

Energiebilanz thermischer Prozesse

1. Hauptsatz der Thermodynamik

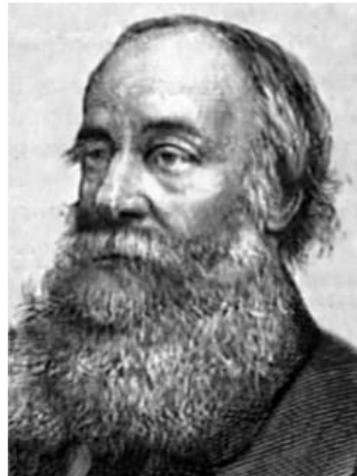
Historischer Rückblick:



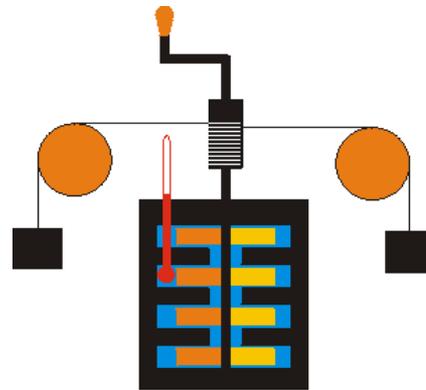
Robert Mayer
1814 - 1878
(Heilbronner Arzt)

Zusammenhang
von Wärme und
Arbeit beim Fall
und Aufprall von
Körpern ...

Wärme als eine
Energieform ...



James Prescott Joule
1818 - 1889
(engl. Physiker)



Mechanisches
Wärmeäquivalent



Hermann von Helmholtz
1821 - 1894
(deutscher Physiker)

Verallgemeinerung
der energetischen
Zusammenhänge in
allen naturwissen-
schaftlichen Bereichen

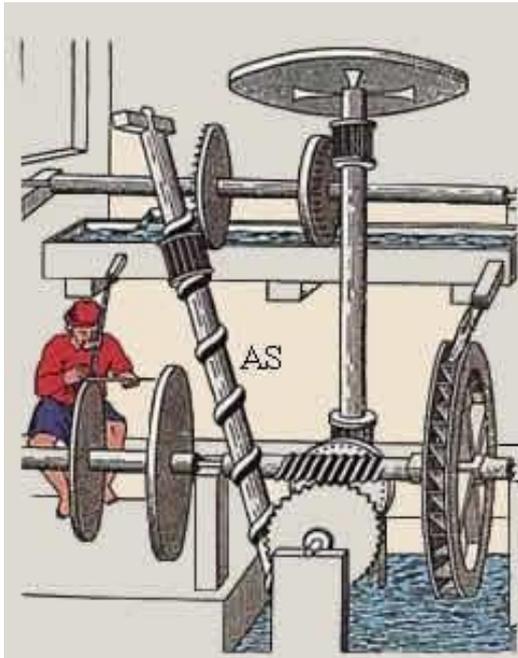
**Prinzip der Erhaltung
der Energie**

Der Energieerhaltungssatz:

→ wie wir ihn kennen ...

„Bei keinem Vorgang kann Energie neu entstehen oder verschwinden. Während eines Vorganges kann Energie nur von einem Körper zu einem anderen übergehen und sich dabei eine Energieform in eine andere umwandeln.“

„In einem abgeschlossenen System, in dem beliebige Prozesse ablaufen, bleibt die vorhandene Gesamtenergie unverändert. Energie kann weder verloren gehen noch aus dem Nichts entstehen.“



Es gibt keine Maschine, die ständig arbeiten kann ohne ihren eigenen Energiehaushalt zu ändern.

▶ **Perpetuum mobile** (1. Art)

▶ **Der Satz der Erhaltung der Energie gilt auch in der Thermodynamik !**

Energiegehalt eines Gases:

Die Energie einer geschlossenen Gasmenge wird durch die Energie aller darin befindlichen Teilchen bestimmt.

- (ungeordnete) Bewegung der Teilchen → kinetische Energie
- Lage (Höhe) im Kraftfeld der Erde → potenzielle Energie
- Bindungen zwischen den Atomen und Molekülen → chemische Energie
- ... und weitere Energieformen ...

