1 Description de la matière

■ À revoir ■ Maîtrisé

1 Atomes, molécules et ions

Un **atome** est une des « briques élémentaires » de la matière. Ceci signifie que toute la matière (donc essentiellement tout sauf la lumière) est constituée, au niveau microscopique, d'atomes.

Un atome est lui-même constitué :

- de **protons** de charge électrique positive, situés dans le **noyau** ;
- de **neutrons**, sans charge électrique, situés dans le noyau ;
- d'**électrons**, de charge électrique négative, qui se déplacent autour du noyau.

On appelle **nucléon** une particule présente dans le noyau : les protons et les neutrons sont donc des nucléons.

Un atome possède autant de protons que d'électrons : sa charge totale est donc nulle. Le nombre de protons Z (et donc d'électrons) d'un atome est appelé **numéro atomique**. On définit alors un **élément chimique** par son numéro atomique Z.

♥ Un élément est toujours symbolisé par une ou plusieurs lettres, la première étant en majuscule et les autres en minuscule. Par exemple, il faut différencier le cobalt Co du monoxyde de carbone CO, composé d'un atome de carbone C et d'un atome d'oxygène O.

Le nombre A de nucléons dans le noyau atomique est appelé **nombre de masse**. Deux noyaux atomiques possédant le même numéro atomique Z mais des nombres de masse A différents sont des **isotopes**.

Pour préciser combien de neutrons et de protons existent dans le noyau d'un atome d'élément X, on utilise son **écriture conventionnelle** ${}^{A}_{Z}\mathrm{X}$.

☛ Le noyau de l'atome de lithium Li possède 3 protons et 4 neutrons. Son écriture conventionnelle est donc : ${}^{7}_{3}\mathrm{Li}$. Le « 7 » en haut correspond au nombre de nucléons (donc ici $3+4$), et le « 3 » en bas correspond au nombre de protons.

Une **molécule** est un petit ensemble d'atomes liés entre eux. Elle représente la plus petite partie d'une substance qui garde les mêmes propriétés.

☛ Une molécule d'eau est formée de deux atomes d'hydrogène H et d'un atome d'oxygène O : sa formule est H_2O.

Un **ion** est un atome (ou un groupe d'atomes) qui a perdu ou gagné un ou plusieurs électrons. Cela lui confère une charge électrique.

— S'il perd des électrons, il devient positif : on l'appelle un **cation**. Exemple : l'ion sodium Na^+.

— S'il gagne des électrons, il devient négatif : on l'appelle **anion**. Exemple : l'ion chlorure $C\ell^-$.

2 Nombre de particules et quantité de matière

La **quantité de matière** n est une grandeur physique représentant, à un facteur près, le nombre d'entités présentes dans une substance. Elle s'exprime, dans le système international, en moles, de symbole mol.

Le facteur de conversion entre le nombre d'entités N et la quantité de matière n est la **constante d'Avogadro** $\mathcal{N}_A = 6{,}02 \times 10^{23}\,\mathrm{mol}^{-1}$:

$$\boxed{n = \frac{N}{\mathcal{N}_A}}$$

Ainsi, une mole d'entités représente $6{,}022 \times 10^{23}\,\mathrm{entités}$.

La **masse molaire** M d'une espèce chimique correspond à la masse m de cette espèce par unité de quantité de cette espèce n. On a ainsi :

$$\boxed{n = \frac{m}{M}}$$

♥ En physique, la masse m doit s'exprimer en kg, et la masse molaire en $\mathrm{kg\,mol^{-1}}$. Il faut donc faire attention aux données de masses molaires, qui sont souvent données en $\mathrm{g\,mol^{-1}}$.

La **masse volumique** μ d'une espèce chimique est le rapport entre la masse m d'un corps et son volume V :

$$\boxed{\mu = \frac{m}{V}}$$

Elle s'exprime, dans le Système International, en $\mathrm{kg/m^3}$.

3 Température

La **température absolue** T d'un milieu reflète l'agitation thermique des entités constituant ce milieu. Elle s'exprime en **kelvin** K, qui est l'unité SI pour les températures, et est toujours positive.

