

Description d'un système à l'équilibre

« [...] rien ne se crée [dans les opérations de la nature]; il n'y a que des changements, des modifications. »

Antoine DE LAVOISIER, *Traité Élémentaire de Chimie*, 1789.

Sommaire

I Description des phases usuelles	2
I/A Description d'un gaz	2
I/B Phases condensées	5
II Équilibres diphasés	6
II/A Diagramme (P,T)	6
II/B Diagramme (P,v) (de CLAPEYRON)	7

Capacités exigibles

- | | |
|--|--|
| <ul style="list-style-type: none"> <input type="checkbox"/> Citer et utiliser l'équation d'état des gaz parfaits. <input type="checkbox"/> Exprimer l'énergie interne d'un gaz parfait monoatomique à partir de l'interprétation microscopique de la température. <input type="checkbox"/> Calculer l'ordre de grandeur d'une vitesse quadratique moyenne dans un gaz parfait. <input type="checkbox"/> Exploiter la propriété $u_m = u_m(T)$ pour un gaz parfait, d'une part, et une phase incompressible et indilatable d'autre part. <input type="checkbox"/> Interpréter graphiquement la différence de compressibilité entre un liquide et un gaz à partir d'isothermes expérimentales. | <ul style="list-style-type: none"> <input type="checkbox"/> Comparer le comportement d'un gaz réel au modèle du gaz parfait sur des réseaux d'isothermes expérimentales en coordonnées de CLAPEYRON ou d'AMAGAT. <input type="checkbox"/> Analyser un diagramme de phase expérimental (P,T). <input type="checkbox"/> Proposer un jeu de variables d'état suffisant pour caractériser l'état d'équilibre d'un corps pur diphasé soumis aux seules forces de pression. <input type="checkbox"/> Positionner les phases dans les diagrammes (P,T) et (P,v). <input type="checkbox"/> Déterminer la composition d'un mélange diphasé en un point d'un diagramme (P,v). |
|--|--|

L'essentiel

Définitions

<input type="checkbox"/> T2.1 : Gaz parfait monoatomique	2
<input type="checkbox"/> T2.2 : Isotherme d'AMAGAT	3
<input type="checkbox"/> T2.3 : Isotherme de WATT	3
<input type="checkbox"/> T2.4 : Température cinétique	4
<input type="checkbox"/> T2.5 : Phase condensée	5
<input type="checkbox"/> T2.6 : Diagramme (P,T)	6
<input type="checkbox"/> T2.7 : Pression de vapeur saturante	7
<input type="checkbox"/> T2.8 : Diagramme (P,v)	8
<input type="checkbox"/> T2.9 : Titres massiques	8

Propriétés

<input type="checkbox"/> T2.1 : $u^{G.P.}$	4
<input type="checkbox"/> T2.2 : Vitesse quadratique moyenne	5
<input type="checkbox"/> T2.3 : u^{cond}	6
<input type="checkbox"/> T2.4 : Théorème des moments	9
<input type="checkbox"/> T2.5 : Stockage des fluides	10

Lois

<input type="checkbox"/> T2.1 : du gaz parfait	2
<input type="checkbox"/> T2.2 : de JOULE (première)	4

Ordres de grandeur

<input type="checkbox"/> T2.1 : Vitesse quadratique moyenne air	5
<input type="checkbox"/> T2.2 : Comparaison aux gaz	6
<input type="checkbox"/> T2.3 : Capacités thermiques condensées	6
<input type="checkbox"/> T2.4 : Volumes massiques	8

Démonstrations

<input type="checkbox"/> T2.1 : $u^{G.P.}$	4
<input type="checkbox"/> T2.2 : Vitesse quadratique moyenne	5
<input type="checkbox"/> T2.3 : u^{cond}	6
<input type="checkbox"/> T2.4 : Théorème des moments	9
<input type="checkbox"/> T2.5 : Stockage des fluides	10

Points importants

<input type="checkbox"/> T2.1 : Validité du gaz parfait	3
<input type="checkbox"/> T2.2 : u^{mono} et u^{dia}	4
<input type="checkbox"/> T2.3 : Grandeurs d'état d'équilibre diphasé	7
<input type="checkbox"/> T2.4 : Bilan équilibre diphasé	9

Erreurs communes

<input type="checkbox"/> T2.1 : Unités gaz parfait	2
<input type="checkbox"/> T2.2 : Théorème des moments	9

