gaz parfait

Pour être plus précis :

- un même gaz peut être plus compressible ou moins compressible qu'un gaz parfait selon la zone de variation de P.
- Plus la température augmente et plus la pente de Z devient faible : le gaz devient aussi compressible qu'un gaz parfait.
- On constate qu'aux très faibles pressions (< 15 bars par exemple, ce qui est un cas très courant) tous les gaz réels se comportent comme un gaz parfait ( $Z \approx 1$ ), avec moins de 1% d'erreur (à  $T \approx 273$  K et pression  $\leq 15$  bar) pour des gaz simples tels que l'air (assimilé à du diazote  $N_2$ ) ou l'argon (Ar).
- Lorsque T est élevée, le domaine d'application de l'équation des gaz parfaits s'étend à des pressions plus élevées.

On constate qu'un gaz est généralement de moins en moins compressible au fur et à mesure que P augmente (car Z augmente avec P)...on verra que l'on aboutira alors à une liquéfaction du gaz si P augmente au delà d'une certaine limite (un liquide est très peu compressible : Z(P) s'approche de la verticale). Le gaz ne peut alors plus être considéré comme un gaz parfait...**on est alors en présence du problème du changement de phase** (ou changement d'état).

## 2. Changement de phase des corps purs.

Comprimons suffisamment lentement un gaz pur ( $CO_2$  par exemple, mais pas l'air qui est un mélange de gaz) dans un cylindre métallique à température ambiante. De cette façon on aura une compression isotherme à la température ambiante. Si le gaz est parfait (G.P.) il suit la relation  $PV = nRT = C^{te}$  et on devrait observer une hyperbole dans les coordonnées P(V) (voir 1/2 page de droite) : au fur et à mesure que l'on comprime le gaz (P augmente) son volume diminue. La pente de la pression P devient alors pratiquement verticale, signe qu'une compression accrue ne diminue plus vraiment le volume.

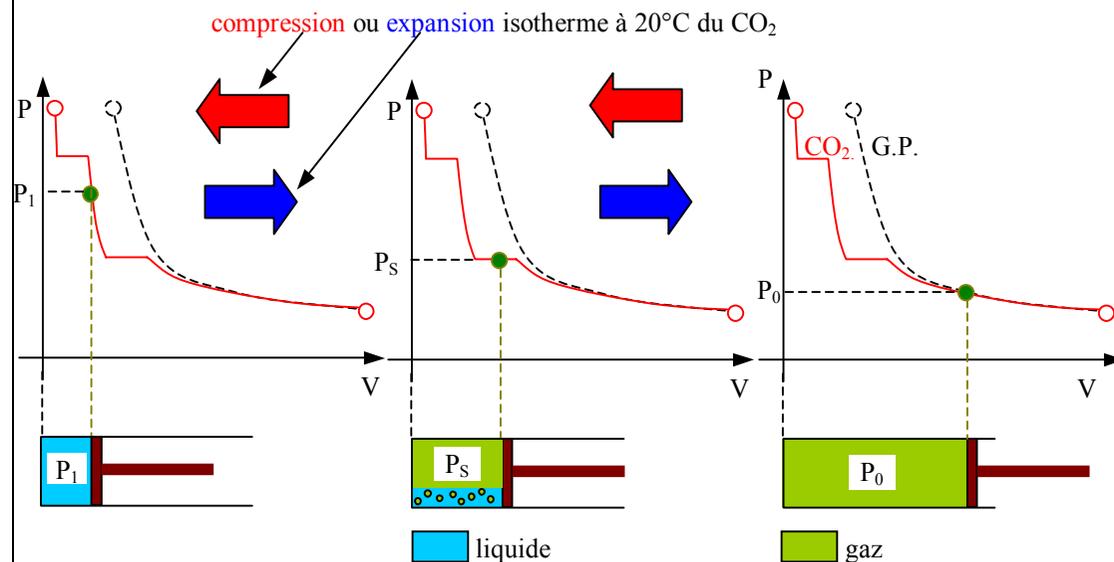
En fait l'expérience nous montre qu'il n'en est pas vraiment ainsi : en comprimant isothermiquement le  $CO_2$ , on observe qu'il ne suit pas exactement la courbe du gaz parfait : on observe des paliers de pression, ce qui "fiche tout par terre". En fait on assiste à une transition gaz  $\rightarrow$  liquide (de la "condensation" apparaît si on effectue la compression du gaz, des bulles apparaissent si on effectue le chemin inverse, c'est-à-dire la détente d'un liquide) : la compression ne modifie plus la pression du gaz mais modifie son état : en augmentant la pression, le volume diminue plus vite que prévu et on a un liquide qui prend place peu à peu (ça commence par l'apparition d'une goutte). Une fois le gaz devenu entièrement liquide, la compression permet à nouveau d'augmenter la pression du liquide...mais son volume reste pratiquement constant (le liquide est presque incompressible)...jusqu'à l'obtention d'un nouveau palier de pression où l'on assiste à un nouvel état du  $CO_2$  : l'état solide (présence de cristaux de  $CO_2$  de plus en plus nombreux).

P élevée  $\Rightarrow$  pente de Z > 0 : le gaz va devenir de moins en moins compressible  $\Rightarrow$  il va se liquéfier (pente raide)  $\Rightarrow$  "changement de phase"

Changement de phase pour Z(P) verticale  $\Rightarrow$

- 1/ liquéfaction en comprimant un gaz (figure 1 : la pente de Z augmente lorsque P augmente) : utilisé avec les frigo
- 2/ liquéfaction en refroidissant un gaz (figure 2 : la pente de Z augmente lorsque T diminue) : phénomène de brouillard le matin, ou condensation.

2.



- 1/ on observe un palier de pression dite "saturante" : on n'a pas d'hyperbole.
- 2/ Pour obtenir  $P_1$  il a fallu comprimer davantage le gaz que prévu...et on a obtenu un liquide
- 3/ Le travail supplémentaire cédé par le piston a servi à liquéfier le gaz
- 4/ la transition gaz $\rightarrow$ liquide effectuée isothermiquement s'est opérée lors du 1<sup>er</sup> palier de pression : elle s'effectue à pression constante.
- 5/ Une fois liquéfié, le volume ne varie pratiquement plus jusqu'au 2<sup>ème</sup> palier (palier de solidification).

La solidification peut s'effectuer instantanément (c'est le cas des corps purs comme l'eau) ou petit à petit (le liquide devient d'abord pâteux, c'est le cas des corps composés<sup>1</sup>). Effectuons alors la compression précédente, mais pour différentes températures : on trace alors plusieurs isothermes (voir 1/2 page de droite).

**Observation** : pour le CO<sub>2</sub>, tant que  $T \leq 31,04 \text{ °C}$ , on observe qu'à partir d'une certaine pression (donc un certain volume) se forment des gouttes de rosée dans le cylindre : le gaz se liquéfie. C'est la *liquéfaction*<sup>2</sup> d'un gaz. Comme tout changement de phase que l'on force à être isotherme, la liquéfaction s'opère à pression constante<sup>3</sup>.

Le tracé de plusieurs isotherme nous permet de dessiner une limite entre l'état gaz et l'état liquide (en pointillés bleus) : c'est la *courbe de saturation*. A "l'intérieur" de cette courbe on a présence simultanée de gaz (sous forme vapeur saturée) et de liquide (en ébullition).

Si on comprime le CO<sub>2</sub> au delà de 31,04 °C, on ne voit plus apparaître de ménisque de séparation gaz/liquide (apparition de gouttes par exemple) car les chaleurs latentes de transition de phase ne sont plus développées : on est dans le domaine du fluide *hypercritique* ou encore *supercritique*. Les propriétés d'un tel fluide sont encore mal connues.

Cette température de 31,04 °C est dite *température critique* du CO<sub>2</sub>. Au delà de cette température la "liquéfaction" est opérée sans dégagement de chaleur.<sup>4</sup>

On retiendra que la courbe isotherme d'un gaz réel ne suit plus l'hyperbole  $PV = C^te$ , son équation est inconnue<sup>5</sup> : il faut la tracer expérimentalement pour la connaître parfaitement. On notera que les changements de phase sont réversibles (isothermes quasi-statiques).

On peut déduire des courbes P(V) que si la pression est trop faible, l'état liquide n'existe pas : on a du gaz ou du solide (météorites, nébuleuses galactiques...). On constate également qu'une fois liquide, le volume du fluide reste pratiquement constant en fonction de la pression : il est pratiquement incompressible, cependant son volume reste, quant à lui, sensible à la température : il y a *dilatation* des liquides (faible, mais elle existe) : cela explique certaines variations du niveau de la mer (El Nino), cela explique également la raison pour laquelle l'eau chaude est plus "légère" que l'eau froide (masse volumique plus faible en fait) et se loge en haut d'un ballon d'eau chaude, et de même cela explique le phénomène de thermo-siphon des radiateurs à eau (eau qui circule naturellement dans le circuit d'eau, sans l'aide de pompe).

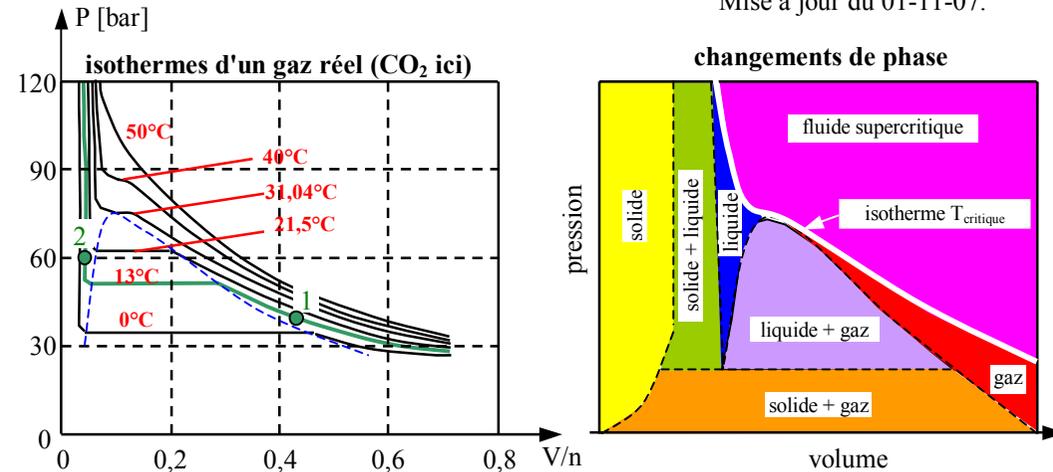
<sup>1</sup> On peut également avoir des solides sous forme amorphe, c'est-à-dire non "cristallisés", qui peuvent être considérés comme une limite de liquide à viscosité très élevée.

<sup>2</sup> Noter que dans le cas particulier de la vapeur d'eau, ce phénomène est appelé "condensation" de l'eau.

<sup>3</sup> C'est ce qu'il se passe dans les réfrigérateurs.

<sup>4</sup> On verra que la distinction gaz / liquide est en réalité arbitraire car on peut imaginer une suite de transformations qui amène de l'état "gaz" à l'état "liquide" sans avoir vu une seule goutte de liquide apparaître.

