

Colonne de gauche = discours fait aux élèves, pas forcément écrit au tableau
Colonne de droite = résumé et illustrations de la colonne de gauche, écrit au tableau ou montré sur transparents.

Voir l'**Introduction aux cours de thermodynamique** pour situer ce cours dans son contexte. Les exercices signalés sont disponibles en fin du cours.

cours n° 3 : Les 4 transformations thermodynamiques de base.

Le premier principe de la thermodynamique.

Pré-requis : cours n° 1 et n° 2 qui précèdent.
A retenir :
 * Expression du travail et de la chaleur dans le cas des 4 transformations de base.
 * Le premier principe de la thermodynamique.

<p>Plan :</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Les 4 transformations de base 2. Le 1^{er} principe de la thermodynamique 3. Implications du 1^{er} principe : ΔU_{cycle} et ΔU_{12}. 4. Enthalpie. 	<p>Bibliographie : <u>Introduction à la thermodynamique</u>, C. Lhuillier et J. Rous, Dunod. <u>Les machines transformatrices d'énergie</u>, tome 1, par G. Lemasson, Delagrave, 1963</p>
---	--

1. Les 4 transformations de base.

Les transformations réelles, généralement complexes, peuvent être décomposées en une succession de transformations élémentaires, simples voire basiques. Cette décomposition permet d'effectuer des calculs élémentaires de transfert de chaleur, de travail, de variation de température etc...afin de prévoir, avec une bonne approximation, le résultat d'une transformation réelle (explosion d'un mélange air-essence dans un cylindre par exemple). 3 de ces transformations basiques conservent une variable d'état P, V ou T constante : il s'agit (respectivement) de la transformation *isobare*, *isochore* puis *isotherme*. Une 4^{ème} transformation de base intervient également souvent : la transformation *adiabatique* qui concerne toutes les transformations pour lesquelles $Q_{\text{échangée}} \approx 0$, c'est-à-dire les transformations calorifugées et/ou les transformations suffisamment rapides devant l'inertie thermique du système pour que la chaleur développée par la transformation n'aie pas le temps de s'évacuer (souvent < 1 min est déjà une bonne approximation)
 Une manière de réaliser ces 4 transformations de bases est présentée sur le transparent de ce cours.

1.

Voir transparents

- transformation *isobare* : la pression du système reste constante lors de la transformation.
- transformation *isochore* : le volume du système reste constant lors de la transformation.
- transformation *isotherme* : la température du système reste constante lors de la transformation.
- transformation *adiabatique* : aucune chaleur n'est échangée avec l'extérieur : la transformation est très rapide et/ou calorifugée

2 transformations impliquent W = 0 et Q = 0 :

- transformations isochores : W = 0
- transformations adiabatiques : Q = 0

Ces 4 transformations simples peuvent modéliser n'importe quelle transformation compliquée et donnent une expression simple de W, Q ou W+Q, ce qui en fait leur intérêt.

Exercice 1.

2. Le 1^{er} principe de la thermodynamique.

On sait à présent que les transformations thermodynamiques provoquent souvent une variation de température, de pression ou de volume du système considéré (généralement du gaz mais ce n'est pas obligatoire). Il est intéressant de prévoir l'amplitude et le signe de ces variations afin de concevoir les dispositifs capables des les réaliser. Le premier principe de la thermodynamique permettra de prévoir le signe et la valeur de ces variations. Il ne s'agit pas ici de philosopher sur les implications du 1^{er} principe de la thermodynamique (on pourrait écrire un livre à ce sujet), mais il faut savoir qu'il s'agit d'un principe de base de la physique : la conservation de l'énergie. On va voir ici comment s'articule ce 1^{er} principe.

On a vu au cours n°1 que l'énergie interne U d'un corps permettait de connaître la quantité maximale de chaleur que l'on pouvait en tirer sans le désintégrer (¹). En général U dépend de la température du corps : 1 kg d'Hélium initialement à 10°C peut fournir une quantité de chaleur de 882 kJ (²) alors qu'à 20°C il peut en fournir ≈ 913 kJ.

Faisons alors quelques expériences élémentaires destinées à mesurer la variation d'énergie interne d'un gaz soumis à des transformations bien calibrées. On va supposer que la variation d'énergie interne du gaz est mesurable grâce à sa variation de température ³, on aura donc ΔU_{12} (variation d'énergie interne lors de la transformation 1→2) proportionnelle à ΔT_{12} (variation de température du gaz lors de la transformation 1→2), ce qui en terme mathématique s'écrit $\Delta U_{12} \propto \Delta T_{12}$. La mesure de la variation ΔT_{12} nous donnera donc ΔU_{12} (on suppose que la constante de proportionnalité est connue).

1^{ère} expérience (voir 1/2 page de droite) : on mesure que ΔU_{12} identique à la *chaleur* dégagée par la source de chaleur Q_{12}

2^{ème} expérience (voir 1/2 page de droite) : on constate expérimentalement que ΔU_{12} est moins élevée qu'avant (température finale du gaz plus faible qu'à la 1^{ère} expérience) et que la différence est tout simplement due au travail dégagé par le cylindre (mesuré par la pression du gaz et l'augmentation de son volume).

Dans le cas général on observe que l'on a alors : $\Delta U_{12} = W_{12} + Q_{12}$

¹ Corps immobile et pas de perte de masse.

² $U \approx \frac{3}{2} m.r.T$ avec $r \approx 2077 \text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$.

