

La thermodynamique

Etymologie

Thermos: chaud

Dynamique: mouvement

Plan du cours

- Introduction
- Les deux premiers principes et les fonctions d'état (cours 1 et 2)
- 3ième principe (cours 3)
- Applications: Cycles et moteurs (cours 3)
- Thermodynamique et problématique de l'énergie (cours 3)
- Thermodynamique statistique (cours 4)
 - Distribution de Boltzmann
 - Les grandeurs thermodynamiques
 - Le démon de Maxwell

A) Introduction

- Définition: La thermodynamique est l'étude des relations entre les différentes formes d'énergies et des transformations de ces énergies.
- Buts
 -

Le but de la thermo en biochimie

exemple



2 questions:

- Est-ce que cette réaction peu libéré de l'énergie?
- Dans quel sens se produit préférentiellement la réaction?

B) Le plan du cours

Pour répondre à ces deux questions on voit:

- 1) Le premier principe de la thermodynamique (on définit l'enthalpie)

- 2) Le deuxième principe de la thermodynamique (on définit l'entropie)

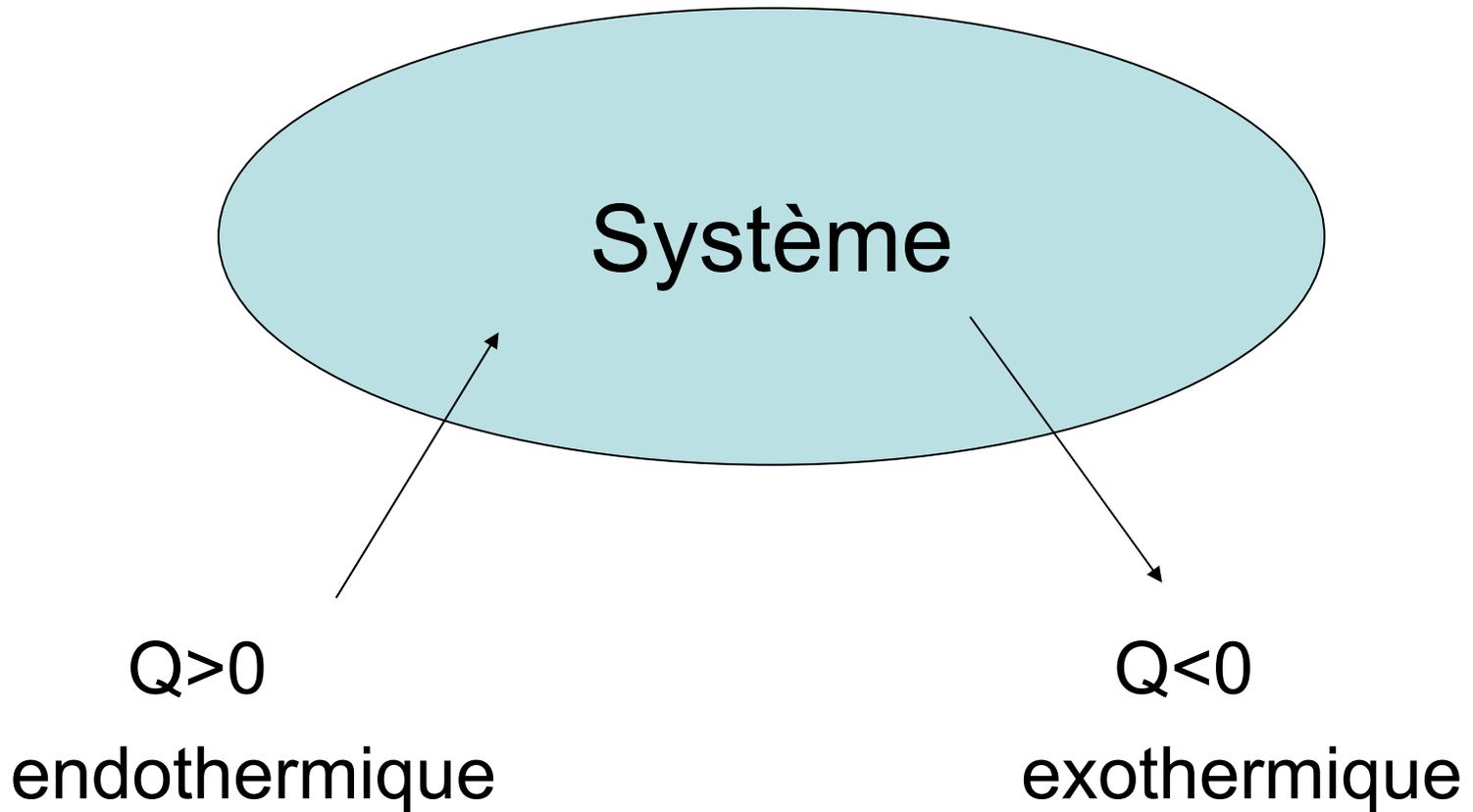
C) Le premier principe

1) Quelques définitions:

-**Le système**: partie de l'univers où se déroule la réaction.

systeme	énergie	matière
Ouvert	oui	oui
Fermé	oui	non
isolé	non	non

- Le système peut échanger de l'énergie avec son environnement:
 - S'il en gagne: il est **endothermique**
 - S'il en perd: il est **exothermique**
- Conventionnellement:
 - Si l'énergie est reçue par le système elle est notée **positivement**.
 - Si elle est donnée par le système elle est notée **négativement**.



Rq: on note Q l'énergie calorifique.

B) le premier principe

- Enoncé:

L'énergie ne peut ni se créer ni se perdre, elle ne fait que se transformer = principe de conservation de l'énergie.

- Un système thermodynamique a une énergie interne noté U .

- si notre système thermique passe de $U_{1(\text{initial})}$ à $U_{2(\text{finale})}$:

$$U_2 - U_1 = \Delta U = W + Q$$

De l'état initial à l'état final, le système a échangé de l'énergie avec l'univers cette énergie peut avoir deux formes uniquement :

- W= travail d'une force agissant sur le système
- Q= transfert thermique = quantité de chaleur.

- Si on travaille en différentiel:

$$dU = \delta W + \delta Q$$

Le travail apporté au système peut prendre 2 formes:

$$\delta W = -PdV + \delta W'$$

- P : étant la pression que la force exerce sur le système
- dV : étant la variation de volume du système sous l'effet de la force
- $\delta W'$: travail non thermodynamique (électricité)

- Les transformations d'un système thermodynamique peuvent avoir certaines caractéristiques:

- être Isotherme : $T = \text{cst}$

- être isobare : $P = \text{cst}$

- être isochore : $V = \text{cst}$

- être adiabatique : $Q = 0$

Ces conditions vont nous permettre de simplifier nos calculs.

Exemple:

Si on a une transformation isochore:

$$dU = \delta W + \delta Q$$

$$dU = -PdV + \delta Q$$

Comme V ne varie pas $-PdV = 0$

Donc $dU = \delta Q$

- Il y a une situation qui nous intéresse particulièrement c'est la transformation isobare.

$$dU = \delta W + \delta Q$$

$$dU = -PdV + \delta Q$$

$$\Delta U = U_2 - U_1 = Q - P(V_2 - V_1)$$

$$Q = (U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1)$$

On a décidé de définir $H = U + PV$

$$\text{Donc } Q = \Delta H$$

L'enthalpie

- H est appelé **l'enthalpie**

L'enthalpie correspond aux échanges de chaleur qui ont lieu au sein de notre système lors d'une transformation isobare.

Il s'agit d'une énergie donc son unité est en:
J.mol⁻¹

Remarques sur les unités utilisées

- La température en kelvin = K
- La pression en pascal: $10^5 \text{ Pa} = 1 \text{ atm}$
- L'énergie en Joule par mole = J.mol^{-1}

- Notre but était de prédire si une réaction chimique produit ou non de l'énergie, et on a démontré:

-Si $\Delta H > 0$: La réaction est endothermique

-Si $\Delta H < 0$: La réaction est exothermique

Exemple:



Cette réaction est exothermique, elle libère de l'énergie.



Cette réaction est endothermique, elle a donc besoin d'un apport d'énergie.

3) Propriétés de l'enthalpie

- L'enthalpie de formation des corps simples est nulle (ex: H₂, He, Be...)
- On peut déterminer les ΔH par un calorimètre. On a donc défini des **états standards** :- à 298 K
 - à 1 atm

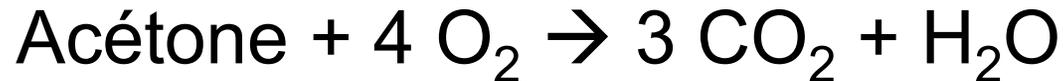
Et dans ce cas on note: ΔH°

- L'enthalpie est additive = **Loi de Hess**

$$\Delta H^\circ \text{réaction} = \Sigma \Delta H^\circ(\text{produits}) - \Sigma \Delta H^\circ(\text{réactifs})$$

- 4) exercice d'application

Soit la réaction de combustion complète de l'acétone liquide à 298 K dans les conditions standards:



$$\Delta H^\circ(\text{acétone}) = -248 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$$

Cette réaction est elle exothermique ?

- Pour le savoir il faut connaître le signe du $\Delta H(\text{réaction})$... et pour le calculer on utilise la loi de Hess:

$$\Delta H(\text{réaction}) = 3 \Delta H^\circ(\text{CO}_2) + 1 \Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}) - 1 \Delta H^\circ(\text{acétone})$$

$$\Delta H(\text{réaction}) = 3 * (-393,5) + (-285,8) - (-248)$$

$$\Delta H(\text{réaction}) = - 1218 \text{ kJ/mol}$$

Le $\Delta H < 0$ cette réaction est bien exothermique.

Rq: attention aux signes et aux coefficients stœchiométriques

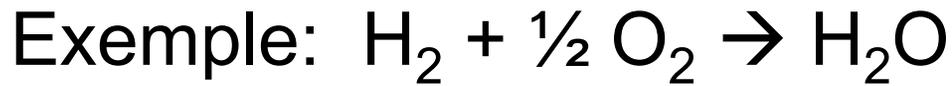
D) Le deuxième principe

1) Limite du premier principe

- Avec le premier principe, rien interdit d'inverser le sens d'une réaction thermique.

Exemple: si j'ouvre une bouteille de parfum

- Pour une réaction chimique



-D'après le premier principe, on récupère un transfert thermique de $\Delta H = 242 \text{ kJ/mol}$.

-On peut donc penser que si on apporte cette même énergie à une mol d'eau on peut revenir spontanément à l'état initial.

On sait que cela est impossible.

- Donc le premier principe est insuffisant pour expliquer ce phénomène et étudier la notion de réversibilité et de spontanéité.

2) Définition

-Une Transformation est **réversible** si une modification infiniment petite des paramètres du système permet d'en inverser le sens.

-Sinon la réaction est **irréversible**.

3) Le second principe.

- On veut prédire la réversibilité ou non d'une réaction thermodynamique.
- Pour cela on a pausé une nouvelle variable: L'entropie (noté S)

- Lors d'une transformation thermodynamique, la variation de l'entropie peut se décomposer:

$$\Delta S = S_2 - S_1 = S_{\text{éch}} + S_{\text{créée}}$$

$$dS = \delta S_{\text{éch}} + \delta S_{\text{créée}}$$

- Le $\delta S_{\text{éch}} = \delta Q / T$
 - Ça représente donc les apports de chaleur pour une température donnée.
 - l'unité de S est le J.K^{-1}

Remarque :

- Pour s'aider on peut considérer que S représente **le désordre** des molécules du système. Et donc que ΔS représente la variation de désordre du système lors de la transformation.

- Cette variation de désordre peut être due à 2 choses:

- apport de désordre de l'univers : S éch

- création de désordre dans le système lors de la transformation : S créée

- On a prouver à partir de:

$$dS = \delta S_{\text{éch}} + \delta S_{\text{créée}}$$

- Si $\delta S_{\text{créée}} = 0$ la réaction est réversible
- Si $\delta S_{\text{créée}} > 0$ la réaction est irréversible

Remarque: si on a un système isolé:

$$\delta Q = 0 \text{ soit } \delta S_{\text{éch}} = 0 \text{ donc } dS = \delta S_{\text{créée}}$$

4) Propriété de l'entropie:

- L'entropie est **additive**:

$$\Delta S_r = \sum n \Delta S^\circ(\text{produit}) - \sum n \Delta S^\circ(\text{réactif})$$

n= coefficient stœchiométrique

5) « extension du deuxième principe »

a) Problème

Si on étudie uniquement l'entropie créée d'une réaction chimique...

- On considère un système isolé donc

$\Delta S_{\text{réaction}} = \delta S(r)_{\text{créée}}$

- Cependant δS créée peut se décomposer:

$\delta S_{\text{créée}} = \delta S(r)_{\text{créée}} + \delta S(e)e$

- $\delta S(e)e$ = la composante exothermique de la réaction.
Et on est incapable de la déterminer.

Donc par une étude simple de l'entropie on ne peut rien déduire pour la réaction chimique.

b) L'enthalpie libre ou de Gibbs

- Comme l'étude simple de l'entropie ne permet pas de déterminer la spontanéité ou non d'une réaction on introduit une nouvelle valeur : **l'enthalpie libre** (noté G).

- On pose:

$$\Delta G = \Delta H - \Delta(T^* S)$$

- G: enthalpie libre
- H: enthalpie
- T: température
- S: entropie

- La température de notre corps étant relativement constante, On considère quasiment toujours que l'on a des réactions isothermes.

- Donc:

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$$

$$dG = dH - TdS$$

- L'unité de G est le J.mol⁻¹

- Notre but du second principe était de pouvoir prédire si une réaction est oui ou non spontanée:

- On a prouvé que:
 - $\Delta G < 0$: la réaction est **spontané**
 - $\Delta G > 0$: la réaction est **non spontané**

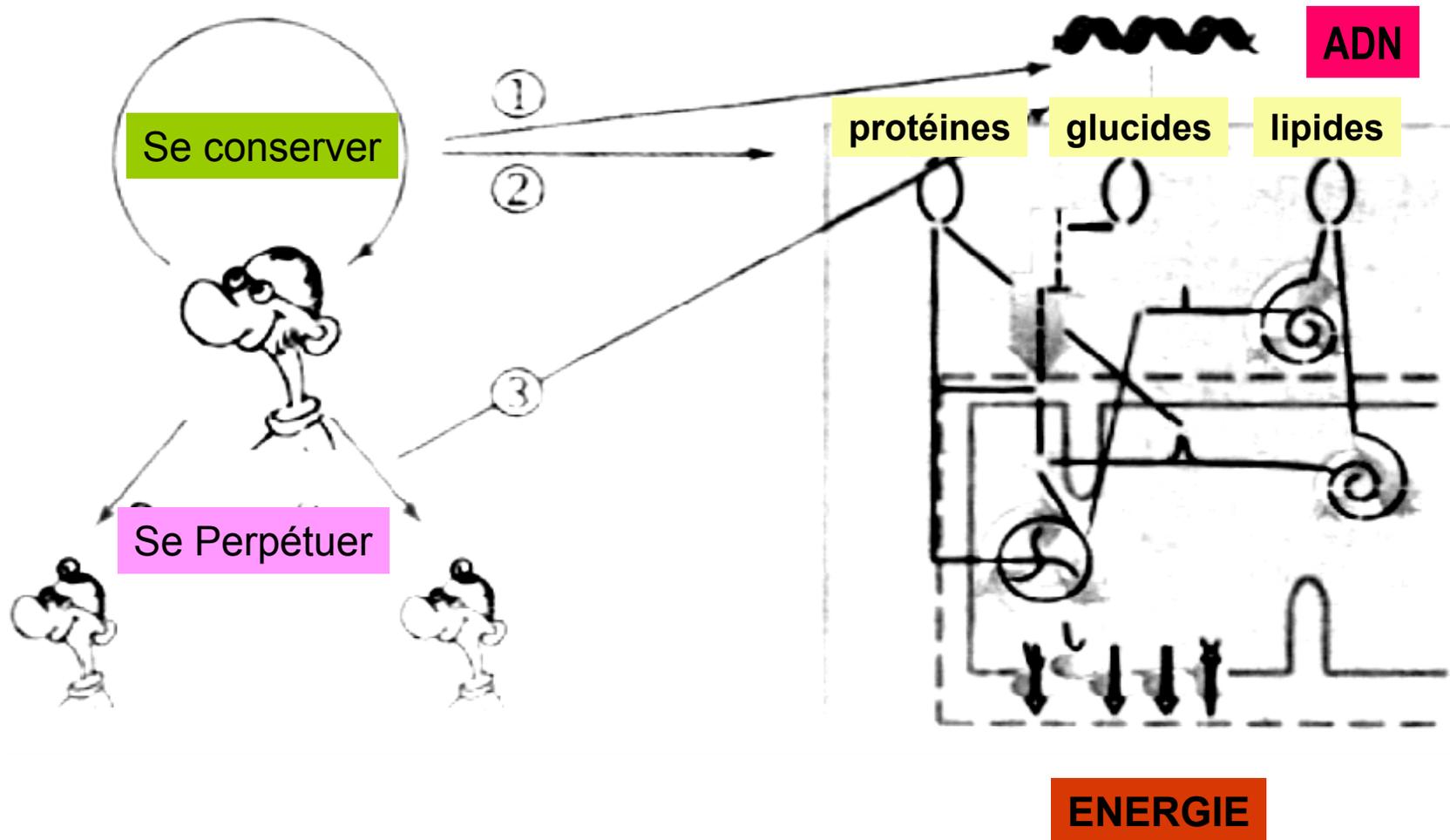
ΔH	ΔS	ΔG	réaction
-	+	-	Spontanée
+	-	+	Non spontanée
+	+	?	Spontané à haute température
-	-	?	Spontané à basse température

Thermodynamique du vivant : plan du cours

- **Définitions, Echange d'énergie**
- **Premier principe de la thermodynamique : Enthalpie H**
- **Deuxième principe de la thermodynamique : Entropie S**
- **Energie libre de Gibbs G**
- **Equilibre chimiques, biochimiques, métabolisme**
- **Couplage énergétique**

Thermodynamique du vivant : plan du cours

- **Définitions, Echange d'énergie**
- **Premier principe de la thermodynamique : Enthalpie H**
- **Deuxième principe de la thermodynamique : Entropie S**
- **Energie libre de Gibbs G**
- **Equilibre chimiques, biochimiques, métabolisme**
- **Couplage énergétique**



Pour vivre les organismes doivent extraire de **l'énergie à partir de la matière environnante** et la convertir en d'autres formes d'énergie propres à leur existence.

L'énergie est la faculté que possède un système* de fournir un travail

- **L'énergie peut être sous différentes formes**

- ↓ calorifique,

- ↓ électrique,

- ↓ rayonnement,

- ↓ chimique,

- ↓ nucléaire,

- ↓ mécanique ↘ potentielle

- ↘ cinétique

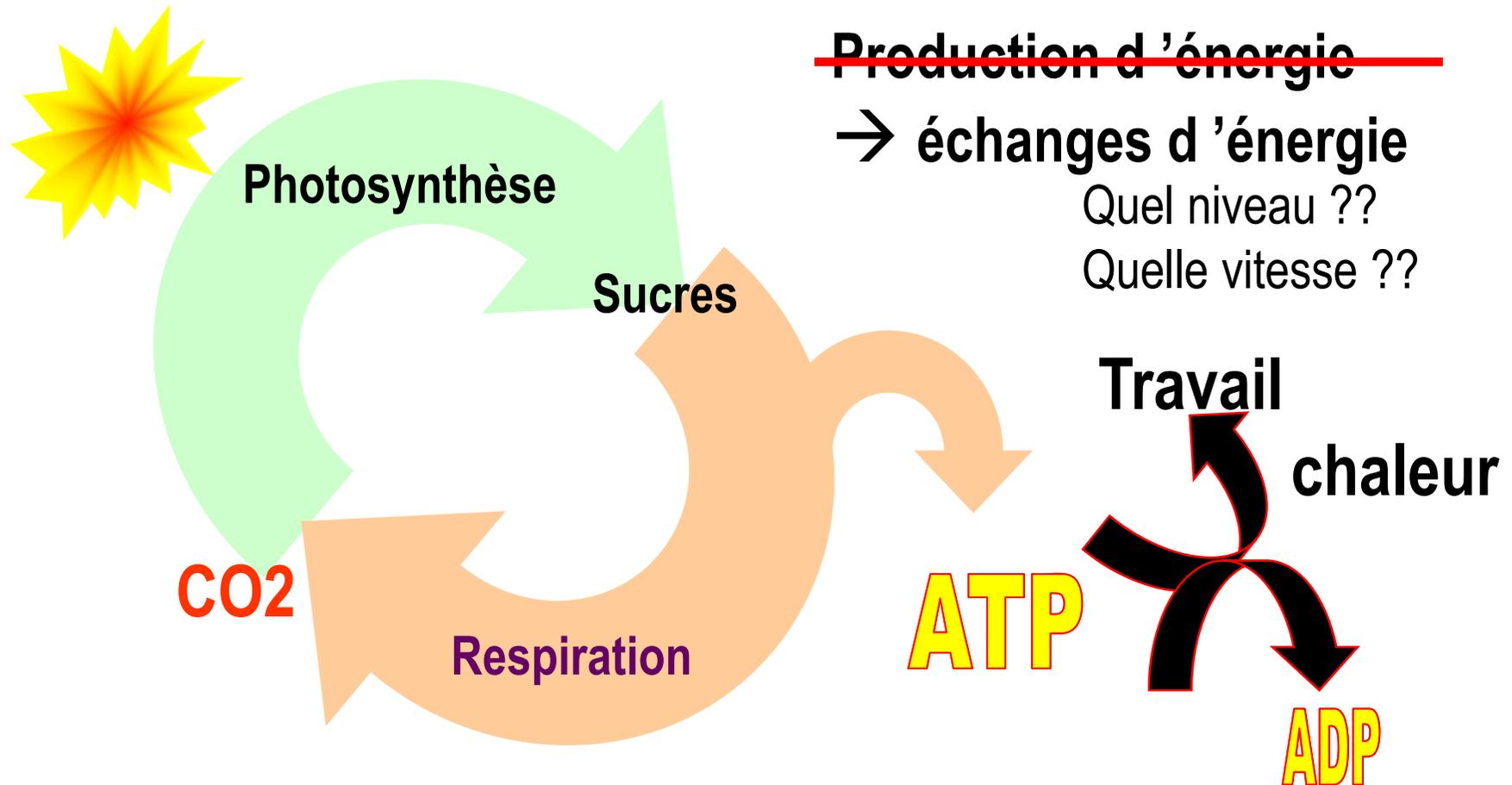
Unité de mesure de l'énergie : le JOULE (J)

énergie nécessaire pour déplacer un objet en appliquant une force de 1 Newton sur une distance de 1m

énergie cinétique d'une masse de 0,5 kg se déplaçant à la vitesse de 1 m/s

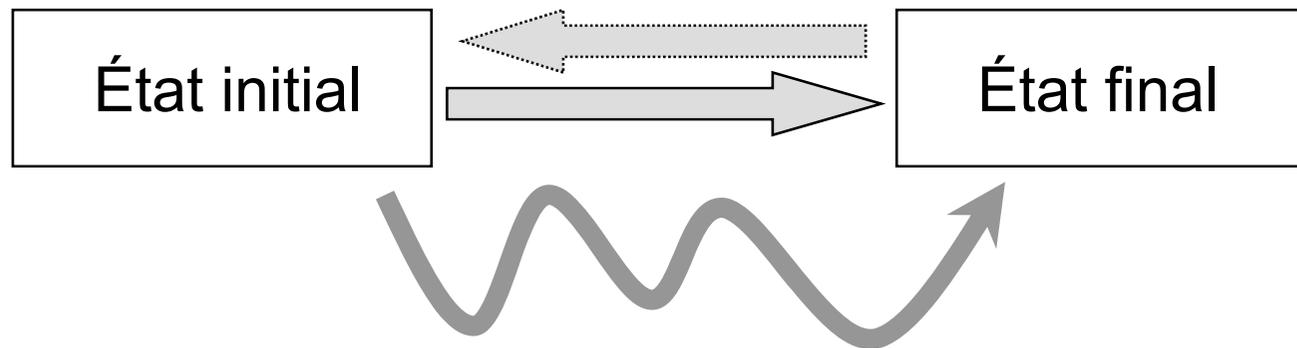
La somme des énergies d'un système correspond à l'énergie interne (U)

Voies de transformation de l'énergie



Objet de la thermodynamique

- Répondre aux questions suivantes:
 - le système peut-il évoluer?
 - dans quel sens?
 - Jusqu'où?
- Ne s'intéresse pas :
 - aux paramètres microscopiques
 - aux mécanismes des transformations
 - à la durée de la transformation

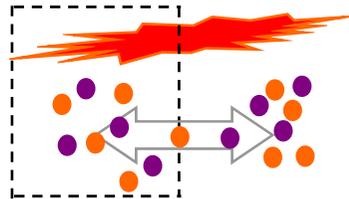


Science abstraite : 2 principes fondamentaux
l'énergie se conserve
l'entropie ne peut qu'augmenter

La notion de « système »

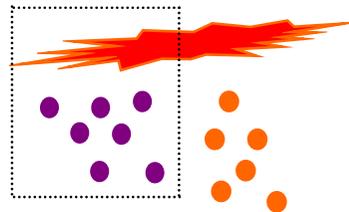
Un système est formé par une réunion de matière constituant un ensemble cohérent, pouvant être considéré comme un tout.

Systeme
ouvert



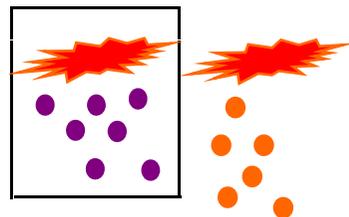
Peut échanger de la matière et
de l'énergie

Systeme fermé



Peut échanger de l'énergie
mais pas de matière

Systeme
isolé



Ne réalise aucun échange avec
l'extérieur

Cellule ?

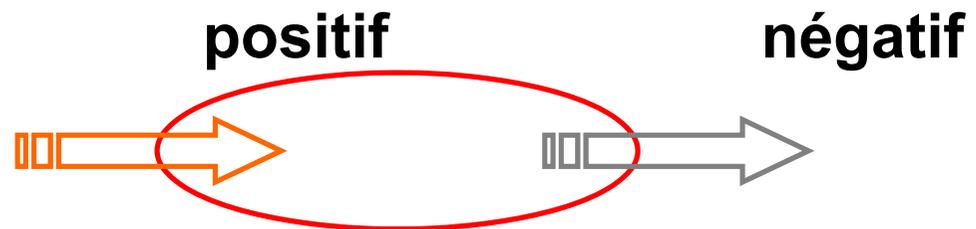
Propriétés d'un système

- État du système:

caractérisé par des grandeurs mesurables appelées
variables d'état.

(volume, pression, température, nombre et nature des molécules, énergie interne)

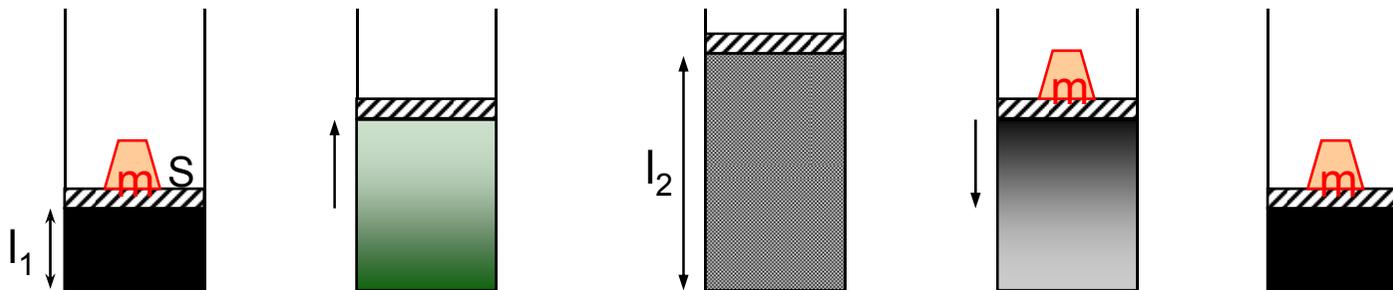
- échanges d'énergie:



Premières notions d'équilibre et de réversibilité

Equilibre thermodynamique, :

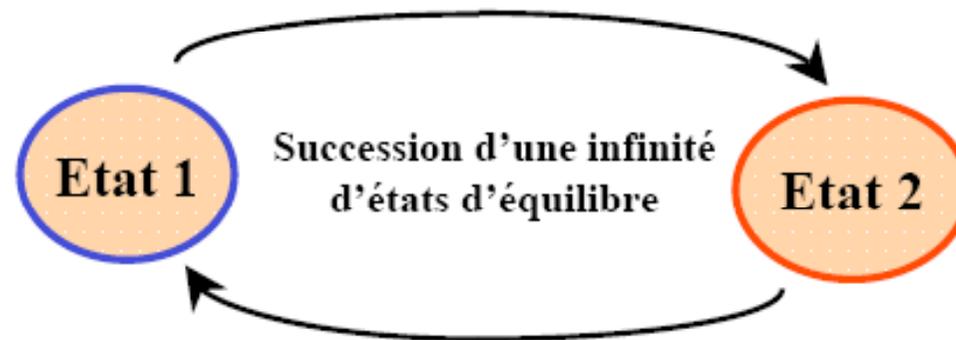
les variables d'état ne changent pas au cours du temps et prennent la même valeur dans tout le système.



Transformation **irréversible** : elle est spontanée, naturelle
On ne peut ni l'arrêter, ni l'inverser

Réversibilité:

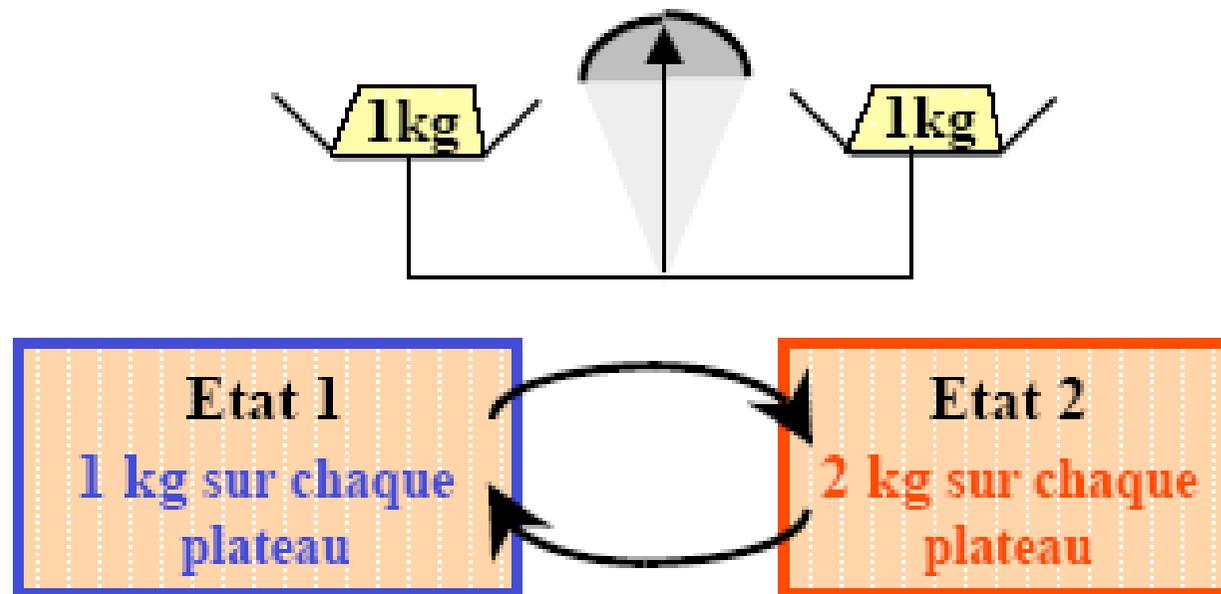
Une transformation est **réversible** si cette transformation passe par une infinité d'états intermédiaires assimilables à autant d'états d'équilibre.



La transformation se produit d'une manière lente

transformation **réversible** :

Exemple : Balance de précision supérieure à 1 g



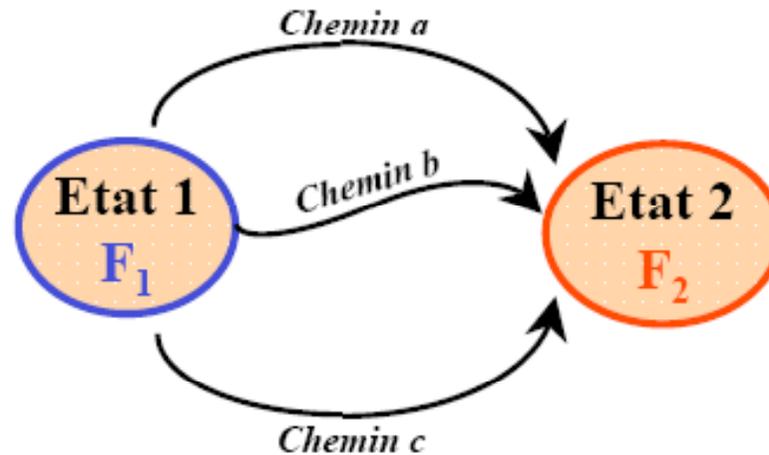
le système est à l'équilibre à tout instant du processus

Application à la biochimie

- Réactions irréversibles
 - $A \rightarrow B$
 - l'état du système cellule est éloigné de l'état d'équilibre, A est spontanément transformé en B
- Réactions réversibles
 - $A \rightleftharpoons B$
 - l'état du système cellule est proche de l'équilibre,

**Fonction d'état : fonction F dont la variation au cours d'une transformation
Ne dépend que des états initial et final et non du chemin suivi.**

Exemple : la pression P, le volume V, la température T.



$$\Delta F = F_{\text{état final}} - F_{\text{état initial}} \quad F_2 - F_1 \text{ quel que soit le chemin a, b, ou c}$$

**ΔF est donc indépendant de la manière dont la transformation est effectuée
(réversible ou irréversible)**

Attention : si F est une fonction d'état (P, V, T) on note dF
 si F n'est pas une fonction d'état (travail W ou chaleur Q) on note δF

CHALEUR ou ENERGIE CALORIFIQUE Q

Définition : la chaleur Q, ou énergie calorifique ou thermique, échangée est l'énergie en mouvement dont l'écoulement se fait d'un milieu chaud vers un milieu de plus basse température

La chaleur reçue par un système (>0) peut provoquer une variation de sa température selon la relation de proportionnalité entre la chaleur reçue δQ et la variation de température dT suivante:

$$\text{Pour 1 mole : } \delta Q = C dT$$

$$\text{Pour n moles : } \delta Q = nCdT$$

C est la capacité calorifique molaire d'une substance

C s'exprime en $J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$ ou en $J \cdot g^{-1} \cdot K^{-1}$ (capacité calorifique massique)

C_p : pression constante

C_v volume constant

Exemple : Prélèvement d'organe en vue de transplantation.

Un organe de 500g à 37°C est plongé dans 3 litres de solution de Refroidissement à 10°C.

En supposant qu'il n'y ait aucune perte de chaleur avec l'extérieur quelle sera la température du système organe-eau??

Capacité calorifique massique pour l'organe : $0,4 \text{ J}^\circ\text{K}^{-1}\text{g}^{-1}$, et pour la solution $0,8 \text{ J}^\circ\text{K}^{-1}\text{g}^{-1}$.

Lorsque l'organe est plongé dans la solution , il va se refroidir et la solution se réchauffer, jusqu'à ce qu'il y ait équilibre à la même température T_f .

$$m_o C_o \Delta T_o = -m_s C_s \Delta T_s$$

$$500g * 0,4J^{\circ}K^{-1}g^{-1} * (T_f - 310^{\circ}K) = -3000g * 0,8 J^{\circ}K^{-1}g^{-1} * (T_f - 283^{\circ}K) \quad (1)$$

$$200 (T_f - 310) = -2400 (T_f - 283)$$

$$200 T_f - 62000 = 6,792 * 10^5 - 2400 T_f$$

$$2600 T_f = 7.412 * 10^5$$

$$T_f = 285^{\circ}K = 12^{\circ}C$$

Chaleur cédée par l'organe = -5000J

Thermodynamique du vivant : plan

- Définitions, Echange d'énergie
- Premier principe de la thermodynamique : Enthalpie H
- Deuxième principe de la thermodynamique : Entropie S
- Energie libre de Gibbs G
- Equilibre chimiques, biochimiques, métabolisme
- Couplage énergétique

Le premier principe de la thermodynamique

L'énergie se conserve, elle ne peut être ni créée ni détruite

Pas de création, pas de pertes d'énergie mais que des échanges (transformations)

En d'autres termes : le contenu total d'énergie de l'Univers est constant

Le **premier principe** revient à dire que la différence du contenu d'énergie du système entre l'état final et l'état initial doit être compensé par une différence du contenu d'énergie du milieu extérieur. Hors, un système échange de l'énergie sous forme de chaleur ou de travail ;

Ceci se traduit par la relation : $U_{\text{finale}} - U_{\text{initiale}} = Q + W$

$$Q+W = \Delta U$$

(U = énergie interne, fonction d'état)

Qui ne dépend que de l'état initial et final (J/mol)

Q quantité de chaleur échangée avec le système : + si absorbée

W travail effectué par le système sur le milieu extérieur

Application du premier principe à la biochimie

Au cours d'un événement biochimique au sein d'une cellule, le **système ouvert** que constitue cette cellule va passer d'un état initial: l'état avant cet événement, à un état final : l'état après que cet événement ait eu lieu.

