

Knotenpunkte der Naturwissenschaften

Strukturen und Analogien

Antrieb chemischer Reaktionen

Redaktion: Reinhard Bayer, LS Stuttgart

Autoren: M. Seitz

M. Steinbrenner

P. Zachmann

D. Plappert (Anlage)

Allgemein bildende Schulen
Gymnasium

Stuttgart 2006 NW – 2

Redaktionelle Bearbeitung

Redaktion: Reinhard Bayer, LS Stuttgart

Autoren: M. Seitz
M. Steinbrenner
P. Zachmann
mit Anlage von D. Plappert

Stand: Februar 2006

Impressum

Herausgeber: Landesinstitut für Schulentwicklung (LS)
Rotebühlstraße 131, 70197 Stuttgart
Fon: 0711 6642-0
Internet: www.ls-bw.de
E-Mail: best@ls.kv.bwl.de

Druck und
Vertrieb: Landesinstitut für Schulentwicklung (LS)
Rotebühlstraße 131, 70197 Stuttgart
Fax 0711 6642-108
Fon: 0711 66 42-167 oder -169
E-Mail: best@ls.kv.bwl.de

Urheberrecht: Inhalte dieses Heftes dürfen für unterrichtliche Zwecke in den Schulen und Hochschulen des Landes Baden-Württemberg vervielfältigt werden. Jede darüber hinausgehende fotomechanische oder anderweitig technisch mögliche Reproduktion ist nur mit Genehmigung des Herausgebers möglich.
Soweit die vorliegende Publikation Nachdrucke enthält, wurden dafür nach bestem Wissen und Gewissen Lizenzen eingeholt. Die Urheberrechte der Copyrightinhaber werden ausdrücklich anerkannt. Sollten dennoch in einzelnen Fällen Urheberrechte nicht berücksichtigt worden sein, wenden Sie sich bitte an den Herausgeber. Bei weiteren Vervielfältigungen müssen die Rechte der Urheber beachtet bzw. deren Genehmigung eingeholt werden.

VORWORT	5
1 VORBEMERKUNGEN	7
1.1 ZUR EINFÜHRUNG VON GRÖBEN DURCH ANALOGIEN	7
1.2 BEZUG ZU BILDUNGSSTANDARDS	7
1.3 DER VORANGEGANGENE UNTERRICHT	8
2 DER UNTERRICHT	10
2.1 DIE BASISEINHEIT	10
2.1.1 <i>Die Einführung des chemischen Potenzials</i>	10
Praktikum 1: Das chemische Potenzial	15
2.1.2 <i>Der Reaktionsumsatz und die Umsatzrate</i>	18
2.1.3 <i>Der Reaktionswiderstand</i>	20
Praktikum 2: Der Reaktionswiderstand	24
2.2 ENERGIEBILANZEN	26
2.2.1 <i>Reaktionspumpen</i>	26
2.2.2 <i>Die „Umkehrung“ der Reaktionspumpe</i>	29
Praktikum 3: Reaktionspumpen und ihre Umkehrung	34
Praktikum 4: Reaktionspumpen und ihre Umkehrung	36
2.3 WÄRMEBILANZEN CHEMISCHER REAKTIONEN	37
2.3.1 <i>Entropieerzeugung bei chemischen Reaktionen</i>	37
2.3.2 <i>Endotherme und exotherme Reaktionen</i>	41
Praktikum 5: Wärmebilanz chemischer Reaktionen	43
2.4 „FREI UMLADBARE ENERGIE“ UND „HEIZENERGIE“	47
2.5 DIE GIBBS-HELMHOLTZ-GLEICHUNG	49
Praktikum 6: Wärmebilanz chemischer Reaktionen	52
3 LITERATURLISTE	54
ANHANG A: DER CHEMISCHE ENERGIETRÄGERKREIS (DIETER PLAPPERT)	55
A 1 EINLEITUNG	55
A 2 DAS „ENERGIE-TRÄGER-KONZEPT“	55
A 3 CHEMISCHE ENERGIETRÄGER	57
A 4 DAS CHEMISCHE POTENZIAL	60
A 5 LITERATUR UND BEZUGSQUELLEN	60
ANHANG B: LISTE DER CHEMISCHEN POTENZIALE UND MOLARER ENTROPIEN VERSCHIEDENER STOFFE.....	61

Vorwort

Chemielehrer zum Physiklehrer: "Lass bloß die Finger von Formeln und Reaktionen. Das ist mein Ressort. Du verwirrst die Schüler nur." - Physiklehrer zum Chemielehrer: "Du verwendet ja immer noch Begriffe wie "Wärme" oder "Arbeit"! Wundere dich nicht, wenn die Schüler das nicht verstehen. In unserem Bildungsplan steht so etwas jedenfalls nicht."

Solche oder ähnliche Aussagen haben wir alle sicherlich schon einmal gehört. Es sind Belege für eine verhängnisvolle, unsere naturwissenschaftlichen Fächer schwächende Fehlentwicklung: Unsere Schüler lernen, in Schubladen zu denken statt die Naturwissenschaften als Fachdisziplinen zu erkennen, die sich doch alle mit demselben Gegenstand beschäftigen: der Natur, die von sich aus nicht in Fächer eingeteilt ist. Dieser Auseinander-Entwicklung entgegen zu wirken, um damit jedes unserer Fächer zu stärken, ist eine wichtige Aufgabe. Im ersten Heft der neuen NW-Reihe der Publikationen des LS ging es um Vorschläge, bei Begriffen, Symbolen und dem Systemgedanken eine gemeinsame Basis zu schaffen.

In diesem zweiten Heft der Reihe steht nun das ureigene Thema des Chemieunterrichts im Blickpunkt: Chemische Reaktionen.

Warum soll sich ein(e) Physiklehrer(in) ausgerechnet damit beschäftigen?

Der naturwissenschaftliche Unterricht soll, so steht es in den didaktischen Grundsätzen der Leitgedanken zum Kompetenzerwerb für Naturwissenschaften des Bildungsplans des Jahres 2004, Schülerinnen und Schüler dazu befähigen, ihr Wissen selbst aufzubauen. Äußerst hilfreich dafür ist die Leitidee "Strukturen und Analogien", die völlig verschiedene Bereiche überschaubar und fassbar werden lässt. Ein wichtiges Element in diesem didaktischen Feld des Physik-Unterrichts bildet der "Dreiklang" *Strom, Antrieb (Ursache) und Widerstand*. Mit analogen Darstellungen kann man so unterschiedlichste Phänomene vergleich- und verstehtbar machen wie Strömungen von Flüssigkeiten und Gasen, elektrische Ströme, den Vorgang des selbstständigen Temperaturausgleichs oder eben den Ablauf chemischer Reaktionen.