I Description des phases usuelles

I/A Description d'un gaz

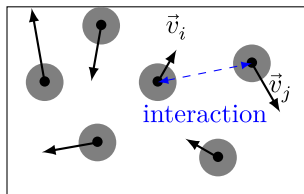
I/A) 1 Modélisation

♥ Définition T2.1 : Gaz parfait monoatomique

Un **gaz parfait monoatomique** est un modèle d'entités à seul atome, qui sont :

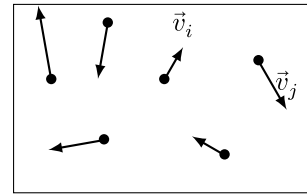
◇ **assimilés à des points** ;

◇ **sans interaction** les uns avec les autres.



Gaz Réel

FIGURE T2.1 – Gaz réel.



Modèle du gaz parfait

FIGURE T2.2 – Gaz parfait.

Remarque T2.1 : Gaz parfait

- ◇ Ainsi la nature du gaz (composition chimique des particules le constituant) ne joue aucun rôle. C'est pourquoi rigoureusement il faut parler *du* gaz parfait et non *des* gaz parfaits.
- ◇ La condition de ponctualité revient à négliger la taille des atomes devant la distance intermoléculaire.
- ◇ La condition de non-interaction revient à supposer que la distance intermoléculaire est grande devant la distance caractéristique des forces en jeu (principalement celles de VAN DER WAALS).
- ◇ En pratique, un gaz parfait est un **gaz dilué** ou bien issu de la famille des gaz nobles (comme l'argon).

♥ Loi T2.1 : du gaz parfait

Lorsque la pression est assez faible ($\lesssim 1$ bar) et à des températures assez élevées, les grandeurs physiques décrivant un gaz parfait sont reliées par l'équation d'état $f(P, V, T, n) = 0$ telle que :

$$PV = nRT \quad \text{avec} \quad \begin{cases} P \text{ en Pa} \\ V \text{ en m}^3 \\ n \text{ en mol} \\ T \text{ en Kelvin (K)} \\ R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \end{cases}$$

Analyse dimensionnelle

$$[PV] = \text{J} \quad \text{et} \quad [nRT] = \text{J}$$

♥ Attention T2.1 : Unités gaz parfait

Faites particulièrement attention aux unités ici ! Le volume n'est pas en litres, ni la pression en bars !

Application T2.1 : Seringue

On considère une seringue cylindrique de 10 cm de long et de 2,5 cm de diamètre, contenant 0,250 g de diazote de masse molaire $M(\text{N}_2) = 28,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ à la température $T = 20^\circ\text{C}$.

- 1) Calculer le volume de la seringue
- 2) Calculer la quantité de matière dans la seringue
- 3) Calculer la pression exercée par le diazote dans la seringue

$$1) \quad V = \pi \frac{d^2}{4} \times \ell = 49 \text{ cm}^3 = 49 \times 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$2) \quad n_{\text{N}_2} = m_{\text{N}_2} / M(\text{N}_2) = 8,93 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$3) \quad P = \frac{nRT}{V}$$

$$\text{avec} \quad \begin{cases} R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \\ T = 20^\circ\text{C} = 293,15 \text{ K} \end{cases}$$

$$\text{A.N. : } P = 4,4 \times 10^5 \text{ Pa} = 4,4 \text{ bars}$$

La pertinence du modèle du gaz parfait se fonde sur des observations expérimentales : les premières observations du XVIII^e siècle ont conduit AVOGADRO à formuler l'équation d'état ci-dessus en 1811, qui a ensuite été testée pendant

tout le XIX^e siècle. Aujourd'hui, l'écart au modèle du gaz parfait s'analyse dans le diagramme d'AMAGAT, introduit par AMAGAT au début du XX^e siècle.

Définition T2.2 : Isotherme d'AMAGAT

Une **isotherme d'AMAGAT** d'un fluide est une courbe représentant PV_m en fonction de P pour une température donnée : si le gaz est **parfait**, alors l'isotherme est une droite **horizontale** d'ordonnée $y = RT$; en effet :

$$\text{gaz parfait} \Rightarrow PV = nRT \Leftrightarrow \frac{PV}{n} = RT$$

Exemple T2.1 : Diagrammes d'AMAGAT

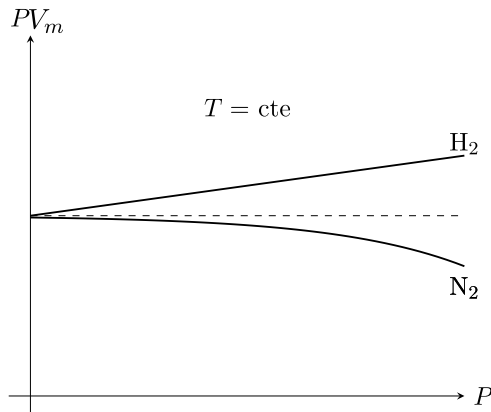


FIGURE T2.3 – Diagramme d'AMAGAT de deux gaz.

