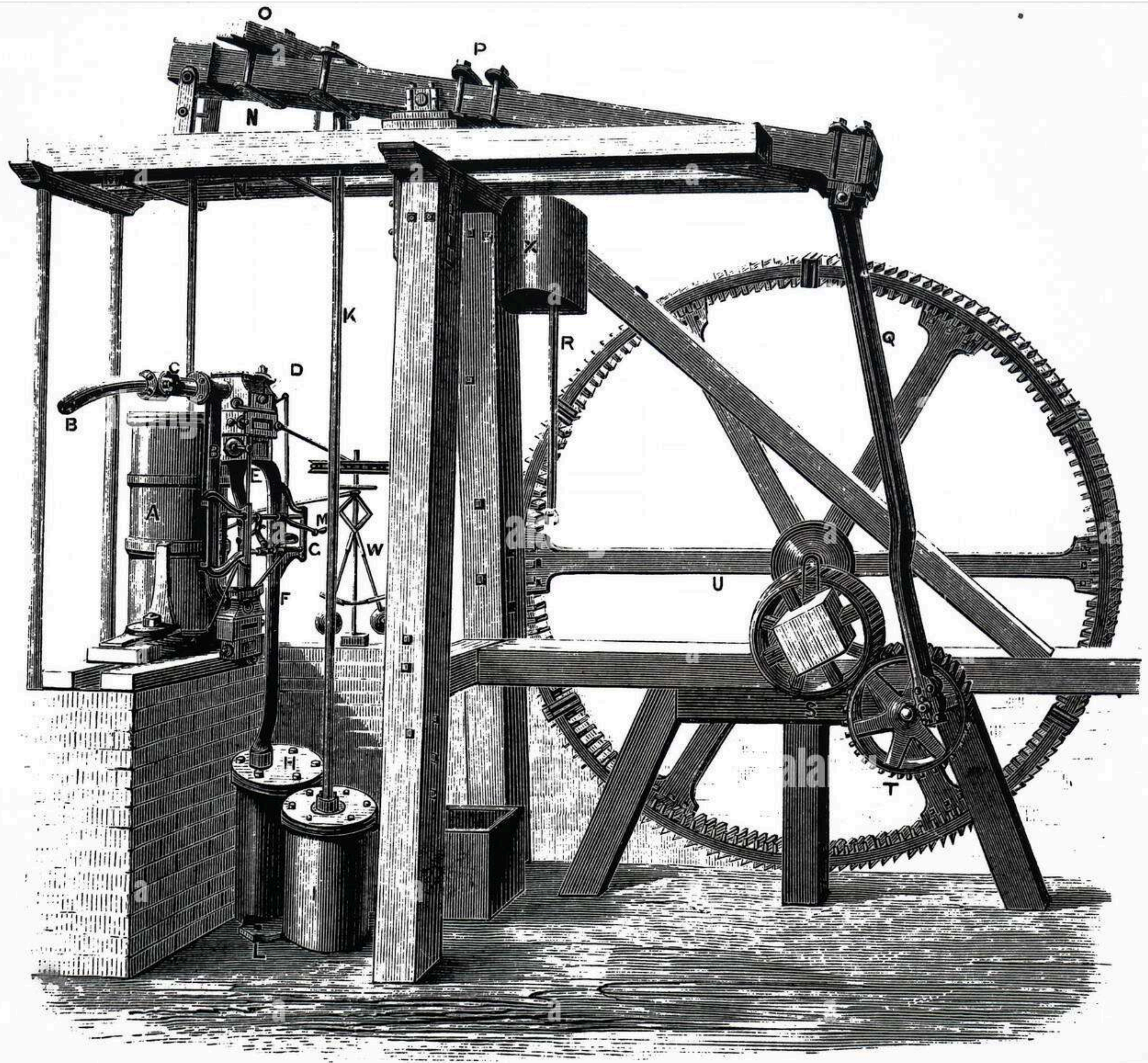


Physique pour tous
2023-2024

Cours 2:
Thermodynamique

Baptiste Coquinot



Objectif fondamental:

La thermodynamique c'est l'étude de l'énergie, sous toutes ses formes. Cela inclut les transferts et transformations d'énergie et donc toutes les machines thermiques, comme les moteurs ou les pompes à chaleur.

Contexte de développement:

1776: James Watt perfectionne la machine à vapeur (voir à gauche).

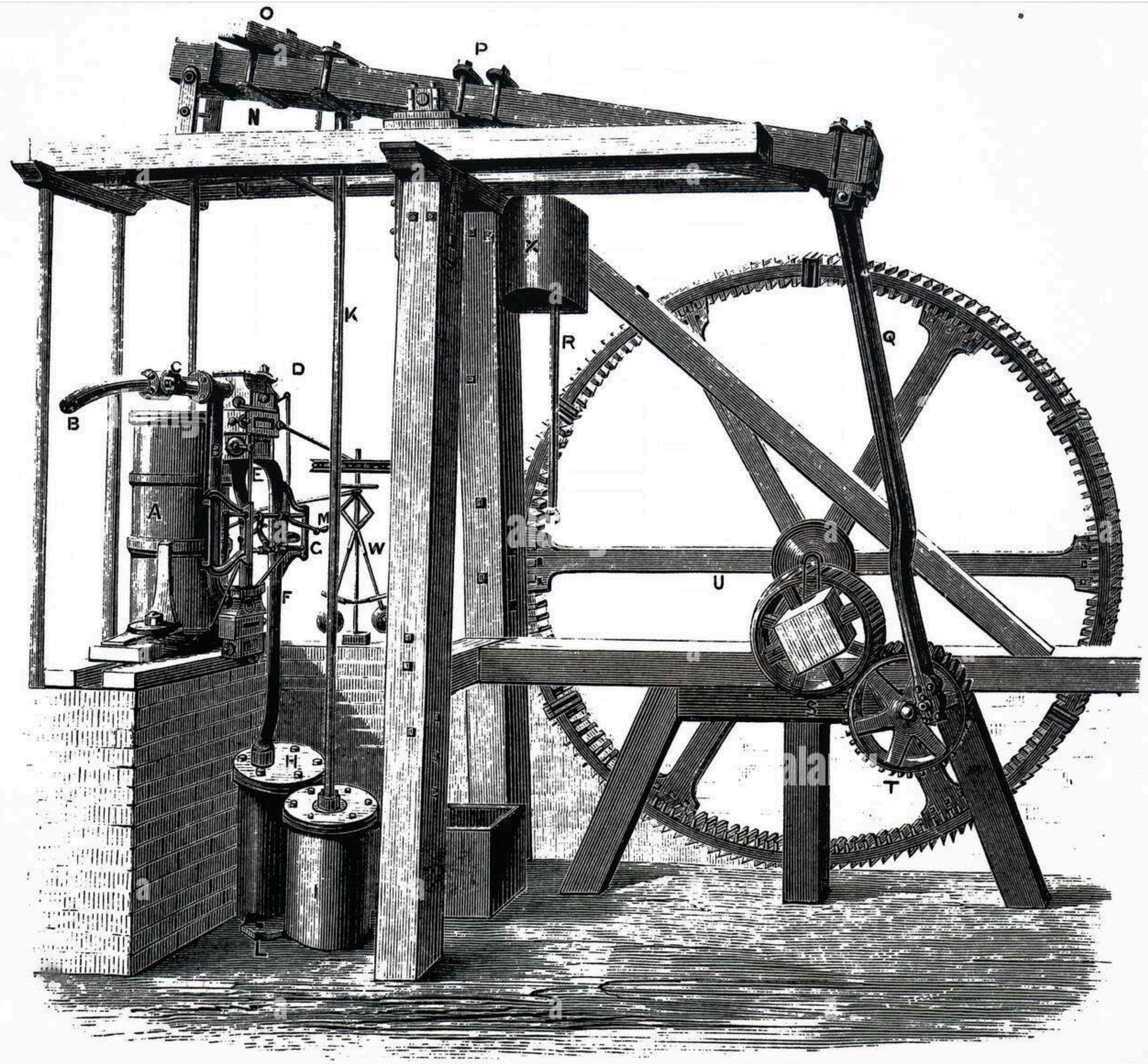
19ème siècle: Révolution Industrielle en Europe

Définition générale:

La thermodynamique est l'étude de toutes les propriétés qui émergent à l'échelle macroscopique. Le but est donc de remplacer les propriétés "microscopiques" par de nouvelles propriétés "macroscopiques", et de voir ce que l'on peut dire à leur propos.

Plan du cours:

1. Pourquoi la thermodynamique est-elle indispensable pour décrire le monde?
2. Les grandeurs de la thermodynamique et leurs liens
3. L'énergie ou le premier principe de la thermodynamique
4. La diffusion de la chaleur
5. L'entropie ou le second principe de la thermodynamique
6. Les machines thermiques



Première partie:

Pourquoi la
thermodynamique est-
elle indispensable pour
décrire le monde?

De quoi l'univers est-il fait?

Atomistes:

L'univers est constitué d'atomes très petits et insécables séparés par du vide.

Argument principal:

Les différentes matières simples (pas mélangées) ont une masse par unité de volume multiple de celle de l'hydrogène: il y a donc une brique élémentaire.



Ludwig Boltzmann
1844-1906

Théorie continue:

L'univers est constitué de matière et d'énergie continues.

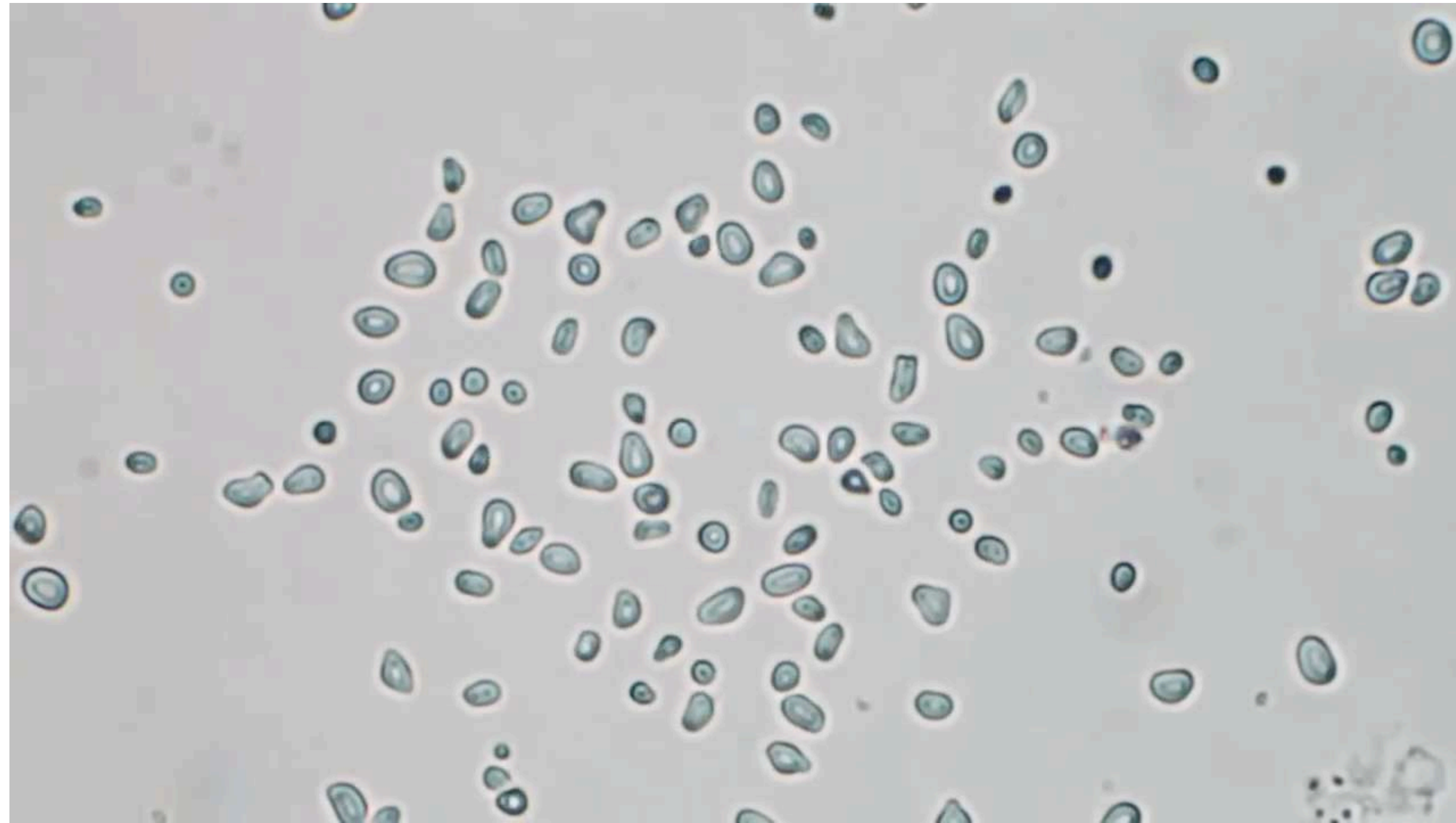
Argument principal:

Les atomes ne sont pas visibles, il faut donc ne pas les supposer par rasoir d'Occam.



Ernst Mach
1836-1916

L'expérience décisive: le mouvement brownien



1827: Le biologiste Rupert Brown observe au microscope des grains de pollen sur le l'eau au microscope est constate qu'ils bougent. Il interprète cela comme une "force vitale".

1905: Albert Einstein propose un modèle théorique du mouvement brownien: les molécules d'eau bougent dans tous les sens du fait de l'agitation thermique et tapent les grains de pollen. Il prédit un lien entre la masse d'une molécule d'eau (microscopique) et l'agitation des grains de pollen (macroscopique). On peut donc utiliser ce phénomène pour mesurer la masse de l'atome d'hydrogène.

1908: Jean Perrin (normalien) réalise l'expérience avec suffisamment de précision pour mesurer la masse de l'atome d'hydrogène. Il trouve un résultat en accord avec les mesures des chimistes. Cela valide la théorie d'Einstein et conclut le débat sur l'atomisme. Il reçoit le Prix Nobel en 1926.



Rupert Brown
1773-1858

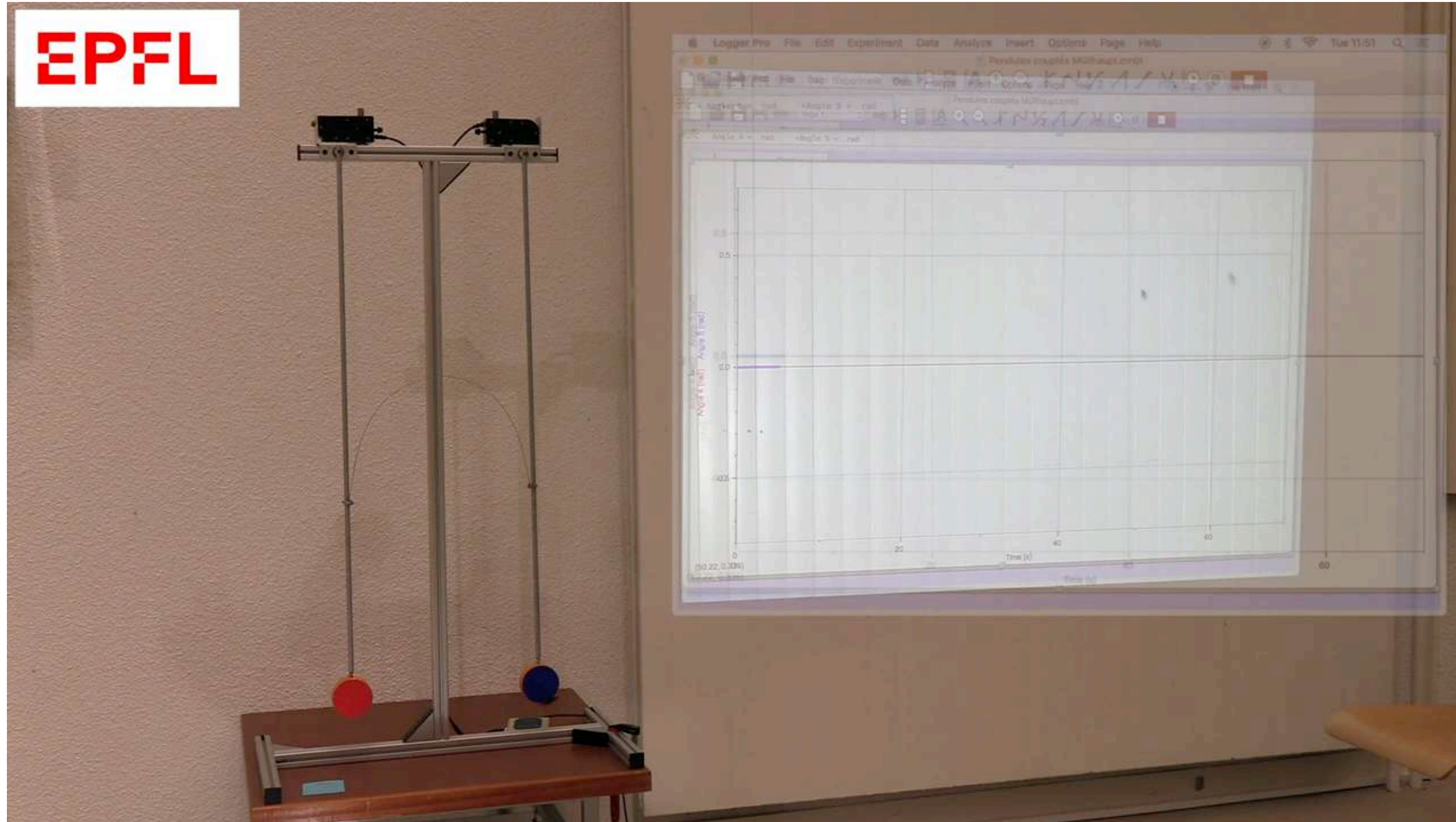


Albert Einstein
1879-1955



Jean Perrin
1870-1942

Les physiciens peuvent-ils voir l'avenir?



Dans le cours précédent:

Vous avez vu les lois de la mécanique, qui décrivent la trajectoire des corps, des billes aux planètes. En particulier, on peut utiliser la mécanique pour décrire la trajectoire des atomes.

