

SCIENCES PHYSIQUES

ATS – LYCÉE LOUIS ARMAND

Thème 2 : Systèmes thermodynamiques

Travaux dirigés

Exercice faisant uniquement appel à des outils mathématiques _____ \sqrt{x}

Exercice facile et/ou proche du cours _____ 

Exercice accessible mais demandant du recul sur le cours et/ou sur les outils mathématiques _____ 

Exercice complexe, de par son côté calculatoire et/ou astucieux _____ 

Il est normal de « bloquer » sur les **exercices** : personne ne s'attend à ce que vous sachiez les faire en cinq minutes seulement. Il faut cependant persévérer, avoir le cours à côté afin de voir si un raisonnement similaire a déjà été abordé, et ne pas hésiter à parler avec vos camarades ou votre professeur.

Les **problèmes** sont issus d'annales de concours et/ou d'examens. Ils sont au moins aussi importants à aborder que les exercices, car ils sont les plus proches (en terme de rédaction et de questions « bout-à-bout ») de ce que vous aurez en devoir surveillé ainsi qu'au concours.

Chapitre 2 : Transferts d'énergie d'un système thermodynamique

Capacités exigibles et exercices associés

Capacités exigibles	Exercice(s)
Définir un système fermé et établir pour ce système un bilan énergétique faisant intervenir le travail et le transfert thermique	2.1, 2.2, 2.3, 2.4, 2.5, 2.6

Questions de cours

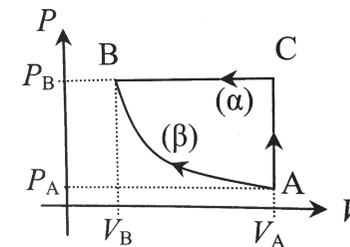
- Donner l'expression du travail élémentaire des forces de pression δW_p^{ext} fourni par l'extérieur à un système thermodynamique. Comment l'interpréter physiquement (en particulier : son signe) ?
- Qu'est-ce qu'une transformation isochore ? Démontrer que l'expression du travail isochore des forces de pression est $W_p^{\text{iso}-V} = 0$.
- Qu'est-ce qu'une transformation monobare ? Démontrer que l'expression du travail monobare des forces de pression est $W_p^{\text{mono}-p} = -p_{\text{ext}}(V_f - V_i)$.
- Qu'est-ce qu'une transformation isotherme ? Démontrer que l'expression du travail isotherme des forces de pression d'un gaz parfait est $W_p^{\text{iso}-T, \text{G.P}} = -nRT \times \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right)$.
- Énoncer le premier principe de la thermodynamique. Que représente-t-il physiquement ?
- Exercice du chauffe-eau électrique.
- Exercice de l'explosion d'un ballon.
- Exercice du cycle de Carnot.
- Exercice de la température du bain.
- Établir l'expression de Q pour une transformation isochore d'une phase condensée idéale ou d'un gaz parfait.

Exercices

2.1 Deux chemins de transformation

On fait passer une quantité n de gaz parfait d'un état d'équilibre $A (p_A, V_A, T_A)$ à un autre état d'équilibre $B (3p_A, V_B, T_B)$ par deux chemins distincts :

- α : isochore AC puis isobare CB ;
- β : isotherme AB .



1. Déterminer T_B en fonction de T_A .
2. En utilisant le fait que le gaz est parfait, exprimer V_B en fonction de V_A .
3. Déterminer W_{AB} , W_{AC} et W_{CB} en fonction de p_A et V_A .
4. En déduire alors les travaux W_α et W_β reçus par le gaz au cours des transformations α et β . Commenter.
5. En déduire les transferts thermiques Q_α et Q_β reçus par le gaz au cours des transformations α et β .

2.2 Deux modes de chauffage

Soit $n = 10$ mol d'un gaz parfait, dont la capacité thermique molaire à volume constant est $C_{V,m} = \frac{3}{2}R$.