La **température Celsius** est définie comme étant la température thermodynamique exprimée en kelvins moins $273\,\mathrm{K}$. Elle s'exprime en **degré Celsius** $^\circ\mathrm{C}$. En d'autres termes, si T est la température en kelvin et θ celle en degré Celsius, on a alors :

$$\boxed{T = \theta + 273}$$

4 Pression

La **pression** p est une grandeur caractérisant la force pressante F (en newton N) qu'exerce un fluide sur une surface donnée S (en mètre carré m^2) :

$$\boxed{p = \frac{F}{S}}$$

La pression s'exprime en pascal Pa dans le Système International. Elle regroupe de nombreux aspects microscopiques, non-accessibles à l'échelle macroscopique.

♥ On utilise parfois d'autres unités pour la pression, comme le bar ($1\,\mathrm{bar} = 1 \times 10^5\,\mathrm{Pa}$) ou l'hectopascal ($1\,\mathrm{hPa} = 100\,\mathrm{Pa}$).

5 Grandeurs extensives, grandeurs intensives

Certains paramètres thermodynamiques d'un système dépendent du nombre d'entités N le contenant. Si un paramètre évolue proportionnellement à N, on dit qu'il est **extensif**.

Si un paramètre reste constant quelle que soit la taille du système (tous les autres paramètres du système restant par ailleurs constants), on dit qu'il est **intensif**.

- La masse, le volume, l'énergie sont des paramètres extensifs.
- La température, la pression, la vitesse sont des paramètres intensifs.

6 Énergie interne d'un système thermodynamique

L'**énergie interne** U d'un système thermodynamique correspond à la somme des énergies cinétique et potentielle microscopiques et internes au système.

Physiquement, il s'agit donc de l'énergie qu'un système a accumulé et redistribué à chacun de ses composants élémentaires, très souvent sous forme d'agitation thermique. U est par ailleurs une grandeur extensive.

L'énergie totale d'un système est donc :

$$\boxed{\mathcal{E} = \mathcal{E}_c^{\text{macro}} + \mathcal{E}_p^{\text{macro}} + U}$$

7 Modèle de la phase condensée idéale

On appelle **phase condensée** les parties d'un système thermodynamique présentes sous forme solide ou liquide. Le modèle de la phase condensée **idéale** présente deux caractéristiques :

— L'incompressibilité (pas de changement de volume si la pression varie) ;

— L'indilatabilité (pas de changement de volume si la température varie).

En particulier, la masse volumique $\mu \triangleq \dfrac{m_{\text{phase}}}{V_{\text{phase}}}$ d'une phase condensée incompressible et indilatable est constante et uniforme.

L'énergie interne d'une phase condensée incompressible et indilatable ne dépend que de sa température T :

$$\boxed{U = C_V \times T} + \text{cste}$$

Sa variation d'énergie interne est donc :

$$\boxed{\Delta U = C_V \times \Delta T}$$

La constante C_V est appelée **capacité thermique à volume constant**, et s'exprime en joule par kelvin $\mathrm{J\,K^{-1}}$; en particulier, C_V est une grandeur extensive.

On pose généralement $\boxed{c_V = \dfrac{C_V}{m}}$ la **capacité thermique massique à volume constant**, avec m la masse du système. c_V est donc intensive, et s'exprime en $\mathrm{J\,K^{-1}\,kg^{-1}}$. On en déduit que :

$$\boxed{U = m \times c_V \times T} + \text{cste}$$

C'est-à-dire :

$$\boxed{\Delta U = m \times c_V \times \Delta T}$$

8 Modèle du gaz parfait

Les gaz sont, pour des pressions et des températures relativement faibles, des phases où l'on peut parfois considérer que les différentes entités n'ont aucune interaction entre eux : c'est le modèle du gaz parfait.

Pour un gaz parfait, la pression p, le volume V dans lequel le gaz circule, la quantité de gaz n et la température T sont reliées par une équation d'état que l'on appelle **équation des gaz parfaits** :

$$\boxed{p \times V = n \times R \times T}$$

où p s'exprime en Pa, V en $\mathrm{m^3}$, n en mol, T en kelvin K. R est la constante des gaz parfaits, qui vaut $R = 8{,}314\,\mathrm{J\,K^{-1}\,mol^{-1}}$.