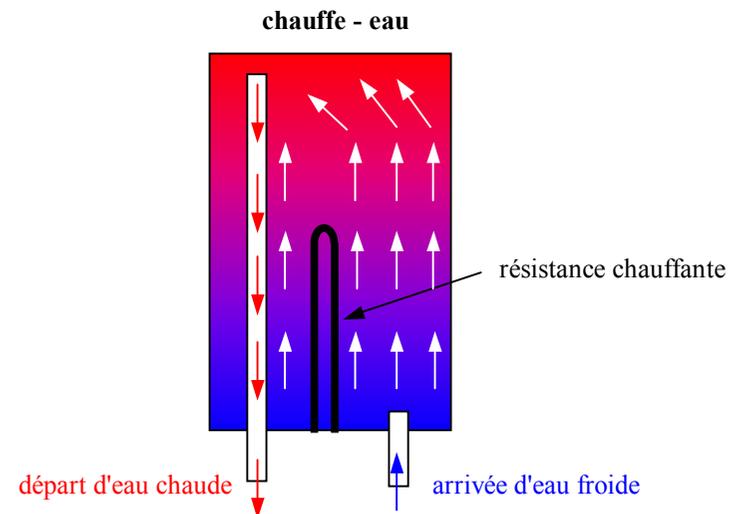
<sup>5</sup> Localement, en l'absence de changement de phase, on peut encore utiliser des équations approximatives (voir cours n°4).



**lecture** : à 13 °C sous 40 bars le CO<sub>2</sub> est gazeux (point 1)  
à 13 °C sous 60 bars le CO<sub>2</sub> est liquide (point 2)

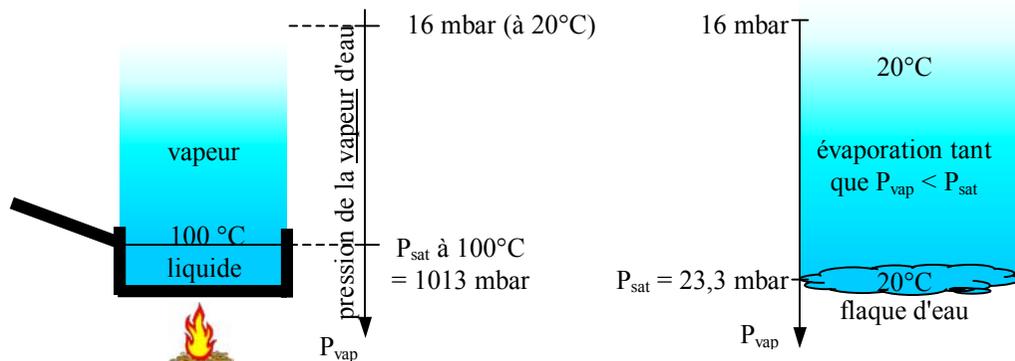
Si on comprime au-delà de la température critique ( $\approx 31 \text{ °C}$  pour le CO<sub>2</sub>), on n'a plus apparition de gouttes de CO<sub>2</sub> : il n'y a plus de chaleur latente développée pour "liquéfier" le gaz.

Le volume est pratiquement insensible à la pression mais est sensible à la température : l'eau chaude est plus légère que l'eau froide (masse volumique plus faible), ce qui permet un captage naturel facile à l'extrémité supérieure du ballon :



Bien entendu on peut alors comprendre ce qu'il se passe lorsqu'on met une casserole d'eau sur le feu. L'eau initialement liquide à 15°C est soumise à la pression atmosphérique<sup>6</sup> constante de 76 cm de mercure  $\approx 1013,25$  mbar  $\approx 1$  bar. Prenons comme système 1 kg (soit 1 dm<sup>3</sup>) d'eau initialement liquide. Sous l'action du feu sa température augmente au cours du temps (toujours sous pression de 1 bar) le point représentatif de son état P(V) se déplace sur l'horizontale  $P \approx 1$  bar et coupe toutes les isothermes jusqu'à la courbe de saturation (trajet fléché de la figure 1 à la 1/2 page de droite). Le point de rencontre avec la courbe de saturation se trouve sur l'isotherme 100 °C : une bulle apparaît dans le dm<sup>3</sup> considéré... à partir de ce moment là il devient impossible de représenter l'état du système dans le diagramme P(V) ou P(T) car la pression du système (liquide + vapeur) n'est plus homogène ( $P_{\text{liquide}} \approx 1013$  mbar et  $P_{\text{vapeur}}$  évolue vers 16 mbar), de même que le volume ( $V_{\text{vapeur}} = ?$ ) et la température ( $T_{\text{vapeur}} = ?$ ). Si l'on veut représenter l'ébullition de l'eau dans un diagramme P(V), il faut enfermer le système dans une enceinte où la pression, le volume et la température du système liquide + vapeur est parfaitement mesurable. (voir 1/2 page de droite).

Pour l'eau d'une casserole on peut cependant décrire ce qu'il se passe sans passer par un diagramme P(V) ou P(T) : à partir de 100°C l'augmentation de température de l'eau crée une bulle, ce qui nécessite un apport de chaleur supplémentaire (chaleur de vaporisation), ce qui a tendance à refroidir l'eau liquide (elle perd de l'énergie)... qui reste finalement à 100°C au lieu de s'échauffer, c'est la raison du palier de température. Ensuite la bulle (vapeur d'eau initialement saturée, à la pression de 1 bar) va se détendre progressivement de 1 bar (à 100 °C) jusqu'à atteindre (et légèrement augmenter) la pression partielle de vapeur d'eau de la cuisine, c'est-à-dire initialement 16 mbar<sup>7</sup> (à 20°C.)

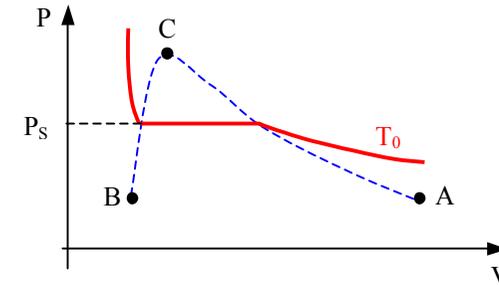


Noter qu'à la surface de toute liquide de température  $T_0$  règne  $P$  très légèrement  $< P_{\text{sat}}$  car le système est ouvert : l'eau s'évapore tant que la pression de vapeur  $P_{\text{vap}}$  de l'atmosphère reste  $< P_{\text{sat}}$

<sup>6</sup> contrairement à la vapeur d'eau qui ne voit que du vide si l'air est sec.

<sup>7</sup> Pour un taux d'humidité de 70% de l'air ambiant (à 20°C)... voir ultérieurement. Ce taux d'humidité va augmenter jusqu'à atteindre éventuellement 100 % (23 mbar de pression). A partir de cette pression, s'il reste encore de l'eau liquide, c'est la température de la vapeur d'eau qui va augmenter (ainsi que la pression saturante). La cuisine est dans un brouillard.

**définitions :**



courbe AC  $\triangleq$  courbe de rosée

courbe CB  $\triangleq$  courbe d'ébullition

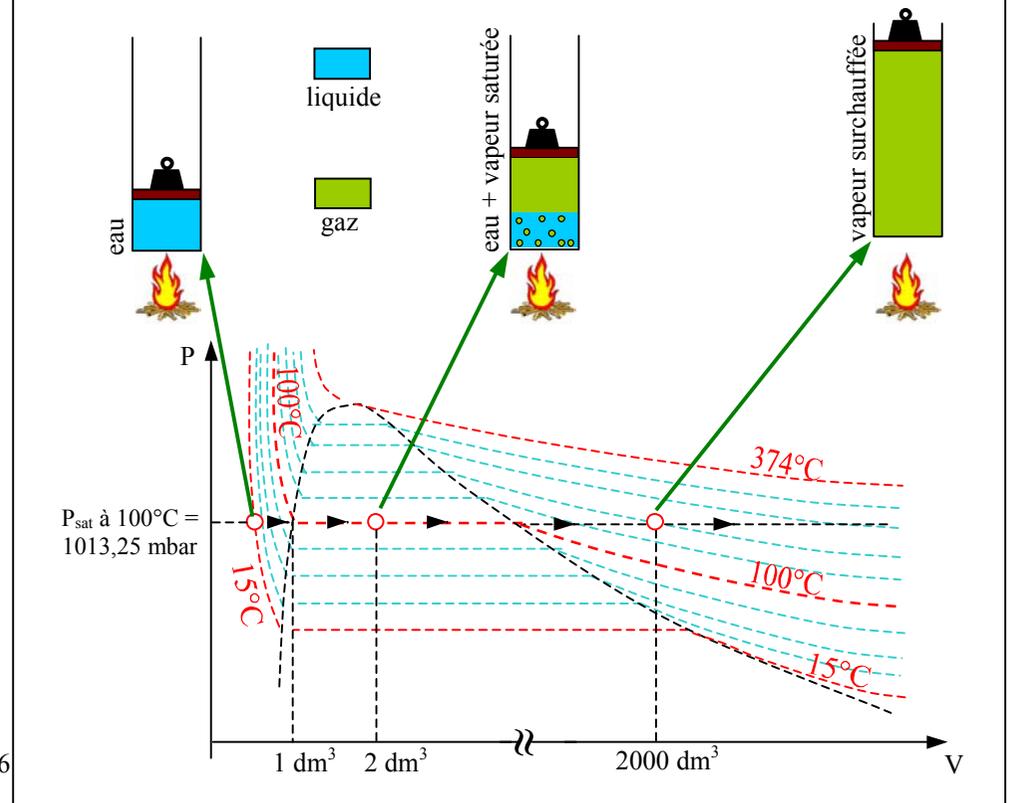
courbe AC + CB  $\triangleq$  courbe de saturation

Point C  $\triangleq$  point critique, température  $T_{\text{critique}}$

$P_s \triangleq$  pression de vapeur saturante à  $T_0$

$T_0 \triangleq$  température de liquéfaction sous la pression  $P_s$

**figure 1 : ébullition de l'eau sous pression atmosphérique :  $\approx 1013,25$  mbar**



On a vu ici qu'il est difficile d'utiliser le diagramme P(V) pour déterminer la phase d'équilibre du corps considéré : c'est le cas par exemple où le volume de gaz est mal défini car le système est ouvert (c'était le cas de la vapeur d'eau qui s'échappait dans la cuisine par ex.). Il est alors parfois plus simple d'utiliser un diagramme P(T) (voir 1/2 page de droite). De ce diagramme on déduit, à P et T donnée, la phase d'équilibre du corps considéré. **L'exercice 1 en fin du cours nous montre que les 2 phases liquide et gazeuse peuvent coexister en équilibre** car elles ne sont pas forcément soumises à la même pression. En effet : un gaz n'est soumis qu'à la pression d'un gaz identique (il ne "voit" pas les autres gaz) alors que le liquide est soumis à la somme des pressions de tous les gaz = somme des pressions partielles des gaz purs qui le compose (par exemple l'air est un corps impur composé de gaz purs : 78% en volume d'azote, 21% d'oxygène, et 1% d'autres gaz : CO<sub>2</sub> etc.). Pour avoir coexistence permanente de gaz et de liquide, il suffit que la pression du gaz soit égale à sa pression saturante ; la pression de la phase liquide sera plus élevée si plusieurs gaz coexistent (soumise aux pressions supplémentaires des autres gaz) ou égale à la pression saturante dans le cas contraire. On notera que solide et liquide mélangés sont soumis à la même pression : à température donnée seule une phase (solide ou liquide) est possible, par exemple sous -10°C et 1013 mbar (pression atmosphérique dite "normale") l'eau en équilibre thermodynamique est forcément sous forme de glace (point bleu). A 20 °C et 1013 mbar l'eau peut être à la fois sous forme liquide (soumise à la pression atmosphérique) et sous forme gazeuse à pression saturante (points rouges) :