Damit steht dem Physikunterricht ein weiteres Analogiebeispiel zur Verfügung. Gut beschriebene Experimente (auch viele Schülerexperimente) erleichtern auch der Chemie fern stehenden Kollegen den Zugang zum Thema. Eine sinnvolle Planung des Unterrichts ist aber kaum möglich, ohne mit dem Chemielehrer Kontakt aufzunehmen und z.B. abzuklären, mit welchen Schreibweisen die Schüler im Chemieunterricht Formeln notieren, welche Beispiele für Reaktionen sie bereits kennen oder verstehen können und welche Ausdrucksweisen für energetische Aspekte chemischer Reaktionen eingeführt wurden.

Warum soll sich ein(e) Chemielehrer(in) mit diesem Konzept beschäftigen?

Für Chemielehrerinnen und Chemielehrer ist die Beschäftigung mit diesem Ansatz genauso interessant und wichtig. Aufbauend auf Konzepte, die im Physikunterricht angelegt sind, können sie den Schülerinnen und Schülern über die Fächergrenzen hinweg ermöglichen, kumulatives Wissen aufzubauen. Der Reaktionsantrieb, der im Profil - und Neigungsfach Chemie ausdrücklich thematisiert wird, kann im Chemieunterricht auf dem Niveau des vorliegenden Vorschlags genauso in Klasse 10 unterrichtet werden, etwa zur Kompetenz "chemische Reaktionen unter stofflichen und energetischen Aspekten erläutern", in idealer Weise natürlich nach Absprache mit dem Physikkollegen und in Kenntnis der Analogiebeispiele, die die Schüler unter "Antrieb, Strom, Widerstand" kennen gelernt haben.

Diese Handreichung soll nicht zu Missverständnissen führen: Das Konzept verdeutlicht, wie ein grundlegendes Prinzip der Naturwissenschaften erfolgreich in verschiedenen Fächern angewendet werden kann und es schafft die Verbindung zwischen den Disziplinen. Die Bildungsstandards erzwingen nicht den Unterricht im Sinn des vorliegenden Vorschlags. Auf jeden Fall erzwungen wird jedoch die Diskussion der Kollegen über die Fachgrenzen hinaus, einer wichtigen Voraussetzung zur echten Stärkung der naturwissenschaftlichen Fächer. Den *Antrieb* dazu verspüren wir alle, der *Strom* des Gedankenaustausches zwischen den Kollegen sollte aber noch stärker fließen. Dieses Heft sorgt für die notwendige Verringerung des *Widerstands*.

Den Autoren sei dafür herzlich gedankt.

Tuttlingen, November 2005

Matthias Kremer (Standardexperte Chemie)

1 Vorbemerkungen

1.1 Zur Einführung von Größen durch Analogien

In vielen Schulbüchern für das Fach Physik ist es üblich, physikalische Größen entweder über andere, dem Schüler möglichst bekannte Größen zu definieren oder aber die entsprechenden Größen über eine Messvorschrift einzuführen. In den neuen Bildungsstandards spielen Strukturen und Analogien im Unterricht eine zentrale Rolle. Wir sind der Meinung, dass man diese auch nutzen kann, um auf anschauliche Art und Weise physikalische Größen einzuführen und Vorgänge zu beschreiben. Dadurch schafft man in den unteren Jahrgangsstufen einen sanften Übergang vom Fach „Naturphänomene“ zur Physik und hat zudem die Gelegenheit, an Präkonzepte der Schüler anzuknüpfen. Wie sich das im Unterricht in den Gebieten Elektrizitätslehre und Wärmelehre umsetzen lässt, findet man exemplarisch beschrieben bereits in den beiden LEU-Heften von F. Kranzinger ([1]) und D. Plappert ([2]). Auch wenn man einen schnellen Überblick über ein neues Gebiet bekommen möchte, so kann in unseren Augen die Einführung von Größen über Analogien sinnvoll sein.

Um das Denken in Strukturen und Analogien zu üben, sind erfahrungsgemäß drei bis fünf verschiedene Anwendungen zu einem Thema nötig. Wiederholungen in der Form, dass im Unterricht „gleichartige“ Experimente aus verschiedenen Gebieten der Physik immer wieder gegenübergestellt werden, helfen den Schülerinnen und Schülern das vorhandene Wissen über Strukturen und Analogien zu festigen und eine gewisse Sicherheit im Umgang mit den entwickelten Modellen zu bekommen. Wie man in diesem Zusammenhang einen Einblick in die physikalische Beschreibung chemischer Vorgänge vermitteln kann, soll im Folgenden gezeigt werden. Dieses Heft wendet sich in erster Linie an Physiklehrer, aus diesem Grund sind die chemischen Experimente auch so ausführlich beschreiben. Aber auch Chemielehrer sind herzlich eingeladen, einen Blick auf die Chemie durch die Brille des Physikers zu werfen. Extra für sie befindet am Ende dieses Heftes ein kleines Kapitel, in dem ein möglicher Übergang von dem hier vorgestellten Konzept in die herkömmliche physikalische Chemie beschrieben wird.

1.2 Bezug zu Bildungsstandards

Die hier vorgestellte Unterrichtseinheit lässt sich inhaltlich den Bildungsstandards der Fächer Physik, Chemie und NwT zuordnen:

Chemie

bis einschließlich Klasse 10:

3. Chemische Reaktionen

chemische Reaktionen unter stofflichen und energetischen Aspekten erläutern (endotherme und exotherme Reaktionen, ..., Katalysator)

Kursstufe (4h):

1. Chemische Energetik

- chemische Reaktionen unter stofflichen und energetischen Aspekten (exotherm, endotherm, Brennwert, Heizwert) erläutern
- den Satz der Erhaltung der Energie auf chemische Reaktionen anwenden
- Änderungen der Entropie bei chemischen Reaktionen abschätzen

Kursstufe (2h):

4. Elektrische Energie und Chemie

- Redoxreaktionen beschreiben, die der Umwandlung von chemischer Energie in elektrische Energie dienen (galvanische Zellen, Brennstoffzelle)
-

Physik

bis einschließlich Klasse 10 bzw. 12 im Fach Physik:

8. Grundlegende physikalische Größen

Neben dynamischen Betrachtungsweisen kennen die Schülerinnen und Schüler die Erhaltungssätze und können sie vorteilhaft zur Lösung physikalischer Fragestellungen einsetzen. Die Schülerinnen und Schüler kennen technische Möglichkeiten zum „Energiesparen“ und zur Reduzierung von „Entropieerzeugung“...