1. On considère que le gaz est emprisonné dans un récipient indéformable et calorifugé. Exprimer puis calculer l'élévation de température subie par le gaz après qu'il a reçu un travail électrique $W_{\text{elec}} = 1 \times 10^4$ J.
2. On considère désormais que le gaz est emprisonné dans un ballon déformable (pression extérieure constante $p_{\text{ext}} = 5$ bar) mais toujours calorifugé.
 - (a) Montrer, en utilisant notamment la loi des gaz parfaits, que le travail des forces de pression vaut $W_p = -nR\Delta T$.
 - (b) Exprimer puis calculer l'élévation de température subie par le gaz après qu'il a reçu un travail électrique $W_{\text{elec}} = 1 \times 10^4$ J, sachant que les états initial et final sont des états d'équilibre.

2.3 Arnaque ou bon plan ?

Monsieur Sousse a acheté chez un antiquaire une statue garantie en or massif, de masse $m = 860$ g. Pour vérifier sa composition, il souhaite mesurer la capacité thermique massique à volume constant c_V du métal qui la constitue.

Pour cela, il plonge la statue, à la température initiale $T_0 = 293$ K, dans une masse $m_e = 300$ g d'eau, de température initiale $T_e = 353$ K et de capacité thermique massique à volume constant $c_{V,e} = 4180$ J · K⁻¹ · mol⁻¹. Le tout est contenu dans un récipient parfaitement calorifugé, initialement à la température T_e .

Monsieur Sousse mesure alors la température finale T_f du système { eau + statue + récipient } à l'équilibre thermodynamique : $T_f = 346$ K.

On définit la masse équivalente en eau μ du récipient par la relation : $\mu = \frac{C_{V,\text{récipient}}}{c_e}$, avec $C_{V,\text{récipient}}$ la capacité thermique à volume constant totale du récipient. On a alors $\mu = 40$ g.

Pendant toute la transformation, le système Σ est en contact avec l'atmosphère où règne une pression p_0 .

1. Que vaut la variation d'énergie interne ΔU du système entre l'état initial et l'état final d'après le premier principe de la thermodynamique ?
2. En déduire que $c = \frac{\mu + m_e}{m} \times c_e \times \frac{T_e - T_f}{T_f - T_0}$, où c est la capacité thermique massique de la statue. Faire l'application numérique.
3. Pour tous les métaux à température ordinaire, la capacité thermique molaire à volume constant a la même valeur : $C_{V,m} = 3R$ où R est la constante des gaz parfaits. En déduire la masse molaire M du métal constituant la statue.
4. La masse molaire de l'or est $M_{\text{Au}} = 197$ g · mol⁻¹. Monsieur Sousse s'est-il fait arnaquer ?

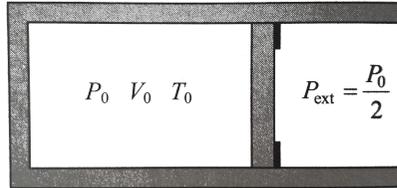
2.4 Gonflage d'un ballon

Soit un ballon, considéré comme une sphère dont le rayon R peut varier. Initialement, on a $R_i = 3$ cm ; à l'état final, on a $R_f = 13$ cm. L'air contenu dans le ballon est considéré comme un gaz parfait ; on rappelle que le volume d'une sphère de rayon R est $\frac{4}{3}\pi R^3$. La pression extérieure, considérée comme constante, est égale à $p_{\text{ext}} = 1$ bar.

1. Expliquer sans calcul pourquoi on peut considérer la transformation comme isotherme (pour la suite, on prendra $T = 20$ °C).
2. Pour quelle raison le volume du ballon augmente-t-il ?
3. Exprimer puis calculer le travail des forces de pression entre l'instant initial et l'instant final.
4. En déduire la quantité de chaleur Q dissipée vers l'atmosphère.

2.5 Détente d'un gaz parfait

Une quantité n d'un gaz parfait est enfermée dans un récipient aux parois parfaitement calorifugées ; l'une des parois est mobile horizontalement, sans frottement.



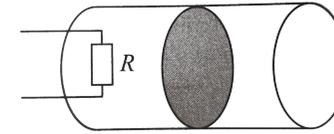
Dans l'état initial, la paroi est bloquée et le gaz occupe alors un volume V_0 , à une température T_0 et sous une pression p_0 .

