



Entropie im Schulkontext –Beispiel eines mikroskopischen Zugangs–

KONRAD, HOLZNER

KONRAD.HOLZNER@STUD.SBG.AC.AT

Zusammenfassung

Die folgende Arbeit beschäftigt sich mit dem Thema „Entropie in der Schule“. Zuerst wird Bezug auf den aktuellen Lehrplan der allgemeinbildenden höheren Schulen genommen, und die Rechtfertigung einer Vermittlung dieses Themas in der Schule untersucht. Dabei wird besonderer Wert darauf gelegt, welche Phänomene und Prozesse mithilfe der Entropie besser erklärt, beziehungsweise besser verstanden werden können.

Anschließend wird ein Konzept skizziert, wie eine Einführung dieser Größe auf Schulniveau aussehen könnte. Dabei wird ein mikroskopischer Zugang zur Entropie gewählt. Ausgangspunkt hierfür ist die Definition der Entropie nach Ludwig Boltzmann: $S = k_B \cdot \ln \Omega$.

Zuerst wird die Zustandszahl Ω vorgestellt und an verschiedenen einfachen Systemen diskutiert. Dann werden anhand dieser Systeme Eigenschaften der Entropie ausgearbeitet. Die Bedeutung der Entropie für verschiedene Phänomene und Prozesse wird kurz angesprochen. Im Speziellen sind dies die Diffusion eines Gases in ein Vakuum, das thermische Gleichgewicht und die Reversibilität von Prozessen.

Am Ende folgt ein kurzer Ausblick, wie ein Übergang zu einer makroskopischen Ansicht erfolgen könnte und welche Themen damit abgehandelt werden können.

1 Einleitung

Die Entropie ist eine Größe, die häufig als kompliziert und abstrakt empfunden wird. Auch Max Planck, der sich ausführlich mit diesem Thema auseinandergesetzt hat, soll gesagt haben: „*Entropie ist etwas, was man nicht versteht, aber man gewöhnt sich daran*“.

Im Gegensatz zur Energie etwa, hat der Entropie-Begriff keinen Eingang in das „Alltagsvokabular“ gefunden (vgl. HÜFNER & LÖHKEN, 2005, S.1). Unter anderem sind dies Gründe dafür, dass die Entropie in der Schule, falls überhaupt, meist nur sehr oberflächlich behandelt wird.

Um 1850 führte Rudolf Clausius die thermodynamische Größe Entropie mit dem Formelzeichen S ein. In ihrer mathematisch einfachsten Form kann die Änderung der Entropie definiert werden als: $\Delta S = \Delta Q/T$. Dabei entspricht ΔQ jener Wärmemenge, die dem System bei einer konstanten Temperatur T , in einem reversiblen Prozess zugeführt wird (vgl. STIERSTADT & FISCHER, 2010, S.134; TIPLER & MOSCA, 2009, S.752). Als Einheit ergibt sich daher Joule pro Kelvin. Diese Definition beschreibt die Entropie als thermodynamische Zustandsgröße. Sie gibt jedoch keine Auskunft über ihren Absolutwert in einem bestimmten System.

Ein tiefgehendes Verständnis konnte Max Planck 1877 erwirken. Ihm gelang es, die Ent-

ropie auf Eigenschaften der Atome bzw. Teilchen eines Systems zurückzuführen.

Im Folgenden soll dieser mikroskopische Zugang für die Schule aufbereitet werden.

2 Entropie im Schulkontext - Lehrplanbezug

Der Lehrplan für allgemeinbildende höhere Schulen sieht sowohl in der Unterstufe als auch in der Oberstufe das Thema Thermodynamik als Gegenstand des Unterrichts vor.

In der dritten Klasse Unterstufe wird die Wärmelehre unter dem Titel „Unser Leben im Wärmebad“ im Kernbereich des Lehrplanes angeführt. Dabei soll etwa auf Alltagsbegriffe wie Wärme, Kälte und Temperatur eingegangen werden. Verschiedene Arten des Wärmetransportes sollen angesprochen werden. Ökonomische und ökologische Bedeutungen der Wärmeenergie sollen erkannt und deren Auswirkungen auf Mensch und Umwelt diskutiert werden (vgl. BMBF, 2000, S.4).