Inhalte: Energie (Energieerhaltung), Entropie (Entropieerzeugung), ...

9. Strukturen und Analogien

Die Schülerinnen und Schüler erkennen weitere Strukturen und Analogien und können mit den bisher schon bekannten komplexeren Fragestellungen bearbeiten:

Inhalte: Energiespeicher, Beschreibung von mechanischen, elektrischen und thermischen Energietransporten

Strom, Antrieb (Ursache) und Widerstand ...

Naturwissenschaft und Technik

bis Klasse 10:

1. Prinzipien

Stoff-, Energie- und Informationsstrom

Energieträger – Energiespeicher – Energiestrom

Entropieerzeugung

1.3 Der vorangegangene Unterricht

Die hier vorgestellte Unterrichtseinheit wurde in 10. Klassen im Fach Physik in großen Teilen mehrfach erprobt nach der Behandlung der Strömungen von Flüssigkeiten und Gasen, der Elektrizitätslehre und der Wärmelehre. Bei der Vermittlung von Inhalten dieser Teilgebiete der Physik spielte das Strom-Antriebs-Konzept eine wichtige Rolle, so wie es z.B. im LEU-Heft von Dieter Plappert [2] oder im Karlsruher Physikkurs [3] ausführlich dargestellt ist.

Parallel zu dem Physikunterricht hatten die Schülerinnen und Schüler fast zwei Jahre Chemieunterricht.

Die Erfahrung hat gezeigt, dass das Thema „chemische Reaktionen“ nach einer für sich schon gewinnbringenden Basiseinheit je nach Bedarf und Vorkenntnissen leicht um jeweils tiefer eindringende Abschnitte erweitert werden kann. Für die Basiseinheit ist es nur notwendig, dass die Schülerinnen und Schüler mit dem Prinzip von „Stromstärke, Antrieb (Ursache) und Widerstand“ vertraut sind.

Die erste Erweiterung behandelt die energetischen Aspekte chemischer Reaktionen. Hier wird die Kenntnis vorausgesetzt, dass Energie immer an einen Energieträger gekoppelt ist und dass in Maschinen und Geräten dieser Energieträger gewechselt werden kann. Wir verwenden dabei symbolische Darstellungen („Energieflussbilder“) wie z. B. im Karlsruher Physikkurs [3], [4].

Im dritten Teil stellen wir vor, wie sich Wärmebilanzen chemischer Reaktionen mit Hilfe der Größen Energie und Entropie (ohne Einführung der zusätzlichen Größe Enthalpie) durchführen lassen. Dazu wäre allerdings notwendig, dass im Rahmen der Wärmelehre im Fach Physik die Größe Entropie ausführlich - auch quantitativ - behandelt wurde. Alternativ wäre auch denkbar, diesen Abschnitt in das Kapitel „Chemische Energetik“ in der Kursstufe im Fach Chemie zu integrieren.

Folgende wichtige Aussagen in diesem dritten Teil über die Entropie sollten bekannt sein:

1. Bei 0K enthält ein Körper¹ keine Entropie.
2. - Je höher die Temperatur ist, desto mehr Entropie steckt in einem Körper.
 - Je größer die Masse bzw. die Stoffmenge ist, desto mehr Entropie steckt in einem Körper (bei gleicher Temperatur und gleichem Material).
 - Wie viel Entropie ein Körper mit bestimmter Stoffmenge bei einer bestimmten Temperatur enthält, hängt von der Stoffart ab, aus der der Körper besteht.
3. Entropie strömt so lange von Stellen hoher Temperatur zu Stellen niedriger Temperatur, bis die Temperatur an beiden Stellen gleich hoch ist. Anders ausgedrückt: die Temperaturdifferenz ist ein Antrieb für einen Entropiestrom.
4. Entropie ist ein Energieträger².

Dabei gilt für die Energiemenge E , die bei einem thermischen Energietransport mit einer bestimmten Entropiemenge S gekoppelt ist: $E = T \cdot S$

bzw. für die Stärke des Energiestroms P , der von einem Entropiestrom der Stärke I_S transportiert wird: $P = T \cdot I_S$

(Vergleich mit der Elektrizitätslehre, dort gilt: $E = U \cdot Q$ bzw. $P = U \cdot I$)

5. Entropie kann man erzeugen, aber nicht vernichten. Bei Reibungsvorgängen wird immer Entropie erzeugt. Um Entropie zu erzeugen braucht man Energie.

¹ Dies gilt strenggenommen nur für völlig reine Körper.

² Damit ist gemeint, dass zusammen mit Entropie immer auch Energie fließt.

2 Der Unterricht

2.1 Die Basiseinheit

2.1.1 Die Einführung des chemischen Potenzials

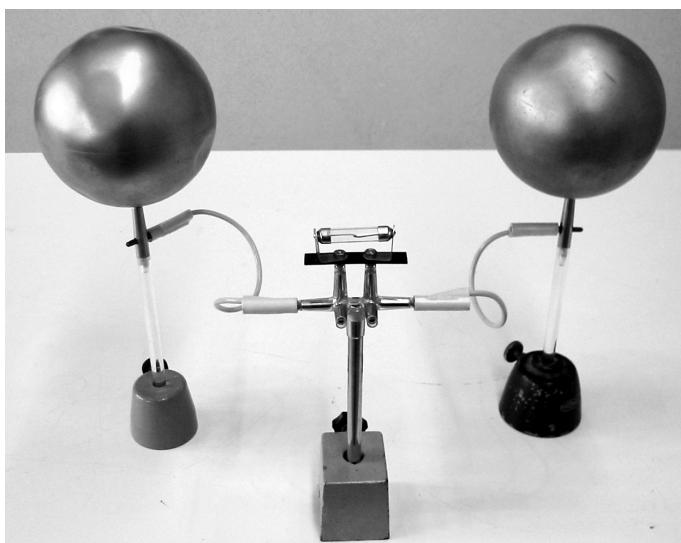
	Strömungen von Flüssigkeiten und Gasen	Elektrizitätslehre	Wärmelehre	Chemie
Antrieb	Druckunterschied	El. Potenzialunterschied (el. Spannung)	Temperaturunterschied	??

Im vorangegangenen Unterricht haben die Schülerinnen und Schüler in verschiedenen Teilgebieten der Physik gelernt, dass ein Strom immer nur dann fließt, wenn ein Antrieb vorhanden ist. Im Zusammenhang mit Strömungen von Gasen kann man diesen Sachverhalt mit Hilfe von Auto- und Fahrradreifen verdeutlichen (Abb. 1).