On débloque alors la paroi mobile et le gaz se détend spontanément, jusqu'à un nouvel état d'équilibre caractérisé par les paramètres V_1 , T_1 et p_1 . La pression de l'air extérieur est constante : $p_{\text{ext}} = \frac{p_0}{2}$. La capacité thermique à volume constant du gaz est $C_V = \frac{5}{2}nR$.

1. Déterminer la pression finale p_1 .
2. En appliquant le premier principe, déterminer V_1 et T_1 .
3. Vérifier qu'il s'agit bien d'une détente. Le gaz s'est-il réchauffé ou refroidi ?

2.6 Transformations couplées

Un cylindre horizontal est séparé en deux parties par une paroi mobile. Le mouvement de la paroi s'effectue sans frottements. Le cylindre horizontal, ainsi que la paroi mobile (de masse et de capacité thermique négligeables), sont calorifugés et rigides. Les deux gaz contenus dans chacun des compartiments sont parfaits et identiques ; leur capacité thermique à volume constant est $C_V = \frac{5}{2}nR$, où R est la constante des gaz parfaits.



À partir d'un état initial identique pour chaque compartiment (pression $p_0 = 1 \text{ bar}$, température $T_0 = 300 \text{ K}$ et volume $V_0 = 1 \text{ L}$), on chauffe lentement le compartiment de gauche à l'aide d'une résistance $r = 200 \Omega$. Celle-ci est parcouru par un courant $I = 0,1 \text{ A}$ pendant une durée $\Delta t = 50 \text{ s}$.

1. Quel est le lien entre p_g (pression à gauche) et p_d (pression à droite) à l'équilibre ?
2. Par conservation du volume, établir une relation entre V_g et V_d .
3. En appliquant la loi des gaz parfaits, établir une relation entre les grandeurs de gauche et une relation entre les grandeurs de droite.
4. Enfin, par application du premier principe au système { gaz de gauche + paroi mobile + gaz de droite }, établir une relation entre T_g et T_d .
5. On admet que $T_d = 328 \text{ K}$. Déterminer les valeurs de toutes les autres grandeurs.

Chapitre 3 : Enthalpie et transformations monobares

Capacités exigibles et exercices associés

Capacités exigibles	Exercice(s)
Exprimer le premier principe sous la forme d'un bilan d'enthalpie dans le cas d'une transformation monobare avec équilibre mécanique dans l'état initial et l'état final	3.3, 3.5, 3.6
Effectuer un bilan de matière lors d'une transformation chimique	3.2, 3.3
Calculer l'énergie récupérable lors d'un changement d'état d'un corps pur à pression constante	3.4, 3.5, 3.6

Questions de cours

- Donner la définition de l'enthalpie, puis l'expression du premier principe enthalpique. À quelle(s) condition(s) cette version du premier principe est-elle utilisable ?
- Donner l'expression de l'enthalpie d'une phase condensée idéale en fonction notamment de sa capacité thermique massique à pression constante c_p . Pour quelle raison peut-on dire que $\Delta H \approx \Delta U$ (et donc que $c_p = c_V = c$) ?
- Rappeler la relation de Mayer pour un gaz parfait et la définition de l'indice adiabatique. En déduire les expressions de C_V et C_p pour un gaz parfait.
- Établir le tableau d'avancement de la réaction $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$. Déterminer le réactif limitant, en supposant que l'on a initialement 4 mol de N_2 et 1 mol de H_2 .
- Rappeler la définition de l'enthalpie standard de réaction. Quelle est son unité, dans le système international ? Rappeler le lien avec la thermique d'une réaction (endothermie, exothermie, athermie).
- Rappeler les trois états classiques de la matière ainsi que les noms de chacune des transformations physiques permettant d'accéder de l'un

à l'autre. Que peut-on dire de la température d'un corps pur lorsqu'il change de phase ?

