

# Thermodynamique et gaz parfaits

Étienne Parizot  
(APC – Université Paris 7)



Résumé du cours précédent :

travail — énergie — moments

Action d'une force avec accomplissement effectif

$$dW = \vec{F} \cdot d\vec{l}$$

< 0 si la force s'oppose au déplacement

Unité : le joule

$$1 \text{ J} = 1 \text{ N.m} = 1 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2}$$

Théorème de l'énergie cinétique :

$$\Delta E_c = \sum_{\vec{F}} W(\vec{F})$$

En l'absence de forces dissipatives :  $E_m = E_p + E_c = \text{Cte}$

capacité à produire du travail

Quantité conservée : tout travail effectué conduit à un « état » à partir duquel le même travail peut être restitué

« Énergie potentielle » :  
- pesanteur :  $mgh$   
- élastique :  $\frac{1}{2}kx^2$   
« Énergie cinétique » :  $\frac{1}{2}mv^2$

« pouvoir rotateur »

$$\vec{\mathcal{M}}_{\vec{F}/O} = \vec{OA} \times \vec{F}$$

$$\mathcal{M}_{\vec{F}/\Delta} = \pm F \times d_{\perp}$$

distance  $\perp$  à l'axe de rotation

Leviers :

$$\frac{F_A}{F_B} = \frac{d_B}{d_A}$$

Condition d'équilibre :

$$\sum \vec{F} = \sum \vec{\mathcal{M}} = \vec{0}$$

# Thermodynamique

**chaleur forces, mouvement**

Qu'est-ce que la chaleur ?

Notion intuitive : « il fait chaud »

Lien avec la température ?

Chaleur et mouvement : le mouvement peut produire un échauffement (e.g. frottements), et la chaleur peut produire un mouvement !

Lien entre chaleur et énergie ?

# Thermodynamique

- Partie très importante de la physique

Du point de vue économique : machine à vapeur, révolution industrielle, chimie... → a modifié profondément notre société, et même notre civilisation

Pour le développement de la physique : introduit au monde microscopique et à la physique statistique + signification physique de l'information

Du point de vue philosophique : notion d'entropie → irréversibilité, réflexion sur le temps, information... + vie et néguentropie...

- Science très vaste

On n'aborde ici que quelques aspects :

① Élucidation de la notion de chaleur + lien avec la dynamique et l'énergie

② Gaz parfaits, description microscopique, interprétation mécanique de la thermodynamique

# I - Chaleur et température

# Notions apparentées

- Notion intuitive : « il fait chaud », « il fait froid »  
Appuyée par un signal sensible (et même la destruction de tissus, altération chimique, changement d'état, combustion...)  
Mais notion subjective : il fait chaud  $\neq$  j'ai chaud...  
NB: différentes sensations de chaleur dans l'eau à 20°C ou dans l'air à 20°C...
- Notion appréhendée de manière plus quantitative grâce à la variation de certaines propriétés physiques mesurables en liaison avec la notion/sensation de chaleur  
e.g. dilatation du mercure, pression d'un gaz dans une enceinte à V cst...  $\rightarrow$  "mesure" de température
- Chauffage = apport de « chaleur ». En l'absence de changement d'état, chauffage  $\Rightarrow$  élévation de la température...  
NB: En fait, pas toujours ! Cas très rares (jamais pour les gaz)...
- Jusqu'au XVII<sup>e</sup> siècle, pas de distinction claire entre chaleur et température...

# Nature de la chaleur ?

- L'intuition ne nous dit rien sur la nature de la température et de la chaleur !

→ semble une caractéristique sans lien avec l'espace, le temps, la matière...

→ Faut-il ajouter une notion fondamentale supplémentaire ?



m, s, kg, °K

En fait non (et c'est très remarquable !), mais la physique ne l'a découvert que plus tard...

Nécessité d'un saut conceptuel majeur !  
(passage au microscopique)

- Notions qui semble liée à un « état » particulier du corps ou du système considéré → « dimension » supplémentaire du monde physique ?

→ un même corps, au même endroit, avec la même orientation, la même vitesse et la même accélération peut avoir différentes températures !

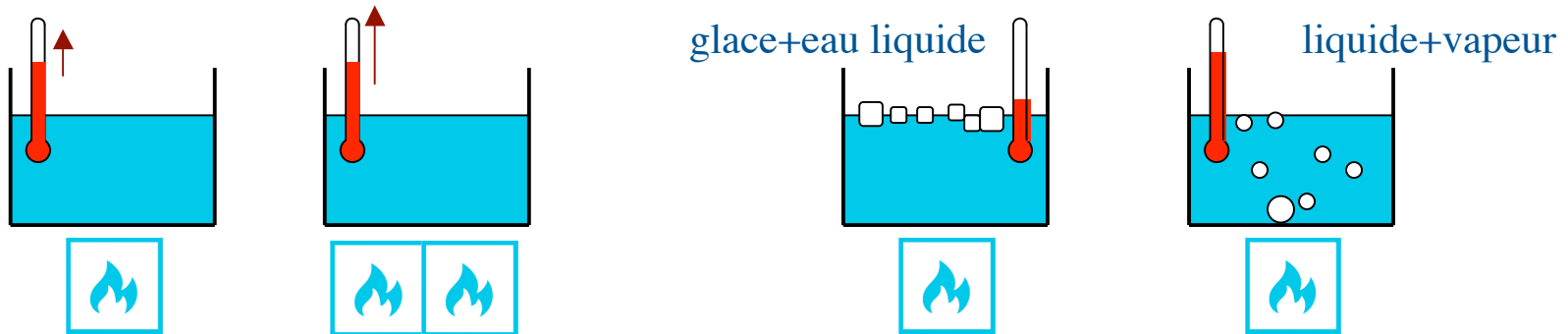
- Deux conceptions s'opposent jusqu'au XIX<sup>e</sup> siècle :

→ Vibration de corpuscules ou « fluide calorique »...

NB: conceptions reliant (de manière différente) chaleur et T à la matière...

# Chaleur et énergie

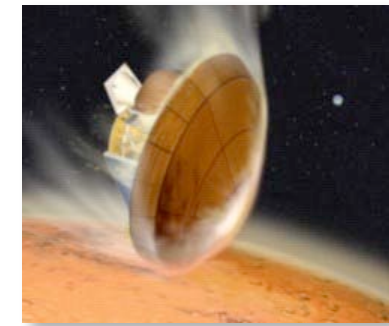
- Chauffer fait augmenter la température... ou changer d'état !



→ pas d'élévation de température  
tant que les deux phases coexistent

- Une perte d'énergie mécanique s'accompagne aussi d'une élévation de température

freinage, frottements...



- Donner de l'énergie à un corps peut avoir le même effet que le chauffer  
→ Peut-on considérer la chaleur comme une autre forme d'énergie ?