Die Schülerinnen und Schüler erhalten Reifen unterschiedlicher Größe und auf unterschiedlichem Druck, Manometer, eine Fußpumpe und verschiedene Verbindungsschläuche, möglichst mit Strömungsrädchen. Ziel ist es herauszufinden, dass nach dem Herstellen der Verbindung zwischen zwei Reifen Luft immer von dem Reifen mit dem höheren Druck zu demjenigen mit dem niedrigeren Druck strömt und zwar unabhängig von der Größe der Reifen.

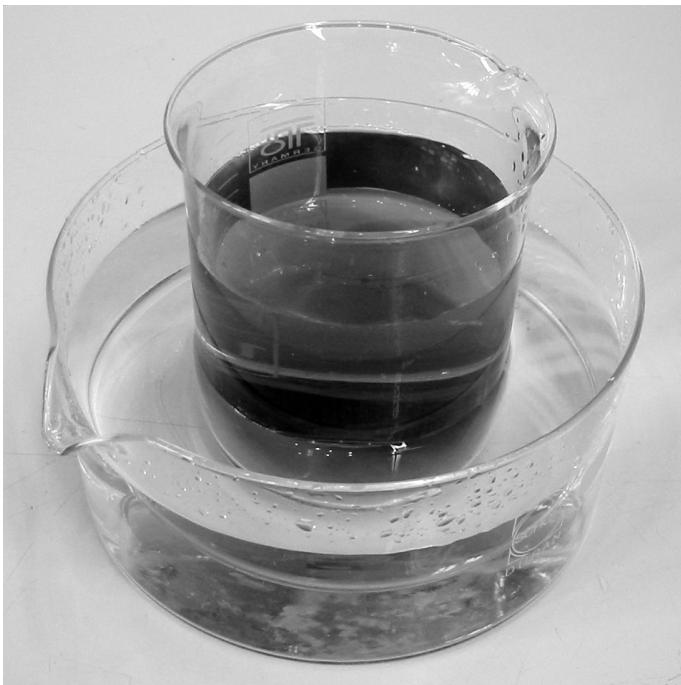


Abb. 1: Zwei Reifen sind über einen Schlauch mit einem Strömungsrädchen miteinander verbunden.



Entsprechende analoge Experimente lassen sich auch in der Elektrizitätslehre und der Wärmelehre durchführen, etwa mit zwei Konduktorkugeln auf unterschiedlichem elektrischen Potenzial, die über ein Glimmlämpchen miteinander verbunden sind oder zwei Wassergefäßen unterschiedlicher Temperatur, die ineinandergestellt werden, Abb. 2a und b.

Abb. 2a: Zwei Konduktorkugeln werden über eine Glimmlampe miteinander verbunden.



Ein elektrischer Potenzialunterschied ist demnach ein Antrieb für einen elektrischen Strom und ein Temperaturunterschied ein Antrieb für einen Entropiestrom. Weitere Beispiele zum Strom-Antrieb-Konzept findet man ausführlich beschrieben in den LEU-Heften von F. Kranzinger [1], D. Plappert [2] und im Karlsruher Physikkurs [3].

Abb. 2b: Zwei Gefäße mit Wasser verschiedener Temperatur stehen ineinander.

Für den Ablauf vieler Vorgänge ist also ein Antrieb nötig und dies gilt auch für chemische Reaktionen. Eine Größe, mit deren Hilfe man erkennen kann, ob und in welche Richtung eine chemische Reaktion abläuft, ist das sogenannte **chemische Potenzial**, welches bereits 1870 von dem amerikanischen Physikochemiker Josiah Willard Gibbs eingeführt wurde und mit dem Symbol μ belegt wird. Wir verwenden für diese Größe die Einheit 1 G (Gibbs, 1 G = 1 J/mol). Diese Tatsachen werden im Unterricht mitgeteilt, die physikalische Größe „chemisches Potential“ wird also über eine Analogiebetrachtung eingeführt.

Wie man mit Hilfe des chemischen Potenzials den Antrieb chemischer Reaktionen beschreiben kann, wird im Folgenden im Unterricht besprochen. Es bietet sich an, den Umgang mit dem chemischen Potential anhand von Reaktionen zu veranschaulichen, die den Schülerinnen und Schülern vom Alltag oder aus der Technik bekannt sind, wie z.B. die Verbrennung von Methan (Hauptbestandteil des Erdgases):



Abb. 3a: Die Methan-Sauerstoff-Seifenblasen werden gezündet.



Abb. 3b: Die Reaktion läuft ab.

Diese Reaktion lässt sich schnell, spektakulär und dennoch gefahrlos vorführen, indem man durch Einleiten von Erdgas (Hauptbestandteil ist Methan) und Sauerstoff in mit Spülmittel versetztes Wasser eine Seifenblase erzeugt und diese durch eine Kerzenflamme zur Explosion bringt. Als Sicherheitsmaßnahme empfiehlt es sich, eine kleine Plastikschüssel mit Wasser und Spülmittel zu füllen und die Kerze zur Abstandsvergrößerung an einer Stange zu befestigen. Zur Schonung des Gehörs muss vor der Zündung der Mund geöffnet werden, um einen Druckausgleich zu ermöglichen. So kann eindrucksvoll gezeigt werden, dass diese Reaktion ablaufen kann. Ein Bilanzieren mit Hilfe des chemischen Potenzials sollte diese Beobachtung bestätigen.

Wie man bei zwei über einen Schlauch miteinander verbundenen Reifen die Druckwerte kennen muss, um beurteilen zu können, in welche Richtung die Luft strömt, ist es nun erforderlich, die Werte der chemischen Potentiale der Edukte und der Produkte zu kennen.

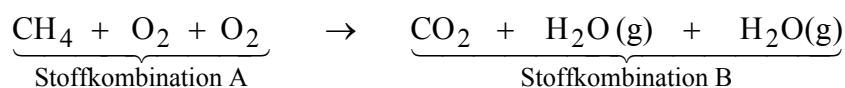
Das chemische Potenzial ist leider nicht so einfach zu bestimmen wie die Größen Temperatur, Druck oder elektrisches Potenzial und deshalb wird an dieser Stelle im Unterricht darauf verzichtet. Die experimentelle Bestimmung wird exemplarisch in einer späteren Unterrichtseinheit gezeigt. Die Werte chemischer Potentiale von Tausenden Stoffen sind bereits bestimmt worden und werden in Tabellenwerken wie z.B. dem Handbook of Chemistry and Physics [5]¹ angegeben. Wir haben diejenigen Werte des chemischen Potenzials, die für die hier beschriebene Unterrichtseinheit benötigt werden, in Anhang C aufgeführt. Sie gelten bei einer Temperatur von 25 °C, einem Druck von 1013 hPa und einer Stoffmengenkonzentration von 1 mol/L.