- Tracer le diagramme de phase d'un corps pur. Désigner les domaines du solide, du liquide et du gaz, ainsi que le point critique et le point triple (en donnant leurs définitions).
- Rappeler la définition de l'enthalpie de changement d'état. Quelle est son unité, dans le système international ? Comment interpréter son signe ?

Exercices

3.1 Équations de réaction à ajuster

Ajuster les équations suivantes à l'aide des coefficients stœchiométriques entiers les plus petits :

1. $H_2 + Cl_2 \rightarrow HCl$
2. $Fe + Cl_2 \rightarrow FeCl_3$
3. $SnO + O_2 \rightarrow SnO_2$
4. $Mg + CO_2 \rightarrow CO + MgO$
5. $Al + H_2O \rightarrow Al_2O_3 + H_2$
6. $C_2H_6O + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
7. $C_6H_6O + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
8. $Zn + SO_2 \rightarrow ZnO + S$
9. $Fe_2O_3 + CO \rightarrow Fe_3O_4 + CO_2$
10. $N_2H_4 + H_2O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$

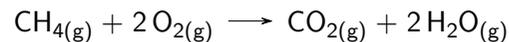
3.2 Réactifs limitants

À l'aide de tableaux d'avancement, déterminer les réactifs limitants des réactions chimiques de l'exercice précédent, en supposant que le premier réactif est introduit avec une quantité $n_1 = 1 \text{ mol}$ et que le deuxième est introduit avec une quantité $n_2 = 2 \text{ mol}$.

3.3 Consommation en méthane (concours ATS 2023)



Dans le cas d'une centrale au gaz, le combustible brûlé est du méthane $\text{CH}_{4(g)}$, de masse molaire $M = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. La réaction de combustion s'écrit :



Son enthalpie standard de réaction à 25°C est $\Delta_r H^0 = -800 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Donner l'expression du transfert thermique Q libéré par la combustion isobare et isotherme d'une quantité de matière n_0 de $\text{CH}_{4(g)}$.
2. La chaudière de la centrale doit produire 150 MW de puissance thermique. Établir alors l'expression de la quantité de matière n_0 de $\text{CH}_{4(g)}$ consommée dans la chaudière pour une heure de fonctionnement.
3. On prend $n_0 = 7 \times 10^5 \text{ mol}$. En déduire la valeur de la masse de méthane consommée pour une heure de fonctionnement.

3.4 Transpiration

1. Expliquer en quoi le fait de transpirer participe au refroidissement du corps.
2. Quel volume d'eau doit-on transpirer par jour pour débarrasser son corps des 75 W de puissance thermique produits par le métabolisme au repos ? On prendra une température de la peau égale à 33°C et l'enthalpie massique de vaporisation de l'eau égale à $2420 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$.
3. Commenter la dernière valeur, sachant que le corps humain évacue environ $0,5 \text{ L}$ de transpiration par jour.

3.5 Fusion d'un bloc de glace

À la pression atmosphérique normale, un bloc de glace de 4 kg , initialement à 0°C , se met à fondre par une température ambiante de 8°C (température que prendra l'eau de fusion).

On donne l'enthalpie massique de fusion de la glace : $\Delta_{\text{fus}} h = 335 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$ et la capacité thermique massique de l'eau : $c = 4,18 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{g}^{-1}$. Par ailleurs, on indique que la glace occupait un volume initial de $4,4 \text{ dm}^3$.

1. Calculer la variation d'enthalpie ΔH du système.
2. Calculer le travail échangé W . Commentaire ?

3.6 Vaporisation d'eau

1. Calculer la variation d'enthalpie d'un kilogramme d'eau liquide à $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, que l'on vaporise sous la pression atmosphérique.
2. En utilisant la relation entre énergie interne et enthalpie, calculer la variation d'énergie interne correspondante. On assimilera la vapeur d'eau à un gaz parfait.
3. Quelle quantité de chaleur faut-il fournir à un litre d'eau à $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ pour la transformer en vapeur à $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, sous la pression atmosphérique ?