Durant cette réaction biochimique, la cellule peut **recevoir** de l'énergie de l'extérieur ou bien au contraire lui en **céder**, sous forme de **chaleur** essentiellement et éventuellement de **travail**.

• Transformations à pression constante

$$\delta W = - P \times dV$$

$$dU = \delta Q_p - P \times dV$$

$$\delta Q_p = dU + P \times dV = \delta (U + PV)$$

$$Q_p = \Delta (U + PV)$$

Enthalpie = H

fonction d'état

Le plus souvent, en biochimie , la variation d'énergie interne se résume à la chaleur de la réaction Q_p , c'est-à-dire :

$$\Delta U = Q_p = \Delta H.$$

“L’enthalpie est donc la quantité de chaleur échangée par le système au cours d’une réaction réalisée à pression constante”.
H en J/mol

Si $\Delta H > 0$ la réaction absorbe de la chaleur, on dit qu’elle est
endothermique.

Si $\Delta H < 0$ la réaction produit de la chaleur, on dit qu’elle est
exothermique.

Rappelons les 2 formes principales d'énergie :

Toute molécule qui effectue un travail quel qu'il soit possède une énergie cinétique

A l'inverse, une molécule qui n'effectue pas de travail possède une énergie intrinsèque, l'énergie potentielle qui résulte de la structure même des molécules, c'est à dire des liaisons intramoléculaires.

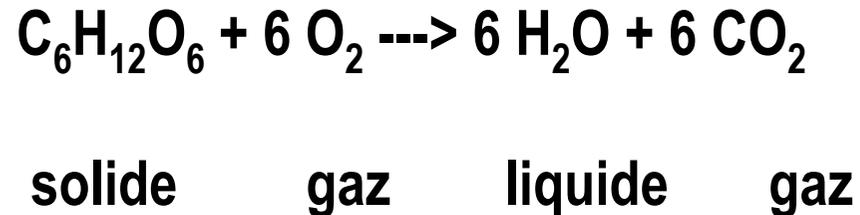
La variation d'enthalpie à deux origines :

Une origine chimique, qui est la chaleur de la réaction que l'on observerait si la réaction avait lieu au zéro absolu. Cette enthalpie est de nature électronique et représente essentiellement la différence entre les énergies des liaisons dans l'état final et l'état initial

Une composante thermique qui apparaît quand la réaction donne naissance à des molécules qui ont des caractéristiques structurales différentes, c'est-à-dire des différences de translation, de vibration et de rotation internes.

Exercice : Notion d'énergie interne d'un système (ΔU) et de chaleur
Mesure de la valeur énergétique des aliments

La quantité de chaleur que dégage la combustion complète du glucose solide:



est de - 2808 kJ/mol.

du côté des réactifs il y a 6 moles de gaz et du côté des produits, il y a également 6 moles de gaz, donc $\Delta n = 0$.

De ce fait, la variation du volume est nulle, et le produit $P\Delta V$ l'est également.

$$\Delta H = -2808 \text{ kJ/mol}$$

En conséquence, la variation d'énergie interne du système ΔU n'est autre que la chaleur dégagée ($\Delta U = Q_p$), c'est-à-dire – 2808 kJ pour chaque mole de glucose.

Le signe NÉGATIF indique que cette chaleur est CÉDÉE par le système

et en fait, elle va servir entre autre à former de l'ATP qui est le "réservoir énergétique de la cellule"

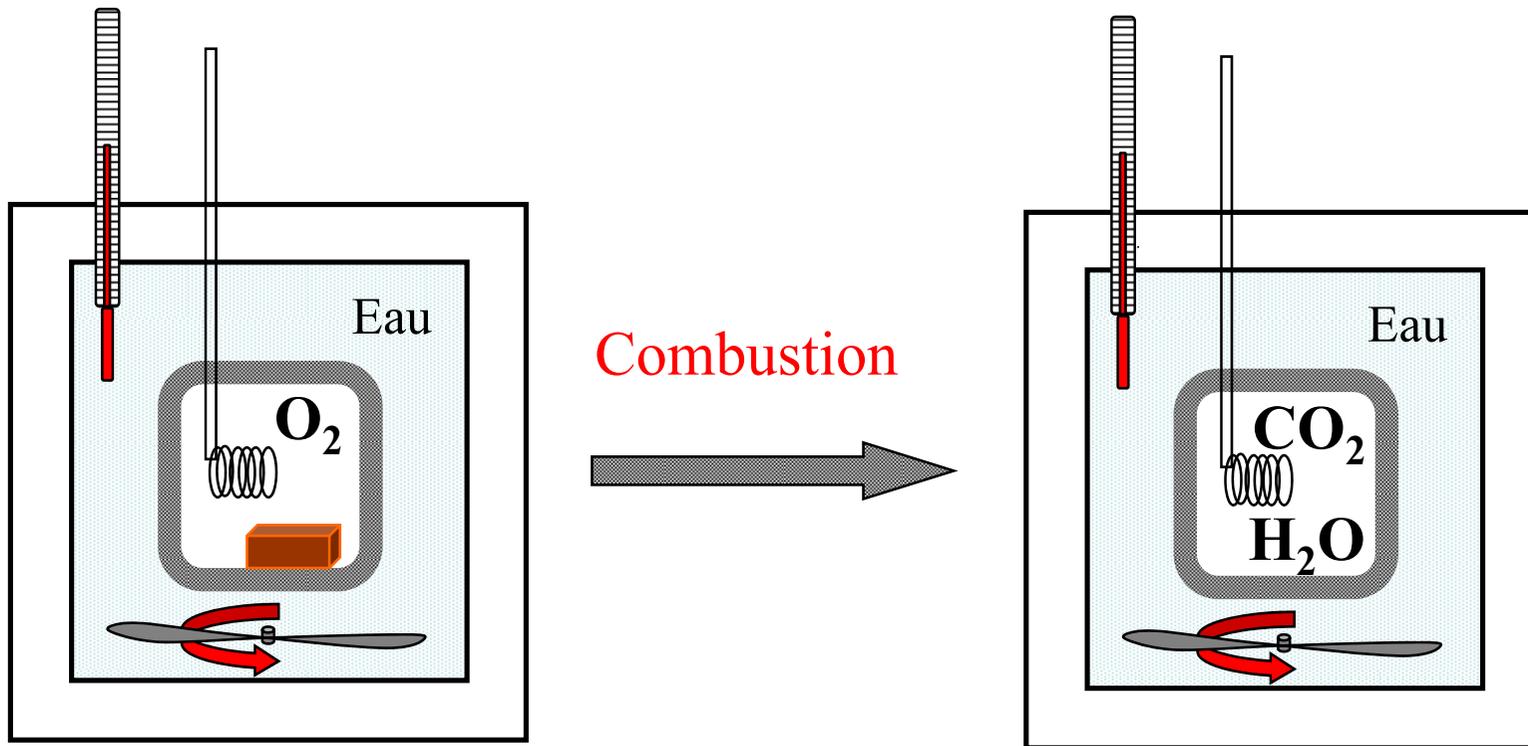
Remarque :

La combustion de l'acide stéarique est également exothermique comme la combustion de toutes les graisses :



avec $\Delta H = -11380 \text{kJ} \times \text{mole}^{-1}$

Calorimétrie



Réaction à P constante : $\Delta H = Q_p = mC_p\Delta T$

Une variation d'enthalpie de 1 kJ réchauffe 1 l d'eau de 0,24°C
1Cal (kcal) (4,18kJ) réchauffe 1l d'eau de 1°C

Les aliments que nous consommons représentent donc le combustible qui permet de stabiliser nos diverses constantes physiologiques (37°C,).

Un adulte en bonne santé doit recevoir un apport alimentaire quotidien correspondant à un apport énergétique de 130 kJ par kilo de poids corporels.

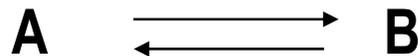
lipides	38 kJ/g soit	9,3 Cal/g
glucides	16kJ/g soit	4,1 Cal/g
protéines	17 kJ/g soit	3,8 Cal/g

Ce qui n'est pas consommé sous forme de chaleur ou de travail physique sera stocké dans le corps.

Conséquences du premier principe

Le premier principe nous informe sur le sens des échanges d'énergie associés à une réaction.

Il ne permet pas de dire si cette réaction peut se produire de manière spontanée dans un sens ou dans l'autre



Une réaction exothermique A donne B ne sera pas forcément spontanée.

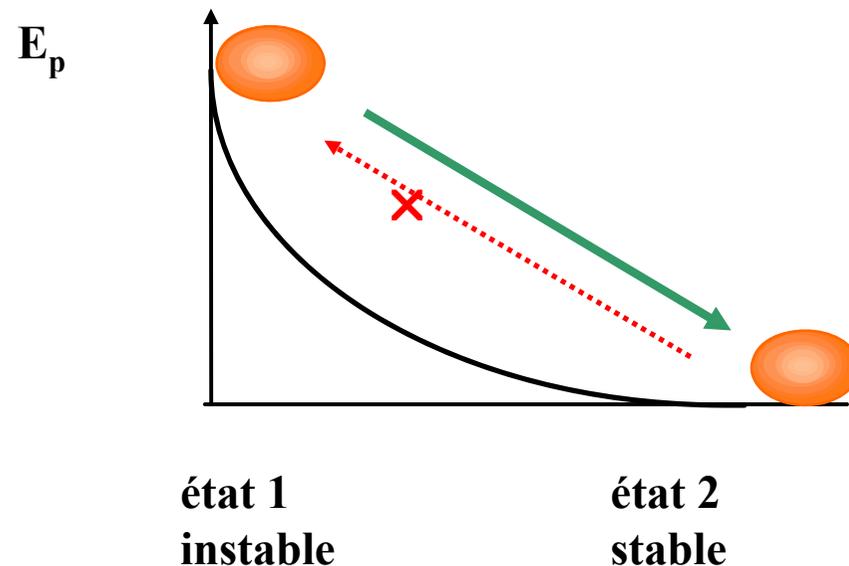
Certaines réactions endothermiques sont spontanées .

Thermodynamique du vivant : plan

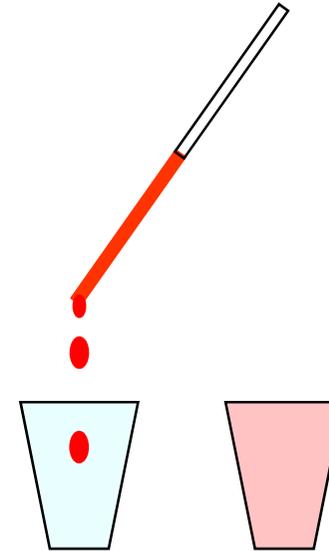
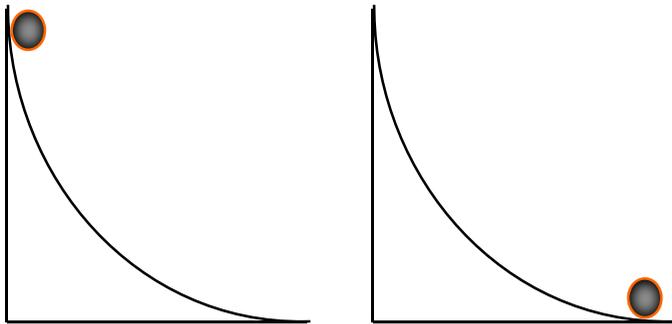
- Définitions, Echange d'énergie
- Premier principe de la thermodynamique : Enthalpie H
- Deuxième principe de la thermodynamique : Entropie S
- Energie libre de Gibbs G
- Equilibre chimiques, biochimiques, métabolisme
- Couplage énergétique

Une réaction se produira **spontanément** si l'évolution amène le système dans un **état plus stable** (niveau énergétique plus faible) que l'état initial.

Lorsqu'une réaction évolue spontanément dans un sens, l'évolution spontanée dans le sens opposé est impossible sans modifier l'état énergétique du système.



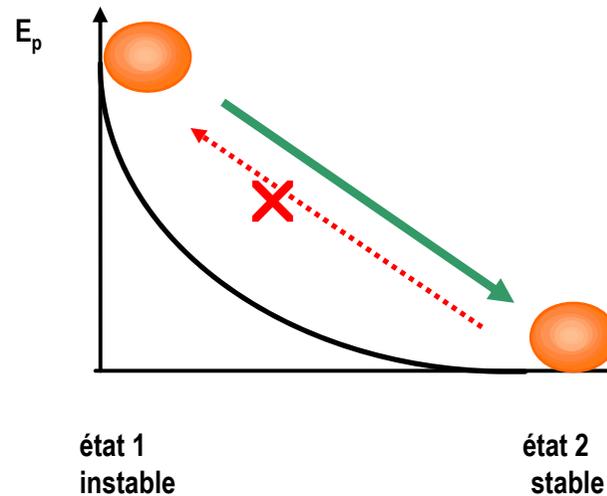
Toute transformation spontanée est due à un déséquilibre et sera donc « irréversible »



Évolution spontanée:

- non réversible
- augmente le désordre

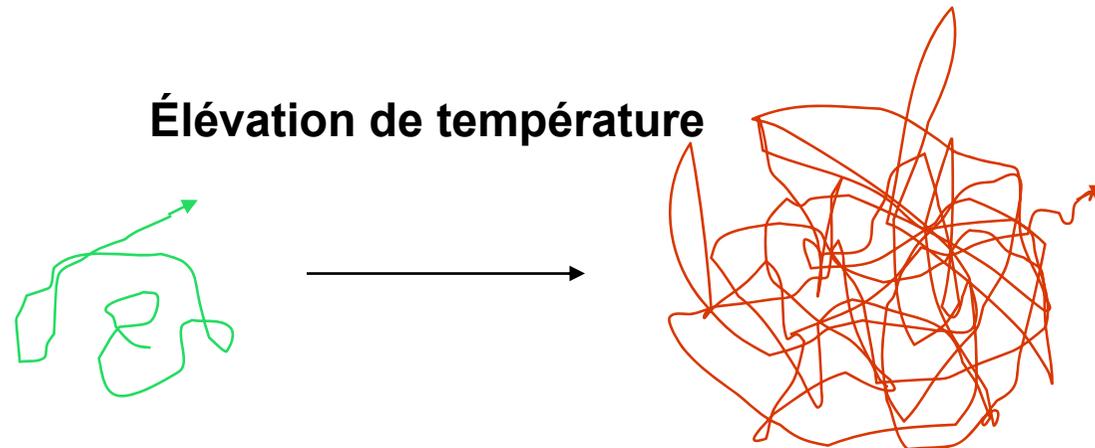
La variation de niveau d'énergie peut être **quantitative** (variation d'enthalpie) et/ou **qualitative**.



Le passage de l'état 1 à l'état 2 fait perdre de l'énergie à la bille orange. **Premier principe** : énergie non perdue. L'énergie potentielle de l'état 1 est transformée en énergie cinétique au cours de la chute puis dissipée en énergie thermique (résistance de l'air et forces de frottement du support). L'énergie thermique est considérée comme une **forme désordonnée de l'énergie**.

L'élévation de température augmente l'énergie cinétique des atomes mais l'orientation de leur mouvement est aléatoire et désordonnée.

La récupération d'énergie mécanique à partir de l'énergie thermique par la transformation inverse ne pourra être que partielle ; la réaction est en partie irréversible.



Au final :

Le niveau qualitatif est traduit par la variation d'**entropie** notée « **S** ».

Notion de qualité de l'énergie:

L'énergie peut se trouver sous une forme instable (potentielle) sous forme ordonnée (énergie cinétique) ou sous forme désordonnée (énergie thermique).

L'entropie « S » est une mesure du désordre.

**C'est une fonction d'état,
grandeur extensive qui s'exprime en $J \times K^{-1}/mol$**

Second principe de la thermodynamique

L'entropie de l'univers augmente lors d'une évolution spontanée.

Toute évolution spontanée d'un système isolé accroît l'entropie du système

Transformation réversible d'un système isolé: $\Delta S = 0$

L'entropie augmente

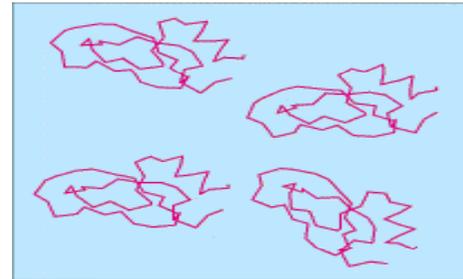
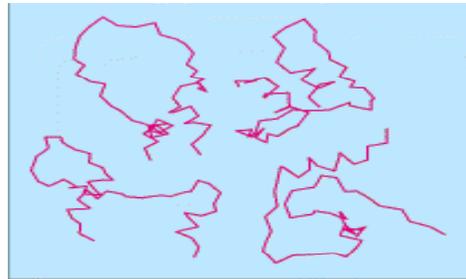
- avec la température.**
- avec la masse atomique**
- avec la complexité chimique**
- quand on passe de l'état solide à l'état gazeux**

Evolution spontanée vers le désordre, dès que l'on vit →



Le retour à l'ordre demande de l'énergie (et du courage) qui n'est pas une notion abordée en thermodynamique.

Par exemple, le repliement d'une chaîne polypeptidique ou la formation d'une bicouche lipidique des membranes aboutissent à des états dont l'entropie est plus faible (énergie qui émane des interactions de caractère hydrophobe). En fait, cette diminution d'entropie est contrebalancée par une augmentation importante de celle des molécules d'eau environnantes.



On peut donc dire que :

la propension de l'entropie à augmenter est la force qui pousse les systèmes à évoluer vers leur état d'équilibre, le plus stable mais le moins ordonné ;

dans les systèmes vivants, les forces de l'entropie sont dominées par des réactions et événements cellulaires qui peuvent être créateurs d'ordre mais gros consommateurs d'énergie et qui éloigne le système de son état d'équilibre

Une illustration de l'augmentation de l'entropie est : qu'un organisme reçoit des formes organisées de matière et d'énergie de la part de son environnement et les transforme en formes moins ordonnées.

un animal consomme de l'amidon (forme organisée d'oses), des protéines (formes organisée d'acides aminés) et d'autres molécules de structures complexes. Il dégrade ensuite ces molécules complexes en CO₂ et H₂O, molécules petites et simples qui contiennent moins d'énergie que les aliments de départ.



la variation d'entropie pour la réaction de combustion du glucose : $\Delta S_r^\circ = + 259 \text{ (J/K.mol)}$

Thermodynamique

Cours 3

Plan du cours

- Introduction
- Les deux premiers principes et les fonctions d'état (cours 1 et 2)
- 3ième principe (cours 3)
- Les gaz parfaits
- Applications: Cycles et moteurs (cours 3)
- Thermodynamique et problématique de l'énergie (cours 3)
- Thermodynamique statistique (cours 4)
 - Distribution de Boltzmann
 - Les grandeurs thermodynamiques
 - Le démon de Maxwell

Rappel

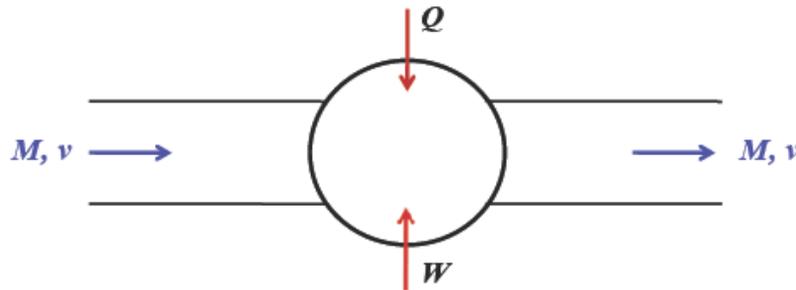
Principes de la thermodynamique

1er principe de la thermodynamique pour un système ouvert

- *Généralisation du 1er principe :*

certains systèmes peuvent échanger avec l'extérieur, non seulement de l'énergie, mais aussi de la *masse*. On les appelle des systèmes ouverts.

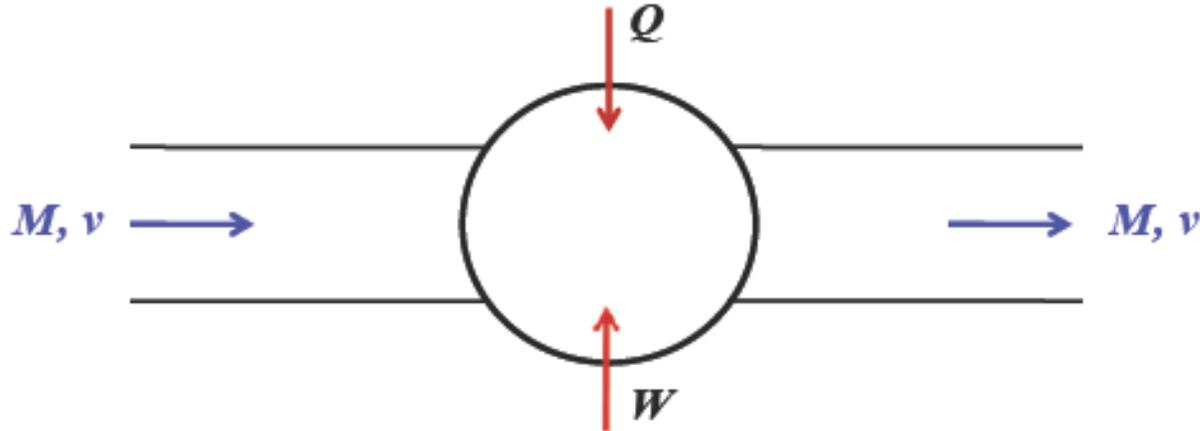
Exemples : moteur à combustion interne, compresseur, tous les êtres vivants...



On raisonne sur une masse M de fluide qui en amont de la machine occupe un volume V_1 , à p_1 et T_1 et qui en aval occupe V_2 , à p_2 et T_2 .

1er principe sur une masse M de fluide : $\Delta E = W + Q$, soit
 $\Delta(E_c + E_p + U) = W + Q$

1^{er} principe appliqué au système ouvert



Soit,

$$(Ec_2 - Ec_1) + (Ep_2 - Ep_1) + (U_2 - U_1) = Wu + W_{admission} + W_{refoulement} + Q$$

$$(Ec_2 - Ec_1) + (Ep_2 - Ep_1) + (U_2 + P_2V_2) - (U_1 + P_1V_1) = Wu + Q$$

$$1/2M(v^2 - v^1) + Mg(z_2 - z_1) + H_2 - H_1 = Wu + Q$$

2ième principe

Le 1^{er} principe $\Delta U = W + Q$ établit une correspondance entre W et Q . Or, par définition, ces deux contributions aux échanges d'énergie sont différentes.

Exemple : la transformation quasi-statique qui correspond au déplacement d'un piston peut être réversible, sauf en cas d'échange de chaleur.

→ Le 1^{er} principe est insuffisant.

Pour tout système fermé, il existe une fonction d'état, extensive, non conservative, appelée *entropie* S , telle que sa variation entre deux dates successives t_1 et t_2 s'écrive :

$$\Delta S = S^r + S^c \quad \text{avec} \quad S^r = \int \frac{\partial Q}{T_S} \quad \text{et} \quad S^c \geq 0$$

S^r est l'*entropie reçue* (directement liée à la seule chaleur traversant la surface S),
 S^c est l'*entropie créée*. Elle détermine la *flèche du temps* et permet de qualifier d'*irréversibles les phénomènes réels*.

Au cours de l'évolution du système, l'entropie ne peut qu'augmenter, jusqu'à sa valeur maximale. Alors, $dS = 0$, le système est arrivé à son état d'équilibre.

2ième principe

$S^c = 0$ correspond à des transformations *limites* dites *réversibles*, pour lesquelles le sens de l'écoulement du temps n'a aucune influence. Dans ces cas irréels, le bilan se réduit à $\Delta S = S^r$.

Bien qu'irréels, l'intérêt de ces transformations réversibles est considérable car elles permettent d'effectuer *un bilan entropique pour toute transformation réelle*, S étant une fonction d'état.

Causes d'irréversibilités :

- forces de *frottement* visqueux ou solide dont le travail se transforme systématiquement en énergie interne ou en chaleur,
- en l'absence de champs extérieurs, la non-uniformité des grandeurs intensives dans le système (densité, température, pression).

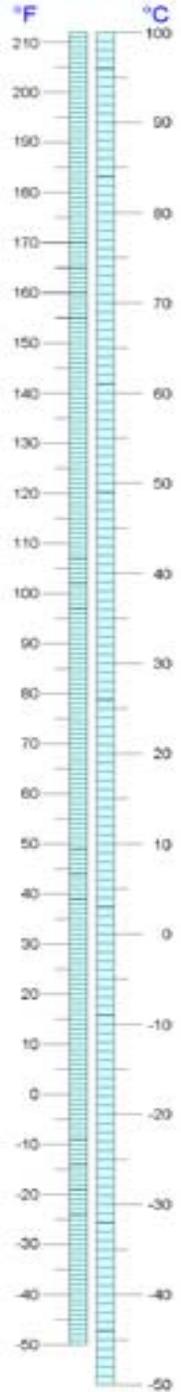
Troisième principe de la thermodynamique

Température et chaleur

- La température représente le degré d'agitation des molécules qui constituent le système étudié
- La chaleur est l'échange d'énergie due aux chocs entre les molécules
- Exemple: équilibrage de température

Les différentes unités de température

- K, le kelvin, température absolue
0K correspond à ordre totale dans la matière
 - 0°C point de changement d'état de l'eau solide (glace) vers l'eau liquide à pression atmosphérique ordinaire (1013hPa)
 - F, fahrenheit:
 $T(F) = T(^{\circ}C) \times \frac{9}{5} + 32$
50F = 10°C; 32F = 0°C
Point remarquable -40F = -40°C
- Exercice: construction des deux échelles F et C



Principe de Nernst ou 3^{ième} principe

- Lorsque la température d'un système tend vers le zéro absolu, son entropie tend vers zéro.

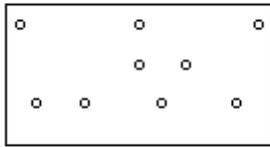
Les gaz parfaits et réels

LES GAZ PARFAITS ET REELS

1. Le gaz parfait

Le gaz parfait est un **gaz idéal** :

- il correspond à un **gaz dilué** c.à.d un gaz à pression réduite
- c'est un ensemble de N atomes ou molécules identiques sans interaction entre eux et soumis à une agitation perpétuelle et aléatoire (dite agitation moléculaire ou thermique)



- les molécules se déplacent dans toutes les directions
- l'énergie cinétique d'une molécule est $\frac{1}{2} m v_i^2$

Fig. 4.1 : Modèle du gaz parfait

● Hypothèses du gaz parfait (Théorie cinétique des gaz)

- les atomes ou molécules du gaz sont assimilés à des masses ponctuelles
- les molécules sont **sans interaction** entre elles (énergie potentielle $E_p = 0$)
- la pression est due aux nombreux **chocs** des molécules sur les parois de l'enceinte

1.2 Equation d'état du gaz parfait

$$pV = nRT$$

où, n est le nombre de moles, N_A est le nombre d'Avogadro et R est la constante universelle des gaz

● Unités

Dans le système international SI ou MKS, les grandeurs s'expriment dans les unités suivantes :

- $p = [\text{Pa}]$ ou $[\text{N/m}^2]$
- $V = [\text{m}^3]$ et $T = [\text{K}]$
- $R = 8,314 [\text{J/Kmol}]$

avec la constante de Boltzmann : $k = R/N_A = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$
et le nombre d'Avogadro : $N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ molécules/mole}$

● Autres lois des gaz parfaits.

- Loi de Mariotte : à $T = \text{cte}$: $p_1 V_1 = p_2 V_2$
- Lois de Gay Lussac et Charles :

$$\frac{p_2}{p_1} = \frac{T_2}{T_1}$$

- à $V = \text{cte}$:

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{T_2}{T_1}$$

- à $p = \text{cte}$:

4.1.4 Energie interne du gaz parfait

- pour un gaz **monoatomique** : $U = 3/2 nRT$

• Loi de Joule

Pour un **gaz parfait** :

- l'énergie interne (et aussi l'enthalpie) **ne dépend que de T**
c.à.d, $U = f(T)$ et $H = f(T)$ sont uniquement fonction de T
- les variations ΔU et ΔH pour une transformation **isotherme** ($T = \text{cte}$) sont **nulles**
 $\Delta U = 0$ et $\Delta H = 0$

Conséquences

- Gaz **monoatomique** (Ar, He, Ne, ...) :

$$U = 3/2 nRT \text{ et } H = U + pV = 5/2 nRT$$

$$\text{soit, } c_v = dU/dT = 3/2 nR \text{ et } c_p = dH/dT = 5/2 nR$$

- Gaz **diatomique** (H_2, N_2, O_2, \dots) : $U = 5/2 nRT$ et $H = 7/2 nRT$

$$\text{soit, } c_v = 5/2 nR \text{ et } c_p = 7/2 nR$$

car, il faut ajouter alors aux 3 degrés de liberté de translation des atomes ($3 \times 1/2 RT$), une rotation de la molécule autour de son axe (RT)

1.3 Lois des mélanges de gaz

Un mélange de gaz est formé de différents gaz (n_i, M_i) occupant le même volume V : à l'équilibre thermique ces différents gaz sont à la même température T . On définit alors pour chaque gaz une **pression partielle** p_i telle que la pression totale p du gaz soit :

$$\text{la loi de Dalton : } p = \sum_i p_i$$

$$\text{soit, } pV = NkT = (N_1 + N_2 + \dots)kT = p_1V + p_2V + \dots$$

$$\text{d'où, } p_i = n_i RT/V$$

et on a aussi, $p_i = n_i / \sum_i n_i$

1.4 Diagrammes des gaz parfaits

Deux diagrammes sont principalement utilisés pour représenter l'état d'un gaz : les diagrammes de Clapeyron (p, V) et d'Amagat (pV, V).

Pour un gaz parfait, les **isothermes** sont des **hyperboles** d'équation $pV = nRT$,

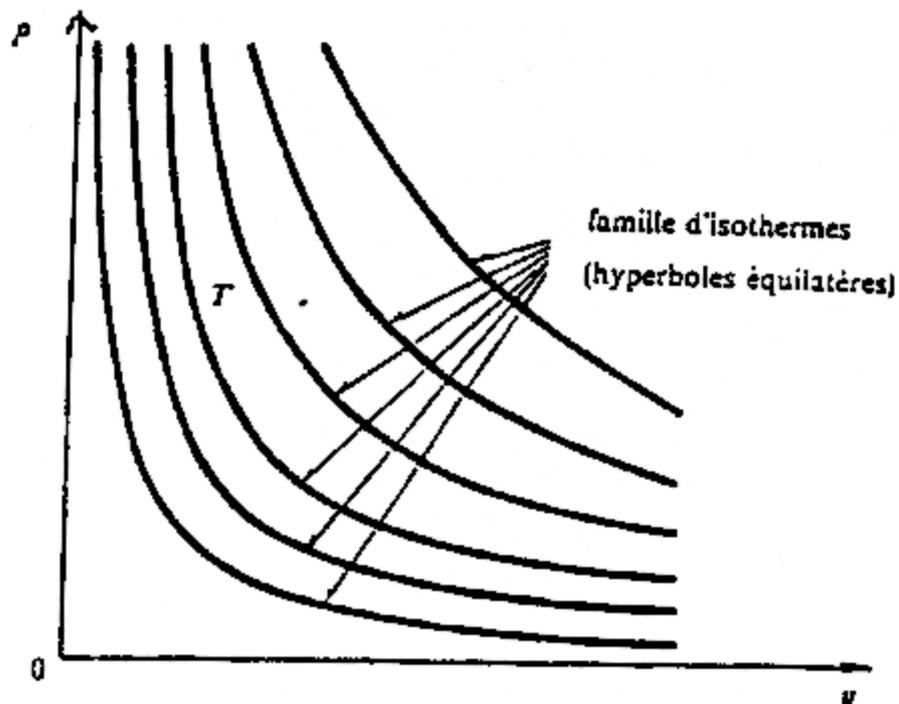


Diagramme de Clapeyron du gaz parfait

L'avantage du diagramme d'Amagat est qu'il met bien en évidence les écarts d'un gaz réel par rapport au gaz parfait, surtout aux hautes pressions.

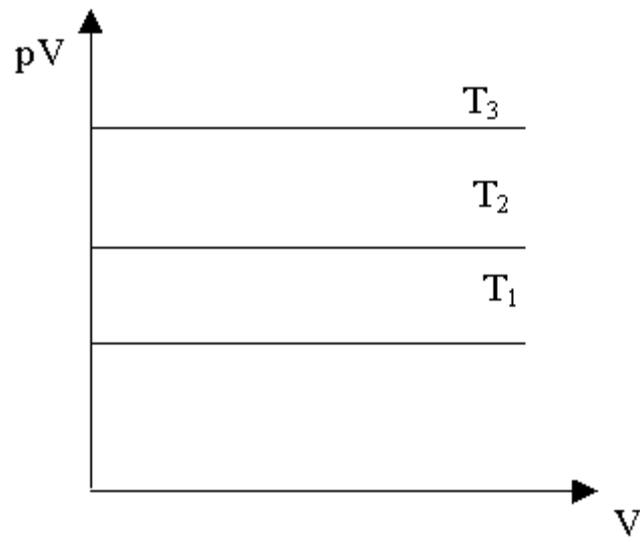
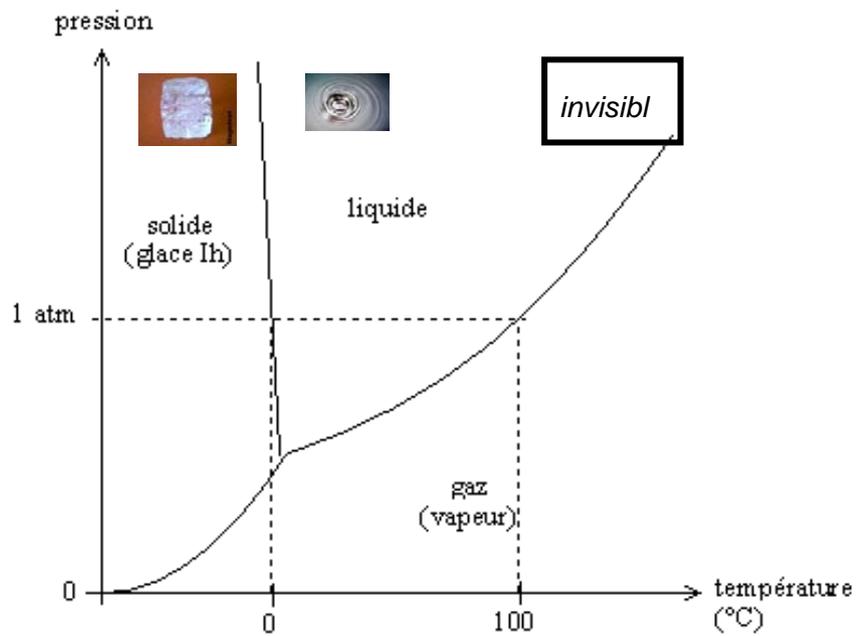
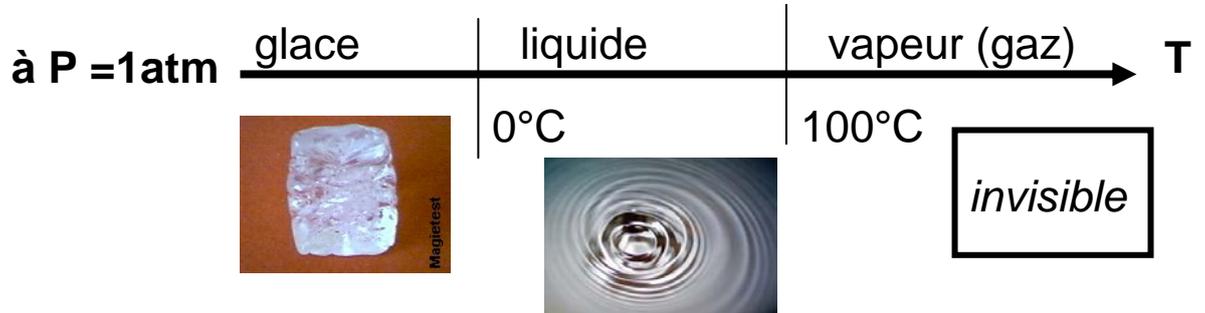
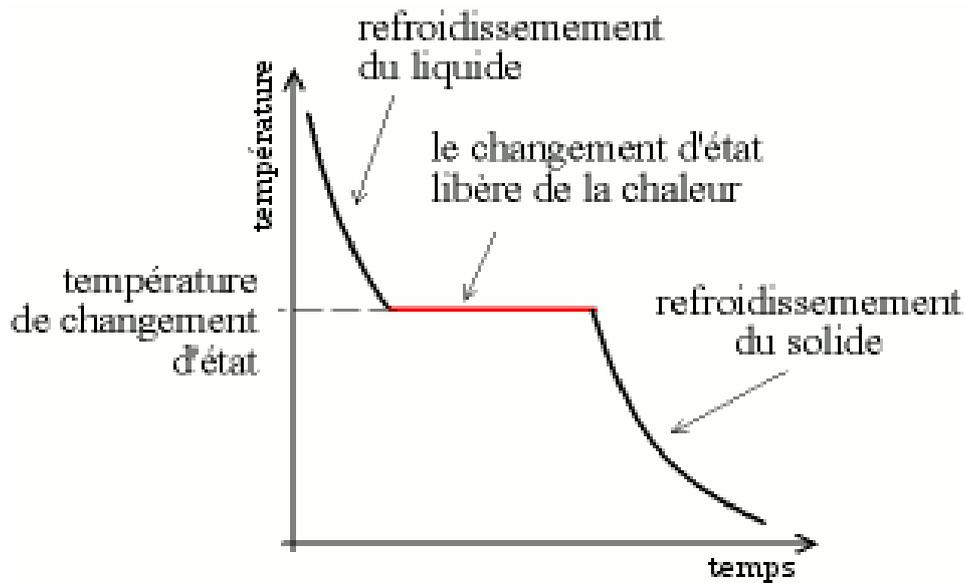


Diagramme d'Amagat du gaz parfait

Diagrammes de changements d'état: (pour un corps pur) L'exemple de l'eau



Solidification de l'eau liquide (congélation)



2. Les gaz réels

Les gaz réels ont un **comportement très différent** des gaz parfaits. Si la pression augmente la loi des gaz réels s'écarte de celle des gaz parfaits, surtout aux hautes pressions (quelques atmosphères). Les gaz réels sont :

- décrits par des **lois différentes** et plus complexes
- **liquéfiabiles** à une température inférieure à la température critique T_c fonction du gaz

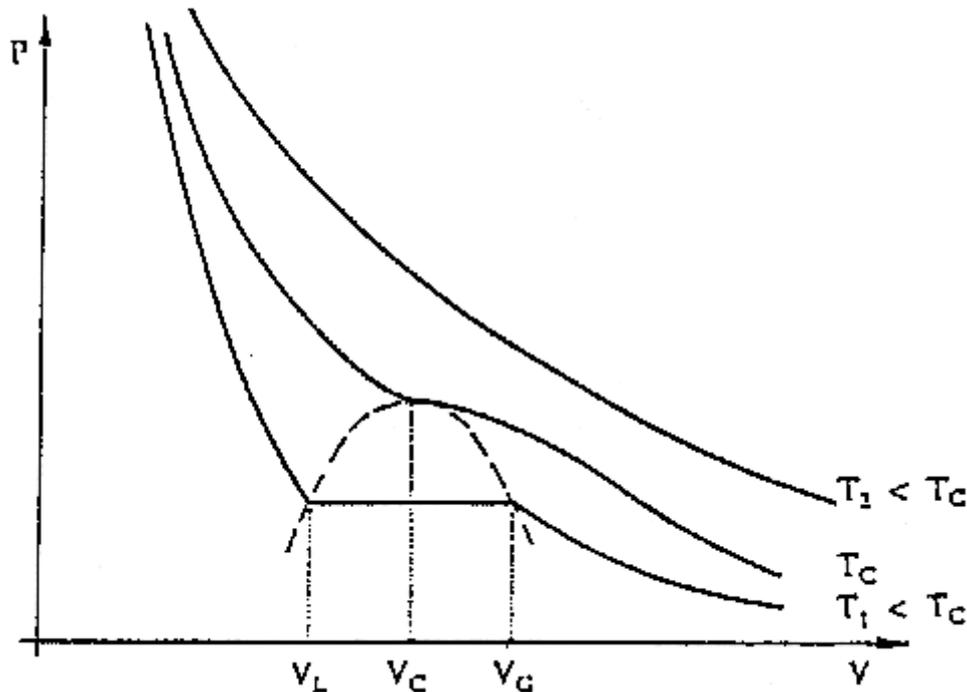
Dans un gaz réel, la distance entre les molécules est grande et donc l'énergie potentielle d'interaction est faible et l'**énergie interne** se présente alors essentiellement sous forme d'énergie cinétique d'agitation thermique. Dans un gaz parfait, ces distances sont très grandes par rapport aux dimensions de ces molécules (supposées ponctuelles) et l'énergie potentielle est nulle.