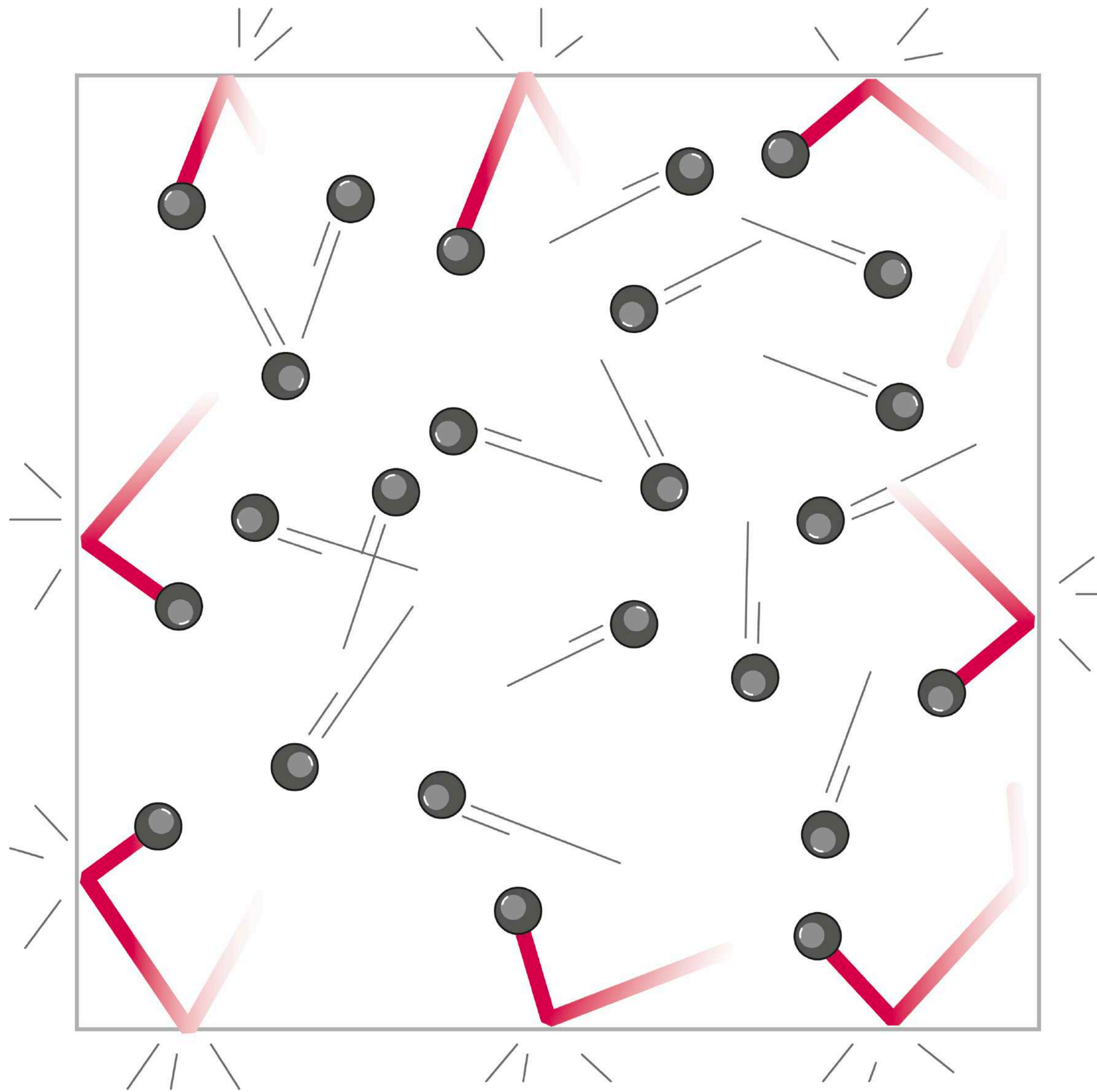
Les atomes sont soumis à différentes interactions, comme la gravité ou les forces électriques. Ces interactions sont assez bien décrits de nos jours, et l'on peut donc très bien prédire la trajectoire d'un atome donné.

Or, tout l'univers est contenu dans la connaissance de la position et vitesse des atomes (et autre particules) qui le constituent. Il n'y a rien d'autre dans l'univers donc tout peut être déduit de cette information.

Problématique:

Puisque l'on peut mesurer la position de chaque atome et prédire sa trajectoire, on peut utiliser les lois fondamentales de la physique pour calculer le futur. Est-ce possible?

Pourquoi les lois fondamentales de la physique ne suffisent pas



En 1811, Amedeo Avogadro (1776-1858) introduit la mole comme unité de mesure du nombre de molécules:

1 mol = le nombre d'atomes d'hydrogène nécessaires pour poser 1g.

Ce nombre s'appelle maintenant le nombre d'Avogadro, qui vaut $N_A = 6 \times 10^{23}$.

Disons que l'on peut prédire l'évolution d'un litre d'air:

$$1 \text{ L d'air} = 0.05 \text{ mol} = 3 \times 10^{22} \text{ molécules.}$$

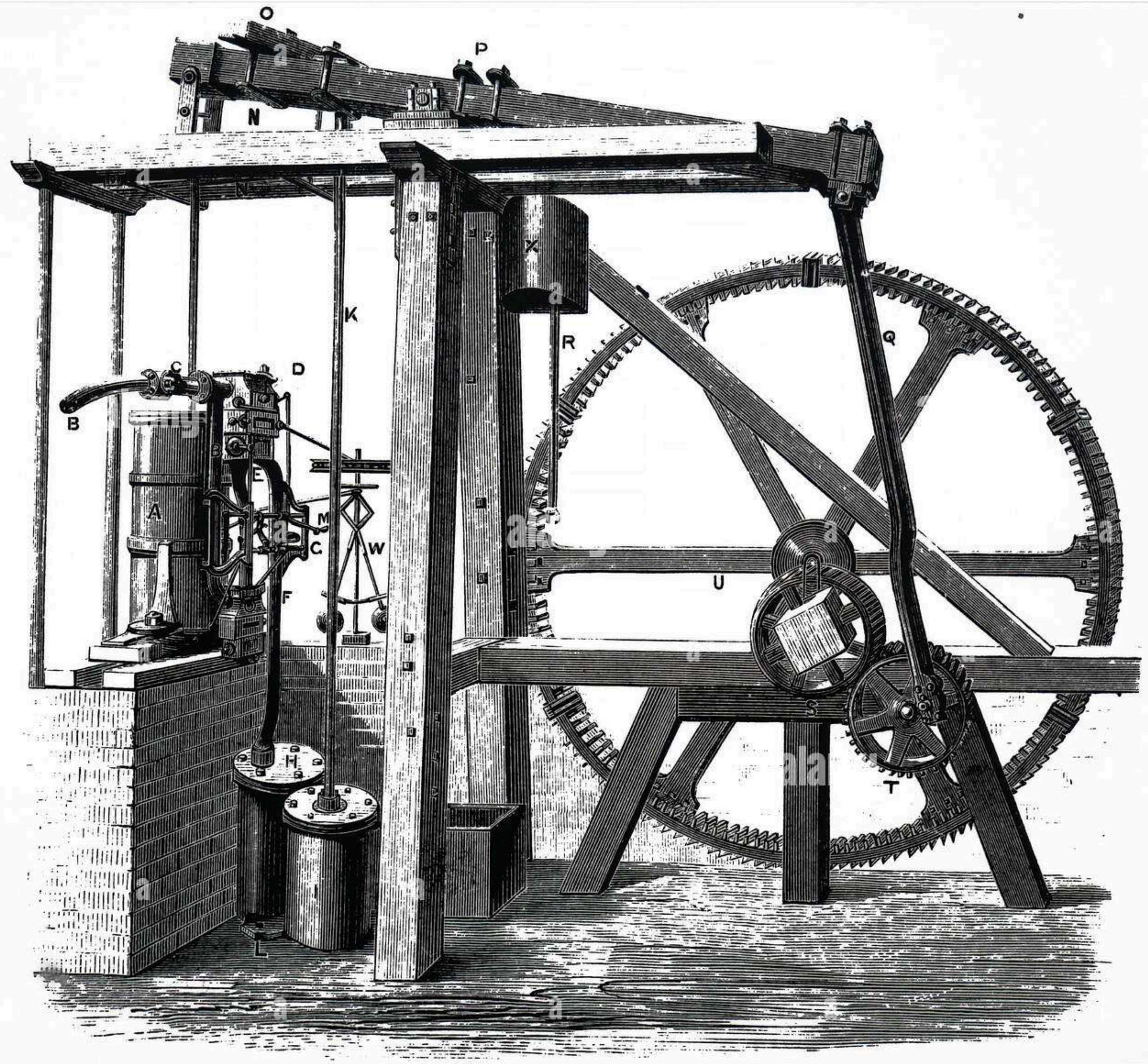
Pour connaître la situation initiale de notre litre d'air, il faut la position et vitesse de chaque molécule dans chacune des 3 dimensions, donc 6 nombres. Sur un ordinateur, un nombre est stocké avec 64 bits.

Pour stocker la situation initiale il nous faut donc:

$$64 \times 6 \times 3 \times 10^{22} = 10^{25} \text{ bit.}$$

Or aujourd'hui dans le monde la capacité totale de stockage n'est que de 10^{22} bit. On n'a donc même pas de quoi stocker la situation initiale d'un litre d'air... On ne risque donc pas de pouvoir calculer le futur du monde ainsi!

L'idée de la thermodynamique est de remplacer ces 10^{23} nombres par quelques nombres seulement: le volume, la pression, la température, ...



Deuxième partie:

Les grandeurs de la
thermodynamique et
leurs liens

Volume et quantité de matière

Le volume

Définition: espace rempli.

Notation: V

Unité: en m^3

Remarque: $1000 \text{ L} = 1 \text{ m}^3$

La quantité de matière

Définition: le nombre de molécules.

Notation: N

Unité: sans unité (parfois en mol)

Rappel: $1 \text{ mol de molécules} = 6 \times 10^{23} \text{ molécules}$

La densité

Définition: le nombre de molécules par unité de volume N/V .

Grandeurs extensives

Définition: une grandeur est extensive si sa valeur pour la somme de deux systèmes est égal à la somme de sa valeur pour chaque système.

Exemple: Si je verse une bouteille de 1L d'eau puis une bouteille de 2L d'eau dans mon réservoir, j'ai à la fin $1\text{L} + 2\text{L} = 3\text{L}$ d'eau.

Propriété: Le volume et la quantité de matière sont des grandeurs extensives.



Température

Dans un fluide les molécules bougent toujours très vite dans tous les sens, même si le fluide au total ne bouge pas. En effet, les directions étant aléatoires et le nombre de molécules très grand, le nombre de molécule à chaque endroit ne varie que très peu: il y en a toujours à peu près autant qui arrivent et qui partent.

Température ou énergie thermique

Définition: la température ou énergie thermique correspond à l'énergie cinétique moyenne d'une molécule (avec un facteur 3/2).

Notation: T

Unité: En K ("Kelvin") ou J ("Joule")

Conversion: $X \text{ }^\circ\text{C} = (273,15 + X) \text{ K}$

Remarque: L'équivalence entre température et énergie thermique a été démontré par Ludwig Boltzmann à la fin du 19ème siècle. Le facteur de conversion de l'un à l'autre est appelé constante de Boltzmann et vaut: $1 \text{ K} = 1.3 \times 10^{-23} \text{ J}$

Vitesse typique d'une molécule d'air

On connaît son énergie cinétique: $\frac{1}{2}mv^2 = \frac{3}{2}T$

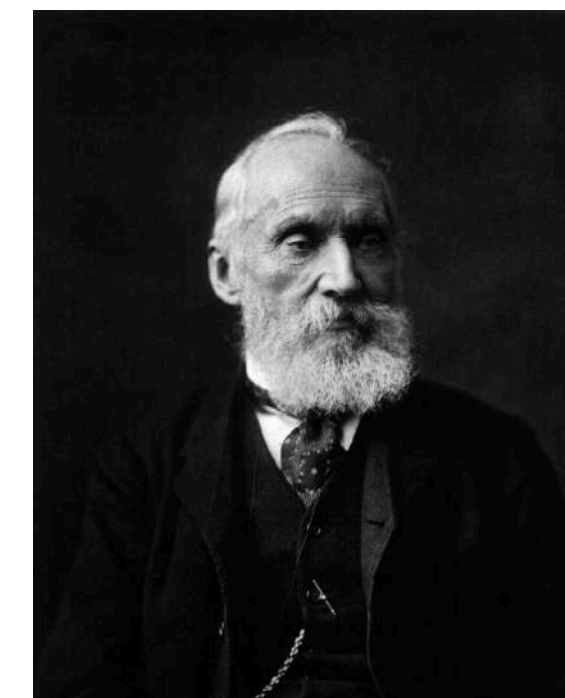
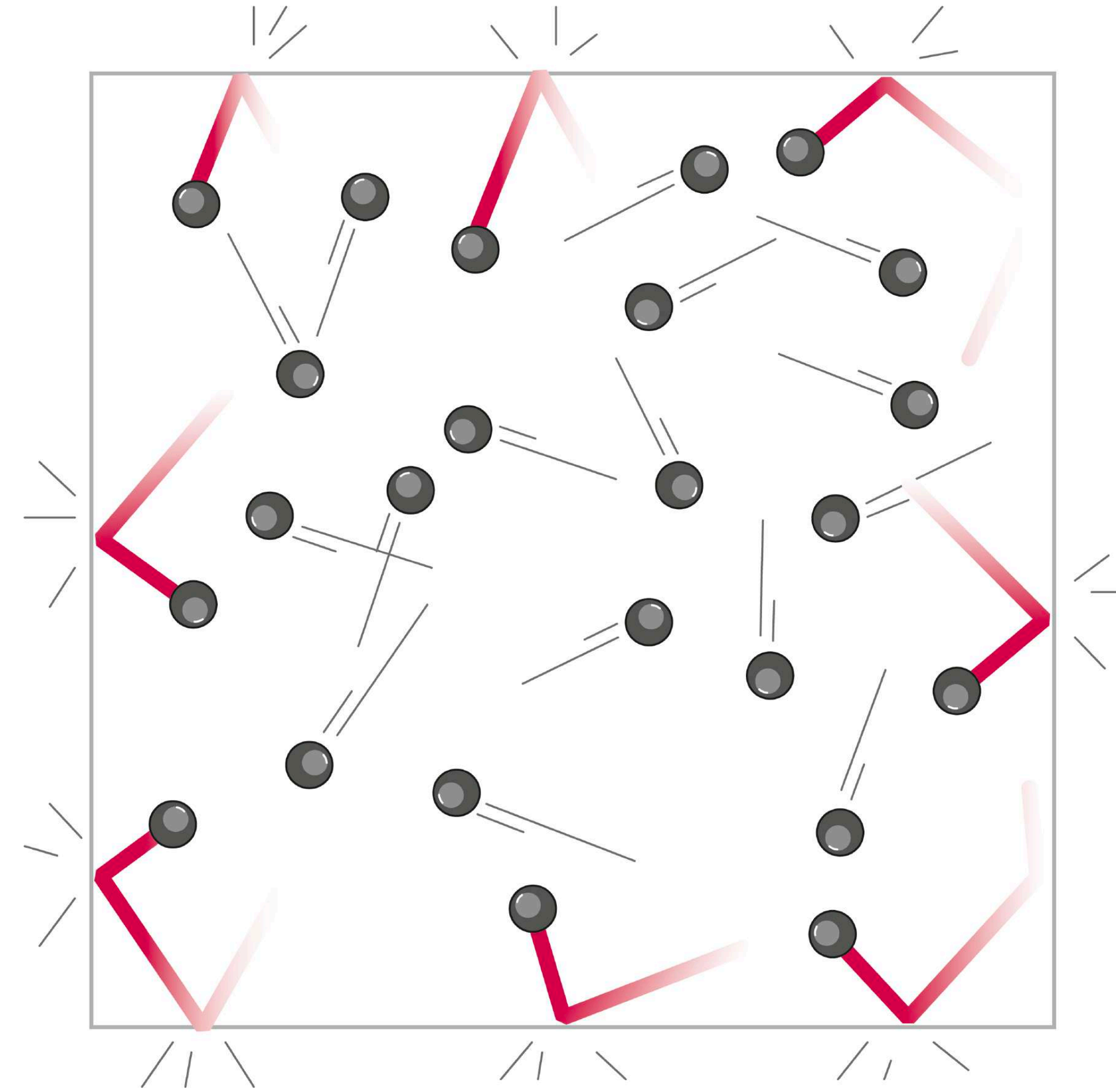
La température ambiante est $T = 20^\circ\text{C} \approx 300 \text{ K} \approx 4 \times 10^{-21} \text{ J}$

La masse d'un molécule de O_2 est $\approx 6 \times 10^{-26} \text{ kg}$

On en déduit donc: $v \approx 500 \text{ m/s}$

Zéro absolu

Il existe une température minimale en dessous de laquelle on ne peut pas descendre, le zéro absolu, qui vaut $-273,15^\circ\text{C} = 0 \text{ K}$. En fait, cela correspond à une énergie cinétique nulle des molécules, donc c'est normal de ne plus pouvoir descendre, car il n'y a plus rien à freiner!



William Thomson
Lord Kelvin
1824-1907

Pression

Pression

Définition: la pression correspond à la force par unité de surface que le fluide appliquerait à une parois. Une peut la définir partout, même quand il n'y a pas de parois en imaginant le scénario où l'on ajouterait une parois à cet endroit.

Notation: P

Unité: En Pa ("Pascal")

Remarque: la pression atmosphérique vaut $P_A = 10^5$ Pa.