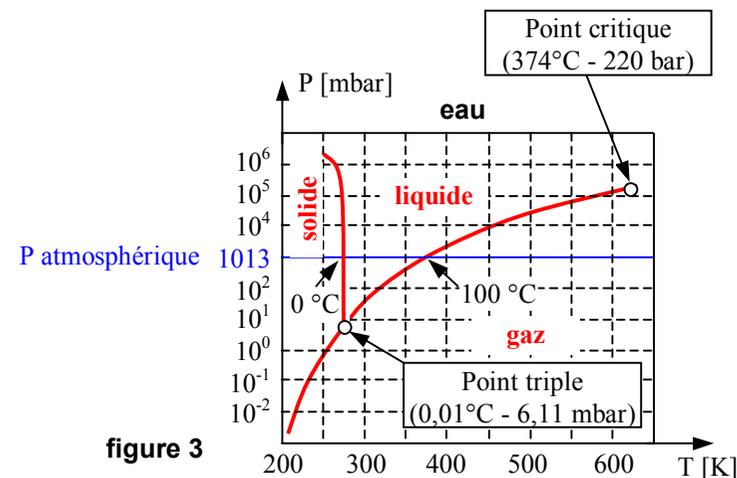
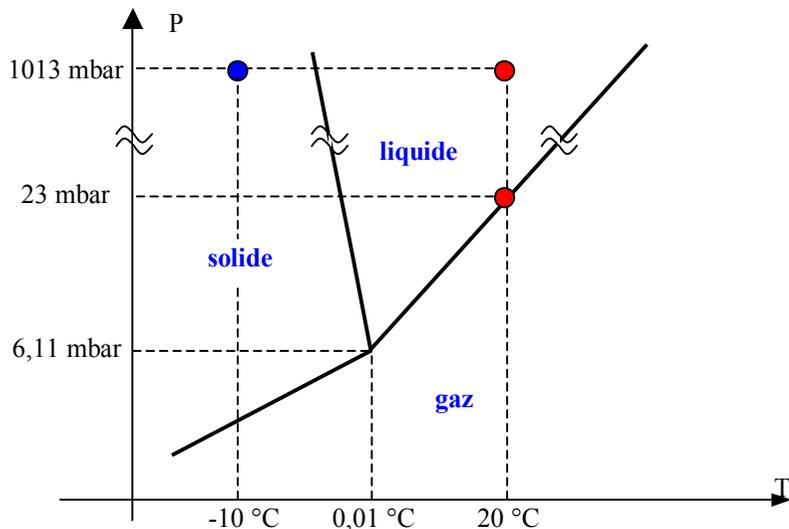


figure 3

Point triple : coexistence en équilibre des 3 phases.

Le point triple sert à étalonner les thermomètres et baromètres en usine.

Définition du kelvin :

273,16 K correspond à la température du point triple de l'eau.

0 K correspond à la température limite théorique du vide absolu.

1 K correspond à la 1/273,16<sup>ème</sup> partie de la température du point triple de l'eau

Remarque : de l'eau à 0°C / 1 bar est solide (c'est-à-dire sous forme de glace)

**Exercices 1, 2 et 3 et 6**

Pour liquéfier le CO<sub>2</sub>, par exemple, comment peut-on finalement s'y prendre ? le diagramme P(T) nous indique que l'on peut prendre le gaz à 1 bar à température ambiante (20°C) (état 1 du diagramme de la figure 2) puis le comprimer à 100 bars : si on le fait lentement la compression sera isotherme et on observera des gouttes apparaître peu à peu. Cependant on peut également effectuer la liquéfaction en passant au delà du point critique (par une compression rapide par exemple où la chaleur n'a pas le temps de s'évacuer et donc avec une élévation temporaire de température du CO<sub>2</sub>) : **on aboutira au même état final (la "liquéfaction") sans être passé par une transition de phase.** En fait cela signifie tout simplement que les phases "liquide" et "gazeuse" sont des dénominations arbitraires : il est plus rigoureux de parler d'état *fluide*<sup>8</sup>.

**Que signifient alors les courbes de transition de phase ?** En fait ces courbes ne permettent pas de délimiter la nature "liquide" ou "gazeuse" d'un corps mais de signifier autre chose : **leur franchissement implique le développement d'une chaleur latente.**<sup>9</sup> Par exemple la chaleur latente de vaporisation n'est absorbée que si la courbe de transition liquide → gaz est franchie. Ainsi les anciens frigo à CO<sub>2</sub> ne fonctionnaient pas dans des cuisines à température ambiante > 31°C (en Afrique par ex) car à cette température initiale la grille de vaporisation ne permet pas de franchir la courbe de transition (CO<sub>2</sub> "supercritique") malgré la faible pression de CO<sub>2</sub> qui y règne : le CO<sub>2</sub> n'absorbe donc pas la chaleur des aliments du frigo et le cycle de refroidissement ne démarre pas.

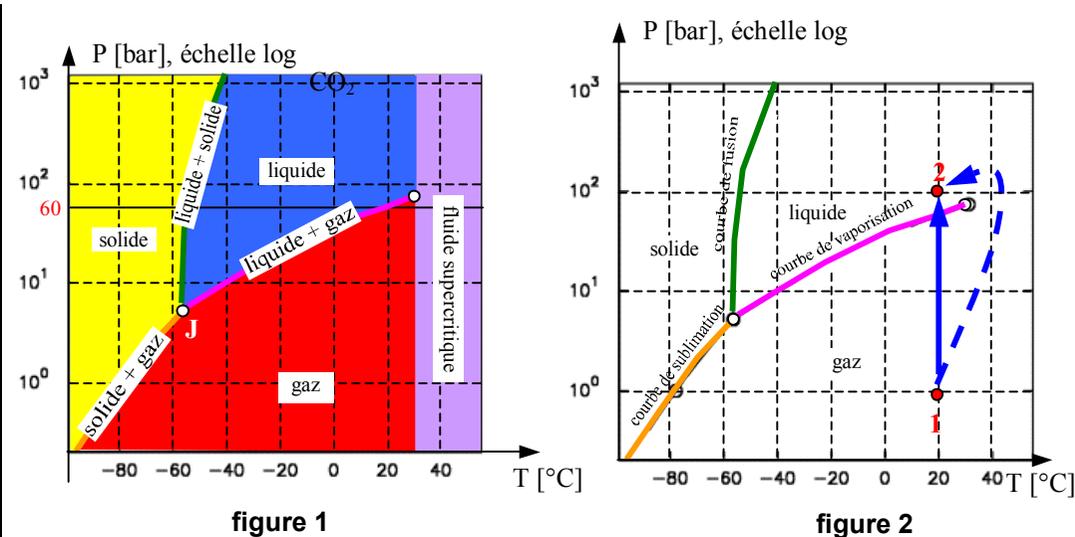
On notera qu'en réalité seuls les cristaux (arrangement ordonné des molécules) ont un point de fusion bien précis alors que les solides amorphes (arrangement désordonné des molécules, majorité des cas) ont une plage de température de fusion (ils ramollissent, on peut les considérer comme des liquides ayant une viscosité très élevée). Il faut noter également que des états d'équilibre instables existent (surfusion de l'eau qui reste liquide à -10°C sous 1 bar). On n'en parlera pas ici.

### 3. Diagramme d'état des gaz réels.

De même que pour le gaz parfait, on peut regarder dans l'espace (PVT) *la surface caractéristique* d'un gaz réel. Sa projection dans le plan P(V) nous donne les isothermes d'un gaz réel : on retrouve l'allure des isothermes du CO<sub>2</sub> vu précédemment.

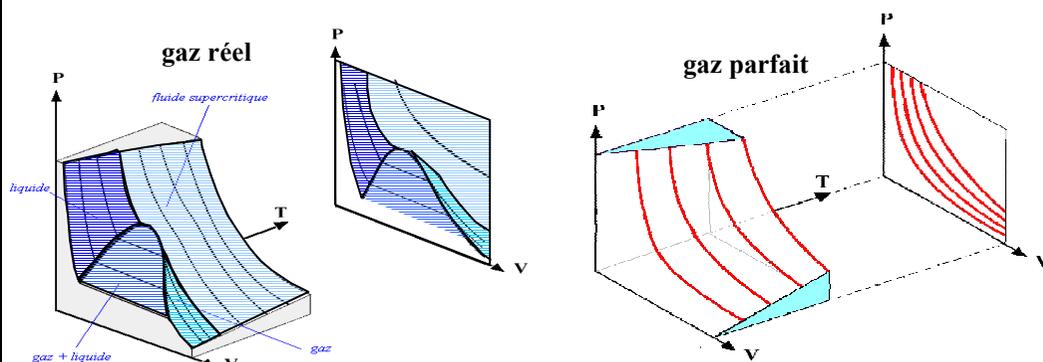
<sup>8</sup> Exemple de la brume (brouillard très chargé d'eau) : s'agit-il de vapeur d'eau saturée ou de micro-gouttes d'eau liquide ? La distinction est arbitraire !

<sup>9</sup> On a alors la séparation visible entre 2 aspects du corps qu'on attribue par méconnaissance à 2 phases distinctes (cette distinction n'étant pas valable pour les états liquide et gaz).



Courbe de fusion de l'eau avec pente négative ⇒ la glace fond sous pression (il y a de l'eau sous les patins à glace ⇒ glisse plus facilement)  
 en réalité : état liquide = état gaz = état *fluide*

### 3.



On peut obtenir un diagramme plus complet qui fait intervenir les 3 changements de phase : solide, liquide et gaz : voir 1/2 page de droite On voit alors apparaître une courbe très intéressante dans le plan P(T) : le point de Jonction J des 3 courbes s'appelle "le point triple" (pour le CO<sub>2</sub> : P ≈ 5,18 bar et T ≈ -56,15°C, pour l'eau P ≈ 6,09 mbar et T ≈ 0,01°C), qui donne la condition de coexistence des 3 phases : être à la pression et à la température du point triple. Ce point permet d'étalonner les thermomètres et les baromètres.