Données :

- Enthalpie massique de vaporisation de l'eau : $\Delta_{\text{vap}}h = 2,26\text{ kJ} \cdot \text{g}^{-1}$;
- Masse volumique de l'eau liquide à $100\text{ }^{\circ}\text{C}$: $958\text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$;
- Masse molaire de l'eau : $M = 18\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- Volume molaire de la vapeur d'eau à $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ et sous pression atmosphérique : $V_m = 30,6\text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- Capacité thermique massique de l'eau : $c = 4185\text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Chapitre 4 : Loi de Hess

Capacités exigibles et exercices associés

Capacités exigibles	Exercice(s)
Évaluer la température atteinte par un système siège d'une transformation chimique supposée isobare et réalisée dans un réacteur adiabatique	4.1, 4.2
Calculer l'énergie récupérable lors d'un changement d'état d'un corps pur à pression constante	4.3, 4.4, 4.5

Questions de cours

- En quoi consiste la loi de Hess ? Tracer un diagramme de Hess associé à cette explication.
- Exercice de la température de flamme.
- Exercice de l'état final d'un mélange de phases d'un corps pur.
- Rappeler les définitions des titres massiques en liquide x_ℓ , en vapeur x_v et en solide x_s d'un corps pur. Montrer que la somme de ces trois quantités est égale à 1 ; commenter.

Exercices

4.1 Combustion du monoxyde de carbone (1)

Déterminer la température maximale de la combustion isobare et adiabatique du monoxyde de carbone CO dans le cas suivant : $n_{\text{CO}}^0 = 2 \text{ mol}$, $n_{\text{O}_2}^0 = 1 \text{ mol}$ (il n'y a pas d'autre gaz dans l'enceinte).

Données à 298 K :

- Pour la réaction d'équation $2 \text{CO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{CO}_{2(g)}$, on a une enthalpie standard de réaction égale à $\Delta_r H^0 = -566 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- Capacités thermiques molaires à pression constante en $\text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$: $C_{p,m}(\text{CO}_2) = 44,22$; $C_{p,m}(\text{O}_2) = 29,96$; $C_{p,m}(\text{CO}) = 29,31$.

4.2 Combustion du monoxyde de carbone (2)

Déterminer la température maximale de la combustion isobare et adiabatique du monoxyde de carbone CO dans le cas suivant : $n_{\text{CO}}^0 = 2 \text{ mol}$, $n_{\text{O}_2}^0 = 2 \text{ mol}$ et présence d'une atmosphère inerte de diazote ($n_{\text{N}_2} = 3 \text{ mol}$).

Données à 298 K :

- Pour la réaction d'équation $2 \text{CO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{CO}_{2(g)}$, on a une enthalpie standard de réaction égale à $\Delta_r H^0 = -566 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- Capacités thermiques molaires à pression constante en $\text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$: $C_{p,m}(\text{CO}_2) = 44,22$; $C_{p,m}(\text{N}_2) = 28,58$; $C_{p,m}(\text{O}_2) = 29,96$; $C_{p,m}(\text{CO}) = 29,31$.

4.3 Quelques mélanges d'états

Dans les cas suivants, décrits à l'état initial, déterminer si l'on obtient à l'équilibre un mélange liquide-solide, une phase totalement solide ou une phase totalement liquide. La glace et l'eau liquide sont supposées coexister dans un récipient aux parois calorifugés.

1. $m_\ell = 150 \text{ g}$ d'eau liquide à $T_\ell = 5^\circ\text{C}$ et $m_g = 20 \text{ g}$ de glace à $T_g = -5^\circ\text{C}$.
2. $m_\ell = 280 \text{ g}$ d'eau liquide à $T_\ell = 15^\circ\text{C}$ et $m_g = 50 \text{ g}$ de glace à $T_g = -2^\circ\text{C}$.
3. $m_\ell = 300 \text{ g}$ d'eau liquide à $T_\ell = 10^\circ\text{C}$ et $m_g = 800 \text{ g}$ de glace à $T_g = -6^\circ\text{C}$.