Origine physique:

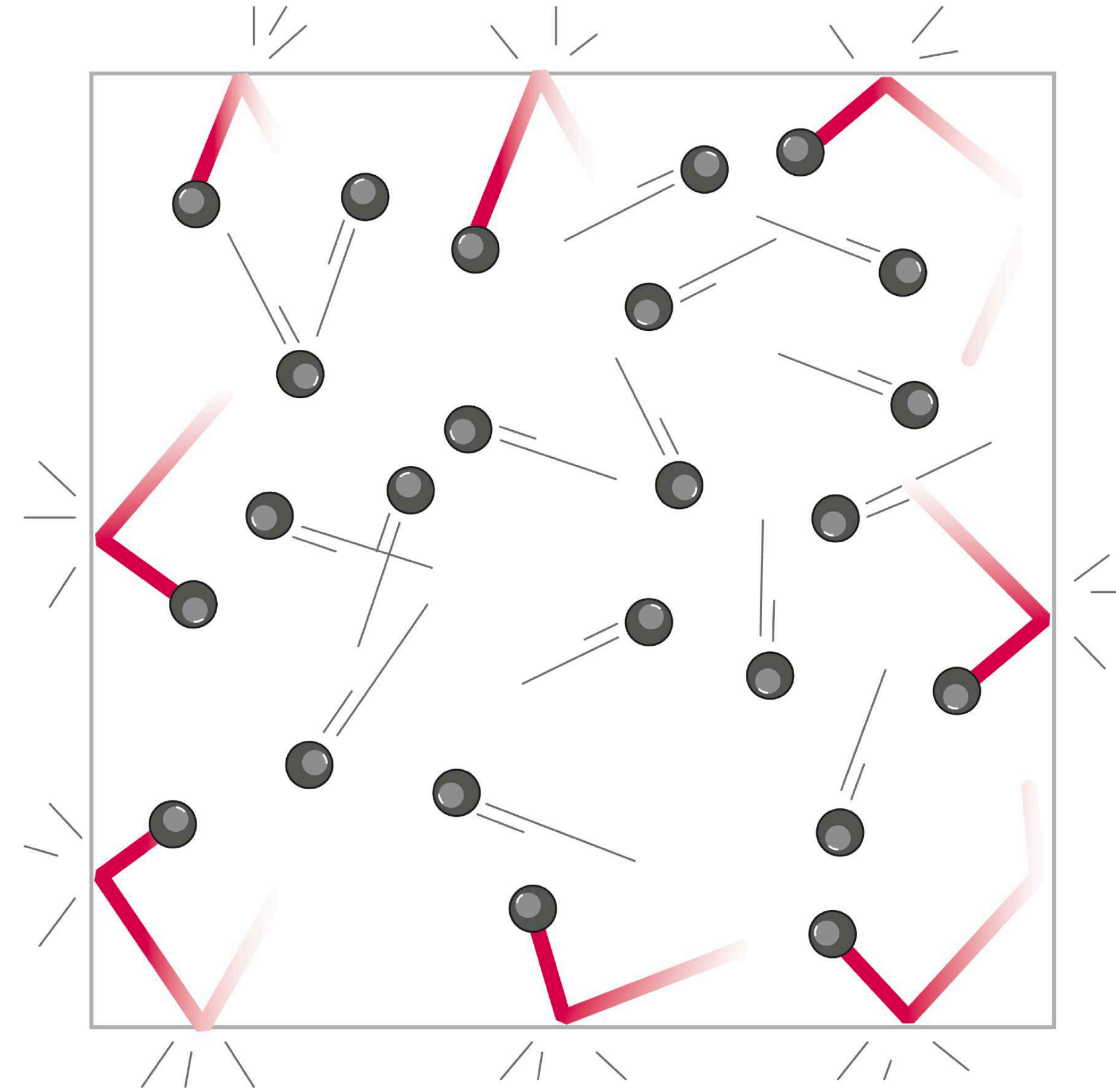
La pression vient des collisions entre les molécules et la parois. Chaque collision correspond à un rebond qui transfère une petite quantité de mouvement à la parois.

Grandeurs intensives

Définition: une grandeur est intensive si sa valeur pour la somme de deux systèmes où elle est identique est encore la même.

Exemple: Si je verse une bouteille de 1L d'eau à 20°C puis une bouteille de 2L d'eau à 20°C dans mon réservoir, j'ai à la fin de l'eau toujours à 20°C.

Propriété: La température et la pression sont des variables intensives.



Blaise Pascal
1623-1662

Le gaz parfait

Objectif: Relier les différentes variables thermodynamiques (N , V , P , T) entre elles afin de savoir comment la variation de l'une affecte les autres.

Historique: cette question a été étudiée de la fin du 17ème siècle au 19ème par Boyle, Mariotte, Charles, Gay-Lussac, Clapeyron, ...

Modèle: Le gaz parfait est le plus simple des modèles de gaz, et marche déjà assez bien. Il fait 2 hypothèses: les molécules sont de taille négligeable et n'interagissent pas les unes avec les autres.

Idées:

- A température constante (i.e. même vitesse des molécules), la pression est proportionnelle au nombre de collisions donc à la densité.
- A densité constante, augmenter la température augmente le nombre de collisions et la force de ces collisions, et donc la pression.
- Sachant la densité et la température, peut-on connaître la pression? Pour cela, il faut faire une étude statistique de la distribution des vitesses, ce qui est possible grâce au théorème centrale limite. Ce théorème dit que si les molécules sont indépendantes les unes des autres, la distribution des vitesses suit une loi gaussienne qui est complètement déterminée par la vitesse moyenne et donc par la température.

Equation des gaz parfaits: pour un tel gaz on a

$$P = \frac{N}{V}T \quad (\text{aussi écrit } PV = nRT)$$

Robert Boyle
1627-1691



Edmé Mariotte
1620-1684



Jacques Charles
1746-1823



Louis Joseph Gay-Lussac
1778-1850



Emile Clapeyron
1799-1864



Exemple: le pneu

Loi des gaz parfaits: $PV = NT$

Gonfler le pneu: Le volume du pneu est à peu près fixe, et sa température est fixée par la température extérieure. Gonfler un pneu c'est rajouter de l'air donc augmenter N . La loi des gaz parfaits nous dit que la pression du pneu est proportionnelle à N .

Effet de la température:

L'été il fait plus chaud, donc la température T est plus grande. Le volume du pneu est à peu près fixe et le nombre de molécule ne bouge plus. La pression est proportionnelle à la température, donc en passant de 5°C à 30°C , la pression augmente de 10%.



Exemple: l'atmosphère

Problématique: Pourquoi l'air de l'atmosphère ne tombe-t-il pas?

Cas limite 1: Si la densité d'air dans l'atmosphère ne dépendait pas de l'altitude.

Les molécules ont une agitation thermique dans tous les sens aléatoirement, et en plus la gravité les pousse vers le bas. Donc il va y avoir de plus en plus d'air concentré en bas.

Cas limite 2: Si toute l'atmosphère était tombée sur une couche au sol.

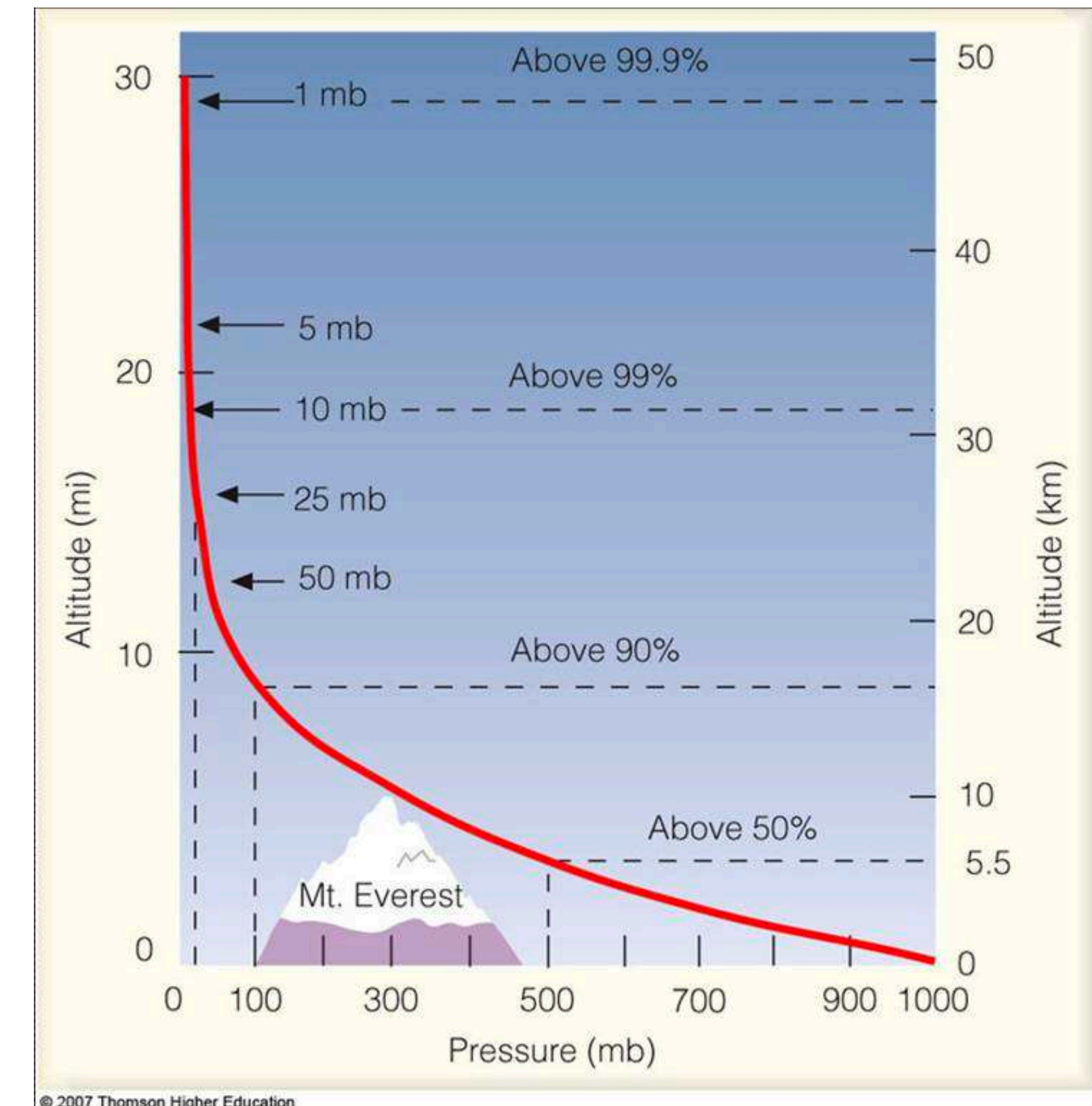
Les molécules ont toujours des directions aléatoires du fait de l'agitation thermique même si la gravité favorise celles allant vers le bas. Mais elles ne peuvent pas tomber plus bas, en revanche, certaines, moins nombreuses, iront vers le haut et finiront donc par repeupler les couches supérieures de l'atmosphère.

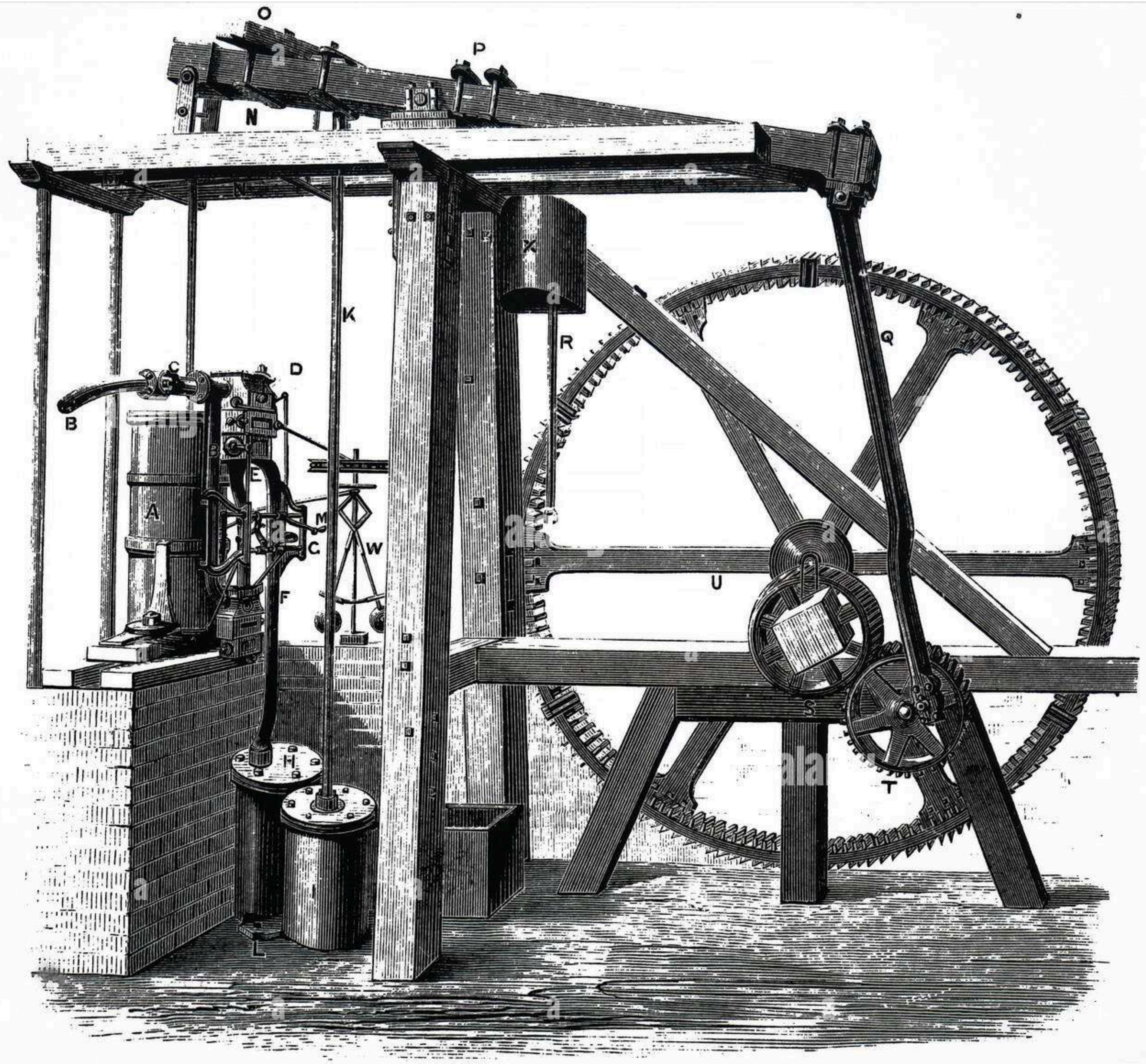
En réalité: on a un équilibre entre les deux cas limites. Il y a plus de molécules vers le bas de sorte que ce surplus de molécules allant dans des directions aléatoires compensent celles moins nombreuses du dessus qui ont tendance à plus tomber. La densité et la pression diminuent donc avec l'altitude.

Rapport avec la pression:

La gravité est une force. Le principe d'inertie nous dit qu'à l'équilibre la somme des forces doit être nulle. En fait c'est la pression qui compense la gravité.

Considérons une colonne d'atmosphère: elle est à l'équilibre. Les forces qui s'y appliquent sont la gravité (vers le bas) et la pression en dessous (vers le haut). On peut en déduire la masse de l'atmosphère sachant la pression atmosphérique au sol: $M_A g = S_{\text{Terre}} P_A$.





Troisième partie:

L'énergie
ou
le premier principe de
la thermodynamique

L'énergie interne

Différentes formes d'énergie

L'énergie mécanique se compose de l'énergie cinétique et de l'énergie potentielle liée aux forces.

En thermodynamique, on ne veut pas décrire les molécules mais ce qu'il se passe au niveau macroscopique. On décompose donc l'énergie selon qu'il a une origine microscopique ou macroscopique. On a donc 4 composantes:

- Energie cinétique globale du fluide
- Energie potentielle globale du fluide (interactions avec l'extérieure)
- Energie cinétique des molécules (énergie thermique) et interne à la molécule
- Energie potentielle des molécules (interactions entre les molécules)

Les deux dernières composantes, qui sont d'origine microscopiques, sont regroupées sous le terme d'**énergie interne**.

Notation: U

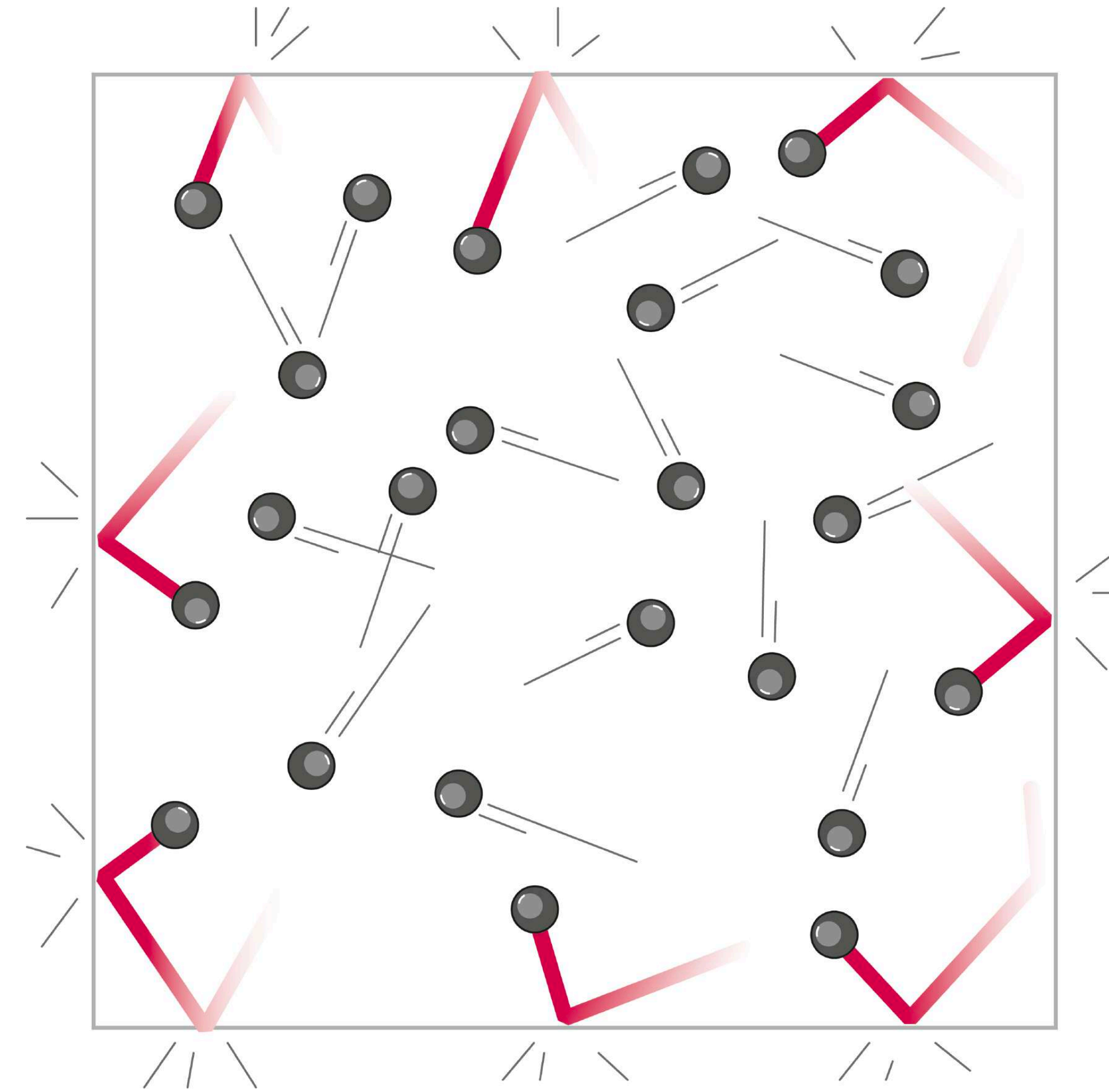
Unité: En J

C'est une grandeur extensive.