On distingue alors entre gaz parfait et semi-parfait, satisfaisant à l'équation $pV = nRT$, mais :

- pour un **gaz parfait** les **chaleurs massiques sont constantes**, l'énergie interne et l'enthalpie ne sont fonction que de T , ces fonctions sont **linéaires** en T
- pour un **gaz semi-parfait** les **chaleurs massiques** sont fonction de la **température**, l'énergie interne et l'enthalpie sont des fonctions **biunivoques** de T

2.1 Diagrammes du gaz réel

Si on trace expérimentalement les isothermes des gaz réels dans un diagramme de Clapeyron, : les allures de ces isothermes sont très différentes de celles du gaz parfait.



Isothermes d'un fluide réel

On constate alors que ces isothermes expérimentales ne ressemblent à celles du gaz parfait que pour les **faibles pressions et à grand volume** (cas du **gaz dilué** approchant le gaz parfait).

D'autre part si on **comprime le gaz**, le comportement va dépendre fortement de la température :

- si $T > T_c$, au-dessus d'une certaine température T_c dite **critique** le fluide se comprime régulièrement en restant à l'état gazeux, mais la loi $p = f(V)$ s'écarte sensiblement de celle du gaz parfait
- si $T < T_c$, au-dessous de la température critique on observe un début de **liquéfaction** du gaz pour $V = V_G$. La partie de gaz liquéfié augmente progressivement si le volume diminue. Pour $V = V_L$, il n'y a plus que du liquide et la liquéfaction est totale
- si $T = T_c$, le palier de liquéfaction horizontale se réduit à un point d'inflexion à tangente horizontale caractérisé par les valeurs (p_c, V_c, T_c)

La courbe en pointillé est appelée **courbe de saturation**, en-dessous de cette courbe de saturation on a toujours coexistence de l'état liquide (L) et de l'état gazeux (V) : on a alors un mélange L+V dit **mélange humide** ou **vapeur saturante**.

Ce **mélange ou vapeur humide** est caractérisé par son **titre x**, indiquant la proportion de vapeur dans le mélange :

Le **titre x** (en %) du mélange L+V est défini par :

$$x = \text{quantité de vapeur} / \text{quantité totale de fluide}$$

$$\text{soit, } x = \mathbf{MB / AB}$$

- si le point $M = A$, alors on a $x = 1$ (**vapeur juste sèche**)
- si le point $M = B$, alors on a $x = 0$ (**liquide saturé**)
- à l'intérieur de la courbe de saturation, on a $0 < x < 1$ (courbes isotitres)

Cycles et moteurs

Machines cycliques

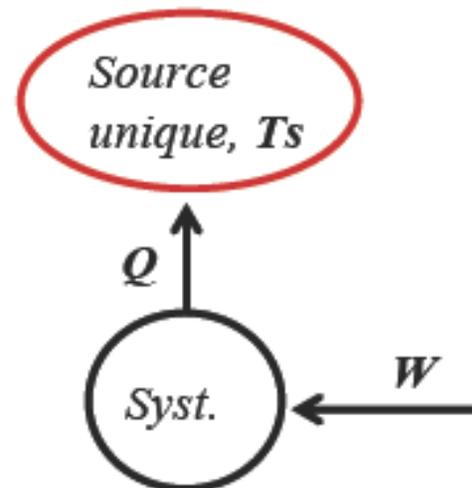
Énoncé de Thomson

Un système en contact avec *une seule source* ne peut, au cours d'un cycle, que recevoir du travail et fournir de la chaleur.

Bilans énergétique et entropique :

1^{er} principe : $\Delta \varepsilon = W + Q = 0$

2nd principe : $\Delta S = 0 = \frac{Q}{T_s} + S^c$

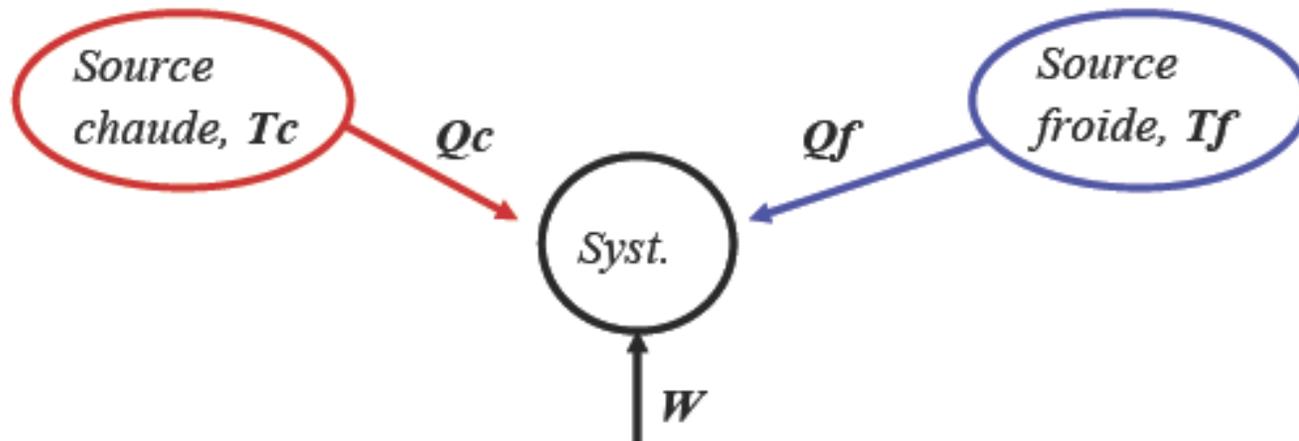


Il en résulte, puisque $T_s > 0$, que $Q < 0$ et $W > 0$.

Rq. : Si l'évolution est réversible, $S^c = 0$, ce qui entraîne $Q = 0$ et $W = 0$.

Machines dithermes

Les machines *dithermes*, quant à elles, fonctionnent entre deux sources thermiques de température différentes :



Bilans énergétique et entropique (après un cycle) :

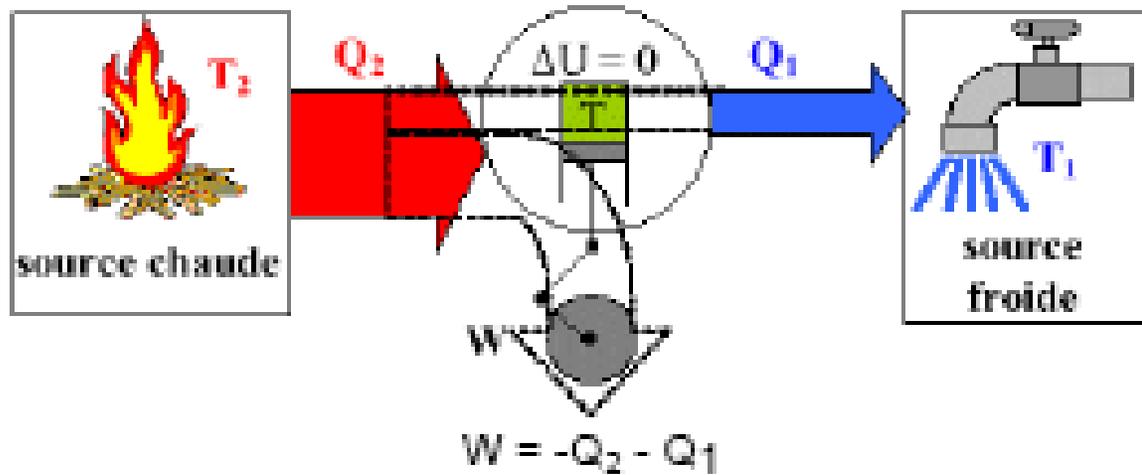
1^{er} principe : $\Delta\varepsilon = W + Q_c + Q_f = 0$

2nd principe : $\Delta S = 0 \geq \frac{Q_c}{T_c} + \frac{Q_f}{T_f}$

Cycles et machines thermiques

- Comme les transformations doivent être continues (pour marcher tout le temps, et non pendant quelques secondes uniquement) , il ne peut s'agir que :
 1. de transformations infiniment lentes : sans intérêt car dans ce cas le travail fourni serait infiniment petit (l'énergie interne U étant de valeur finie).
 2. de transformations cycliques où l'état final et initial sont identiques : c'est ce qui est réalisé en pratique.

Moteurs thermiques dithermes

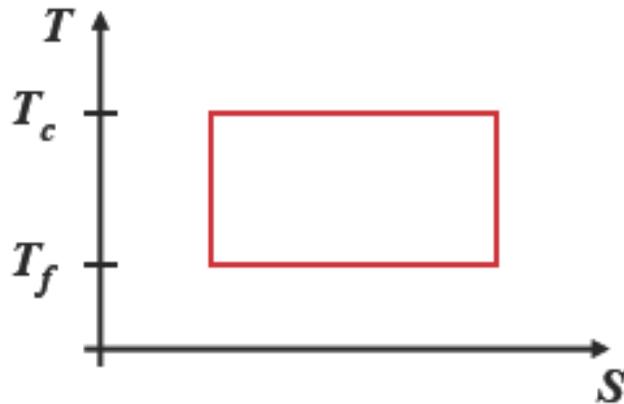


- Le moteur ditherme est donc le moteur "minimal" qui échange de la chaleur entre deux sources. Cet échange de chaleur (qui correspond globalement à une absorption de chaleur sur un cycle) permet une perte de travail, c'est - à - dire de l'énergie motrice fournie à l'extérieur.
- Les moteurs dithermes prennent de la chaleur Q_2 d'un corps chaud pour la convertir en énergie motrice W . Ils perdent cependant une partie de cette chaleur Q_1 qu'ils rejettent à la source froide. Ils possèdent donc un rendement défini par $\eta = |W|/Q_2$

Moteur ditherme idéal: cycle de Carnot

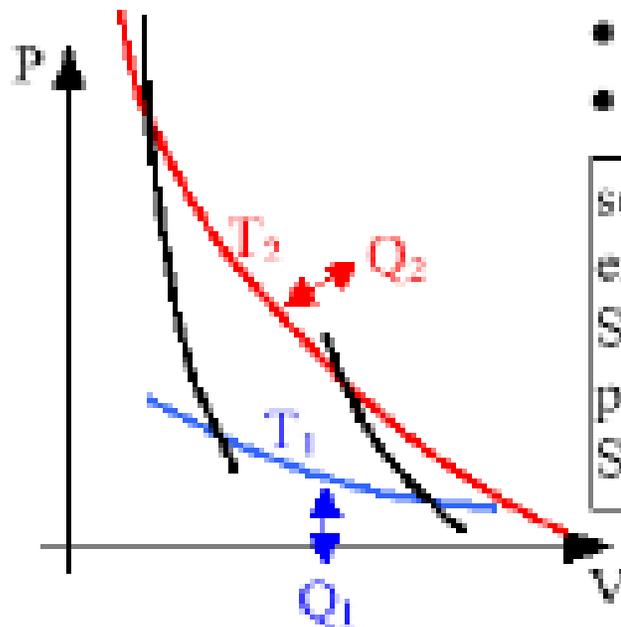
Cycle de Carnot

On appelle *cycle de Carnot*, le cycle réversible décrit par une machine ditherme.



$$Q = \int_{\text{Cycle}} T dS$$

On distingue deux cas : si le cycle est décrit dans *le sens des aiguilles d'une montre*, il s'agit d'un *moteur*. A l'inverse, on parle de cycle *inversé* caractérisant notamment les *réfrigérateurs et pompes à chaleur*.



- 2 adiabatiques
- 2 isothermes T_1 et T_2

seul cycle qui peut être effectué dans les 2 sens.
 Sens trigo : réfrigérateur ou pompe à chaleur
 Sens horaire : moteur.

- C'est le moteur idéal car il possède le meilleur rendement faisable pour un travail donné. Il est réversible.
- Les sources chaudes et froides sont des thermostats, donc leur température ne varie pas.

Rendement

- **1er principe** : $W_{\text{cycle}} = -Q_1 - Q_2$

car $D U_{\text{cycle}} = 0$

2nd principe : $D S_{\text{cycle}} - (Q_1/T_1 + Q_2/T_2) = 0$ car
transfo réversible or $D S_{\text{cycle}} = 0$ donc **$Q_1/T_1 + Q_2/T_2 = 0$** (résultat fondamental) soit $Q_1/Q_2 = -T_1/T_2$

Ainsi $\eta = 1 - T_1/T_2$

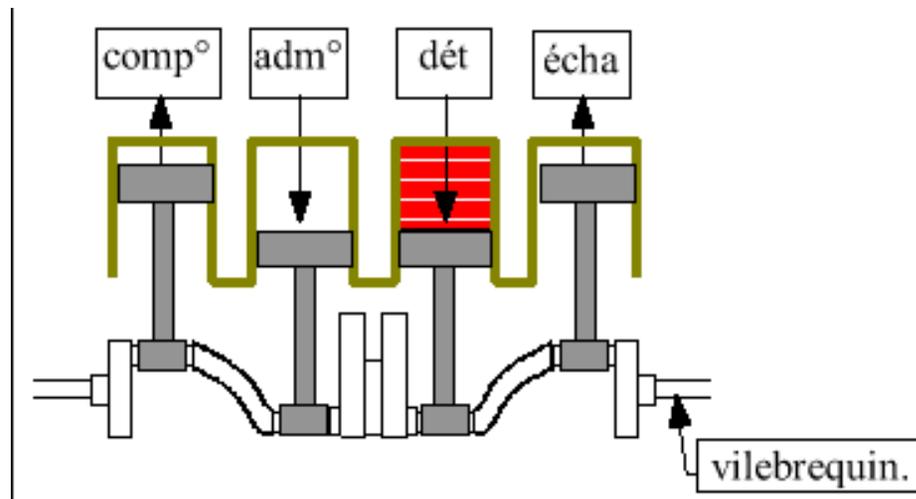
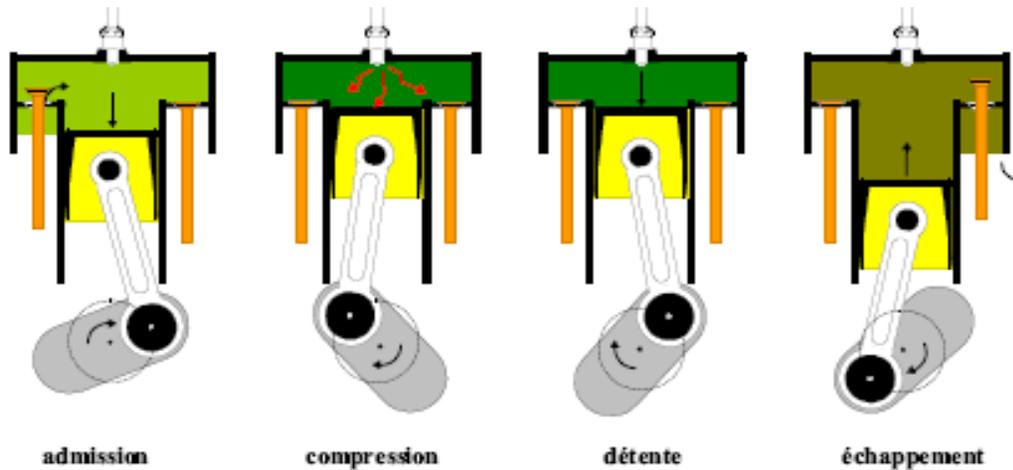
- Ce résultat montre que **le rendement ne dépend pas du fluide** et est d'autant + élevé que T_1 est faible et T_2 élevé.

Exemple d'un moteur ditherme réel : le cycle de Beau De Rochas (essence).

- Un moteur de Carnot est très compliqué (donc très cher) à réaliser, pour des raisons techniques (et non théoriques). On fabrique donc des moteurs plus simples (moins cher) mais non réversibles (donc avec un rendement plus faible ou bien un travail perdu plus faible).

Exemple d'un moteur ditherme réel : le cycle de Beau De Rochas (essence).

moteur à essence 4 temps :



Moteur à 4 temps

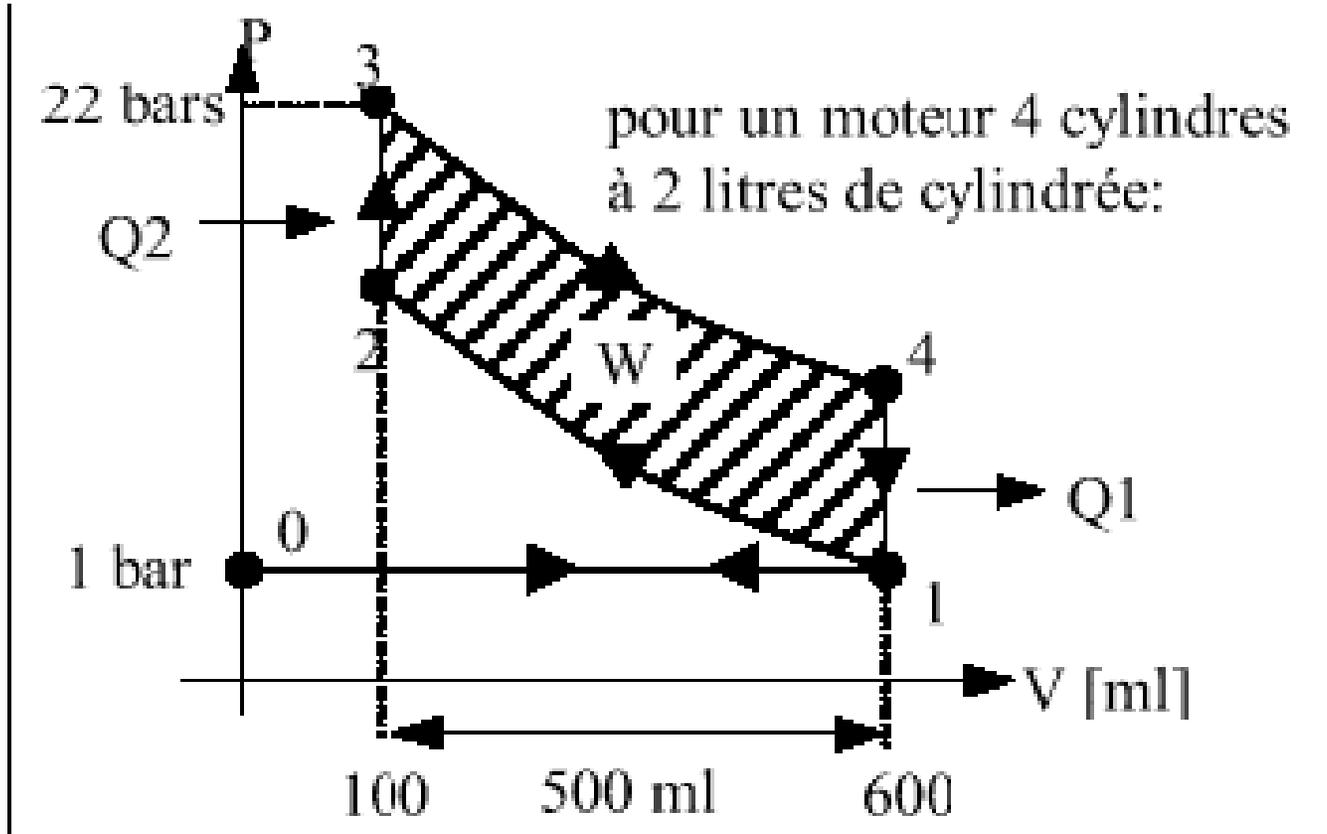
- Le moteur vu ici est constitué de 4 temps : un "temps« correspondant à une course totale du piston et non à un type de transformation sur le diagramme $P(V)$. Le fluide utilisé est un mélange air - essence (assimilable à de l'air pur car le volume d'essence est négligeable.)
- L'admission et la compression sont possibles car le moteur a été préalablement lancé (au moyen d'un moteur électrique) et un volant d'inertie permet d'emmagasiner l'énergie cinétique du lancement pour permettre l'aspiration de l'air. Par la suite, la présence de 3 autres cylindres, chacun fonctionnant sur un temps différent, permet une rotation plus régulière du moteur ainsi qu'un travail fourni 4 fois plus élevé. La compression est nécessaire pour permettre l'explosion du mélange.
- La détente est provoquée par l'explosion du mélange air-essence qui crée une chaleur intense et très rapide.
- L'échappement est provoqué par la phase de détente d'un autre piston qui entraîne le vilebrequin.
- Seule la phase de détente correspond en fait à l'apport de travail à l'extérieur.

Moteur à essence

Explosion très rapide \mathcal{P} compression isochore

Course des pistons très rapide (6m/s à 3000 tr/min) \mathcal{P} transfo adiabatique. on a alors :

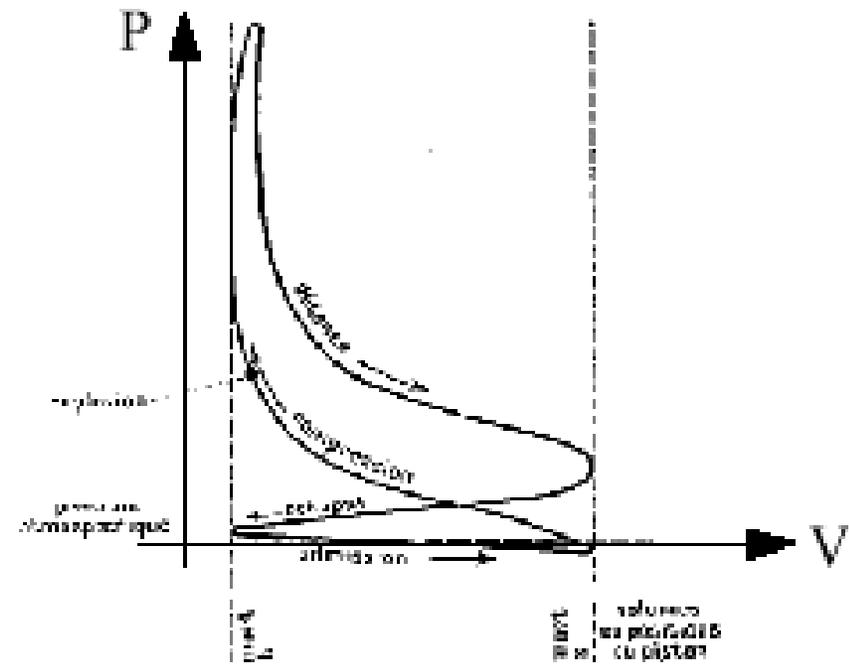
- 2 adiabatiques.
- 2 isochores (\mathcal{P} non réversibilité du cycle).



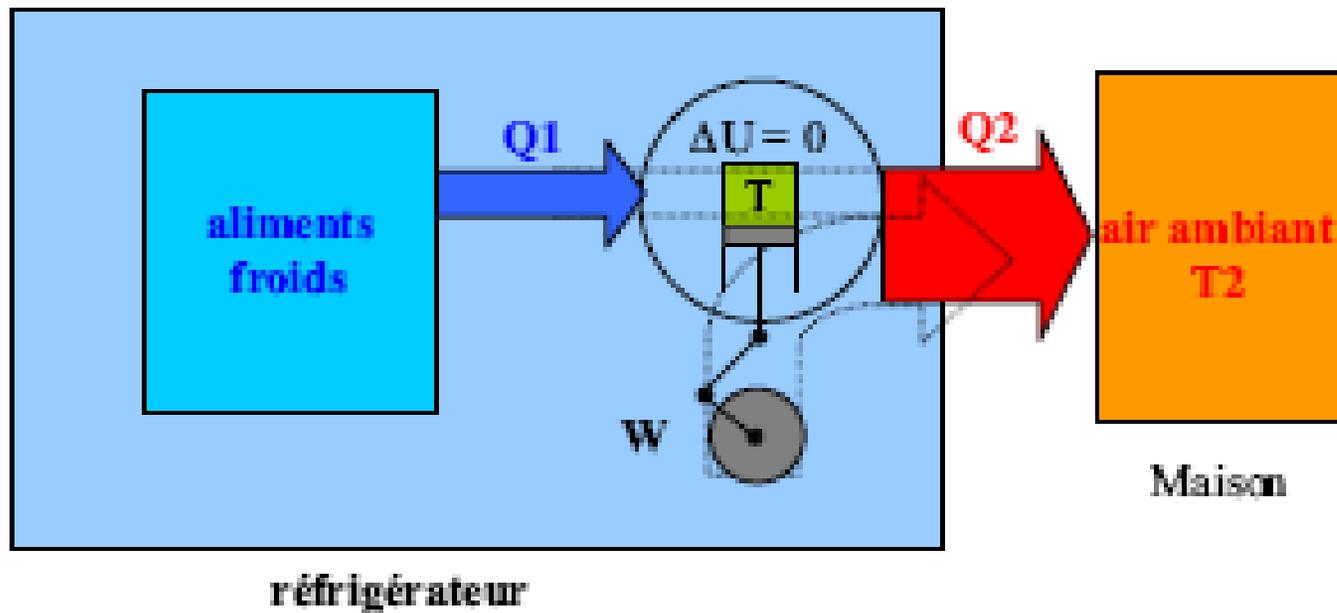
- Le fait que l'explosion soit isochore s'explique par le fait que l'explosion du mélange air – essence est très rapide (contrairement à l'explosion d'un mélange air - gasoil des diesel).
- La compression et la détente sont adiabatiques du fait de la rapidité de la course du piston (On a 4 temps pour 2 tours, donc à 3000 tr/min le piston effectue 6000 déplacements / min, soit 1 déplacement / 10 ms. Or la chaleur met beaucoup plus de 10 ms à s'évacuer dont la compression et détente adiabatiques.).

- Lors de l'ouverture de la soupape d'échappement, la pression est égale à la pression extérieure (pas de viscosité d'un gaz parfait).
- Pour finir le cycle est considéré comme quasi - statique ; cela se justifie par le fait que la vitesse des molécules d'air est de l'ordre de 700 m/s à 600K, or la course du piston (6 cm par exemple) s'effectue en 10 ms, soit une vitesse de déplacement de $6\text{cm}/10\text{ms} = 6\text{m/s} \ll 700\text{ m/s}$ du gaz : la pression a donc le temps de s'équilibrer.

- 1/ l'admission crée une dépression (mélange visqueux)
- 2/ on provoque l'explosion légèrement avant que le piston n'ait atteint le point mort haut de manière à prendre en compte la durée de l'étincelle et la durée de combustio.. : c'est l'avance à l'allumage.
- 3/ La boucle inférieure est décrite dans le sens trigo : cela signifie que le travail fourni est encore plus faible que prévu.



Les machines frigorifiques.



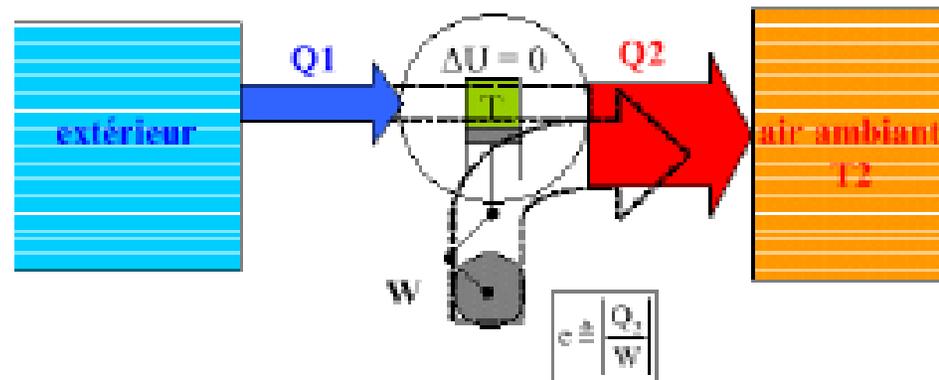
Réfrigérateur

- Ils pompent de la chaleur d'un corps froid et la transmettent à un corps chaud grâce à un compresseur et à un détendeur qui permettent cette opération. Ce cycle nécessite de l'énergie motrice et ne peut donc être parcouru que dans le sens trigonométrique (absorption de travail). On peut calculer le rendement théorique sur l'exemple d'un cycle de Carnot
- L'efficacité est définie par : $e = |Q_1|/W$

- **1er principe** $W = -Q_1 - Q_2$.
- **2nd principe** : réversible donc
 $Q_1/T_1 + Q_2/T_2 = 0$
ainsi
- $e = |Q_1/W| = T_1/(T_2 - T_1)$

Pompes à chaleur

- Il s'agit simplement d'un réfrigérateur ouvert sur l'extérieur qui pompe donc la chaleur Q_1 de l'extérieur et c'est la grille chaude du réfrigérateur qui chauffe la pièce



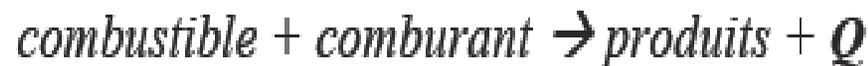
- Dans ce cas c'est la chaleur Q_2 restituée à l'air ambiant qui nous intéresse, et l'efficacité) est donc définie par :
- **$e = | Q_2/W | = T_2/(T_2-T_1)$**

Éléments de thermochimie

Généralités

La *combustion* est un phénomène *physico-chimique* très complexe qui s'accompagne d'une libération d'énergie (potentielle ou latente) d'origine chimique (liaisons chimiques), sous forme de *chaleur*.

Le milieu réactionnel est constitué dans la plupart des applications d'un *combustible* (réducteur) et d'un *comburant* (oxydant). La réaction de combustion peut être modélisée par une relation *globale* du type :



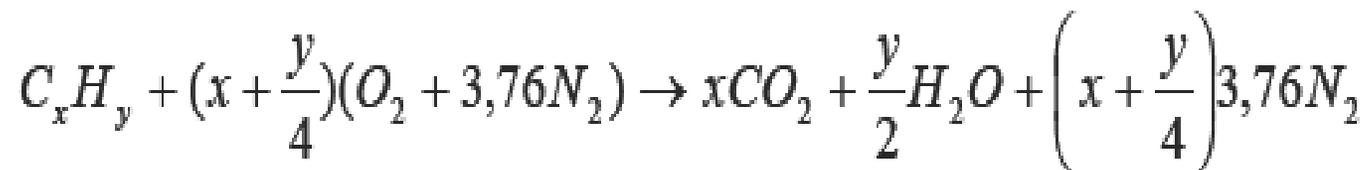
L'énergie libérée est convertie selon l'application sous forme de :

- quantité de chaleur (chauffage collectif, industriel...),
- énergie mécanique (transports terrestre, aérien, électricité...),
- propulsion (moteur fusée, turboréacteur...).

Equation stoechiométrique

La stoechiométrie étudie au cours d'une réaction chimique les proportions suivant lesquelles les réactifs se combinent (pour obtenir une combustion complète), et les produits se forment. Elle permet de fixer une règle pour rendre compte de la conservation du nombre d'atomes.

La réaction de combustion entre un hydrocarbure et de l'air s'écrit :



On admet pour l'air la composition en volume de 20.9% d'O₂ et 79.1% de N₂.

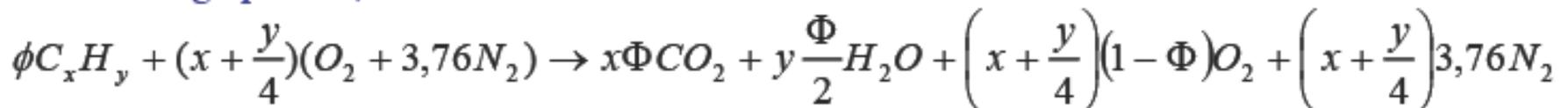
Richesse

C'est le rapport de *la fraction de mélange* à sa valeur stoechiométrique.

$$\Phi = \frac{Y_m}{(Y_m)_{sto}}$$

- si $\Phi < 1 \rightarrow$ combustion pauvre (en excès d'air)
- si $\Phi > 1 \rightarrow$ combustion riche (excès de carburant)

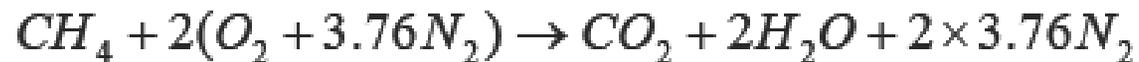
En mélange pauvre,



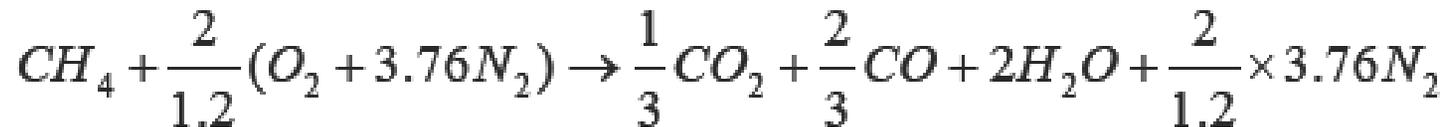
Richesse (exemple)

Considérons la combustion d'un mélange méthane + air :

- dans les conditions stoechiométriques



- dans le cas d'une combustion riche, $\Phi = 1.2$



On vérifie

$$\Phi = \frac{Y_m}{(Y_m)_{sto}} = \frac{\frac{16}{16 + 228.8}}{\frac{16}{16 + 274.56}} = 1.2$$

Pouvoir calorifique

Le pouvoir calorifique représente la quantité d'énergie dégagée par unité de masse du carburant lors de la réaction de combustion complète conduisant à la formation de CO_2 et H_2O . Le carburant est pris, sauf mention contraire, à l'état liquide et à une température de référence, généralement 298 K.