Für die an der Verbrennung von Methan beteiligten Stoffe findet man in der Tabelle die folgenden Werte:

Methan (gasförmig):	$\mu(\text{CH}_4)$	=	-50,81 kG
Sauerstoff (gasförmig):	$\mu(\text{O}_2)$	=	0 kG
Kohlenstoffdioxid (gasförmig):	$\mu(\text{CO}_2)$	=	-394,36 kG
Wasser (gasförmig):	$\mu(\text{H}_2\text{O})$	=	-228,59 kG

Wie bestimmt man aus diesen Werten den Antrieb einer chemischen Reaktion?

In den Tabellenwerken findet man nur die chemischen Potentiale von Reinstoffen und nicht von Stoffkombinationen wie z.B. Gemischen. Um für das oben angegebene Beispiel den Antrieb, d.h. den chemischen Potenzialunterschied der Edukte und der Produkte zu berechnen, schreiben wir die Reaktionsgleichung noch einmal in einer ausführlicheren Form:



Das chemische Potenzial einer Stoffkombination lässt sich nach der folgenden einfachen Regel bestimmen: Die chemischen Potenzialwerte der beteiligten Reinstoffe werden addiert. Ist ein Stoff mehrfach aufgeführt, so muss auch das entsprechende chemische Potenzial mehrfach addiert werden:

¹ Sie sind dort unter dem Namen „molare freie Standardbildungsenthalpie“ zu finden.

Chemisches Potenzial der Stoffkombination A („Edukte“):

$$\begin{aligned}\mu(A) &= \mu(\text{CH}_4) + \mu(\text{O}_2) + \mu(\text{O}_2) = \mu(\text{CH}_4) + 2 \cdot \mu(\text{O}_2) \\ &= -50,81 \text{ kG} + 2 \cdot 0,00 \text{ kG} = -50,81 \text{ kG}\end{aligned}$$

Chemisches Potenzial der Stoffkombination B („Produkte“):

$$\begin{aligned}\mu(B) &= \mu(\text{CO}_2) + \mu(\text{H}_2\text{O (g)}) + \mu(\text{H}_2\text{O (g)}) = \mu(\text{CO}_2) + 2 \cdot \mu(\text{H}_2\text{O (g)}) \\ &= -394,36 \text{ kG} + 2 \cdot (-228,56 \text{ kG}) = -851,54 \text{ kG}\end{aligned}$$

Also ist $\mu(A) > \mu(B)$, d. h. das chemische Potenzial der Edukte – wie zu erwarten war – höher als das der Produkte. Die Reaktion läuft daher unter Standardbedingungen von links nach rechts ab.

Allgemein gilt:

- $\mu(A) > \mu(B)$: Stoffkombination A verschwindet, B entsteht
- $\mu(B) > \mu(A)$: Stoffkombination B verschwindet, A entsteht
- Die chemische Potenzialdifferenz $\Delta\mu = \mu(A) - \mu(B)$ ist ein Antrieb für eine Reaktion $A \rightarrow B$. Ist $\mu(A) > \mu(B)$, also $\Delta\mu$ positiv, so kann die Reaktion $A \rightarrow B$ ablaufen.

Mit der Einführung des Antriebs chemischer Reaktionen lässt sich nun auch die Frage beantworten, ob nicht im Prinzip nach dieser Reaktion aus den Abgasen Kohlenstoffdioxid und Wasserdampf auch wieder Methan und Sauerstoff entstehen könnte? Kann also die Reaktion auch einmal von allein in die andere Richtung ablaufen? Dies passiert genauso wenig, wie Luft von allein von einem Reifen mit niedrigerem Druck in einen Reifen mit höherem Druck strömt oder Entropie aus einem eisgekühlten Getränk ins warme Zimmer strömt und das Getränk dabei noch kälter wird.

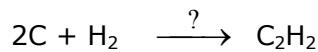
Damit die Schülerinnen und Schüler Vertrauen in den Umgang mit dem chemischen Potenzial bekommen, empfiehlt es sich, weitere aus dem täglichen Leben oder aus dem Chemieunterricht bekannte Reaktionen zu betrachten und die Werte der chemischen Potenziale der Edukte und der Produkte zu vergleichen. Hier bieten sich z.B. an:

- die Knallgasreaktion
- das Rosten von Eisen oder auch das „Nichtrost“ von Gold oder Platin
- Verbrennen von Kohle, Schwefel, Benzin oder Alkohol
- Reaktion zwischen Kalk und Säure (Entkalken)
- Reaktionen zwischen Metallen und Säuren: Eisen und Salzsäure reagieren miteinander, Platin und Salzsäure hingegen reagieren nicht
- Reaktionen zwischen Metallen und Halogenen: z.B. zwischen Natrium und Chlor, Aluminium und Brom

Beim Bearbeiten der Übungen fällt auf, dass das chemische Potenzial aller chemischen Elemente (in ihrer stabilsten Modifikation) den Wert 0 Gibbs hat. Diese Nullpunktsfestlegung ist in der Chemie sinnvoll, da bei chemischen Reaktionen keine Umwandlung eines Elements A in ein anderes Element B möglich ist.

Wenn die Schülerinnen und Schüler den Umgang mit dem chemischen Potenzial beherrschen, kann man die Bilanz der chemischen Potenziale auch einsetzen, um neue Probleme zu lösen, wie etwa die Herstellung eines Stoffes mit hohem **positivem** chemischen Potenzial, wie z.B. Ethan:

1. Ansatz: Ist die Synthese von Ethan (C_2H_2) aus den Elementen denkbar:



$$\begin{aligned}\Delta\mu &= 2\cdot\mu(C) + \mu(H_2) - \mu(C_2H_2) \\ &= [2 \cdot 0,00 \text{ kG} + 0,00 \text{ kG}] - [+209,20 \text{ kG}] = -209,20 \text{ kG} < 0 \text{ kG}\end{aligned}$$

Da der Antrieb $\Delta\mu$ für die Reaktion negativ ist, ist es sinnlos nach einer Versuchsanordnung zu suchen, bei der diese Synthese gelingt. Wir müssen also „Umwege“ finden. (Dagegen wäre $\Delta\mu$ für die umgekehrte Reaktion positiv, d. h. es ist grundsätzlich möglich, dass Ethan in die Elemente zerfällt. Warum man diesen Zerfall normalerweise nicht beobachtet, wird in einem späteren Kapitel geklärt.)