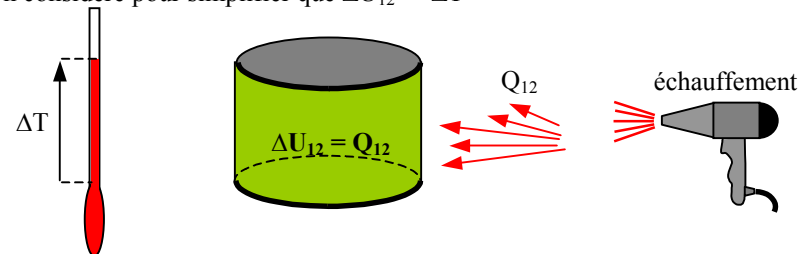
³ Ce qui, en toute rigueur, n'est exact que pour les gaz dits *parfaits* (voir cours n° 4 sur les gaz parfaits), c'est-à-dire par exemple les gaz basse pression.

2.

1^{er} principe de la thermodynamique = bilan énergétique

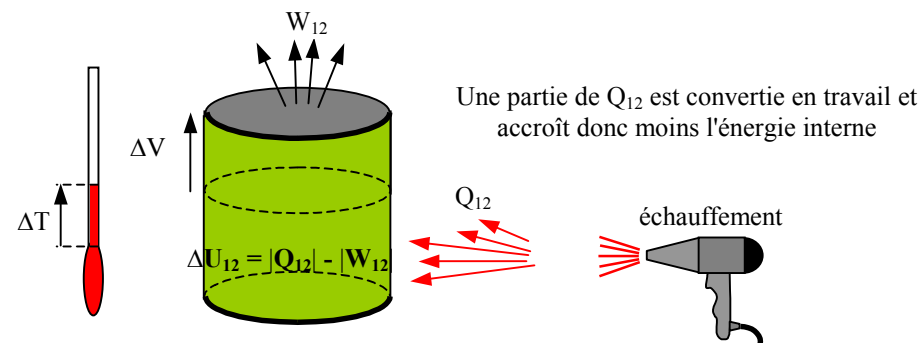
1^{ère} expérience : échauffement d'un gaz dans un cylindre rigide (transformation isochore).

On considère pour simplifier que $\Delta U_{12} \propto \Delta T$



Les instruments de mesure montrent que l'énergie interne du gaz s'est élevée de $\Delta U_{12} = Q_{12}$

2^{ème} expérience : échauffement d'un gaz dans un cylindre à parois déformables



Une partie de Q_{12} est convertie en travail et accroît donc moins l'énergie interne

$\Rightarrow \Delta U_{12} = |Q_{12}| - |W_{12}|$, or $W_{12} < 0$ (car perdu par le gaz) et $Q_{12} > 0$ (car gagné) $\Rightarrow \Delta U_{12} = W_{12} + Q_{12}$ en valeurs algébriques.

Conclusion générale :

$$\Delta U_{12} = W_{12} + Q_{12}$$

Ce résultat, qui exprime finalement la simple conservation d'énergie d'un système fermé (rien ne se perd, rien ne se crée) constitue le premier principe de la thermodynamique.

Il exprime le fait que l'énergie interne permet, outre un dégagement de chaleur, la production de travail (déformation ou déplacement d'un corps) : c'est le principe qui est à l'origine des moteurs thermiques (essence etc.) : une combustion dégagera de l'énergie qui sera convertie pour une partie en chaleur et pour l'autre partie en travail (c'est le travail récupéré qui nous intéresse pour les moteurs).

Ce premier principe établit également clairement que Q_{12} est une énergie, au même titre que W_{12} (puisque'on les somme ⁴) : c'est ce qu'on avait déjà établi avec l'expérience de Joule (vue au cours n°2)

Remarque : si on calcule la variation d'énergie interne ΔU_{A+B} d'un ensemble de deux corps A et B, nous aurons $\Delta U_{A+B} = \Delta U_A + \Delta U_B$ (variation d'énergie interne du corps A + variation d'énergie interne du corps B) : pour cette raison on dit que ΔU , ou encore U , est une grandeur *extensive*, contrairement à la température par exemple, qui est dite *intensive* (quand on mélange le corps A de température T au corps B de température T on n' a pas la température de l'ensemble $T_{A+B} = T + T = 2T$ mais toujours T : la température n'est pas une grandeur extensive).

3. Implications du 1^{er} principe : ΔU_{cycle} et ΔU_{12} .

Implication n° 1 : Dans beaucoup de cas, un fluide (ou corps) subit une série de transformations pour finir dans le même état que dans son état initial (*état* caractérisé par la donnée du trio P, V et T), cela permettra d'obtenir des transformations périodiques, c'est-à-dire non limitées dans le temps (moteur qui tourne par exemple). Dans ce cas, l'énergie interne du système n'aura finalement pas varié (voir 1/2 page de droite) : si de l'énergie interne a été perdue au cours d'une transformation, elle aura été regagnée au cours d'une transformation suivante.

$$\Delta U_{\text{cycle}} = 0$$

⁴ Rappel : on n'a le droit d'additionner (ou de soustraire) que des grandeurs de même nature (10 °C + 5 bars n'a aucun sens, contrairement à 10°C + 5 °C = 15°C)

Le premier principe de la thermodynamique exprime la conservation de l'énergie : une variation d'énergie interne est due à une apparition de chaleur et/ou de travail.

Rappel : W_{12} et Q_{12} sont ≤ 0 s'ils sont perdus par le système.