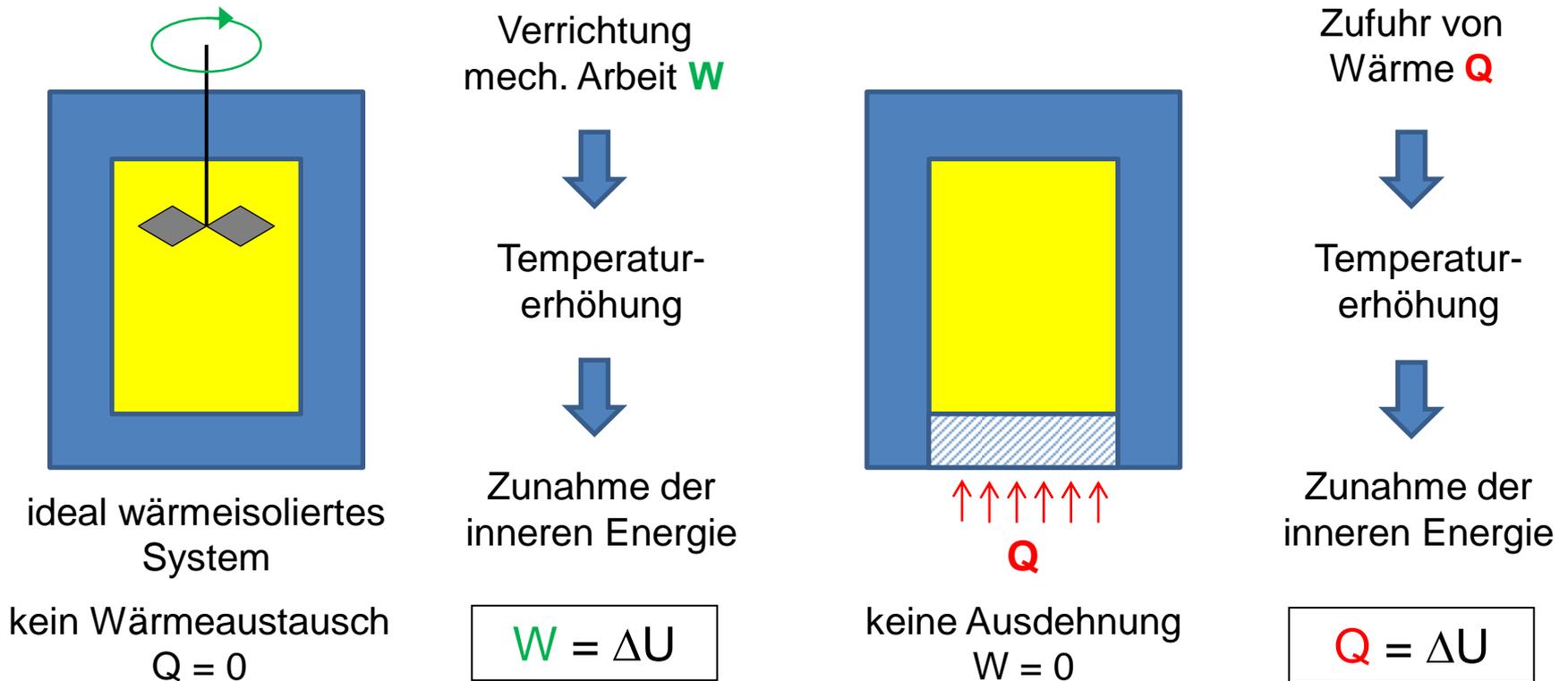
Die Gesamtheit aller Energieformen einer geschlossenen Systems bezeichnet man als **innere Energie.**

Formelzeichen: U Einheit: $[U] = 1\text{J} = 1\text{Nm} = 0,239\text{cal}$

Die innere Energie ist eine Zustandsgröße und kann sich durch Energieaufnahme oder –abgabe in einem System verändern.

Die Änderung der innere Energie wird mit ΔU beschrieben.

Änderung der inneren Energie eines Systems ...



Es gilt:

$$\Delta U = W + Q$$

1. Hauptsatz der Thermodynamik

Die Änderung der inneren Energie ΔU ist gleich der Summe der über die Systemgrenzen hinaus verrichteten Arbeit W und der übertragenen Wärme Q .

Anwendungen des 1. Hauptsatzes auf Zustandsänderungen

$$\Delta U = W + Q$$



isotherme ZÄ

$$\Delta T = 0 \rightarrow \Delta U = 0$$

$$0 = W + Q$$

$$Q = -W$$

Die Zufuhr von Wärme führt zum Verrichten von Arbeit vom System

$$W = -Q$$

Die am System verrichtete Arbeit wird als Energie durch Wärme vom System wieder abgegeben.

isobare ZÄ

$$Q \neq 0 ; W \neq 0$$

$$\Delta U = W + Q$$

$$Q = \Delta U - (-p \cdot \Delta V)$$

Wärmezufuhr führt zur Erhöhung der inneren und zum Verrichten von Volumenarbeit

$$W = \Delta U - Q$$

Die am System verrichtete Arbeit erhöht die innere Energie und führt zur Wärmeabgabe

isochore ZÄ

$$W = 0$$

$$\Delta U = Q$$

Jede Änderung der inneren Energie ist mit einem Wärmeaustausch verbunden

$$Q = \Delta U$$

Jeder Wärmeaustausch mit dem System ändert dessen innere Energie