2. Ansatz: Eine einfache Methode zur Herstellung von Ethan besteht darin, Wasser auf Calciumcarbid CaC_2 zu tropfen (z.B. in sog. Karbidlampen):



$$\begin{aligned}\Delta\mu &= [\mu(CaC_2) + 2\cdot\mu(H_2O)] - [\mu(Ca(OH)_2) + \mu(C_2H_2)] \\ &= [-67,78 \text{ kG} - 2 \cdot 237,18 \text{ kG}] - [-896,76 \text{ kG} + 209,20 \text{ kG}] \\ &= 145,42 \text{ kG} > 0 \text{ kG}\end{aligned}$$

Der Antrieb für diese Reaktion wird positiv, weil gleichzeitig Calciumhydroxid mit einem stark negativen chemischen Potenzial entsteht; die Reaktion kann daher ablaufen.

Als Versuch gibt man z.B. in eine mit Wasser gefüllte Porzellanschale einige Körnchen Calciumcarbid; es tritt sofort eine heftige Gasentwicklung ein. Das Gas lässt sich leicht entzünden und brennt mit der für Ethan typischen stark rußenden Flamme. Zurück bleibt als Feststoff das wasserunlösliche Calciumhydroxid.

An dieser Stelle im Unterricht bietet es sich an, ein Praktikum zur Übung und Vertiefung des behandelten Stoffes durchzuführen.

Praktikum 1: Das chemische Potenzial

Bei allen Versuchen Schutzbrille tragen! Abfallentsorgungsregeln beachten!

Aufgabe 1:

- a. Berechne mit Hilfe der im Anhang angegebenen chemischen Potenziale, ob es zwischen Zink und Eisensulfatlösung der Konzentration 1 mol/L zu einer chemischen Reaktion kommen kann, bei der Eisen und Zinksulfat entstehen. Formuliere hierzu eine denkbare Reaktionsgleichung zwischen Zn-Atomen und Fe²⁺-Ionen und berechne den chemischen Potenzialunterschied zwischen den Edukten und den erwarteten Produkten. Beachte bei der Formulierung der Reaktionsgleichung (bzw. der Berechnung des chemischen Potenzialunterschieds), dass die SO₄²⁻-Ionen unverändert bleiben.
- b. Wir überprüfen unser erwartetes Versuchsergebnis, indem wir ein kleines Becherglas zur Hälfte mit Eisensulfatlösung (FeSO₄) füllen, einen Spatel Zinkpulver hinzugeben und das Reaktionsgemisch mit Hilfe eines Magnetrührers rühren. Wenn aus Zinkatomen und Eisenionen tatsächlich Zinkionen und Eisenatome entstehen, so müsste das entstandene Eisen vom rotierenden Rührmagneten angezogen werden und sich an den Polen des Rührmagneten anlagern, da Eisen, im Gegensatz zu Zink, magnetische Eigenschaften besitzt.

Aufgabe 2:

Folgende Experimente sollen unter Verwendung von kleinen Bechergläsern und Salzlösungen der Konzentration 1 mol/L durchgeführt werden. Die Metalle werden ungefähr zur Hälfte in die Salzlösungen eingetaucht:

- 2.1 Ein Eisennagel wird in eine Kupfersalzlösung eingetaucht. Als Kupfersalz eignet sich z.B. Kupfersulfat (CuSO₄).
- 2.2 Ein Kupferblech wird in eine Silbernitratlösung eingetaucht.
(Achtung: Silbernitratlösug verursacht auf Haut und Textilien schwer entfernbare Flecken; evtl. Schutzhandschuhe benutzen!)
- 2.3 Ein Silberdraht (oder -blech) wird in eine Kupfersulfatlösung eingetaucht.
 - a. Notiere deine Beobachtungen
 - b. Formuliere die möglichen Reaktionsgleichungen in der Ionenschreibweise; beachte hierbei, dass die Anionen unverändert bleiben und daher nicht berücksichtigt werden müssen.
 - c. Zeige mit Hilfe der im Anhang angegebenen chemischen Potenziale, dass die Versuchsergebnisse vorhersagbar sind.

Aufgabe 3:

- a. Zeige mit Hilfe der im Anhang angegebenen chemischen Potenziale, dass es zur Bildung von festem Silberchlorid kommen muss, wenn man Silbernitratlösung der Konzentration 1 mol/L mit Natriumchloridlösung der Konzentration 1 mol/L zusammenbringt. Formuliere die Fällungsreaktion in der Ionenschreibweise und berechne den chemischen Potenzialunterschied zwischen Edukten und Produkten.
Überprüfe deine Berechnung, indem du in einem Reagenzglas 1 mL Silbernitratlösung mit 1 mL Natriumchloridlösung zusammenbringst.
- b. Kommt es auch zur Bildung von festem Kaliumchlorid, wenn man 1 mL Kaliumnitratlösung der Konzentration 1 mol/L mit 1 mL Natriumchloridlösung der Konzentration 1 mol/L zusammenbringt?
Führe die Rechnung und das Experiment wie unter a. beschrieben durch.

Aufgabe 4:

Können Calciumoxid und Eisen so miteinander reagieren, dass schwarzes Eisenoxid (Fe_3O_4) und Calciumum entstehen?

- Formuliere eine Reaktionsgleichung.
- Berechne die chemische Potenzialdifferenz zwischen den Edukten und den Produkten.
- Erläutere, ob diese Reaktion möglich ist und führe sie gegebenenfalls durch.

Aufgabe 5:

Versetze in einem Reagenzglas 0,5 g Calciumoxid mit 5 ml Wasser. Prüfe die entstandene Lösung mit einem Säure-Base-Indikator (z.B. Universalindikator).

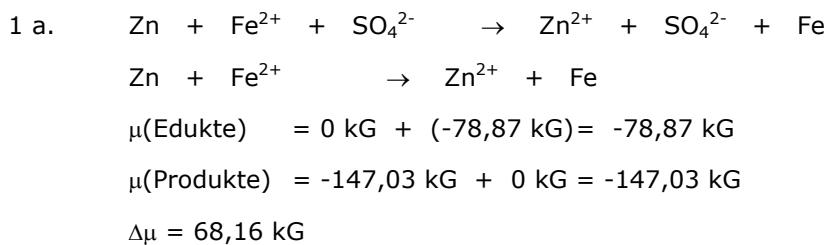
- Notiere deine Beobachtung.
- Formuliere eine mögliche Reaktionsgleichung.
- Berechne die chemische Potenzialdifferenz zwischen den Edukten und den Produkten.