# Mesures de température et de chaleur

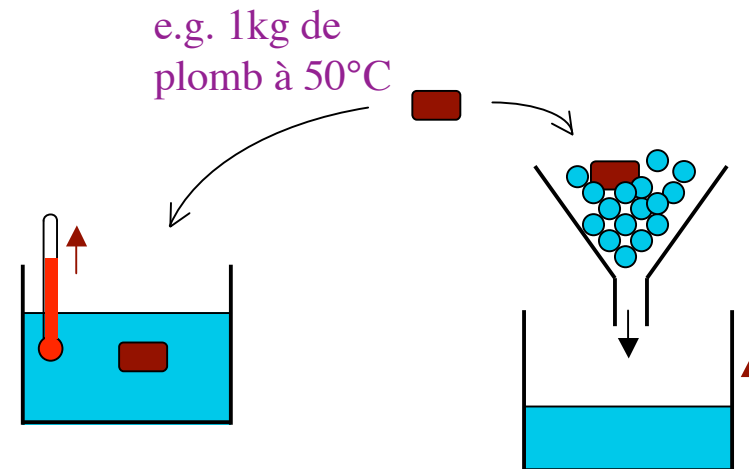
(e.g. dilatation)

- Thermomètre : exploite la variation de certaines propriétés des corps

Calibration via une référence (e.g. eau liquide entre  $0^{\circ}\text{C}$  et  $100^{\circ}\text{C}$ )...

- « Quantité de chaleur » : capacité à produire un certain effet thermique mesurable

→ quantité de glace fondue,  
élévation de température d'un  
corps de référence, etc.

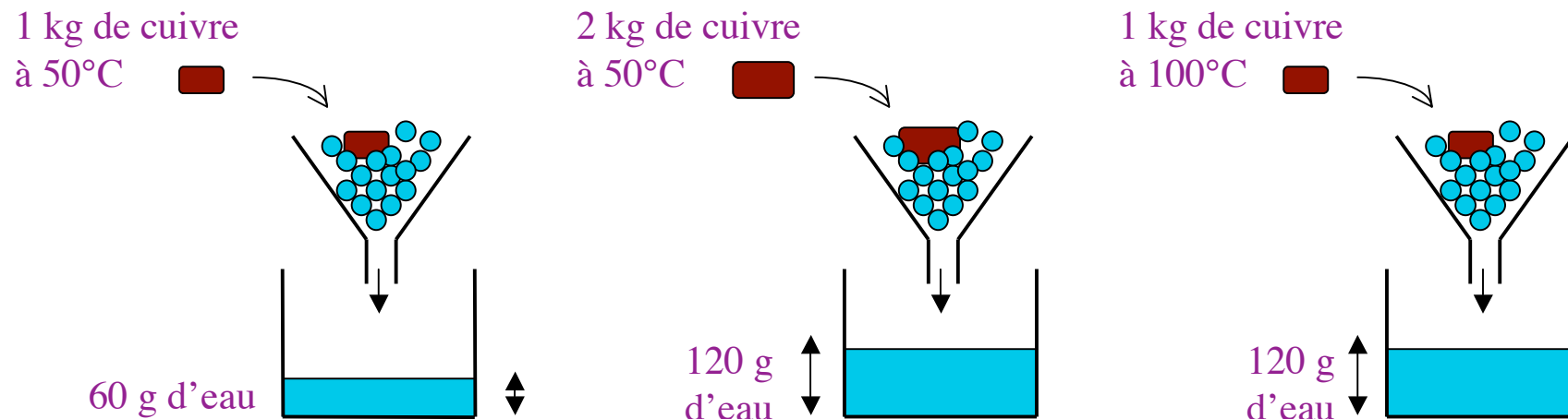


- Unité de chaleur : la *calorie*, symbole « cal »

1 cal = quantité de chaleur nécessaire à élever la température d'un gramme d'eau de  $14.5^{\circ}\text{C}$  à  $15.5^{\circ}\text{C}$  à la pression atmosphérique normale (i.e.  $P = 101\,325\text{ Pa}$ )

# Quantité de chaleur

- Quantifiable et mesurable via l'effet thermique produit

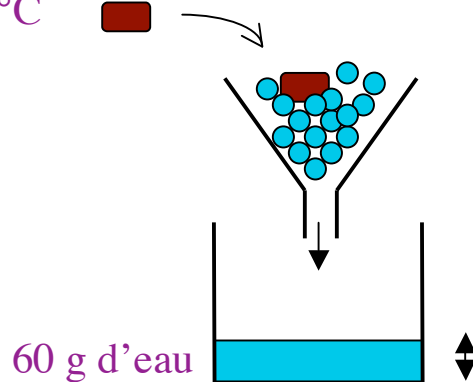


- Idem avec l'augmentation de température de l'eau...
- Résultat : quantité de chaleur échangée proportionnelle à la masse du corps considéré et à sa variation de température

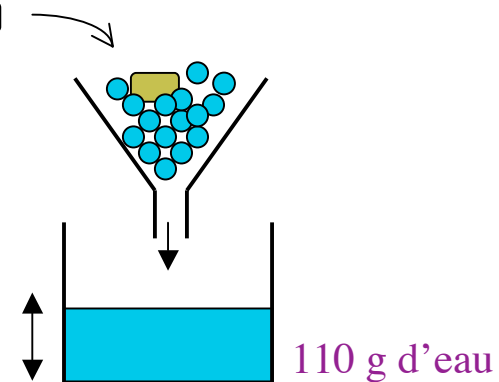
# Capacité calorifique

- La même « quantité de chaleur » ne fait augmenter la température de tous les corps de la même quantité, et inversement, la même variation de température n'implique pas un même « transfert de chaleur » pour tous les corps.

1 kg de cuivre  
à 50°C



1 kg de soufre  
à 50°C



- Résultat :

$$Q = mC\Delta T$$

« **chaleur massique** » ou

« **capacité calorifique massique** » →  $C$  dépend du corps considéré  
du corps (varie un peu avec  $T$ )

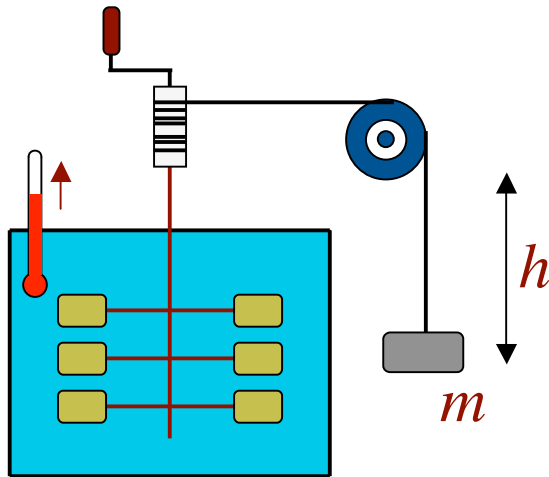
$Q$  = quantité de chaleur, ou chaleur échangée

$m$  = masse du corps considéré

$\Delta T$  = variation de température du corps

# Équivalence chaleur-énergie

- Apport de chaleur et dissipation d'énergie ont l'un et l'autre un effet thermique → relier quantitativement la chaleur à l'énergie → unité commune



Expérience de Joule :

Énergie  $E_p = mgh$  dissipée par frottement des pales dans l'eau → élévation de la température → mesure de la quantité de chaleur correspondante à l'énergie  $mgh$ .