Remarques utiles pour les exercices :

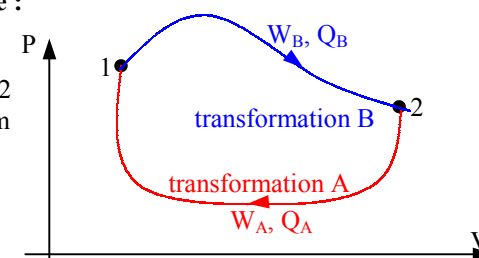
- Pour une transfo adiabatique ($Q_{12} = 0$), on aura toujours $\Delta U_{12} = W_{12}$
- Si le système possède 2 corps (ou 2 sous-systèmes) A et B alors $\Delta U_{A+B} = \Delta U_A + \Delta U_B$
- Pour 2 transformations successives 1-2 puis 2-3 alors $\Delta U_{13} = \Delta U_{12} + \Delta U_{23}$

Exercice 2

3.

Evaluation de ΔU sur un cycle :

un cycle est tjs composé de 2 transformations au minimum



Importance des cycles : effectuer un cycle est le seul moyen d'avoir un fonctionnement périodique d'une machine (cycle bien prévu et donc machine qui effectue le cycle bien optimisée) : moteur qui tourne indéfiniment par exemple.

On dit qu'un gaz (ou système) effectue un cycle si son état initial (caractérisé par le trio P, V, T) est identique à son état final (cycle terminé), c'est-à-dire quand il retrouve l'état P, V et T d'origine.

cycle \Rightarrow pas de variation d'énergie interne $\Rightarrow \Delta U_{\text{cycle}} = 0 \Rightarrow W_A + W_B + Q_A + Q_B = 0$

Ainsi $\Delta U = 0$ n'est pas restreint aux transformations isolées (pas d'échange d'énergie avec l'extérieur $Q_{12} = 0$ et $W_{12} = 0$), mais est également applicable aux transformations cycliques.

Exercice 3.

Cette relation permettra d'évaluer les chaleurs et travaux développés par un cycle, voire par une transformation particulière du cycle.

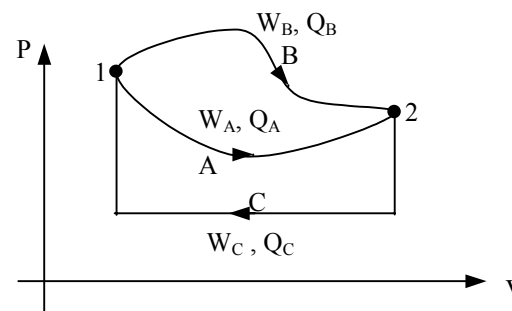
Implication n° 2 : la variation ΔU_{12} est indépendante du chemin suivi (voir 1/2 page de droite) : on la calcule donc pour la transformation qu'on veut (la plus simple selon les données du problème : par). Ainsi il n'est pas nécessaire de connaître dans ses détails une transformation réelle qui est toujours compliquée, pourvu que l'on connaisse précisément l'état initial et l'état final du système. Dans le cas vu à la 1/2 page de droite, le calcul de la variation d'énergie interne ΔU_{12} se fera en pratique sur le chemin C (isochore + isobare + isochore = succession de 3 transformations élémentaires que l'on connaît parfaitement) et non pas sur les chemins A et B qui ne sont pas des transformations élémentaires et donc qui, à ce titre, sont très difficilement "calculables".

Puisque ΔU_{12} est indépendant du chemin suivi, c'est que ΔU_{12} est la différence d'une variable U caractéristique de l'état du gaz. U est donc une variable d'état qui caractérise une propriété du gaz, au même titre que P, V et T.

L'intérêt de la relation $W + Q = \Delta U$ est grand, car elle fait intervenir la somme de deux grandeurs dépendantes du chemin suivi (Q_A est différente de Q_B par exemple, de même que W_A est différent de W_B), alors que leur somme ΔU est indépendante du chemin suivi. Cela signifie que, même si W et Q sont difficiles à évaluer individuellement, leur somme $W + Q$ peut se calculer aisément : il suffit de connaître l'état initial et l'état final (donc la variation d'énergie interne) pour connaître le résultat de cette somme. Pour un gaz suffisamment dilué (gaz parfait, voir cours n°4) on démontre que l'énergie interne est fonction de sa température seulement, et non de sa pression ou de son volume (= 1^{ère} loi de Joule) cela permettra de simplifier les calculs. Voir 1/2 page de droite. On remarque alors, qu'à 20°C par exemple, un gaz diatomique peut développer plus d'énergie qu'un gaz monoatomique : son énergie interne est plus élevée à température identique et à quantité de matière (nombre de moles n) identiques.

remarque : comme $U \propto T$ on a $\Delta U \propto \Delta T \Rightarrow \Delta U = 0$ non seulement pour un cycle mais également pour une transformation isotherme.

évaluation de ΔU_{12} pour une transformation compliquée :



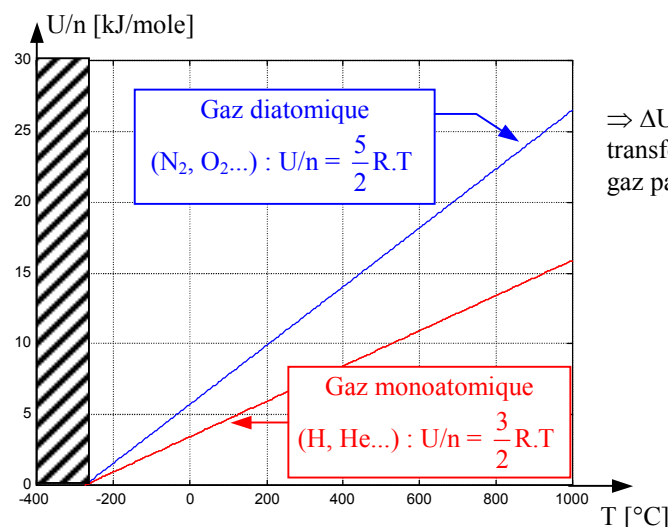
$$\Delta U_{AC} = 0 \text{ (car AC est un cycle)} \Rightarrow (W_A + Q_A) + (W_C + Q_C) = 0 \quad (1)$$

$$\Delta U_{BC} = 0 \text{ (car BC est aussi un cycle)} \Rightarrow (W_B + Q_B) + (W_C + Q_C) = 0 \quad (2)$$

(1) et (2) $\rightarrow W_A + Q_A = W_B + Q_B \Leftrightarrow \Delta U_{1A2} = \Delta U_{1B2} \Rightarrow \Delta U_{12}$ ne dépend pas du chemin suivi \Rightarrow autant la calculer sur la transformation C qui est simple.