Aufgabe 6:

In ein zu einem Drittel mit Wasser gefülltem Reagenzglas gibt die Lehrerin / der Lehrer eine Spatelspitze Phosphoroxid hinzu (Schutzbrille!). Prüfe die entstandene Lösung mit einem Säure-Base-Indikator (z.B. Universalindikator).

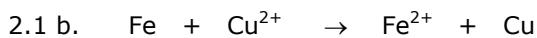
- Notiere deine Beobachtungen.
- Formuliere eine mögliche Reaktionsgleichung.
- Berechne die chemische Potenzialdifferenz zwischen den Edukten und den Produkten.

Auswertung Praktikum 1:



1 b. Das erwartete Versuchsergebnis tritt ein.

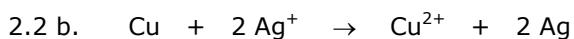
2.1 a. Der eingetauchte Nagel überzieht sich mit einer kupferroten Schicht; die blaue Farbe der Lösung verschwindet nach einiger Zeit.



2.1 c.

$$\Delta\mu = 144,39 \text{ kG}$$

2.2 a. Das Kupferblech überzieht sich mit einer silbergrauen, schwammigen Schicht; nach einiger Zeit färbt sich die vorher wasserklare Lösung blau.



2.2 c.

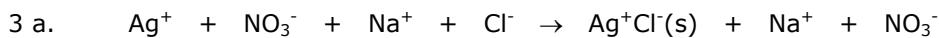
$$\Delta\mu = 88,72 \text{ kG}$$

2.3 a. Keine Veränderung feststellbar.



2.3 c.

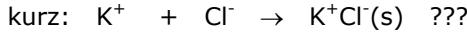
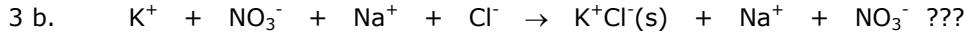
$$\Delta\mu = -301,27 \text{ kG}, \text{ d.h. diese Reaktion kann nicht ablaufen.}$$



$$\mu(\text{Edukte}) = 77,12 \text{ kG} - 131,26 \text{ kG} = -54,14 \text{ kG}$$

$$\mu(\text{Produkte}) = -109,8 \text{ kG}$$

$\Delta\mu = 55,66 \text{ kG}$, d.h. es muss zur Bildung von festem Silberchlorid kommen.



$$\mu(\text{Edukte}) = -283,26 \text{ kG} - 131,26 \text{ kG} = -414,52 \text{ kG}$$

$$\mu(\text{Produkte}) = -408,32 \text{ kG}$$

$\Delta\mu = -6,2 \text{ kG}$, d.h. es wird sich kein festes Kaliumchlorid bilden.



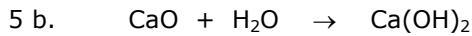
4 b. $\mu(\text{Edukte}) = 4 \cdot (-604,17 \text{ kG}) + 3 \cdot 0 \text{ kG} = -2416,68 \text{ kG}$

$$\mu(\text{Produkte}) = 4 \cdot 0 \text{ kG} - 1015,46 \text{ kG} = -1015,46 \text{ kG}$$

$$\Delta\mu = -1401,22 \text{ kG}$$

4 c. Diese Reaktion ist nicht möglich.

5 a. Der Indikator färbt sich blau und weist somit auf das Vorhandensein von Hydroxidionen hin.
Das Reaktionsprodukt liegt größtenteils als Feststoff vor.

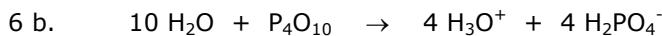


5 c. $\mu(\text{Edukte}) = -604,17 \text{ kG} + (-237,18 \text{ kG}) = -841,35 \text{ kG}$

$$\mu(\text{Produkte}) = -896,76 \text{ kG}$$

$$\Delta\mu = 55,41 \text{ kG}$$

6 a. Der Indikator färbt sich rot und weist somit auf das Vorhandensein von Oxoniumionen hin.
Das Reaktionsprodukt liegt als Lösung vor.



6 c. $\mu(\text{Edukte}) = 10 \cdot (-237,18 \text{ kG}) + (-2697,84 \text{ kG}) = -5069,64 \text{ kG}$

$$\mu(\text{Produkte}) = 4 \cdot (-237,18 \text{ kG}) + 4 \cdot (-1130,39 \text{ kG}) = -5470,28 \text{ kG}$$

$$\Delta\mu = 400,64 \text{ kG}$$

Anmerkungen für die Lehrkraft:

a. In diesem Praktikum werden immer wieder Lösungen mit der Konzentration 1mol/L eingesetzt. Diese Konzentration wurde natürlich nur deshalb vorgeschlagen, um auf die tabellierten Werte der chemischen Potenziale für gelöste Stoffe zurückgreifen zu können. Für das praktische Arbeiten kommt es nicht auf die genaue Konzentration an, so dass man keinen großen Aufwand beim Herstellen der Lösungen betreiben muss.

b. Wir haben als Praktikum Redoxreaktionen, Protolyse und Fällungsreaktionen gewählt um anzudeuten, dass alle Reaktionstypen durch das chemische Potenzial sinnvoll beschrieben werden können. Je nach Kenntnisstand der Klasse können auch Probleme aus der organischen Chemie diskutiert werden, wie z.B.: Kann man aus Ethen und Wasserdampf Ethanol gewinnen? Kann Ethanol mit Sauerstoff zu Essigsäure und Wasser reagieren? Kann Methan mit Brom zu Brommethan und Bromwasserstoff reagieren? Geht auch die Reaktion zwischen Methan und Brom zu Brommethan und Wasserstoff?

Während bei den drei erstgenannten Beispielen das chemische Potenzial der Edukte größer ist als das der Produkte, ist dies beim vierten Beispiel nicht der Fall.

2.1.2 Der Reaktionsumsatz und die Umsatzrate

	Strömungen von Flüssigkeiten und Gasen	Elektrizitätslehre	Wärmelehre	Chemie
das Strömende	z.B. Wasser	elektrische Ladung	Entropie	??
Stromstärke	z.B. Wassерstromstärke	elektrische Stromstärke	Entropiestromstärke	??

Der chemische Potenzialunterschied kann also als ein Antrieb für eine Reaktion angesehen werden. Im vorangegangenen Unterricht war der „Antrieb“ allerdings immer für das Fließen eines Stroms verantwortlich. Es ist daher naheliegend zu fragen, was denn eigentlich bei einer Reaktion „strömt“. Hier ist es wichtig, klar zu machen, dass es im Vergleich zu den bisher in der Elektrizitätslehre und der Wärmelehre betrachteten Strömen hier nicht um **räumliche** Ströme geht, bei denen etwas von einem Ort zu einem anderen fließt. Chemische Reaktionen sind dagegen Stoffumwandlungen: bestimmte Stoffe A (Edukte) verschwinden, gleichzeitig entstehen neue, andere Stoffe B (Produkte):



Eine solche Umwandlung muss man sich als Strom im übertragenen Sinn vorstellen, eher als einen „zeitlichen“ Stoffstrom.