● Travail fourni :  $mgh$  → élévation de température  $\Delta T$  ← Apport de chaleur  $Q = mC\Delta T$

● Résultat :  $1 \text{ cal} = 4.18 \text{ J}$

# Paradoxe dynamique et énergétique !

- Énergie non « visible » : à l'échelle des corps solides observés, l'énergie « disparaît » → convertie en chaleur
- Pourtant, l'étude de la dynamique nous a appris que l'énergie mécanique des corps se conservait : tout travail fourni à un corps ou à un ensemble de corps se retrouve soit dans de l'énergie potentielle, soit dans de l'énergie cinétique.

$$\vec{F} = \frac{d(m\vec{v})}{dt} \Rightarrow dW = \vec{F} \cdot d\vec{l} = \frac{d(m\vec{v})}{dt} \cdot \vec{v} dt = d(m\vec{v}) \cdot \vec{v} = d\left(\frac{1}{2}m\vec{v}^2\right) = dE_c$$

Démonstration rigoureuse → imparable !

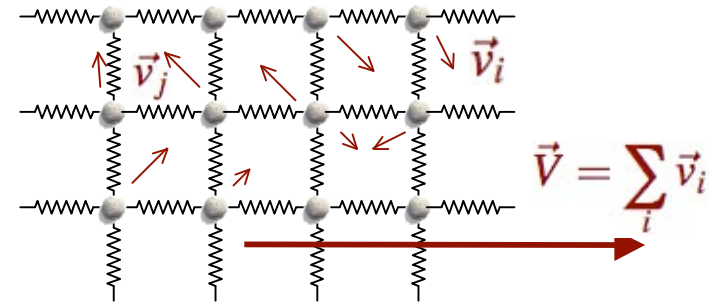
- Y a-t-il une contradiction ?

Chaleur et température doivent avoir une base mécanique !

- matière nouvelle, invisible par ailleurs ? (→ fluide calorique ?)
- énergie mécanique à une autre échelle !

# Énergie mécanique à l'échelle microscopique

- Les corps sont composés de corpuscules ayant individuellement un mouvement distinct du mouvement de l'ensemble



- Les liens entre les corpuscules sont assurés par des interactions, des forces susceptibles de travailler lors des déplacements à l'échelle microscopique

→ énergie(s) potentielle(s)

→ énergie de structure du corps (solide et liquide)

→ énergie chimique (constitution des molécules)

→ « chaleurs latentes »,  
déformation, etc.

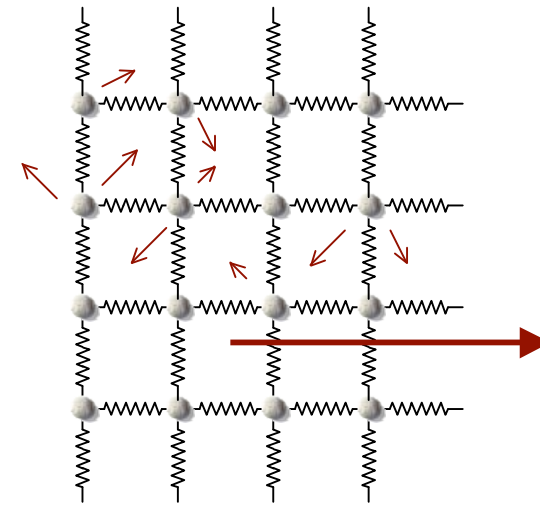
→ Très important pour la vie  
(stockage de l'énergie) !

- Énergie cinétique des corpuscules :  $E_c$  totale réelle =  $\Sigma E_c$  individuelles !

- Il n'y a bien que de l'énergie mécanique (i.e. associée à des mouvements, des forces et des interactions), mais c'est à l'échelle où les forces s'appliquent et où les mouvements individuels s'opèrent qu'il faut se placer !

# Nature de la chaleur

- Énergie thermique = **énergie cinétique de translation** des corpuscules composant les corps ou les systèmes



- $E_c$  totale (réelle) =  $\Sigma E_c$  individuelles  $\gg E_c$  globale (apparente)

$$E_{c,tot} = \sum_i \frac{1}{2} m_i \vec{v}_i^2 \quad \text{vs.} \quad E_{c,macro} = \frac{1}{2} (\sum_i m_i) \vec{v}_G^2 = \frac{1}{2 \sum_i m_i} (\sum_i m_i \vec{v}_i)^2$$

$E_{c,tot} = E_{c,macro}$  si et seulement si tous les corpuscules ont exactement la même vitesse !  $\iff T = 0$  !  
 [cf. plus loin]

NB:  $E_c$  de translation seulement (rotation non prise en compte)

- L'énergie thermique est la partie cinétique de translation de l'énergie mécanique totale (calculée à l'échelle microscopique)

# Énergie interne

- L'énergie totale d'un corps ou d'un système de corps ou de corpuscules est la somme de l'énergie de tous ses constituants
- Énergie liée aux interactions entre les constituants, au niveau le plus élémentaire → énergies potentielles (chimique...)
- Énergie de mouvement des constituants : translation + rotation (si les constituants considérés sont composés)
- Énergie totale = « énergie interne » + « énergie macroscopique apparente », liée à la vitesse d'ensemble du corps et à sa position globale par rapport aux corps « extérieurs »
- Énergie interne = énergie totale qui serait présente ou disponible si le corps ou le système considéré était isolé de toute interaction avec l'extérieur (i.e. éléments physiques ne faisant pas partie du système)

NB: énergie potentielle de pesanteur n'est pas comptée dans l'énergie interne



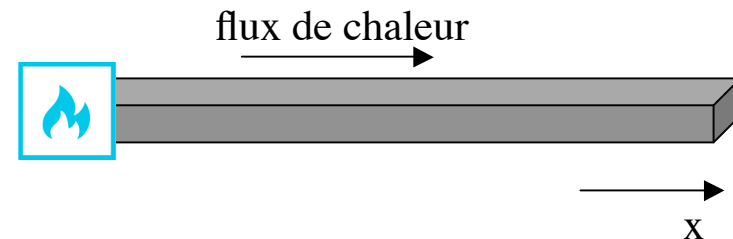
# Thermocinétique

- Trois grand types de transferts de chaleur, toujours soumis à la loi de conservation de l'énergie

- Transfert par **conduction**

La chaleur se transmet de proche en proche, des hautes températures vers les basses températures

En fait, chocs entre molécules...

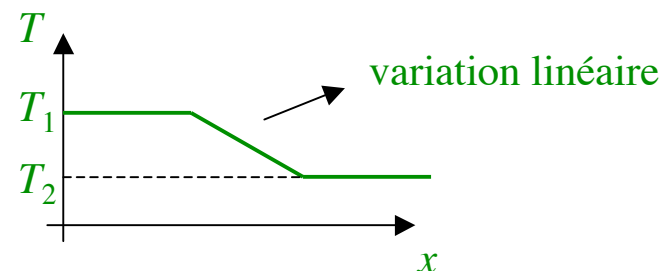
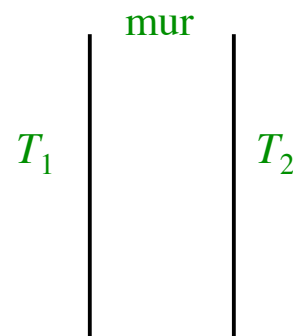


Loi de Fourier :

$$d\Phi = \frac{dQ}{dt} \Big|_{dS} = \lambda \vec{\text{grad}} T \cdot \vec{n} dS$$

« conductivité thermique »

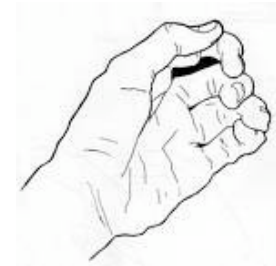
- Exemple :



# Thermocinétique

- Transfert par **convection**

La chaleur est transportée d'un endroit à l'autre par la matière elle-même → beaucoup plus rapide que par conduction !