ΔU_{12} est donc indépendante du trajet pour aller de 1 à 2 : on peut y aller par A, B ou C \Rightarrow U est donc caractéristique d'un état et est alors appelée "fonction d'état". Il est alors correct d'écrire $\Delta U_{12} = U_2 - U_1$

Note : pour un gaz suffisamment dilué on a $U \propto T$ (température du gaz) :



$\Rightarrow \Delta U = \Delta T \Rightarrow \Delta U = 0$ pour les transformations isothermes de gaz parfaits.

4. Enthalpie.

4.1. Problème de la détermination de la chaleur échangée Q_{12} .

Nous connaissons à présent la relation $\Delta U_{12} = Q_{12} + W_{12}$ et on a vu (exercice 1 en fin du cours) que cette relation permettait de connaître les chaleurs échangées lors de diverses transformations.

Le cours n°1 nous a également montré comment l'on pouvait calculer des chaleurs échangées avec l'extérieur Q_{12} . Mais il s'agissait de cas simples...voire simplistes : on supposait que la capacité calorifique du système ne variait pas en fonction de la température, de même que la chaleur latente...ce qui est en réalité faux. En pratique le calcul de Q_{12} peut alors poser beaucoup de difficultés.

On peut alors imaginer d'utiliser le 1^{er} principe de la thermodynamique : pour calculer Q_{12} on peut utiliser la relation $Q_{12} = \Delta U_{12} - W_{12}$: comme U est une variable d'état, elle peut être donnée par des tables ou des courbes (c'est ce qu'on a fait avec l'exercice 1 précédent), et donc ΔU_{12} peut s'en déduire facilement. En revanche W_{12} n'est pas une variable d'état et ne peut donc pas être donnée par des tableaux ou des courbes caractéristiques. Une manière de connaître Q_{12} sans passer par W_{12} sera alors l'utilisation de la grandeur $H \triangleq U + PV$: cette grandeur est également une variable d'état puisque composée de somme et multiplication de variables d'état (U , P et V). **Elle peut donc être donnée sous forme de courbes caractéristiques** d'un gaz. Cette méthode n'est cependant utilisable que sous condition : la pression du système doit rester constante au cours de la transformation, **il doit donc s'agir d'une transformation isobare**. Cela peut sembler très restrictif, cependant il ne faut pas oublier que les transformations chimiques se font souvent avec des liquides (systèmes étudiés) soumis à la pression atmosphériques...qui est constante pendant la durée de l'expérience: la relation $Q_{12p} = \Delta H_{12}$ revêt donc une importance primordiale en chimie⁵. En outre on verra que le changement de phase des corps (par exemple le passage glaçon \rightarrow eau) s'effectue toujours à pression constante, même si on essaye de faire varier leur pression⁶...les transformations isobares sont donc des transformations très courantes, ce qui fait l'intérêt de la relation $Q_{12p} = \Delta H_{12}$

L'illustration de la 1/2 page de droite donne $H(T)$ de la vapeur d'eau sous différentes pressions. Il faudra d'ailleurs prendre l'habitude de désigner l'eau sous l'une de ses 3 formes : *vapeur* (les bulles qui s'échappent d'une casserole en ébullition ne sont pas de l'oxygène O_2 ou de l'hydrogène H_2 mais bien de l'eau H_2O), *liquide* ou *solide* (glaçons), même si le langage courant associe souvent l'idée du caractère *liquide* à l'eau.

⁵ Les spécialistes de la variation d'enthalpie sont d'ailleurs les chimistes : si vous cherchez le mot "enthalpie" sur internet, vous avez 9 chances sur 10 de tomber sur un site de chimie.

⁶ Si on y arrive c'est que l'on a bloqué le processus de changement de phase.

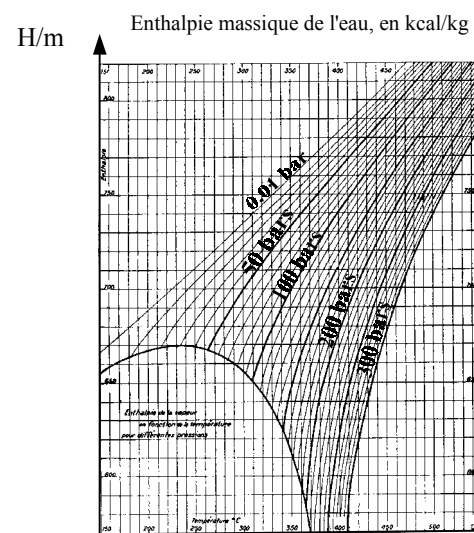
4.1.

Problème : déterminer Q_{12} pour tout type de transformation

Idee : $Q_{12} = \Delta U_{12} - W_{12} \Rightarrow$ faisable si connaissance parfaite de ΔU_{12} (facile car donné dans les tables) et de W_{12} (peut être difficile car ne dépend pas uniquement du corps) \Rightarrow peut être difficile à trouver.

manière de faire lorsque $P = C^{te}$: utiliser $U + PV =$ variable d'état (\Rightarrow donné par des tables) car constituée d'une somme et d'un produit de variables d'états.