Exemple:

Pour un gaz parfait monoatomique il n'y a pas d'interactions entre les molécules et l'énergie cinétique d'une molécule est $\frac{3}{2}T$. Ainsi, on a $U = \frac{3}{2}NT$.

En pratique, on ne sait pas décrire les interactions internes et l'on n'a habituellement pas d'expression de l'énergie interne.



Echanges d'énergie

Travail

Définition: énergie échangée par des forces mécaniques.

Notation: W

Unité: en J

Exemple: via les forces de pression.

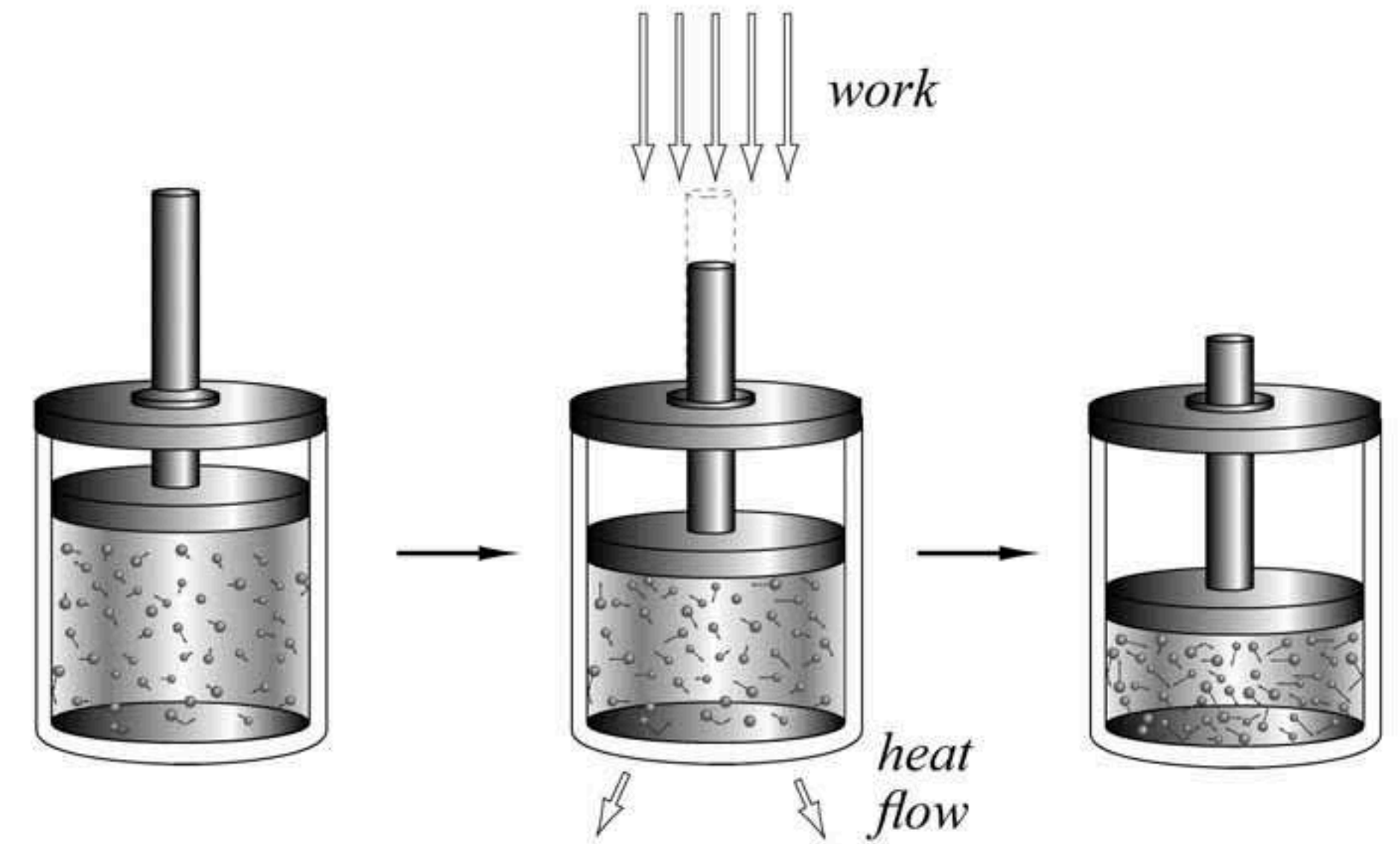
Chaleur

Définition: énergie échangée par transfert d'agitation thermique.

Notation: Q

Unité: en J

Exemple: via le fait de chauffer.



Premier principe de la thermodynamique

En 1847, James Prescott Joule énonce le principe de la thermodynamique:
L'énergie est conservée: elle ne peut ni se créer ni se perdre, mais elle seulement être échangée.

Pour un système thermodynamique donc l'énergie mécanique macroscopique ne varie pas, la variation de l'énergie interne correspond donc aux échanges d'énergie du système sous ses différentes formes:

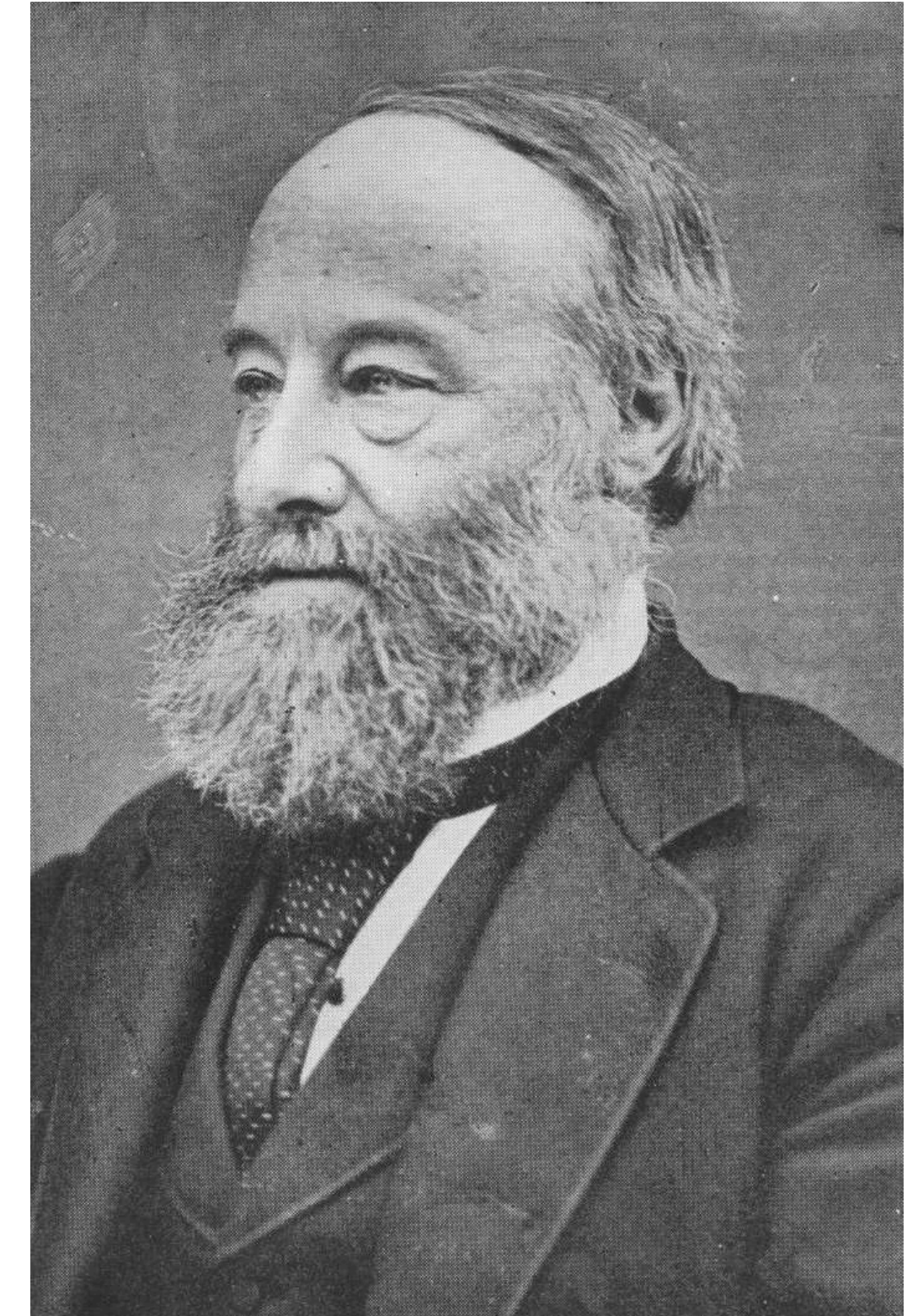
$$\Delta U = W + Q$$

Variables d'état:

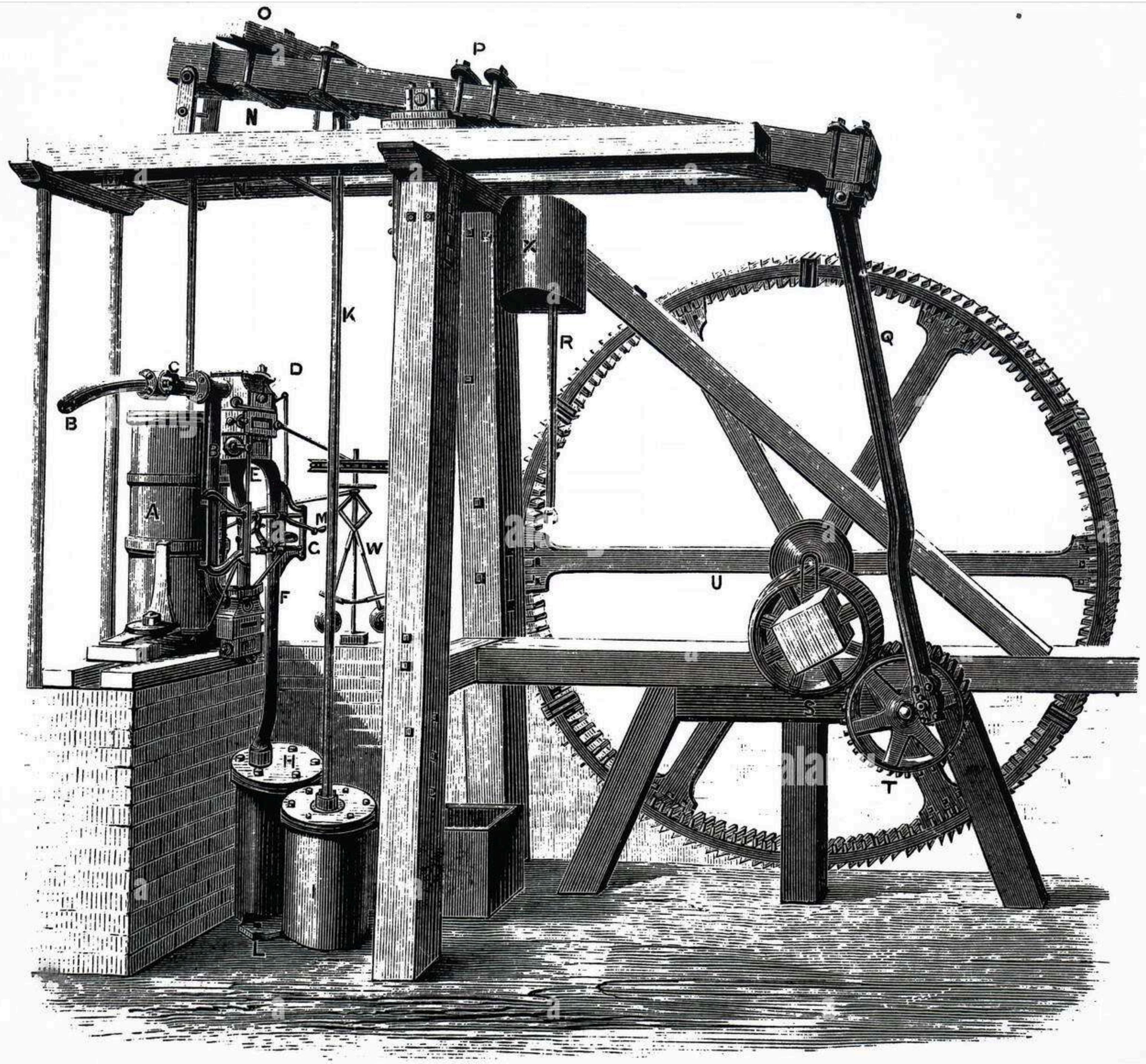
Définition: variable qui ne dépend que de l'état du système et non de son évolution.

Propriété: Le volume, la quantité de matière, la température, la pression et l'énergie interne sont des variables d'état.

Propriété: Le travail et la chaleur ne sont pas des variables d'état mais dépendent du processus.



James Prescott Joule
1818-1889



Quatrième partie:

La diffusion de la
chaleur

Différents types de transferts de la chaleur

Convection:

Définition: Transfert de la chaleur par un mouvement global du milieu.

Propriété: La convection est très efficace mais ne fonctionne dans un fluide avec suffisamment d'espace pour former des rouleaux de convection.

Exemple: L'eau des pâtes qui boue ou le mouvement des plaques tectoniques

Conduction:

Définition: Transfert de la chaleur par mélange de molécules de différent énergie cinétique (= température) de proche en proche sans mouvement global du milieu.

Remarque: Conduction est synonyme de diffusion pour la chaleur.

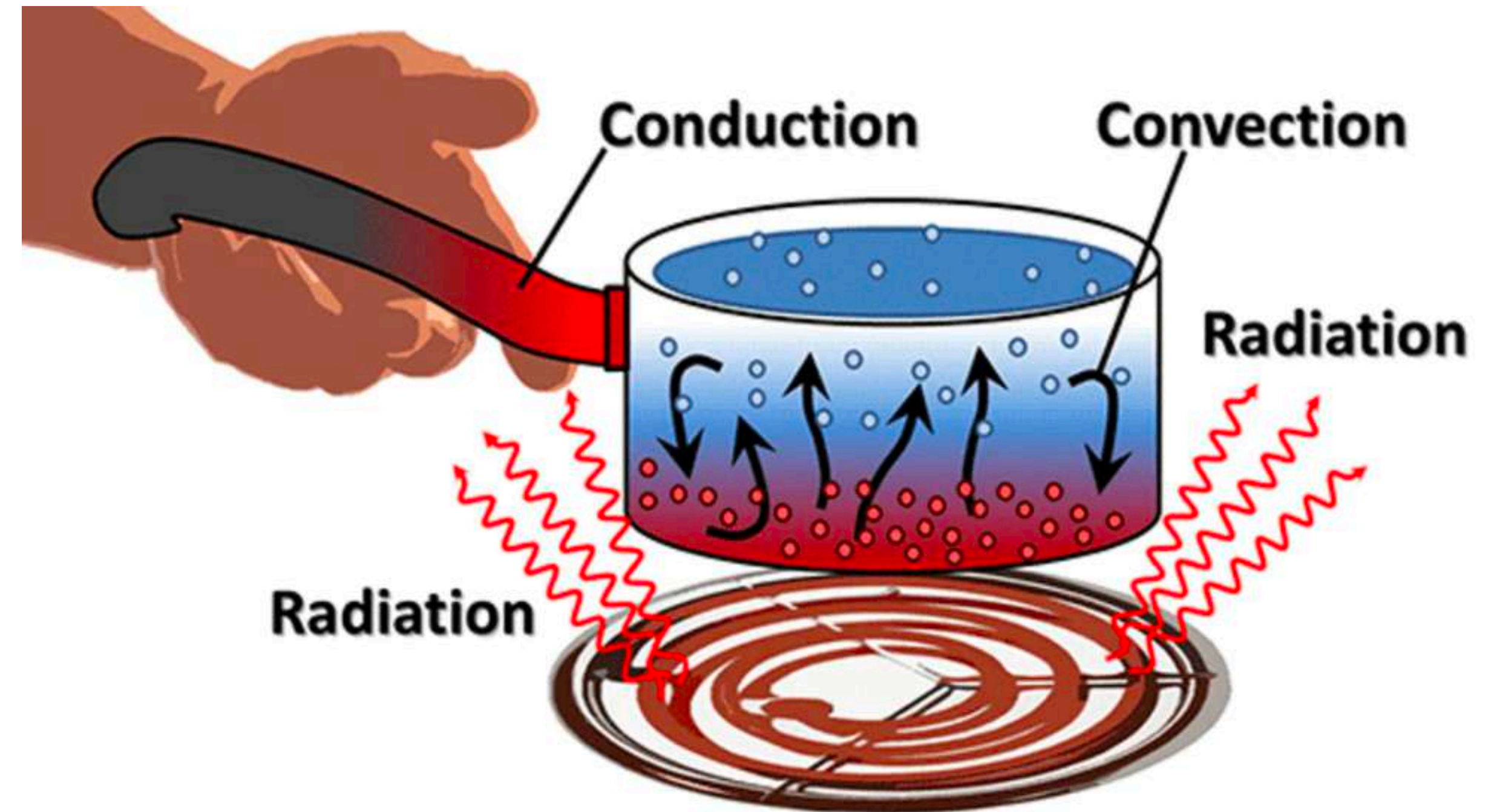
Propriété: La diffusion est assez lente mais fonctionne dans tous les milieux: gaz, liquide comme solide.

Rayonnement:

Définition: Transfert de la chaleur par la lumière (visible ou non).

Propriété: Seul mode fonctionnant dans le vide. Le rayonnement est d'autant plus grand que le milieu est chaud.

Exemple: Le Soleil ou une plaque de cuisson. C'est ce que l'on bloque avec le papier aluminium.