L'énergie interne d'un gaz parfait ne dépend que de sa température T :

$$\boxed{U = C_V \times T} + \text{cste}$$

Sa variation d'énergie interne est donc :

$$\boxed{\Delta U = C_V \times \Delta T}$$

La constante C_V est appelée **capacité thermique à volume constant**, et s'exprime en joule par kelvin $\mathrm{J\,K^{-1}}$; en particulier, C_V est une grandeur extensive.

On pose généralement $\boxed{C_{V,m} = \dfrac{C_V}{n}}$ la **capacité thermique molaire à volume constant**, avec n la quantité de gaz (en mol). $C_{V,m}$ est donc intensive, et s'exprime en $\mathrm{J\,K^{-1}\,mol^{-1}}$. On en déduit que :

$$\boxed{U = n \times C_{V,m} \times T} + \text{cste}$$

C'est-à-dire :

$$\boxed{\Delta U = n \times C_{V,m} \times \Delta T}$$

QCM

■ À revoir ■ Maîtrisé

Plusieurs réponses peuvent être correctes pour une même question.

Questions	Réponses
1. Parmi ces grandeurs, lesquelles sont extensives ?	☐ Le volume V ☐ La pression p ☐ La température T ☐ La masse m
2. $12\,\mathrm{mL} =$	☐ $12 \times 10^{-3}\,\mathrm{m}^3$ ☐ $0{,}012\,\mathrm{L}$ ☐ $12 \times 10^{-6}\,\mathrm{m}^3$
3. L'unité SI de la constante des gaz parfaits R est :	☐ $\mathrm{J\,K\,mol^{-1}}$ ☐ $\mathrm{J\,m^{-3}\,K^{-1}}$ ☐ $\mathrm{J\,K^{-1}\,mol^{-1}}$
4. Soit un gaz parfait à la température $T = 27\,°\mathrm{C}$ et à la pression $p = 1\,\mathrm{bar}$. Quel est le volume occupé par une mole de ce gaz ?	☐ $25\,\mathrm{L}$ ☐ $224\,\mathrm{m}^3$ ☐ $0{,}025\,\mathrm{m}^3$ ☐ $2500\,\mathrm{m}^3$
5. Parmi ces formules, lesquelles sont vraies (que ce soit pour une phase condensée idéale ou un gaz parfait) ?	☐ $U = nc_VT$ ☐ $U = C_VT$ ☐ $U = mC_VT$ ☐ $U = nC_{V,m}T$
6. La force que l'atmosphère ($p = 1\,\mathrm{bar}$) exerce sur une surface de $50\,\mathrm{cm}^2$ est :	☐ $0{,}5\,\mathrm{N}$ ☐ $500\,\mathrm{N}$ ☐ $50\,\mathrm{N}$ ☐ $50\,000\,\mathrm{N}$
7. La capacité thermique molaire à volume constant de l'aluminium vaut $24{,}2\,\mathrm{J\,K^{-1}\,mol^{-1}}$. Quelle est sa capacité thermique massique à volume constant, sachant que la masse molaire de l'aluminium est de $27{,}0\,\mathrm{g\,mol^{-1}}$?	☐ $0{,}896\,\mathrm{kJ\,K^{-1}\,kg^{-1}}$ ☐ $896\,\mathrm{J\,K^{-1}\,kg^{-1}}$ ☐ $896 \times 10^3\,\mathrm{J\,K^{-1}\,g^{-1}}$ ☐ $0{,}896\,\mathrm{J\,K^{-1}\,kg^{-1}}$