On pose alors $\boxed{U + PV \triangleq H}$ [J] \triangleq **enthalpie** du système (dans un état donné)



voir *illustrations* du cours pour le détail de ces courbes

Application : lorsque $P = C^{te}$ on a $\Delta U_{12p} = W_{12p} + Q_{12p} = - \int_{V1}^{V2} P.dV + Q_{12p} \Rightarrow Q_{12p} = \Delta U_{12}$

$$+ \int_{V1}^{V2} P.dV = \Delta U_{12} + P \cdot [V]_{V1}^{V2} = \Delta U_{12} + P \cdot \Delta V_{12} = \Delta(U + PV) \triangleq \Delta H_{12}.$$

Ainsi :

$$\boxed{Q_{12p} = \Delta H_{12}}$$

l'indice p est là pour rappeler que la relation n'est exacte que sous pression constante.

L'exercice 4 en fin du cours nous permet de déduire Q_{12} grâce au diagramme enthalpique. La relation (vue au cours n°1) $Q_{12} = M.C_p.\Delta T_{12}$ nous donnait $Q_{12} \approx 202$ kJ (contre 196 kJ avec le diagramme enthalpique) cette formule laisse cependant supposer que C_p reste constante entre 200°C et 300°C. Le résultat ne diffère que de 3 % du résultat correct (diagramme enthalpique) car la variation de température reste relativement faible.

4.2. Autre intérêt de l'enthalpie : le calcul de W_{total}

Q calculé à partir de ΔH est utilisable pour toute transformation isobare, cela peut paraître contraignant (sauf en chimie, où la plupart des réactions se font sous la pression atmosphérique) : pour tout autre type de transformation on est obligé de passer par le 1^{er} principe de la thermodynamique : $Q = \Delta U - W$, ce qui nous oblige à déterminer précisément W (⁷)

En fait l'intérêt de l'enthalpie, en thermodynamique, se situe essentiellement ailleurs. En effet, le premier principe de la thermodynamique fait intervenir le travail W_{12} absorbé ou rejeté par le gaz lors de sa transformation de l'état 1 à l'état 2. Or pour dimensionner une machine (compresseur par exemple), ce n'est pas vraiment W_{12} qui nous intéresse mais plutôt le travail **total** W_{total} que le piston doit fournir, non seulement pour transformer le gaz mais également pour admettre et refouler le gaz hors du cylindre (ces travaux là ne modifient pas l'état du gaz). Ce travail d'admission et d'échappement est appelé "travail de transvasement" et est noté W_{trans} . Le travail total (⁸) fourni par le compresseur vaudra :

$$W_{total} = W_{12} + W_{trans} \text{ avec } W_{total} = \int_{P_1}^{P_2} V.dP \text{ (voir } \frac{1}{2} \text{ page de droite)}$$

C'est ce travail qu'il faut calculer pour dimensionner un compresseur. On démontre alors que le premier principe, relatif au travail total (c'est - à - dire avec transvasement) s'écrit :

$$\Delta H_{12} = W_{total} + Q_{12}$$

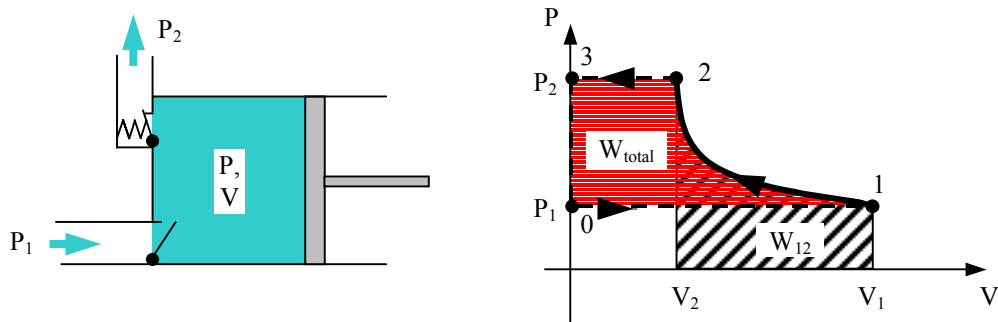
c'est l'analogue de $\Delta U_{12} = W_{12} + Q_{12}$ pour les systèmes sans transvasement (en général fermés) : il suffit de remplacer ΔU_{12} par ΔH_{12} pour évaluer un W total et non un travail de transformation uniquement.

4.2.

⁷ ΔU est moins contraignant à trouver, car comme H , U est une fonction d'état et donc des diagrammes énergétiques peuvent donner U pour un corps donné.

⁸ Le vrai travail total donné par un compresseur inclut également les frottements (pertes d'énergie) et l'énergie qu'il doit fournir pour donner une vitesse de déplacement au gaz (énergie cinétique). Ces énergies restent cependant généralement faibles devant le travail W_{12} de transformation et on pourra souvent les négliger (sauf dans les tuyères des turbo-réacteurs).

exemple d'un travail fourni par un piston de compresseur qui comprime un gaz après l'avoir admis dans un cylindre :



- lors de l'**admission** du gaz dans le cylindre, le piston (et non le gaz) effectue le travail sous la pression extérieure constante P_1 (⁹) $W_{adm} = \int_0^{V_1} -P.dV = -P_1.V_1$
- lors de la **compression** 1-2, le gaz, via le piston, reçoit le travail de compression $W_{12} = \int_{V_1}^{V_2} -P.dV$ (surface hachurée).
- lors de l'**échappement** du gaz hors du cylindre, le piston effectue le travail sous pression constante $W_{échap} = \int_{V_2}^0 -P.dV = P_2.V_2$.