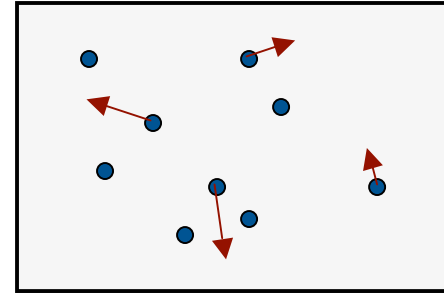
- Transfert par **rayonnement**



# II - Gaz parfait : du microscopique au macroscopique

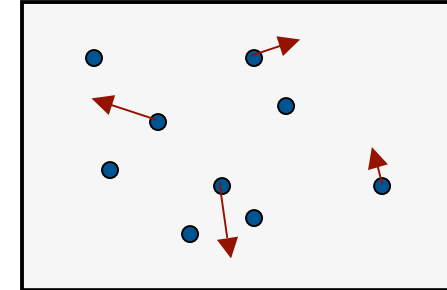
## Définition d'un « gaz parfait »

- Gaz idéalisé :
  - constituants assimilés à des masses ponctuelles
  - constituants **sans interaction** les uns avec les autres
    - liberté totale de mouvement
    - pas d'énergie potentielle interne
    - même volume occupé par tous les constituants
- Pression résultante due aux chocs des constituants sur les parois internes de l'enceinte
- Bonne approximation si le gaz est dilué (pression faible)



# Température et vitesse des particules

- À l'équilibre (après de nombreux chocs entre les particules et avec les parois), la distribution stochastique des vitesses individuelles des constituants est stable (pas d'évolution)



- isotropie des mouvements  $\rightarrow \langle v_x \rangle = \langle v_y \rangle = \langle v_z \rangle = 0$
- distribution gaussienne de chaque composante des vitesses :  
 $\rightarrow$  « distribution de Maxwell–Boltzmann »

$$P(\vec{v}) dv_x dv_y dv_z = \left( \frac{m}{2\pi k_B T} \right)^{3/2} e^{-m(v_x^2 + v_y^2 + v_z^2)/(2k_B T)} dv_x dv_y dv_z$$

↓  
Probabilité qu'une particule donnée ait la vitesse  $\vec{v}$  à l'instant  $t$  (indépendant de  $t$  !)

↓  
 $\beta = k_B T$  : seul paramètre de la distribution, ayant les dimensions d'une énergie

# Distribution de Maxwell-Boltzmann

- Distribution des vitesses au sein d'un gaz : loi universelle, d'origine stochastique (interactions « au hasard » d'un nombre gigantesque de particules)
- Résultat mathématique à partir d'un seul ingrédient physique : la conservation de la quantité de mouvement lors des chocs

$$P(\vec{v})dv_x dv_y dv_z = \left(\frac{m}{2\pi k_B T}\right)^{3/2} e^{-m(v_x^2 + v_y^2 + v_z^2)/(2k_B T)} dv_x dv_y dv_z$$

Famille de distribution, dépendant de  $\beta = k_B T$

- Norme de la vitesse :  $v = \|\vec{v}\| \rightarrow v^2 = v_x^2 + v_y^2 + v_z^2$

$$\mathcal{P}(v) = \sqrt{\frac{2}{\pi}} \left(\frac{m}{k_B T}\right)^{3/2} v^2 e^{-mv^2/2k_B T}$$



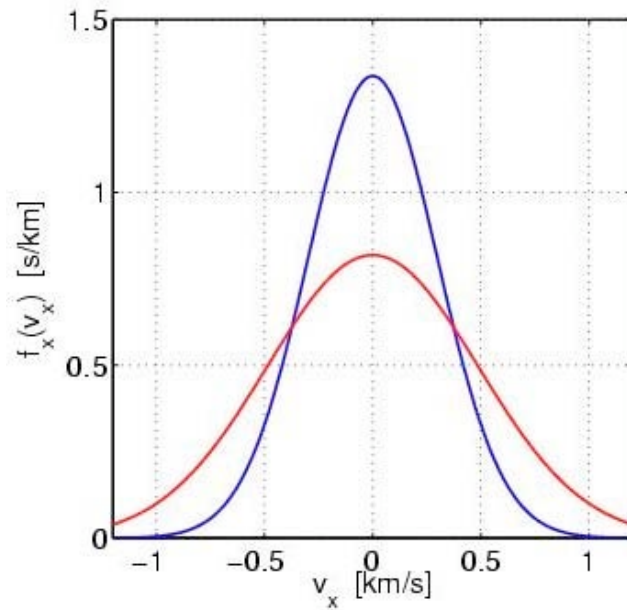
James Clerk Maxwell  
(1831–1879)



Ludwig Boltzmann  
(1844–1906)