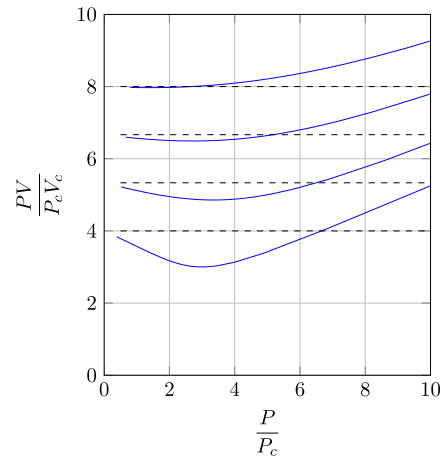


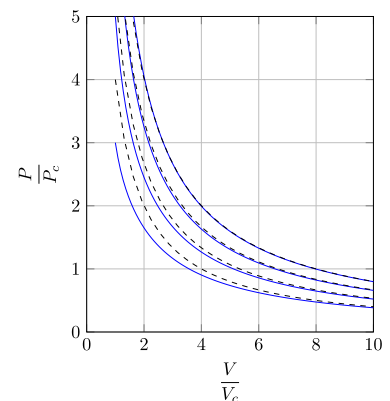
FIGURE T2.4 – Diagramme d'AMAGAT du diazote.

♥ Définition T2.3 : Isotherme de WATT

On appelle **diagramme de WATT** les diagrammes (P,V) , c'est-à-dire dans lequel on représente la pression en ordonnée et le volume en abscisse, à température constante, et de **CLAPEYRON** les diagrammes (P,v) , avec le volume *massique*.

Si le gaz est **parfait**, alors l'isotherme T_0 est une **hyperbole** d'ordonnée $y = nRT_0/(V)$; en effet :

$$\text{gaz parfait} \Rightarrow PV = nRT_0 \Leftrightarrow P = \frac{nRT_0}{V}$$



♥ Important T2.1 : Validité du gaz parfait

- ◇ Il existe un écart entre la courbe réelle et la courbe du gaz parfait, et cet écart dépend de la température ;
- ◇ L'allure précise diffère d'un gaz à l'autre, mais toutes les courbes d'AMAGAT de différents gaz à même température se regroupent à basse pression ;

Ainsi, le modèle du gaz parfait est valide à **faible pression** et **haute température**.

Remarque T2.2 : Gaz de VAN DER WAALS

À de plus fortes pressions, on utilise l'équation d'état de **VAN DER WAALS** :

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

prenant en compte la taille des molécules (*via* b) et les forces d'attraction entre elles (*via* a).

I/A) 3 Vitesse

♥ Propriété T2.2 : Vitesse quadratique moyenne

Dans un gaz, il y a :

- ◇ **Isotropie** : vitesses orientées dans toutes les directions, de manière aléatoire et uniforme ;
- ◇ **Homogénéité** : répartition est la même en tout point de l'espace.

On observe alors une répartition suivant une densité de probabilité de la forme de la Figure T2.6.

Ainsi, la **vélocité moyenne** (vitesse vectorielle) est nulle (par isotropie), mais il y a une **vitesse quadratique moyenne** (vitesse efficace) : c'est la vitesse d'une particule d'énergie cinétique moyenne. On trouve :

$$v_{\text{eff}} = \sqrt{\langle v^2 \rangle} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

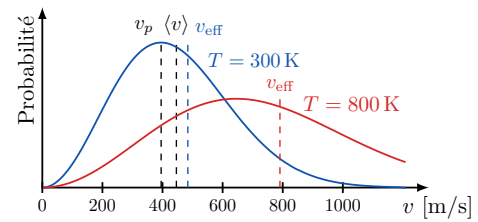


FIGURE T2.6 – Distribution des vitesses.