Pouvoir calorifique (exemple)

Calcul du PCI du toluène à partir des données thermodynamiques

$$\Delta H_v^0(C_6H_5CH_3) = 38003 \text{ J / mol}$$

$$\Delta_f H^0(C_6H_5CH_3) = 49999 \text{ J / mol}$$

$$\Delta_f H^0(H_2O) = -241818 \text{ J / mol}$$

$$\Delta_f H^0(CO_2) = -393510 \text{ J / mol}$$

$$M_{C_6H_5CH_3} = 92 \text{ g / mol}$$

Equation de combustion :



$$\text{Soit, } \Delta Hr = 7(-393510) + 4(-241818) - 49999 + 38003 = -3733.838 \text{ kJ}$$

$$\text{D'où } PCI = 3733.838 / 0.092 = 40585 \text{ kJ/kg}$$

Pollution automobile

Polluants carbonés :

- CO_2 : produit final normal de combustion, gaz à effet de serre
- CO : produit de combustion en mélange riche, gaz très toxique (mortel au-delà de 1000 ppm).

Composés azotés : NO_x

- NO : seul oxyde d'azote se formant aux températures d'un moteur, peu toxique
- NO_2 : produit d'oxydation du NO , pénétration dans le système pulmonaire

Hydrocarbures imbrûlés ou HC : ensemble des hydrocarbures

Particules organiques : composés complexes comprenant une phase solide + une phase liquide (SOF). Particules dangereuses par la présence d'hydrocarbures aromatiques polynucléaires (HAP).

Dioxyde de soufre SO_2

Pollution automobile

Polluants provenant des produits précédents :

- ozone : fabriquée par la présence d'hydrocarbures et de NO_2 servant de catalyseur en présence de rayonnement UV.
- brouillards et pluies acides : acide nitrique + acide sulfurique

Normes et perspectives en matière de pollution automobile

	Moteur Essence (g/km)				Moteur Diesel (g/km)			
	CO	NOx	HC	HC + NOx	CO	HC + NOx	NOx	Particules
1993 <i>Euro 1</i>	2,72			0,97	3,16	1,13		0,1+
1996 <i>Euro 2</i>	2,2			0,5	1	0,7		0,08
2000 <i>Euro 3</i>	2,3	0,15	0,2	0,35	0,64	0,56	0,5	0,05
2005 <i>Euro 4</i>	1	0,08	0,1	0,18	0,5	0,3	0,25	0,025
2009 <i>Euro 5</i>	1	0,06	0,1	0,16	0,5	0,23	0,18	0,005

Normes et perspectives en matière de pollution automobile

Euro 6 (2014) : diminution importante des NOx (de plus de 50 %) pour les moteurs Diesel

Emissions de CO₂ : Non encore réglementée pour les voitures mais engagement des constructeurs : limiter à 120 g/km les émissions de CO₂ pour les véhicules commercialisés à partir de 2008 contre 170 g/km en 2000

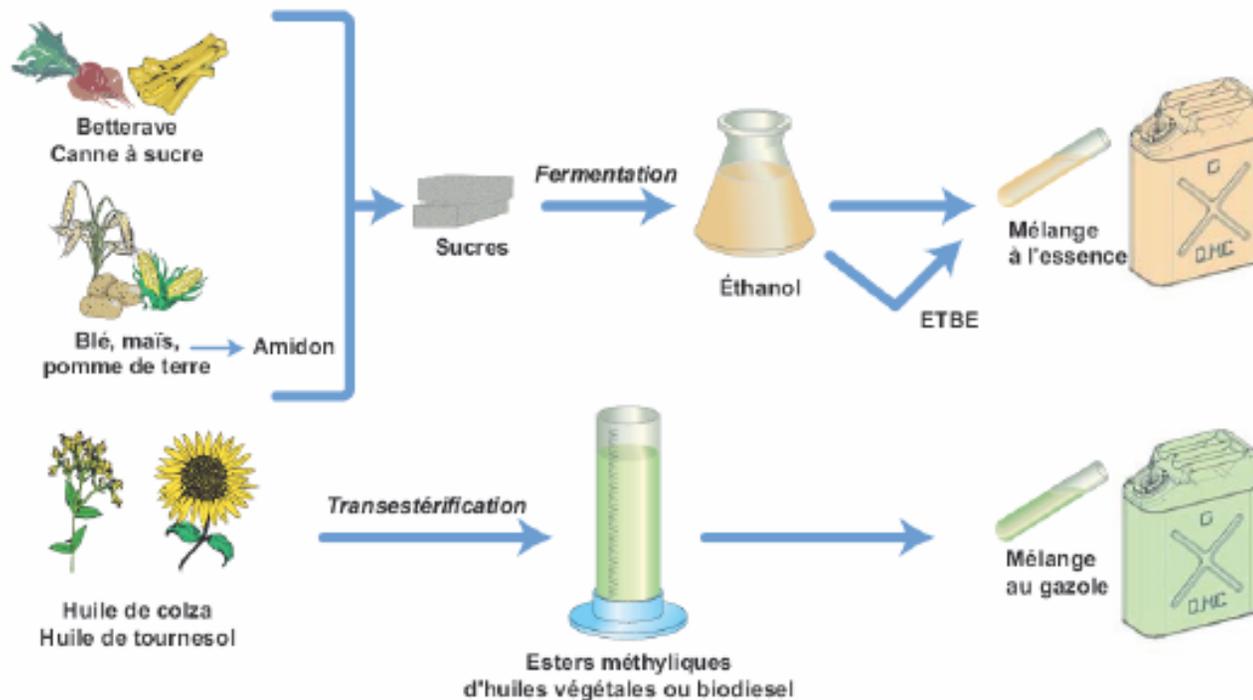
Nouvelles solutions technologiques pour limiter les émissions de CO₂ :

- réduction de la consommation de carburants
- recherche de carburants alternatifs

Carburants alternatifs

Biocarburants : obtenus à partir d'une matière première végétale (biomasse)

Objectifs français (loi d'orientation agricole 2006) : incorporation de biocarburants : 7 % en 2010 et 10 % en 2015 en valeur énergétique



Carburants alternatifs

Points forts :

- Bilan CO₂ favorable
- Substitut (partiel) aux carburants fossiles : indépendance énergétique

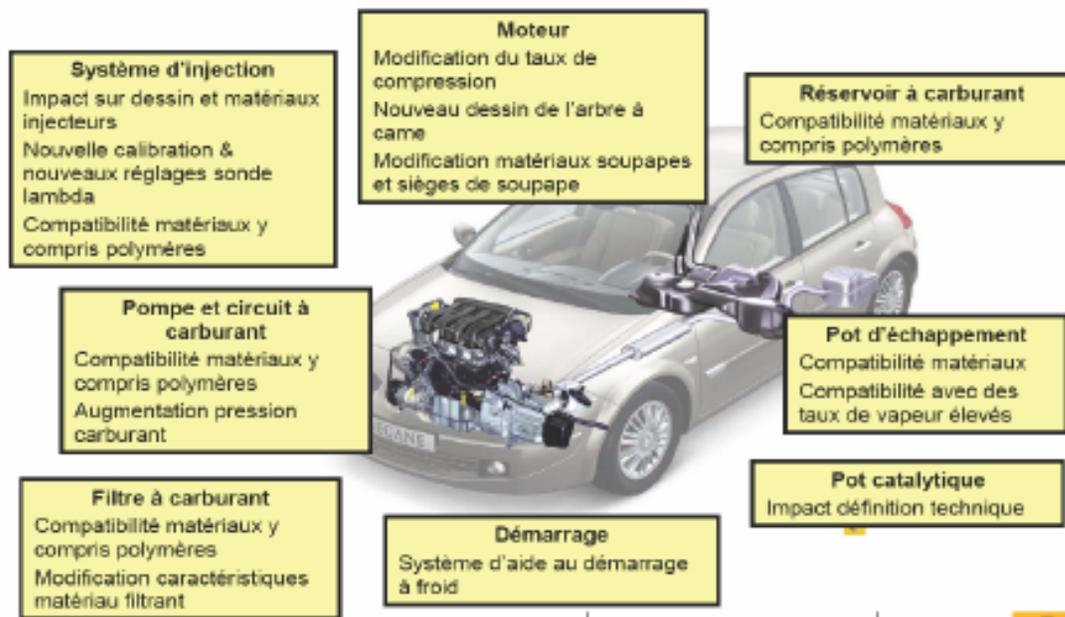
Points faibles :

- Coût de production
- Impact sur la conception du véhicule
- Disponibilité des terres agricoles

Carburants alternatifs

Bilan environnemental de l'éthanol positif : réduction des émissions de CO et HC, légère augmentation des émissions de NOx.

Impact sur le véhicule si l'on utilise des taux supérieurs à 10 % : exemple pour l'E85 (85 % éthanol + 15 % essence) :



Carburants alternatifs

Pour les EMHV : taux d'incorporation dans le gazole fixé à 5 % depuis 1994, bilan positif des émissions de polluants :

- absence d'émissions d'anhydrides sulfureux ou sulfurique (pas de composés soufrés dans ces biocarburants).
- bilan CO₂ équilibré.
- réduction des émissions de CO.
- diminution des fumées, des HC et des particules car présence d'oxygène dans les huiles végétales et les esters.
- augmentation des émissions de NOx.
- augmentation des émissions d'aldéhydes avec l'emploi d'huile de colza.
- réduction des HAP.

Carburants alternatifs

Bilan du puit à la roue (WtW : Well to Wheel)

Filières carburants pétroliers



Production de la ressource

Transport



Transformation

Coproduit(s)



Distribution

Utilisation du carburant



Filières biocarburants



Carburants alternatifs

Pollutions liées à la fabrication des biocarburants :

- Les rejets de CO₂ dus aux étapes de synthèse des biocarburants
- Les émissions de gaz à effet de serre liées à la fabrication / l'utilisation des produits chimiques utilisés pour cultiver avec de bon rendement
- La pollution des eaux

Pollutions liées à l'utilisation des biocarburants :

- Les fuites de biocarburants pourraient polluer les sols et les nappes phréatiques
- La combustion du mélange bioéthanol/carburant entraîne la formation d'oxydes d'azote et de composés organiques volatils qui réagissent pour former de l'ozone, principal responsable de la formation du smog (le smog est une brume bleuté provenant d'un mélange de polluants atmosphérique constitué de particules fines et d'ozone qui contribue à plusieurs effets néfastes pour la santé et l'environnement)
- L'acidification de l'air du au rejet de particules type : HCl, HF, NH₃, NO_x, SO₂

Carburants alternatifs

$\Delta_r H^\circ(298) = -1242,03 \cdot 17,17 = -21325,7 \text{ KJ}$ (énergie combustion éthanol)

$\Delta_r H^\circ(298) = -5076,4 \cdot 6,17 = -31321 \text{ KJ}$ (énergie combustion essence)

$\Delta_r H^\circ(298) = -29821,7 \text{ KJ}$ (énergie combustion E85)

L'énergie dégagée lors de la combustion de l'essence est $(31321 / 29821,7)$ soit 1,05 fois plus grande que celle dégagée par la combustion du bioéthanol.

thermodynamique

Chapitre 2

Plan du cours

- CHAPITRE 1 : Notions de thermodynamique
- CHAPITRE 2 : Besoins énergétiques actuels et potentiels dans le monde
 1. Situation énergétique
 2. Prévisions de consommation d'énergie
 3. Les différentes formes d'énergie
 - 3.1. Energies fossiles
 - 3.2. Energie nucléaire
- CHAPITRE 3 : Les énergies renouvelables

Besoins énergétiques actuels et potentiels dans le monde

Introduction

Quelques définitions :

- *Energie primaire* : c'est l'énergie qui n'a subi aucune conversion / transformation.

Exemple : pétrole brut, gaz, charbon, bois.

- *Energie finale* : énergie comptabilisée au point de livraison des consommateurs.

Exemple : carburants, gaz, électricité.

- *La tonne équivalent pétrole (tep)* : quantité d'énergie fournie par la combustion d'une tonne de pétrole brut. Permet de comparer les différentes sources d'énergie.

$$1 \text{ tep} = 41.868 \cdot 10^9 \text{ Joules (AIE)}$$

$$1 \text{ tep} = 11628 \text{ kWh}$$

$$1 \text{ tep} = 1000 \text{ m}^3 \text{ de gaz}$$

$$1 \text{ tep} = 7.33 \text{ barils de pétrole (1 baril = 159 litres)}$$

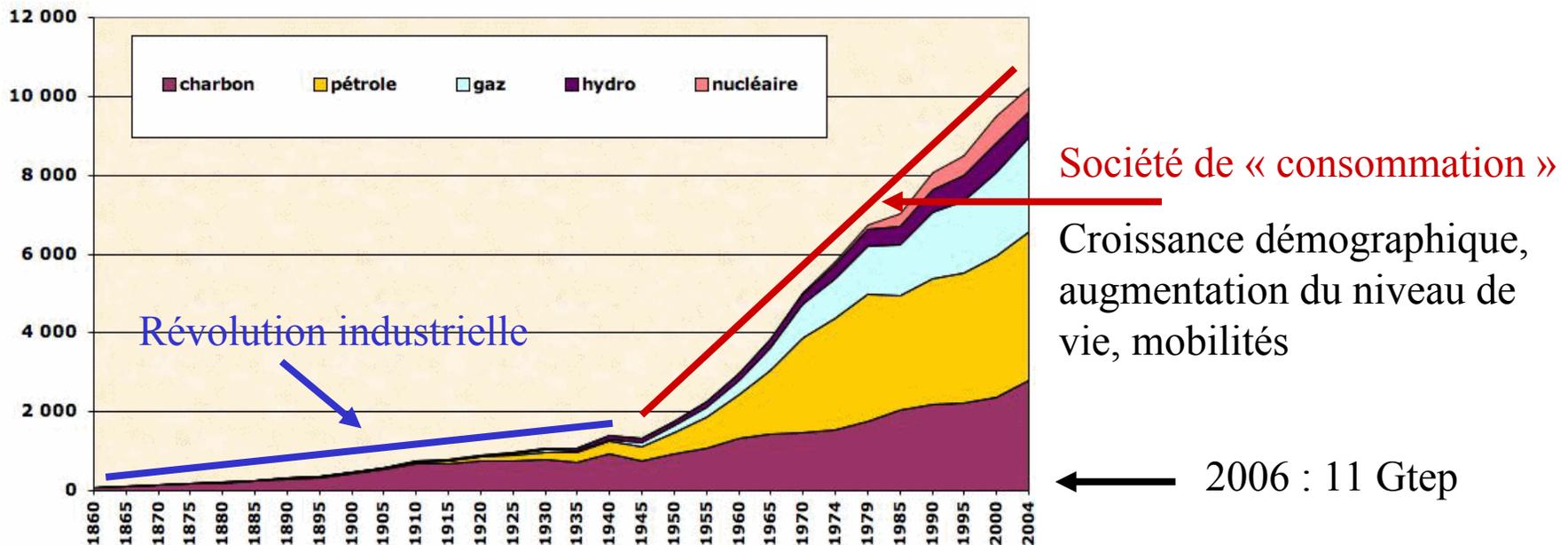
$$1 \text{ tep} = 1.4 \text{ g d'uranium}$$

1. Situation énergétique

Evolution de la consommation mondiale d'énergie primaire (Mtep):

La consommation d'énergie dans le monde a explosé depuis deux siècles, en deux étapes :

- avec la révolution industrielle,
- puis avec la forte croissance des Trente Glorieuses relayée ensuite par la croissance économique des pays émergents (Chine, Inde, Brésil et autres).



Société de « consommation »

Croissance démographique, augmentation du niveau de vie, mobilités

← 2006 : 11 Gtep

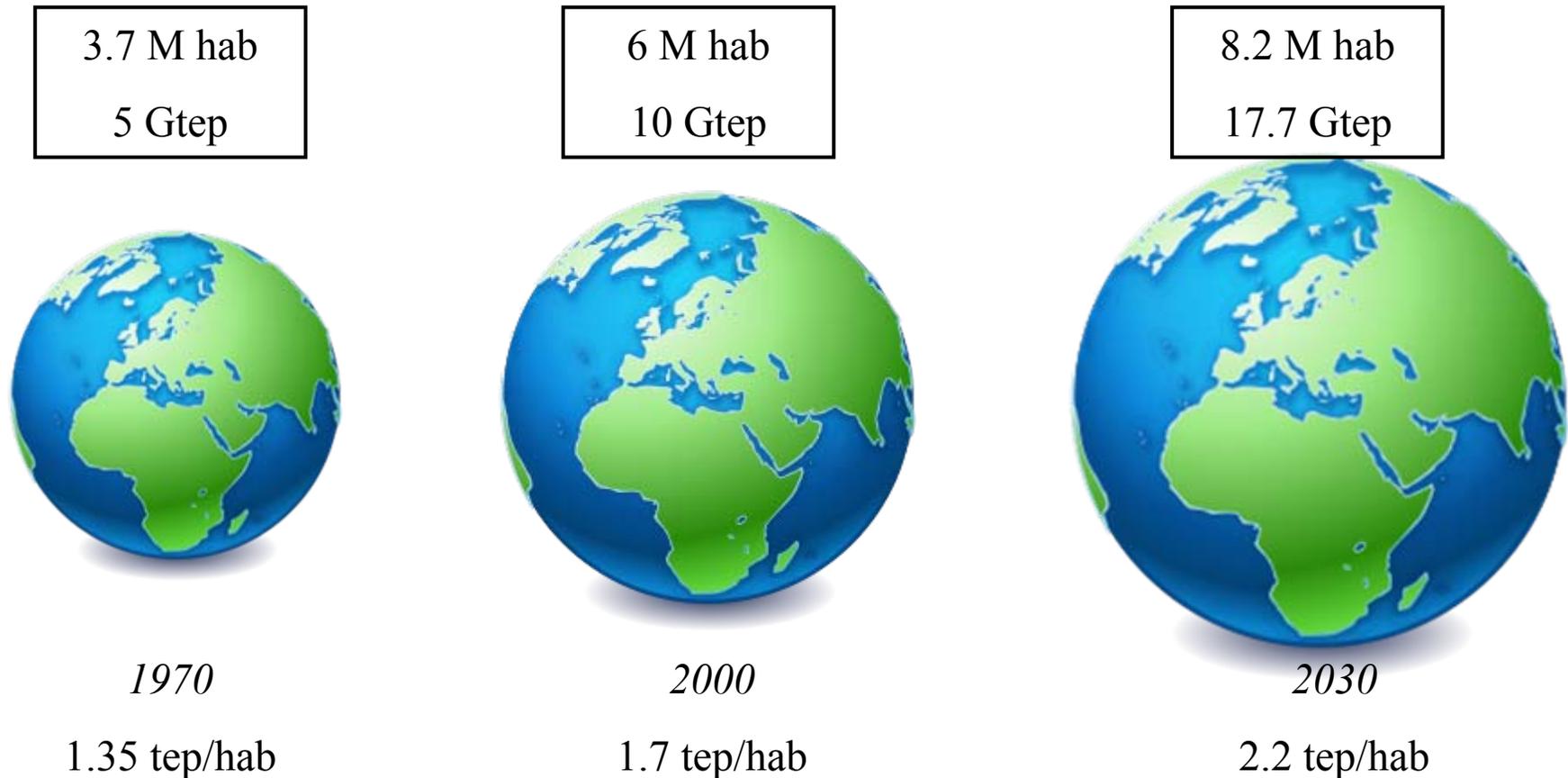
1. Situation énergétique

11 Giga tonnes équivalent pétrole ?

Prenez un réservoir dont la base recouvre la surface de Paris ~ **100 km²**

Versez y $11 \times 10^6 \times 7.33 \times 159$ litres de pétrole brut →
hauteur : **130 m**

1. Situation énergétique



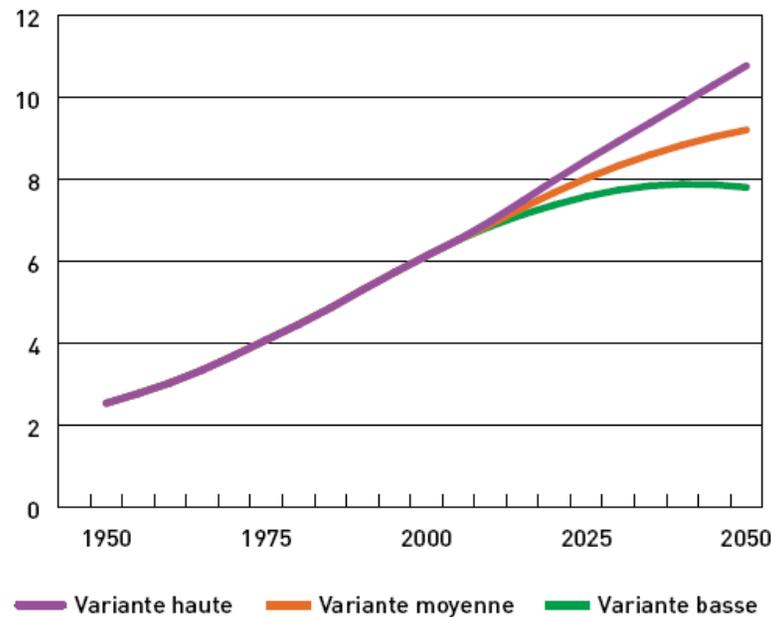
La demande croissante en énergie fait subir une pression croissante tant sur l'économie, que sur l'environnement.

- Risque de ne pas pouvoir assurer la demande future,
- Menace d'une dégradation majeure et irréversible de l'environnement.

2. Les causes de l'augmentation de la consommation énergétique

Le facteur démographique :

Historique et prévisions de croissance de la population : estimations des Nations Unies.

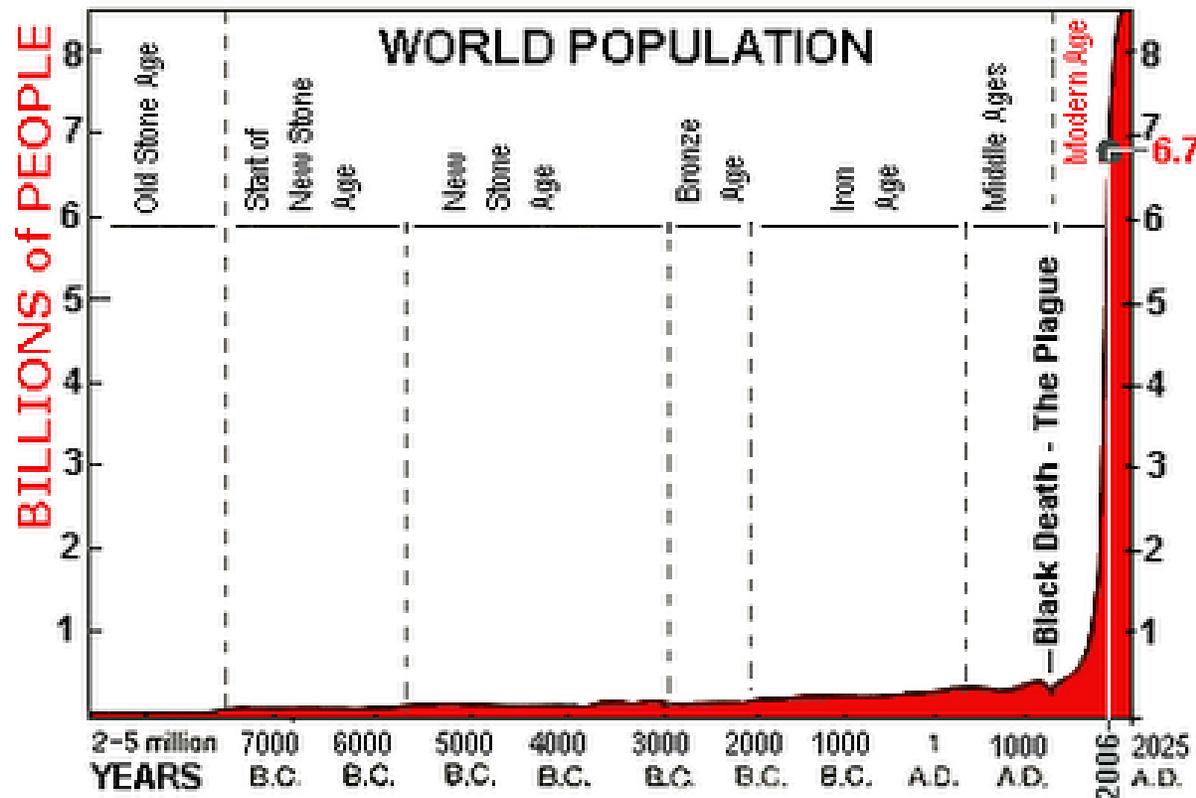


Les grandes sources d'incertitude dans les prévisions démographiques sont les hypothèses concernant les taux de fécondité futurs (à la baisse dans de nombreux pays développés, voire même dans certains pays en développement).

2. Les causes de l'augmentation de la consommation énergétique

Le facteur démographique :

Croissance de la population : accélération depuis l'ère moderne → +250000 hab / jour

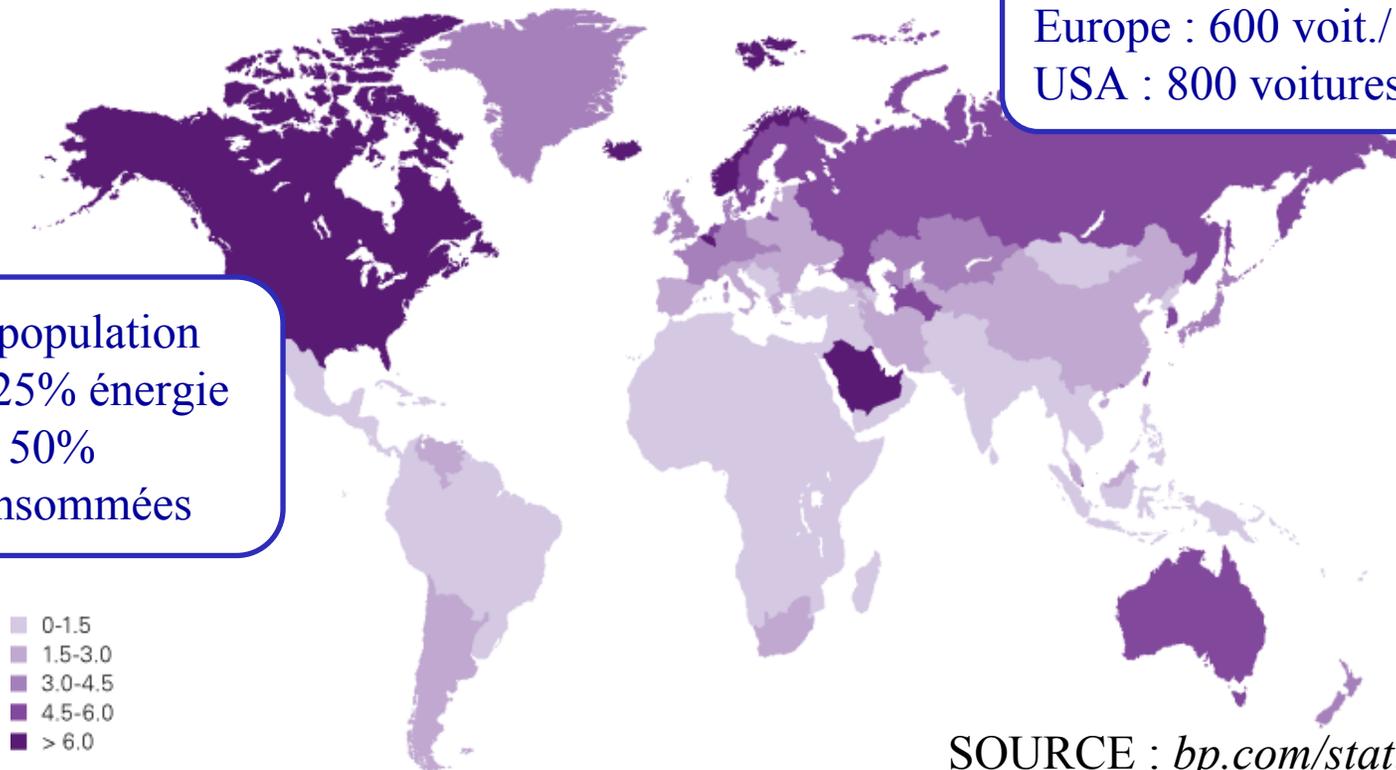


2. Les causes de l'augmentation de la consommation énergétique

Le facteur économique : un accès inégal à l'énergie

La fraction majoritaire d'énergie primaire consommée est réservée à une part minoritaire de la population mondiale.

Consumption per capita 2009
Tonnes oil equivalent



Chine : 40 voitures/1000 hab
Europe : 600 voit./1000 hab
USA : 800 voitures/1000 hab

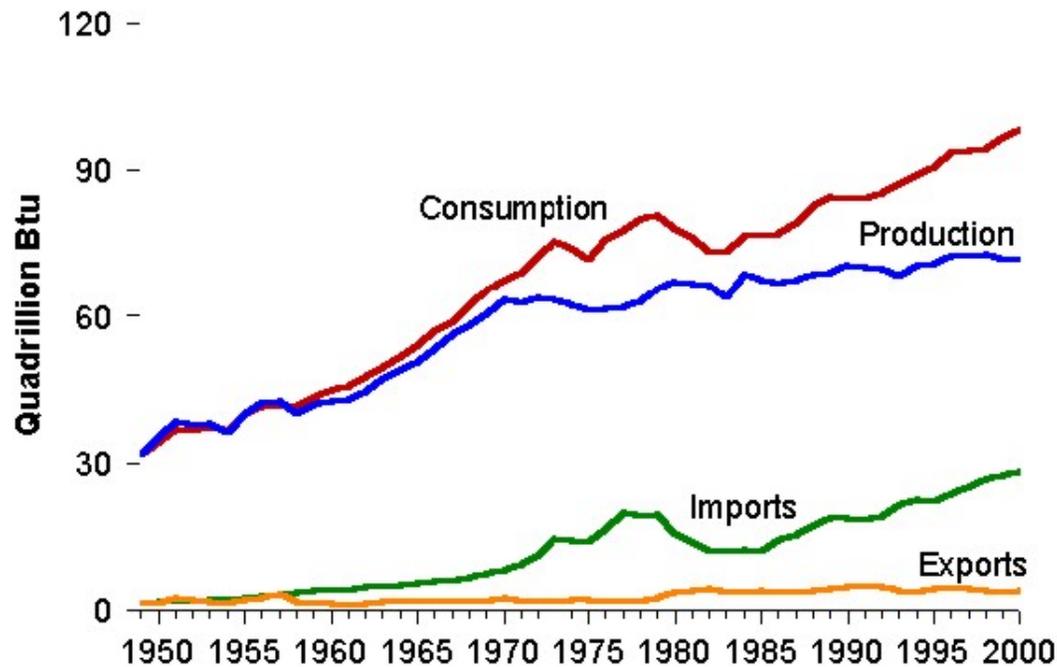
USA : 5% population mondiale, 25% énergie primaire et 50% essence consommées

SOURCE : bp.com/statisticalreview

2. Les causes de l'augmentation de la consommation énergétique

Les forts déséquilibres entre énergie produite et consommée localement accroissent les tensions.

Exemple : aux Etats-Unis



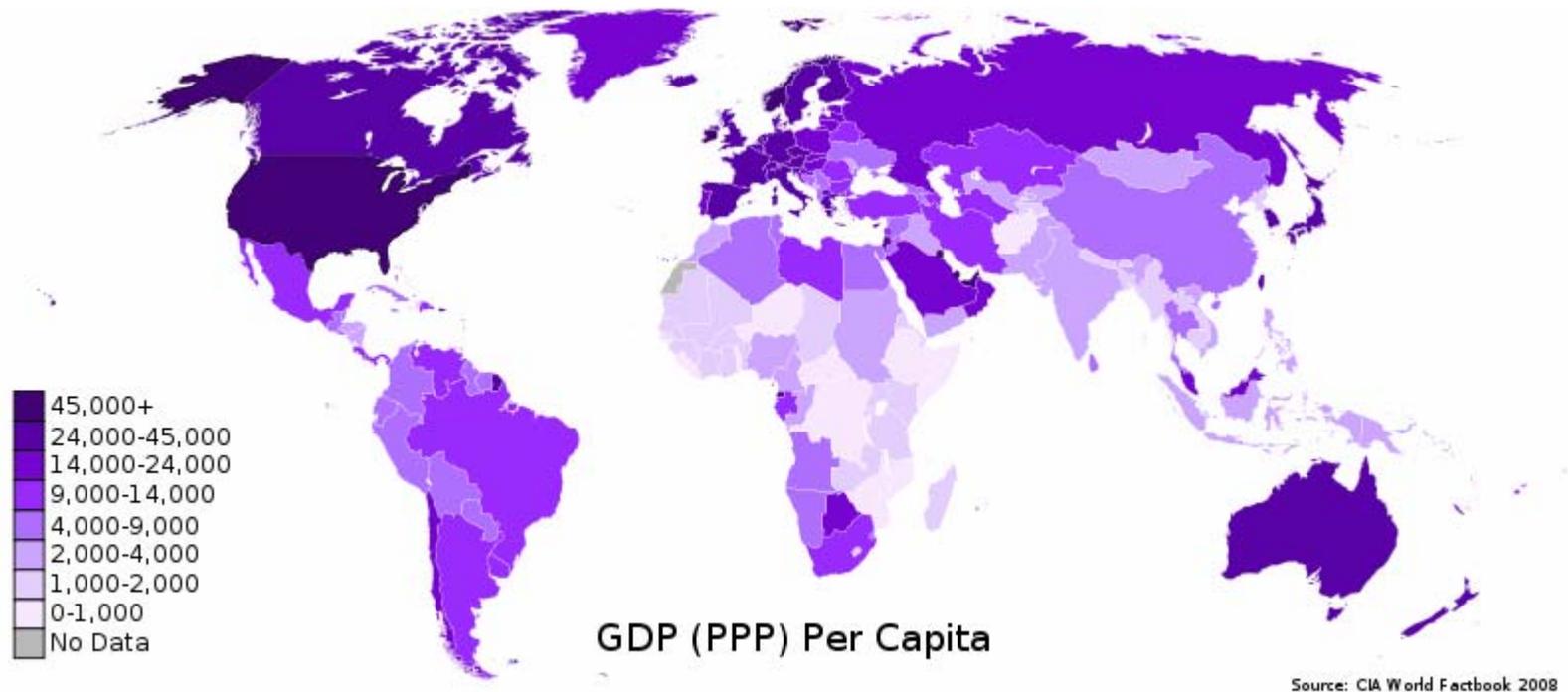
Balance énergétique très déficitaire

Dans beaucoup de puissances occidentales,
+ d'énergie consommée \equiv + de profits

2. Les causes de l'augmentation de la consommation énergétique

Le facteur économique : un accès inégal à l'énergie

Ces disparités sont fortement corrélées à l'évolution de la croissance économique.



Salaires moyens plus élevés → achats d'équipements plus énergivores.

