

Equilibre liquide - vapeur

Exercice n°1 - Diagramme de phases de l'eau (★)

On considère le diagramme (p, T) de l'eau donné page suivante.

1. Compléter le diagramme avec chacune des phases solide, liquide, gaz, fluide supercritique ; indiquer le point triple et le point critique.
2. Quelle est l'unique température à laquelle peut avoir lieu à l'équilibre un changement d'état liquide-vapeur sous 10^5 Pa ? Ceci est-il en accord avec votre expérience quotidienne ?
3. Quelle est l'unique pression à laquelle peut avoir lieu à l'équilibre un changement d'état liquide-vapeur à 300 °C ?
4. On réalise l'expérience suivante : on chauffe de l'eau initialement à 20 °C et 1 bar dans une casserole, jusqu'à ébullition. Tracer l'évolution dans le diagramme $p - T$.
5. Même question pour l'expérience suivante : on place de l'eau initialement à 20 °C et 1 bar dans un congélateur à -18 °C, et on attend plusieurs heures.

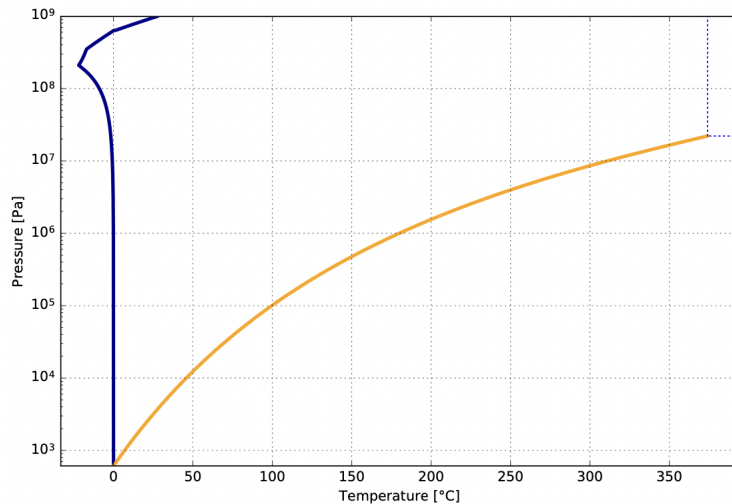


Figure 1: Diagramme de phases de l'eau

Exercice n°2 - Diagramme de Clapeyron de l'eau (★)

À l'aide du diagramme ci-dessous, répondre aux questions suivantes :

1. Identifier les zones où l'eau est sous phase liquide, gaz, ou diphasée.
2. Quelle est la valeur du volume massique de la vapeur saturée à la pression de 100 bar ? En déduire la valeur de la masse volumique correspondante. Même question pour le liquide saturé à la pression de 100 bar.
3. Que vaut la température de saturation sous $p = 40$ bar ?
4. Que vaut la pression de saturation à 150 °C ?
5. Donner la composition du système aux points A, B et D.

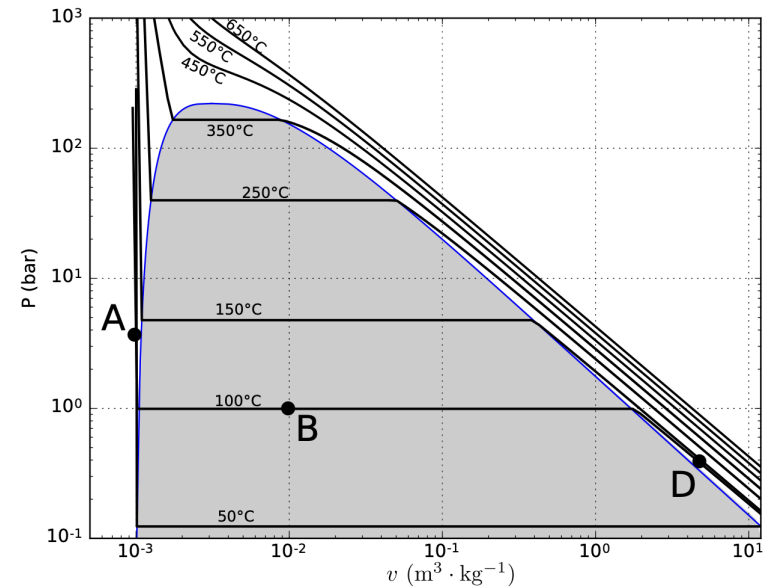


Figure 2: Diagramme de Clapeyron de l'eau

Exercice n°3 - Diazote liquide ou gazeux (★★)

On donne ci-dessous le diagramme de Clapeyron (P, v) liquide/vapeur pour le diazote N_2 : il comporte la courbe de saturation et cinq isothermes. Les échelles sur les deux axes sont logarithmiques (voir comment les graduations se resserrent vers la droite et vers le haut).