♥ Démonstration T2.2 : Vitesse quadratique moyenne

D'une part : $\langle e_{c,i} \rangle \triangleq \frac{3}{2} k_B T$ car translation uniquement

D'autre part : $\langle e_{c,i} \rangle \triangleq \left\langle \frac{1}{2} m_i v^2 \right\rangle = \frac{1}{2} m_i v_{\text{eff}}^2$

Pour l'ensemble : $\frac{1}{2} n \underbrace{m_i}_{=M} \mathcal{N}_A v_{\text{eff}}^2 = \frac{3}{2} n \underbrace{\mathcal{N}_A k_B}_{=R} T$ } $\times N = n \mathcal{N}_A$

$$\Leftrightarrow \frac{1}{2} M v_{\text{eff}}^2 = \frac{3}{2} RT$$

Ordre de grandeur T2.1 : Vitesse quadratique moyenne air

Sachant que $0,80M(\text{N}_2) + 0,20M(\text{O}_2) = 29 \times 10^{-3} \text{ kg}\cdot\text{mol}^{-1}$, calculez v_{eff} pour :

- | | |
|---|---|
| 1) L'air à 25 °C ; | 2) L'air à 0 °C ; |
| ----- | |
| 1) $T = 298 \text{ K} \Rightarrow v_{\text{eff}} \approx 515 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$ | 2) $T = 273 \text{ K} \Rightarrow v_{\text{eff}} \approx 490 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$ |

I/B Phases condensées

I/B) 1 Modélisation

♥ Définition T2.5 : Phase condensée

On dit qu'une phase est **condensée** lorsqu'elle possède une **grande masse molaire** (ou volumique), ce qui implique qu'elle occupe un volume défini. On dit de plus qu'elle est :

Incompressible

V indépendant P : $\left(\frac{\partial V}{\partial P}\right)_{n,T} = 0$

Indilatable

V indépendant T : $\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_{n,P} = 0$

Ainsi, à n fixée, elle **ne peut changer de volume**, d'où l'équation d'état : $\frac{V}{n} = \text{cte}$

Remarque T2.3 : Compressibilité et dilatation

Si on prend en compte le fait que le volume change un peu avec la pression et la température, on peut écrire

$$\frac{V}{n} = V_{m,0} (1 + \alpha_P (T - T_0) + \chi_T (P - P_0)) \quad \text{avec} \quad \begin{cases} \chi_T = -\frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial P}\right)_{T,n} & \text{compressibilité isotherme} \\ \alpha_P = \frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_{P,n} & \text{dilatation thermique} \end{cases}$$

Ordre de grandeur T2.2 : Comparaison aux gaz

TABLEAU T2.1 – Évolution relative de volume par ΔT , ΔP selon la phase.

Phase	α_P (K^{-1})	χ_T (bar^{-1})	$\Delta V/V$	
			$\Delta T = 10$ K	$\Delta P = 1$ bar
Eau	$2,0 \times 10^{-4}$	5×10^{-5}	0,2%	0,005%
Gaz	3×10^{-3}	1	3%	100%

I/B) 2 Aspects énergétiques

♥ Propriété T2.3 : u^{cond}

Comme pour le G.P., l'énergie interne molaire d'une phase condensée incompressible et indilatable **ne dépend que de la température** (1^{re} loi de JOULE) :

$$u_m^{\text{cond}} = \frac{u}{n} = u_m(T)$$

Conséquence

$$dU^{\text{cond}} = nC_m^{\text{cond}} dT \Leftrightarrow \Delta U^{\text{cond}} = C^{\text{cond}} \Delta T$$

Démonstration T2.3 : u^{cond}

Son énergie est indépendante de V , donc :

$$u = u(n, T)$$

Or, u est extensive, donc proportionnelle à n , soit

$$u(n, T) = nu_m(T) \quad \blacksquare$$

Sa capacité thermique molaire est donc constante :

$$C_m^{\text{cond}} = \frac{du_m^{\text{cond}}}{dT} = \text{cte} \quad \text{d'où le résultat} \quad \blacksquare$$

Ordre de grandeur T2.3 : Capacités thermiques condensées

Élément	Eau	Bois	Fer	Aluminium	Cuivre
c ($J \cdot K^{-1} \cdot kg^{-1}$)	4180	1000 ; 2000	444	897	385

II Équilibres diphasés

Hypothèses de travail

Dans toute la suite, on s'intéresse à un corps pur diphasé à l'équilibre :

- ◇ **Corps pur** : une seule entité chimique
- ◇ **Diphasé** : présente sous deux phases, par exemple liquide et gaz
- ◇ **À l'équilibre** : P et T sont les mêmes dans les deux phases

II/A Diagramme (P, T)♥ Définition T2.6 : Diagramme (P, T)

Un diagramme (P, T) présente les **états d'un corps pur** avec la pression P en ordonnée et la température T en abscisse, séparés par les **courbes d'équilibre diphasé**, et présentant 2 points particuliers.