2. Les causes de l'augmentation de la consommation énergétique

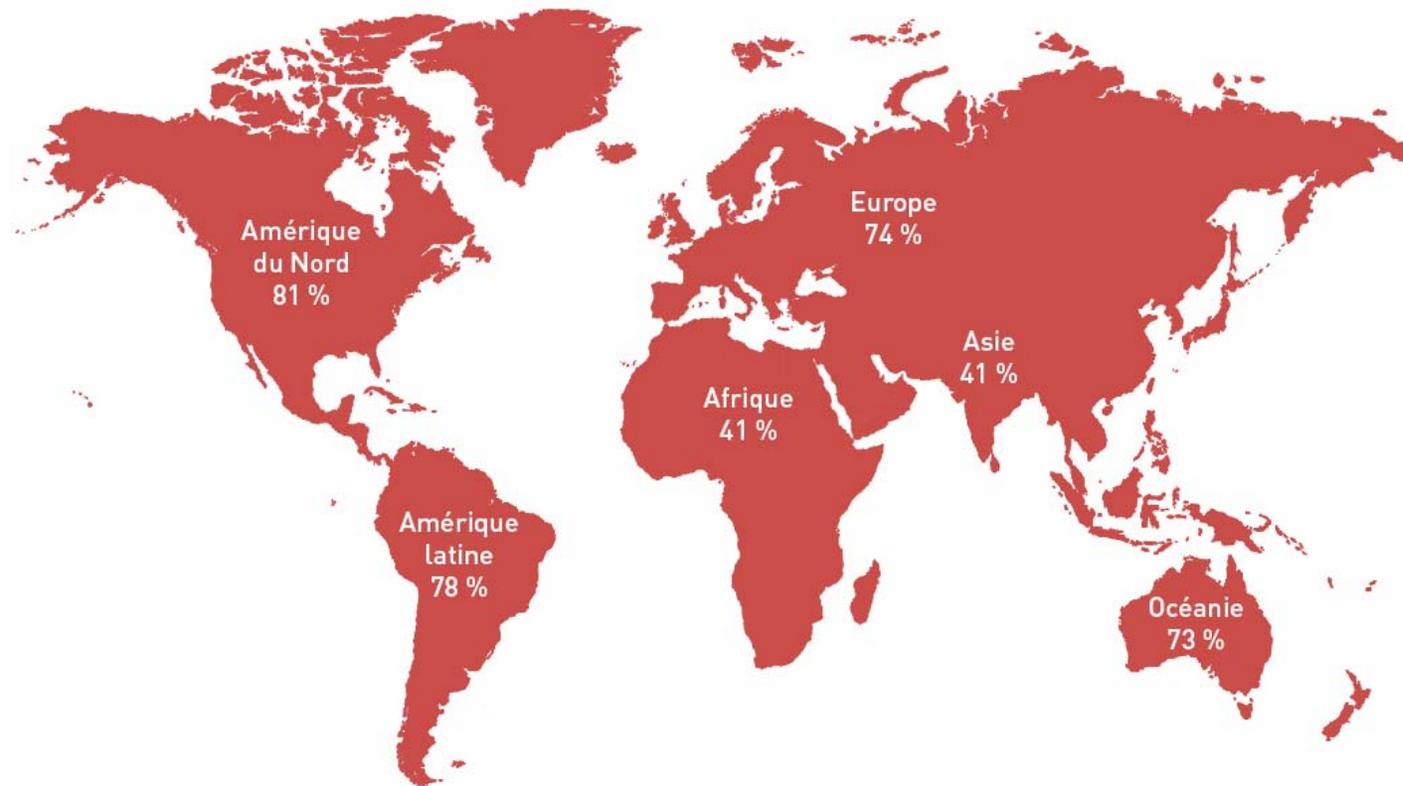
Le facteur économique : un accès inégal à l'énergie



2. Les causes de l'augmentation de la consommation énergétique

L'urbanisation :

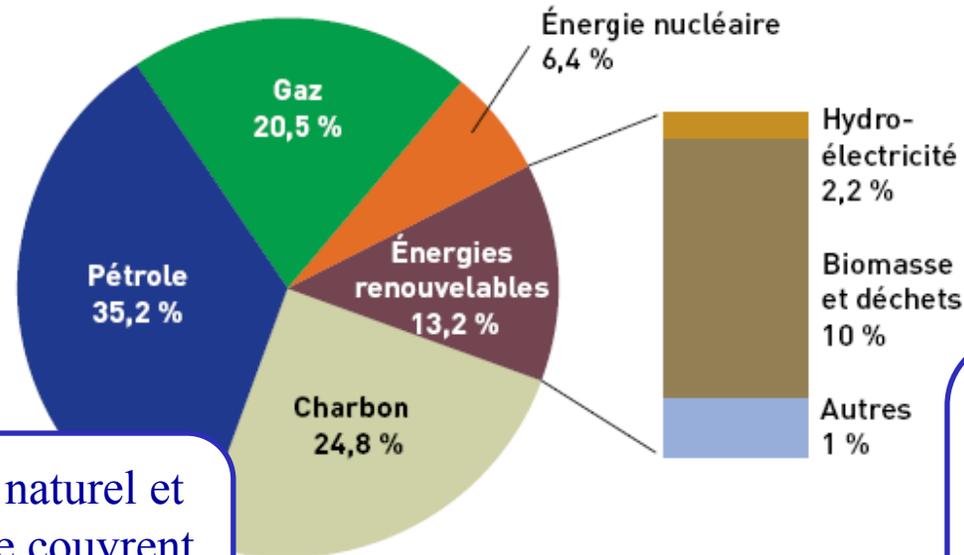
Taux d'urbanisation par région (2003) :



3. Les différentes formes d'énergie

La production mondiale d'énergie primaire en 2006 :

Sources d'approvisionnement en énergie primaire
(11 204 Mtep) à travers le monde, 2004



Charbon, gaz naturel et surtout pétrole couvrent 80% des besoins dans le monde.

Biomasse et déchets :
énergies combustibles

Autres : énergie éolienne (57%), énergie géothermique (39%), énergie solaire (2.7%) et énergie des marées et des vagues (1.3%).

SOURCE : *agence internationale de l'énergie*

3. Les différentes formes d'énergie

3.1. Energies fossiles

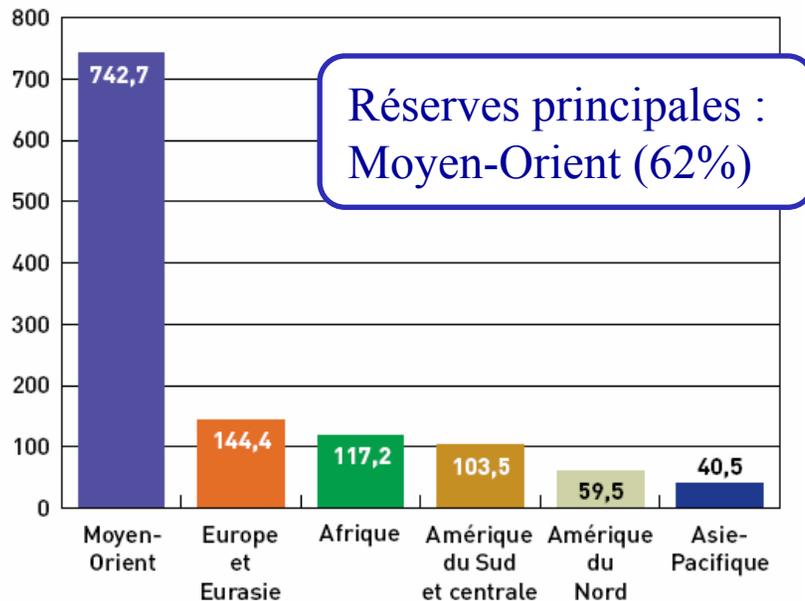
- Les énergies fossiles sont le charbon, le gaz et le pétrole. Elles sont en quantité finie sur notre planète.
- Les énergies fossiles représentaient en 2006 88% de la consommation d'énergie primaire mondiale. Elles sont très compétitives du point de vue économique et faciles d'emploi.
- Les énergies fossiles contiennent du carbone dont la combustion fournit de l'énergie mais aussi du CO₂.

Combustible	Valeur énergétique	Equivalence en tep
1 tonne de pétrole	42 GJ	1 tep
1 tonne de charbon	29,3 GJ	0,69 tep
1000 m ³ de gaz	36 GJ	0,86 tep
1 tonne d'Uranium naturel	420000 GJ	10000 tep

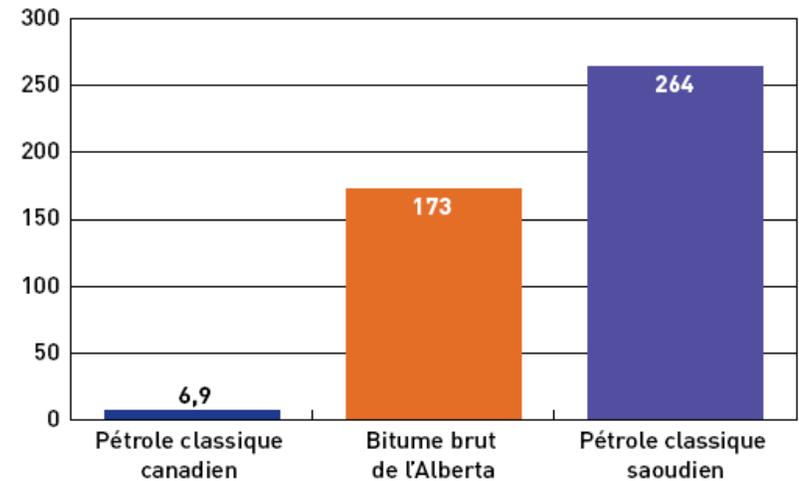
3. Les différentes formes d'énergie

3.1. Energies fossiles : le pétrole brut

Réserves pétrolières régionales prouvées,
fin 2006
(milliards de barils)



Réserves pétrolières canadiennes et saoudiennes,
fin 2006
(milliards de barils)

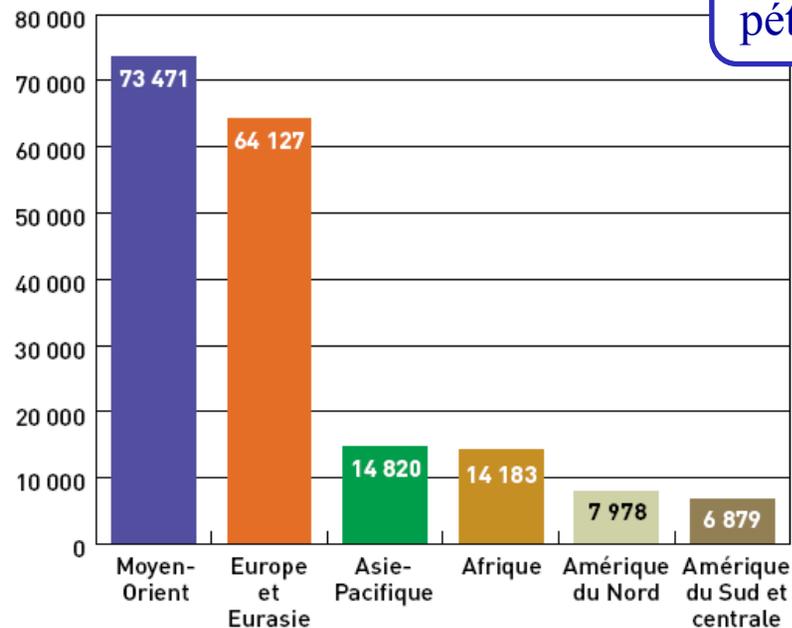


SOURCE : *bp.com/statisticalreview*

3. Les différentes formes d'énergie

3.1. Energies fossiles : le gaz naturel

Réserves régionales prouvées de gaz naturel,
fin 2006
(milliards de mètres cubes)



88% des réserves de
pétrole conventionnel

Importantes réserves :
ancienne Union Soviétique
et Moyen-Orient

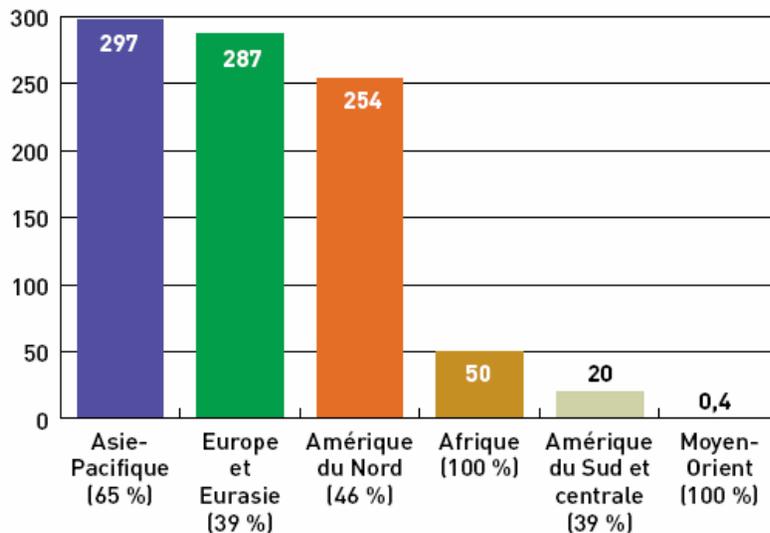
Transport plus difficile que
pour le pétrole : marchés
plus continentaux

SOURCE : *bp.com/statisticalreview*

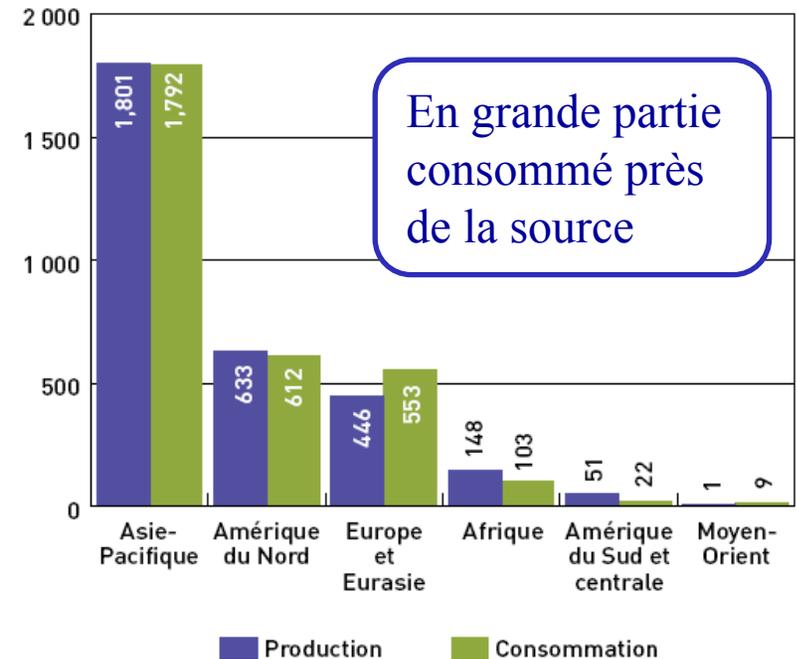
3. Les différentes formes d'énergie

3.1. Energies fossiles : le charbon

Réserves régionales prouvées de charbon,
fin 2006
(milliards de tonnes)



Production et consommation régionales de charbon,
2006
(millions de tonnes d'équivalent pétrole)

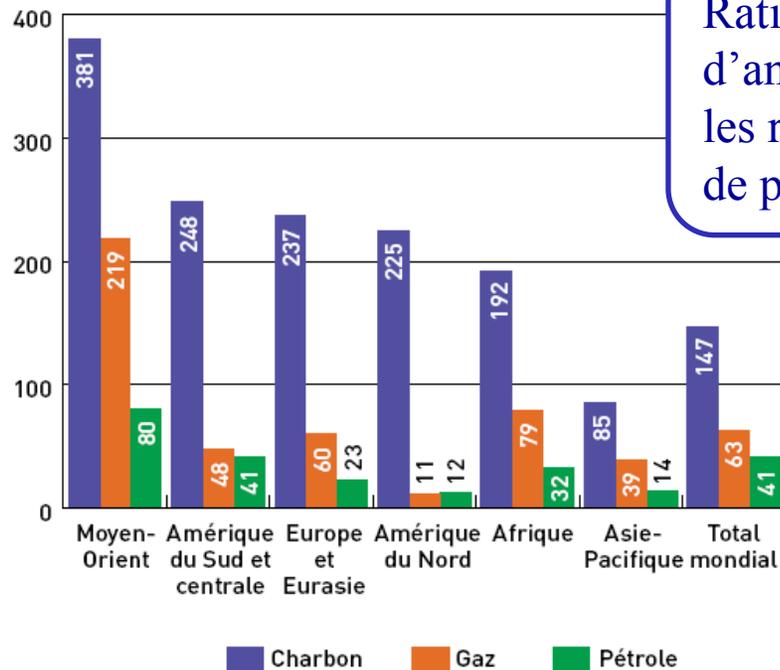


SOURCE : *bp.com/statisticalreview*

3. Les différentes formes d'énergie

3.1. Energies fossiles

Ratios réserves/production de combustibles fossiles
selon la région, fin 2006
(années)



Ratio R/P indique le nombre d'années qu'il faut pour épuiser les réserves prouvées aux taux de production actuels.

SOURCE : *bp.com/statisticalreview*

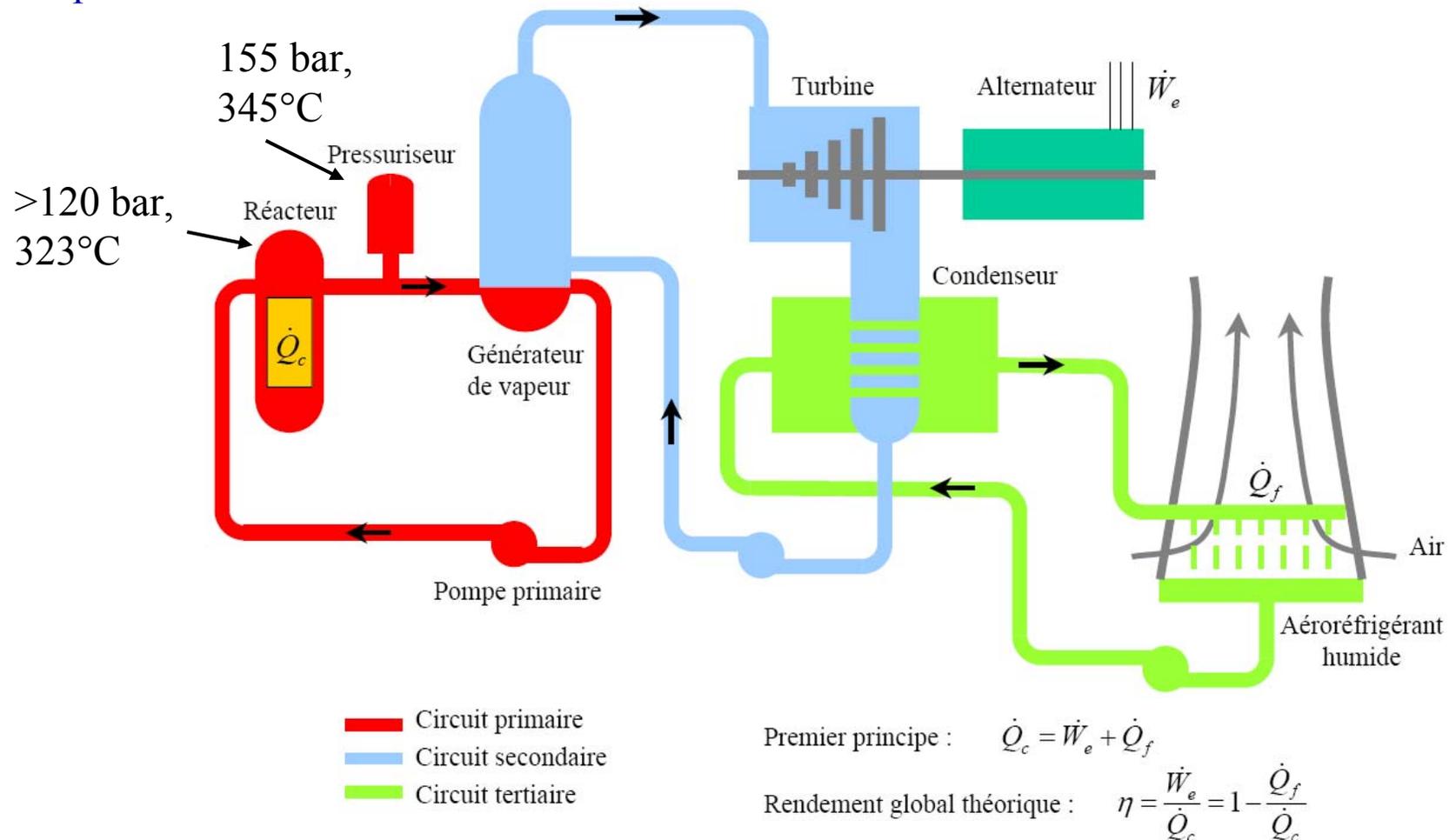
3. Les différentes formes d'énergie

3.1. Energies fossiles

	Avantages	Inconvénients	Production de 1000 MW pendant 1 an
Charbon	réserves relativement importantes	- transport peu envisageable sur de grandes distances - pollution atmosphérique rejets de CO ₂	2 600 000 tonnes de charbon
Pétrole	transportable	- réserves limitées et localisées - pollution atmosphérique, rejets de CO ₂	1 800 000 tonnes de pétrole
Gaz	- transportable - production de CO ₂ plus faible	- réserves limitées et localisées - à l'état brut, dix fois plus nocifs que le CO ₂ vis à vis de l'effet de serre	1 650 000 tonnes de gaz liquéfié

3. Les différentes formes d'énergie

3.2. Énergie nucléaire : schéma de principe d'une centrale nucléaire à eau pressurisée



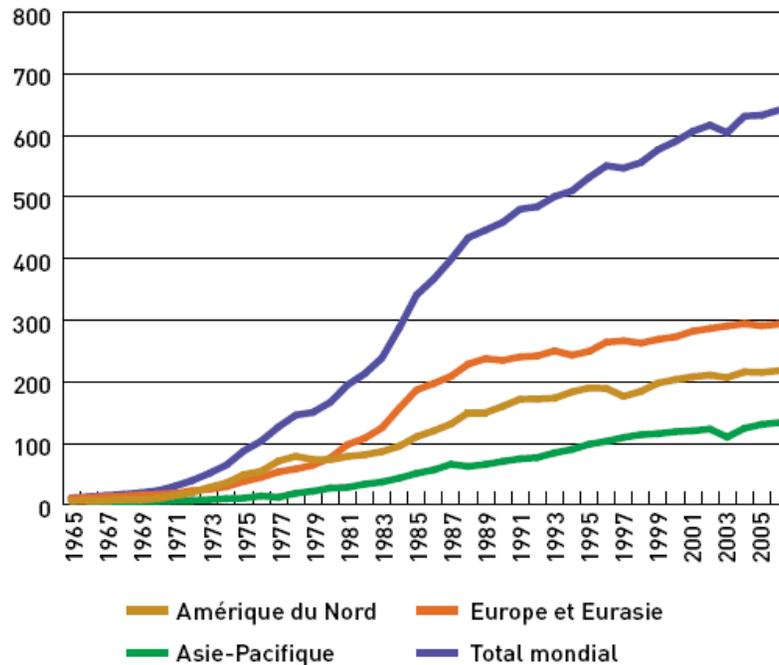
3. Les différentes formes d'énergie

3.2. Énergie nucléaire

USA/France/Japon : 55% de la capacité nucléaire mondiale

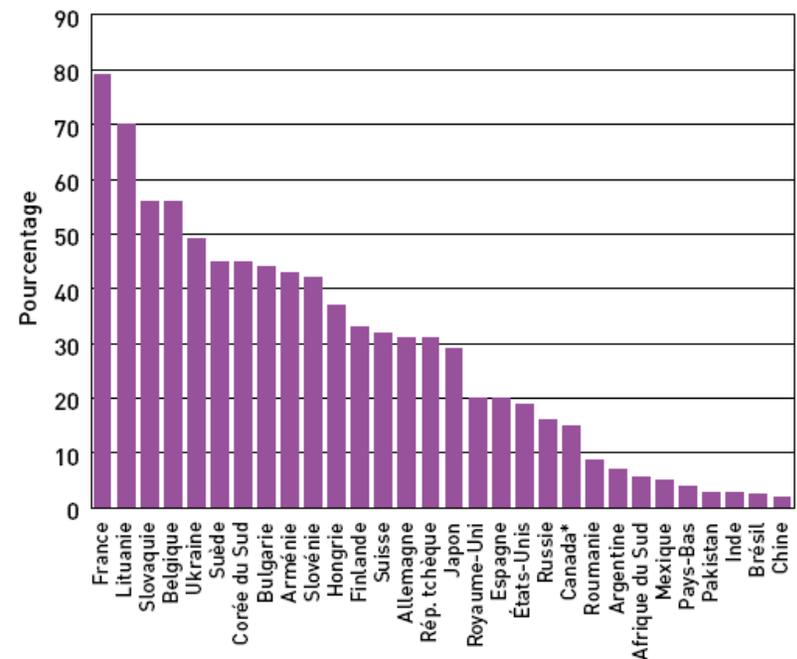
Réserves d'uranium : Australie, Kazakhstan, Canada

Consommation mondiale et régionale d'énergie nucléaire, 1965-2006
(millions de tonnes d'équivalent pétrole par an)



SOURCE : *world-nuclear.org*

Part du nucléaire dans la production totale (2006)



SOURCE : *bp.com/statisticalreview*

3. Les différentes formes d'énergie

3.2. Énergie nucléaire

- 6 - 7% de la production énergétique mondiale
- Énergie très dense : 1 kg d'Ur utilisé dans un réacteur à eau est l'équivalent énergétique de 10 tonnes de pétrole, 60 réacteurs couvrent 80 % de la production d'électricité en France.

Énergie	Avantages	Inconvénients	Production de 1000 MW pendant 1 an
Nucléaire	<ul style="list-style-type: none"> - pas de pollution ni de rejet de gaz à effet de serre - adaptée à la production de grande échelle 	<ul style="list-style-type: none"> - gestion des déchets sur de longues périodes - pas de sûreté passive 	25 tonnes d'Ur enrichi à 4%

3. Les différentes formes d'énergie

Répartition de la production électrique en France :

- Énergie nucléaire : 79%
- Énergie renouvelable (notamment hydraulique) : 11%
- Énergie fossile : 10%

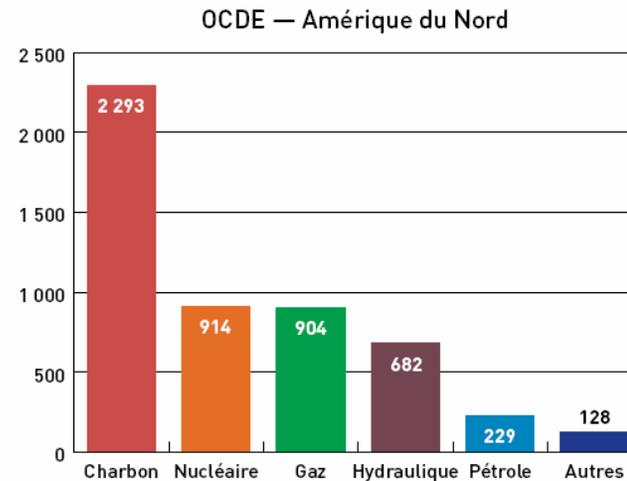
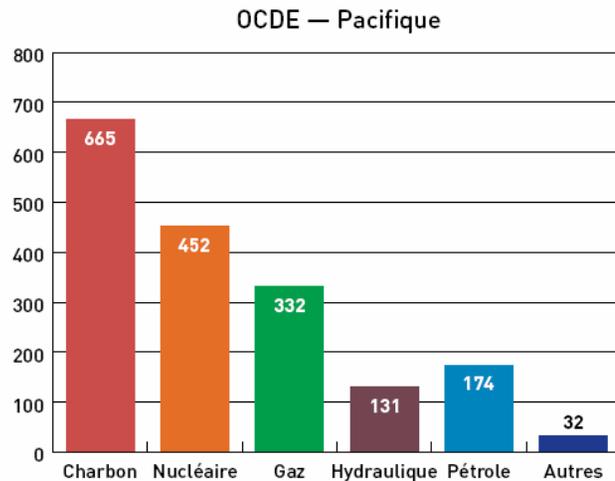
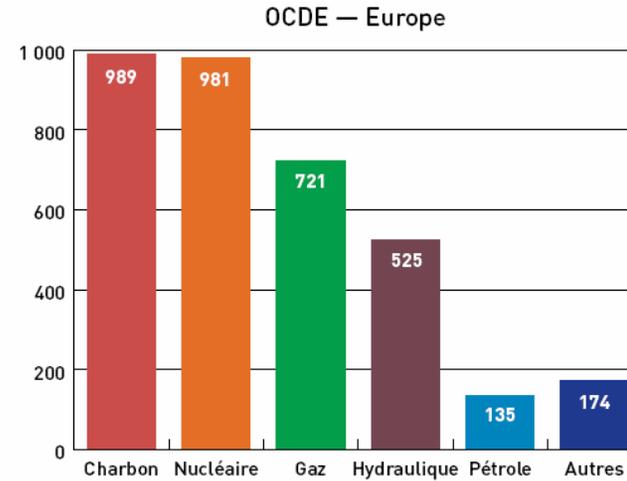
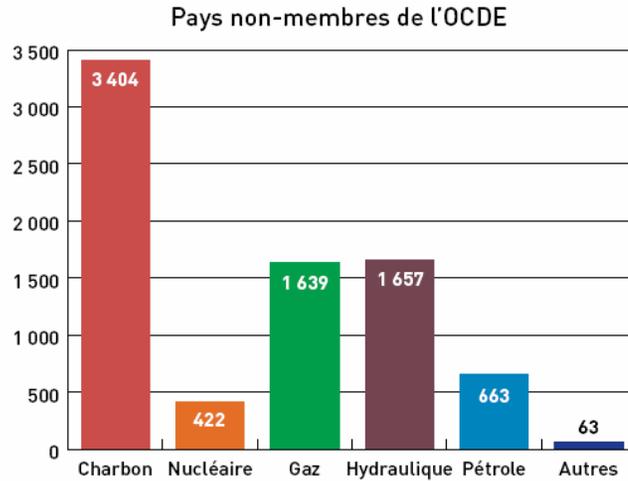


Utilisation du pétrole en France :

- Transports (aérien, routier, fluvial, ...) : 57% de la consommation française totale
- Résidentiel tertiaire (chauffage, ...) : 17,5%
- Usage non énergétique (pétrochimie et lubrifiants) : 16%
- Industrie y compris sidérurgie (et hors pétrochimie) : 7%
- Agriculture : 2,5%

3. Les différentes formes d'énergie

Répartition de la production électrique dans le monde, en 2005 (TWh) :



SOURCE : agence internationale de l'énergie

3. Les différentes formes d'énergie

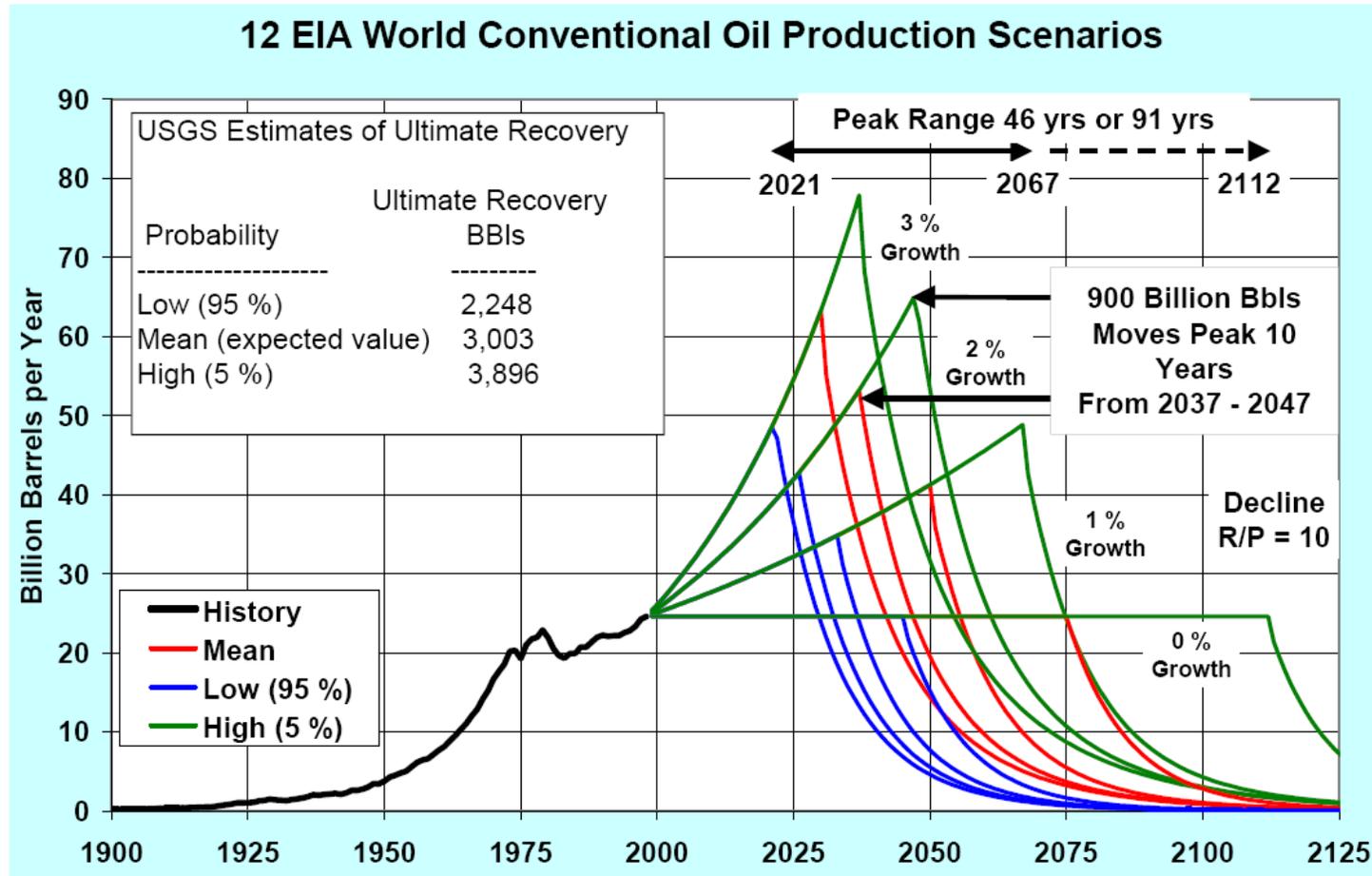
3.3. Prévisions de consommation dans le monde

	1980	2000	2007	2015	2030	2007-2030*
Coal	1 792	2 292	3 184	3 828	4 887	1.9%
Oil	3 107	3 655	4 093	4 234	5 009	0.9%
Gas	1 234	2 085	2 512	2 801	3 561	1.5%
Nuclear	186	676	709	810	956	1.3%
Hydro	148	225	265	317	402	1.8%
Biomass and waste**	749	1 031	1 176	1 338	1 604	1.4%
Other renewables	12	55	74	160	370	7.3%
Total	7 228	10 018	12 013	13 488	16 790	1.5%

SOURCE : *agence internationale de l'énergie*

3. Les différentes formes d'énergie

3.3. Prévisions de consommation dans le monde



SOURCE : USGS

3. Les différentes formes d'énergie

Au niveau actuel de consommation annuelle :

- 40 ans de réserves prouvées de pétrole + 40 ans de "réserves ultimes" prouvées (hydrocarbures de moins bonne qualité)
- 60 ans de gaz
- 2 siècles de charbon
- 50 ans d'uranium



3. Les différentes formes d'énergie

Limitation de l'utilisation des hydrocarbures :

- raréfaction des ressources
- protocole de Kyoto (16/02/05) : réduction de 5,2 % des émissions de gaz à effet de serre d'ici 2012 par rapport aux émissions en 1990 (CO_2 , CH_4 , protoxyde d'azote (N_2O), composés halogénés du carbone ($\text{C}_x\text{H}_y\text{Hal}_z$ avec Hal halogènes tels fluor, chlore, brome...))

Durée de vie (temps nécessaire à la disparition de 50% du gaz) : 12 ans pour CH_4 , un siècle pour CO_2 , 120 ans pour N_2O , 50000 ans pour CF_4 (utilisé pour la production d'aluminium).

3. Les différentes formes d'énergie

3.3. Energies renouvelables

En 2010, l'objectif de l'Europe est d'atteindre, en énergies renouvelables, 12 % de la production totale.

- Énergie hydraulique : la plus utilisée des énergies renouvelables, 3% de la consommation d'énergie primaire mondiale et environ 18% de la consommation électrique. 15% du potentiel techniquement exploitable sont utilisés.
- Énergie des océans : énergie marémotrice due à l'attraction de la lune et énergie des vagues - énergie thermique due à la différence de température entre la surface et les eaux profondes. Le potentiel technique réel d'énergie marémotrice est estimé à 500 000 GWh/an. Centrale marémotrice de la Rance : 240 MW, 500 GWh sur un an.
- Biomasse : bois énergie + biogaz (méthanisation de la matière organique : potentiel énergétique mondial très important mais grande production de CO₂) + biocarburants.
- Géothermie
- Énergie éolienne
- Énergie solaire

CHAPITRE 3 : Les énergies renouvelables

- CHAPITRE 1 : Notions de thermodynamique
- CHAPITRE 2 : Besoins énergétiques actuels et potentiels dans le monde
- CHAPITRE 3 : Les énergies renouvelables
 - Introduction : avantages et inconvénients des différentes énergies renouvelables.
 - 1. Énergie géothermique : principe, cycles thermodynamiques
 - 2. Énergie éolienne : principe de fonctionnement, constitution
 - 3. Énergie solaire : solaire thermique, solaire photovoltaïque



Introduction

Flux d'énergies d'origine naturelle : soleil, vent, eau, croissance végétale, géothermie ainsi que l'énergie des vagues, des marées et des courants marins.



Alternatives crédibles aux énergies fossiles car :

- inépuisables
- production décentralisée adaptée à la fois aux ressources et aux besoins locaux
- préservation de l'environnement : toutes ces sources ont une intensité de rejets dans l'atmosphère qui est presque nulle.

1. Énergie géothermique

Introduction

- Le terme *géothermie* vient du grec « gê » = terre et « thermos » = chaud.
- En profondeur, la planète dispose d'un stock de chaleur illimité à l'échelle humaine et, à sa surface, le sol est réchauffé par le rayonnement solaire et la migration des eaux de pluie.
→ Idée : capter la chaleur dans la croûte terrestre pour produire du chauffage ($T < 90\text{ °C}$) ou de l'électricité ($90\text{ °C} < T < 150\text{ °C}$).
- La 1^{ère} utilisation d'eaux chaudes naturelles remontent à des milliers d'années avant J-C.
- La géothermie occupe actuellement en France la 3^{ème} place des énergies renouvelables, en terme d'énergie produite, derrière la biomasse et l'hydraulique.