La diffusion de la chaleur

La diffusion de la chaleur a été étudié par Joseph Fourier au début du 19ème siècle. Il en déduit la loi de Fourier: **le flux de chaleur est proportionnel à la différence de température.**

$$Q_{A \rightarrow B} = D_{AB}(T_B - T_A)$$

A partir de la loi de Fourier, on peut étudier la dynamique de la température, c'est l'équation de la chaleur:

$$\partial_t T = D \partial_L^2 T$$

“La variation temporelle de la température est proportionnelle à la variation spatiale de la variation spatiale de la température.”

En d'autres termes, pour diffuser de la température sur une distance L il faut un temps:

$$t \sim L^2/D$$

Donc pour diffuser sur un distance 2 fois plus longue, il faut 4 fois plus de temps! Autrement dit, la diffusion est efficace à courte distance, mais peu efficace à longue distance.

Le coefficient D s'appelle le coefficient de diffusion, ou, pour la chaleur, la **conductivité thermique**. Elle dépend du milieu. Plus la conductivité est grande, plus le temps nécessaire pour diffuser est petit.



Joseph Fourier

1768-1830

Etudiant à la première ENS en l'an III (1795)

Le sens de la thermoception

Si l'on touche du bois ou du métal qui sont restés en plein Soleil, l'un paraît plus chaud que l'autre. Pourtant, ils sont bien à la même température. Pourquoi?

Notre corps ne ressent pas la température, il ressent la chaleur, c'est-à-dire le transfert de température au niveau de la peau. Ce sens s'appelle la thermoception (qui s'ajoute aux 5 sens définis par Aristote).

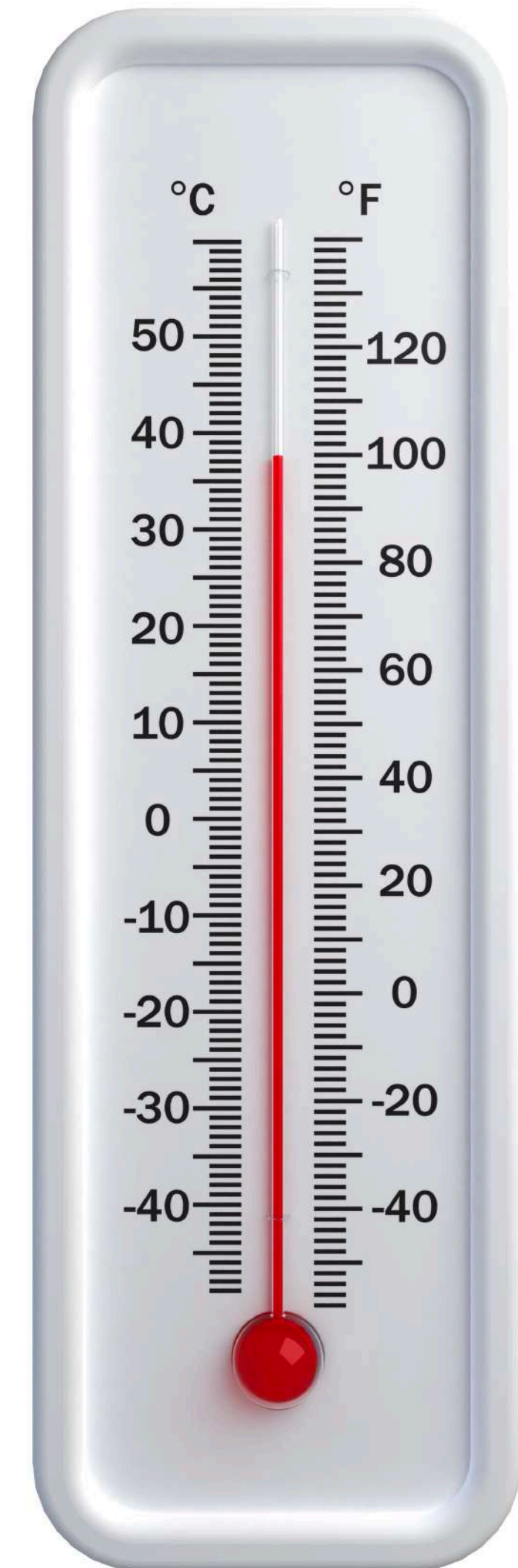
Ce transfert obéit à la loi de Fourier:

$$Q_{A \rightarrow B} = D_{AB}(T_B - T_A)$$

Ici A correspond à votre corps et T_A vaut 37°C . B correspond à l'objet que vous touchez. Et le coefficient de diffusion D_{AB} dépend de votre peau et du milieu que vous touchez. Plus le milieu B conduit la chaleur, plus le coefficient D_{AB} sera élevé.

Ainsi, même si le bois et le métal sont à la même température le métal est bien plus conducteur que le bois, donc les transferts de chaleur sont augmentés. Ainsi, le métal paraît plus chaud que le bois quand il est plus chaud que notre peau, et il paraît plus froid que le bois lorsque qu'il est plus froid que notre peau.

Pour la même raison, on aura plus froid dans l'eau que dans l'air lorsqu'ils sont tous deux à 20°C par exemple. En effet, l'eau est un meilleur conducteur que l'air! Ou encore, lorsque vous vous brûlez en récupérant un gâteau dans le four, vous ne réalisez pas que l'air du four est elle aussi à 200°C .



Quelques conséquences

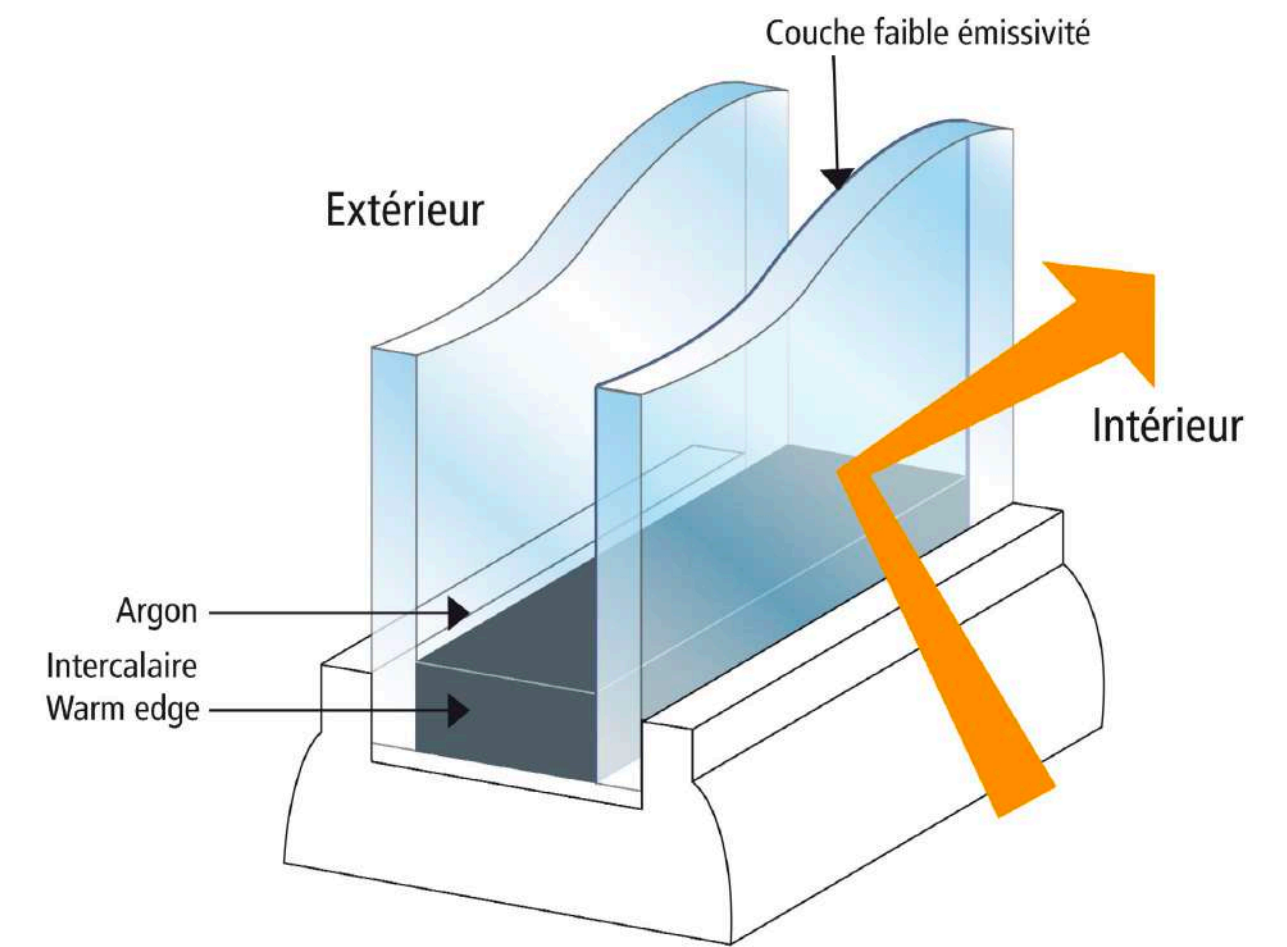
Le double vitrage. Puisque la convection est plus efficace que la diffusion, un moyen d'isoler est de bloquer la convection. Par exemple, le principe du double vitrage est d'intercaler une fine couche d'air (peu conductrice) en ne laissant pas suffisamment d'espace pour que la convection puisse se faire. On n'as donc pas de convection et une faible conduction.

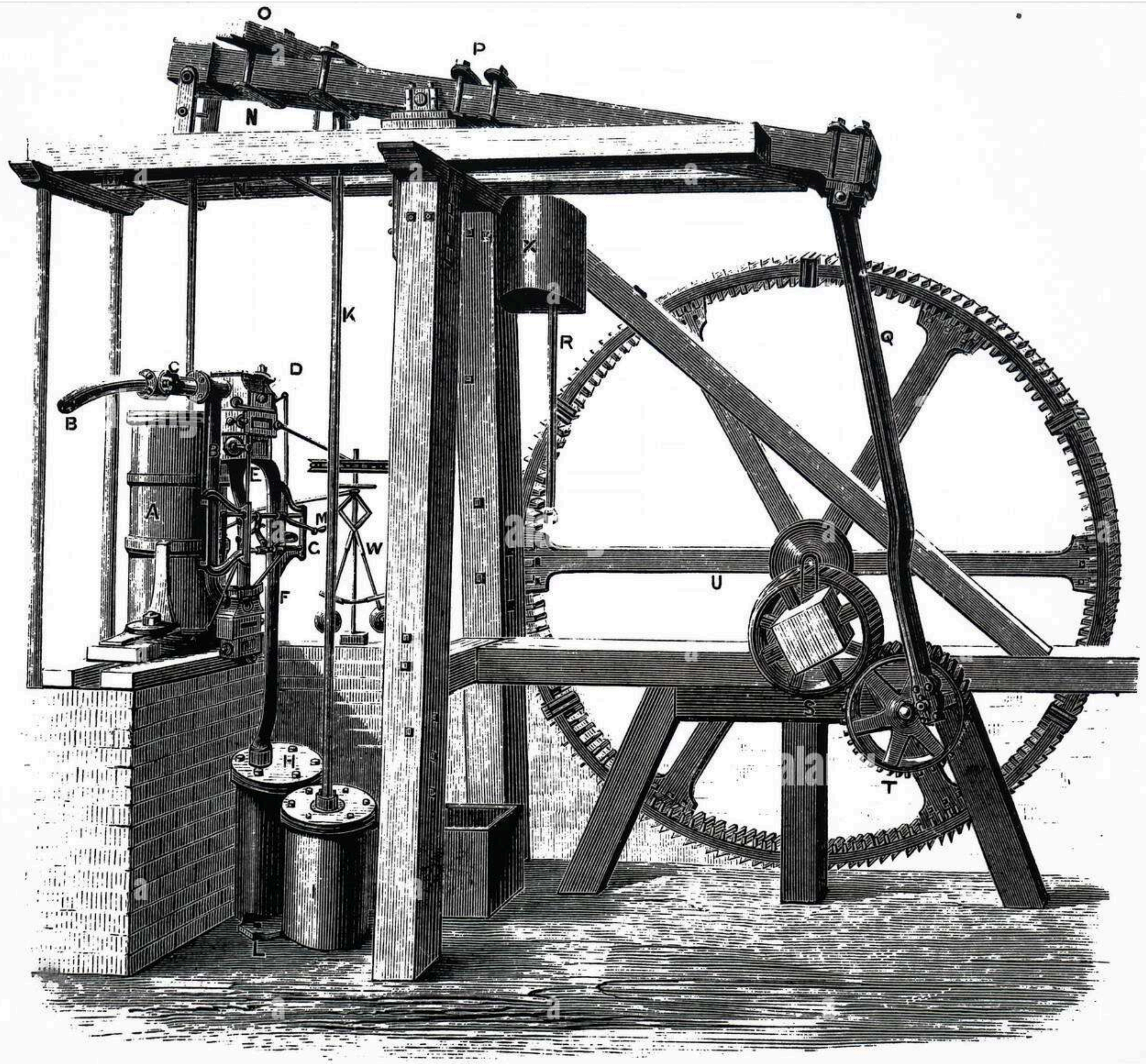
Pourquoi il fait froid quand il y a du vent et comment s'habiller en hiver. Sur le même principe, notre corps chauffe l'air qui nous entoure. Une fine couche reste "collée" à notre peau par viscosité. La loi de Fourier s'applique donc avec cet air plus chaud: la différence de température est plus faible donc le transfert de chaleur aussi. Lorsque qu'il y a du vent, celui-ci balaie cette couche d'air, et on a plus plus froid. Pour avoir chaud en hiver, il faut donc des vêtements amples pour garder une couche d'air immobile (effet double vitrage) ou des vêtements qui accrochent davantage d'air, comme une fourrure.

Où passent nos calories et pourquoi on ne mange de la fondue qu'en hiver. Notre corps a besoin de rester à 37°C et l'activité de nos organe produit de la chaleur. Cette production de chaleur sert à compenser la chaleur perdue par transfert de chaleur avec notre environnement qui est plus frois que notre corps. Lorsque l'on applique la loi de Fourier, on calcule que notre corps transfert environ 100W en chaleur à l'environnement. Donc chaque humain est un littéralement un radiateur de 100W (pour comparaison un vrai radiateur a une puissance de l'ordre de 1000W). Si l'on additionne toute cette puissance perdue par chaleur sur une journée on obtient:

$$100 \text{ W} \times 86400 \text{ s/jour} \approx 10^7 \text{ J/jour} \approx 2000 \text{ kCa/jour}$$

Donc toutes les calories que l'on consomme serve à maintenir notre corps à 37°C. En hiver il faut plus froid donc on en a besoin de plus! On mange donc plus gras.





Cinquième partie:

L'entropie
ou
le second principe de
la thermodynamique

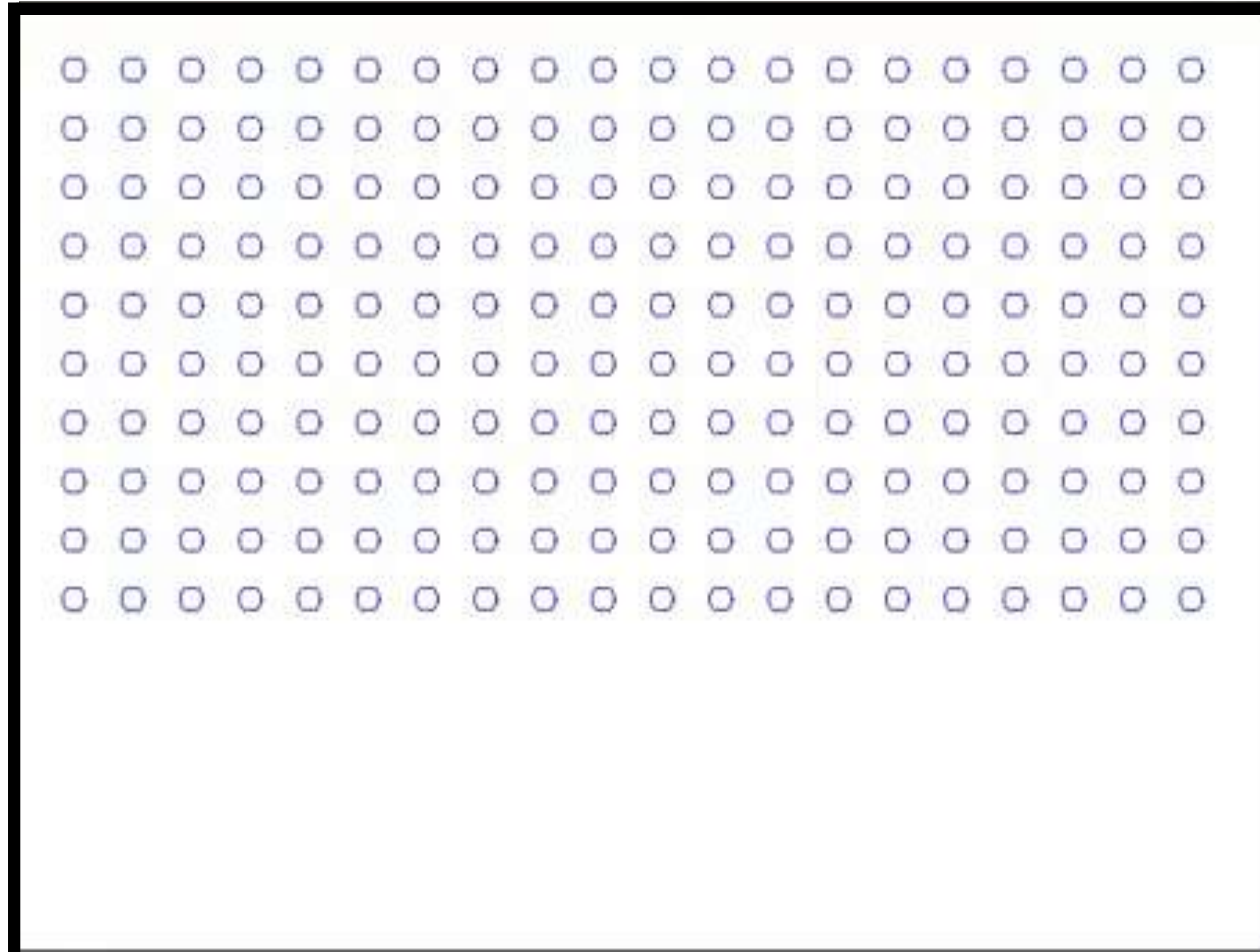
La flèche du temps

Problématique: Les lois de la physique microscopiques sont réversibles, c'est-à-dire qu'elles sont identiques dans un film lu dans un sens ou dans l'autre. Au niveau macroscopique pourtant, on peut facilement mélanger deux liquides mais pas les séparer. Dans le quotidien, le temps a donc bien une direction! Pourquoi?