Corrigé du QCM

■ À revoir ■ Maîtrisé

Indications	Réponses
1. Le volume V et la masse m sont extensives : elles augmentent proportionnellement à la taille du système, contrairement à la température et à la pression.	■ Le volume V ☐ La pression p ☐ La température T ■ La masse m
2. $12\,\mathrm{mL} = 12 \times 10^{-3}\,\mathrm{L} = 0{,}012\,\mathrm{L}$, et puisque $1\,\mathrm{L} = 1 \times 10^{-3}\,\mathrm{m}^3$, on en déduit que $12\,\mathrm{mL} = 12 \times 10^{-6}\,\mathrm{m}^3$.	☐ $12 \times 10^{-3}\,\mathrm{m}^3$ ■ $0{,}012\,\mathrm{L}$ ■ $12 \times 10^{-6}\,\mathrm{m}^3$
3. $R = 8{,}314\,\mathrm{J\,K^{-1}\,mol^{-1}}$.	☐ $\mathrm{J\,K\,mol^{-1}}$ ☐ $\mathrm{J\,m^{-3}\,K^{-1}}$ ■ $\mathrm{J\,K^{-1}\,mol^{-1}}$
4. $V = \dfrac{nRT}{p} = \dfrac{1\,\mathrm{mol} \times 8{,}314\,\mathrm{J\,K^{-1}\,mol^{-1}} \times 300\,\mathrm{K}}{1 \times 10^5\,\mathrm{Pa}} = 0{,}025\,\mathrm{m}^3 = 25\,\mathrm{L}$.	■ $25\,\mathrm{L}$ ☐ $224\,\mathrm{m}^3$ ■ $0{,}025\,\mathrm{m}^3$ ☐ $2500\,\mathrm{m}^3$
5. On a $U = mc_VT$, et pas $U = mC_VT$: les majuscules et minuscules sont importantes !	☐ $U = nc_VT$ ■ $U = C_VT$ ☐ $U = mC_VT$ ■ $U = nC_{V,m}T$
6. $F = p \times S = 1 \times 10^5\,\mathrm{Pa} \times 50 \times 10^{-4}\,\mathrm{m}^2 = 500\,\mathrm{N}$.	☐ $0{,}5\,\mathrm{N}$ ■ $500\,\mathrm{N}$ ☐ $50\,\mathrm{N}$ ☐ $50\,000\,\mathrm{N}$
7. $c_V = \dfrac{C_{V,m}}{M} = \dfrac{24{,}2\,\mathrm{J\,K^{-1}\,mol^{-1}}}{27 \times 10^{-3}\,\mathrm{kg\,mol^{-1}}} = 896\,\mathrm{J\,K^{-1}\,kg^{-1}} = 0{,}896\,\mathrm{kJ\,K^{-1}\,kg^{-1}}$.	■ $0{,}896\,\mathrm{kJ\,K^{-1}\,kg^{-1}}$ ■ $896\,\mathrm{J\,K^{-1}\,kg^{-1}}$ ☐ $896 \times 10^3\,\mathrm{J\,K^{-1}\,g^{-1}}$ ☐ $0{,}896\,\mathrm{J\,K^{-1}\,kg^{-1}}$

2 Transformations de la matière

■ À revoir ■ Maîtrisé

1 Caractérisations macroscopiques des transformations de la matière

Une **transformation quasi-statique** est une transformation thermodynamique se faisant suffisamment lentement pour que chaque état intermédiaire du système étudié entre l'état initial et l'état final soit défini. Notamment, la température et la pression sont définies à chaque instant lors d'un processus quasi-statique.

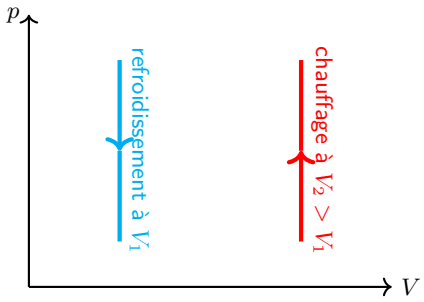
On appelle **diagramme de Watt** un diagramme traçant l'évolution d'un système thermodynamique avec son volume V en abscisse et sa pression p en ordonnée. Si l'on peut tracer l'évolution de la pression et du volume du fluide dans un diagramme (p, V) de manière continue, la transformation est alors nécessairement quasi-statique (la réciproque étant également vraie).

Transformation à volume constant

On appelle **transformation isochore** une transformation thermodynamique ayant lieu à volume constant pour le système d'étude.

♥ Toute transformation d'une phase condensée idéale sera isochore.

Les transformations isochores se représentent comme ci-contre sur un diagramme de Watt.