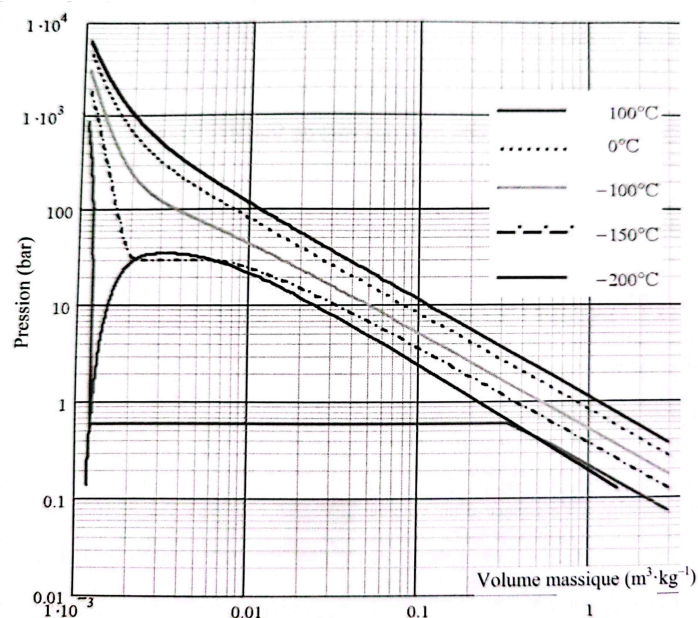


Figure 3: Diagramme de Clapeyron du diazote

1. Évaluer d'après ce diagramme la pression et la température du point critique du diazote.
2. Sous quelle phase se trouve le diazote en équilibre à la pression $P = 1$ bar et à la température $\theta = 0^\circ\text{C}$? Évaluer alors graphiquement son volume massique, et comparer à celui donné par l'équation d'état du gaz parfait. Que peut-on en conclure ?

On stocke couramment, pour des applications médicales par exemple, du diazote liquide dans un type de récipient appelé *vase Dewar*. Ses parois sont suffisamment calorifugées pour que le diazote puisse s'y maintenir longtemps à

une température très inférieure à la température ambiante. En revanche, un petit orifice maintient l'intérieur du récipient à la même pression que l'extérieur, soit généralement $P = 1$ bar.

3. Évaluer la température du diazote à l'intérieur du récipient, où il se trouve à l'état diphasé.
4. Une masse $m = 750$ g de diazote est stockée dans ce récipient, de volume $V = 6,0$ L. Déterminer les proportions en masse des deux phases liquide et gazeuse.
5. La notice commerciale d'un vase Dewar indique une diminution du stock de diazote liquide de "0,12 L par jour" dans des conditions ordinaires. Quel phénomène se produit exactement ? De combien diminue ainsi la masse du récipient chaque jour de stockage ?

Données : $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M(N_2) = 28 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Bilan énergétique et entropique avec changement d'état
Données générales pour cette partie :

- Capacité thermique massique de l'eau liquide : $c_{\text{liq}} = 4,18 \text{ kJ}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
- Capacité thermique massique de l'eau solide : $c_{\text{sol}} = 2,06 \text{ kJ}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
- Enthalpie massique de fusion de l'eau sous 1 bar : $\Delta h_{\text{fus}} = 330 \text{ kJ}\cdot\text{kg}^{-1}$
- Entropie d'une phase condensée idéale de capacité thermique C : $S(T) = S_0 + C \ln(T/T_0)$.
- Masse molaire de l'eau : $M = 18 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Exercice n°3 - Bilan énergétique et entropique (★)

On sort un glaçon de masse $m = 100$ g du congélateur (de température $T_1 = -18$ °C), on le place dans l'air extérieur à $T_{\text{ext}} = 20$ °C et on attend qu'il fonde entièrement. On obtient alors de l'eau liquide, à la température $T_2 = 0$ °C, et on arrête ici l'expérience (ensuite cette eau se réchauffe, mais nous n'étudions pas cette phase).

1. Déterminer le transfert thermique $Q_{\text{reçu}}$ reçu par le glaçon lors de cette transformation.
2. Calculer la variation d'entropie du système {masse d'eau} pour cette transformation. En déduire l'entropie créée S_c lors de la transformation.

Exercice n°4 - Boisson rafraîchissante (★★)

Il fait chaud aujourd'hui (30°C!) et on a malheureusement oublié de mettre la bouteille de jus d'orange au frais. On dispose heureusement d'un congélateur (-15 °C) et de glaçons, mais en nombre restreints.

▷ Quel est le nombre de glaçons qu'il faut ajouter dans un verre de 20 cl pour que le jus d'orange soit à 5°C (entièrement liquide et sans reste de glace) ?

Exercice n°5 - Surfusion de l'eau (★★)

Une masse $m = 20,0$ g d'eau liquide pure a été refroidie très lentement à la température $T_1 = 261$ K ($\theta_1 = -12$ °C). Cet état dans lequel l'eau est encore à l'état liquide malgré une température inférieure à $T_0 = 273$ K (0°C) et qualifié de *métastable* : la moindre perturbation (choc, introduction d'une poussière) conduit à une solidification très rapide du liquide. On propose dans cet exercice d'examiner ce phénomène. On supposera que toutes les transformations ont lieu à la pression atmosphérique $P = 1,01$ bar. En outre, compte tenu de la rapidité avec laquelle l'eau surfondue se solidifie, on considérera les transformations adiabatiques.

1. Déterminer la masse de glace m_g obtenue ainsi que la température finale T_2 .
2. Calculer l'entropie créée au cours de la transformation.