

# P6 — Premier principe de la thermodynamique

Thème 2 · Énergie · Physique-Chimie Terminale

## Table des matières

1	Pourquoi ce chapitre ?	1
2	Ce que tu vas apprendre	1
3	1. Système et énergie interne	2
3.1	a. Système thermodynamique	2
3.2	b. Énergie interne $U$	2
4	2. Les deux modes de transfert d'énergie	2
4.1	a. Le travail $W$	3
4.2	b. Le transfert thermique $Q$	3
5	3. Le premier principe	3
6	4. Variation d'énergie interne d'une phase condensée	4
7	Carte mentale	5
8	À retenir absolument	5
9	Pour aller plus loin	5

## 1 Pourquoi ce chapitre ?

Quand tu gonfles un pneu de vélo à la pompe à main, la pompe chauffe. Quand tu frottes tes mains, elles s'échauffent. Quand un moteur tourne, il fait circuler un fluide qui reçoit du *travail* et évacue de la *chaleur*. Tous ces phénomènes sont régis par une seule loi de comptabilité énergétique : **le premier principe de la thermodynamique**.

L'idée est simple : l'énergie ne se crée pas, elle ne se perd pas, elle se **transforme** et se **transfère**. Ce chapitre t'apprend à tenir ce bilan rigoureusement pour un système fermé.

## 2 Ce que tu vas apprendre

- Définir un **système thermodynamique** et son **énergie interne  $U$**
- Distinguer **travail  $W$**  et **transfert thermique  $Q$**
- Appliquer le **premier principe** :  $\Delta U = W + Q$
- Calculer la variation d'énergie interne d'une phase condensée :  $\Delta U = C\Delta T$

- Analyser des situations concrètes (chauffage, compression, changement d'état)
- 

## 3 1. Système et énergie interne

### 3.1 a. Système thermodynamique

Un **système thermodynamique** est une portion d'univers délimitée par une frontière (réelle ou imaginaire). Tout ce qui n'est pas le système constitue l'**extérieur**.

- **Système isolé** : n'échange ni matière ni énergie avec l'extérieur.
- **Système fermé** : n'échange pas de matière, mais peut échanger de l'énergie.
- **Système ouvert** : échange matière et énergie.

Dans ce chapitre, on étudie uniquement des **systèmes fermés**.

### 3.2 b. Énergie interne $U$

À l'échelle microscopique, toute matière contient de l'énergie sous deux formes :

- **Énergie cinétique microscopique** : les atomes et molécules sont en agitation permanente (cette agitation est liée à la température).
- **Énergie potentielle microscopique** : due aux interactions entre particules (liaisons chimiques, forces intermoléculaires).

#### Définition — Énergie interne

L'**énergie interne**  $U$  d'un système est la somme de toutes les énergies cinétiques et potentielles microscopiques de ses constituants.

- $U$  en **joules (J)**
- $U$  est une **fonction d'état** : sa variation  $\Delta U$  ne dépend que de l'état initial et final, pas du chemin suivi.

#### Analogie — Le compte en banque

L'énergie interne, c'est comme le **solde** d'un compte en banque. On ne connaît pas forcément  $U$  à un instant donné (comme on ne connaît pas toujours son solde exact), mais on sait calculer les **variations**  $\Delta U$  à partir des entrées et sorties. Le premier principe, c'est le relevé bancaire.

---

## 4 2. Les deux modes de transfert d'énergie

Un système fermé peut échanger de l'énergie avec l'extérieur de **deux façons seulement** :

## 4.1 a. Le travail $W$

Le **travail** correspond à un transfert d'énergie **ordonné** à l'échelle macroscopique : une force s'exerce sur la frontière du système et la déplace.

**Exemples :**

- Compression d'un gaz par un piston  $\rightarrow W > 0$  (le système reçoit du travail)
- Détente d'un gaz qui pousse un piston  $\rightarrow W < 0$  (le système cède du travail)
- Travail électrique fourni par un générateur à une résistance

## 4.2 b. Le transfert thermique $Q$

Le **transfert thermique** (ou « chaleur ») est un transfert **désordonné** dû à une différence de température entre le système et l'extérieur.