Transformation à pression constante

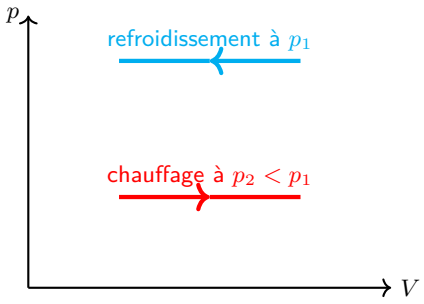
On appelle transformation **monobare** une transformation thermodynamique pour laquelle la pression extérieure p_{ext} est constante au cours du processus.

On appelle transformation **isobare** une transformation thermodynamique pour laquelle la pression intérieure p est constante au cours du processus.

♥ A priori, $p \neq p_{\text{ext}}$! En revanche, si la transformation est quasi-statique (c'est-à-dire assez lente), alors $p = p_{\text{ext}}$. En d'autres termes : « monobare et quasi-statique ⇔ isobare ».

♥ Si l'état initial et l'état final sont des états d'équilibre, on a donc $p_i = p_f = p_{\text{ext}}$. Cependant, la pression du système durant la transformation n'est pas forcément égale à p_{ext}.

Les transformations isobares se représentent ainsi sur un diagramme de Watt :



Transformation à température constante

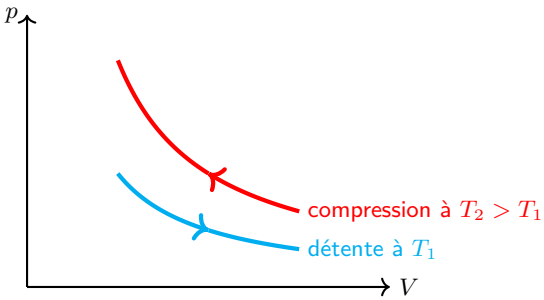
On appelle transformation **monotherme** une transformation thermodynamique pour laquelle la température extérieure T_{ext} est constante au cours du processus.

On appelle transformation **isotherme** une transformation thermodynamique pour laquelle la température intérieure T est constante au cours du processus.

♥ A priori, $p \neq p_{\text{ext}}$! En revanche, si la transformation est quasi-statique (c'est-à-dire assez lente), alors $p = p_{\text{ext}}$. En d'autres termes : « monotherme et quasi-statique $\Leftrightarrow$ isotherme ».

♥ Si l'état initial et l'état final sont des états d'équilibre, on a donc $T_i = T_f = T_{\text{ext}}$. Cependant, la température du système durant la transformation n'est pas forcément égale à T_{ext}.

Les transformations isothermes d'un gaz parfait se représentent ainsi sur un diagramme de Watt :



2 Caractérisations microscopiques des transformations de la matière

Transformations nucléaires

Une **transformation nucléaire** modifie la composition d'un ou de plusieurs noyaux atomiques en changeant leurs numéros atomiques ou leurs nombres de masse. Elle peut transformer un élément chimique en un autre.

Un atome d'uranium ${}^{235}_{92}\mathrm{U}$ bombardé par un neutron donne un noyau de strontium ${}^{94}_{38}\mathrm{Sr}$, un noyau de xénon ${}^{139}_{54}\mathrm{Xe}$ et trois neutrons selon l'équation de réaction :

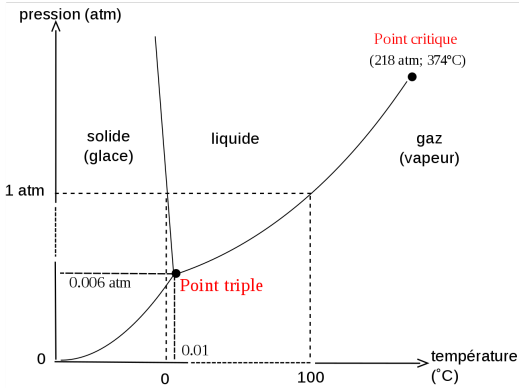
$$ {}^{235}_{92}\mathrm{U} + {}^{1}_{0}\mathrm{n} \longrightarrow {}^{94}_{38}\mathrm{Sr} + {}^{139}_{54}\mathrm{Xe} + 3\,{}^{1}_{0}\mathrm{n} $$

Transformations physiques

Les trois états classiques de la matière sont l'état *solide*, l'état *liquide* et l'état *gazeux*. On appelle alors :

- **fusion** le passage de l'état *solide* à l'état *liquide* (inverse de la **solidification**) ;
- **vaporisation** le passage de l'état *liquide* à l'état *gazeux* (inverse de la **liquéfaction**, ou **condensation liquide**) ;
- **sublimation** le passage de l'état *solide* à l'état *gazeux* (inverse de la **condensation solide**).