- ◇ **Courbes d'équilibre diphasé** : ce sont les courbes où **deux phases peuvent coexister**. Elles séparent les domaines des différentes phases, et sont franchies lors des transitions de phase.
- ◇ **Point triple T** : seul point (P_T, T_T) où il y a **coexistence des phases**^a.
- ◇ **Point critique C** : point extrême de la courbe de vaporisation. Au-delà de ce point, les phases liquide et gazeuse ne forment plus qu'une phase : on parle de **fluide supercritique**^b.

a. Voir [cette vidéo](#).

b. Voir [cette vidéo](#) et [cet article](#).

♥ Exemple T2.2 : Les deux diagrammes (P,T)

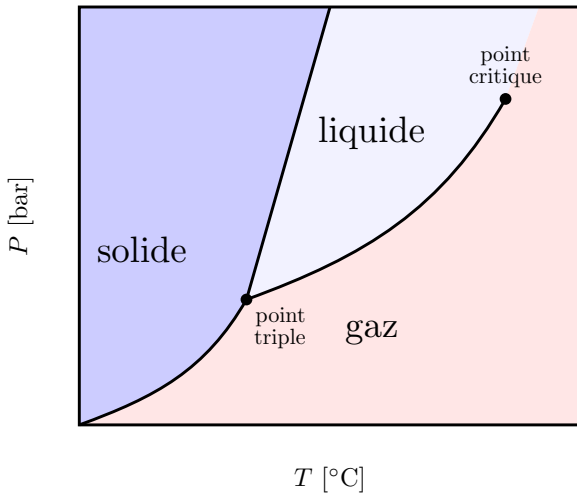


FIGURE T2.7 – Diagramme (P,T) général.

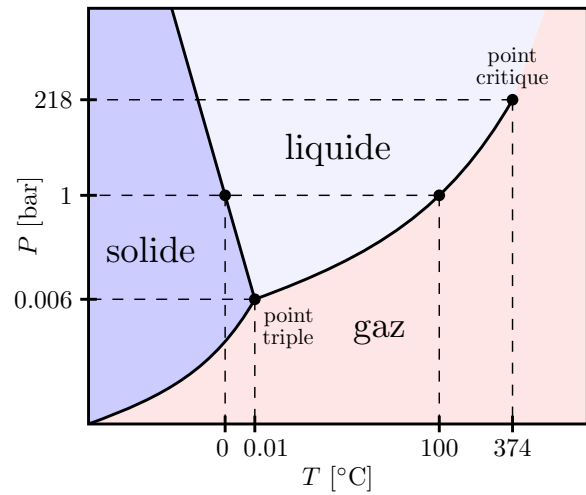


FIGURE T2.8 – Diagramme (P,T) de l'eau.

Important T2.3 : Grandeurs d'état d'équilibre diphasé

Un corps pur existant sous deux phases à l'équilibre impose une dépendance de la pression avec la température :

$$P_{\text{diphasé}} = f(T_{\text{diphasé}})$$

On dit que le système est **monovariant** : à **une pression** correspond **une température** de coexistence.

♥ Définition T2.7 : Pression de vapeur saturante

Pour l'équilibre liquide-vapeur, cette pression est appelée **pression de vapeur saturante** $P_{\text{sat}}(T)$, telle que :

- ◇ $P < P_{\text{sat}}(T) \Rightarrow$ système sous forme de vapeur dite **sèche** ;
- ◇ $P = P_{\text{sat}}(T) \Rightarrow$ équilibre diphasé, coexistence de liquide et de vapeur dite **saturante** ;
- ◇ $P > P_{\text{sat}}(T) \Rightarrow$ système sous forme de liquide uniquement.

II/B Diagramme (P,v) (de CLAPEYRON)

À la frontière d'un changement d'état sur un diagramme (P,T), il y a coexistence de deux phases, dans des **proportions différentes**. Pour représenter l'état du système au cours du changement de phase, on utilise alors un diagramme de CLAPEYRON (P,v).