**Exemples :**

- Une casserole chauffée sur une plaque :  $Q > 0$
- Un café qui refroidit à l'air libre :  $Q < 0$

Piège — Convention de signe

On adopte la **convention du banquier du système** : ce qui **entre** dans le système est **compté positivement**, ce qui en **sort** est compté négativement. Un corps qui se refroidit en cédant de la chaleur a  $Q < 0$ .

Analogie — Travail vs chaleur

**Travail** = énergie ordonnée. Imagine tous les soldats d'une armée avançant au pas cadencé : leur mouvement est organisé, il peut pousser quelque chose.

**Chaleur** = énergie désordonnée. Imagine une foule qui se bouscule dans tous les sens dans une salle de concert : l'énergie cinétique existe, mais elle n'est pas exploitable pour pousser directement un objet.

---

## 5 3. Le premier principe

Premier principe de la thermodynamique

Pour un système fermé entre un état initial et un état final :

$$\Delta U = W + Q$$

- $\Delta U = U_{\text{final}} - U_{\text{initial}}$  : variation d'énergie interne (J)
- $W$  : travail reçu par le système (J)
- $Q$  : transfert thermique reçu par le système (J)

**Interprétation** : la variation d'énergie interne d'un système fermé est égale à la somme algébrique des énergies qu'il a reçues sous forme de travail et de chaleur. L'énergie se conserve : rien n'apparaît, rien ne disparaît.

### Cas particuliers :

- Système **isolé** :  $W = Q = 0$  donc  $\Delta U = 0$ . L'énergie interne est **conservée**.
- Transformation **adiabatique** :  $Q = 0$ , donc  $\Delta U = W$ .
- Transformation **isochore** (volume constant) :  $W = 0$  donc  $\Delta U = Q$ .

---

## 6 4. Variation d'énergie interne d'une phase condensée

Pour un **solide** ou un **liquide** (phases condensées) dont la température varie sans changement d'état :

### Formule — Phase condensée

$$\Delta U = C \cdot \Delta T = m \cdot c \cdot \Delta T$$

- $\Delta U$  : variation d'énergie interne (J)
- $C$  : capacité thermique du système ( $\text{J} \cdot \text{K}^{-1}$ )
- $c$  : **capacité thermique massique** ( $\text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ )
- $m$  : masse (kg)
- $\Delta T = T_f - T_i$  : variation de température (K ou °C, identique)

### Exemple — Chauffer 1 L d'eau

On chauffe  $m = 1,0$  kg d'eau de  $T_i = 20$  °C à  $T_f = 100$  °C. L'eau a  $c = 4,18 \times 10^3$  J · kg<sup>-1</sup> · K<sup>-1</sup>.

