

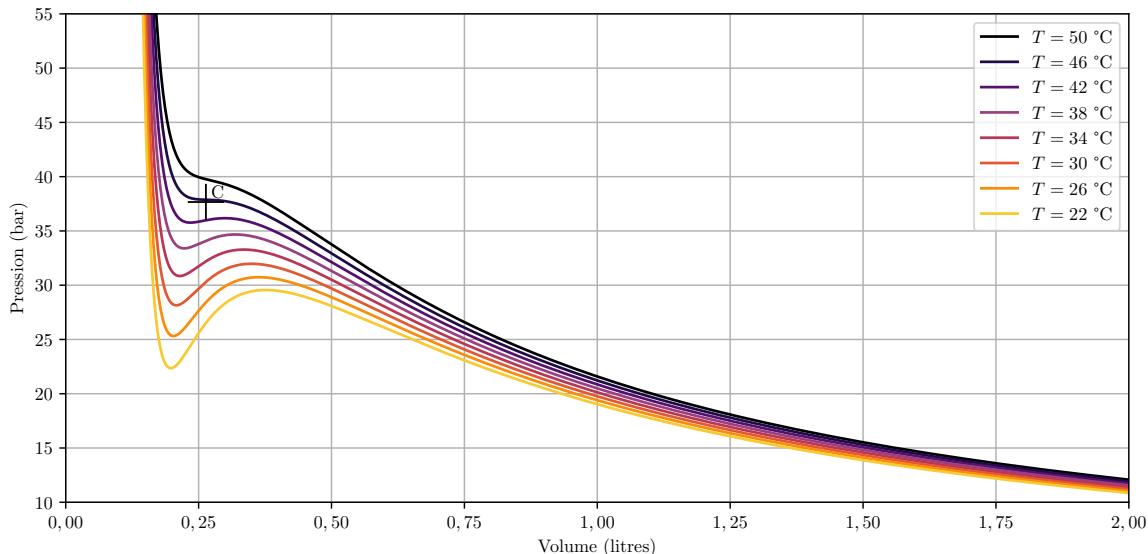
Exercice 1 *Piston avec frottements secs*

On considère un cylindre muni en son sommet d'un piston mobile de masse et capacité calorifique négligeables et d'aire A . Le piston frotte sur les parois du cylindre avec une force de frottement sec F . Le cylindre contient une mole de gaz parfait, initialement au volume V_0 . On le comprime de manière très lente et isotherme à $V_1 = V_0/2$, $T = T_0$.

1. Déterminer la relation entre la pression p à l'intérieur cylindre et la pression extérieure p_{ext} .
2. Calculer le travail W et la chaleur Q reçus par le système.
3. Calculer ΔS sur la transformation, ainsi que $S^{\text{créée}}$.

Exercice 2 *Gaz de van der Waals et coordonnées réduites*

Lorsque l'on trace les isothermes pour l'équation d'état de van der Waals pour un gaz donné (*i.e.* a et b fixées) — comme ci-dessous pour pour $N = 1$ mol d'hexafluorure de soufre SF₆ — on s'aperçoit qu'une des isothermes présente un point d'inflexion, signifiant qu'en ce point la dérivée première *et* la dérivée seconde par rapport à V de p sont nulles. Comme $N = 1$ mol, le volume est égal au volume molaire : $V = v$. On appelle ce point C, point critique. Ce point est donc lié à une température, appelée température critique T_c , une pression critique p_c et un volume molaire critique v_c .



1. Déterminer T_c , p_c et v_c en fonction de a et b , paramètres de l'équation d'état de van der Waals.
2. Réécrire l'équation d'état du gaz de van der Waals en coordonnées réduites $T_r = T/T_c$, $p_r = p/p_c$ et $v_r = v/v_c = V/V_c$.

Exercice 3 *Courbure des potentiels thermodynamiques*

En raisonnant sur un système fermé, et en utilisant les relations

$$C_p \geq C_V \geq 0, \quad \kappa_S \geq 0, \quad \text{et} \quad \kappa_T \geq 0,$$

montrer que les potentiels thermodynamiques F , H , et G sont des fonctions convexes de leurs variables d'état extensives S et V et concaves de leurs variables d'état intensives T et p .

Exercice 4 *Coordonnées (T, S)*

On considère une mole d'air, que l'on considère comme un gaz parfait de coefficient adiabatique γ et chaleur spécifique à pression constante C_p connus.

1. Soit une transformation réversible faisant passer cette mole d'air de l'état 1, défini par (p_1, T_1) , à l'état 2, défini par (p_2, T_2) . Calculer ΔS_{12} pour cette transformation.
2. La transformation de l'état 1 à l'état 2 est maintenant irréversible. Que vaut ΔS ?

Nous allons maintenant introduire un nouveau type de diagramme, pendant du diagramme (p, V) . Il s'agit du diagramme (T, S) dans lequel on représente la température en fonction de l'entropie.

3. On part de l'état 1 pour arriver à un état (p, T) . Quelle est la forme d'une isobare en coordonnées (T, S) (diagramme représentant la température en fonction de l'entropie) ? Montrer que pour une température donnée, toutes les isobares ont la même pente. Que peut-on en conclure pour la représentation schématique des isobares en coordonnées (T, S) ?
4. Représenter dans le diagramme (T, S) deux isobares p_1 et p_2 avec $p_2 > p_1$.
5. Représenter sur le diagramme une compression adiabatique réversible amenant le gaz de (p_1, T_1) à la pression p_2 .
6. Représenter sur le diagramme une transformation adiabatique *irréversible* amenant le gaz de (p_1, T_1) à p_2 .

Exercice 5 *Joule-Thomson sur un gaz de van der Waals*

On reprend la détente de Joule-Thomson réalisée dans l'exercice 4 de la série 4, mais cette fois on l'applique à un gaz de van der Waals caractérisé par les paramètres a et b . On a vu que pour le gaz parfait $\frac{dT}{dp} = 0$. Ici, pour la même détente, pour un gaz de VdW, nous allons calculer $\frac{dT}{dV}$ et montrer que ce n'est pas nul pour le gaz de van der Waals, et calculer la température T_0 pour laquelle cette dérivée change de signe. Qu'arrive-t-il au gaz si on le détend alors qu'il est déjà à une température inférieure à T_0 ?