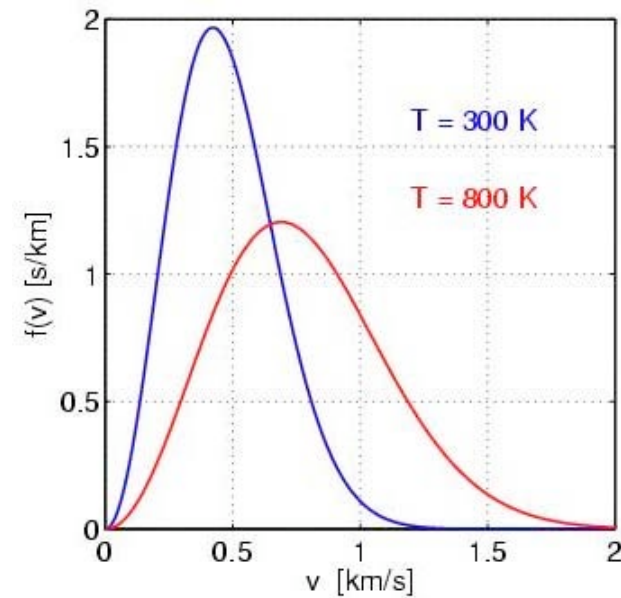
# Distribution de Maxwell-Boltzmann

- Distribution d'une composante de la vitesse : gaussienne



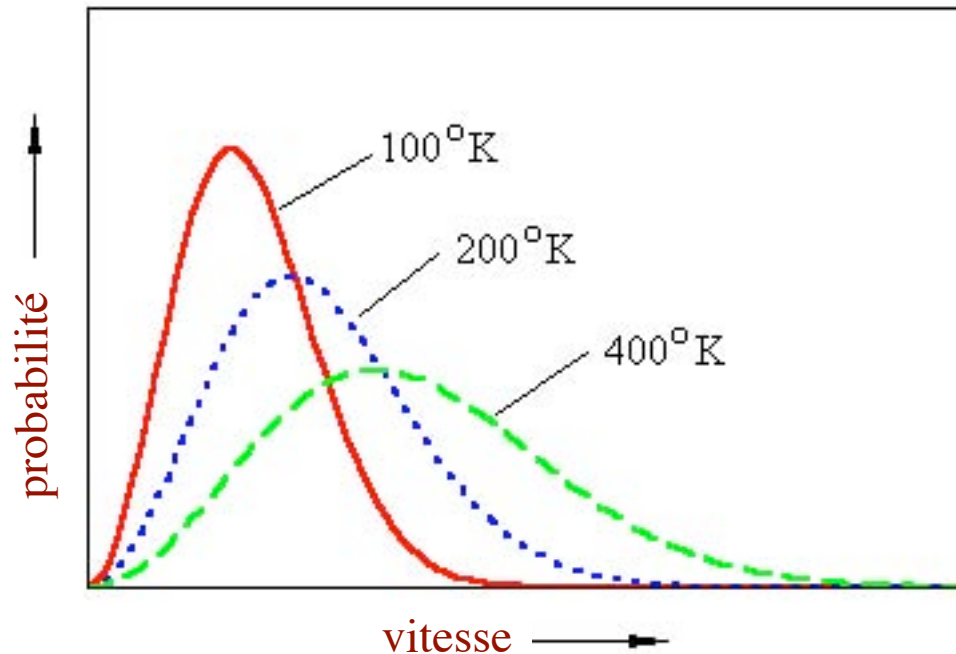
pour différentes valeurs  
du paramètre  $\beta = k_B T$

- Distribution de la norme de la vitesse :  
maxwellienne



# Évolution avec la température

- Vitesse la plus probable  $\sim$  vitesse moyenne  $\sim$  vitesse quadratique moyenne



$$v_p = \sqrt{\frac{2k_B T}{m}} \approx 1.41 \sqrt{\frac{k_B T}{m}}$$
$$\langle v \rangle = \sqrt{\frac{8k_B T}{\pi m}} \approx 1.60 \sqrt{\frac{k_B T}{m}}$$
$$v_{\text{rms}} = \sqrt{\langle v^2 \rangle} = \sqrt{\frac{3k_B T}{m}} \approx 1.73 \sqrt{\frac{k_B T}{m}}$$

- Énergie cinétique moyenne d'une particule du gaz :

$$\langle E_c \rangle = \left\langle \frac{1}{2} m v^2 \right\rangle = \frac{1}{2} m \int_0^{\infty} v^2 \mathcal{P}(v) dv \quad \longrightarrow$$

$$\langle E_c \rangle = \frac{3}{2} k_B T$$

(1 particule)



# Température et énergie cinétique

- La température n'est finalement rien d'autre que l'énergie cinétique des particules constituant le gaz (molécules)

Découverte majeure ! → relie la notion de température au monde physique intuitif, mécanique (espace-temps-matière)

- Mais l'établissement de la grandeur physique « température » a précédé la découverte de sa nature physique fondamentale → conflit d'unité

➡ Conversion des températures en énergie, via la « constante de Boltzmann » :  $k_B \simeq 1.38 \cdot 10^{-23} \text{ JK}^{-1}$

- Exemple : une molécule d'hélium (He) à 20°C

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{3}{2}k_B T \quad \longrightarrow \quad v_{\text{rms}} = \sqrt{\frac{3k_B T}{m_{\text{He}}}} \simeq 1350 \text{ ms}^{-1} \simeq \underline{4860 \text{ km/h}}$$

# Température et énergie interne

- Gaz parfait → pas d'interactions → pas d'énergie potentielle microscopique → énergie interne = énergie cinétique

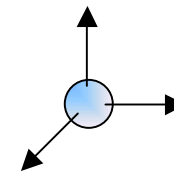
- *Équipartition* de l'énergie :

En physique statistique, on montre qu'à l'équilibre et sous certaines conditions, l'énergie d'un système se répartit uniformément entre les différents « degrés de liberté », et que l'on a :

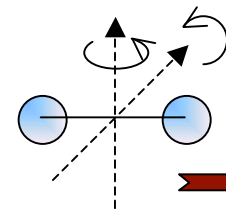
$$\text{énergie par degré de liberté} = \frac{1}{2}k_B T$$

- Gaz monoatomique (He, Ne...):  
3 degrés de liberté de translation  
pour chacune des N molécules

$$E_{\text{int}} = N \times \frac{3}{2}k_B T$$



- Gaz diatomique (H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>...): 3 degrés de liberté de translation + 2 degrés de liberté de rotation pour chacune des N molécules



$$E_{\text{int}} = N \times \frac{5}{2}k_B T$$

# Mole et masse molaire

- Énergie d'une molécule très faible :  $k_B \approx 1.38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$

Mais il y a BEAUCOUP de molécules dans la matière macroscopique !

- 1 mole = quantité de matière, en nombre de particules, telle que 12 grammes de « carbone 12 » contient 1 mole d'atomes de  $^{12}\text{C}$

1 mole = « nombre d'Avogadro » :  $\mathcal{N} \simeq 6.022 \cdot 10^{23}$

- Masse molaire d'un composé chimique = masse d'une mole de ce composé (notée  $M$ )  $M(^{12}\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$

exemples :  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$      $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$      $M(\text{O}_2) = 32 \text{ g/mol}$

$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol}$      $M(\text{N}_2) = 28 \text{ g/mol}$

- À l'échelle macroscopique, 1 mole de matière à la température  $T$  a pour énergie cinétique :  $R = k_B \times \mathcal{N} \simeq 8.314 \text{ JK}^{-1}$

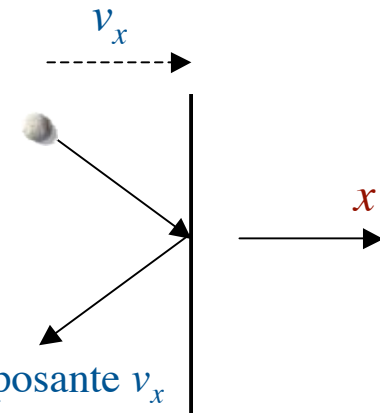
$R$  est appelé : « constante des gaz parfaits »

# Pression : force effective

- Variation de la quantité de mouvement d'une particule du gaz lors d'un choc élastique sur la paroi :

$$\Delta(m\vec{v}) = -2mv_x\vec{i}$$

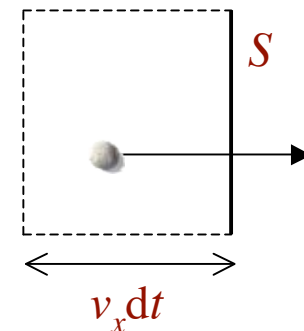
retournement de la composante  $v_x$



- Nombre de chocs de particules ayant une vitesse entre  $v_x$  et  $v_x + dv_x$  suivant l'axe  $Ox$ , sur une surface  $S$  de paroi, pendant l'intervalle de temps  $dt$  :

$$d^2N_{\text{chocs}} = n_0 \times \underbrace{S \times v_x dt}_{\text{volume utile}} \times \mathcal{P}(v_x) dv_x$$

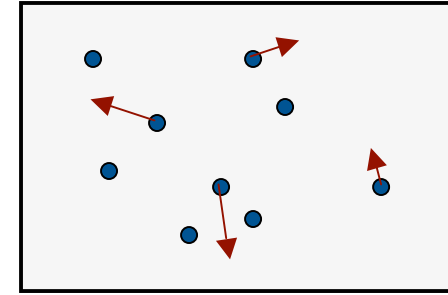
densité numérique du gaz (nb de molécules par m<sup>3</sup>)