On s'intéresse ici à la construction de ce diagramme par une expérience simple : on emprisonne un gaz dans un récipient étanche et **thermostaté** à T_0 . On comprime le gaz et on mesure la pression :

État	État A	État B	État C	État D
Schéma				
Composition	Vapeur sèche	Mélange liquide-vapeur	Mélange liquide-vapeur	Liquide uniquement
Variation	$v \searrow, P \nearrow$	$v \searrow, P = \text{cte}$	$v \searrow, P = \text{cte}$	$v \searrow, P \nearrow \nearrow$

On obtient alors l'évolution suivante en diagramme de CLAPEYRON :

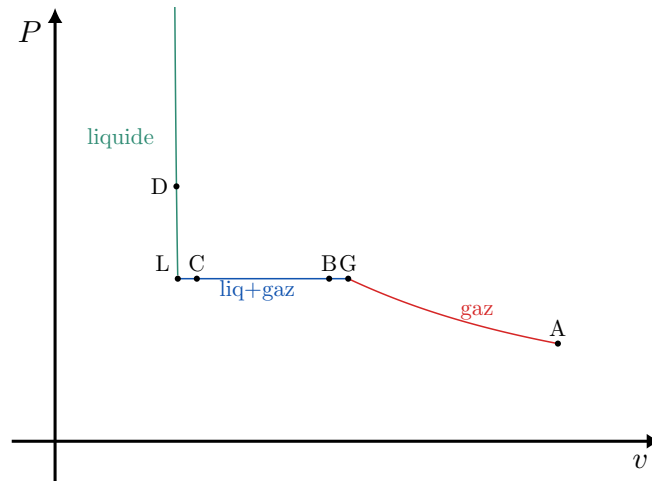


FIGURE T2.9 – Isotherme d'ANDREWS

♥ Définition T2.8 : Diagramme (P,v)

Un diagramme (P,v) représente les états d'un corps pur avec P en ordonnée et le **volume massique** en abscisse, donnant accès à d'autres informations sur l'équilibre liquide-vapeur :

- ◇ **Isothermes d'ANDREWS** : courbes pour $T = \text{cte}$;
- ◇ **Courbe de rosée** : frontière entre diphasé et gazeux. On y trouve la première goutte de liquide dans un gaz ;
- ◇ **Courbe d'ébullition** : frontière entre liquide et diphasé. On y trouve la première bulle de gaz dans un liquide ;
- ◇ **Zone supercritique** : pour $T \geq T_C$, le système est sous forme de fluide supercritique, il n'y a plus de transition liquide-gaz.

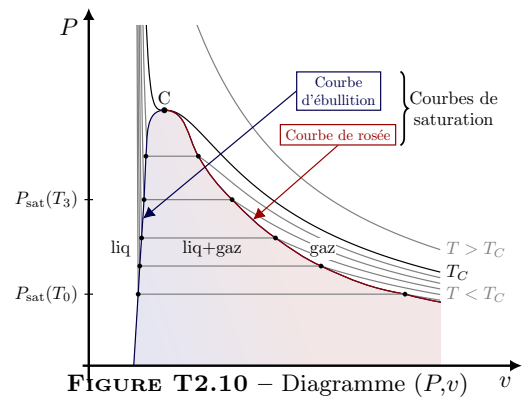


FIGURE T2.10 – Diagramme (P,v)

Remarque T2.4 : $P_{\text{sat}}(T)$ et combinaison des diagrammes

- ◇ On retrouve la pression de vapeur saturante lorsqu'il y a coexistence du liquide et de la vapeur.
- ◇ Les deux diagrammes dérivent d'une version plus complète à 3 dimensions, le diagramme (P,v,T) .
 - ▷ Un état est un point de la surface ;
 - ▷ Le diagramme (P,T) s'obtient en regardant selon v ;
 - ▷ Le diagramme (P,v) s'obtient en regardant selon T , et les isothermes sont obtenues par des coupes à $T = \text{cte}$.