Avantages :

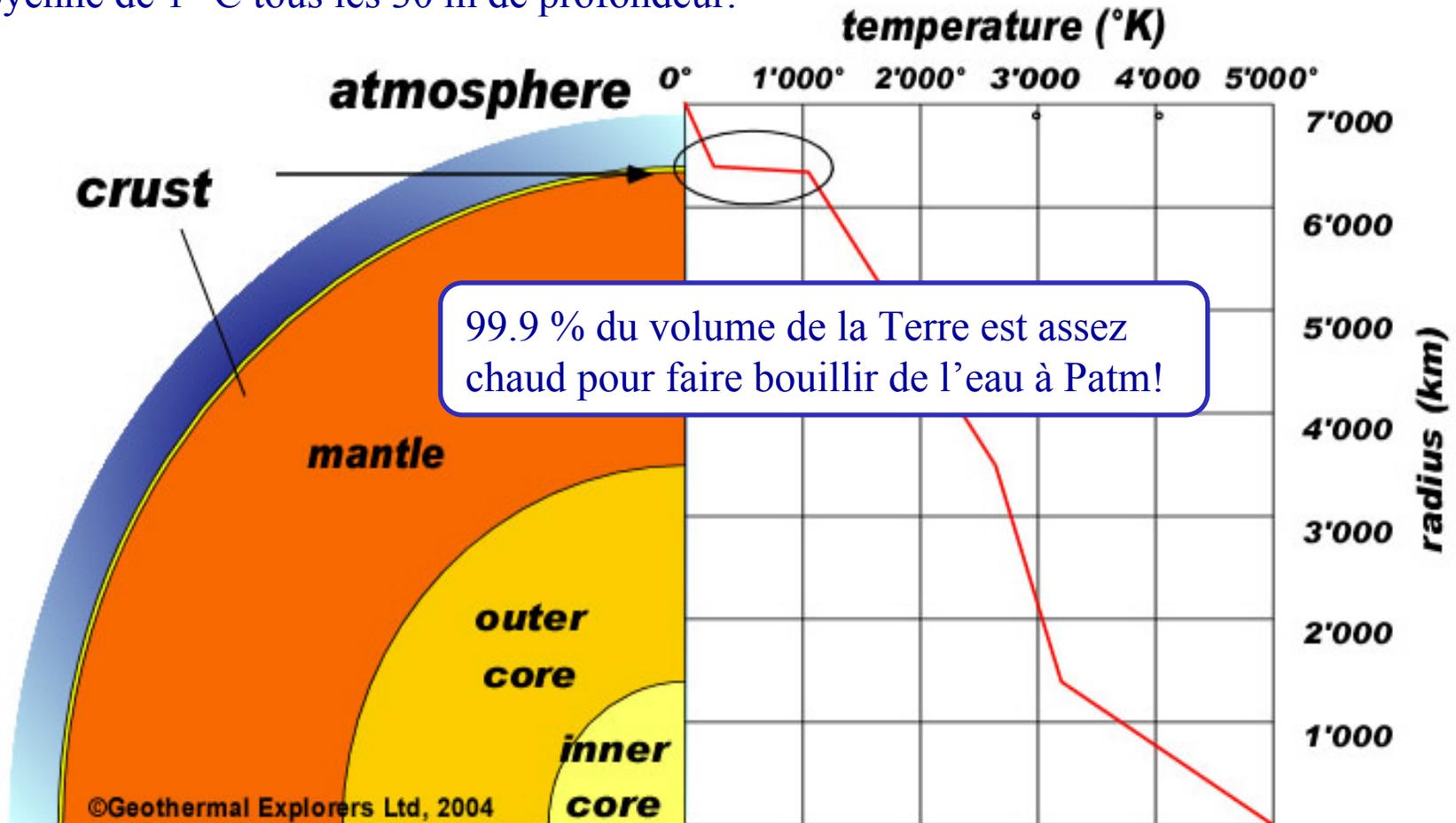
- Source d'énergie gratuite, renouvelable et dont l'exploitation ne coûte pas chère.
- Pas de pollution de l'atmosphère.
- Cogénération possible : production d'électricité en même temps que la chaleur.

Inconvénients : énergie se transportant difficilement.

1. Energie géothermique

La chaleur de la Terre

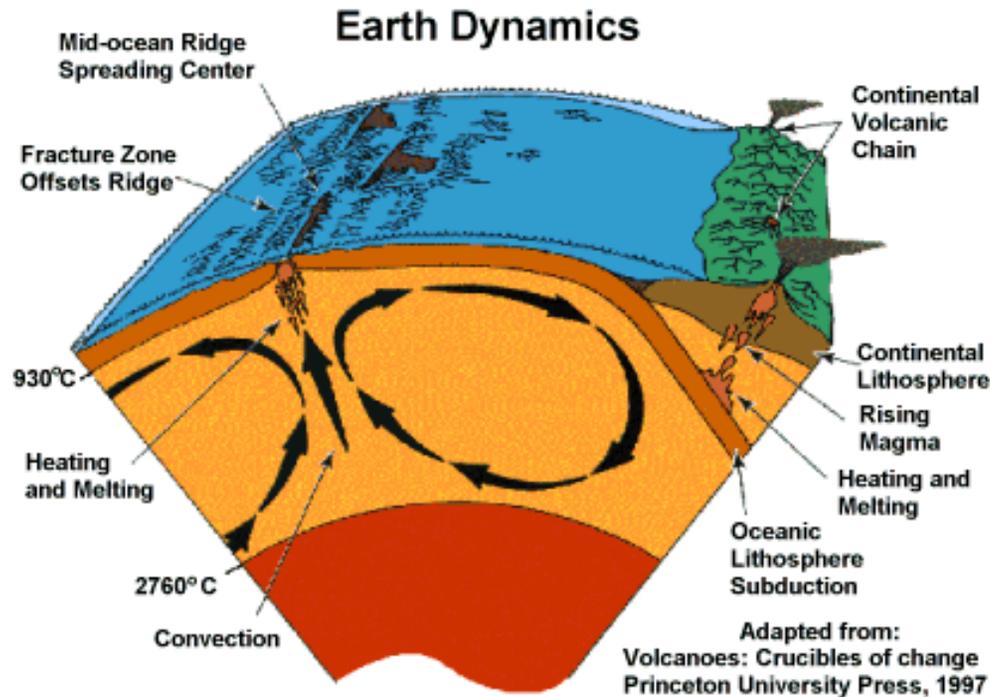
- Puissance géothermique de la Terre : estimée à plus de 30 milliards de kW.
- Gradient géothermique terrestre moyen : la température des roches augmente en moyenne de 1° C tous les 30 m de profondeur.



1. Énergie géothermique

La Terre est active

- La chaleur de la Terre provient essentiellement (90%) de la désintégration d'éléments radioactifs (uranium, thorium, potassium) présents dans les roches et du noyau terrestre qui génère un flux de chaleur vers la surface.

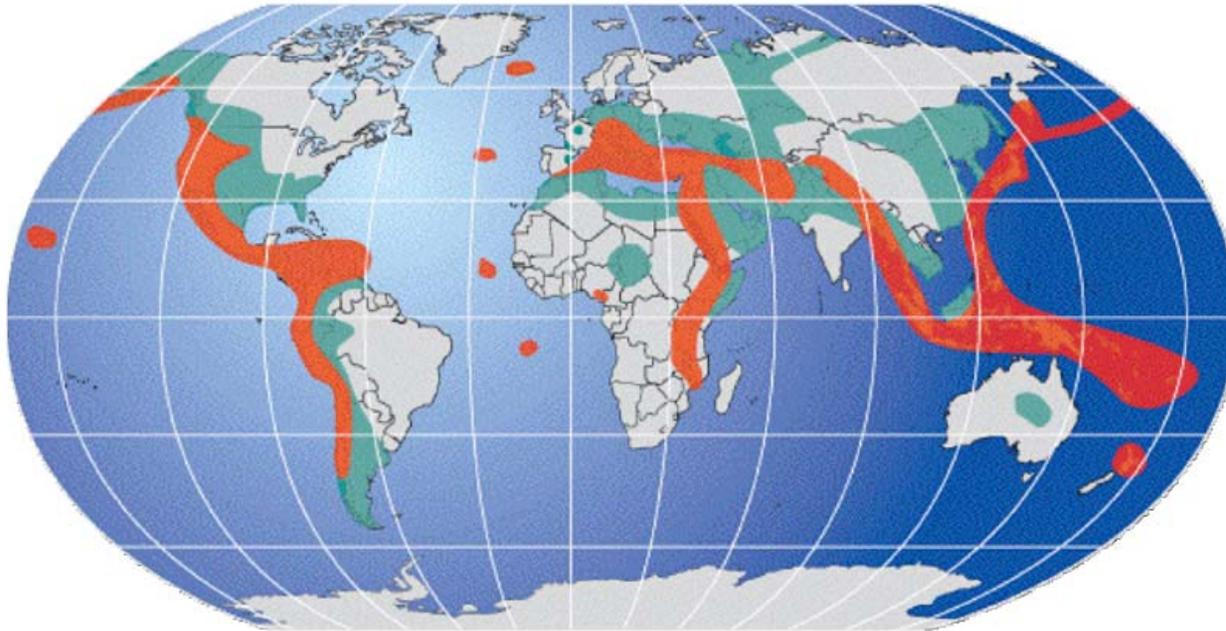


- La chaleur produite varie avec la composition chimique des roches mais aussi selon leur âge.

1. Énergie géothermique

La Terre est active

- les sites

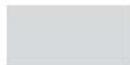


© BRGM im@gé

• Zones propices au développement de la géothermie haute énergie
(Régions tectoniques et volcaniques actives émergées)



Zones favorables à la géothermie basse énergie (bassins sédimentaires)

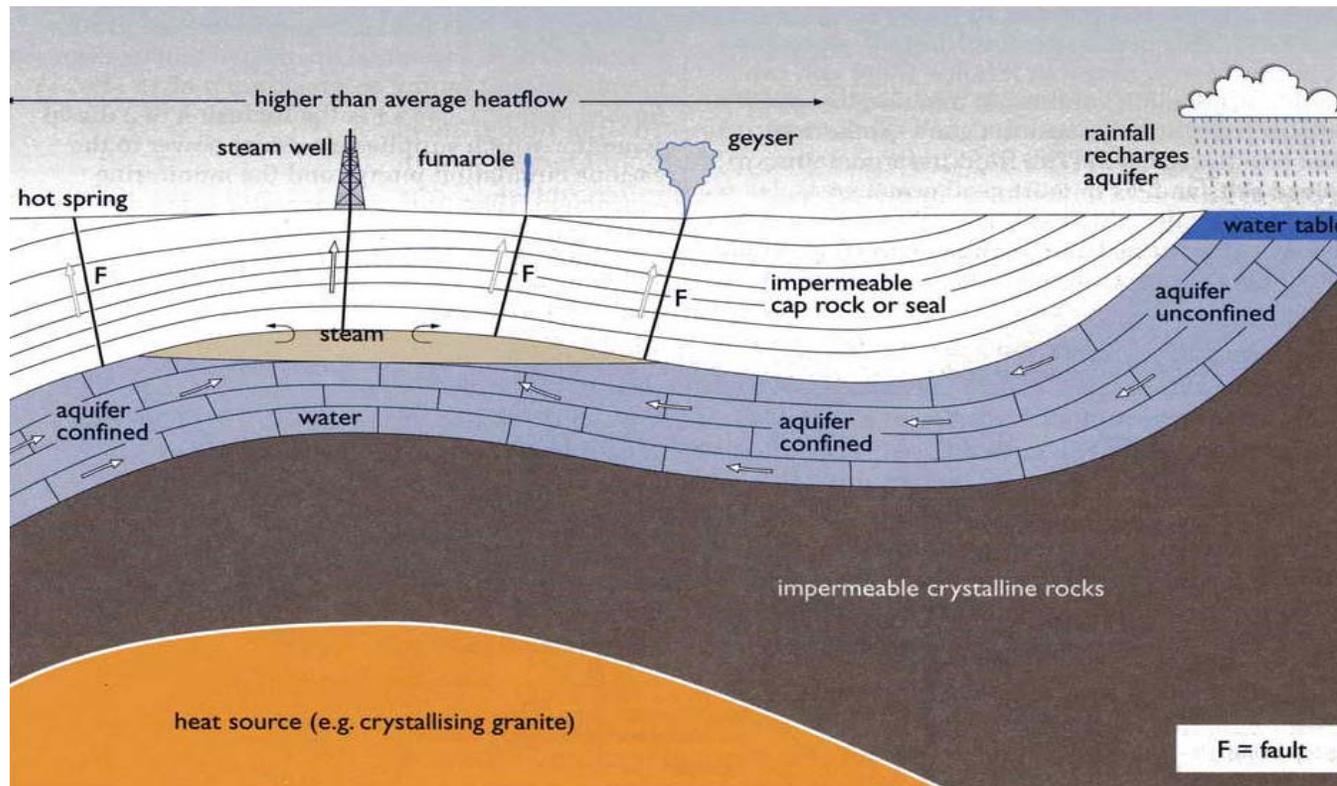


Zones de socle cristallin réservées pour la très basse énergie

1. Énergie géothermique

La Terre est active

- La radioactivité naturelle des roches produit des quantités énormes d'énergie qui se dirigent vers la surface et réchauffent les nappes phréatiques souterraines.



- La chaleur de la Terre provient également de l'énergie solaire emmagasinée en surface et transportée par l'infiltration des eaux de pluie.

1. Énergie géothermique

La Terre est active

Geyser (de l'islandais *gjósa*, en français "jaillir").

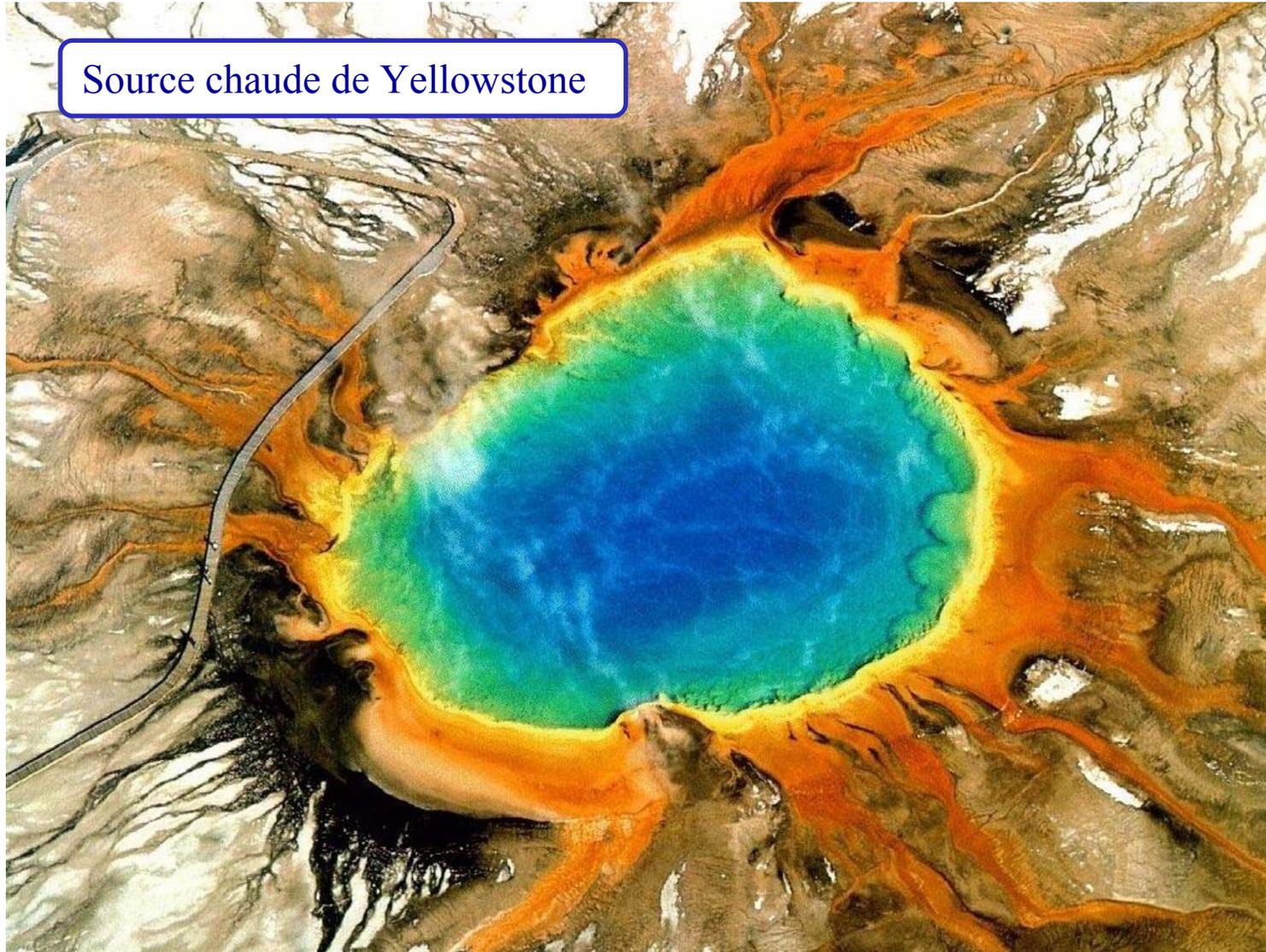
Activité liée à l'infiltration d'eau chauffée au contact des roches, elle-mêmes chauffées par le magma ou par l'action du gradient géothermique.



1. Energie géothermique

La Terre est active

Source chaude de Yellowstone



1. Énergie géothermique

La Terre est active

Une fumerole



1. Énergie géothermique

Types de géothermie

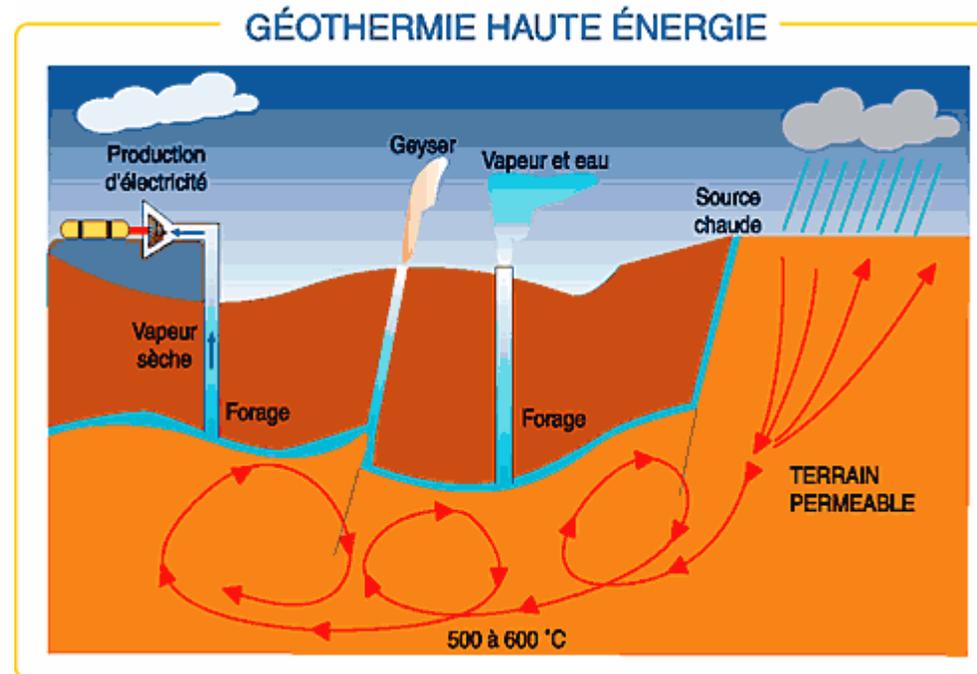
Selon le niveau de température, on distingue différents types de géothermie, auxquels correspondent différents usages :

Type de géothermie	Caractéristiques du 'réservoir'	Utilisations
Très basse	Nappe à moins de 100 m $T < 30^{\circ}\text{C}$	Chauffage et climatisation (Pompe à chaleur)
Basse énergie	Aquifères à $30^{\circ}\text{C} < T < 150^{\circ}\text{C}$	Chauffage urbain, utilisations industrielles, thermalisme...
Moyenne et Haute énergie	Entre 1500 et 3000 m de profondeur $180^{\circ}\text{C} < T < 350^{\circ}\text{C}$	Production d'électricité

1. Énergie géothermique

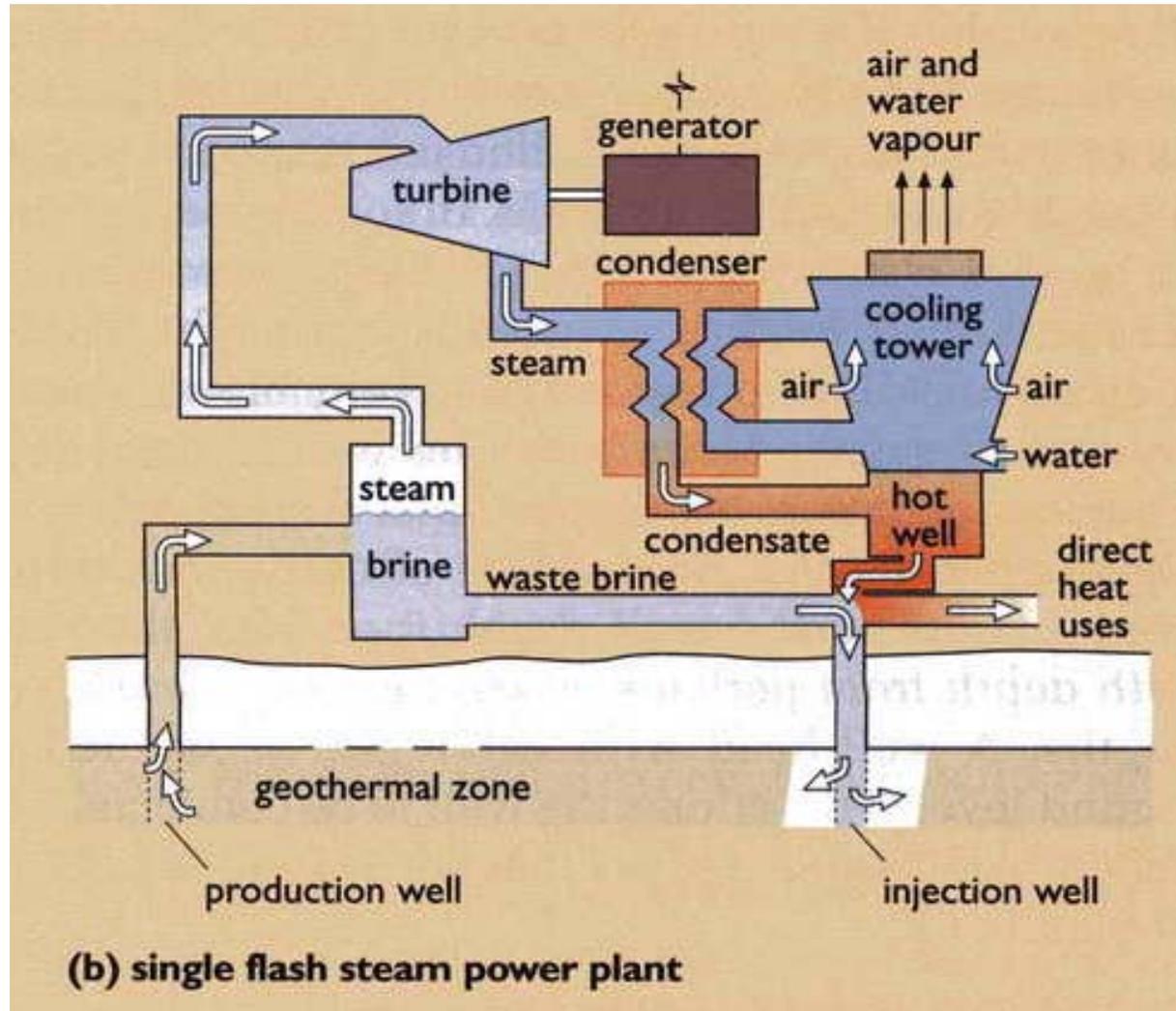
La production d'électricité

- La géothermie haute énergie : les ressources de géothermie haute énergie dont la température dépasse 150°C se situent, entre 1 500 et 3 000 mètres de profondeur, dans des zones géographiques au gradient géothermal anormalement élevé. Elles correspondent aux régions volcaniques situées à proximité des frontières des plaques lithosphériques : « ceinture de feu » du Pacifique, arc des petites Antilles, arc méditerranéen ou encore grand rift africain.



1. Energie géothermique

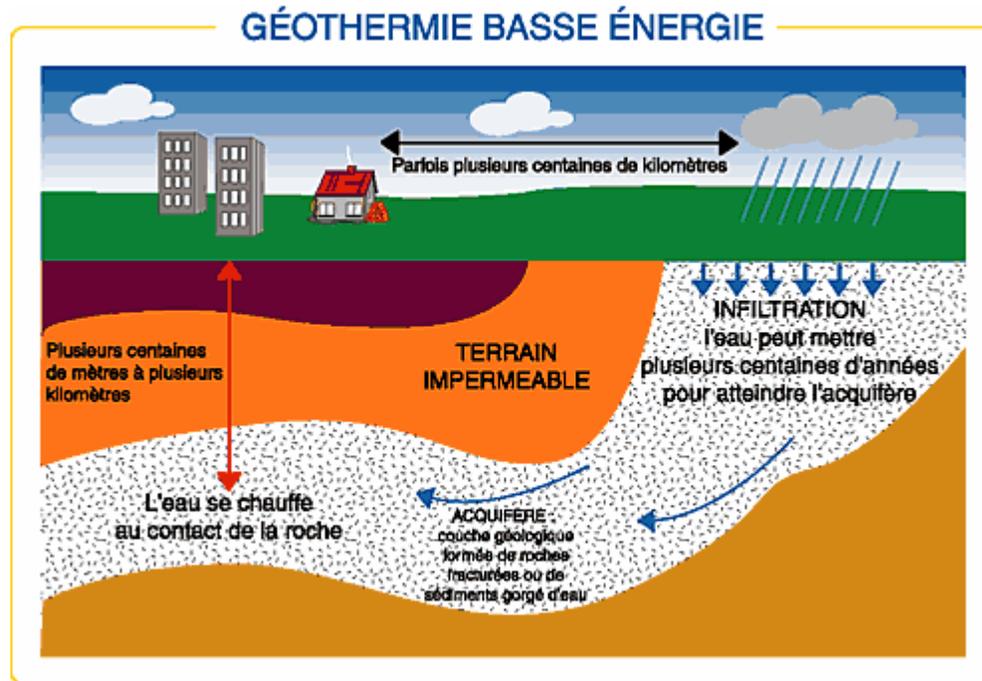
La production d'électricité



1. Énergie géothermique

L'utilisation directe de la chaleur

- La géothermie basse énergie : est présente dans de nombreuses régions du globe telles que le bassin de l'Amazonie et du Rio Plata en Amérique du Sud, la région de Boise (Idaho) et le bassin du Mississippi-Missouri aux USA, le Bassin pannonien en Hongrie, les Bassins parisien et aquitain en France, le Bassin artésien en Australie, la région de Pékin et l'Asie centrale...

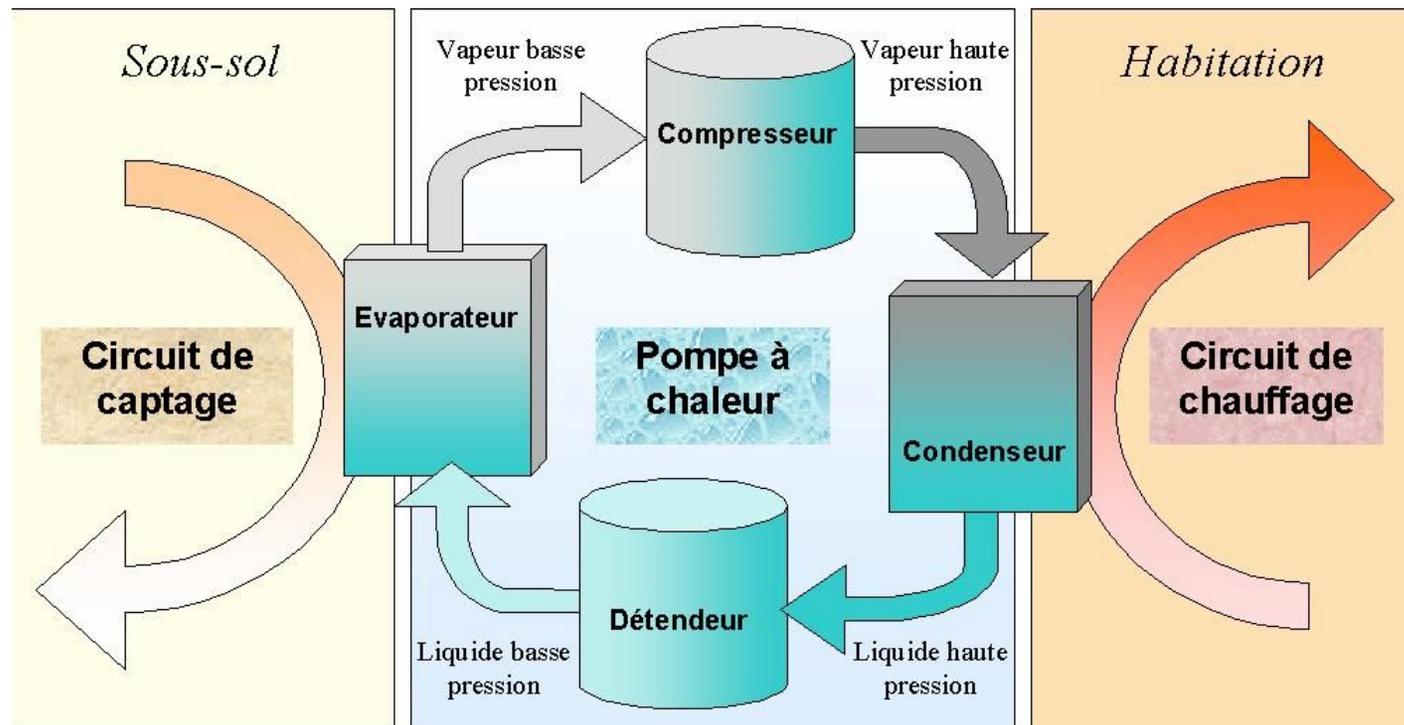


- Possibilité d'y adjoindre un module de cogénération

1. Energie géothermique

L'utilisation directe de la chaleur

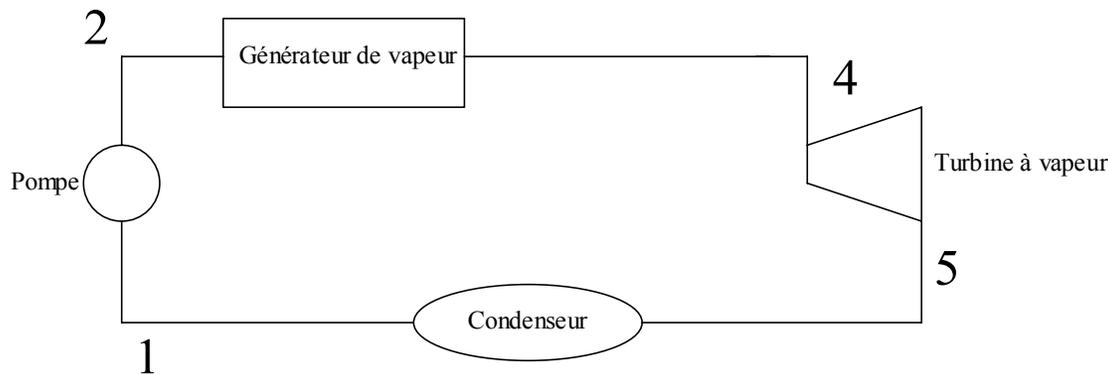
- La géothermie très basse énergie : partout, en tout point de la planète, il est possible de capter et de transformer la chaleur emmagasinée dans les couches superficielles du sous sol à quelques mètres de profondeur pour le chauffage ou la climatisation des habitations au moyen de pompes à chaleur géothermiques.



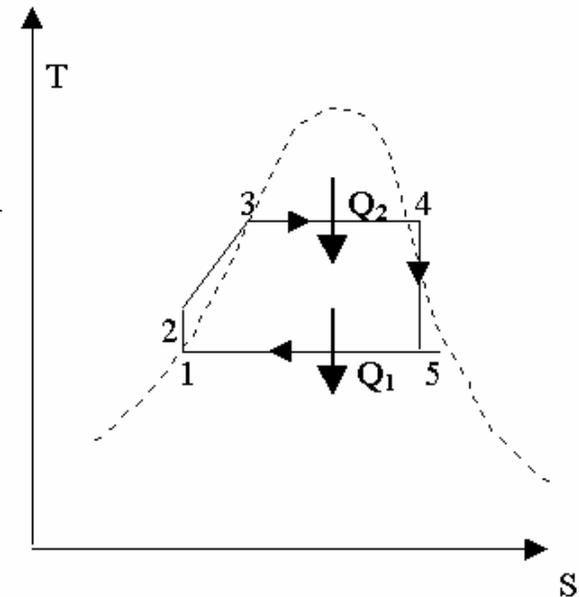
1. Energie géothermique

Cycles de Rankine et de Hirn

- Les centrales thermiques classiques ou nucléaire utilisent souvent l'eau comme fluide caloporteur. Elles ne diffèrent que par la nature du « combustible » utilisé.
- Cycle de Rankine : le fluide est pompé de la pression p_1 dans le condenseur à la pression p_3 à l'aide d'une pompe d'alimentation qui fournit du travail. Il est ensuite chauffé, ce qui permet de le transformer en vapeur saturante (point 4). Cette vapeur se détend ensuite de façon isentropique (point 5). Le mélange liquide-gaz entre alors dans le condenseur où il se liquéfie.