4.4 On veut de la glace ou du liquide ! _____ 🔒

1. Quelle masse d'eau liquide, à température initiale $T_0 = 20^\circ\text{C}$, doit-on mélanger avec 150 g de glace, à température initiale $T_2 = -5^\circ\text{C}$, pour obtenir uniquement du liquide à température finale $T_f = 0^\circ\text{C}$?
2. Quelle masse d'eau liquide, à température initiale $T_1 = 20^\circ\text{C}$, doit-on mélanger avec 300 g de glace, à température initiale $T_2 = -10^\circ\text{C}$, pour obtenir uniquement du liquide à température finale $T_f = 5^\circ\text{C}$?
3. Quelle masse d'eau liquide, à température initiale $T_1 = 20^\circ\text{C}$, doit-on mélanger avec 150 g de glace, à température initiale $T_2 = -10^\circ\text{C}$, pour obtenir uniquement de la glace à température finale $T_f = 0^\circ\text{C}$?

4.5 Refroidir son whisky _____ 🔒

La stéatite est une roche très tendre, principalement composée de talc. D'un point de vue physique, elle est résistante mais suffisamment molle pour être façonnée à l'aide d'outils simples.

Ces roches possèdent une capacité thermique élevée, et peuvent servir d'alternative aux glaçons pour refroidir les boissons. Leur avantage principal est que, contrairement aux glaçons, la pierre ne fond pas et ne risque pas de dénaturer le goût de la boisson par dilution.



Combien de pierres à whisky, conservées dans un freezer à -6°C , faut-il placer dans un verre pour refroidir son contenu de la même manière qu'un seul glaçon ?

Données :

- Masse volumique du whisky : $0,93 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$;
- Un verre de whisky en contient environ 3 cL ;
- Masse volumique de la glace : 917 kg/m^3 ;
- Masse volumique de la stéatite : 2980 kg/m^3 ;
- Enthalpie massique de fusion de l'eau : $\Delta_{\text{fus}}h = 333 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$;
- Capacité thermique massique de la glace : $2060 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$;
- Capacité thermique massique de l'eau liquide : $4217 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$;
- Capacité thermique massique du whisky : $3490 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$;
- Capacité thermique massique d'une pierre à whisky : $1 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Chapitre 5 : Entropie d'un système thermodynamique

Capacités exigibles et exercices associés

Capacités exigibles	Exercice(s)
Utiliser les lois de Laplace pour évaluer des pressions ou des températures dans le cas de compressions ou de détentes de gaz parfait dans l'hypothèse adiabatique et mécaniquement réversible	5.1, 5.2

Questions de cours

- Quelle est l'interprétation statistique de l'entropie ? Donner alors l'expression du second principe de la thermodynamique pour un système isolé, et commenter ce principe.
- Donner l'expression du second principe de la thermodynamique pour un système fermé en précisant à quoi correspond chaque terme.
- À partir du second principe de la thermodynamique appliqué à un système fermé, montrer qu'une évolution adiabatique et réversible de ce système est isentropique.
- Citer la loi de Laplace ainsi que ses conditions d'application. On donnera la première forme en p et V , et on retrouvera les deux autres formes à l'aide de la loi des gaz parfaits.

Exercices

5.1 Applications directes de la loi de Laplace

On étudie $n = 0,040$ mol de gaz parfait de coefficient adiabatique $\gamma = 1,4$. Initialement, le gaz a une pression $p_0 = 1$ bar et un volume $V_0 = 1$ L.

1. Le gaz subit une compression adiabatique et réversible ; la pression finale est $p_1 = 2$ bar. Quel est le volume final V_1 ?
2. Le gaz subit alors une nouvelle compression adiabatique et réversible ; la pression finale est $p_2 = 5$ bar. Quelle est la température finale T_2 ? En déduire le volume V_2 du gaz par application de la loi des gaz parfaits.
3. Le gaz passe alors à la température $T_3 = 1000$ K de manière adiabatique et réversible. Quel est le volume final V_3 ?