Le **compresseur** (piston) a donc effectué le travail $W_{total} = W_{12} + W_{adm} + W_{échap} =$ surface

rouge (en prenant en compte les signes) $\Rightarrow W_{total} = \int_{P_1}^{P_2} V.dP$ et non $\int_{V_1}^{V_2} -P.dV$ (gaz)

W_{total} est l'énergie nécessaire pour réaliser ce cycle. W_{total} dimensionne donc la puissance $P = W_{total}/\Delta t$ du compresseur qui doit réaliser cela en Δt secondes.

⁹ En réalité P_1 du gaz est légèrement inférieure à $P_{extérieure}$ car le déplacement du piston crée une légère dépression dans le cylindre (viscosité du gaz) et le piston doit aspirer plus fortement le gaz pour l'admettre dans le cylindre ($P_{Piston} > P_{extérieure}$)

Démonstration (ardue pour les élèves de BTS) : on définit l'enthalpie H par $H \triangleq U + P.V$ ce qui donne en différenciant les expressions : $dH = dU + dPV$, $\Leftrightarrow dH = dU + PdV + VdP \Leftrightarrow dH = dU - \delta W + VdP = (\delta W + \delta Q) - \delta W + VdP \Leftrightarrow dH = VdP + \delta Q$ et donc, en intégrant : $\Delta H_{12} = W_{total} + Q_{12}$, cqfd.

Remarque 1 : sur un cycle on a le système gaz qui développe la variation d'enthalpie $\Delta H_{cycle} = 0$ (puisque H est une variable d'état du système), on a donc $W_{total} + Q_{cycle} = 0$, de même $\Delta U_{cycle} = 0$ donne $W_{cycle} + Q_{cycle} = 0$, ainsi on remarque que $W_{total} = W_{cycle}$: on peut donc étudier le travail d'un système ouvert avec transvasement en le considérant comme un système fermé cyclique (pas de transvasement) : c'est ce qui est réalisé pour l'étude des machines thermiques (remarquez que le cycle 0,1,2,3,0 illustré précédemment à la 1/2 page de droite nous donne bien $W_{total} = \text{aire du cycle}$.)

Remarque 2 : voici un courriel reçu il y a peu :

"Dans votre exemple 4.2, je ne vois pas pourquoi la première étape n'est pas donnée par $P = (Pression\ atmosphérique\ extérieure - P_1)V_1$.

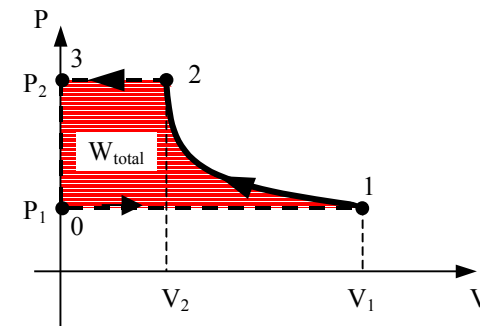
Il me semble que si la pression extérieure était nulle, le gaz entrant dans le compresseur confèrerait de l'énergie au piston et, au contraire, si on voulait faire le vide dans le compresseur, il faudrait refouler l'atmosphère extérieure (tirer sur le piston) ce qui coûterait de l'énergie. De même je pense qu'il convient de tenir compte dans le bilan du rôle de la pression atmosphérique extérieure durant chacune des phases de la compression, même si en fin de cycle cette contribution est finalement nulle car la pression atmosphérique reste constante".

Le propos est juste. En fait, lors de l'admission du gaz dans le cylindre, le piston est soumis à la pression intérieure sur une de ses faces et à la pression extérieure sur l'autre face. On suppose implicitement que la pression extérieure est égale à la pression intérieure (ce qui est le cas généralement avec de l'air, ou un mélange air-essence ou tout autre mélange gaz-air assimilé essentiellement à de l'air). Le déplacement du piston s'effectue grâce à une force négligée, considérée comme nulle (en réalité il faut un minimum de force pour vaincre les frottements et la viscosité du gaz) car on suppose l'admission quasi-statique, c'ad infiniment lente. Le même raisonnement s'applique pour le refoulement du gaz. Lors des transformations du gaz, seule la pression du gaz (et non celle de l'air) est à prendre en compte pour le bilan énergétique que le gaz développe, et on devra, par "superposition" appliquer ce raisonnement ensuite à l'air seul (débarrassé du gaz). En fin de compte, lors du bilan final qui sert à dimensionner une pompe, tout revient à faire comme si on étudiait le gaz et l'air à part. Et pour le dimensionnement du moteur qui entraîne le piston il faut alors prendre en compte l'addition des 2 résultats (W de transvasement pour le gaz + W de transvasement de l'air).

Et l'enthalpie dans tout ça ? On démontre que $W_{total} = \Delta H_{12} - Q_{12}$

Conclusion : pour connaître le travail W_{total} nécessaire pour faire fonctionner le piston et transformer le gaz de l'état 1 à l'état 2, il faut réécrire le premier principe de la thermodynamique en remplaçant ΔU_{12} par ΔH_{12} et W_{12} par W_{total} .

1^{er} principe : $\Delta U_{12} = W_{12} + Q_{12}$ (utilisé pour un système fermé)
 $\Delta H_{12} = W_{total} + Q_{12}$ (utilisé pour un système ouvert)



$$W_{total} = \oint_{cycle} VdP$$

$$W_{cycle} = \oint_{cycle} -PdV$$

$$W_{total} = W_{cycle}$$

Exercices sur le premier principe de la thermodynamique.

