

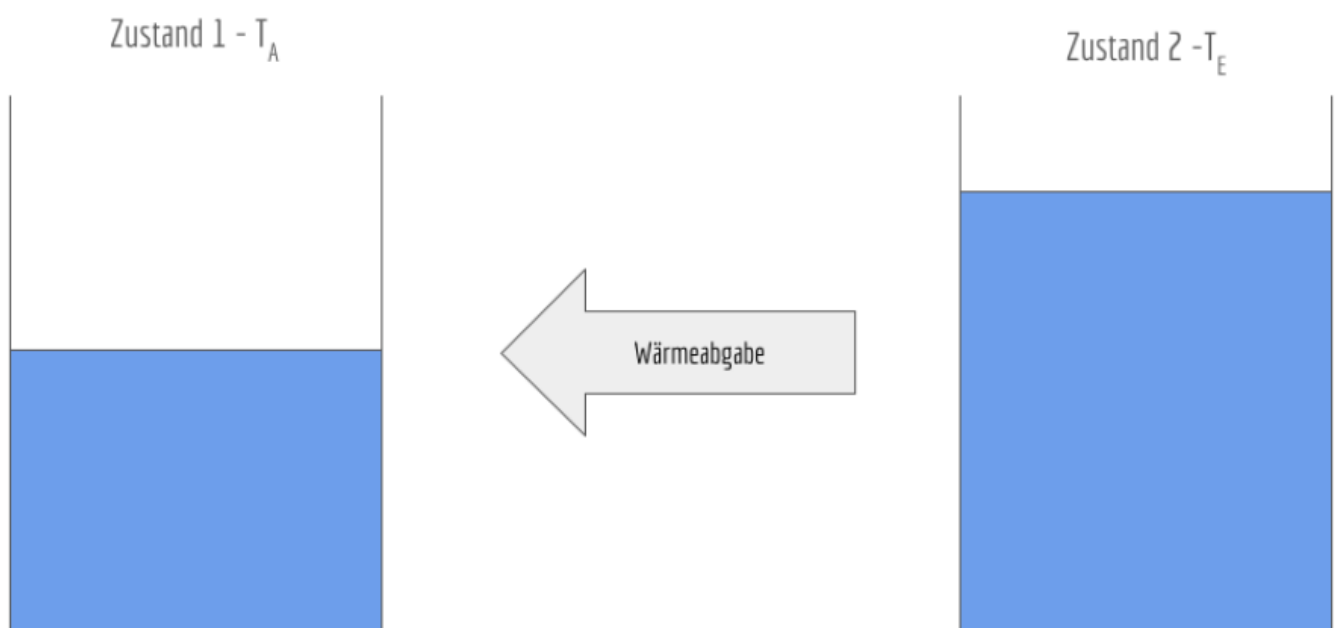
# Die innere Energie

## Einleitung

In Stoffen ist Energie gespeichert. Manche Energieform ist relativ leicht zu „begreifen“: Ein glühendes Stück Eisen hat spürbar Energie, die wir unmittelbar wahrnehmen können. Kaltes Eisen kann mit Sauerstoff zu Eisenoxid reagieren, wobei weitere Energie in Form von Wärme frei wird. Diese Energie sehen wir dem Eisenstück nicht direkt an. Es sind aber neben Wärme weitere Energieformen in dem Eisenstück gespeichert. Gemäß Definition handelt es sich bei dem Stück Eisen um ein [thermodynamisches System](#).

## Die innere Energie U

Wir betrachten wieder ein thermodynamisches System in zwei unterschiedlichen Zuständen - eine Flüssigkeit in einem Becherglas:



Im Zustand 2 besitzt das System eine höhere Temperatur als im Zustand 1. Diese Energie wird frei und an die Umgebung abgegeben, wenn man das System abkühlen lässt. Also muss das System im Zustand 2 mehr Energie besitzen als im Zustand 1. Es kann weitere Wärme an die Umgebung abgegeben werden, wenn man das System in eine kältere Umgebung bringt, da Wärme immer zum System mit der geringeren Temperatur hin übertragen wird. Neben der Temperatur verändern sich bei der Abkühlung u.U. weitere Zustandsgrößen wie etwa das Volumen.

Wie in dem Stück Eisen könnten in der Flüssigkeit weitere Energieformen gespeichert sein, etwa chemische Energie wie bei Brennstoffen wie Diesel oder Benzin. Die Summe der gesamten in einem System gespeicherten Energieformen nennt man die **innere Energie U**.





Die innere Energie  $U$  ist die gesamte für thermodynamische Umwandlungsprozesse zur Verfügung stehende Energie eines physikalischen Systems, das sich in Ruhe und im thermodynamischen Gleichgewicht befindet. Die innere Energie setzt sich aus einer Vielzahl anderer Energieformen zusammen; sie ist nach dem ersten Hauptsatz der Thermodynamik in einem abgeschlossenen System konstant.

[Quelle](#)

Wenn sich die innere Energie eines Systems **ändert**, leistet es **Arbeit  $W$**  (engl. „Work“) an seiner Umgebung. Wenn z.B. ein Sprengstoff zur Explosion gebracht wird, vergrößert sich das Volumen der beteiligten Chemikalien in kurzer Zeit erheblich. Zusätzlich wird eine große **Wärmemenge ( $Q$ )** frei.

Die Wärmemenge  $Q$  wird für uns noch sehr wichtig werden, weil über die abgegebene Wärmemenge Aussagen über den Energieaustausch bei chemischen Reaktionen treffen kann.  $Q$  ist über die [Wärmekapazität](#) leicht berechenbar, während das bei der Arbeit  $W$  etwas komplexer ist.

Die Änderung der inneren Energie  $\Delta U$  kann folgendermaßen definiert werden:

$$\Delta U = Q + W$$

Die Einheit von  $\Delta U$  lautet:

$$[\Delta U] = \text{J (Joule)}$$



### Der absolute Wert von $U$ ist nicht bestimmbar!

Da nicht bekannt ist, welche Energieformen in einem thermodynamischen System gespeichert sind, können nur Energieänderungen  $\Delta U$  bestimmt werden.



### Innere vs. äußere Energie

Es gibt auch die äußere Energie, etwa wenn das Stück Eisen aus der Einleitung Lageenergie oder kinetische Energie besitzt, wenn es z.B. geworfen wird und dann auf die Erde fällt. Diese Energieformen werden nicht zur inneren Energie gezählt und spielen in chemischen Kontexten nur sehr selten eine Rolle.

From:

<https://schule.riecken.de/> - Unterrichtswiki

Permanent link:

<https://schule.riecken.de/doku.php?id=chemie:energetik:innereenergie>

Last update: **2025/10/22 07:56**