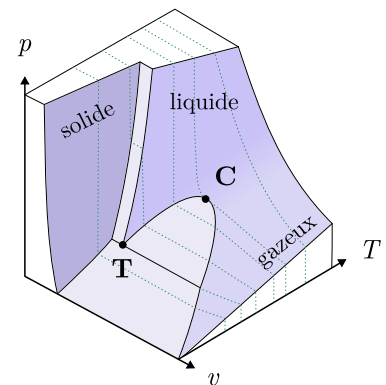


FIGURE T2.11 – (P,v,T)

Ordre de grandeur T2.4 : Volumes massiques

$$v_{\text{gaz}} \approx 1000 v_{\text{liquide}} \Leftrightarrow \rho_{\text{gaz}} \approx \frac{\rho_{\text{liquide}}}{1000}$$

Définition T2.9 : Titres massiques

Soit m la masse totale du système diphasé, m_ℓ celle du liquide et m_g celle de gaz. On définit les **titres massiques** en gaz et en liquide tels que :

$$x_g = \frac{m_g}{m_g + m_\ell} \quad \text{et} \quad x_\ell = \frac{m_\ell}{m_g + m_\ell} \quad \text{tels que} \quad x_g + x_\ell = 1$$

♥ Propriété T2.4 : Théorème des moments

Pour un équilibre liquide-gaz à T_0 , $P_{\text{sat}}(T_0)$ et pour $v_M = V/m$ fixé, les titres massiques (ou molaires) se lisent sur un diagramme (P, v) tels que

$$x_\ell = \frac{MG}{LG} = \frac{v_g - v_M}{v_g - v_\ell} \quad \text{et} \quad x_g = \frac{LM}{LG} = \frac{v_M - v_\ell}{v_g - v_\ell}$$

et de même pour toute variable extensive $Y (U, \mathcal{H}, S \dots)$:

$$x_g = \frac{y_M - y_\ell}{y_g - y_\ell} \quad \text{d'autant plus grand que} \quad \boxed{M \text{ proche de } G}$$

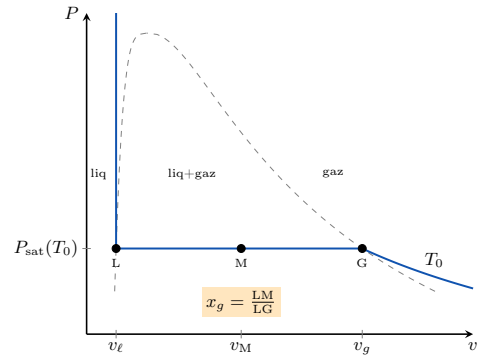


FIGURE T2.12 – Théorème des moments

♥ Démonstration T2.4 : Théorème des moments

Soit V_g et V_ℓ les volumes de gaz et de liquide, et $V = V_g + V_\ell$ le volume total.

$$\begin{aligned} v_M &= \frac{V_g}{m} + \frac{V_\ell}{m} \\ \Leftrightarrow v_M &= \frac{m_g}{m} v_g + \frac{m_\ell}{m} v_\ell \\ \Leftrightarrow v_M &= x_g v_g + x_\ell v_\ell \end{aligned}$$

Or, $x_g = 1 - x_\ell$ donc

$$\begin{aligned} \Leftrightarrow v_M &= (1 - x_\ell)v_g + x_\ell v_\ell \\ \Leftrightarrow x_\ell &= \frac{v_g - v_M}{v_g - v_\ell} \quad \text{et} \quad x_g = \frac{v_M - v_\ell}{v_g - v_\ell} \quad \blacksquare \end{aligned}$$

Attention T2.2 : Théorème des moments

Il est très commun de se précipiter et de penser que $x_g = \frac{\text{côté du gaz}}{\text{longueur totale}}$: ne sautez pas sur ce qui vous semble naturel sans vérifier que ça soit cohérent !

Une manière ne de pas se tromper est de placer M sur L ou sur G : on voit bien qu'il y a d'autant plus de gaz que son volume moyen est proche de celui de la phase gazeuse pure, c'est-à-dire que **LM est grand** !

Important T2.4 : Bilan équilibre diphasé

Pour connaître la composition et l'état d'un système diphasé, il suffit de préciser :

- ◇ La pression ou la température : en connaissant l'un, on déduit l'autre par le diagramme (P, T) ; à T connue un changement d'état se fait à pression fixée et inversement ;
- ◇ Titre ou volume massique :
 - ▷ Le théorème des moments donne les fractions massiques à partir du volume massique ;
 - ▷ $v = x_g v_g + x_\ell v_\ell$ permet d'avoir le volume massique à partir des fractions massiques

Pour connaître les phases en présence, on pose une hypothèse puis on vérifie la cohérence des résultats :

- ◇ Hyp. diphasé : $v_\ell < v < v_g$ et $P = P_{\text{sat}}$
- ◇ Hyp. vapeur : $v \geq v_g$ et $P < P_{\text{sat}}$

Application T2.3 : Équilibre de l'eau

On place $m = 10 \text{ g}$ d'eau liquide dans une enceinte de $V = 10 \text{ L}$ initialement vide. Elle est maintenue à la $T = 373 \text{ K}$. On donne $v_g(373 \text{ K}) = 1,673 \text{ m}^3 \cdot \text{kg}^{-1}$ et $v_\ell(373 \text{ K}) = 1,04 \times 10^{-3} \text{ m}^3 \cdot \text{kg}^{-1}$.