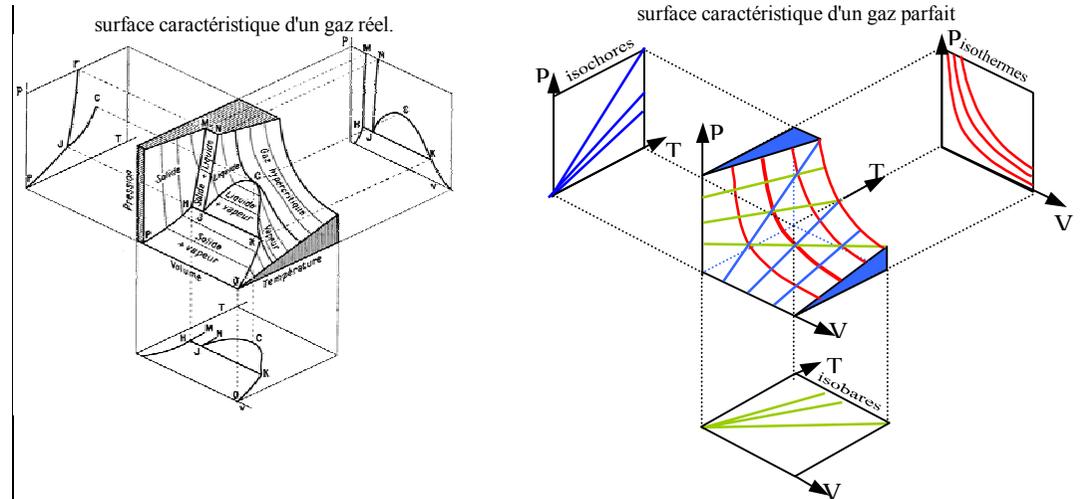
Le diagramme P(V) permet de constater que pour une quantité de matière donnée (n = 1 mole par exemple) le volume varie extrêmement en fonction de la température et de la pression : 1 mole de CO<sub>2</sub> sous 1 bar à T ≈ 13°C est gazeuse et occupe un volume de 22 litres environ, si le gaz se trouve liquéfié, le volume se réduit à 0,1 litre maximum (volume critique) : on dit que la liquéfaction "crée du vide" et aspire le piston de manière à ce que son volume soit < volume critique (<sup>10</sup>).

A la 1/2 page de droite on compare les projections des isobares, isochores et isothermes des gaz réels et parfaits.

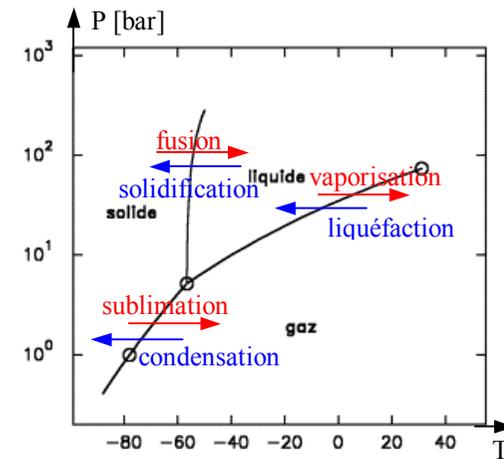
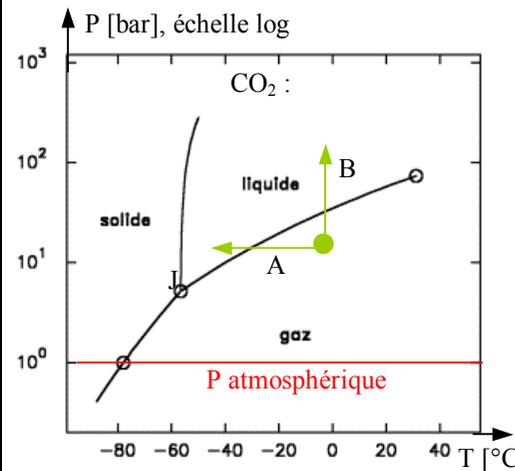
Le diagramme P(T) d'un gaz réel (1/2 page de droite) nous indique que pour liquéfier le gaz (forcément réel, puisqu'il se liquéfie), il suffit de refroidir le gaz (trajet A, ce sera utilisé par les machines à vapeur) ou augmenter la pression (trajet B, ce sera utilisé pour les frigo). A l'inverse, la vaporisation aura lieu à température plus élevée ou pression plus faible (détente de Joule-Thomson des frigo qui, liée à la température froide du frigo, crée une vaporisation et donc crée une absorption de chaleur).

On donne également à la 1/2 page de droite la définition des termes utilisés lors des changements de phase. Les flèches rouges correspondent aux transformations qui absorbent une chaleur latente de changement de phase. Les flèches bleues correspondent aux transformations qui expulsent une chaleur latente de changement de phase. Ainsi la vaporisation d'un corps nécessite un apport de chaleur de l'extérieur : si on place de l'éther liquide (initialement à 20°C) sur notre peau, on aura une sensation de froid qui n'est pas due à la (grande ?) conductivité thermique de l'éther mais à sa vaporisation dans l'air ambiant (il est étai sous forme liquide dans la bouteille et se détend brutalement à une pression proche du vide : trajet B, en sens inverse, de la 1/2 page de droite). De même 1 kg d'eau liquide (système considéré) dans une jarre en terre cuite s'évapore progressivement à travers la parois poreuse de la jarre ce qui refroidit les parois de la jarre ("extérieur" du système) et donc l'eau qui la contient : l'eau garde une température plus faible qu'à l'extérieur (paraît-il : je n'ai pas vérifié si c'était mesurable !).

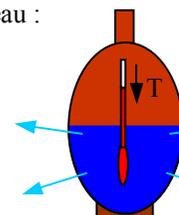
<sup>10</sup> La liquéfaction du gaz, à température du refroidisseur imposée, sera imposée par une dépression due à une détente. C'est le principe de la machine à vapeur de Newcomen.



définitions



jarre d'eau :



évaporation aux parois ⇒ retrait de chaleur des parois de la jarre ⇒ refroidissement des parois et du liquide.

#### 4. Enthalpie et diagramme enthalpique P(H)

##### 4.1. Enthalpie et chaleur de changement de phase (chaleur latente).

Nous avons vu, au cours n°1 de thermodynamique ("Température et chaleur") que le changement de phase à pression constante d'un corps nécessitait un apport ou un retrait de chaleur, sa température ne variant alors pas durant le changement de phase. Nous avons vu que, pour calculer la chaleur  $Q_L$  nécessaire à la transition de phase, il fallait connaître "la chaleur latente"  $L$  du corps considéré de masse  $M$  et on avait alors  $Q_L = M \times L$ . Cela n'est pas très précis car la chaleur latente dépend en fait de la température à laquelle le changement de phase s'opère... et  $L$  n'est donné en général que pour quelques températures particulières.

On a vu alors que le diagramme enthalpique  $H(T)$  permettait de connaître plus précisément la chaleur échangée lorsqu'une transformation est isobare. Le changement de phase isotherme étant forcément isobare, on en déduit alors que  $Q_L = \Delta H$  (<sup>11</sup>) pour une isotherme ou une isobare, lors du changement de phase. Par exemple la chaleur latente développée pour faire fondre la glace de  $-10^\circ\text{C}$  à  $+10^\circ\text{C}$  (voir figure 1) vaut  $\Delta H = 100\text{ kJ}$ . Attention :  $\Delta H$  ne représente pas la chaleur totale fournie pour passer de  $-10^\circ\text{C}$  à  $+10^\circ\text{C}$ , mais seulement celle qui a été nécessaire pour effectuer la transition de phase solide  $\rightarrow$  liquide. Noter que toutes les transformations de solides ou de liquides qui s'effectuent sous pression atmosphérique (en chimie par ex.) sont isobares  $\Rightarrow$  la variation d'enthalpie permet de connaître les chaleurs dégagées ; dans ce cas, s'il y a un changement de phase, alors la transformation est isotherme.

##### 4.2. Diagramme enthalpique P(H).

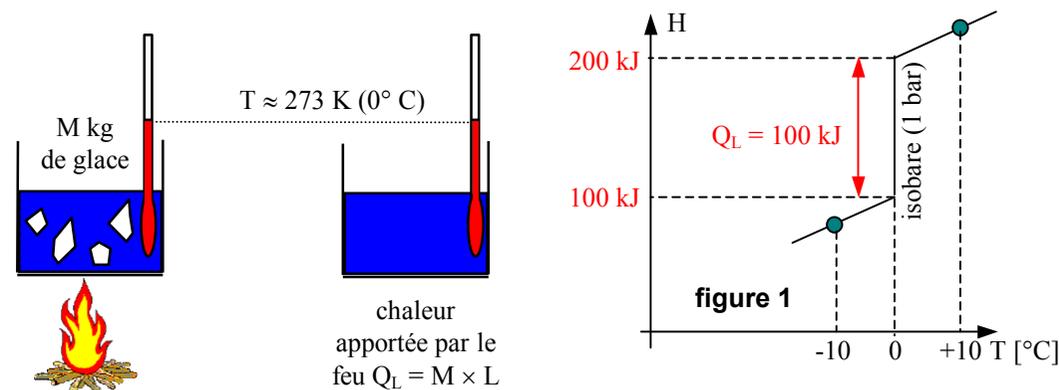
Le diagramme  $P(H)$  représente  $P$  en fonction de  $H$ . Il ressemble beaucoup au diagramme de Clapeyron et permet, comme précédemment, la détermination précise d'une chaleur (ou d'un travail total, voir cours n°3) développée lors d'une transformation.

On y repère la transformation isobare et on en déduit la chaleur échangée lors de cette transformation isobare en y lisant  $\Delta H$  de part et d'autre de l'isobare.

Exemple : on représente dans les 2 plans ( $P-V$  et  $P-H$ ) la transformation 1-2 (isobare obtenue par refroidissement isobare d'un fluide dans un cylindre par exemple) puis la transformation 1'-2' (isotherme obtenue par compression lente d'un fluide dans une enceinte diathermique). On en déduit grâce au diagramme  $P(H)$  les chaleurs  $Q_{12}$  et  $Q_L$  dégagées lors des phases isobares. (les travaux de transformations sont lus avec les diagrammes  $P-V$  par un calcul de surface).

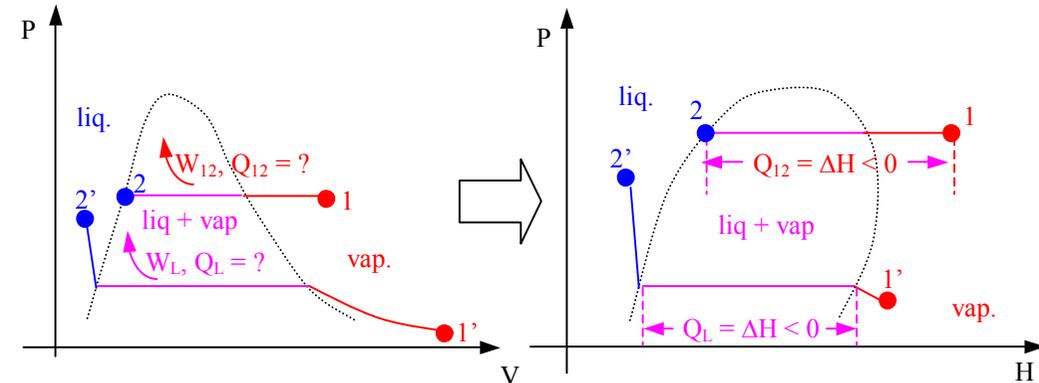
Remarque : on peut encore utiliser les diagrammes "de Molier"  $T(S)$  (température en fonction de l'entropie) utilisables pour déterminer les chaleurs échangées lors des transformations réversibles... donc pour les changements de phase en particulier ou en négligeant les chaleurs de frottements des transformations irréversibles. On n'en parlera pas ici.

#### 4.1.



ici  $L$  = chaleur latente massique de fusion de l'eau à  $0^\circ\text{C}$

#### 4.2.



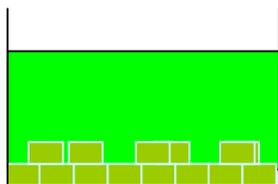
<sup>11</sup> Rappel :  $\Delta H = W_t + Q$  avec  $W_t$  le travail total effectué par le compresseur.

## 5. Le cas particulier de l'eau

Le cas particulier de l'eau aboutit à d'innombrables publications scientifiques (voir le site internet du CNRS par ex), dont les phénomènes météo. On se bornera à n'en étudier que quelques uns.