En fait, c'est un effet statistique. Il y a beaucoup plus de façons d'être mélangé que de ne pas l'être. Arriver à un état non-mélangé est donc très improbable, alors que l'inverse l'est, dans un sens comme dans l'autre. C'est donc la situation initiale qui est rare: on est parti d'une situation non-représentative, et tout se mélangera dans le temps comme à l'envers.

En pratique, le nombre de molécules est si grand que la probabilité de revenir à un état non-mélangé est beaucoup trop faible pour avoir la chance de ne jamais le voir. Donc même si l'état microscopique du système (position et vitesse de toutes les molécules) est réversible, son état macroscopique (P , V , N , T) ne paraît pas l'être: c'est en ce sens que l'on a une flèche du temps.

Justement, le but de la thermodynamique est d'oublier l'état microscopique du système pour ne décrire que l'évolution de l'état macroscopique. A cette échelle, de nouvelles lois émergent, comme l'existence d'une flèche du temps. Pour pouvoir décrire les phénomènes de mélanges, il faut donc estimer à quel point un état est plus probable qu'un autre, c'est-à-dire à quel point il y a-t-il point de façon de le réaliser. C'est ce que fait l'**entropie**.



L'entropie: définition statistique

Notation: S

Unité: sans unité

L'entropie d'un état macroscopique (P, V, N, T) est le logarithme du nombre d'états microscopiques (position et vitesse des molécules) conduisant à ce même état. C'est la formule de Boltzmann (à droite). On peut donc dire que l'entropie est la mesure du désordre.

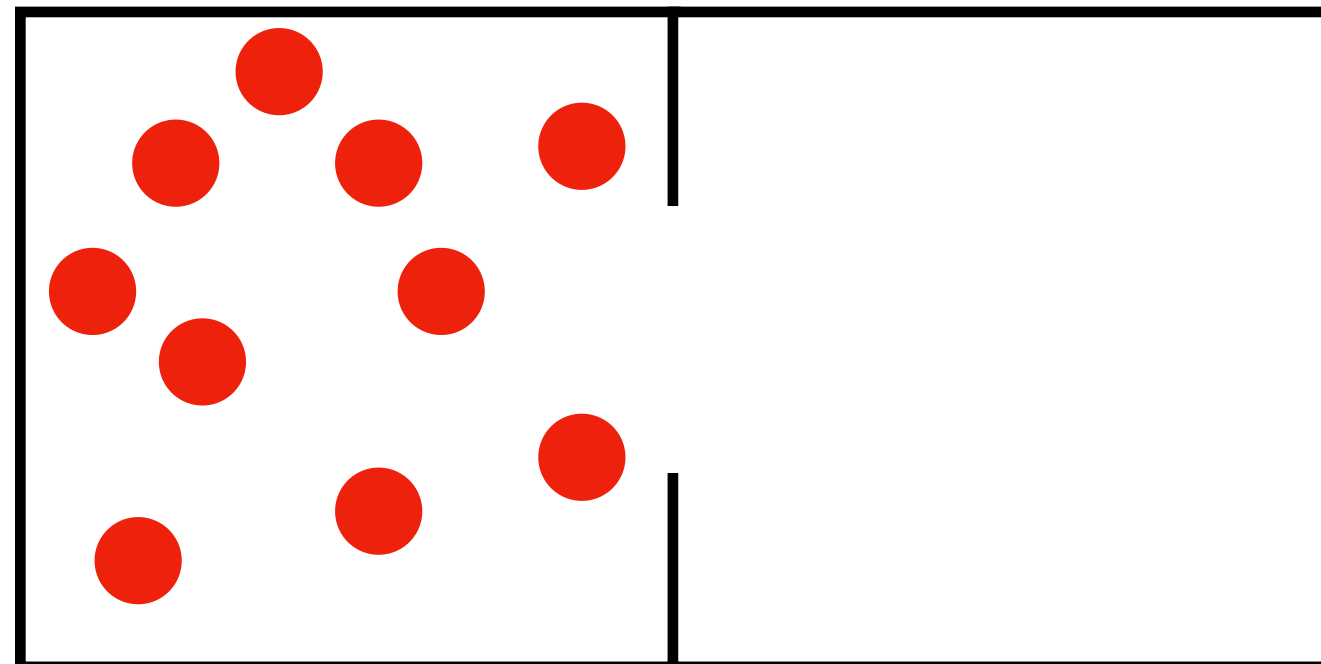
Remarque: C'est une grandeur extensive grâce au logarithme.

Exemple: On considère 10 molécules dans 2 boîtes reliées de même taille. initialement, toutes les molécules sont à gauche. Si on attend que ça se mélange, on s'attend à ce qu'il y ait environ 5 molécules par boîte. Comparant l'entropie de ces deux états en comptant pour chaque molécule l'alternative d'être dans une boîte ou l'autre.

Etat macroscopique: $N_{\text{gauche}} = 10, N_{\text{droite}} = 0$

Nombre d'états microscopiques: $\Omega = 1$

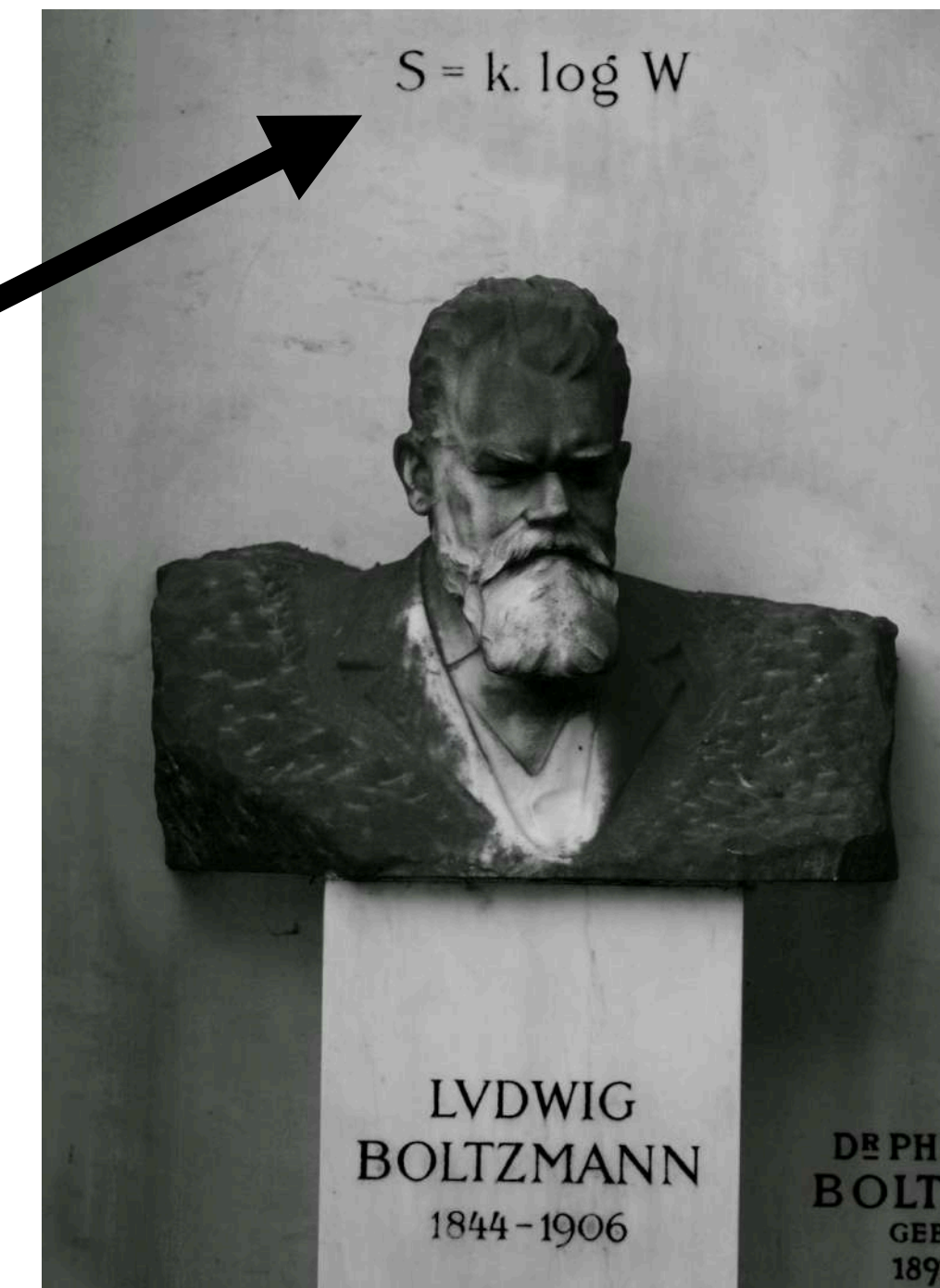
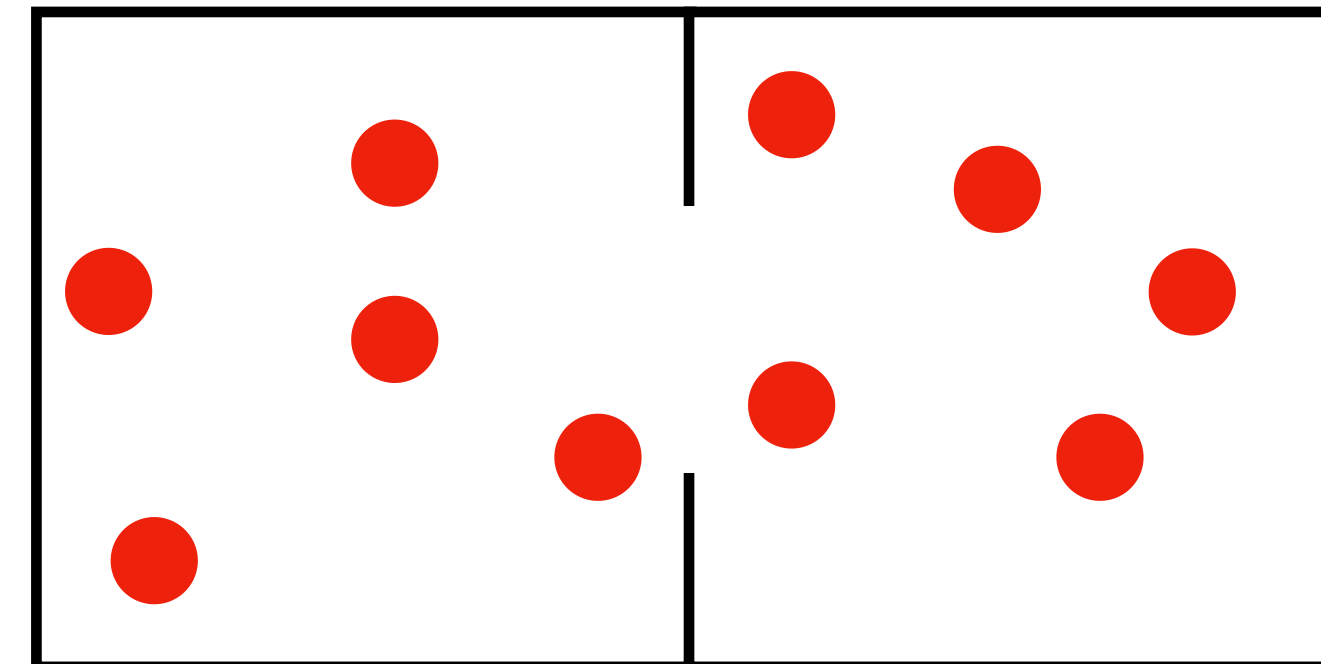
Entropie: $S = \log(1) = 0$



Etat macroscopique: $N_{\text{gauche}} = 5, N_{\text{droite}} = 5$

Nombre d'états microscopiques: $\Omega = 252$

Entropie: $S = \log(252) \approx 5$



L'entropie: définition thermodynamique

Contexte historique: Cette vision statistique a été développée par Boltzmann à la fin du 19^{ème} siècle, mais la notion d'entropie a été introduite dès le début du 19^{ème} siècle par Sadi Carnot, le père de la thermodynamique moderne, et Rudolph Clausius et qui en a formalisé la définition. A l'époque, l'existence des molécules était encore un débat ouvert, tandis que la grande question était de savoir s'il existait une limite à l'amélioration du rendement de la machine à vapeur. Sadi Carnot, dans son unique publication, *Réflexions sur la puissance motrice du feu*, en 1824, introduit les concepts d'entropie et de flèche du temps pour démontrer qu'il existe une limite physique au rendement d'une machine à vapeur, le rendement de Carnot.

Définition historique: On a vu le premier principe: $\Delta U = W + Q$ et que l'énergie interne U est bien une variable d'état même si le travail W et la chaleur Q ne le sont pas. En fait, dans n'importe quelle transformation, la variation

$$\Delta S = \frac{Q}{T}$$

ne dépend que des états initial et final du système. On peut donc définir l'entropie S comme la variable d'état nulle à température nulle qui vérifie cette équation.

Equivalence des définitions: les définitions thermodynamique et statistique sont bien équivalentes mais la démonstration repose sur la physique statistique, qui sera l'objet d'un prochain cours.

Sadi Carnot

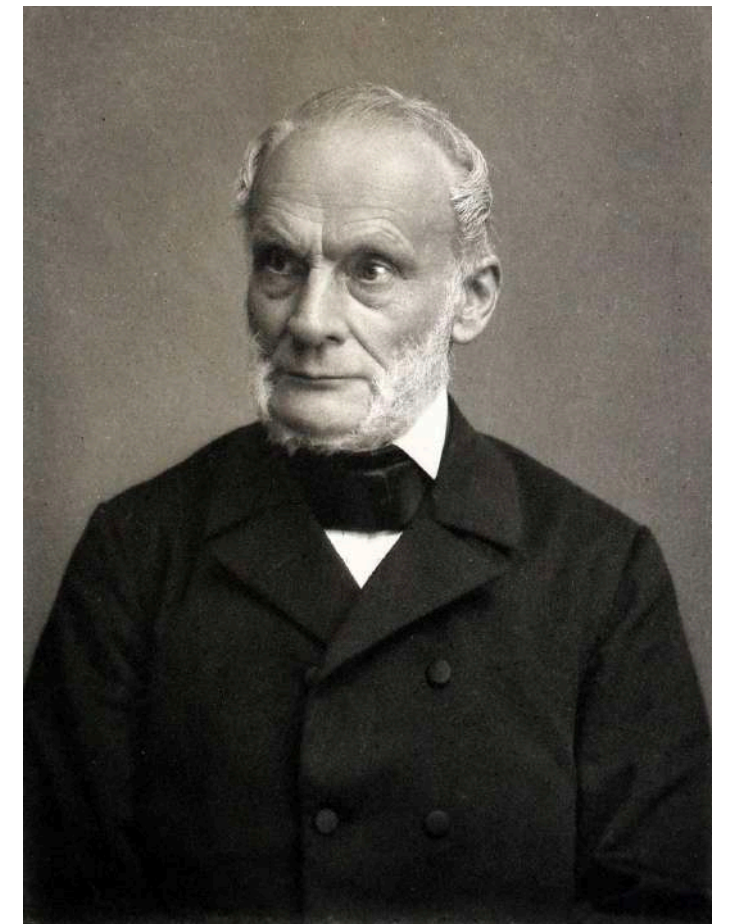
1796-1832

(fils du Lazare Carnot de la Révolution Française et oncle du Sadi Carnot de la 3^{ème} République, tous deux au Panthéon)



Rudolph Clausius

1796-1832



Second principe de la thermodynamique

Sadi Carnot (puis Rudolph Clausius) utilisent l'entropie pour formaliser la flèche du temps. On a vu que statistiquement, on n'observait que des systèmes allant vers des états macroscopiques ayant plus de réalisations microscopiques, donc une plus grande entropie. Ainsi, le second principe de la thermodynamique affirme:

L'entropie d'un système fermé croît avec le temps.

Il y a donc une flèche du temps car on ne peut jamais diminuer l'entropie alors que l'on peut l'augmenter. On peut atteindre un état macroscopique d'entropie maximal, duquel il n'est plus possible de revenir: c'est l'état d'équilibre.

Pour un système en échange avec l'extérieur, l'entropie peut être échangé, mais l'entropie total des différents systèmes croît toujours. On peut donc écrire:

$$\Delta S = S_{\text{exchanged}} + S_{\text{created}}$$

où le premier terme correspond à l'entropie échangée avec l'extérieur et le second est positif.