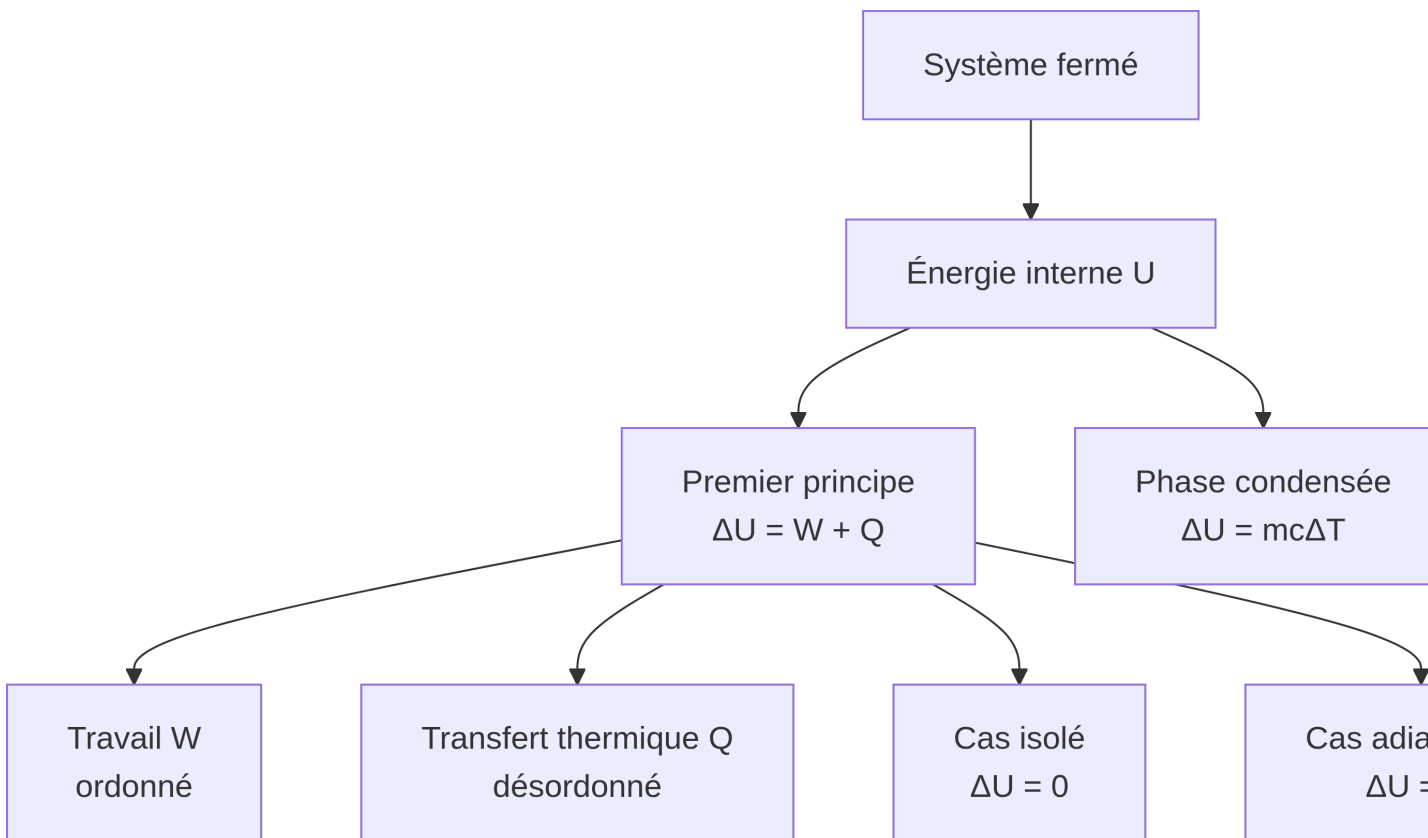
$$\Delta U = 1,0 \times 4,18 \times 10^3 \times (100 - 20) = 3,3 \times 10^5 \text{ J}$$

Il faut donc fournir environ **330 kJ** à l'eau. Si la bouilloire a une puissance de 2000 W, le temps minimum vaut  $t = \Delta U / P \approx 165$  s, soit moins de 3 min (en pratique un peu plus à cause des pertes).

### Piège — Unité de température

Comme la formule utilise  $\Delta T$  (une **différence**), on peut indifféremment travailler en kelvin ou en degrés Celsius :  $\Delta T_{\text{K}} = \Delta T_{\text{°C}}$ . Attention en revanche aux températures absolues (ex : loi des gaz parfaits) où il faut impérativement les kelvins.

## 7 Carte mentale



---

## 8 À retenir absolument

- **Énergie interne**  $U$  = énergie cinétique + potentielle microscopique, fonction d'état.
- **Premier principe** :  $\Delta U = W + Q$  pour un système fermé.
- **Convention** : ce qui entre dans le système est compté **positivement**.
- **Phase condensée** :  $\Delta U = mc\Delta T$ .
- Système **isolé** :  $\Delta U = 0$  ; **adiabatique** :  $\Delta U = W$  ; **isochore** :  $\Delta U = Q$ .

---

## 9 Pour aller plus loin

- [Cours officiel \(PDF\)](#)
- Expériences de Joule : détermination de l'équivalent mécanique de la chaleur
- Applications : moteurs thermiques, bilan énergétique d'une habitation