### 5.1 La glace flotte sur l'eau

Tout d'abord l'eau est, avec la fonte, un corps très particulier : de 0 à 4 °C son volume diminue lorsque la température augmente (dilatation à l'envers) : la masse volumique de l'eau est maximale à 4°C (sous pression atmosphérique, soit 1013 mbar), c'est-à-dire que son volume est minimal. Cela implique que le glaçon ( $T \leq 0^\circ\text{C}$ , c'est-à-dire en particulier  $< 4^\circ\text{C}$ ) flotte sur l'eau : cela protège l'eau en cas d'abaissement de la température extérieur<sup>12</sup>. Tous les autres corps ont leurs cristaux qui tombent au fond de leur état liquide :



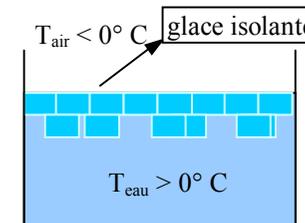
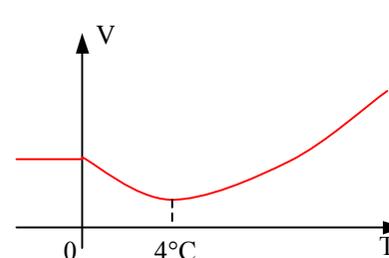
### 5.2. La glace se liquéfie sous pression.

La courbe de fusion (courbe de transition solide / liquide) a une pente  $dP/dT$  négative, ce qui est exceptionnel. Cela signifie qu'à température donnée ( $< 0^\circ\text{C}$ ) il suffit de comprimer la glace pour obtenir de l'eau<sup>13</sup>. Dans le cas d'un patineur, son poids sur les patins donne une pression de  $9 \cdot 10^5 \text{ Pa}$  (poids de 650 N réparti sur une surface de  $2 \text{ mm} \times 20 \text{ cm}$  pour chaque pied  $\Rightarrow P \approx 8 \cdot 10^5 \text{ Pa}$  à ajouter à  $1 \cdot 10^5 \text{ Pa}$  de pression atmosphérique  $\Rightarrow$  la pression sous chaque patin vaut  $\approx 9 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ ). A cette pression sous  $T \approx -5^\circ\text{C}$  la glace devient liquide et le patin glisse sur un film d'eau, ce qui évite qu'il soit freiné par de la glace accrocheuse. Le barreau de glace à  $-1^\circ\text{C}$  qui soutient un fil relié à une masse sera liquéfié au niveau de son attache qui va se mettre à descendre tandis que la glace va se recomposer au dessus (libéré de sa pression) : la masse va finalement tomber en ayant laissé intact le barreau de glace...rigolo non ?

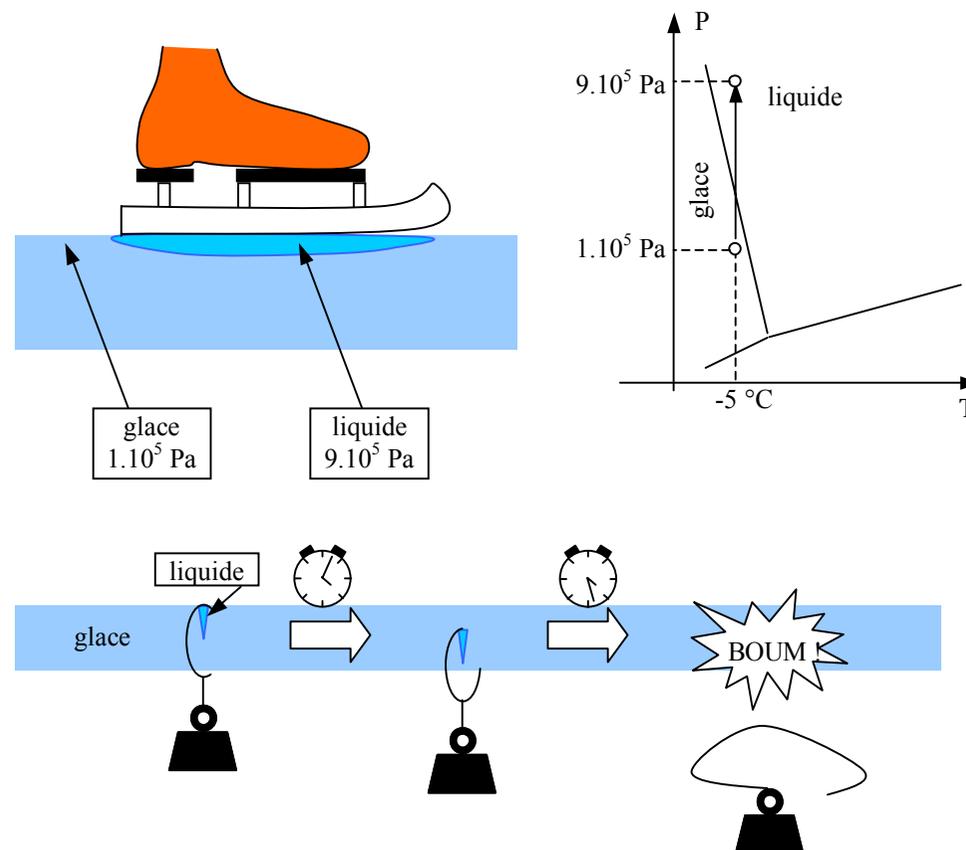
<sup>12</sup> la conductivité thermique de la glace vaut  $\lambda \approx 2 \text{ W.K}^{-1}\text{m}^{-1}$  alors qu'elle vaut pour l'eau  $\lambda \approx 0,6 \text{ W.K}^{-1}\text{m}^{-1}$  (et pour 20 cm de neige  $\lambda \approx 0,4 \text{ W.K}^{-1}\text{m}^{-1}$ ) : la glace évacue donc mieux la chaleur que l'eau...l'intérêt de la glace ici est finalement d'éviter la perte de chaleur par convection et non par conduction.

<sup>13</sup> Rappelons que dans le cas général, c'est le contraire qui se produit : en comprimant un liquide on le solidifie (voir le cas du  $\text{CO}_2$  décrit précédemment).

### 5.1



### 5.2.



### 5.3 l'eau possède une chaleur massique et une chaleur de fusion très élevée.

On a pour la glace  $L_f \approx 3,52 \cdot 10^5 \text{ J/kg}$  (chaleur à apporter à la glace pour la faire fondre, c'est-à-dire pour briser les liaisons intermoléculaires) à comparer avec les autres corps : elle est considérable. Cela implique qu'il faut apporter beaucoup d'énergie pour faire fondre la glace (température de l'air ambiant  $> 0^\circ\text{C}$  pendant suffisamment longtemps)...ou bien retirer beaucoup d'énergie à l'eau pour la glacer (température  $< 0^\circ\text{C}$  pendant suffisamment longtemps) : l'eau (ou la glace) agit en hiver comme un pouvoir tampon vis-à-vis des variations de température de l'air autour de  $0^\circ\text{C}$ , c'est-à-dire qu'elle s'oppose vigoureusement à une chute de température lors d'un retrait de chaleur ou bien à une augmentation de température lors d'un apport de chaleur...cela préserve la faune et la flore.

Ajoutons à cela que la chaleur massique de l'eau liquide est également très élevée, ce qui implique qu'une fois la transition de phase effectuée, il faut encore apporter (ou retirer) beaucoup de chaleur pour élever (ou abaisser) sa température. Il est d'ailleurs bien connu que les villes situées en bord de mer ont des variations moindres de température... **Conclusion : l'eau s'oppose à toute variation de température**

### 5.4. Boum dans les tuyauteries ! (cavitation).

Ce phénomène n'est pas propre à l'eau (il existe pour l'huile des pompes) et de nombreuses recherches scientifiques étudient le phénomène dans ses détails encore mal compris.

L'eau qui passe par un rétrécissement quelconque, par exemple oxydation des vieux tuyaux) voit sa vitesse augmenter (débit massique constant et eau incompressible) et sa pression diminuer<sup>14</sup>. Lorsque le rétrécissement est suffisamment faible alors l'eau s'écoule à une vitesse suffisamment élevée ( $v > 14 \text{ m/s}$  qui correspond à  $1/2\rho v^2 \approx 1 \text{ bar}$  de dépression, soit une pression d'eau proche de 0 bar), ce qui provoque une chute de la pression de l'eau. Cette chute de pression isotherme entraîne une vaporisation de l'eau (voir 1/2 page de droite), c'est-à-dire apparitions de bulles ("cavités"). Lorsque le rétrécissement est terminé, la vitesse de l'eau décroît et sa pression augmente : la bulle d'eau disparaît par liquéfaction en quelques  $\mu\text{s}$  ("collapse"). Lors de la liquéfaction il y a évacuation de la chaleur, émission d'un jet liquide et création d'une onde de pression. Ces phénomènes<sup>15</sup> ont pour effet d'abriter les parois des tuyaux, les pales de turbines, de pompes hydrauliques etc.

Ce phénomène intervient également à l'extrémité des hélices des navires (abrasion des pales), des torpilles (améliore la portée par création d'une bulle enveloppante). Cependant je ne crois pas que la cavitation est à l'origine du bruit dans les robinets domestiques (contrairement à ce qu'affirme l'Atlas de la physique) car la vitesse d'écoulement reste trop faible. Ce dernier phénomène est, d'après moi (et quelques ingénieurs hydrodynamicien), lié à la turbulence de l'eau sous le clapet d'un robinet mal ouvert qui a pour effet de repousser et attirer successivement le clapet sur son siège, d'où le bruit...

<sup>14</sup> Equation de Bernoulli en un point donné de la canalisation :  $P + \frac{1}{2}\rho v^2 = C^{te} \Rightarrow$  si  $v$  augmente alors  $P$  diminue.

<sup>15</sup> On ne sait pas encore très bien quelle est l'origine exacte de l'abrasion, mais ce n'est certainement pas la chaleur car les impacts sont bien localisés. Il semble que dans certains cas les abrasions sont dus essentiellement au jet (impact unique) alors que dans d'autres cas ils sont dus à la surpression locale (plusieurs impacts localisés). La recherche est en cours...

### 5.3.

chaleur latente de fusion ( $\times 10^5 \text{ J}\cdot\text{kg}^{-1}$ ) :

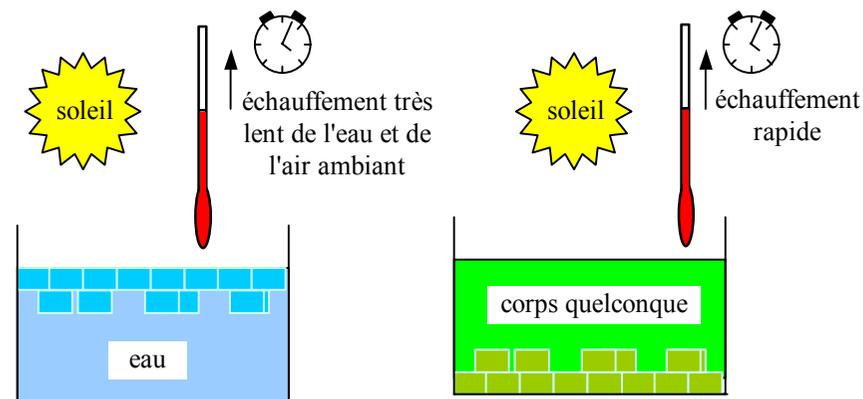
Hg	O <sub>2</sub>	N <sub>2</sub>	H <sub>2</sub>	Ag	éther	Pt	éthano l	benzène	fer	eau
0,12	0,17	0,28	0,64	1,02	1,08	1,11	1,20	1,40	2,70	3,52

sources : Atlas de la physique, par Hans Breuer, Livre de Poche.

chaleur massique à  $20^\circ\text{C}$  ( $\text{J}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ) :

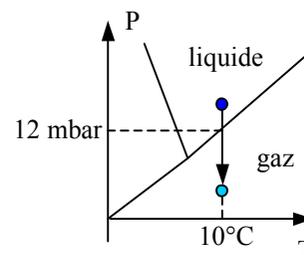
Pb	Hg	Ag	Cu	verre	Al	porcelain e	alcool	béton	eau
129	139	234	385	840	896	1100	2470	2900	4187

sources : Atlas de la physique, par Hans Breuer, Livre de Poche.