In der Oberstufe wird die Wärmelehre explizit im „Lehrstoff“ der fünften und sechsten Klasse angeführt. Die Schülerinnen und Schüler sollen „*Zustände und Zustandsänderungen der Materie mit Hilfe des Teilchenkonzepts erklären können*“ (BMBF, 2014, S.3). Sie sollen Nachhaltigkeit im Umgang mit Energie verstehen und die Thermodynamischen Hauptsätze kennen lernen (vgl. BMBF 2014, S.4).

Um die genannten Punkte verstehen zu können, ist die Entropie von entscheidender Bedeutung. Sie gibt Auskunft, über die Umwandelbarkeit verschiedener Energieformen ineinander und beschreibt die Effizienz von Wärmekraftmaschinen und Kreisprozessen. Außerdem können mit ihrer Hilfe Abläufe von thermodynamischen Prozessen auf molekularer Ebene verstanden und viele weitere Phänomene erklärt werden.

3 Exemplarisches Konzept zur Einführung der Entropie in der Schule

3.1 Einsatzmöglichkeiten der Entropie in der Schule

Mit Hilfe der Entropie kann ein tiefer Einblick in verschiedene Themen gewonnen werden. Im Folgenden wurde eine kurze Auswahl an Fragestellungen getroffen, die sich mithilfe der Entropie beantworten lassen:

„Energiesparen“

Der Begriff Energie findet in unserer Gesellschaft und in den Medien eine weite Verbreitung. Im Alltagsgebrauch redet man von „Energiesparen“, in der Politik ist der Begriff der „Energiekrise“ weit verbreitet. Laut dem Energieerhaltungssatz kann aber Energie in einem abgeschlossenen System weder erzeugt noch vernichtet werden. Wie können die Begriffe „Energiesparen“ und „Energiekrise“ daher verstanden werden (vgl. TIPLER & MOSCA, 2009, S.735)?

Irreversibilität von Prozessen

Auch auf andere interessante Fragen kann uns die Auseinandersetzung mit der Entropie eine Antwort liefern. Zum Beispiel bei der Beschäftigung mit der Umkehrbarkeit von Prozessen in abgeschlossenen Systemen. Wieso stellt sich etwa in einem abgeschlossenen System bei Gegenständen mit thermischem Kontakt ein thermisches Gleichgewicht ein? Die Umkehrung, dass ein System im thermischen Gleichgewicht von sich aus eine Temperaturdifferenz entwickelt wird hingegen nicht beobachtet (vgl. TIPLER & MOSCA, 2009, S.755).

Lässt man ein Gas aus einem Behälter in eine Vakuumkammer entweichen, so nimmt es den gesamten ihm zur Verfügung stehenden Raum in Anspruch. Dass sich das Gas aus der Vakuumkammer spontan in den Gasbehälter zurückzieht, wird man aber nicht beobachten (vgl. TIPLER & MOSCA, 2009, S.753).

Wärmeübertragung

Warum erfolgt eine Wärmeübertragung stets von einem Gegenstand höherer Temperatur auf

einen Gegenstand geringerer Temperatur und nicht umgekehrt? Wieso kann man zum Beispiel nie beobachten, dass bei kalten Außentemperaturen die Umgebungsluft eine bestimmte Menge Wärmeenergie auf den menschlichen Körper überträgt und diesen erwärmt¹ (vgl. HÜFNER, 2005, S.6)?

Energieumwandlungen

Wieso ist es möglich, Arbeit vollständig in Wärme umzuwandeln, nicht aber, Wärme vollständig in Energie umzuwandeln?

Antworten auf diese Fragen kann die Beschäftigung mit der Entropie liefern. (vgl. STIERSTADT & FISCHER, 2010; TIPLER & MOSCA, 2009, S.735)

3.2 Vermittlungsansätze - mikroskopische und makroskopische Betrachtungsweisen

Die statistische Physik beschreibt Prozesse und Zustände der Wärmelehre durch die Wechselwirkung von Teilchen. Durch das Zusammenwirken sehr vieler Teilchen entstehen makroskopische Parameter eines Systems, wie etwa die Temperatur, das Volumen oder der Druck, welche ohne die Teilchenvorstellung aber nicht entsprechend interpretiert werden können. Inzwischen ist es üblich geworden, diese beiden Betrachtungsweisen parallel zu vermitteln, um ein besseres Verständnis zu ermöglichen (vgl. STIERSTADT & FISCHER, 2010, S.10).

Nach Hüfner und Löhken (2005) sollte ein mikroskopischer Zugang zur Entropie über den Begriff der Unordnung auf molekularer Ebene erfolgen.