Graphiquement, on peut représenter la présence de ces différents états dans un diagramme pression-température (voir figure ci-contre pour le diagramme (p, T) de l'eau). On appelle également ce graphe **diagramme de phases**.



Le **point triple** correspond à l'unique combinaison de pression et de température auxquelles on peut faire coexister les trois phases d'une substance de manière macroscopique.

Le **point critique** correspond quant à lui aux conditions à partir desquelles la distinction entre liquide et gaz ne fait plus forcément sens ; ces deux états ne forment qu'une seule phase : on parle alors de fluide supercritique.

La transition de phase monobare d'un corps pur se fait toujours à température constante. La transition inverse se fera également à cette température.

Si l'on note m_ℓ la masse de liquide, m_s celle de solide et m_v celle de vapeur pour un corps pur à l'équilibre, et $m = m_\ell + m_v + m_s$ la masse totale du système, on définit alors :

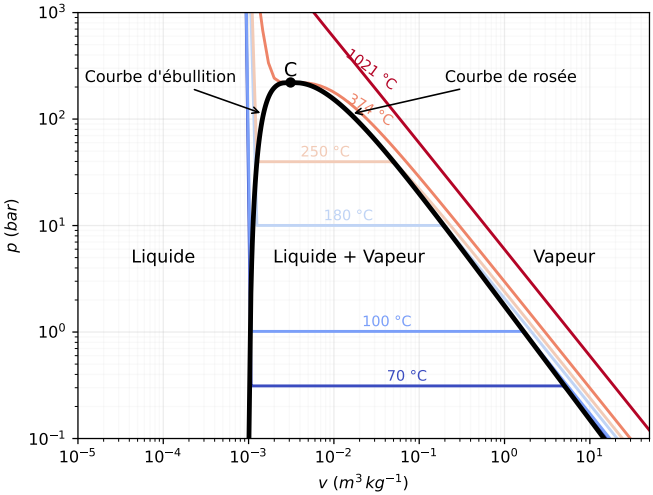
— Le **titre massique en liquide** $\boxed{x_\ell = \dfrac{m_\ell}{m}}$, qui représente la proportion de liquide dans le système ;

— Le **titre massique en solide** $\boxed{x_s = \dfrac{m_s}{m}}$, qui représente la proportion de solide dans le système ;

— Le **titre massique en vapeur** $\boxed{x_v = \dfrac{m_v}{m}}$, qui représente la proportion de vapeur dans le système.

♥ On a toujours $x_\ell + x_s + x_v = 1$ par conservation de la matière lors d'une transformation physique.

Le **diagramme de Clapeyron d'un corps pur** fait figurer les états liquide et gazeux de ce corps pur dans un diagramme (p, v) (pression-volume massique) :



— La courbe en cloche est la **courbe de saturation** : elle représente l'état de corps pur saturé (ou saturant), et son sommet est le point critique.

— La partie gauche de la courbe de saturation est la **courbe d'ébullition** : elle sépare l'état liquide de l'état diphasé liquide + vapeur. Le corps pur y est à son état de **liquide saturant**.

— La partie droite de la courbe de saturation est la **courbe de rosée** : elle sépare l'état vapeur de l'état diphasé liquide + vapeur. Le corps pur y est à son état de **vapeur saturante**.

— Les isothermes suivent un palier sous la courbe d'ébullition, tant que la température est plus faible que celle du point critique. Dans un diagramme de Clapeyron, une isotherme est dénommée **isotherme d'Andrews**.

Le **théorème des moments** énonce que si l'on connaît la valeur v du volume massique de ce système, on peut en déduire sa composition :

— Le titre massique en liquide vaut $\boxed{x_\ell = \dfrac{v_v - v}{v_v - v_\ell}}$;

— Le titre massique en vapeur vaut $\boxed{x_v = \dfrac{v - v_\ell}{v_v - v_\ell}}$.