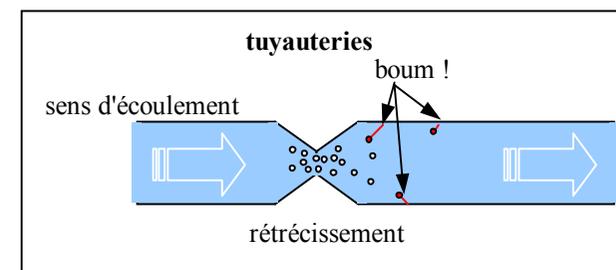


### Exercice 4.

### 5.4.



### exercice 7.



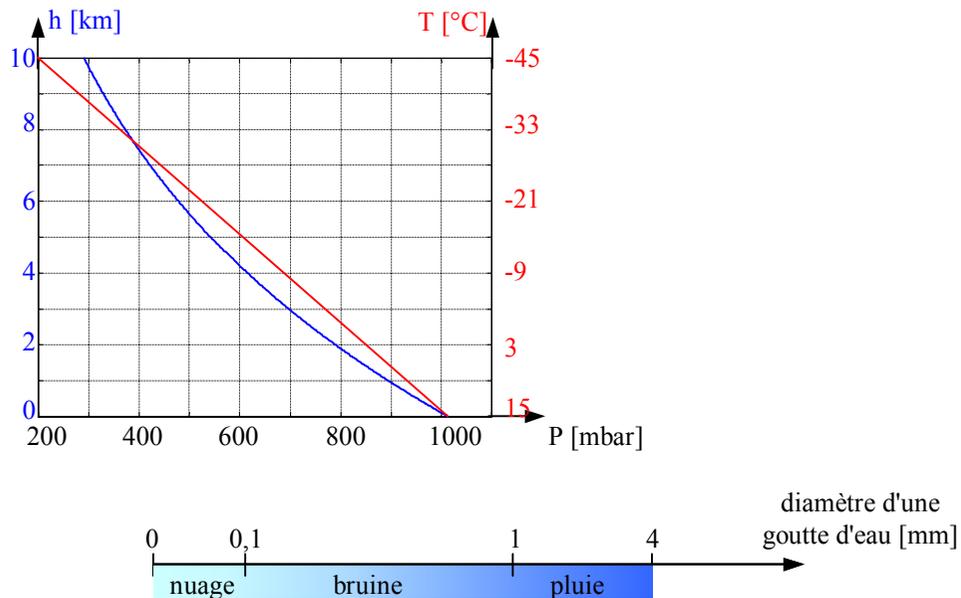
### 5.5. La météo.

Cette partie est essentiellement déduite de l'ouvrage "La météo", d'Eleanor Lawrence, éditions Gründ. J'ai simplement "traduit" cet ouvrage en termes de thermodynamicien (vulgarisation à l'envers !).

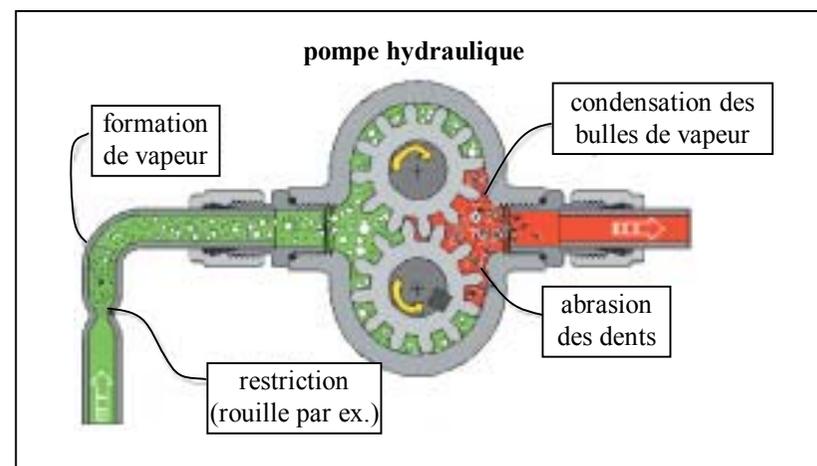
La météo dépend en gros de 3 variables : la température de l'air, la pression de l'air et la présence de l'eau dans l'air (plus exactement dans la *troposphère* qui concerne grosso modo les altitudes < 10 km). Ces variables évoluent constamment sous l'action de l'échauffement inégal de notre planète sous l'action du soleil (rotation de la Terre, ombre...). La différence de pression (pour une même altitude) d'un point à un autre engendre le vent (direction du gradient de pression).

Les nuages sont essentiellement dus à la présence d'eau dans la troposphère : sous forme de micro-gouttelettes liquides<sup>16</sup> (cumulus) ou de glace (cirrus). La phase de l'eau dépend de sa température et de sa pression partielle, qui sont 2 variables largement déterminées par la pression, via l'altitude (voir 1/2 page de droite).

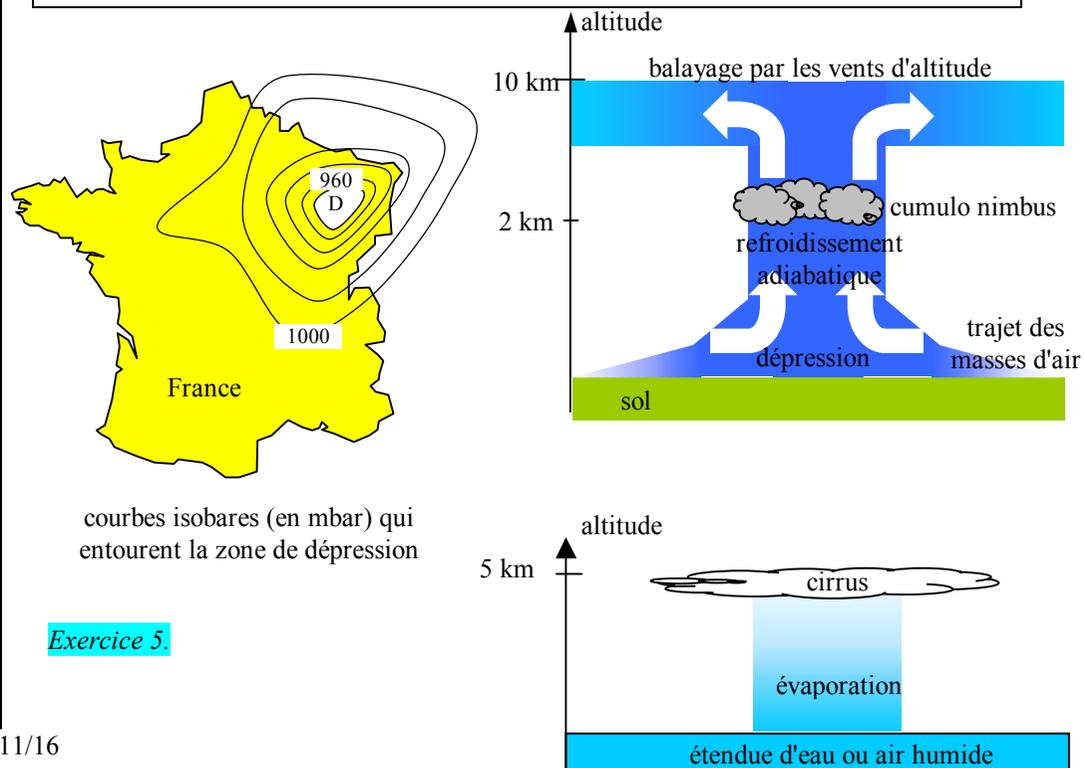
La pression moyenne de l'air (et non de la vapeur d'eau) est liée à l'altitude par la relation  $P \approx 1013 e^{-h/8005}$  [mbar] et dans la troposphère la température baisse de 0,6 °C pour 100 m (la température moyenne au sol de la Terre vaut 15°C).



<sup>16</sup> Si les gouttes d'eau sont de diamètre > 1 mm alors elles évoluent en pluie.



### 5.5.



### Exercice 5.

1<sup>er</sup> cycle universitaire. BTS.

Cours de Thermodynamique n° 6 : Changement de phase des corps purs.

C. Haouy, professeur de Physique Appliquée

Mise à jour du 01-11-07.

On ne peut pas, en toute rigueur, représenter l'état du système (masse d'eau ou mole d'eau) dans un diagramme P(V) ou P(T) car la pression et la température de la vapeur ne sont pas homogènes et le volume pas défini. Cependant on peut essayer de faire une entorse en utilisant un diagramme P(T) et en considérant qu'une mole (par ex.) de vapeur à pression usuelle (10 à 20 mbar par ex, lié au taux d'humidité de l'atmosphère) occupe un volume suffisamment restreint (de l'ordre du m<sup>3</sup> à 10°C) pour considérer sa température homogène...voir 1/2 page de droite.

### La dépression.

Il s'agit d'une zone dont la pression est < pression de toute la zone environnante (lettre D sur les cartes météo). Dans ce cas il y a un appel d'air vers la zone de dépression, l'air environnant s'engouffre dans ce "vide" ce qui crée du vent. Où va cette masse d'air déplacée ? Tout simplement verticalement<sup>17</sup> : il y a ascension rapide de l'air qui y subit alors une détente adiabatique, donc un refroidissement (voir exercice 5); si la masse d'air est humide il y a création de nuages dans la zone moyenne de la troposphère (environ 5 km d'altitude), ce qui peut donner de la pluie (voir ce qui suit). Elle est donc souvent synonyme de mauvais temps.