Im Folgenden wird ein möglicher mikroskopischer Vermittlungsansatz in groben Zügen dargestellt. Dieser ist aufgrund einer gewissen Komplexität grundsätzlich für die Oberstufe konzipiert.

3.3 Mikroskopischer Zugang zur Entropie

Um ein besseres Verständnis der Entropie zu erlangen, kann es sinnvoll sein, die Eigenschaften dieser Größe anhand sehr einfacher Systeme, mit wenigen Teilchen und einer geringen Anzahl an Freiheitsgraden zu studieren.

Ludwig Boltzmann definierte die Entropie im Jahre 1877 durch die Gleichung: $S = k_B \cdot \ln \Omega$.

Dabei ist k_B die Boltzmann-Konstante ($k_B = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$) und Ω ist eine systemcharakteristische Zustandszahl. Sie beschreibt die Anzahl an möglichen Energieverteilungen des Systems. Diese hängt wiederum von der Anzahl mikroskopischer Freiheitsgrade ab. Im Spezial-

¹ Der Energieerhaltungssatz würde hierbei nicht verletzt.

len von der Teilchenanzahl, der Gesamtenergie des Systems, dem Volumen und anderen Einflüssen wie etwa einer magnetischen oder elektrischen Wechselwirkung. Eine diskrete Menge an möglichen Verteilungen wurde ursprünglich von Boltzmann postuliert. Dies konnte jedoch erst später, durch die Heisenbergsche Unschärferelation, und die Quantenmechanik entsprechend interpretiert werden. Diese beiden besagen, dass für ein Teilchen das Produkt aus Ort und Impuls nur mit einer bestimmten Genauigkeit definiert, und die Energie „gequantelt“ ist, also nur diskrete Werte annehmen kann (vgl. STIERSTADT & FISCHER, 2010, S.63).

Die Berechnung der absoluten Werte für die Entropie stellt sich für größere Systeme schnell als schwierig heraus, da alle äußeren Einflüsse, die eine Einschränkung bzw. eine Erhöhung der Freiheitsgrade nach sich ziehen, berücksichtigt werden müssen. Häufig interessiert man sich nicht für den Absolutwert, sondern für Differenzen zwischen Zuständen, die mit geeigneten Methoden gemessen werden können (vgl. STIERSTADT & FISCHER, 2010, S. 139ff.).

3.4 Beispiele zur Veranschaulichung der Zustandszahl Ω

Ω für ein System aus drei Energiequanten und zwei Teilchen

Wir betrachten ein System mit der Gesamtenergie von zwei Energieeinheiten (Quanten), die beliebig auf drei Teilchen aufgeteilt werden können, und keine zusätzlichen Freiheitsgrade haben sollen. Es ergeben sich die sechs in Abbildung 1 dargestellten Möglichkeiten der Energieaufteilung (vgl. STIERSTADT & FISCHER, 2010, S.54).

Wird die Anzahl der Teilchen, bzw. die Gesamtenergie in diesem System erhöht, nimmt die Anzahl der möglichen Verteilungen rasch zu. Dementsprechend wächst auch die Entropie des Systems. Für drei Energieeinheiten und vier Teilchen ergeben sich beispielsweise bereits 20 Möglichkeiten. Für makroskopische Systeme ergibt sich eine unvorstellbar große Anzahl an möglichen Zuständen.

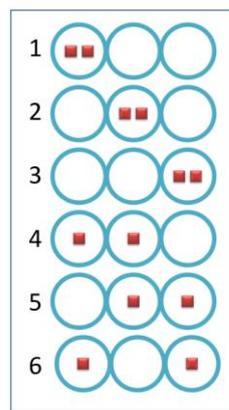


Abb.1 – Verteilungsmöglichkeiten von zwei Energiequanten (rote Quadrate) auf drei Teilchen (blaue Kreise)(nach STIERSTADT & FISCHER, 2010, S.54).

Beziehung zwischen Ω und dem Volumen

Wir betrachten zwei Volumina (V_1 und V_2), die jeweils zwei Volumseinheiten groß sein sollen². Zunächst sollen die beiden Volumina voneinander getrennt sein und sich im Volumen V_1 drei Teilchen befinden. Es gibt drei verschiedene Möglichkeiten die drei Teilchen in V_1 anzuordnen (siehe Abb. 2). Anschließend werden die beiden Volumina verbunden. Für die Teilchen ergeben sich jetzt zehn Verteilungsmöglichkeiten.