- Transfert total de quantité de mouvement à une surface  $S$  de paroi pendant  $dt$  :

$$dp_x = n_0 S dt \int_0^{\infty} 2m v_x^2 \mathcal{P}(v_x) dv_x \quad \Rightarrow \quad \text{Force : } \frac{dp_x}{dt} = S \times n_0 \int_{-\infty}^{\infty} m v_x^2 \mathcal{P}(v_x) dv_x$$

# Pression : force effective



- Force exercée orthogonalement à la paroi de l'enceinte :

$$F_{\perp} = \frac{dp_x}{dt} = S \times n_0 \int_{-\infty}^{\infty} m v_x^2 \mathcal{P}(v_x) dv_x \propto S$$

Force proportionnelle à la surface  $\rightarrow$  pression : par définition :

$$P = \frac{dF_{\perp}}{dS}$$

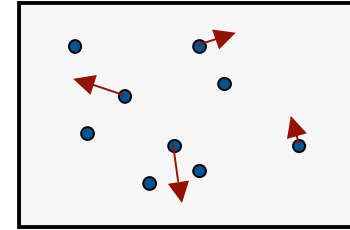
- Calcul effectif de la pression :

$$P = n_0 \int_{-\infty}^{\infty} m v_x^2 \mathcal{P}(v_x) dv_x = 2n_0 \left\langle \frac{1}{2} m v_x^2 \right\rangle = \frac{2}{3} n_0 \left\langle \frac{1}{2} m v^2 \right\rangle = \frac{2}{3} n_0 \langle E_c \rangle$$

$$\uparrow \frac{3}{2} k_B T$$

$$\Rightarrow \boxed{P = n_0 k_B T}$$

# Équation d'état du gaz parfait



- Nous avons calculé, à partir de la loi de distribution des vitesses de translation des molécules, la pression  $P$  exercée par un gaz parfait de densité  $n_0$  à la température  $T$  :

$$P = n_0 k_B T$$

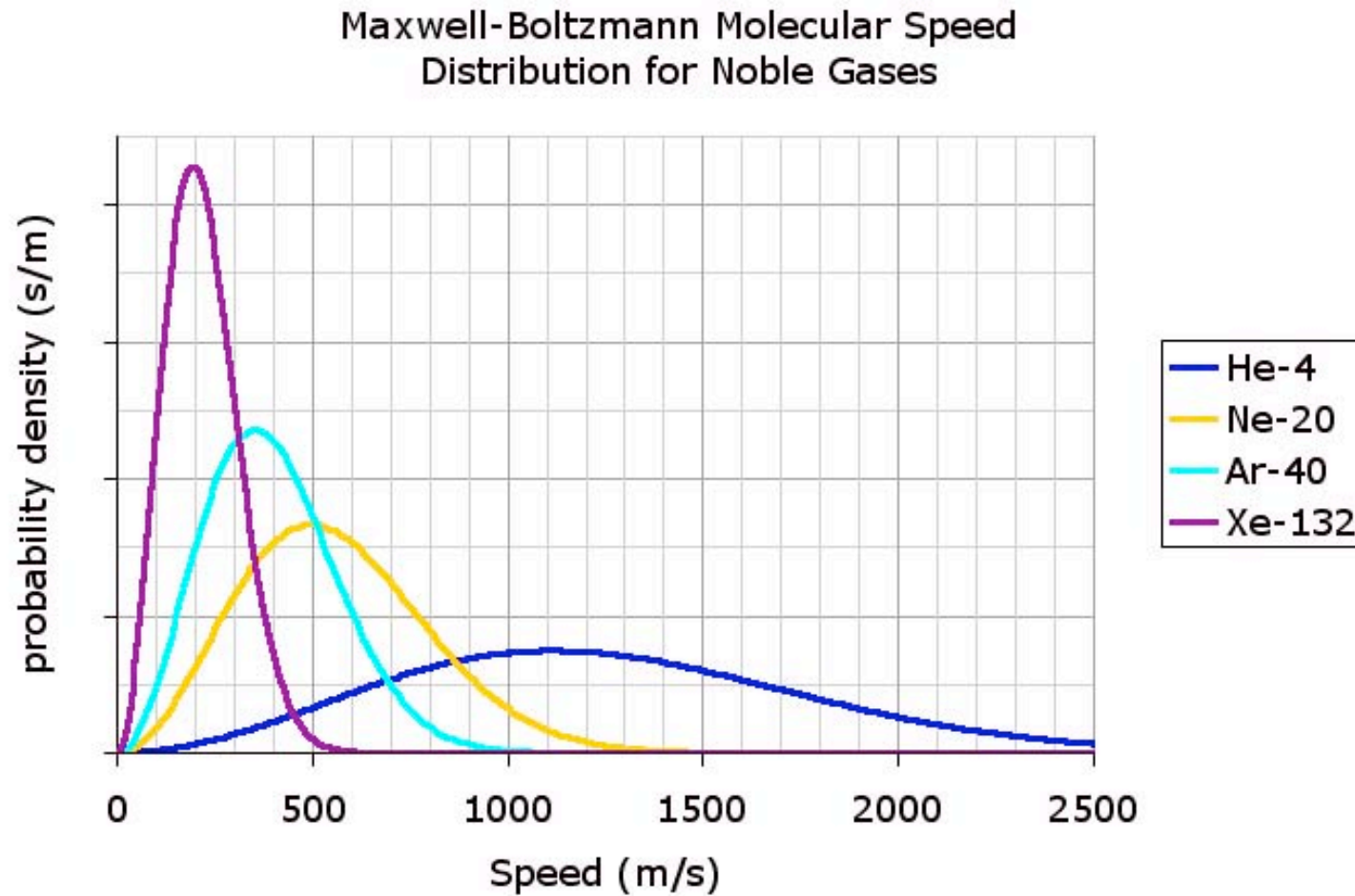
- Or, par définition, la densité numérique vaut :  $n_0 = \frac{N_{\text{tot}}}{V} = \frac{n \times \mathcal{N}}{V}$

- Par conséquent :  $PV = n\mathcal{N}k_B T$  et puisque  $\mathcal{N}k_B = R$

- on obtient l'équation d'état sous sa célèbre forme :  $PV = nRT$

NB:  $n$  est ici le nombre de moles, c'est-à-dire :  $n = \frac{m}{M}$    
  $\rightarrow$  masse molaire

- NB: à une température donnée, toutes les particules ont la même énergie cinétique, mais puisqu'elles n'ont pas forcément toutes la même masse, elle n'ont pas forcément la même vitesse !!!