♥ Ce théorème est utile car si l'on note M le point courant, L le point correspondant à l'état liquide saturant et V celui correspondant à l'état vapeur saturante, on a alors $x_\ell = \dfrac{MV}{LV}$ et $x_v = \dfrac{ML}{LV}$ avec ML et LV les distances mesurées à la règles sur le diagramme de Clapeyron.

Transformations chimiques

Au cours d'une transformation chimique, il y a réorganisation des atomes d'une ou plusieurs substances. On observe la rupture et la formation de nouvelles liaisons entre atomes. Les **réactifs** sont les espèces chimiques consommées au cours de la transformation chimique, et les **produits** sont les espèces chimiques résultant de cette transformation.

Un réactif étant totalement consommé à la fin d'une transformation chimique est appelé **réactif limitant**. On détermine toujours le réactif limitant à l'aide d'un **tableau d'avancement**.

Il peut y avoir plusieurs réactifs limitants. Si deux espèces chimiques sont des réactifs limitants, on dit qu'elles ont été introduites en **proportions stœchiométriques**.

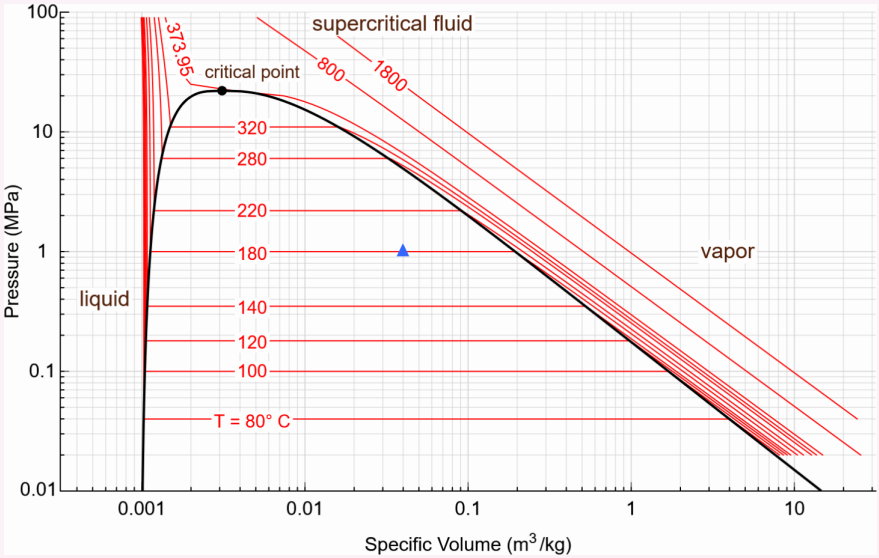
Exercice résolu

■ À revoir ■ Maîtrisé

Lecture d'un diagramme de Clapeyron et utilisation du théorème des moments

Énoncé

On donne ci-dessous le diagramme de Clapeyron de l'eau.



On s'intéresse à l'état du fluide lorsqu'il est à l'état marqué par le triangle bleu.

1. Expliquer les allures des courbes isothermes sous la courbe de saturation.
2. Lire la pression p, la température T et le volume massique v en cet état.
3. Lire également les valeurs des volumes massiques v_ℓ du liquide saturant et de la vapeur saturante v_v à la même pression p.
4. Déduire des valeurs précédentes le titre massique en liquide x_ℓ en l'état étudié.
5. La valeur de x_ℓ peut-elle se retrouver par lecture directe des distances sur le diagramme de Clapeyron ?

Exercice résolu

■ À revoir ■ Maîtrisé

Résolution

1. Les courbes isothermes représentent des transformations ayant lieu à température constante. Sous la courbe de saturation, on observe des paliers isobares et isothermes car tout changement d'état monobare se fait à température constante.
2. On lit : $p = 1\,\mathrm{MPa} = 10\,\mathrm{bar}$, $T = 180\,^\circ\mathrm{C}$ et $v = 0{,}04\,\mathrm{m}^3/\mathrm{kg}$.
3. En suivant l'isobare jusqu'à la courbe d'ébullition (partie gauche de la courbe de saturation), on relève $v_\ell \approx 0{,}001\,\mathrm{m}^3/\mathrm{kg} = 1\,\mathrm{L\,kg}^{-1}$ (note : c'est cohérent).