Sadi Carnot

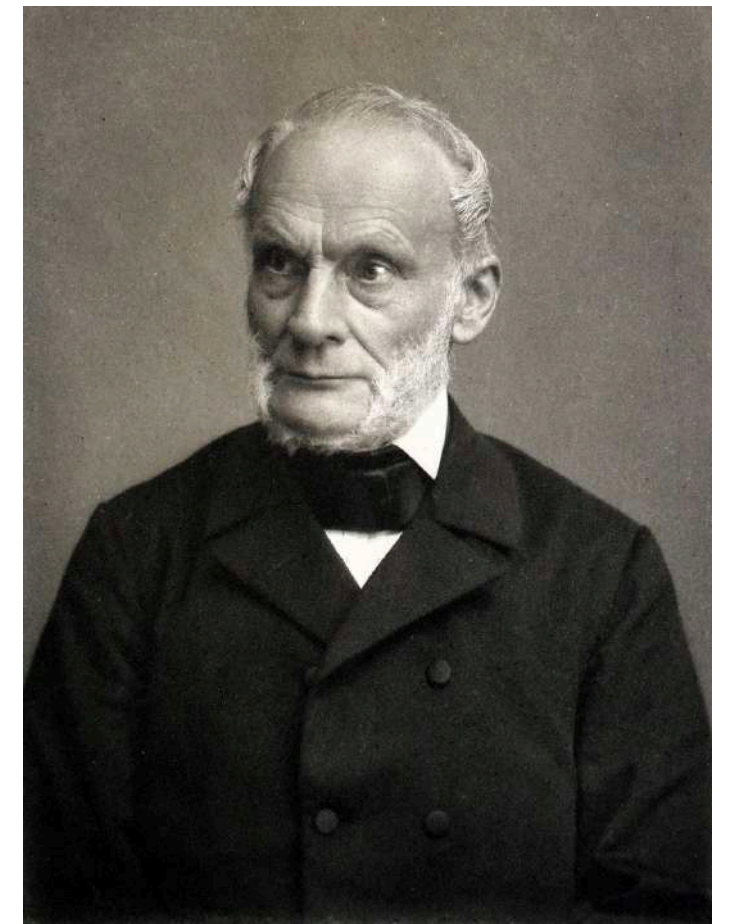
1796-1832

(fils du Lazare Carnot de la Révolution Française et oncle du Sadi Carnot de la 3ème République, tous deux au Panthéon)



Rudolph Clausius

1796-1832



Première application

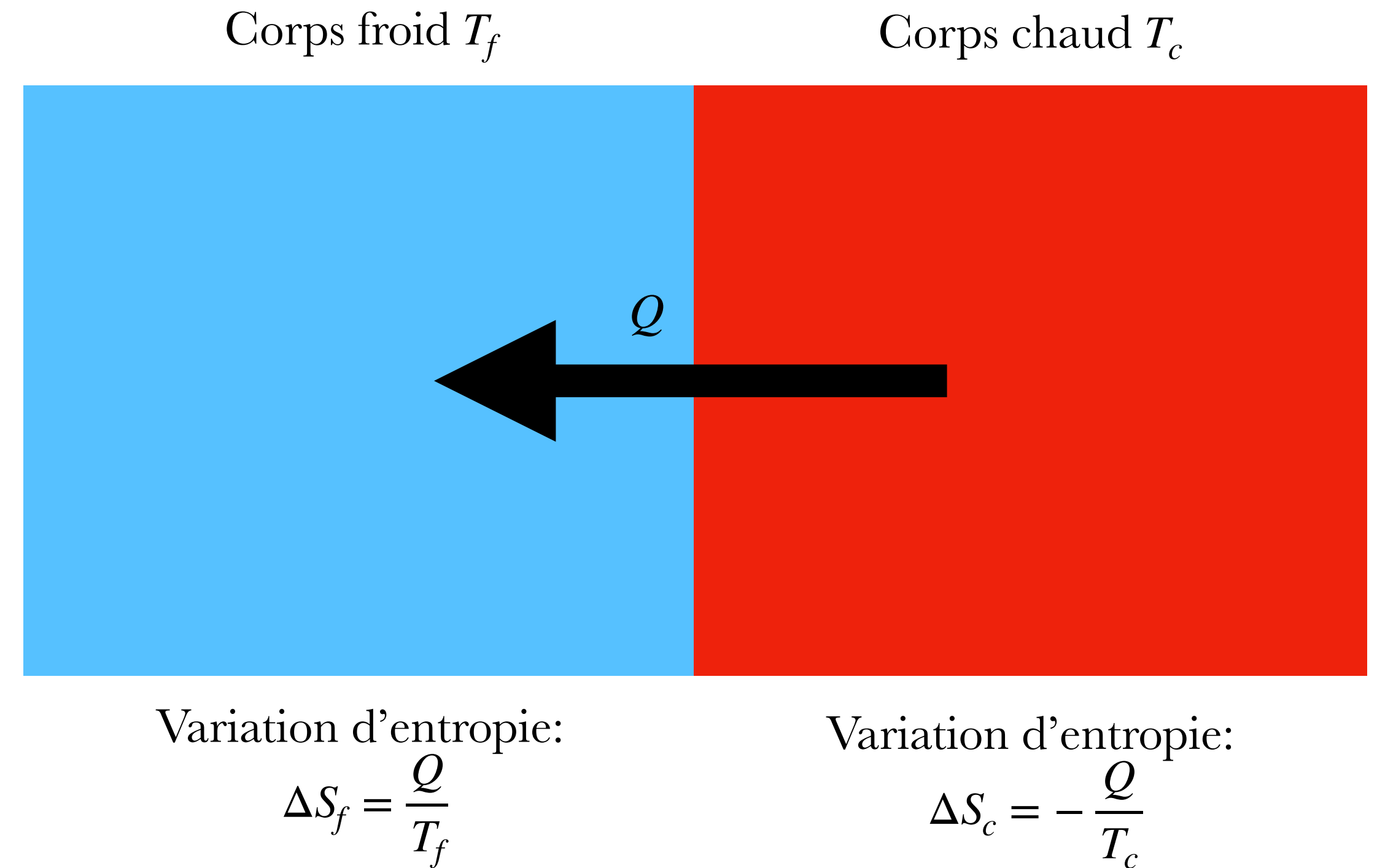
Considérons deux corps en contact. Initialement l'un est chaud, l'autre est froid. Il y a un échange de chaleur Q entre les deux. Vérifions qu'il va bien du chaud vers le froid.

La variation d'entropie total du système est

$$\Delta S = \Delta S_f + \Delta S_c = Q \left(\frac{1}{T_f} - \frac{1}{T_c} \right) \geq 0.$$

Puisque $T_c \geq T_f$ le second principe de la thermodynamique implique $Q \geq 0$. Le transfert de chaleur se fait bien du chaud vers le froid.

Le second principe de la thermodynamique formalise donc que les systèmes évolue vers l'homogénéisation. Cela va nous permettre de vérifier si des théories ne sont pas aussi folles que d'imaginer que la chaleur va du froid vers le chaud.



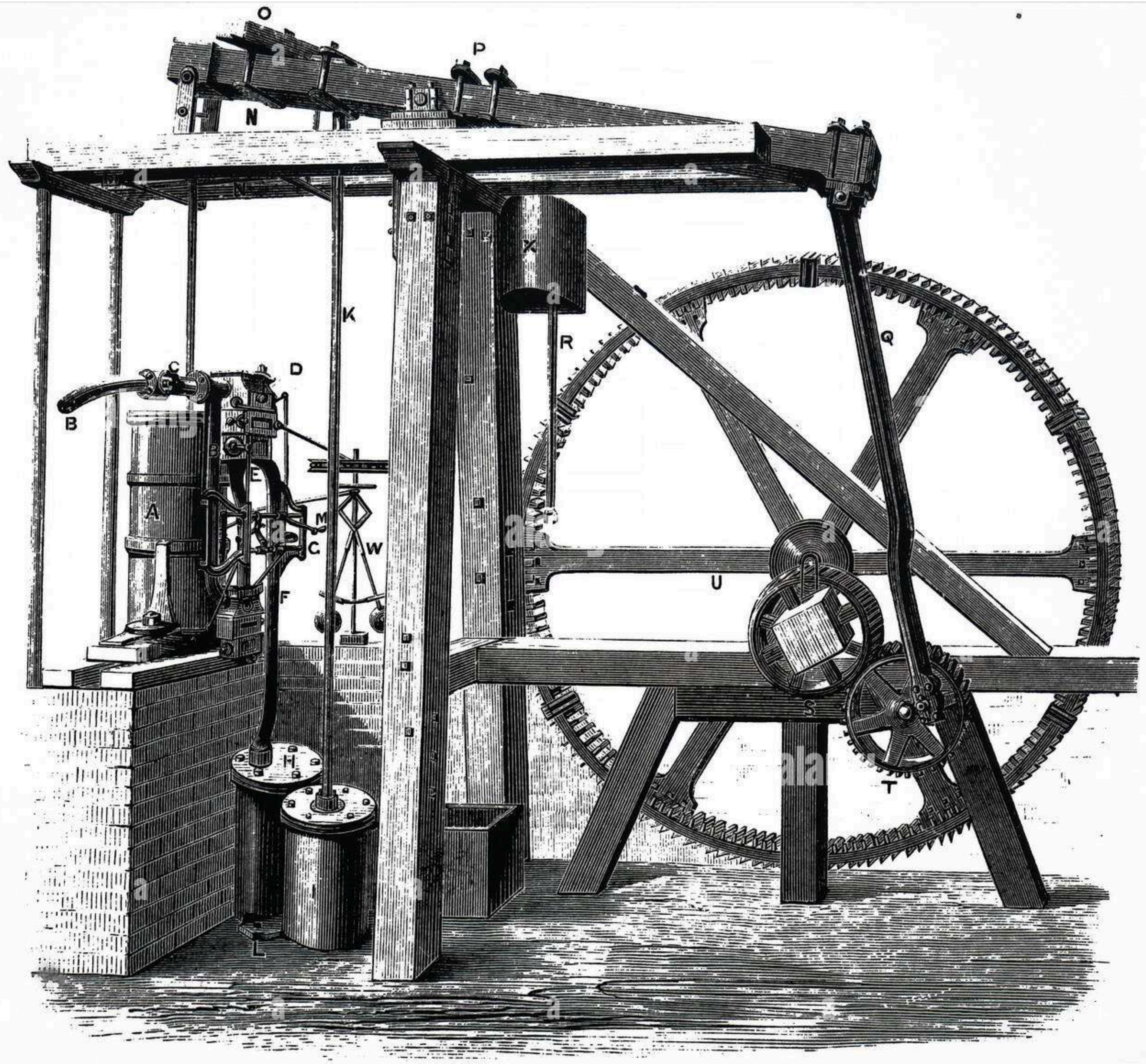
Qu'est-ce que la vie?

Il y a pourtant un type de système qui ne semble pas vérifier le second principe: le vivant. En effet, les organismes vivants sont organisés, peuvent grandir et construire, grader leur température interne fixe, ..., alors que tout ceci est contraire à la croissance de l'entropie. Comment l'expliquer?

En réalité cela est bien compatible avec la physique car les organismes vivants ne sont jamais des systèmes fermés: ils peuvent échanger de l'entropie avec leur milieu. Manger pour les organismes vivants ne sert pas "juste" à obtenir les matériaux nécessaires à sa fabrication, mais bien d'extraire de l'entropie de son environnement afin de pouvoir réduire la sienne.

Pour un physicien, la définition de la vie, c'est d'être capable de réduire son entropie. Tandis que la mort, c'est lorsque qu'un organisme n'est plus capable d'empêcher la croissance de son entropie.





Sixième partie:

Les machines
thermiques

Pourquoi le mouvement perpétuel n'est pas possible

Les vendeurs de mouvement perpétuels ont un problème: la thermodynamique. En pratique, de tels rêves sont interdits par les deux principes de la thermodynamique.

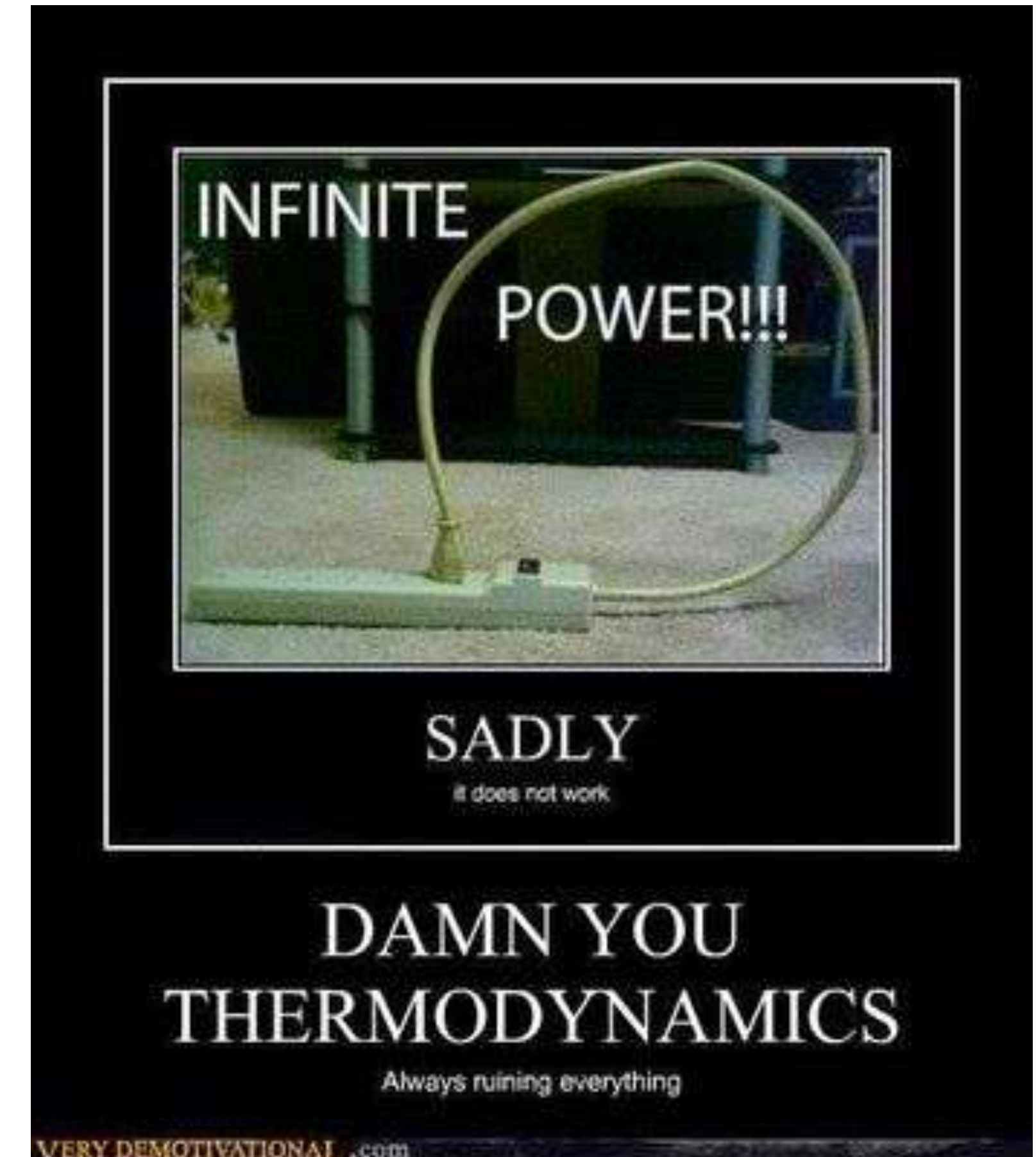
Le premier principe interdit de créer de l'énergie à partir de rien. Un processus, aussi compliqué soit-il, ne pourra jamais finir avec plus d'énergie qu'il n'en consomme.

Exemple: la multiprise branchée sur elle-même.

Le second principe limite la possibilité d'extraire de l'énergie thermique. Le seul moyen d'utiliser de la chaleur à des fins utiles est en payant le coût entropique du mélange de d'un milieu chaud avec un milieu froid.

Exemple: propulser un bateau par extraction de l'énergie de l'eau environnante.

Mais alors, qu'est-ce qui est possible de faire d'après la thermodynamique?



Les machines thermiques dithermes

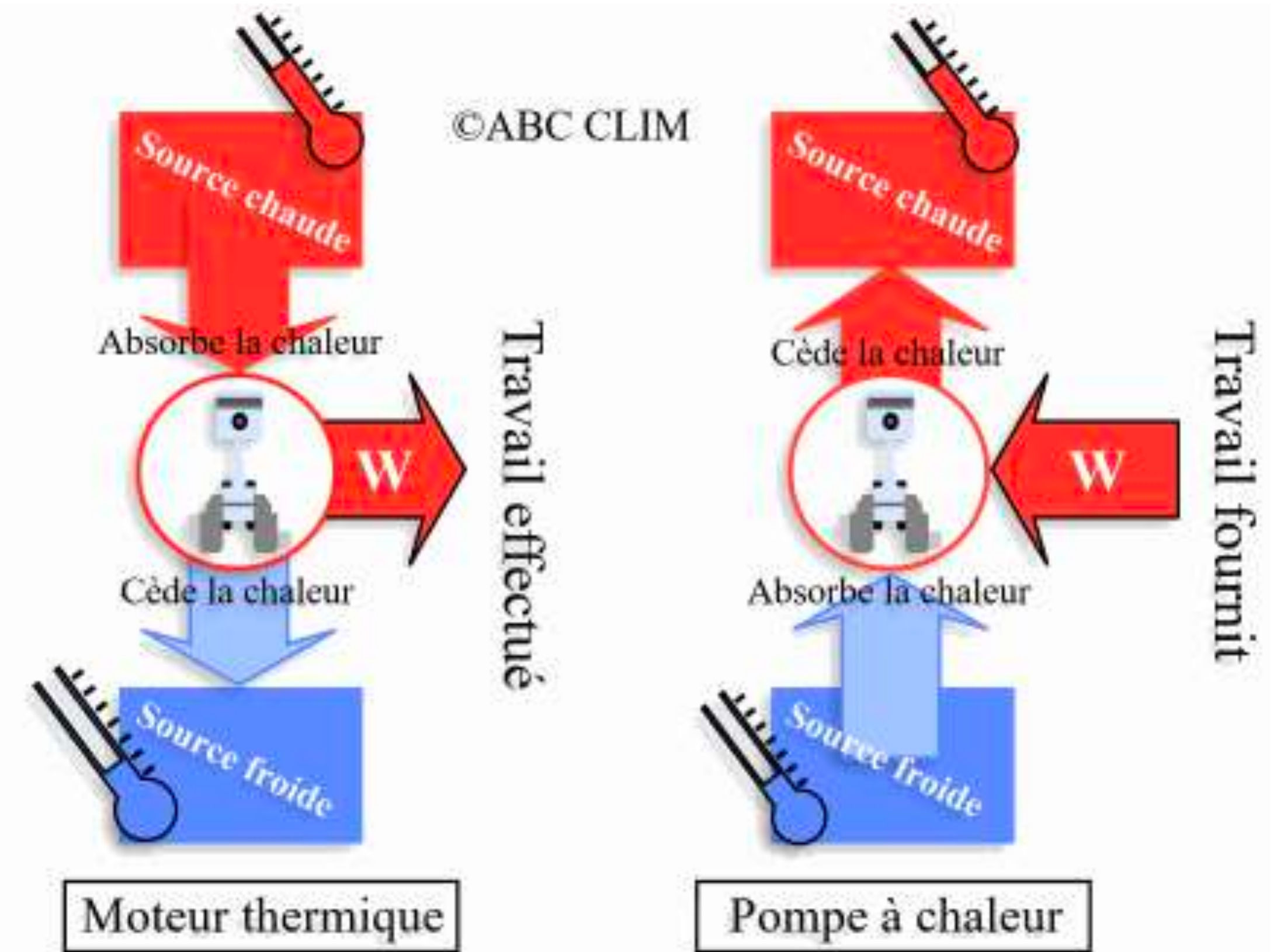
Le seul moyen de réaliser des machines thermiques utiles est d'avoir des réservoirs de températures différentes. Le premier modèle est la machine ditherme, avec une source chaude et une source froide.