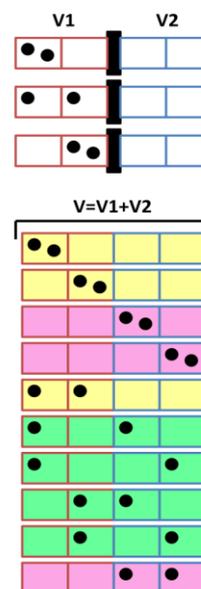


Abb. 2 –Verteilungsmöglichkeiten von drei Teilchen auf zwei Volumseinheiten (V_1 , oder V_2) bzw. auf vier Volumseinheiten (V_1+V_2).

² Boltzmann zerlegte ursprünglich den Phasenraum aus Orts- und Impulskoordinaten in kleine Zellen $\Delta p \cdot \Delta x = \hbar$, mit einer zunächst unbestimmten Konstante \hbar , die erst durch die Heisenbergsche Unschärferelation eine entsprechende Interpretation erlangte (vgl. STIERSTADT & FISCHER, 2010, S.62).

Interpretation des Modelles

Das System erhält durch die Vergrößerung des Volumens mehr Freiheitsgrade und die Energie des Systems kann somit auf mehrere verschiedene Arten verteilt werden. Ω und somit die Entropie steigen. Eine Vergrößerung des Volumens führt zu einer Vergrößerung der Entropie³.

Von den zehn Verteilungsmöglichkeiten entfallen jeweils drei darauf, dass sich beide Teilchen im Volumen V1 (gelb markiert) bzw. V2 (rosa markiert) befinden. Der wahrscheinlichste Zustand ist jener, bei dem sich je ein Teilchen in V1 und eines in V2 befindet (grün markiert, 4 Möglichkeiten). Für eine steigende Anzahl an Teilchen und Volumeneinheiten zeigt sich, dass es viel mehr Möglichkeiten gibt, die Teilchen (annähernd) gleichmäßig auf die beiden Volumina zu verteilen, als es Möglichkeiten gibt, diese ungleich aufzuteilen. Daher ist es am wahrscheinlichsten, das System zu einem beliebigen Zeitpunkt in einem ausgeglichenen Zustand vorzufinden⁴. Für große Teilchenanzahlen werden die relativen Abweichungen aus diesem Gleichgewichtszustand verschwindend klein. Dies kann man sehr gut an den im nächsten Abschnitt folgenden Simulationen zum „Entropiespiel“ erkennen.

3.5 Entropiespiel und Ehrenfest'sches Urnenmodell

Das folgende Spiel stammt aus dem Schulbuch Physik 6 (SEXL, 2005, S.38). Es soll eine Einführung in das Thema Entropie darstellen. Das Spiel funktioniert folgendermaßen: Das Spielfeld besitzt eine linke (Feld 1) und eine rechte (Feld 2) Spielhälfte (siehe Abb.3). Jede dieser Hälften besteht aus 36 Feldern, die in 6 Zeilen und 6 Spalten eingeteilt sind. Zu Beginn des Spieles befinden sich alle Spielsteine auf der linken Hälfte. Es wird mit zwei Würfeln gewürfelt, von denen einer die Zeile und einer die Spalte angibt. Bei jedem Wurf wird der ermittelte Spielstein von seiner aktuellen Position auf die entsprechende Position der anderen Spielhälfte gesetzt. Laut dem Schulbuch soll das Spiel für etwa 5 Minuten durchgeführt, und beobachtet werden, wie sich das Spiel entwickelt.

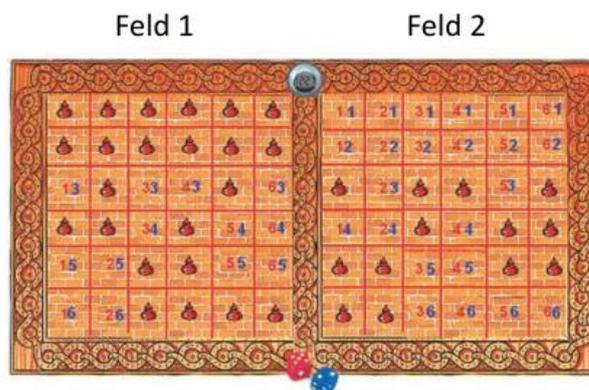


Abb. 3 „Entropiespiel“ (SEXL, 2005, S.38).