5.2 Cycle de Diesel

Le cycle de Diesel est un cycle à quatre temps :

- Le premier temps AB est une compression adiabatique et réversible de l'air : le rapport volumétrique vaut $a = \frac{V_A}{V_B}$;
- Le carburant est injecté dans le cylindre en B . Le mélange s'enflamme alors spontanément lors du temps BC , qui est modélisé par une transformation isobare ;
- On arrête l'injection en C et on laisse le mélange se détendre de manière adiabatique et réversible lors du temps CD : le rapport volumétrique vaut $b = \frac{V_D}{V_C}$;
- En D , le piston est au point mort bas : on suppose un refroidissement isochore DA .

On suppose que le fluide parcourant le cycle de Diesel est un gaz parfait de coefficient adiabatique γ .

1. Représenter le cycle de Diesel dans un diagramme de Clapeyron.
2. Montrer, par application du premier principe, que le travail d'une transformation adiabatique d'un gaz parfait de coefficient adiabatique γ peut s'écrire $W = \frac{1}{\gamma - 1} \times (p_f V_f - p_i V_i)$.
3. En déduire que $W_{AB} = \frac{p_A V_A}{\gamma - 1} \times (a^{\gamma-1} - 1)$.

5.3 Irréversibilité d'un mélange d'eau chaude et d'eau froide

Soit une masse m d'eau chaude à la température T_C et une même masse m d'eau froide à la température T_F . On note c_e la capacité thermique massique de l'eau liquide.

On admet que l'entropie d'un liquide est égale à $S = C \times \ln(T)$, où C est la capacité thermique totale du liquide. Par ailleurs, on rappelle que $\ln(x) > 0$ si et seulement si $x > 1$.

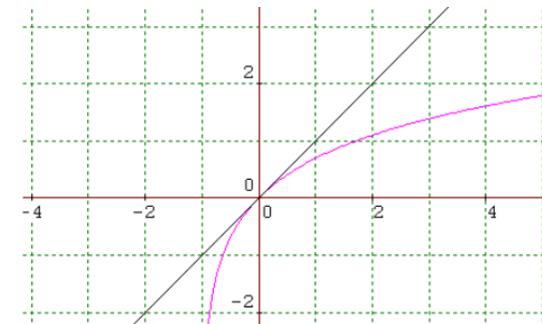
1. (Question préliminaire) En développant le carré $(a - b)^2$, montrer que l'on a toujours $2ab \leq a^2 + b^2$. Quand arrive le cas d'égalité?
2. On mélange les deux masses d'eau dans un récipient calorifugé et indéformable. En déduire la température finale T_f du mélange en fonction de T_1 et T_2 .
3. Déterminer alors la variation d'entropie ΔS lors du mélange des deux liquides. En utilisant la première question, montrer que l'on a toujours $\Delta S > 0$.

5.4 Compression réversible

Soit n moles de gaz parfait ($C_{V,m} = \frac{3R}{2}$) contenue dans le cylindre d'un piston vertical de masse négligeable et de section S . Le contact entre le cylindre et le piston se fait sans frottements; les parois de ce dernier sont diathermanes.

À $t = 0$, le système est à l'équilibre thermique et mécanique avec l'atmosphère (p_0, T_0). On dépose alors sur le piston, grain par grain, une masse totale m de sable.

1. Déterminer l'état final (pression, température et volume du gaz).
2. Montrer que la chaleur Q reçue par le système au cours de la transformation est égale à $Q = -nRT_0 \ln\left(1 + \frac{mg}{p_0 S}\right)$.
3. On fournit l'expression de l'entropie d'un gaz parfait : $S = C_V \times \ln(T) + nR \times \ln(V)$. En déduire que la transformation est réversible. Pouvait-on le prévoir?
4. On suppose que la masse m est en réalité posée « subitement » sur le piston : la transformation n'est alors pas isotherme mais monobare. Reprendre les questions précédentes; déterminer par le calcul si la transformation est réversible. Pour cela, on posera $x = \frac{mg}{p_0 S}$ et on exploitera les tracés suivants des fonctions $\ln(1+x)$ et x .



5. En comparant les travaux reçus dans chacune des deux situations, montrer que la transformation réversible est plus « efficace » que la transformation irréversible.