# III - Thermodynamique : premier principe



# Travail des forces de pression

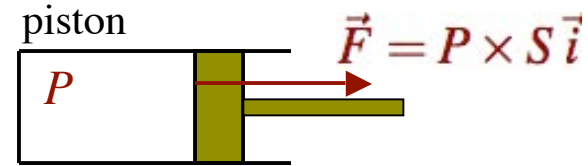
- Par définition, le travail exercé par la force de pression sur le piston vaut :

$$dW_{\text{gaz} \rightarrow \text{ext}} = \vec{F} \cdot d\vec{l}$$

$$\text{Donc } dW_{\text{gaz} \rightarrow \text{ext}} = P \times S \times dx$$

variation du volume,  $dV$

$$\Rightarrow dW_{\text{gaz} \rightarrow \text{ext}} = PdV$$



- En thermodynamique, par convention, on compte toujours positivement le travail **reçu** par le gaz ou le système considéré

$$\Rightarrow \boxed{dW = -PdV}$$

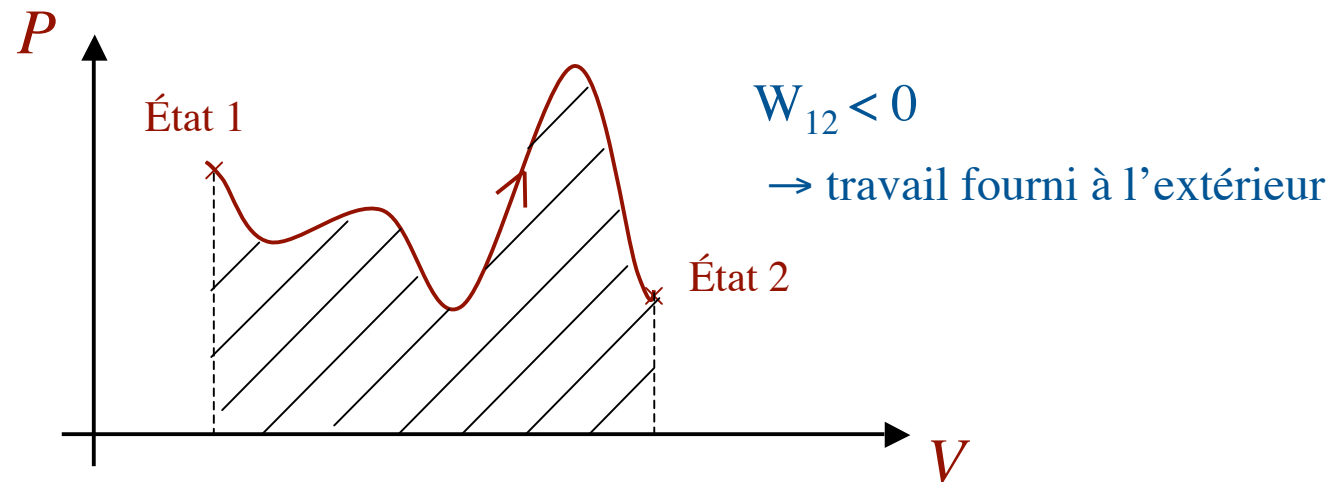
$W < 0$  si le volume du gaz augmente

$W > 0$  si le volume du gaz diminue

- Idem pour la chaleur :  $Q > 0$  si le système reçoit effectivement de la chaleur (ou cède une chaleur négative)

# Diagramme de Clapeyron

- Représentation des transformations des gaz sur un diagramme de coordonnées  $P$  et  $V$  : pratique pour évaluer le travail reçu



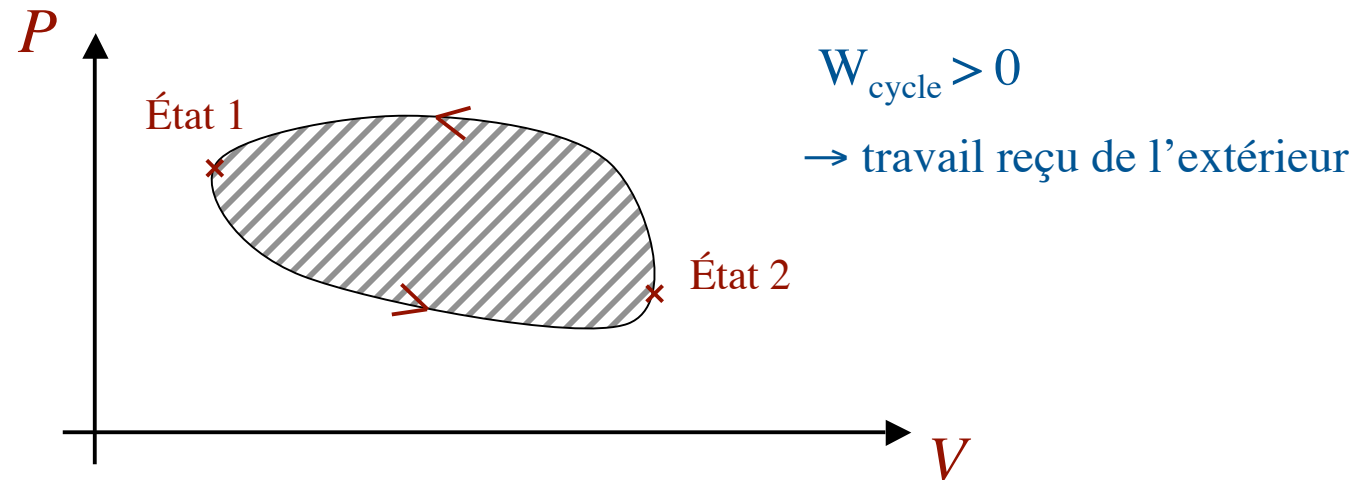
- Travail = aire sous la courbe représentant la transformation

$$dW = -PdV \quad \Rightarrow \quad W_{12} = - \int_1^2 P dV$$

NB: attention au signe ! Dépend du sens de parcours...

# Cycle thermodynamique

- Un moteur ou une machine thermique fonctionne généralement suivant un cycle de transformations, partant d'un état et revenant à ce même état, et pouvant ainsi se répéter...



- Travail total au cours d'un cycle = aire hachurée (son signe dépend du sens de parcours)
  - cycle moteur s'il est parcouru dans le sens horaire
  - cycle résistant s'il est parcouru dans le sens anti-horaire (trigonométrique)

# Travail et chaleur : conservation de l'énergie !

- L'énergie se conserve !

Le travail fourni à un gaz au cours d'une transformation quelconque représente une quantité d'énergie qui ne disparaît pas :

- peut augmenter l'énergie interne du gaz
- peut être rétrocedé sous forme de chaleur

- Le bilan énergétique global est nécessairement nul : variation d'énergie = énergie totale apportée de l'extérieur (algébriquement)

$$\Delta U = W + Q$$

énergie interne

- C'est le **premier principe** de la thermodynamique !

« La variation de l'énergie interne d'un système (e.g. gaz) est égale à la somme algébrique du travail et de la chaleur qu'il reçoit. »

⇔ conservation de l'énergie

# État thermodynamique

- L'équilibre d'un système thermodynamique (e.g. gaz) se caractérise par les valeurs d'un certain nombre de variables dites « variables d'état »
  - variables intensives  $\rightarrow T, P, \mu$  (indépendantes de la quantité de matière)
  - variables extensives  $\rightarrow V, n, m, U$  (proportionnelles à la quantité de matière)
- NB: certaines variables ne sont pas définies si le système n'est pas à l'équilibre
- Une transformation thermodynamique est le passage d'un état d'équilibre à un autre  $\rightarrow$  changement des variables d'état
- D'un état à un autre, plusieurs chemins peuvent être suivis, correspondant à différentes valeurs de  $W$  et  $Q$ , mais la variation d'énergie interne est nécessairement la même :  $\Delta U = U_2 - U_1$

# Loi de Joule

- « L'énergie interne d'un gaz parfait ne dépend que de  $T$  »

NB: c'est évident dans l'interprétation mécanique, puisqu'il n'y a pas d'énergie potentielle interne...