Diese Spielanordnung entspricht genau der Anordnung des Ehrenfest'schen Urnenmodells (siehe Abb. 4). Dabei befinden sich zu Beginn N unterscheidbare Kugeln in der Urne 1, keine Kugeln in der Urne 2. Anschließend wird pro Zeiteinheit eine Kugel per Zufall ausgewählt und in die jeweils andere Urne gelegt. Dieses Modell beschreibt die Diffusion eines Gases in einen Vakuum-Behälter. Die einzelnen Kugeln entsprechen dabei den Molekülen bzw. Atomen des (idealen) Gases.

Mit einer Computersimulation lässt sich zeigen, wie sich das „Entropiespiel“ (bzw. analog das Ehrenfest'sche Urnenmodell) über einen längeren Zeitraum verhält. Dabei kann sowohl die Anzahl der Spielsteine (Moleküle), als auch die Anzahl der Spielzüge variiert werden. Die Programmierung dieser Simulation mit dem Programm Mathematica befindet sich im Anhang. Die Abbildungen 5 und 6 zeigen mögliche Spielverläufe für verschiedene Ausgangsbedingungen, wie sie aus den Simulationen hervorgehen. Aufgetragen ist jeweils die Anzahl der Spielsteine auf Feld 2 in Abhängigkeit der Spielzüge.

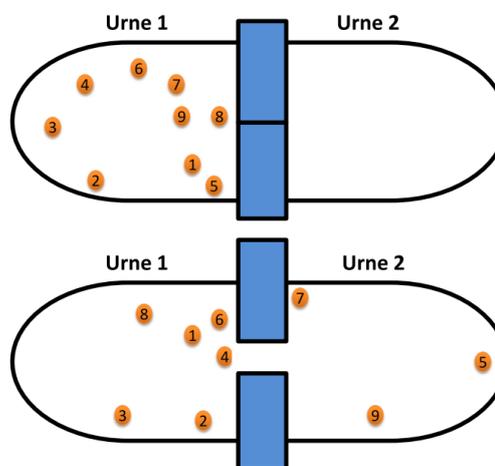


Abb. 4 – Schematischer Aufbau des Ehrenfest'schen Urnenmodells mit neun Kugeln (nach EHRENFEST & EHRENFEST, 1907).

³ Vorausgesetzt diese wird nicht durch eine Einschränkung anderer Freiheitsgrade kompensiert, in diesem Fall spricht man von einer reversiblen Zustandsänderung.

⁴ Dies entspricht dem „Zustand größter Wahrscheinlichkeit“ – „Gleichgewichtszustand“.

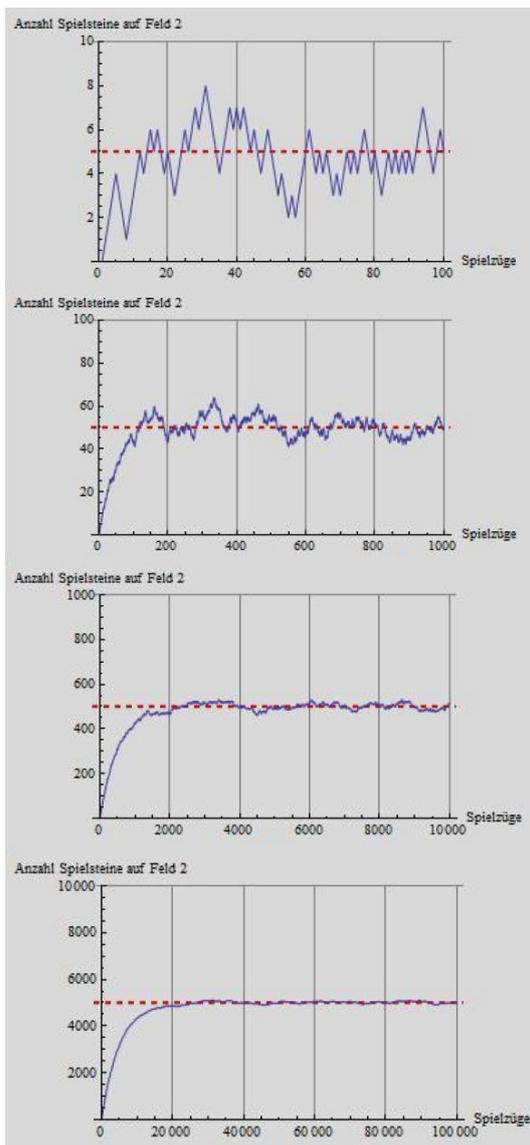


Abb. 5 – Simulation des „Entropiespiels“ für 10, 100, 1000 und 10 000 Spielsteine sowie entsprechend viele Spielzüge.

