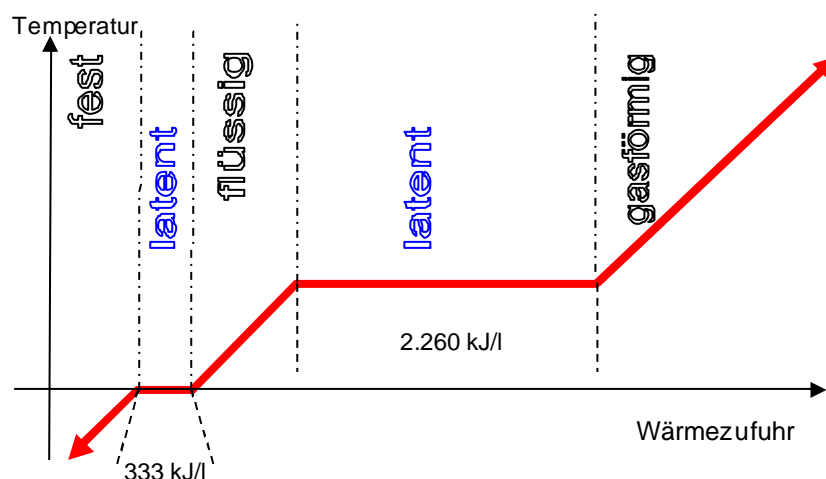


Wärme und Temperatur / Phasenübergänge:

Wärme und Temperatur sind zwei Begriffe, die im täglichen Leben oft für ein und das selbe benutzt werden. Man sagt, es ist warm, und meint damit dass die Temperatur eine bestimmte "Marke" erreicht hat. Wärme ist jedoch nicht gleich Temperatur, und dieser feine Unterschied ist von großer Bedeutung, auch wenn man ihn nicht immer so bemerkt. Wenn also Wärme und Temperatur nicht identisch sind, dann muss es eine Situation geben, in der ich einem Gegenstand Wärme zuführen kann, ohne dass sich seine Temperatur ändert. Geht nicht? Geht wohl! Eine solche Situation ist auch gar nicht kompliziert herzustellen. Wenn man zum Beispiel, was jeder kennt, Wasser in einem Topf erhitzt, dann wird es zunächst seine Temperatur erhöhen. Das geht aber nicht unendlich lange. Wenn ich immer weiter heize, dann habe ich irgendwann kein Wasser mehr in meinem Topf. Was ist da passiert? Das Wasser ist verdunstet, es ist zu Wasserdampf geworden; und würde man während des Verdampfens ständig die Temperatur messen, so stellte man fest, dass sie unverändert bliebe. Die zugeführte Wärme führt in diesen "Bereichen" also nicht zu einer Temperaturerhöhung, sondern "kümmert" sich einzig und allein darum, das Wasser zu Dampf zu machen. Es ist auch eine alltägliche Erfahrung, dass das Verdampfen eines ganzen Topfes Wasser eine nicht unerhebliche Zeit in Anspruch nimmt. Aber während der ganzen Zeit steckt man unermüdlich Wärme in das Wasser hinein, ohne dass es wärmer wird.

Wichtig ist nun, dass die ganze Energie im Dampf "gespeichert" ist und man sie wieder zurückbekommt, wenn man den Dampf wieder zu Wasser macht. Der gleiche Effekt ist beim Übergang von Eis zu Wasser und zurück zu beobachten, nur ist dort die Energiemenge kleiner und das Schmelzen geht schneller vor sich als das Verdampfen. In der Physik nennt man solche Übergänge Phasenübergänge, weil sie von einer Phase (flüssig) zu einer anderen Phase (gasförmig) führen. Die benötigten Wärmemengen zum Schmelzen und Verdampfen heißen Schmelzwärme und Verdampfungswärme, sie sind erheblich unterschiedlich. Jeder Stoff kann in den drei Phasen (fest, flüssig und gasförmig) vorkommen. Jedoch sind dazu erheblich verschiedene Temperaturen und Drücke notwendig. Folgendes Bild zeigt den erläuterten Sachverhalt am Beispiel des Wassers:



Bei einer Temperatur von unter 0°C steigt die Temperatur des Eises bei Wärmezufuhr an, bis genau die 0°C erreicht sind (bei einem Druck von 1013 mbar). Bei weiterer Erhitzung schmilzt das Eis. Dabei ändert sich die Temperatur des Eises nicht, solange nicht alles Eis zu Wasser geschmolzen wurde. Die Energie, die zum Schmelzen von einem Liter Eis (nicht zu Verwechseln mit einem Kilogramm. Eis hat eine geringere Dichte als Wasser, weshalb es ja auch im Wasser schwimmt!) notwendig ist, nennt man Schmelzwärme. Bei Wasser beträgt sie 333 kJ (Kilo Joule). Führt man weiter Energie zu, so wird das Wasser langsam wärmer, bis es 100°C erreicht. Dann (in Wirklichkeit aber schon früher) bildet sich Dampf. Während das Wasser verdampft, hält es seine Temperatur von 100°C , bis auch der letzte Tropfen Wasser zu Dampf geworden ist (idealisiert). Die nötige Energie zum Verdampfen eines Liters Wasser beträgt ca. 2260 kJ. Dies ist ca. die fünffache Menge Energie, die zum Erhitzen der gleichen Menge Wasser von 0°C auf 100°C notwendig ist! Es stellt also einen nicht unerheblichen "Energiespeicher" dar!

Phasenübergänge, fühlbare und latente Wärme:

Wie schon gesagt, macht ein Stoff beim Schmelzen oder Verdampfen einen Phasenübergang durch, während dem sich seine Temperatur nicht ändert. Die Wärmemengen, die man für Phasenübergänge braucht, scheinen sich also, nachdem man sie zugeführt hat, in dem Stoff zu "verstecken", denn wärmer oder kälter wird der Stoff ja durch sie nicht. Deshalb nennt man diese Wärme auch latente Wärme, da latent das lateinische Wort für verborgen ist. Im Gegensatz dazu spricht man bei Wärmemengen, die die Temperatur eines Körpers verändern, von fühlbarer Wärme (nicht zu verwechseln mit "gefühlter Wärme"), weil sie eben fühlbar ist, denn sie macht einen Körper wärmer oder kälter.

Aber wo geht denn dann die Wärme hin? Sie wird dazu benötigt, die Molekülbindungen (Wasserstoffbrückenbindungen) zu lösen und alle Wassermoleküle auseinander zu zerren. Da dies "leichter" (energetisch günstiger) ist, als die Bewegungsenergie (Wärme) der Wassermoleküle in flüssiger Form ab einem gewissen Punkt weiter zu erhöhen, vollzieht sich eben ein Phasenwechsel. Erst wenn alle Wassermoleküle separiert wurden (alles gasförmig), kann jedem einzelnen wieder mehr Bewegung, also "Wärme" zugeführt werden (idealisiert).

Abschließend soll noch erwähnt werden, dass es sich hierbei nicht um zwei physikalisch verschiedene "Wärmen" handelt. Mit den erwähnten Adjektiven fühlbar und latent will man nur die eine Art der Wärme (physikalisch betrachtet die Bewegung der Atome) in ihrer verschiedenen Einsatzform aufzeigen.