Notez bien que ces exercices font parti intégrante du cours et doivent être résolus au fur et à mesure de leur apparition dans le cours. Ils permettent de bien assimiler les concepts abordés dans chaque paragraphe et de se donner quelques ordres de grandeur. Ils sont alors parfaitement adaptés au paragraphe étudié. Les données numériques sont issues de différents ouvrages. Il n'est pas certain qu'elles soient exactes à la décimale près...de toute façon la physique est une science qui modélise, et donc qui fait des approximations ! Cela nous suffira amplement !

Exercice n°1 : Chaleurs et travaux échangés avec l'extérieur.

On effectue de 3 manières différentes une compression qui amène un mélange air - essence de l'état 1 à l'état 2 avec :

$$\begin{aligned} \text{état 1 : } & \left\{ \begin{array}{l} P_1 = 1 \text{ bar} \\ V_1 = 3 \text{ litres} \end{array} \right. \\ \text{état 2 : } & \left\{ \begin{array}{l} P_2 = 3 \text{ bars} \\ V_2 = 1 \text{ litres} \end{array} \right. \end{aligned}$$

La première évolution est isochore puis isobare, la deuxième est isobare puis isochore, la troisième est isotherme ($P.V = C^{\text{te}}$)

1. Représentez les 3 transformations en coordonnées de Clapeyron.
2. Sachant que l'on a $\Delta U = C_V \Delta T$ pour ce gaz (¹⁰), calculez ΔU (variation d'énergie interne entre les états 1 et 2).
3. Calculez les travaux dans les 3 cas. Déduisez - en les chaleurs échangées : sont - elles reçues ou évacuées ?

Rép : 2 : 0 J ; 3 : 600 J ; 200 J ; 327 J ; -600 J ; -200 J ; -327 J.

Exercice n°2 : élévation de température d'un tube de mercure retourné plusieurs fois.

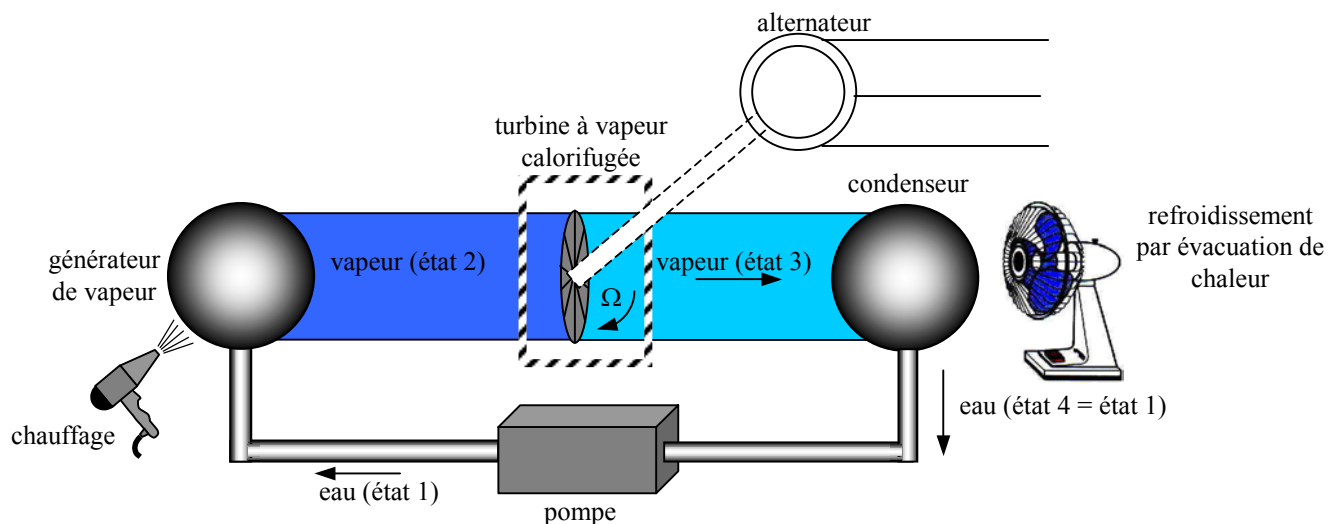
Un tube cylindrique de verre calorifugé a un diamètre $D \approx 3\text{cm}$, une hauteur $H \approx 1,1\text{ m}$ et contient une masse $M \approx 1\text{ kg}$ de mercure (masse volumique $\rho \approx 13600\text{ kg.m}^{-3}$, chaleur massique $C \approx 138\text{ J.kg}^{-1}$) à la température T_1 . Le tube étant vertical, on le retourne 50 fois et on constate que la température du mercure s'est élevée de ΔT .

1. Calculez le travail développé par la masse M de mercure (on donne l'accélération due à la pesanteur $g \approx 9,81\text{ m.s}^{-2}$).
2. Calculez alors la variation d'énergie interne du mercure.
3. Calculez la variation de température ΔT sachant que toute le travail a servi à échauffer le mercure.

Rép : 1 : 488 J ; 2 : 488 J ; 3,5 °C.

Exercice 3 : puissance d'une turbine à vapeur.

Une turbine à vapeur entraîne un alternateur. La vapeur d'eau sous pression entraîne les pals de la turbine qui se met à tourner et entraîne dans sa rotation le rotor de l'alternateur. L'installation est la suivante :



¹⁰ Ce résultat sera toujours vrai pour un gaz dit "parfait", quelle que soit sa transformation.