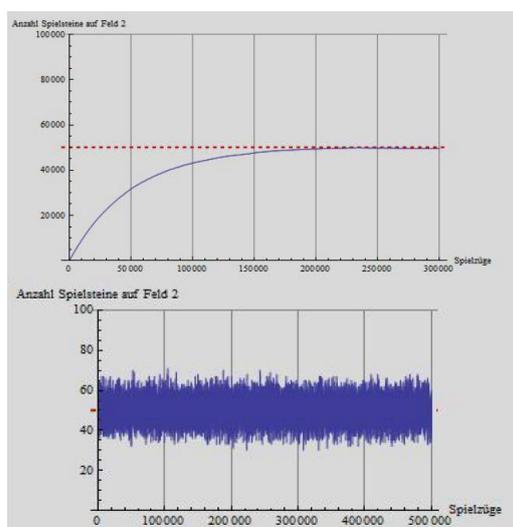


Abb. 6 – Simulation des „Entropiespiels“ sowohl für 100 000 Spielsteine und 300 000 Spielzüge; als auch 100 Spielsteine und 500 000 Spielzüge.

Interpretation der Simulation

Im Laufe des Spiels nimmt die Anzahl der möglichen Verteilungen der Teilchen auf die zwei Spielfelder und somit die Entropie zu. Betrachten wir ein System mit 10 Spielsteinen (Abbildung 5, erstes Diagramm). Zu Beginn befinden sich alle Spielsteine auf einer Seite, das System ist völlig geordnet. Nach dem ersten Spielzug befindet sich eines dieser zehn Teilchen auf der anderen Seite, somit existieren zehn verschiedene Verteilungsmöglichkeiten. Die Entropie ist gestiegen. Nach frühestens zehn Spielzügen können sich theoretisch alle Spielsteine auf dem anderen Spielfeld befinden. Ab einer gewissen Zeit ist also jeder beliebige Zustand möglich. Die Entropie hat dann ihr Maximum erreicht.

- Die Entropie nimmt in einem abgeschlossenen System niemals von alleine ab, da sich die Anzahl der möglichen Verteilungen per se nicht verringert. Dies kann nur durch einen Einfluss von „außen“ geschehen.
- Man kann sich überlegen, dass es relativ gesehen nur wenige Möglichkeiten gibt, bei denen sich viele Teilchen auf einer und wenige Teilchen auf der anderen Seite befinden. Dagegen gibt es sehr viele Möglichkeiten, dass sich auf beiden Seiten (annähernd) gleich viele Teilchen befinden. Das System nähert sich daher relativ rasch einem Gleichgewichtszustand an, bei dem sich auf beiden Seiten ähnlich viele Moleküle befinden, da dies dem „Zustand größter Wahrscheinlichkeit“ entspricht.
- Die relativen Abweichungen vom Gleichgewichtszustand nehmen mit steigender Teilchenanzahl rasch ab. Bei 100 000 Teilchen sind die Abweichungen schon sehr gering (Abb. 6, oberes Diagramm). Man beachte, dass 100 000 Teilchen eines idealen Gases unter Standardbedingungen gerade einmal ein Volumen von etwa $3,7 \cdot 10^{-12} \text{ mm}^3$ einnehmen. Das bedeutet, dass bei makroskopischen Systemen die Teilchenanzahlen stets so groß sind, dass Abweichungen vom Gleichgewichtszustand vernachlässigt werden können:

$$\begin{aligned}
 V &= \frac{N \cdot k_B \cdot T}{p} \approx \frac{10^5 \cdot 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{J}}{\text{K}} \cdot 273,15\text{K}}{101325\text{Pa}} \\
 &\approx 3,72 \cdot 10^{-21} \frac{\frac{\text{NmK}}{\text{K}}}{\frac{\text{N}}{\text{m}^2}} \\
 &= 3,72 \cdot 10^{-21} \text{m}^3 \\
 &= \underline{\underline{3,72 \cdot 10^{-12} \text{mm}^3}}
 \end{aligned}$$

- Eine Rückkehr in den Ausgangszustand ist bereits bei 100 Teilchen sehr unwahrscheinlich und die mittleren Rückkehrzeiten sind dementsprechend groß (siehe Abb. 6, letztes Diagramm).