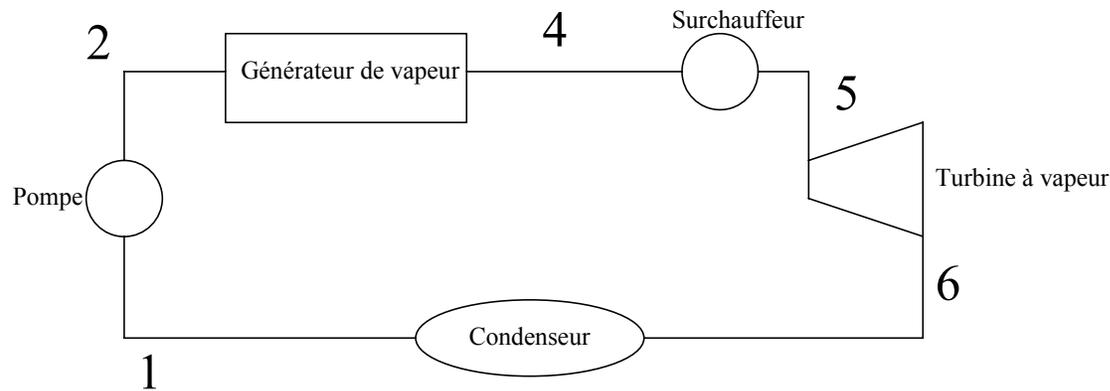
$$\eta = \frac{-W}{Q_c} = 1 + \frac{Q_f}{Q_c} = 1 - \frac{H_5 - H_1}{H_4 - H_2}$$



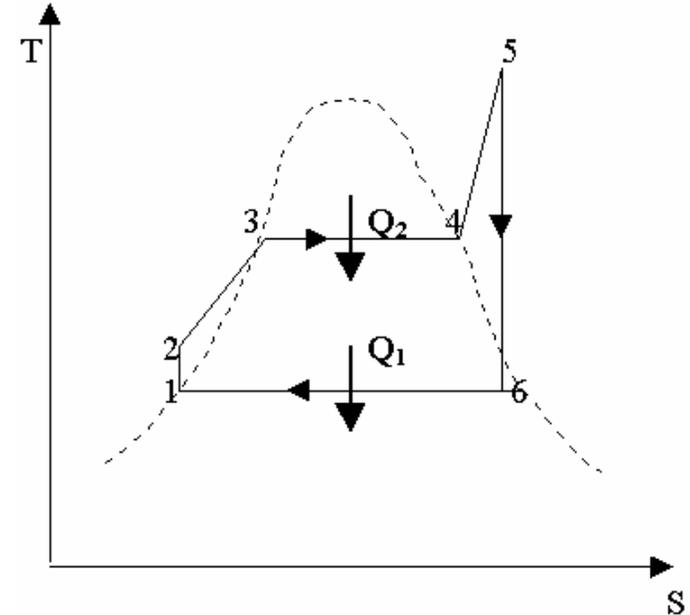
1. Energie géothermique

Cycles de Rankine et de Hirn

- Dans la pratique, on se rapproche plutôt du cycle de Hirn qui présente l'avantage d'éviter la condensation sur les parois de la machine lors de la détente isentropique.
- Avantages :
 - augmentation de la température d'utilisation d'une partie de la chaleur de la source chaude
 - cycle sec : pas de vapeur humide dans la turbine



$$\eta = \frac{-W}{Q_c} = \frac{H_5 - H_6 + H_1 - H_2}{H_5 - H_2}$$



1. Énergie géothermique

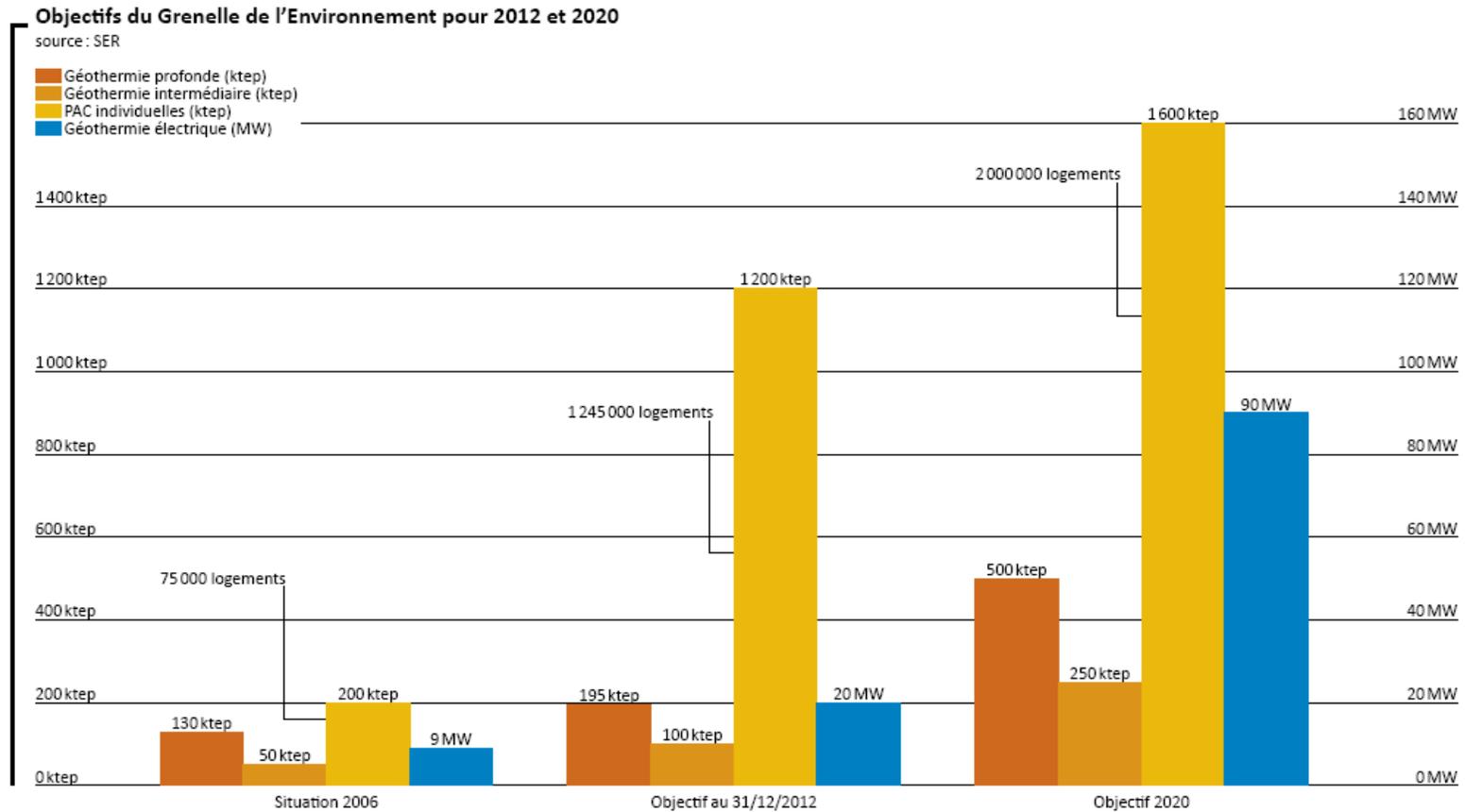
Cycles de Rankine et de Hirn

Variantes de cycle :

- cycle à vapeur resurchauffée : détente partielle dans une première turbine de la vapeur en sortie du surchauffeur puis vapeurs resurchauffées avant d'être envoyées dans la seconde turbine. Cycle sec avec une température de surchauffe moins élevée, cycle à 3 pressions.
- cycle à vapeur à régénération (cycle à soutirage) : prélever de la chaleur au fluide lors de sa détente et utiliser cette chaleur pour le préchauffage du liquide à sa sortie du condenseur.
- cogénération : valoriser tout ou partie de la chaleur rejetée à la source froide : électricité + chaleur à moyenne température
- cycle combiné : cycle à vapeur surchauffée + cycle de Joule Brayton = turbine à vapeur + turbine à gaz : utiliser la chaleur des gaz brûlés de la turbine à gaz dans une chaudière de récupération dans la turbine à vapeur.

1. Énergie géothermique

Projections



2. Énergie éolienne

Introduction

- Aérogénérateur ou éolienne : système complet permettant de convertir l'énergie cinétique du vent en énergie mécanique ou électrique.
- Un générateur pourvu d'une hélice est monté au sommet d'une tour dont l'élévation lui permet de capter des vents d'une plus grande vitesse, sans être soumise aux turbulences causées par l'interférence d'obstacles comme les arbres, les collines et les bâtiments.
- Une éolienne occupe une faible surface au sol. Ceci est un énorme avantage pour son installation qui perturbe peu les sites et permet de conserver des activités industrielles ou agricoles à proximité.

Avantages :

- Pas de gaz à effet de serre
- Pas de déchets toxiques
- Risques faibles

Inconvénients :

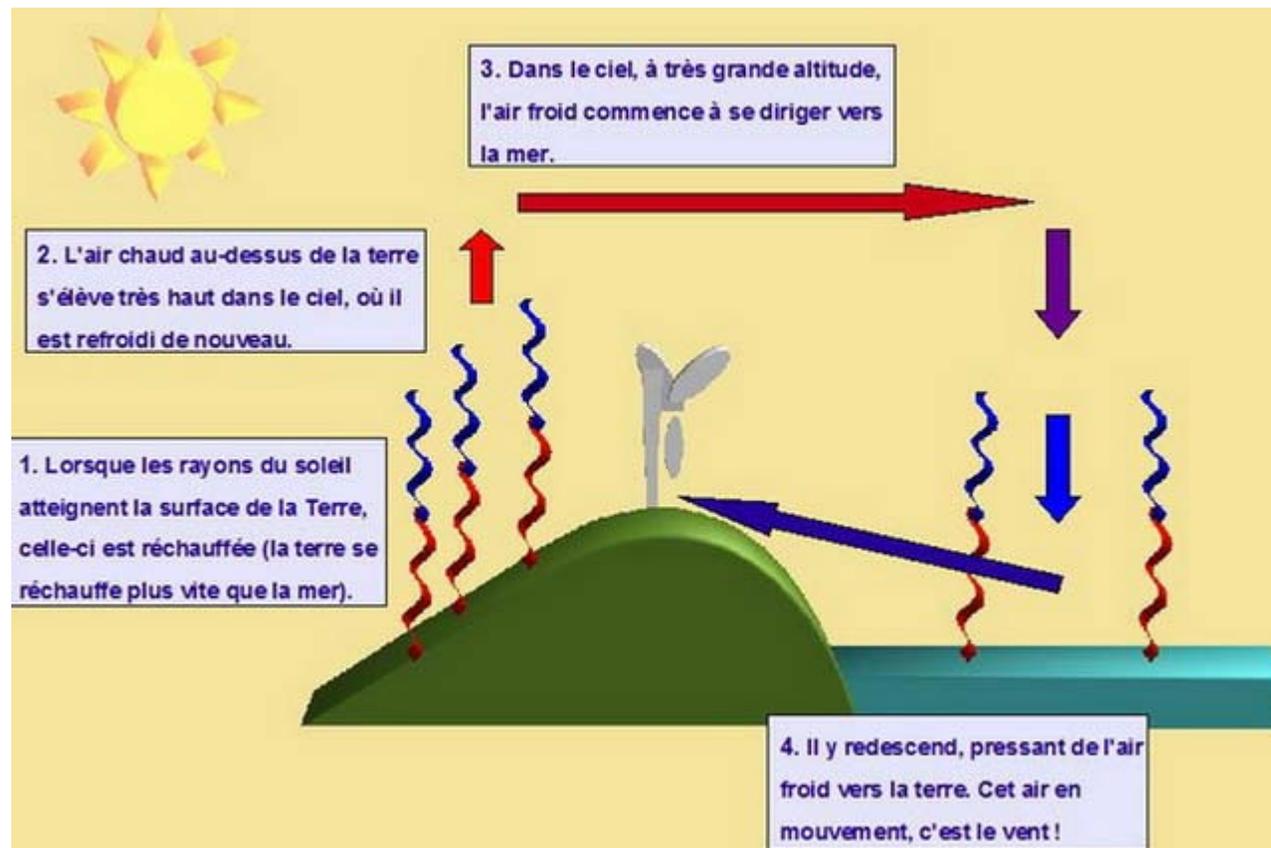
- Production dépendante de la force du vent
- Encombrement



2. Énergie éolienne

Origine du vent

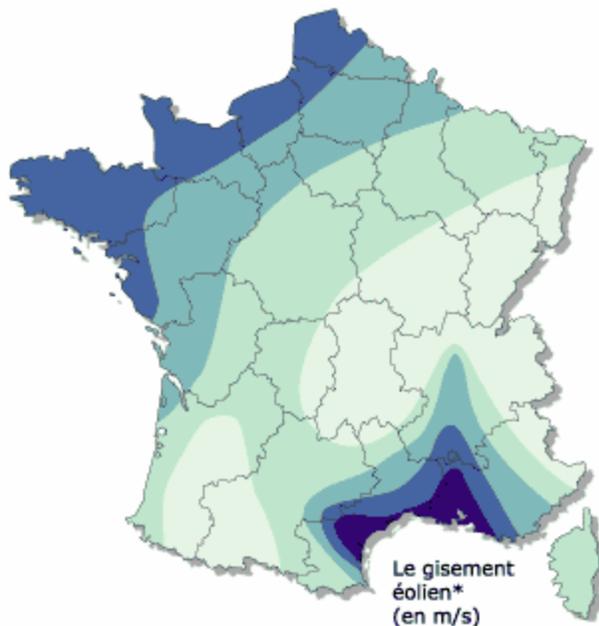
- L'énergie éolienne est engendrée par l'énergie solaire: celle-ci dégage des effets de chaleur et de pression différenciés, ce qui provoque les mouvements de l'air qui constituent l'énergie cinétique. Mais en raison des limites imposées par le terrain, le potentiel utilisable ne serait équivalent qu'à moins de 5 % de l'énergie disponible.



2. Énergie éolienne

Le gisement éolien en France

- Le potentiel de l'énergie éolienne dépend de facteurs climatiques, qui peuvent varier sensiblement d'une région à l'autre. De ce point de vue, l'énergie éolienne est similaire à l'énergie géothermique, une source qui se distingue elle aussi de l'énergie de la biomasse du fait que son rendement varie en fonction de son emplacement. On peut bien sûr transporter à distance l'électricité d'origine éolienne, mais les pertes de ligne réduisent l'efficacité du système.



Bocage dense, bois, banlieue	Rase campagne, obstacles épars	Prairies plates, quelques buissons	Lacs, mer	Crêtes**, collines		
<3,5	<4,5	<5,0	<5,5	<7,0		Zone 1
3,5-4,5	4,5-5,5	5,0-6,0	5,5-7,0	7,0-8,5		Zone 2
4,5-5,0	5,5-6,5	6,0-7,0	7,0-8,0	8,5-10,0		Zone 3
5,0-6,0	6,5-7,5	7,0-8,5	8,0-9,0	10,0-11,5		Zone 4
>6,0	>7,5	>8,5	>9,0	>11,5		Zone 5

* Vitesse du vent à 50 mètres au-dessus du sol en fonction de la topographie

** Les zones montagneuses nécessitent une étude de gisement spécifique

SOURCE : ADEME

2. Energie éolienne

La constitution d'une éolienne

- *Les pales* : elles ont pour rôle de capter l'énergie du vent et de la transférer ensuite au rotor. Profilées aérodynamiquement, évolution en largeur (corde du profil), en épaisseur et en angle de vrillage (angle de calage).

En fibre de verre, bois-composite ou fibres naturelles. Vitesse en bout de pale limitée à 60 m/s (216 km/h) car le bruit aérodynamique augmente avec la puissance 5 de la vitesse linéaire. Une éolienne a une plage d'utilisation donnée : au-dessous d'un vent faible (4m/s), elle ne tourne pas, et en cas de vents violents, les pales sont mises en drapeau offrant un minimum de résistance au vent .

Exemple : pale de 23,2 m pour un rotor de 48 m de diamètre (éolienne de 750 kW) pèse environ 2 t et coûte approximativement 26000 €. Pales jusqu'à 35 m de long pour les nouvelles éoliennes de 2 à 5 MW.



Diamètre: 7m
Puissance: 10kW



Diamètre: 27m
Puissance: 0,2MW



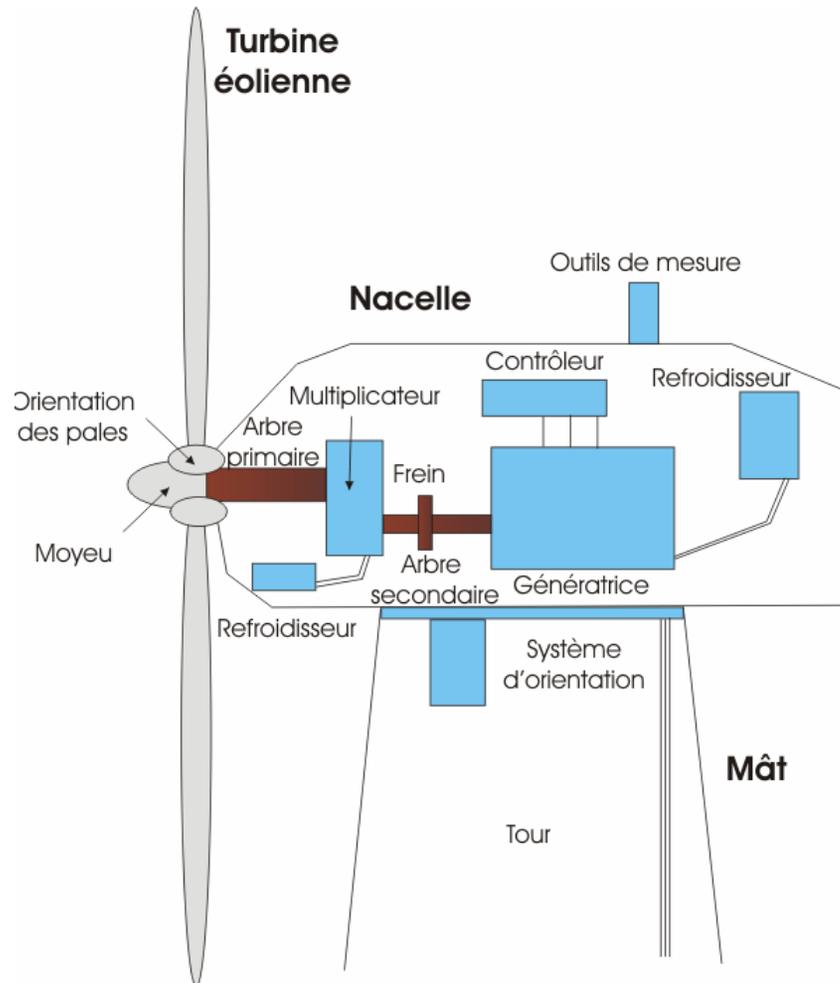
Diamètre: 72m
Puissance: 2MW



2. Énergie éolienne

La constitution d'une éolienne

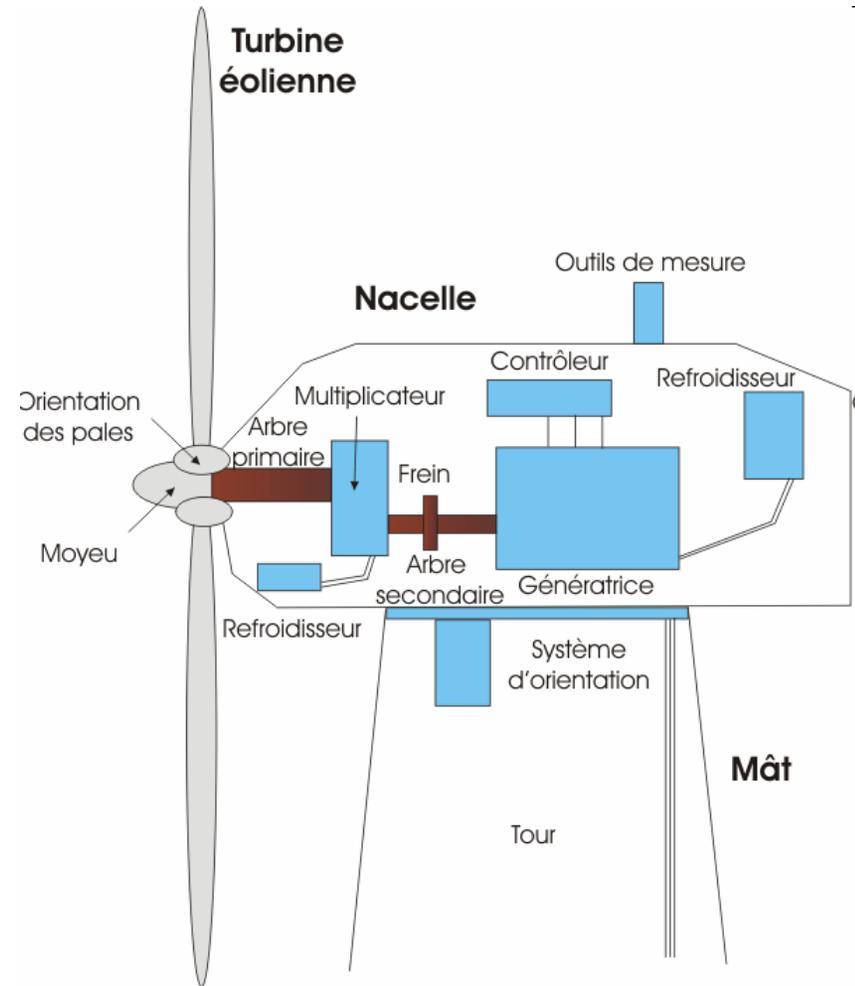
- *Moyeu* : pièce d'acier moulé, reçoit les pales sur des brides normalisées. Permet d'orienter les pales pour réguler la vitesse de rotation (prise de vent).



2. Énergie éolienne

La constitution d'une éolienne

- *transmission mécanique* : arbre primaire + roulements + multiplicateur de vitesse + arbre secondaire.
- *génératrice électrique* : transforme l'énergie mécanique en énergie électrique.
- nacelle : supporte le rotor, la transmission et la génératrice.
- système d'orientation : oriente la nacelle face au vent.
- mât : supporte la nacelle.



2. Énergie éolienne

Le coefficient de puissance d'une éolienne

- L'énergie du vent est l'énergie cinétique de l'air récupérable qui traverse une certaine surface S , la puissance associée est donc :

$$P_{vent} = \frac{1}{2} \rho S v^3$$

avec ρ : masse volumique de l'air (1,225 kg/m³ à 15 °C et 1013 mbar) et A : surface balayée par le rotor (m²)

- Cependant, cette énergie ne peut pas être entièrement récupérée, car il faut évacuer l'air qui a travaillé dans les pales du rotor. On introduit alors le coefficient de puissance C_p dans le calcul de la puissance P :

$$P_{turbine} = \frac{1}{2} C_p \rho S v^3$$

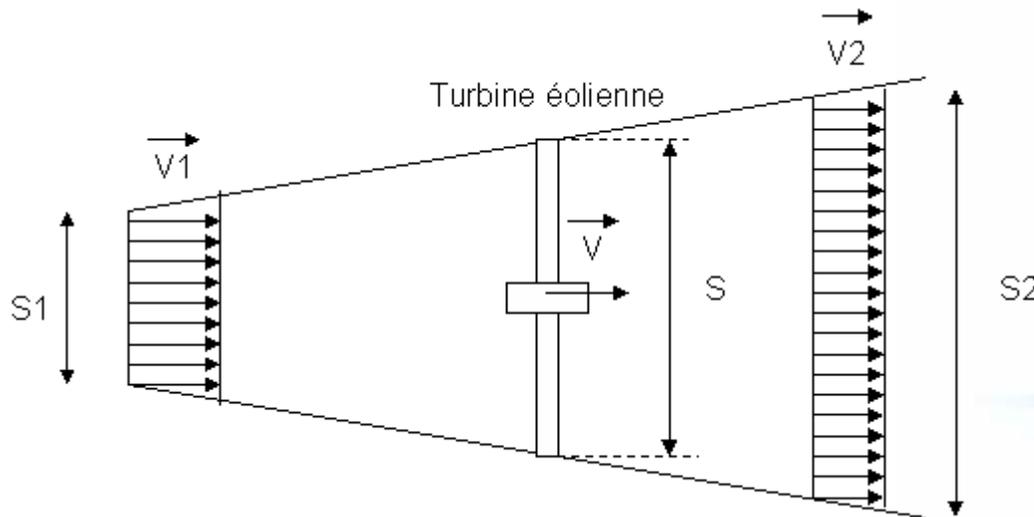
Le coefficient C_p caractérise le niveau de rendement d'une turbine éolienne.



2. Energie éolienne

Le coefficient de puissance d'une éolienne

- **Limite de Betz** : Le coefficient de puissance a été introduit par la théorie de Betz. La limite de Betz indique que, pour les meilleures machines : bipale ou tripale, à axe horizontal, on ne récupère au maximum que 59% de l'énergie due au vent, ce qui signifie que C_p max (théorique) est environ égal à 0,59. Pour une éolienne de puissance réelle, il est de l'ordre de 0,3 à 0,4 au maximum.
- La théorie de Betz modélise le passage de l'air avant et après les pales de l'éolienne par un tube de courant (fait en TD) :



2. Énergie éolienne

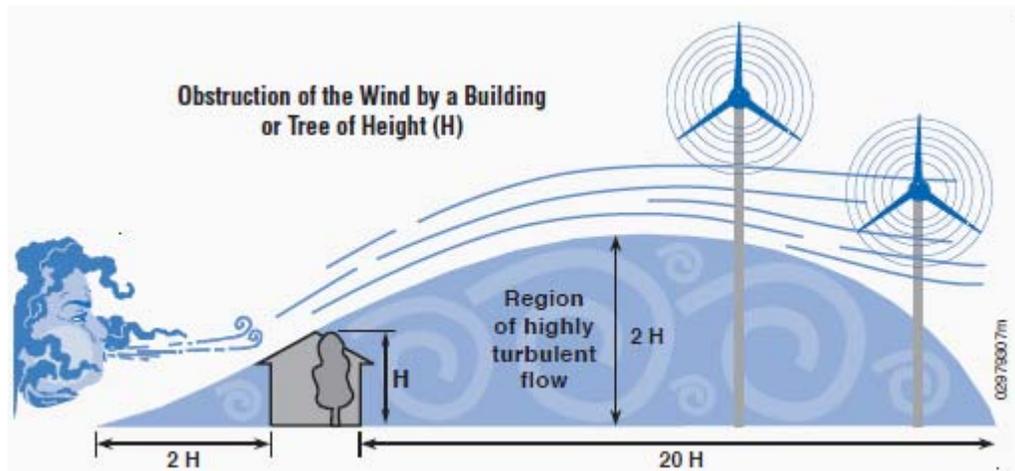
Evaluation du potentiel énergétique d'un site

- Variation de vitesse du vent v en fonction de la hauteur h :

$$\frac{V}{V_0} = \left(\frac{h}{h_0} \right)^\alpha$$

V_0 : vitesse en m/s à la hauteur h_0 de référence au-dessus du sol

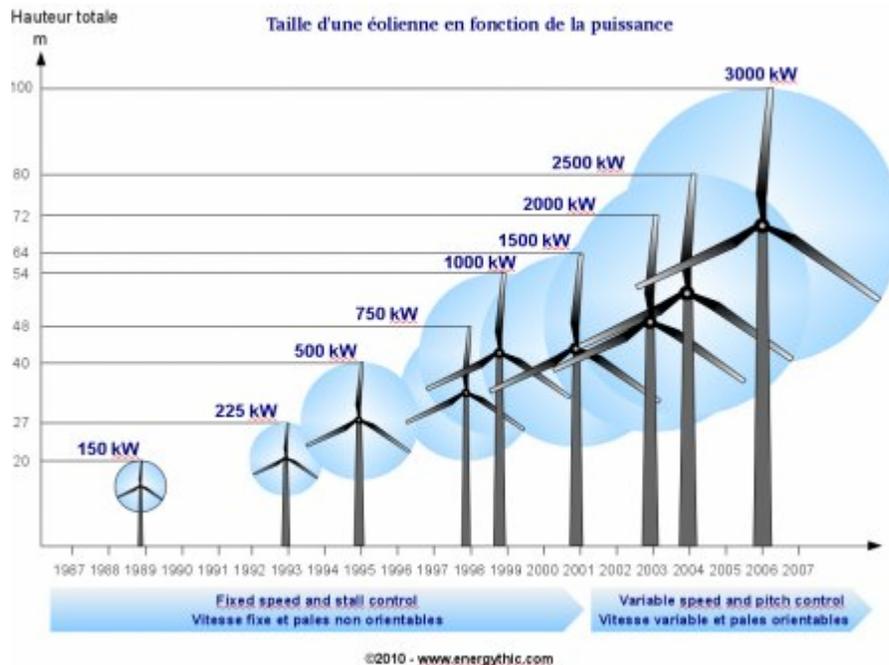
α : coefficient caractéristique du lieu entre 0,1 et 0,4



2. Énergie éolienne

Evolution des tailles

- L'énergie électrique produite par un générateur peut varier de quelques kW, dans le cas des applications résidentielles, à plus de 5 MW.

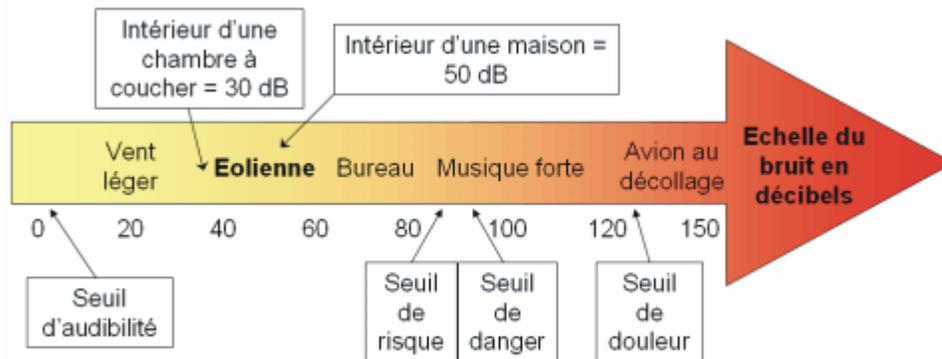


2. Énergie éolienne

Et le bruit?

Pour diminuer les nuisances sonores :

- Multiplicateurs spécifiquement conçus pour les éoliennes. De plus, on essaie de privilégier les entraînements directs, c'est-à-dire les entraînements sans multiplicateur.
- Le profil des pales fait l'objet d'études pour réduire les nuisances sonores dues à l'écoulement du vent autour des pales ou à l'émission de sons provenant de la nacelle ou de la tour.
- Les arbres de transmission sont munis d'amortisseurs pour limiter les vibrations.
- Le capitonnage de la nacelle permet également de réduire les bruits.



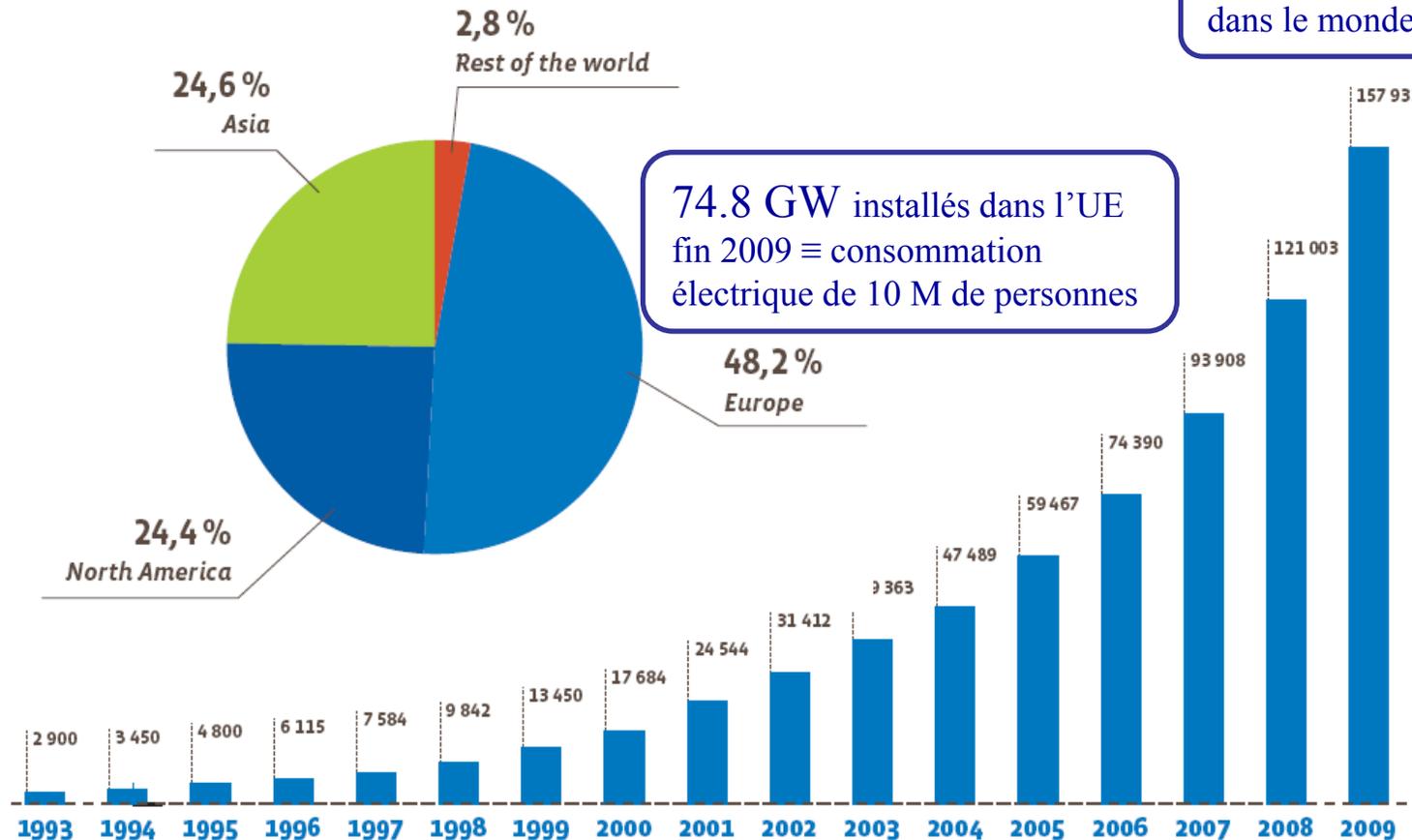
- A noter : l'évolution du niveau sonore en fonction du nombre d'éoliennes est logarithmique, c'est-à-dire que l'installation d'une deuxième éolienne augmente le niveau sonore de 3 dB au lieu de le doubler.



2. Energie éolienne

Baromètre éolien

Répartition de la puissance éolienne mondiale fin 2009
Breakdown of worldwide wind power at the end of 2009



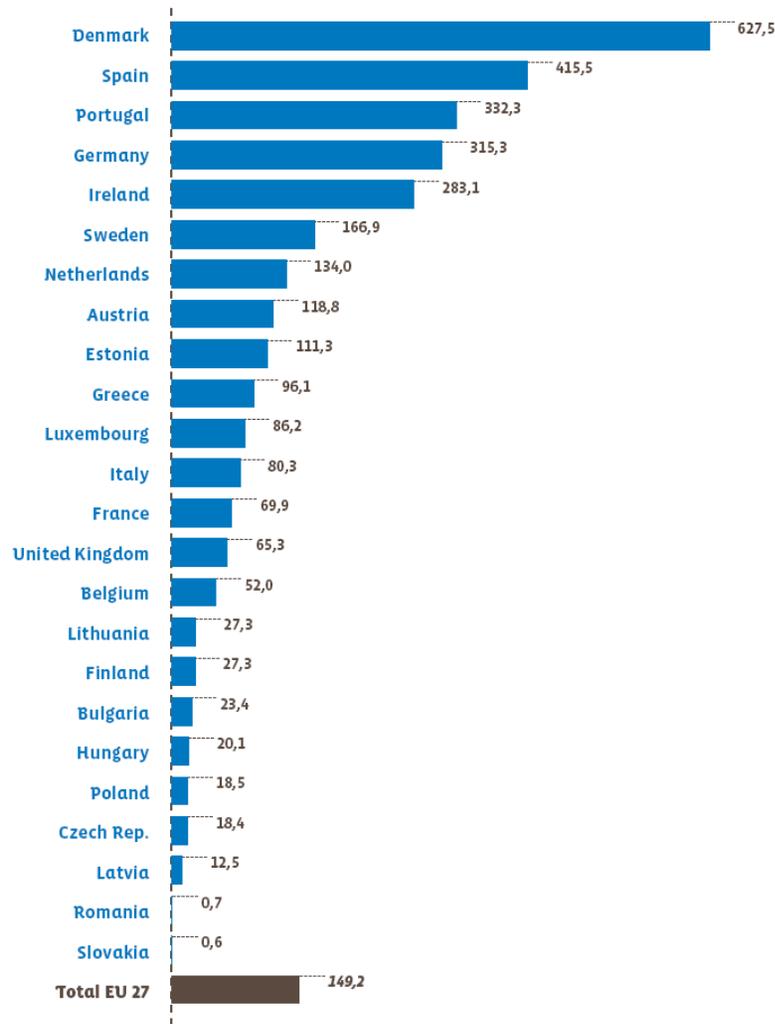
Puissance cumulée dans le monde (MW)

SOURCE : *EurObserv'ER 2010*

2. Energie éolienne

Baromètre éolien

Puissance éolienne pour 1 000 habitants dans les pays de l'Union européenne en 2009 (kW/1 000 hab.)*
Wind capacity for 1,000 inhabitants in the European Countries in 2009 (kW/1 000 unhab.)*



Production d'électricité d'origine éolienne dans les pays de l'Union européenne en 2008 et 2009 (en TWh)*
Electricity production from wind power in European Union in 2008 and 2009 (in TWh)*

	2008	2009
Germany	40,600	37,500
Spain	32,200	36,188
United Kingdom	7,097	9,259
Denmark	6,976	6,716
Portugal	5,695	6,639
France	5,689	7,800
Italy	5,055	6,087
Netherlands	4,256	4,800
Ireland	2,473	2,955
Austria	2,000	2,100
Sweden	1,996	2,519
Greece	1,700	2,107
Poland	0,790	1,250
Belgium	0,622	0,834
Finland	0,262	0,275
Czech Republic	0,244	0,300
Hungary	0,204	0,352
Bulgaria	0,122	0,361
Estonia	0,133	0,172
Lithuania	0,123	0,145
Luxembourg	0,061	0,065
Latvia	0,055	0,056
Romania	0,011	0,017
Slovakia	0,008	0,008
Total EU 27	118,373	128,504

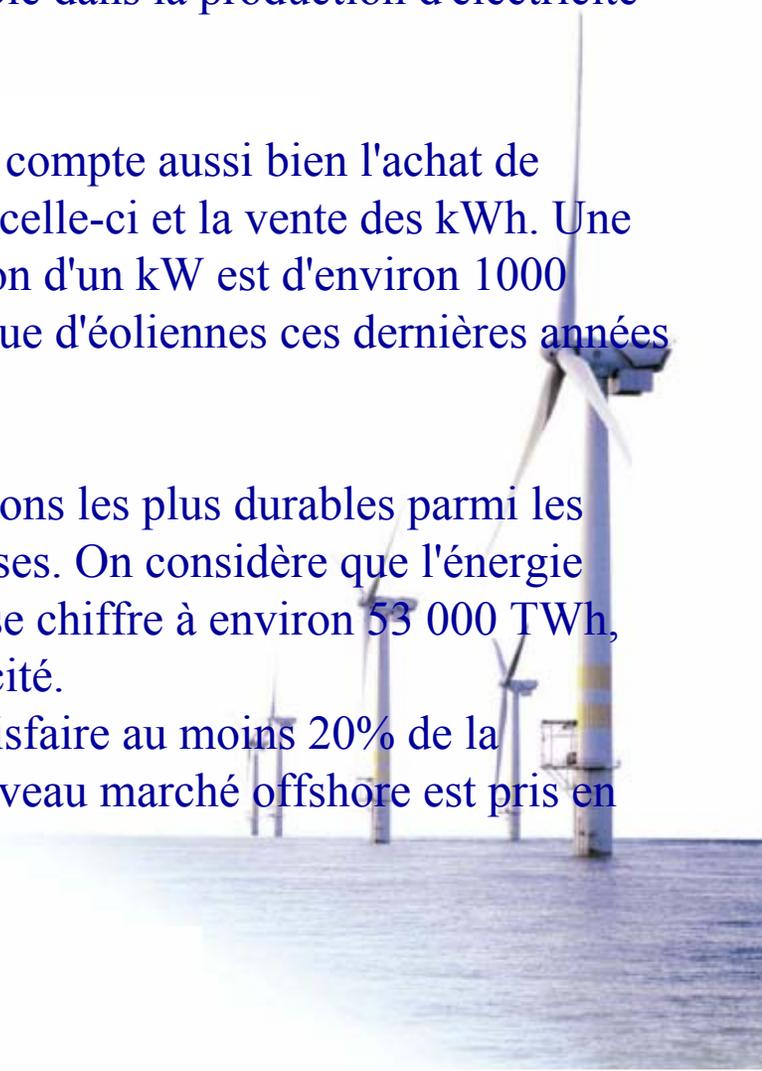
* Estimation. Estimé. Les décimales sont séparées par une virgule. Decimals are written with a comma. Source: EurObserv'ER 2010.