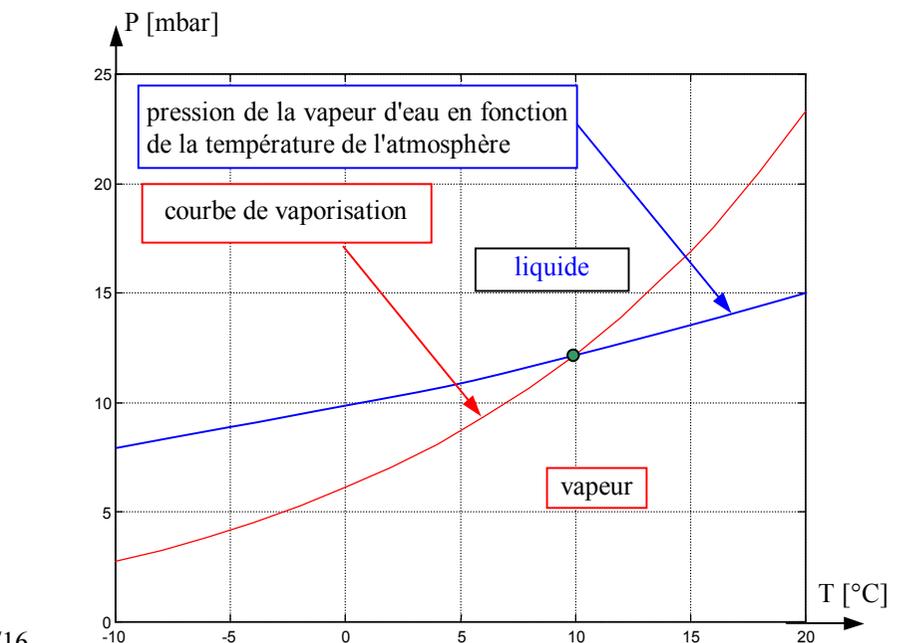
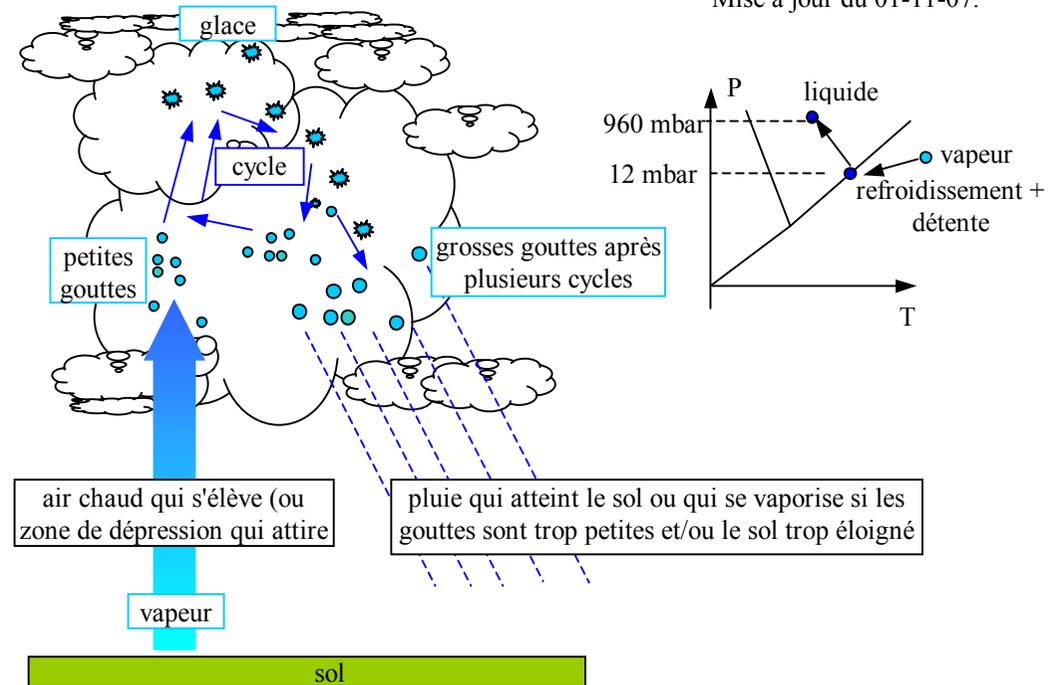
### Les nuages.

Ils se forment dès que la pression de la vapeur (de température T) atteint la pression de vapeur saturante à T : la vapeur se solidifie si  $T < 0^\circ\text{C}$  (glace) ou se liquéfie dans le cas contraire. Exemple : de l'air à 15°C au niveau du sol (1000 mbar) et de 80% de taux d'humidité (13,5 mbar) forme un nuage à 600 m d'altitude si la vapeur subit une détente adiabatique (voir exercice 5).

Si la vapeur ne subit pas de détente adiabatique alors elle va s'élever à la température de l'air ambiant (qui décroît avec l'altitude) et sa pression va diminuer. Si l'on suppose sa pression proportionnelle à la pression de l'air ambiant (je n'ai pas d'information à ce sujet), la courbe P(T) de la vapeur intercepte la courbe de vaporisation pour  $T = 10^\circ\text{C}$  (voir 1/2 page de droite), ce qui signifie que la vapeur se liquéfie (on dit "se condense" dans le cas particulier de l'eau) pour  $T = 10^\circ\text{C}$ , ce qui correspond à  $h \approx 800$  m : on a donc des cumulus dont la base se situe à environ 800 m d'altitude (mon livre de météo m'indique que les cumulus se développent généralement à partir de 700 m, mes hypothèses de départ semblent donc être bonnes). Si l'air avait été sec la pression saturante n'aurait été atteinte que pour une température  $< 0^\circ\text{C}$ , c'est-à-dire pour une altitude élevée c'est un nuage de glace (les cirrus se développent vers  $h = 5$  km). Ce n'est pas le cas si la vapeur est entraînée par le vent (dépression ou franchissement d'un relief) car dans ce cas on a une détente ou compression adiabatique<sup>18</sup> (voir exercice 5) où la température est liée à la détente subie. De tels nuages sont alors formés assez bas car la température faible est rapidement atteinte : la pression saturante est donc très rapidement atteinte (d'autant plus bas que l'air est initialement humide : on a des cumulo nimbus ou des nimbo-stratus : nuages noirs dont la base peut descendre à 500 m d'altitude seulement). Ces derniers génèrent souvent des pluies issues de la fonte de glace (elles refroidissent l'atmosphère).

<sup>17</sup> A la verticale d'une dépression se trouve un anticyclone (zone de haute pression).

<sup>18</sup> Lorsque la variation de température de la vapeur n'est pas due à la variation de température de l'atmosphère mais à la variation de pression verticale (altitude) de l'atmosphère, la détente est adiabatique car le phénomène est rapide (déplacement d'air due à des variations horizontales de pression).



### La pluie.

lorsque la vapeur d'eau d'une masse d'air se liquéfie pour donner un nuage formé de gouttelettes d'eau, elle libère une chaleur latente de vaporisation. Cette chaleur a pour effet d'augmenter la température de l'air ambiant et provoque à nouveau un courant ascendant. L'air chaud (par rapport à "l'extérieur", sa température peut être cependant  $< 0\text{ }^{\circ}\text{C}$ ) prend de l'altitude en entraînant dans son ascension les gouttelettes d'eau précédemment formées. Ces gouttes d'eau (soumises à la pression atmosphérique de l'ordre de 500 à 1000 mbar) atteignent alors une température  $< 0^{\circ}\text{C}$  : elle se transforme en glace à la limite supérieure du nuage.

Le cristal de glace d'altitude est bombardé à son tour par de nouveaux cristaux qui se forment au fur et à mesure : il prend du poids et se met à tomber. Il atteint alors une plus faible altitude où sa température devient  $> 0^{\circ}\text{C}$  (influence également des frottements de l'air) : il redevient liquide et, si sa masse est faible, se vaporise à nouveau<sup>19</sup> ...et est à nouveau entraîné dans une ascension (due à l'air chaud)...on a un mouvement cyclique de va et vient (convection) qui augmentent la masse de l'eau liquide. Finalement l'eau ne se vaporise plus entièrement lors de sa descente et ne remonte pas car elle est trop lourde : elle tombe en pluie (relativement froide car issue de la fonte de cristaux de glace). Ces cas sont typiques des cumulo-nimbus ou nimbo-stratus.

Il existe également des pluies pour lesquelles le même mouvement de va et vient s'effectue à des températures  $> 0^{\circ}\text{C}$  (dans les tropiques) : ces pluies sont dites "chaudes".

Evidemment, on pourrait décrire la neige, la grêle, le givre, le brouillard etc...il ne s'agit pas ici d'un cours de météo, je vous conseille alors de lire l'ouvrage cité au début du paragraphe 5.5.

---

<sup>19</sup> la pression de vapeur de l'atmosphère est  $< P_{\text{sat}} \Rightarrow$  évaporation d'autant plus rapide que les gouttes sont est balayées par des vents ascendants.

### Remarque : la sueur de notre corps

#### Quand on sue, ça refroidit notre corps...pourquoi ?

Première idée : l'eau conduit mieux la chaleur que l'air. La chaleur est donc mieux évacuée de notre corps en présence de sueur.

Réponse : vrai, mais faisons l'expérience suivante : on prend une douche, et, tout mouillé, on se sèche devant un radiateur avec ventilateur d'air chaud. Brrrr, on a froid ! On aurait dû, d'abord, se sécher à la serviette !

Etrange...en fait, le radiateur avec ventilateur souffle de l'air chaud dont la température est  $> 37^{\circ}\text{C}$  : on aurait donc dû avoir chaud si la première idée évoquée ci-dessus avait été bonne.

**Interprétation** : lorsqu'on sue, l'eau de notre corps s'évapore (tant que l'air n'est pas saturée d'eau...c'est-à-dire en dehors de brouillard des forêts tropicales). En s'évaporant elle acquiert de la chaleur de vaporisation, tirée en partie de notre corps (à la surface de contact peau-sueur), cette chaleur étant tirée de notre corps, on se refroidit !

La sueur a donc pour rôle, non pas d'améliorer l'évacuation de la chaleur par conduction (lorsqu'on a plus chaud que l'air ambiant) mais d'évacuer la chaleur par transition de phase eau  $\rightarrow$  gaz (absorption de chaleur latente de vaporisation)

D'ailleurs : on ne sue pas seulement lorsque notre température est plus élevée que celle de l'air ambiant, mais également lorsque l'air ambiant a une température plus élevée que notre corps (le phénomène de conduction de chaleur par la sueur empirerait la situation dans ce dernier cas...heureusement alors que l'évaporation prend le dessus !). Dans les saunas on peut ajouter des louches d'eau sur des pierres chauffées et provoquer alors une atmosphère saturée d'eau : on sue mais la sueur ne se vaporise plus : on a beaucoup plus chaud que si on n'avait pas saturé l'air de vapeur d'eau.

## Exercices sur les changements de phase des corps purs

Notez bien que ces exercices font parti intégrante du cours et doivent être résolus au fur et à mesure de leur apparition dans le cours. Ils permettent de bien assimiler les concepts abordés dans chaque paragraphe et de se donner quelques ordres de grandeur. Ils sont parfaitement adaptés au paragraphe étudié. Les données numériques sont issues de différents ouvrages. Il n'est pas certain qu'elles soient exactes à la décimale près...de toute façon la physique est une science qui modélise, et donc qui fait des approximations ! Cela nous suffira amplement !

Les valeurs numériques des constantes physiques sont souvent issues du "Cours de Berkeley, physique statistique, volume 5" qui donne l'incertitude des valeurs (écart type) et datent de...1965 : il est probable que les incertitudes actuelles soient plus faibles.