3.6 Entropie in verschiedenen Systemen

Diffusion eines Gases in ein Vakuum

Diese sogenannte „freie Expansion“ wurde schon am Beispiel des Ehrenfest'schen Urnenmodells besprochen. Das Gas strömt aus einem Behälter und nimmt das gesamte ihm zur Verfügung stehende Volumen ein. Dies entspricht einer Zunahme der Entropie. Dass sich das Gas von sich aus wieder in den ursprünglichen Behälter zurückzieht, würde einer Verminderung der Entropie entsprechen und wird daher nicht beobachtet.

Thermisches Gleichgewicht

Wir betrachten zwei Körper die im thermischen Kontakt stehen. Einer soll eine sehr hohe Temperatur haben, das bedeutet seine Teilchen besitzen eine große mittlere kinetische Energie. Der Andere soll eine sehr geringe Temperatur haben, die Teilchen besitzen daher fast keine mittlere kinetische Energie. Analog zum Ehrenfest'schen Urnenmodell kann man argumentieren, dass eine gleichmäßige Verteilung der Energie auf die beiden Körper dem wahrscheinlichsten Zustand entspricht. Das System ist also von sich aus bestrebt, die Temperaturdifferenz auszugleichen. Die Entropie nimmt während dieses Vorganges zu, bis sie einen Maximalwert erreicht hat.

Irreversible Prozesse

Unter irreversiblen Prozessen versteht man Abläufe in einem System, die ohne Einfluss der Umgebung nicht umgekehrt ablaufen können. Kennzeichen von irreversiblen Prozessen ist, dass sich dabei die Entropie des Systems erhöht. Auch die vorher besprochene Diffusion eines Gases, sowie der Temperatenausgleich von zwei Körpern im thermischen Kontakt sind somit irreversible Prozesse. (vgl. STIERSTADT & FISCHER, 2010, S.145; TIPLER & MOSCA, 2009, S.751)

Das Ganze soll nochmals am Beispiel eines inelastischen Stoßes verdeutlicht werden. Wir betrachten dazu eine Plastilinkugel die auf den Boden fällt. Kurz vor dem Aufprall sind die statistisch verteilten Geschwindigkeiten der Teilchen in der Plastilinkugel überlagert von der Geschwindigkeit der Teilchen in Richtung Boden. Dies entspricht einer gewissen Ordnung in

der Bewegung der Teilchen. Beim Aufprall wird diese Energie in ungeordnete Bewegungsenergie der Teilchen der Plastilinkugel sowie der Umgebung (Boden, Luft) umgewandelt. Die mittlere kinetische Energie der Teilchen und somit die Temperatur des Systems nehmen zu. Durch die Auflösung dieser Ordnung in der Teilchenbewegung erhöhen sich die möglichen Zustände des Systems und somit seine Entropie. Der Prozess ist irreversibel. Es ist nicht beobachtbar, dass sich die Bewegungen der Teilchen einer am Boden liegenden Plastilinkugel von sich aus ordnen und die Kugel vom Boden abspringen lassen. Dies würde eine Verminderung der Entropie bedeuten.

4 Zusammenfassung

Wir haben gesehen, wie beim Übergang von Systemen mit wenigen Teilchen, zu makroskopischen Systemen mit sehr vielen Teilchen, aus statistisch verteilten Eigenschaften der Teilchen, stabile Zustände für das System entstehen können. Dies geschieht dadurch, dass bei den betrachteten Systemen meist eine unvorstellbar große Anzahl an Teilchen beteiligt ist⁵. So kann man etwa Zustandsgrößen wie Druck, Volumen und Temperatur auf den Ort und die Impulse der einzelnen Teilchen zurückführen. Durch eine mikroskopische Herangehensweise kann leichter geklärt werden, wieso etwa die Entropie in einem abgeschlossenen System niemals abnehmen kann.

5 Ausblick

Nachdem sich die Schülerinnen und Schüler eingehend mit der Entropie als Eigenschaft von Systemen mit wenigen Teilchen beschäftigt haben, sollten sie eine gewisse Vorstellung von dieser Größe gewonnen haben. Als nächsten Schritt könnte man sich mit der Entropie auf makroskopischer Ebene beschäftigen. Dadurch kann ein Einblick in viele interessante technische Prozesse gewonnen werden. Zum Beispiel könnte man den Wirkungsgrad von Wärmekraftmaschinen oder die Umwandlung von Energieformen ineinander diskutieren. Wichtige Punkte, welche die Schülerinnen und Schüler nach einer umfangreichen Beschäftigung mit der Entropie verstanden haben sollten, sind beispielsweise:

- Prozesse laufen von sich aus nur in Richtung größerer Entropie ab.