# Capacités calorifiques d'un gaz

- Relie la variation de température à la quantité de chaleur apportée

- Transformation à **volume constant** :

Capacité calorifique massique (ou « chaleur massique ») :  $dQ = mC_V^{[m]}dT$

Capacité calorifique molaire (par mole) :  $dQ = nC_VdT$

- Transformation à **pression constante** :

Capacité calorifique massique (ou « chaleur massique ») :  $dQ = mC_P^{[m]}dT$

Capacité calorifique molaire (par mole) :  $dQ = nC_PdT$

# Transformations élémentaires

- Transformation isochore :  $V = \text{Cte}$
- Transformation isobare :  $P = \text{Cte}$
- Transformation isotherme :  $T = \text{Cte} \quad \rightarrow \quad PV = \text{Cte}$
- Transformation adiabatique :  $Q = 0 \quad \rightarrow \quad PV^\gamma = \text{Cte}$



# Transformations isochore

●  $V = \text{Cte}$

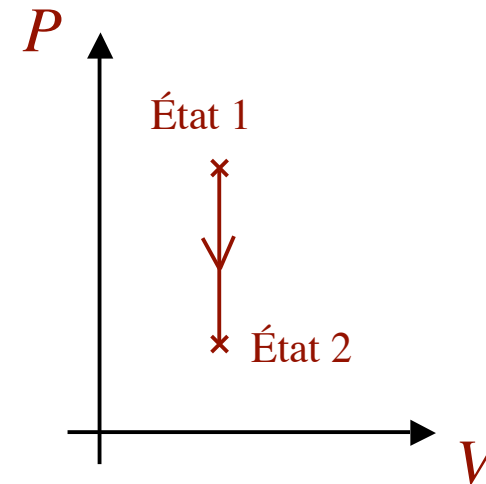
$$Q_{12} = nC_V\Delta T$$

$$dW = -PdV \Rightarrow$$

$$W_{12} = 0$$

$$\Rightarrow$$

$$\Delta U = nC_V\Delta T$$



**Remarque :**

(monoatomique)

Or  $U = N \times \frac{3}{2}k_B T = n \times \frac{3}{2}RT$  pour une gaz monoatomique  $\Rightarrow C_V = \frac{3}{2}R$

et  $U = N \times \frac{5}{2}k_B T = n \times \frac{5}{2}RT$  pour une gaz diatomique  $\Rightarrow C_V = \frac{5}{2}R$

(diatomique)

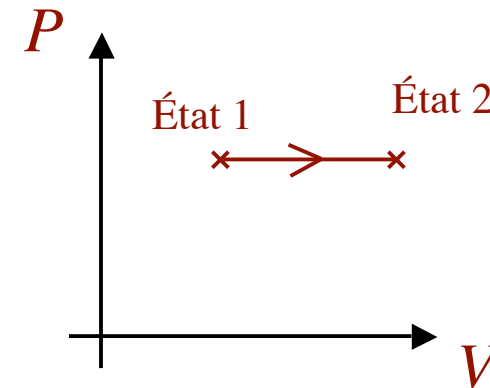
# Transformations isobare

●  $P = \text{Cte}$

$$W_{12} = -P\Delta V$$

$$Q_{12} = nC_P\Delta T$$

$$\Delta U = nC_V\Delta T$$



Remarque :

$$dU = nC_P dT - PdV = nC_P dT - nRdT = n(C_P - R)dT$$

→  $C_P = \frac{5}{2}R$  (monoatomique)

→  $C_P = \frac{7}{2}R$  (diatomique)

$$C_P - C_V = R$$

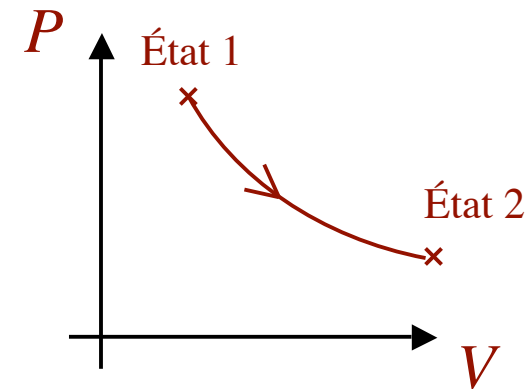
relation de Mayer  
(toujours vrai)

# Transformation isotherme

- $T = \text{Cte}$

Équation d'état :  $PV = nRT$

$\Rightarrow PV = \text{Cte} = P_1 V_1$



$$dW = -PdV = -nRT \frac{dV}{V} \rightarrow$$

$$W_{12} = -nRT \ln \frac{V_2}{V_1} = nRT \ln \frac{P_2}{P_1}$$

$$\Delta U = 0$$

$$\Rightarrow Q_{12} = nRT \ln \frac{V_2}{V_1} = -nRT \ln \frac{P_2}{P_1}$$

# Transformation adiabatique

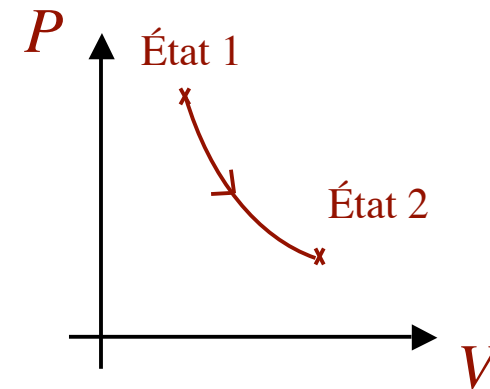
•  $Q = 0$

$$\Delta U = nC_V\Delta T$$

$$Q_{12} = 0$$

$\Rightarrow$

$$W_{12} = -nC_V\Delta T$$



# Transformation adiabatique

$$Q = 0$$

$$dU = \delta Q + \delta W \implies nC_V dT = -PdV = -nRT \frac{dV}{V}$$

$$\implies C_V \frac{dT}{T} = (C_V - C_P) \frac{dV}{V}$$

$$\implies \ln \left( \frac{T_2}{T_1} \right)^{C_V} = \ln \left( \frac{V_2}{V_1} \right)^{C_V - C_P} \implies T_1 V_1^{\gamma-1} = T_2 V_2^{\gamma-1}$$

« index adiabatique » :

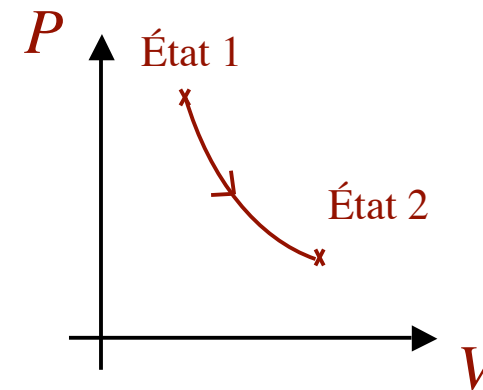
$$\gamma \equiv \frac{C_P}{C_V}$$



$$TV^{\gamma-1} = \text{Cte}$$

$$PV^\gamma = \text{Cte}$$

$$T^\gamma P^{1-\gamma} = \text{Cte}$$



NB: gaz parfait diatomique :  $\gamma = 7/5 = 1.4$

gaz parfait monoatomique :  $\gamma = 5/3$

## Conclusion

L'énergie se conserve !

– en toutes circonstances –