SOURCE : EurObserv'ER 2010

2. Énergie éolienne

Perspectives

- Aujourd'hui la part des énergies renouvelables est faible dans la production d'électricité mondiale → potentiel sous-exploité.
- Le coût et la rentabilité d'un projet éolien prennent en compte aussi bien l'achat de l'éolienne, que l'installation de l'éolienne, l'entretien de celle-ci et la vente des kWh. Une éolienne coûte chère. On estime que le coût d'installation d'un kW est d'environ 1000 euros. Les progrès technologiques et la production accrue d'éoliennes ces dernières années permettent de diminuer ce chiffre régulièrement.
- L'énergie éolienne est considérée comme une des options les plus durables parmi les possibilités futures, les ressources du vent étant immenses. On considère que l'énergie éolienne annuellement récupérable au niveau mondial se chiffre à environ 53 000 TWh, soit 4 fois la consommation mondiale actuelle d'électricité.
En Europe, le potentiel est largement suffisant pour satisfaire au moins 20% de la demande d'électricité d'ici 2020, en particulier si le nouveau marché offshore est pris en compte.



3. Énergie solaire

Introduction

Énergie solaire reçue par la Terre par an : 15 000 fois la totalité de la consommation énergétique mondiale actuelle, soit 1,5 milliard TWh par an.

En une heure, l'énergie solaire captée par la terre pourrait suffire à couvrir les besoins énergétiques mondiaux... pendant un an !

Utilisation du rayonnement solaire :

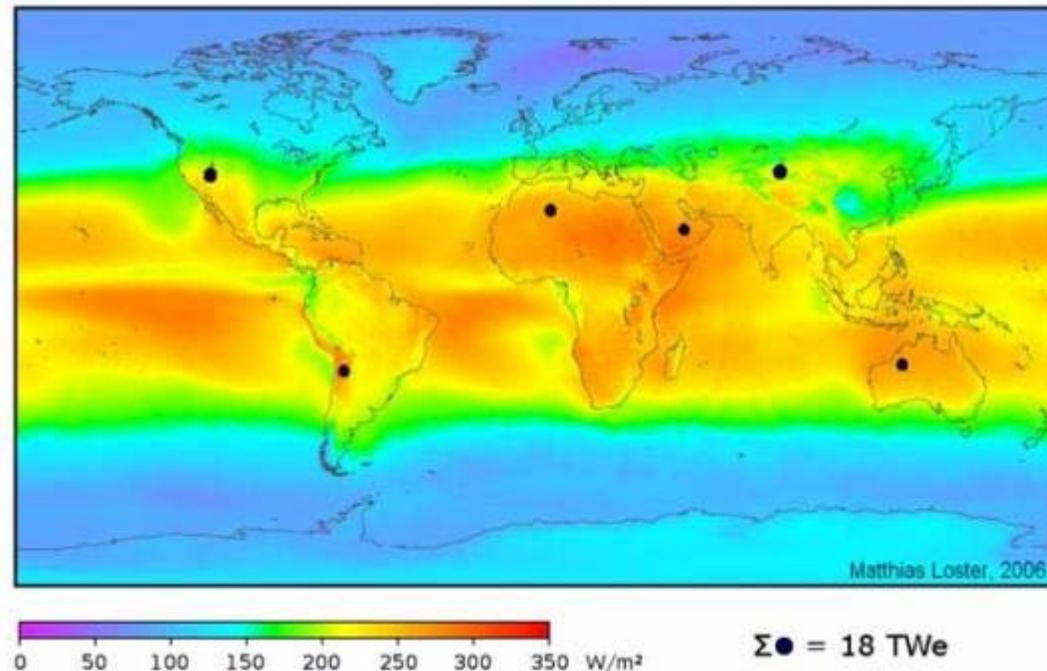
- produire de l'électricité à l'aide de l'effet photovoltaïque
- produire de la chaleur en utilisant des capteurs solaires thermiques

3. Energie solaire

Le gisement solaire

L'intensité du rayonnement solaire varie en fonction de l'angle du soleil avec la Terre mais aussi de la couche d'air à traverser. La latitude et les conditions climatiques du lieu déterminent un certain nombre d'heures d'ensoleillement et le rayonnement reçu. En France, ce rayonnement varie de 1500 kWh/m²/an à Nice à 900 kWh/m²/an à Lille.

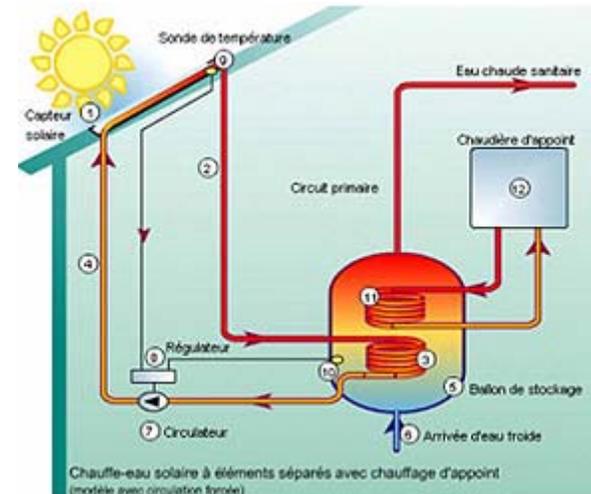
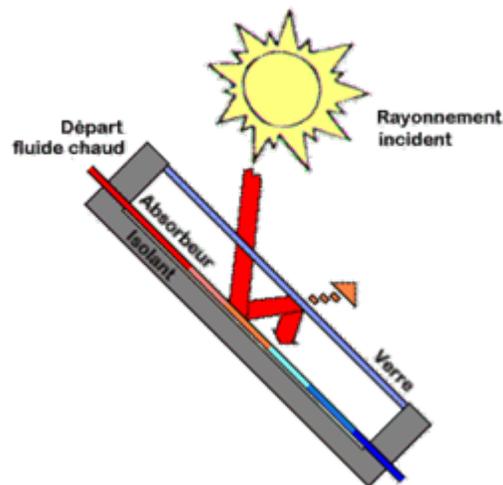
Le rayonnement solaire reçu peut varier d'un facteur de 10 entre un jour de grand soleil et un jour nuageux.



3. Énergie solaire

Solaire thermique

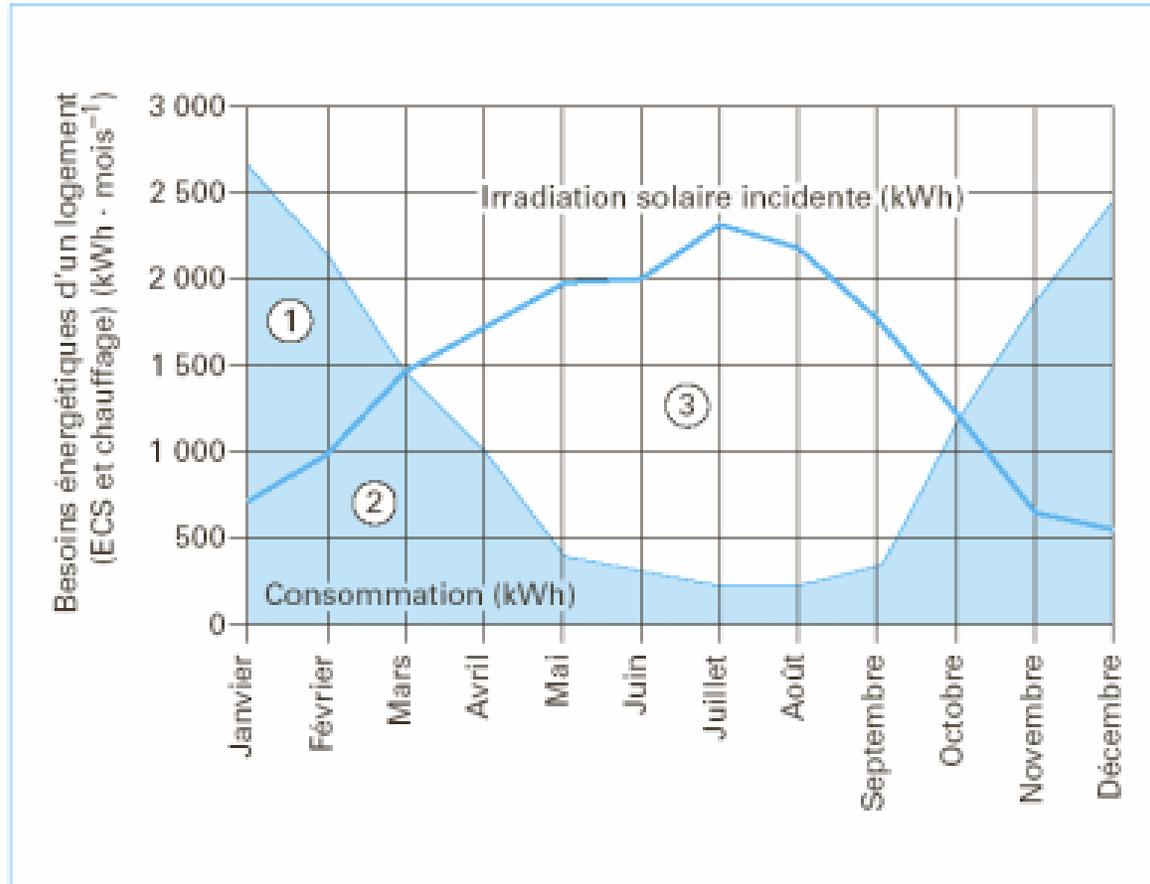
- Transformation du rayonnement solaire en chaleur.
- Capteurs solaires thermiques : éléments convertissant directement l'énergie solaire en chaleur, récupérée grâce à un fluide caloporteur (eau glycolée en générale), qui s'échauffe en circulant dans un absorbeur (plaque métallique noircie) placé sous un vitrage. Outre son orientation, la performance du capteur dépend de la qualité du revêtement de l'absorbeur et du vitrage. Il est isolé thermiquement.



3. Énergie solaire

Solaire thermique

- Inconvénients : besoins d'eau chaude et de chauffage d'une maison / apports solaires au cours d'une année.



3. Énergie solaire

Solaire photovoltaïque

- Cellules solaires photovoltaïques : semi-conducteurs capables de convertir directement la lumière en électricité. Électricité produite stockée dans une batterie d'accumulateurs.

Avantages :

- haute fiabilité : pas de pièces mobiles
- montage simple et adaptable à des besoins énergétiques divers, dimensionné pour diverses applications de puissances (du mW au MW).
- coûts de fonctionnement faibles.
- qualités sur le plan écologique : produit fini non polluant, silencieux.

Inconvénients :

- haute technologique et coût d'investissement élevé.
- rendement réel de conversion d'un module faible (limite théorique pour une cellule au silicium cristallin = 28 %).
- générateurs photovoltaïques compétitifs pour des faibles demandes d'énergie en région isolée.

Température et chaleur.

Pré-requis : température d'un corps.

A retenir :
 * l'expression de la chaleur latente Q_L et de la chaleur "thermique" Q .

1. Notion de chaleur.

Un nageur ($T = 37^\circ\text{C}$) nage dans la mer : il a une sensation de froid \Rightarrow il perd de la chaleur Q .

Pourtant : sa température reste à 37°C \Rightarrow il a cédé de la chaleur sans se refroidir : chaleur et température sont 2 grandeurs différentes.

$$Q \neq T$$

Mettons également un morceau de métal chaud dans un bain d'eau - glace ($T = 0^\circ\text{C}$). Le métal s'est refroidi (il a donc cédé Q) mais la température du bain (qui a reçu Q) reste à 0°C , Q cédée par le métal a simplement fait fondre un peu plus de glace \Rightarrow ce n'est pas parce qu'un corps (ici le bain) reçoit de la chaleur que sa température augmente \Rightarrow **chaleur et température sont 2 grandeurs différentes.**

2. Chaleur = grandeur physique (donc mesurable).

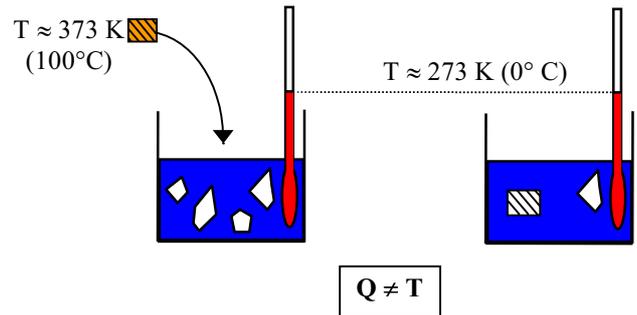
Nous avons vu, dans l'expérience précédente, que la chaleur faisait fondre la glace, sans pour autant augmenter la température du bain.

On peut imaginer une expérience qui nous permet de connaître la quantité de chaleur qu'absorbe la glace (et donc celle que dégage un corps). Voir 1/2 page de droite : de ces 4 expériences on en déduit que :

1. Q proportionnel à M : $Q = k_1 \times M$ avec $k_1 \triangleq C^{tc}$
2. Q proportionnel à ΔT : $Q = k_2 \times \Delta T$ avec $k_2 \triangleq C^{tc}$
3. Q liée au corps.

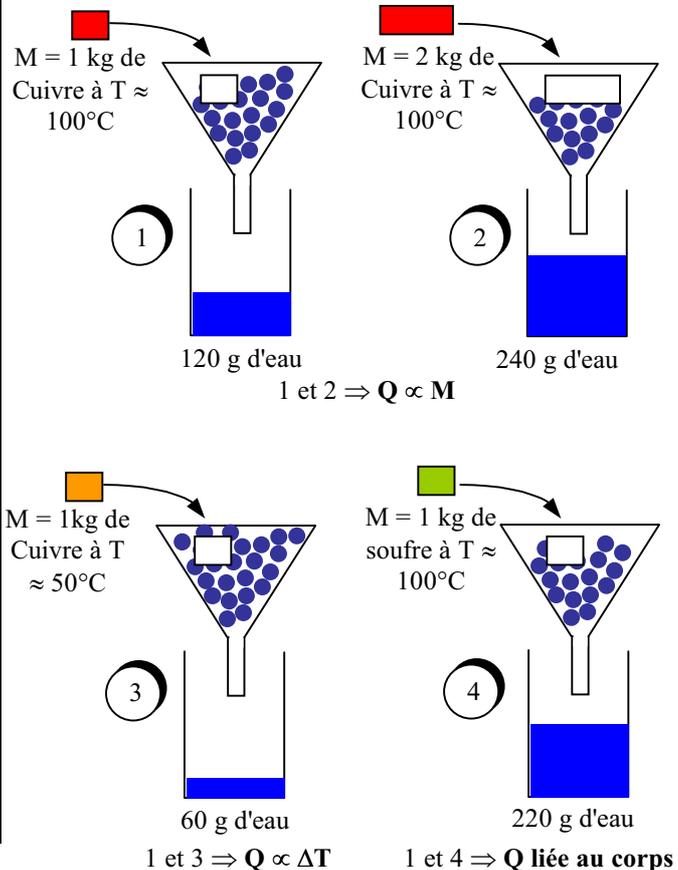
Cela se résume par la relation $Q \triangleq M.C.\Delta T$ qui définit la "capacité calorifique" C du corps. Pour donner une unité à C et comparer les différents corps, on définit : $Q \triangleq 1 \text{ kcal}$ pour échauffer 1kg d'eau de $14,5^\circ\text{C}$ à $15,5^\circ\text{C}$

1. Notion de chaleur



La chaleur Q a simplement fait fondre la glace sans changer la température T du bain.

2. Chaleur = grandeur physique (donc mesurable).



Remarque : un corps ne "possède" pas une quantité de chaleur déterminée (contrairement à la température). Il perd ou gagne de la chaleur (ou "quantité de chaleur") en fonction des corps avec lesquels il entre en contact et en fonction du type *d'expérience* menée (on dira plutôt "transformation").

On dira que la chaleur Q n'est pas une "fonction d'état", contrairement à la température.

3. Chaleur = énergie.

Expérience de Joule (voir 1/2 page de droite) : la masse tombe et élève la température de l'eau : il y a eu apport d'énergie sous forme de frottement (travail des forces de frottement), et non directement sous forme de chaleur. Chaleur et travail provoquent donc le même effet apparent (l'élévation de température) c'est pourquoi on considère que la chaleur est également une énergie : on l'appelle "énergie thermique". On préfère donc donner à la chaleur Q la même unité que le travail : le joule [J]. Puisque la chaleur est finalement une forme d'énergie, il faut convertir les kilocalories en joules : la relation $Q_{[kcal]} = M.C.\Delta T$ devient $Q_{[J]} = M.J.C.\Delta T$ avec J la constante de conversion kcal \rightarrow Joule.

L'expérience de Joule permet de trouver J : le travail des forces de frottement est égal à $m.g.h$ et provoque l'échauffement de ΔT , or pour échauffer de ΔT l'eau, il faudrait apporter la chaleur $Q = M.C.\Delta T \times J$. L'échauffement dû au travail est le même si $Q = W$, c'est à dire si $M.C.\Delta T \times J = m.g.h$. On en déduit la valeur de la constante de conversion $J = m.g.h/(M.C.\Delta T)$. L'expérience nous montre que $J \approx 4180$ J/kcal

Par définition, et comme C dépend de la température, on a fixé la valeur de J : $J \hat{=} 4180$ J/kcal
On a donc $Q_{[J]} = 4180 M.C.\Delta T = M.C'.\Delta T$ Joule avec $C' = J.C = 4180.C$ qui s'exprime en $[J.kg^{-1}.K^{-1}]$. On peut donc également écrire :

$$Q = M.C.\Delta T$$

$\left[\begin{array}{ccc} [J] & [kg] & [K] \\ & \uparrow & \uparrow \\ & [J.kg^{-1}.K^{-1}] & \end{array} \right.$

Remarques :

- $C \approx 4185,5$ $J.kg^{-1}.K^{-1}$ pour l'eau à 25 °C \Rightarrow il faut $\approx 4185,5$ J pour échauffer 1 litre d'eau de 25°C à 26 °C
- $C \hat{=}$ capacité calorifique massique (ou "chaleur massique") du corps considéré à 25 °C
- $M \times C \hat{=}$ capacité calorifique ou capacité thermique (en [J/K])

Ces expériences permettent d'écrire que :

$$Q \hat{=} M.C.\Delta T$$

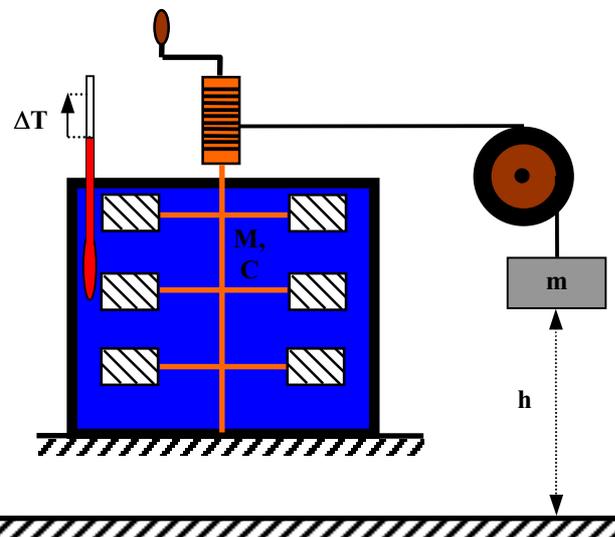
$\left[\begin{array}{ccc} [kcal] & & [K] \\ & \uparrow & \uparrow \\ & [kg] & [kcal.kg^{-1}.K^{-1}] \end{array} \right.$

avec $C \hat{=}$ chaleur massique du corps considéré.

$C \hat{=} 1$ $kcal.kg^{-1}.K^{-1}$ pour l'eau entre 14,5 °C et 15,5 °C $\Rightarrow Q = 1$ kcal pour échauffer 1kg d'eau de 14,5 °C à 15,5°C

3. Chaleur = énergie.

Expérience de Joule (1850) : la masse tombe et échauffe l'eau : travail W et chaleur Q sont de même nature.



$$\left. \begin{array}{l} W = mgh \quad [J] \\ Q = M.C.\Delta T \quad [kcal] \end{array} \right\} \text{ même } \Delta T \Rightarrow W \text{ et } Q \text{ ont les mêmes effets}$$

Q et W sont de même nature \Rightarrow on leur donne la même unité : le joule. Il faut alors convertir Q en Joule grâce à la constante de conversion J :

$$Q = W \Rightarrow M.C.\Delta T \times J = mgh \Leftrightarrow J = mgh/(M.C.\Delta T).$$

L'expérience montre que $J \approx 4180$ J/kcal

$\Rightarrow Q = 4180 \times M.C.\Delta T$ joules = $M.C'.\Delta T$ Joule avec C' en $[J.kg^{-1}.K^{-1}]$

On a donc, si on change les unités :

$$Q = M.C.\Delta T$$

$\left[\begin{array}{ccc} [J] & [kg] & [K] \\ & \uparrow & \uparrow \\ & [J.kg^{-1}.K^{-1}] & \end{array} \right.$

4. Signe de la chaleur Q et énergie interne U.

Une chaleur reçue est comptée positivement, une chaleur cédée est comptée négativement (*convention égoïste*).

Par exemple. $Q = 3\text{kJ}$ signifie que le corps a reçu 3kJ de chaleur. Si le corps considéré est 1 L d'eau, il s'est échauffé

$$\Delta T = \frac{Q}{M.C_{\text{eau}}} = \frac{3.10^3}{1 \times 4185,5} \approx 0,7 \text{ K.}$$

On appelle "énergie interne" U l'énergie thermique totale que peut fournir un corps immobile sans qu'il se désagrège⁽¹⁾ ou sans perdre de matière, c'est à dire finalement ne perdant d'énergie que sous forme de chaleur (sa température tombant néanmoins à 0 K s'il a perdu U). S'il y a variation d'énergie interne ΔU , c'est que le corps a reçu ou perdu de l'énergie, sous forme de chaleur par exemple. Cela sera affiné dans les cours ultérieurs.

5. Chaleur latente Q_L et chaleur de combustion Q_C

La relation $Q = M.C.\Delta T$ n'est pas générale : en effet, on a vu qu'en plaçant un métal chaud dans un bain d'eau - glace, ce bain recevait une quantité de chaleur Q qui servait à faire fondre la glace et non à faire augmenter la température : $Q \neq 0$ or $\Delta T = 0$.

En fait la chaleur reçue par la glace a servi à créer un changement de phase solide (glace) → liquide (eau) et non à augmenter la température de la glace : cette chaleur est appelée *chaleur latente*. Cette chaleur est une chaleur que doit perdre ou gagner le corps pour changer de phase. Un changement de phase s'effectue toujours à température constante (et pression constante aussi d'ailleurs).

Pour faire fondre $M = 1\text{kg}$ de glace (à 0°C) il faut apporter la chaleur $Q = 352.10^3 \times M$. Le nombre 352.10^3 s'appelle "chaleur latente de fusion" (sous - entendu "massique") de la glace et on la note L_f .

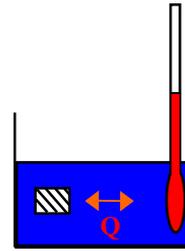
$$Q_f = M \times L_f$$

[J / kg]

Il y a également des chaleurs de combustion : voir ½ page de droite.

¹ $E = M \times c^2$ est l'énergie totale que peut céder un corps, mais au prix de sa désintégration (perte de masse).

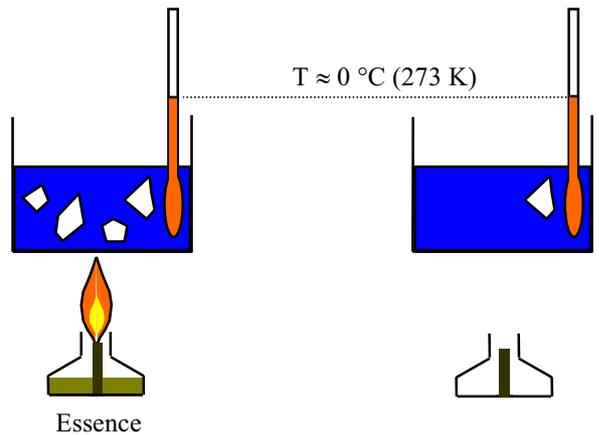
4. Signe de la chaleur Q et énergie interne U.



Q perdue par le morceau = - 3 kJ par exemple.
 ⇒ Q reçue par l'eau = + 3 kJ

- $U \hat{=}$ "énergie interne" = énergie totale que peut fournir un corps à l'extérieur (en conservant sa masse).
- ΔU = variation d'énergie interne = Q si le corps n'a cédé ou absorbé de l'énergie que sous forme de chaleur.

5. La chaleur latente Q_L et chaleur de combustion Q_C



Q reçue par la masse M de glace fondue $\neq M.C.\Delta T$

$$Q = Q_L \hat{=} M_{\text{glace}} \times L_{\text{fusion}}$$

- Q_L est la chaleur à fournir pour faire fondre M kg de glace.
- Q_L doit être considérée chaque fois qu'il y a un changement de phase du corps considéré.
- $L_{\text{fusion}} \hat{=} \text{Chaleur latente (massique) de fusion de l'eau}$ ($\approx 333.10^3 \text{J/kg}$ pour la glace).

Différentes chaleurs latentes de fusion :

corps	argent	platine	fer	glace
$L_{\text{fusion}} [\text{J.kg}^{-1}]$	102.10^3	111.10^3	270.10^3	352.10^3

Quant à l'essence, elle apporte une **chaleur de combustion** Q_C qui sert à faire fondre la glace, et donc peut être considérée comme une chaleur de fusion de la glace :

$$Q_C = M_{\text{essence}} \times L_{\text{combustion}}$$

Différentes chaleurs (massiques) de combustion :

corps	alcool	charbon	Pétrole	essence
L_c [J.kg ⁻¹]	26.10 ⁶	33,5.10 ⁶	46.10 ⁶	48.10 ⁶

Exercice :

Nous possédons $M_{ess} \approx 260$ g d'essence que l'on brûle pour échauffer $M \approx 4$ kg de glace à -20°C : quelle est la température finale de la vapeur obtenue ?

Données : $L_F \approx 352$ kJ/kg, $L_c \approx 48.10^3$ kJ/kg, $L_{vap} \approx 2256$ kJ/kg, $C_{glace} \approx 2000$ J.kg⁻¹.K⁻¹, $C_{eau} \approx 4185,5$ J.kg⁻¹.K⁻¹ et $C_{vap} \approx 1590$ J.kg⁻¹.K⁻¹

Rép :

- Nous disposons d'une chaleur Q_c : cette chaleur va servir à :

1. échauffer la glace de -20 à 0°C :

$$Q_{glace} = M.C_{glace} \cdot \Delta T_{12}$$

2. faire fondre la glace : $Q_{fusion} = M.L_F$

3. échauffer l'eau de 0 à 100°C : $Q_{eau} = M.C_{eau} \cdot \Delta T_{23}$

4. vaporiser l'eau : $Q_{vap} = M.L_{vap}$

5. échauffer la vapeur de 100°C à $T^\circ\text{C}$:

$$Q = M.C_{vap} \times \Delta T_{34}$$

- On a alors $Q_C = Q_{glace} + Q_{fusion} + Q_{eau} + Q_{vap} + Q$

$$\Leftrightarrow M_{ess} \times L_c = M.C_{glace} \cdot \Delta T_{12} + M.L_F + M.C_{eau} \cdot \Delta T_{23} + M.L_{vap} + M.C_{vap} \times \Delta T_{34}$$

$$\Leftrightarrow \Delta T_{34} \triangleq T^\circ\text{C} - 100^\circ\text{C} = [(M_{ess} \times L_c) - (M.C_{glace} \cdot \Delta T_{12} + M.L_F + M.C_{eau} \cdot \Delta T_{23} + M.L_{vap})] / (M.C_{vap})$$

$$\Leftrightarrow T = 100 + [(0,26 \times 48.10^6) - (4 \times 2000 \times 20 + 4 \times 352.10^3 + 4 \times 4185,5 \times 100 + 4 \times 2256.10^3)] / (4 \times 1590) \approx 134^\circ\text{C}$$

TD THERMO 1 : CHALEUR , ENERGIE.

EXERCICE 1 : ENERGIE ELECTRIQUE A FOURNIR POUR UN CHAUFFE – EAU.

On souhaite construire un dispositif permettant de chauffer l'eau d'un chauffe-eau de 10 litres. L'eau chaude doit être chauffée pendant la nuit pour être disponible au matin (temps de chauffe 8 heures).

On souhaite que l'eau chaude sorte à une température de 55°C du chauffe-eau, alors qu'elle y entre et y est stockée à 5°C. On donne la chaleur massique de l'eau $C = 4185 \text{ J.Kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$.

1. QUELLE QUANTITE DE CHALEUR DOIT-ON APPORTER POUR CHAUFFER CETTE EAU ?

Le chauffe-eau est constitué d'une résistance électrique. Le constructeur indique que, alimenté sous une tension de 220 V, il développe une puissance électrique de 1 KW.

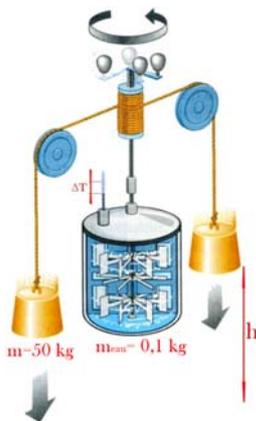
2. CALCULER LA VALEUR DE LA RESISTANCE ELECTRIQUE DU CHAUFFE EAU. DEDUISEZ EN L'INTENSITE EFFICACE DU CHAUFFE EAU ?

3. EN COMBIEN DE TEMPS UN TEL CHAUFFE EAU PERMET IL DE CHAUFFER 10 LITRES D'EAU DE 5°C A 55°C ?

On veut que les 10 litres d'eau soient chauffés en 8 heures.

4. QUELLE PUISSANCE DOIT ALORS DEVELOPPER LE CHAUFFE EAU ?

EXERCICE 2 : EXPERIENCE DE JOULES (JOULES / CALORIES)



Une masse d'eau (0,1 kg) est placée dans une enceinte calorifugée. La chute de deux masses de 50 kilogrammes d'une hauteur d'un mètre est freinée par une turbine qui agite l'eau. En fin d'expérience on relève une élévation de la température de l'eau de 2,39 °K.

1. QUELLE EST LA CHALEUR MASSIQUE DE L'EAU (CV) ?

2. SACHANT QU'IL FAUT UNE CALORIE POUR ELEVER D'UN DEGRE UN GRAMME D'EAU, EN DEDUIRE L'EQUIVALENCE JOULES / CALORIES ?

EXERCICE 3 : GLACE, EAU, VAPEUR – CHANGEMENT D'ETAT.

On dispose d'une masse de pétrole de 260 grammes que l'on brûle pour échauffer une masse $M = 4 \text{ kg}$ de glace à -20°C .

1. QUELLE EST LA TEMPERATURE FINALE DE LA VAPEUR OBTENUE ?

On donne :

Chaleur latente de fusion de la glace : $L_f = 352 \text{ kJ/kg}$
Chaleur latente de vaporisation de l'eau : $L_{\text{vap}} = 2256 \text{ kJ/kg}$
Chaleur latente de combustion du pétrole : $L_{\text{pétrole}} = 48.10^6 \text{ J/kg}$

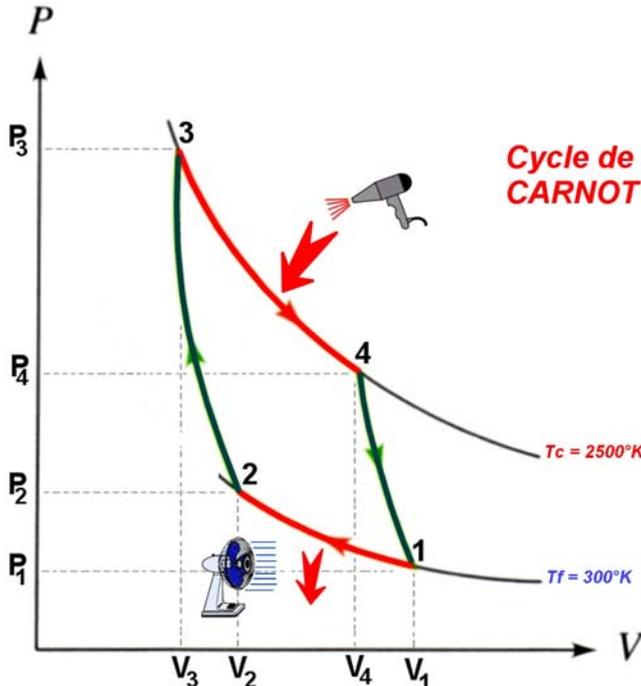
Chaleur massique de la glace : $C_{\text{glace}} = 2000 \text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$
Chaleur massique de l'eau : $C_{\text{eau}} = 4185 \text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$
Chaleur massique de la vapeur : $C_{\text{vap}} = 1590 \text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$

On dispose d'un dispositif de chauffage électrique d'une puissance de 1 kW.

2. COMBIEN DE TEMPS FAUT IL POUR EFFECTUER LA MEME TRANSFORMATION QUE PRECEDEMMENT ?

CYCLE DE CARNOT ; RENDEMENT THERMODYNAMIQUE

EXERCICE 1 : CYCLE DE CARNOT.



Le cycle de CARNOT est de tous les cycles thermodynamiques fonctionnant entre deux sources données ; celui qui a le rendement le plus élevé. C'est un cycle idéal, difficilement réalisable industriellement.

Il est composé :

- D'une compression isotherme 1-2. ($P \cdot V = \text{constante}$)
- D'une compression adiabatique 2-3. ($P \cdot V^\gamma = \text{constante}$)
- D'une détente isotherme 3-4. ($P \cdot V = \text{constante}$)
- D'une détente adiabatique 4-1. ($P \cdot V^\gamma = \text{constante}$)

QUESTION 1 :

Pour chaque transformation: Calculer littéralement le travail W et la chaleur Q échangés ainsi que la variation d'énergie interne. Interprétez les signes de ces quantités. En déduire Q_{cycle} et W_{cycle} .

(On donne la loi des gaz parfaits $P \cdot V = n \cdot r \cdot T$)

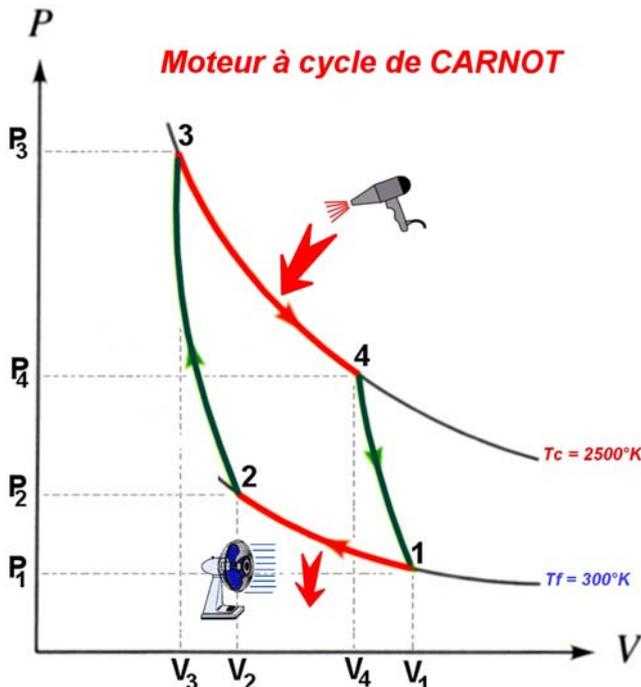
QUESTION 2 :

Calculer littéralement le rendement thermodynamique du cycle de CARNOT sachant que :

$$\eta_{th} = \frac{\text{Travail mécanique fourni}}{\text{Energie thermique consommée}}$$

QUESTION 3 :

Exprimer le rendement thermodynamique du cycle de CARNOT en fonction UNIQUEMENT de T_f et de T_c ; respectivement température de la source froide et de la source chaude. Calculer ce rendement.



Le cycle de Carnot est difficilement réalisable industriellement. Nous allons montrer pourquoi. On considère un moteur dont la source froide est à 300°K et la source chaude à 2500°K (température maximale dans le cylindre).

$$P_1 = 10^5 \text{ pa}$$

$$T_1 = 300^\circ\text{K}$$

QUESTION 4 :

Est il possible de faire fonctionner un moteur suivant ce cycle ? Pour cela, on considère que le taux de compression $V_1/V_2 = 7$, valeur courante pour un moteur moderne.

Calculer P_2 et P_3 . Conclure.