⁵ Meist sind die Teilchenanzahlen in der Größenordnung der Avogadro-Konstante: $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \frac{\text{Teilchen}}{\text{mol}}$.

- Die Entropie in einem abgeschlossen System kann nur zunehmen (Zweiter Hauptsatz der Thermodynamik).
- Ein System mit maximaler Entropie kann keine Arbeit mehr verrichten. Um Wärmekraftmaschinen zu betreiben ist daher stets eine Temperaturdifferenz erforderlich.

Die Entropie macht Aussagen über:

- Umwandelbarkeit von Energieformen ineinander,
- „Nutzbarkeit“ von Energie („Energiesparen“),
- Effizienz von Wärmekraftmaschinen und
- Reversibilität von Prozessen.

6 Anhang: Programmierung der Simulation zum „Entropiespiel“

Die folgende Abbildung zeigt eine Möglichkeit, wie das „Entropiespiel“, bzw. das Ehrenfest'sche Urnenmodell mit der Software Mathematica programmiert werden kann (siehe Abb.7).

```
Clear[entropiespiel]
entropiespiel[teilchenanzahl_, spielzüge_] :=
Module[{zz, L1, L2, listenlänge},
L1 = Table[i, {i, 1, teilchenanzahl}]; L2 = {};
listenlänge = {0};
Do[zz = RandomInteger[{1, teilchenanzahl}];
If[MemberQ[L1, zz], L2 = Append[L2, zz];
L1 = DeleteCases[L1, zz], L1 = Append[L1, zz];
L2 = DeleteCases[L2, zz]]; listenlänge =
Append[listenlänge, Length[L2]], {spielzüge}];
ListPlot[listenlänge, PlotRange -> teilchenanzahl,
Joined -> True, DataRange -> {0, spielzüge},
AxesLabel -> {"Spielzüge",
"Anzahl Spielsteine auf Feld 2"},
GridLines -> {Automatic, {0, {teilchenanzahl/2,
{Thick, Red, Dashed}}, teilchenanzahl}},
Ticks -> {Automatic, Automatic}}]
```

Abb. 7. – Programmierung der behandelten Simulation des „Entropiespiels“ bzw. Ehrenfest'schen Urnenmodells mit dem Programm Mathematica.

7 Literatur

- BMBF (2000) Lehrplan Physik - AHS Unterstufe.
https://www.bmbf.gv.at/schulen/unterricht/lp/ahs16_791.pdf?4dzgm2 (16.12.2014)
- BMBF (2014) Lehrplan Physik - AHS Oberstufe.
https://www.bmbf.gv.at/schulen/unterricht/lp/lp_neu_ahs_10_11862.pdf?4dzgm2 (16.12.2014)
- Ehrenfest, P. & Ehrenfest, T. (1907) Über zwei bekannte Einwände gegen das Boltzmannsche H-Theorem:
Physikalische Zeitschrift, 8, 311–314.
- Hüfner, J. (2005) Entropie für die Schule. Heidelberg.
<http://www.physi.uni-heidelberg.de/~eisele/lehrer/huefner.pdf> (16.12.2014)
- Hüfner, J. & Löhken, R. (2005) Entropie in der Schule.
<http://www.physi.uni-heidelberg.de/~eisele/physik211/Entropie-e11.pdf> (16.12.2014)
- Sexl, R. (2005) *Physik 6* (1st ed.). Wien: öbvht.

Stierstadt, K. & Fischer, G. (2010) *Thermodynamik: von der Mikrophysik zur Makrophysik*. Berlin: Springer.
<http://books.google.at/books?hl=de&lr=&id=J46szKXgkZAC&oi=fnd&pg=PR5&dq=Thermodynamik+-+Von+der+Mikrophysik+zur+Makrophysik&ots=HHop3G3uPr&sig=og8lYvGRlkR0HzdoDhJlhCUJcUU> (16.12.2014)

Tipler, P. A. & Mosca, G. (2009) *Physik: für Wissenschaftler und Ingenieure* (6th ed.). Heidelberg: Springer.