- 1 Calculer le volume massique moyen v du système. En déduire les phases présentes dans l'état final, ainsi que les titres en vapeur et en liquide.
- 2 Idem pour une masse $m' = 1,0 \text{ g}$ d'eau.

- 1
 - ◇ Volume massique moyen $v = V/m = 1 \text{ m}^3 \cdot \text{kg}^{-1}$
 - ◇ Phases présentes $v_\ell < v < v_g \Rightarrow$ équilibre diphasé
 - ◇ Titres massiques $x_g = \frac{v - v_\ell}{v_g - v_\ell} = 0,60$ et $x_\ell = 0,40$

2 On a alors $v = 10 \text{ m}^3 \cdot \text{kg}^{-1} > v_g$: ça ne peut être un mélange liquide-gaz, c'est forcément un gaz ; ainsi $x_g = 1$

Propriété T2.5 : Stockage des fluides

On peut stocker un gaz encombrant de deux manières :

1) **Réduction de température** $E_1 \rightarrow E_2$: état liquide dans un conteneur cryogénique calorifugé.

Inconvénient : limité dans le temps car pertes de chaleur ;

2) **Augmentation de pression** $E_1 \rightarrow E_3$: état supercritique si $T_{\text{ambient}} > T_C$, sinon équilibre diphasé.

Précaution : $v > v_C$ sinon risque d'explosion $E_3 \rightarrow E_4$

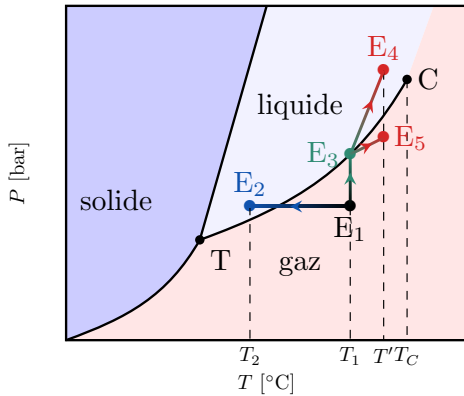


FIGURE T2.13 – Stockage en (P, T)

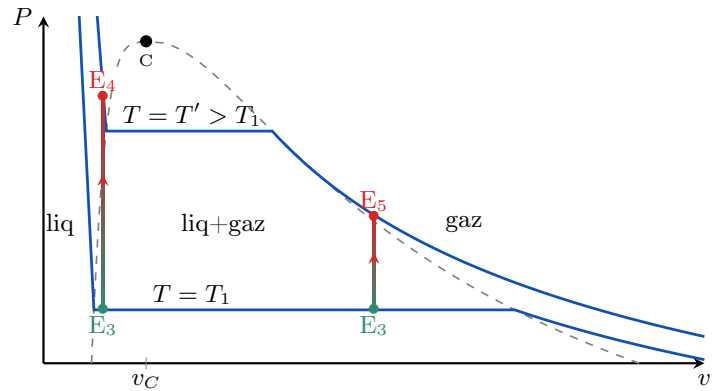


FIGURE T2.14 – Stockage en (P, v)

♥ Démonstration T2.5 : Stockage des fluides

En cas d'échauffement accidentel de l'enceinte de T_1 à T' , le fluide évolue le long d'une verticale sur le diagramme de CLAPEYRON, jusqu'à l'intersection avec l'isotherme d'ANDREWS $T = T'$. Deux situations se présentent alors :

- ◇ Si $v < v_C$, on peut passer de E_3 à E_4 avec **liquéfaction complète** du fluide, entraînant une **augmentation considérable de la pression** : il y a **risque d'explosion** ;
- ◇ Si $v > v_C$, pour une même température finale il y aura *vaporisation complète*, ce qui amène à une *plus faible augmentation de pression* : il y a *peu de risque d'explosion*