   En suivant l'isobare jusqu'à la courbe de rosée (partie droite de la courbe de saturation), on relève $v_v \approx 0{,}2\,\mathrm{m}^3/\mathrm{kg}$.
4. D'après le théorème des moments, on a :

$$\begin{aligned} x_\ell &= \frac{v_v - v}{v_v - v_\ell} \\ &= \frac{0{,}2 - 0{,}04}{0{,}2 - 0{,}001} \\ &\approx \frac{0{,}16}{0{,}2} \\ &= \frac{1{,}6}{2} \\ &= 0{,}8 \end{aligned}$$

   Il y a donc $80\,\%$ d'eau liquide (en masse) dans le mélange étudié.
5. On ne peut pas déterminer x_ℓ par lecture directe des distances ici car l'échelle des abscisses est logarithmique et non pas linéaire... le produit en croix n'a alors pas de sens.

Exercice résolu

■ À revoir ■ Maîtrisé

Détermination d'un réactif limitant et des quantités restantes lors d'une transformation chimique totale

Énoncé

Considérons la combustion isobare du méthane gazeux CH_4 dans un réacteur. La réaction a lieu dans une atmosphère contenant 20% de dioxygène gazeux O_2 et 80% de diazote gazeux N_2. Le diazote ne participe pas à la réaction : c'est une espèce spectatrice.

Les produits de la transformation sont la vapeur d'eau H_2O et le dioxyde de carbone gazeux CO_2 : $CH_{4(g)} + 2\,O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2\,H_2O_{(g)}$.

Initialement, le réacteur ne contient que l'atmosphère dioxygène-diazote ($5{,}0\,\mathrm{mol}$ de dioxygène) et $2{,}0\,\mathrm{mol}$ de méthane.

1. Établir le tableau d'avancement de la transformation chimique.
2. Déterminer le réactif limitant ainsi que l'avancement final ξ_f.
3. En déduire les quantités de chacune des espèces chimiques présentes dans le réacteur à la fin de la transformation chimique.

Résolution

1. Déterminons, par un tableau d'avancement, l'évolution de la transformation :

	$CH_{4(g)}$ +	$2\,O_{2(g)}$ $\longrightarrow$	$CO_{2(g)}$ +	$2\,H_2O_{(g)}$
état initial	$2{,}0\,\mathrm{mol}$	$5{,}0\,\mathrm{mol}$	0	0
état final	$2{,}0\,\mathrm{mol} - \xi_f$	$5{,}0\,\mathrm{mol} - 2\xi_f$	ξ_f	$2\xi_f$

2. On a : $\begin{cases} 2{,}0\,\mathrm{mol} - \xi_f = 0 & \text{si } CH_4 \text{ est limitant} \\ 5{,}0\,\mathrm{mol} - 2\xi_f = 0 & \text{si } O_2 \text{ est limitant} \end{cases}$

   C'est-à-dire $\begin{cases} \xi_f = 2{,}0\,\mathrm{mol} & \text{si } CH_4 \text{ est limitant} \\ \xi_f = 2{,}5\,\mathrm{mol} & \text{si } O_2 \text{ est limitant} \end{cases}$

   Seule la plus petite valeur est possible pour avoir des quantités de matière positives à l'état final de la transformation chimique. On en déduit que le réactif limitant est CH_4 et que $\xi_f = 2{,}0\,\mathrm{mol}$.
3. En remplaçant cette valeur dans la dernière ligne du tableau d'avancement, on détermine les quantités de gaz de chaque espèce chimique à la fin de la transformation chimique : $0\,\mathrm{mol}$ pour CH_4, $1{,}0\,\mathrm{mol}$ pour O_2, $2{,}0\,\mathrm{mol}$ pour CO_2 et $4{,}0\,\mathrm{mol}$ pour H_2O. Puisqu'il y a quatre fois plus de diazote que de dioxygène au départ, on en déduit que la quantité de diazote est égale à $20{,}0\,\mathrm{mol}$; cette quantité est constante, car le diazote est une espèce spectatrice.