On peut l'utiliser dans deux sens:

- **Le moteur:** on utilise la différence de température pour en extraire un travail mécanique.
- **La pompe à chaleur:** on utilise un travail pour transférer de la chaleur du froid vers le chaud.

Exemple:

- Le moteur d'une voiture thermique ou le circuit de refroidissement d'une centrale nucléaire sont des moteurs.
- Un chauffage par pompe à chaleur ou un frigo sont des pompes à chaleur.



Moteur et rendement

Considérons un moteur ditherme entre une source froide T_f et une source chaude T_c . Chaque source échange une chaleur Q_f (resp. Q_c) comme sur le schéma. Faisons le bilan du moteur qui fournit un travail W . Après un cycle d'utilisation, son état n'a pas changé.

Premier principe: $\Delta U = Q_c - Q_f - W = 0$

Second principe: $\Delta S = \frac{Q_c}{T_c} - \frac{Q_f}{T_f} \geq 0$

On en déduit une contrainte sur le rendement du moteur:

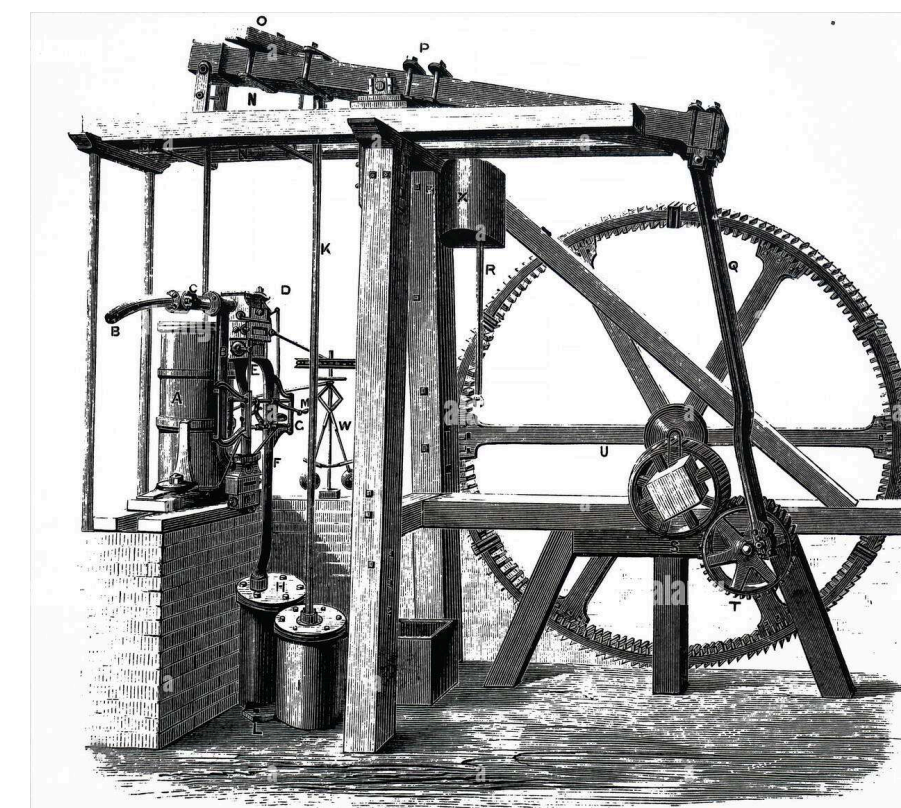
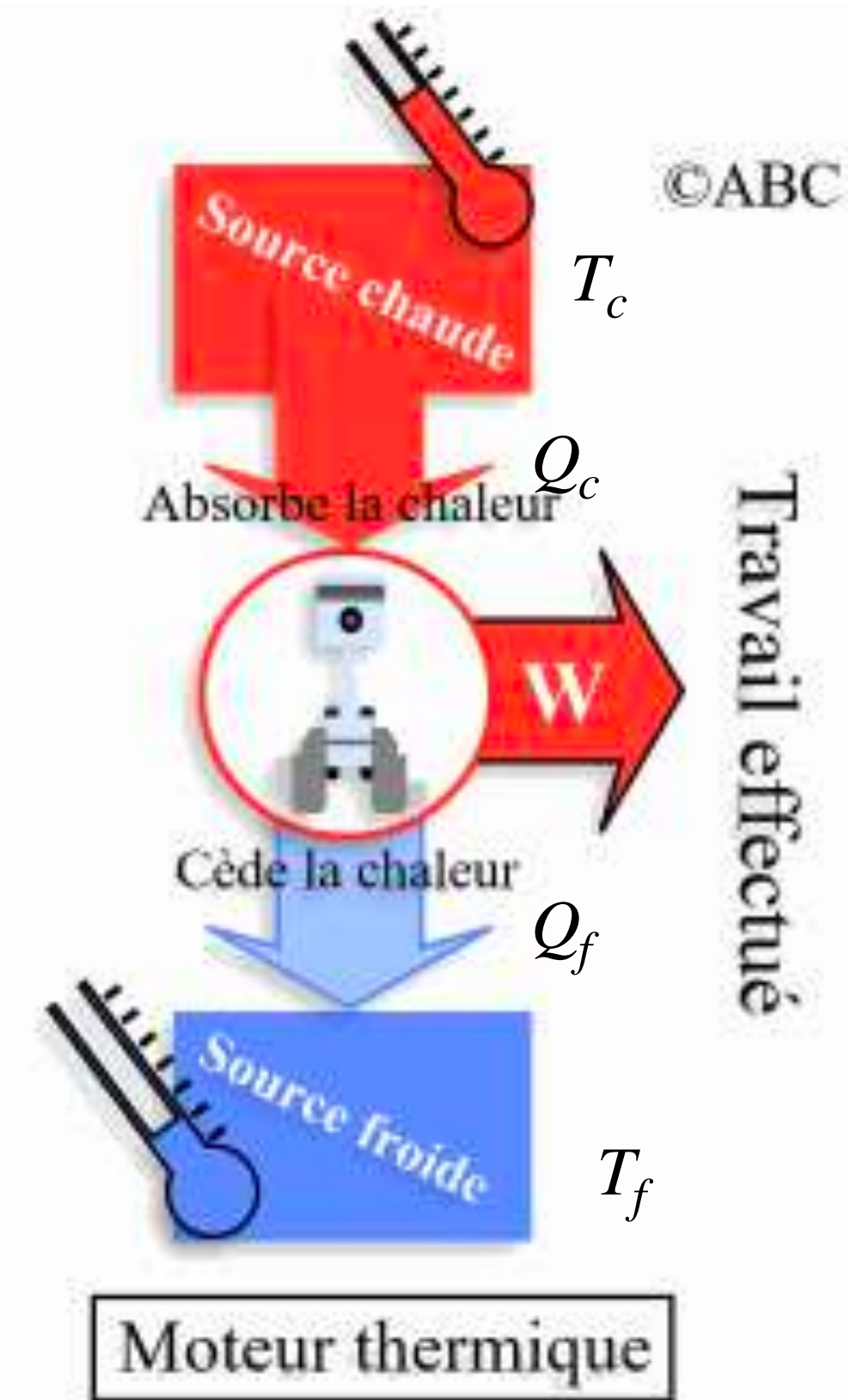
$$\text{rendement} = \frac{W}{Q_c} \leq 1 - \frac{T_f}{T_c}$$

Le rendement maximal est le rendement de Carnot, qui est réalisable en théorie en l'absence de toute perte ou frottement.

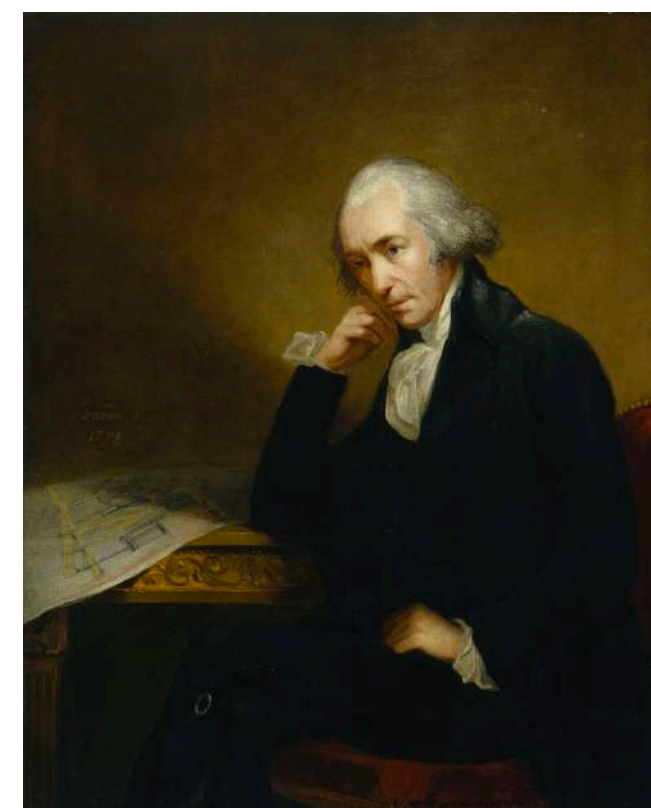
Remarque: Le rendement est toujours plus petit que 1.

Exemple: si une centrale fait bouillir de l'eau avec une chaleur Q_c quel travail peut-ont récupérer. On a $T_c = 373$ K dans un milieu à température ambiante $T_f = 300$ K, donc le rendement de Carnot est de 20%. On peut donc produire au mieux $W \approx \frac{Q_c}{5}$.

La machine à vapeur de James Watt, qui a lancé la Révolution Industrielle, est une machine thermique de ce type.



James Watt
1736-1819



Pompe à chaleur et efficacité

Considérons une pompe à chaleur entre une source froide T_f et une source chaude T_c . Chaque source échange une chaleur Q_f (resp. Q_c) comme sur le schéma. Faisons le bilan de la pompe à chaleur qui est alimenté par un travail W . Après un cycle d'utilisation, son état n'a pas changé.

Premier principe: $\Delta U = Q_f - Q_c + W = 0$

Second principe: $\Delta S = \frac{Q_f}{T_f} - \frac{Q_c}{T_c} \geq 0$

On en déduit une contrainte sur l'efficacité de la pompe à chaleur:

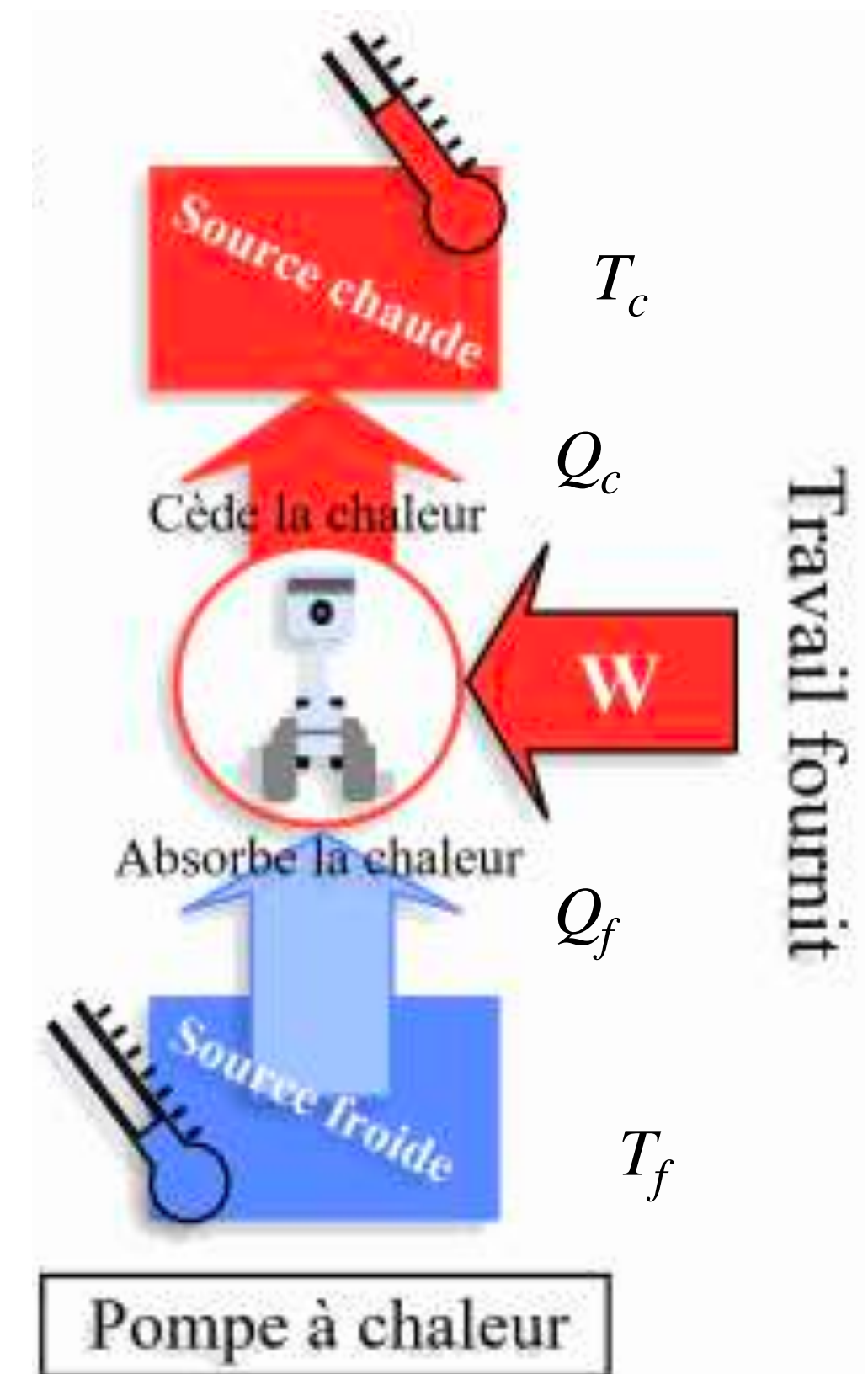
$$\text{efficacité} = \frac{Q_c}{W} \leq \frac{T_c}{T_c - T_f}$$

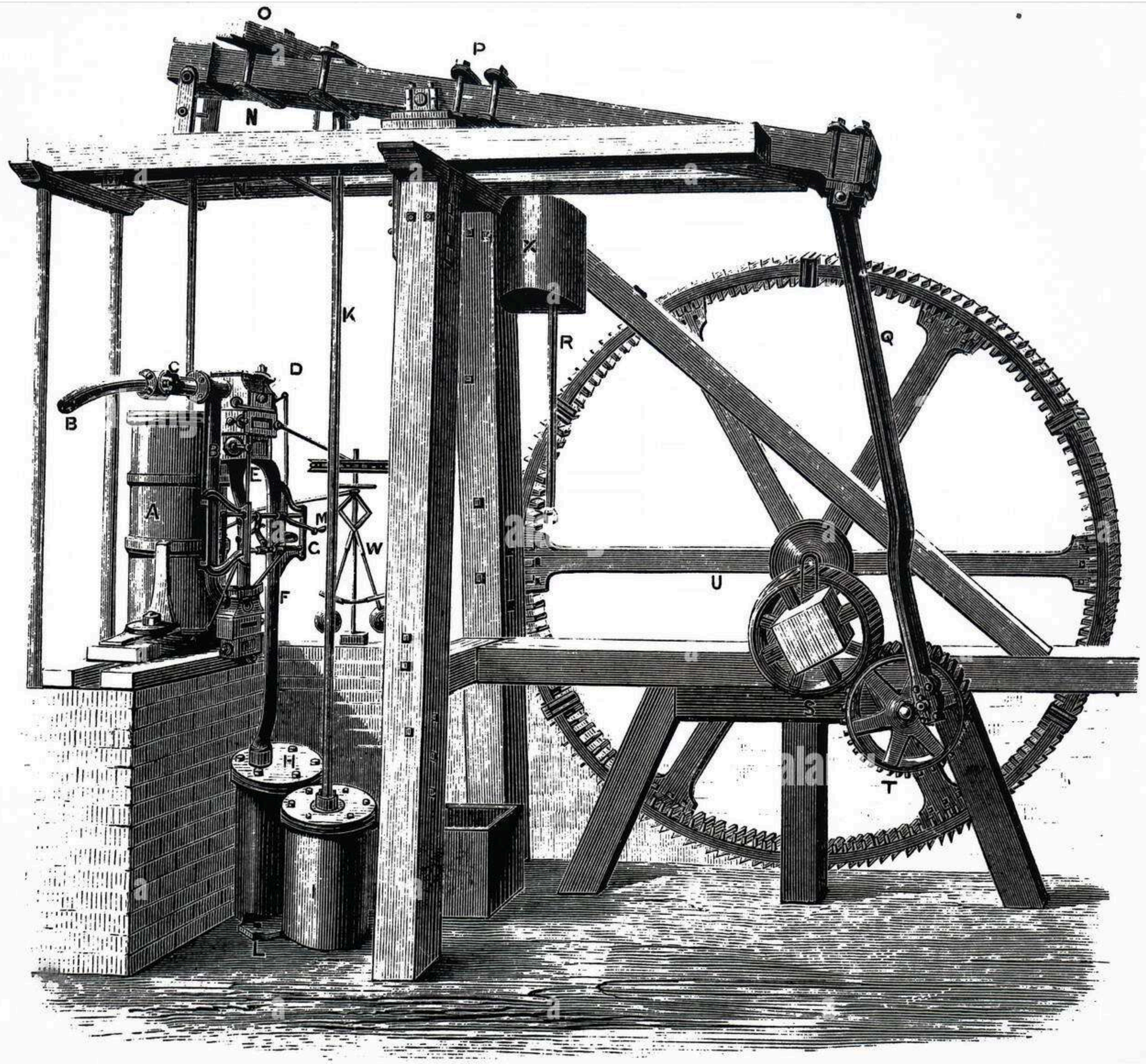
L'efficacité maximale est celle du cycle de Carnot, qui est réalisable en théorie en l'absence de toute perte ou frottement.

Remarque: L'efficacité est toujours plus grande que 1, donc on peut facilement chauffer très efficacement avec une pompe à chaleur.

Exemple: si on chauffe une maison à 27°C en hivers quand il fait 0°C dehors avec une pompe à chaleur alimentée avec une quantité W d'électricité on peut viser une efficacité de 10 et donc chauffer de $Q_c = 10W$. En pratique, l'efficacité est d'environ 4.

A l'inverse un radiateur électrique se contente de convertir l'énergie électrique en chaleur, et donc $Q_c = W$, ce qui est clairement moins bien!





Questions!



**Prochain cours:
Mécanique des fluides**