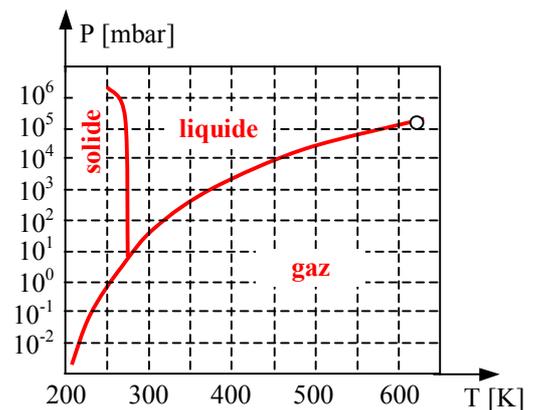
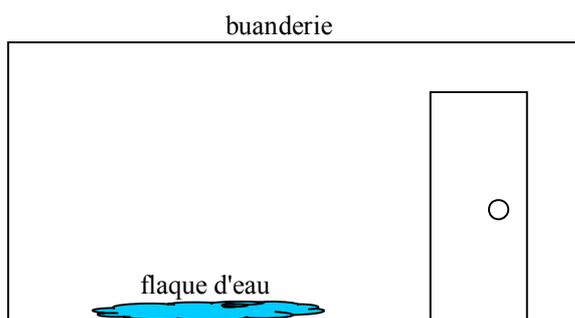
### Exercice 1. Détermination d'une quantité d'eau évaporée.

Nous sommes dans notre buanderie ( $T \approx 20^\circ\text{C}$ ) de dimensions  $3 \times 4 \times 2,5 \approx 30 \text{ m}^3$ , une flaqué d'eau d'1 L règne par terre.

- Est-il possible de répondre à cette question : est-ce que toute l'eau va s'évaporer ? (c'est-à-dire : est-ce que l'eau liquide est la seule phase d'équilibre possible de l'eau à  $20^\circ\text{C}$ )

Le taux d'humidité initial de la buanderie est de 60%, cela signifie que la pression de la vapeur d'eau est égale à 60% de la pression de la vapeur d'eau saturée.

- Indiquez sur le diagramme ci-dessous la pression de la vapeur saturée d'eau. (On prendra 23 mbar par la suite)

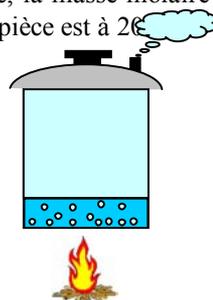


- Démontrez que l'on a une flaqué d'eau de volume 0,8 L qui subsistera dans la buanderie (on assimilera la vapeur d'eau à un gaz parfait qui suit donc la relation  $PV = nRT$  avec  $R \approx 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$  et on utilisera le fait que la masse molaire de l'eau est de 18g/mol).

Rép : 1 : non ;

### Exercice 2 : Principe de la cocotte – minute (ou "auto-cuiseur").

Nous disposons d'une cocotte - minute de 8 litres dans laquelle nous plaçons 1 litre d'eau pure ( $m \approx 1\text{kg}$ ). On donne la masse molaire atomique de l'hydrogène  $M_H \approx 1 \text{ g/mole}$ , la masse molaire atomique de l'oxygène :  $M_O \approx 16 \text{ g/mole}$  et la constante des gaz parfaits  $R \approx 8,31 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ . L'air de la pièce est à  $20^\circ\text{C}$ .



- Calculez la masse molaire de l'eau ( $\text{H}_2\text{O}$ ), déduisez - en le nombre de moles d'eau  $n_{\text{eau}}$  contenues dans 1 litre.

On ferme la cocotte - minute. Etant donné que l'air enfermé est d'une composition chimique différente de l'eau, la pression de la vapeur d'eau est initialement de 0 bar <sup>(20)</sup>. On place la cocotte minute sur le feu. La pression de vapeur saturante de l'eau est donnée par la relation de Duperray <sup>(21)</sup> :  $P_{\text{sat}} = P_0(t/100)^4$  où  $P_0 = 1 \text{ atm}$  ( $= 760 \text{ mm Hg}$  ou  $\approx 1013,25 \text{ mbar}$ ) et  $t =$  température en °C.

On rappelle que  $n_{\text{eau}} = n_{\text{gaz}} + n_{\text{liq}}$ .

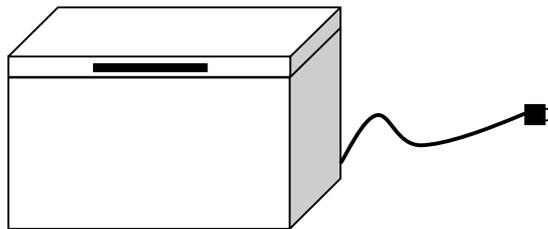
Le diagramme P(T) de l'eau est donné à l'exercice précédent.

- Quelle est la température d'ébullition de l'eau sous 1 bar ?
- La cocotte possède une soupape différentielle de 1 bar <sup>(22)</sup> : pour quelle pression des gaz (air + vapeur d'eau) se déclenche t - elle ?
- On rappelle que l'eau liquide est soumise à la pression des gaz. Donnez la température atteinte par l'eau bouillante lorsque la soupape se déclenche. Pourquoi ne met - on pas de soupape réglée pour une pression plus élevée ?
- Quelle est la pression de l'air dans la cocotte lorsque la soupape se déclenche ?
- Pour une masse  $m$  d'eau de 1kg, calculez le nombre de moles de vapeur contenu dans la cocotte lorsque la soupape se déclenche, déduisez-en la masse de vapeur d'eau.
- Déduisez - en le volume d'eau liquide qui reste dans la cocotte minute au moment où la soupape se déclenche.

**Rép :** 1 : 55,5 moles ; 2 : 100 °C ; 3 : 2 bars ; 4 : 120°C ; 5 : 1,34.105 Pa ; 6 : 0,141 mole ; 2,5 g ; 7 :  $\approx 1 \text{ L}$ .

### Exercice 3 : congélateur : fermez la porte !

Pourquoi est-ce nécessaire d'ouvrir le moins souvent possible la porte d'un congélateur ( -20°C) alors que cela ne fait pas baisser immédiatement la température des aliments (inertie thermique des aliments) ?



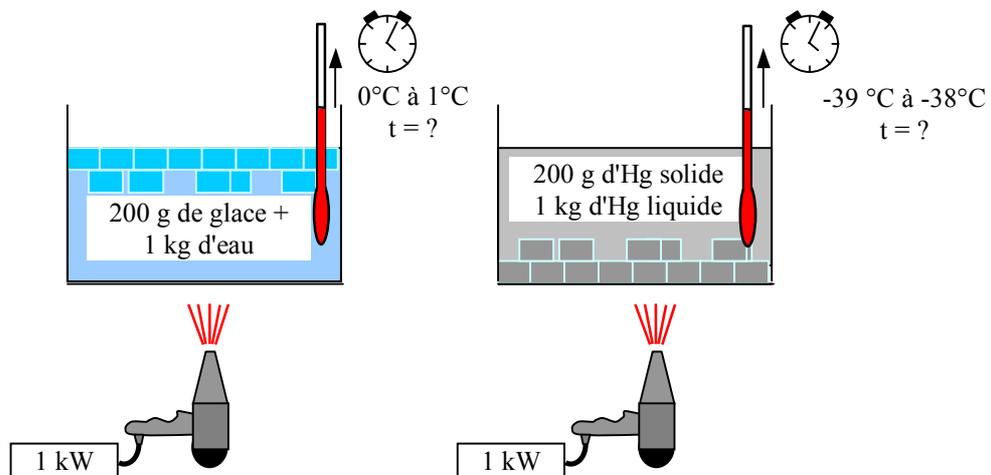
### Exercice 4 : durée d'échauffement

Sous pression atmosphérique ( $\approx 1 \text{ bar}$ ) la glace se liquéfie à 0°C et le mercure (Hg) à -39°C. Nous possédons 2 récipients qui renferment la phase liquide (1 kg) et solide (200g) de l'eau et de l'argent.

On donne les valeurs suivantes :

chaleur latente de fusion de l'Hg :  $0,12 \cdot 10^5 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1}$  et de la glace :  $3,52 \cdot 10^5 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1}$

chaleur massique (supposées constantes) de l'Hg :  $139 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$  et de l'eau :  $4180 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$



<sup>20</sup> La pression de l'air, qui n'est pas de l'eau, est bien de 1 bar. L'eau liquide est également sous une pression de 1 bar. On suppose alors que l'air est sec et ne contient pas de trace d'eau (0% d'humidité), et donc que la pression partielle de la vapeur est de 0 bar.

<sup>21</sup> valable pour  $t \in [100^\circ\text{C}, 200^\circ\text{C}]$ .

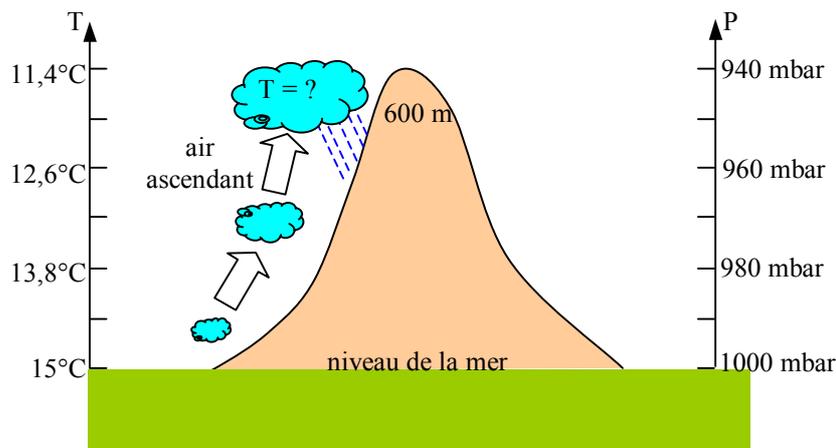
<sup>22</sup> La soupape se déclenche lorsque la différence de pression totale entre l'extérieur et l'intérieur de la cocotte est de 1 bar.

**Quelle est la durée nécessaire pour échauffer d'1 °C la température de chaque bain ?**

**Rép :** 1 min 15 s pour l'eau et 2,6 s pour le mercure (30 fois plus rapide).

**Exercice 5. Formation d'un nuage.**

Une mole d'air (assimilé à un gaz parfait) initialement à 15°C (température du sol) est contrainte (entraînée par le vent) à s'élever à une altitude de 600 m (P et T indiquées sur les échelles verticales ci-dessous correspondent à la pression et à la température moyenne de l'atmosphère et non de l'air entraîné). La détente subit par l'air est adiabatique<sup>23</sup>, de pression égale à la pression atmosphérique, de cette manière on a  $T^\gamma P^{1-\gamma} = C^{te}$  avec  $\gamma \approx 1,4$ . On donne la valeur de la constante des gaz parfaits  $R \approx 8,32$  u.s.i.



1. Quelle est la température atteinte par la mole d'air au sommet de la montagne ?

L'air est humide à 80% au sol, la vapeur d'eau qu'il renferme subit le refroidissement précédent (alors que sa pression est totalement différente). On donne la pression de la vapeur saturante à différentes températures :

T [°C]	-10	-8	-6	-4	-2	0	2	4	6	8	10	12	14	15	16	18	20	22	24
P [mbar]	2,79	3,28	3,86	4,52	5,27	6,13	7,07	8,13	9,33	10,7	12,2	13,9	15,9	16,9	18,0	20,5	23,2	26,2	29,6

2. Y-a-t'il la formation d'un nuage au sommet de la montagne ?

**Rép :** 1 : 10 °C ; 2 : oui.

**Exercice 6**

Pourquoi les lèvres gercent en hiver ?



<sup>23</sup> Sa variation de température est suffisamment rapide pour que l'équilibre thermique avec l'atmosphère ne soit pas réalisé.  
page 16/16