Le cycle décrit par M = 1 kg d'eau est le suivant : Le générateur de vapeur (parois indéformables) fournit $Q_{m1} \approx 2800$ kJ / kg de chaleur à l'eau qui se transforme alors en vapeur sous pression. Une valve de sortie du générateur de vapeur s'ouvre, la vapeur entraîne alors une turbine calorifugée, fournissant ainsi un travail à l'extérieur (la turbine). Cette vapeur, une fois son travail fourni, est récupérée dans un condenseur ⁽¹⁾ (parois indéformables) qui la transforme à nouveau en eau grâce au refroidissement qui s'y opère. Cette vapeur liquéfiée (eau liquide) a cédé à l'extérieur (air ambiant) une quantité de chaleur de 1200 kJ/kg. L'eau a donc finalement décrit un cycle de transformations.

1. A l'aide du premier principe, calculez la variation d'énergie interne massique $(U_2 - U_1)/M$ et $(U_4 - U_3)/M$.
2. Sachant que l'eau décrit un cycle, déduisez - en la variation d'énergie interne massique $(U_3 - U_2)/M$ et le travail massique W_{23}/M qui est fourni à la turbine.
3. La turbine entraînant l'alternateur possède dans ce cas un débit massique $q_m = 4$ kg.s⁻¹. Calculez la puissance P développée par la turbine (rappel : les watts sont des J.s⁻¹).

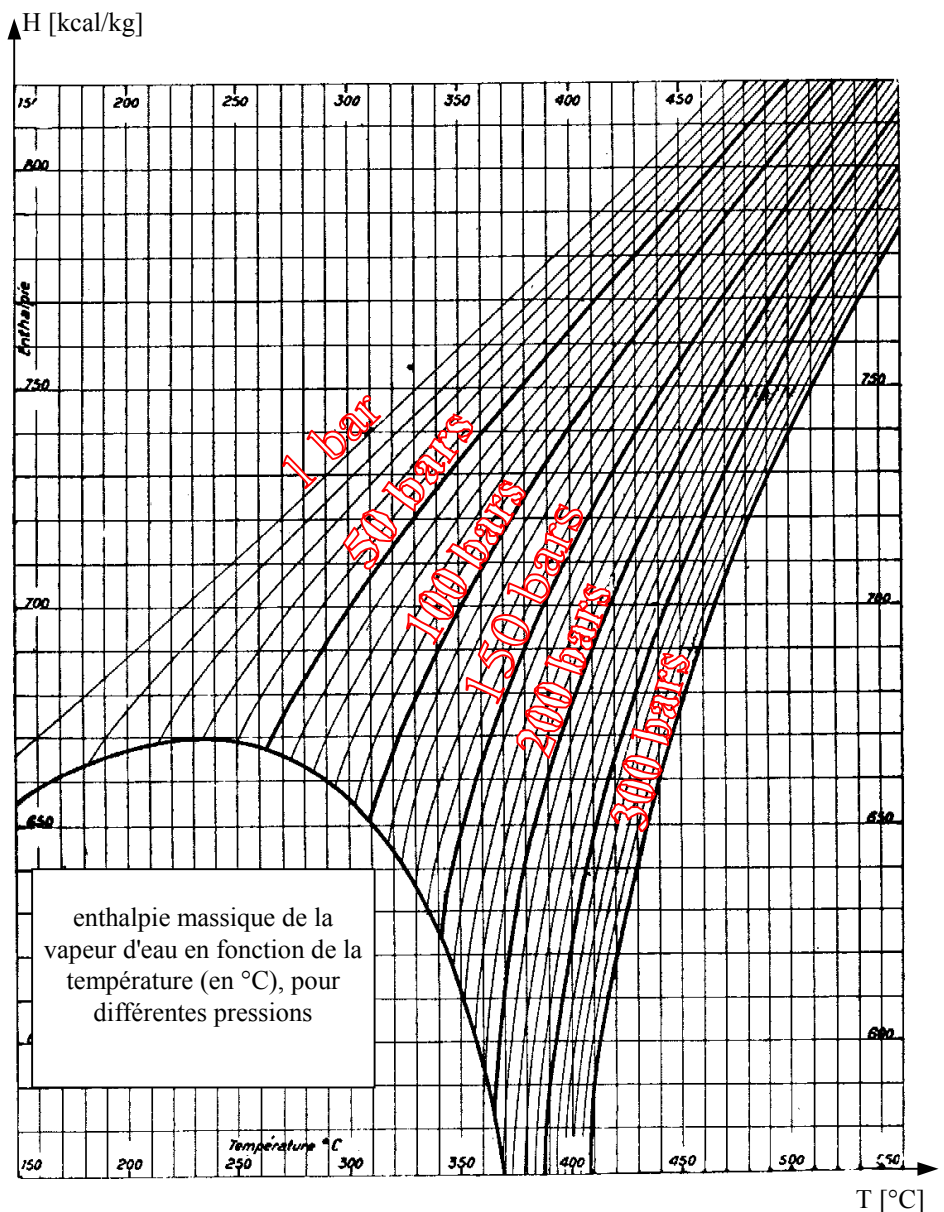
Rép : 1 : 2800 kJ/kg ; -1200 kJ/kg ; 2 : - 1600 kJ/kg ; - 1600 kJ / kg ; 3 : 6400 kW.

Exercice 4 : enthalpie massique

On donne le diagramme enthalpique massique de la vapeur d'eau sous différentes pressions :

calculer la chaleur Q_{12} à apporter à 1 kg de vapeur d'eau pour élever sa température de 200°C à 300°C sous la pression constante de 1 bar.

Rép : ≈ 196 kJ



¹¹ Un "liquéfacteur" en fait !