# Die Wärmekapazität

## Einstieg

Ein Fitnessinfluencer bewirbt in seinen Videos, dass das Trinken von drei Litern kaltem Wasser (12°C) bereits einen nennenswerten Beitrag zum Kalorienverbrauch leistet.

Die Durchschnittskörpertemperatur eines Menschen beträgt etwa 36-37°C und ist auch immer davon abhängig, wo genau gemessen wird. Der Einfachheit halber nehmen wir einen Wert von 36,5°C an. Auf diesen Wert wird das Wasser durch den Körper erwärmt, bevor es ihn wieder verlässt.

Welche Energiemenge in Form von Wärmeenergie ist dazu notwendig?

Lösung

### Ansatz

**Gegeben:**

- Wärmekapazität von Wasser bei 20°C/1013hPa c: **4,1819KJ/Kg*K**
- Temperaturdifferenz ΔT: 36,5°C-12°C = 24,5°C - entspricht einer Differenz von **24,5K**
- Masse m des Wassers: **3kg**
- Umrechnung von KJ in kcal: 1kcal entspricht 4,186KJ

**Allgemein gilt:**

$$Q = c \cdot m \cdot \Delta T$$

**Einsetzen:**

Q = 4,1819KJ/(kg*K) * 3kg * 24,5K ≈ 307,4KJ ≈ **73,4kcal**

**Ergebnis**

Bei Erwärmen von 1L Wasser (12°C) um 24,5K wird etwa eine Energiemenge von **307,4KJ** oder **73,4kcal** verbraucht (100g Schokolade haben etwa 540kcal).

From:
https://schule.riecken.de/ - **Unterrichtswiki**

Permanent link:
**https://schule.riecken.de/doku.php?id=chemie:warmekapizitaet&rev=1725011772**

Last update: **2024/08/30 09:56**