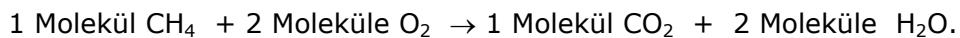
Um das zu veranschaulichen, führen wir im Unterricht Geldströme an, die z.B. von einem Privatkonto in Deutschland auf das Geschäftskonto einer Firma in der Schweiz fließen. Hier ist es nicht etwa so, dass ein Geldbote den entsprechenden Geldbetrag von einer Bank zu einer anderen Bank bringt, sondern vielmehr verschwindet zunächst ein gewisser Geldbetrag in Euro auf dem Privatkonto. Er wird dort gelöscht und taucht dafür auf dem Geschäftskonto in Schweizer Franken wieder auf. Je mehr Geld in einer bestimmten Zeiteinheit so transferiert wird, desto größer ist der Geldstrom.

Um quantitative Aussagen machen zu können, brauchen wir eine Größe, die den Stoffumsatz bei einer konkreten Reaktion beschreibt. Diese Größe nennen wir den „**Reaktionsumsatz**“. Der Reaktionsumsatz² hat das Symbol **n(R)** und wird mit der Maßeinheit **mol** angegeben.

Am Beispiel der Verbrennung von Methan wird im Folgenden die Größe „Reaktionsumsatz“ erläutert:



Diese Reaktionsgleichung kann auf verschiedene Weise bezüglich der Mengenangaben interpretiert werden. Die kleinstmöglichen beteiligten Mengen sind:



Einen solchen „kleinstmöglichen“ Umsatz bezeichnen wir als eine Elementarreaktion. Finden $6,022 \cdot 10^{23}$ solcher Elementarreaktionen statt, so beträgt der Reaktionsumsatz 1 mol (so wie

² Die Größe „Reaktionsumsatz“ wird in der gängigen Literatur auch mit „Formelumsatz“ oder „Reaktionslaufzahl“ angegeben.

$6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen eines Stoffes die Stoffmenge 1 mol ausmachen). Bei 1 mol Reaktionsumsatz reagieren also folgende Stoffmengen miteinander:



und bei einem Reaktionsumsatz von 2 mol:



Diese Größe Reaktionsumsatz entspricht in unserer Analogie der strömenden Wassermenge, der Menge fließender elektrischer Ladung oder Entropie.

Bei technischen Anwendungen, wie z.B. Herstellungsprozessen in der chemischen Industrie, Verbrennungsreaktionen in Heizanlagen oder Kraftwerken, laufen chemische Reaktionen meist kontinuierlich über einen längeren Zeitraum ab. Man gibt dort in der Regel nicht den Gesamtumsatz an, sondern eher wie groß der Reaktionsumsatz in einer bestimmten Zeiteinheit ist. Die Größe, die diese Angabe macht, ist die sogenannte **Umsatzrate** $I_{n(R)}$:

$$I_{n(R)} = \frac{n(R)}{t}.$$

Die Umsatzrate entspricht demnach den bereits bekannten Stromstärken aus dem vorangegangenem Unterricht.

Übungsaufgaben:

1. Kupfer reagiert mit Schwefel zu Kupfersulfid (Cu_2S).
 - a. Formuliere die Reaktionsgleichung.
 - b. Wie viel Mol Schwefelatome müssen mit 5 mol Kupferatomen umgesetzt werden, damit die Reaktion vollständig verläuft?
 - c. Gib die Masse der reagierenden Stoffportionen in der Einheit Gramm an.
 - d. Gib den Umsatz der Reaktion in der Einheit Mol an.
2. In einer Methanflamme entstehen pro Sekunde 0,1 mol Wasser.
 - a. Formuliere die Reaktionsgleichung.
 - b. Wie groß ist die Umsatzrate?
 - c. Wie viele Methanmoleküle werden pro Sekunde umgesetzt?
3. Vervollständige die folgende Reaktionsgleichung und gib den Umsatz der Reaktion an.
$$8 \text{ mol Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}^{3+}_2\text{O}^{2-}_3$$

2.1.3 Der Reaktionswiderstand

Zu Beginn der Unterrichtseinheit erhalten die Schülerinnen und Schüler den folgenden Arbeitsauftrag, um zunächst einen Zusammenhang zwischen der Umsatzrate und der chemischen Potenzialdifferenz zu finden:

Aufgabe:

Drei Reagenzgläser werden ca. 2 cm hoch mit Salzsäure der Konzentration 1 mol/L gefüllt. In das erste Reagenzglas werden 0,01 mol Magnesiumband gegeben, in das zweite Reagenzglas 0,01 mol Zinkblech und in das dritte 0,01 mol Kupferblech (**Schutzbrille tragen!**)

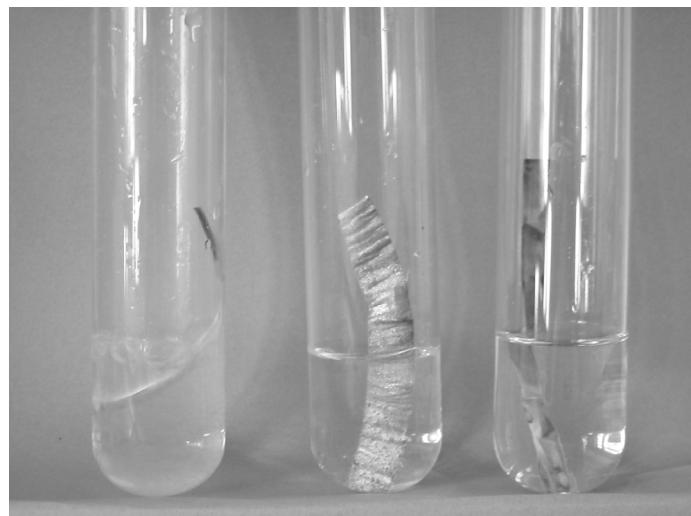


Abb. 4: Verschiedene Metalle in Salzsäure

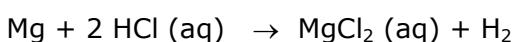
- Notiere deine Beobachtungen.
- Formuliere mögliche Reaktionsgleichungen.
- Berechne jeweils die chemische Potenzialdifferenz.
- Vergleiche die Umsatzraten der drei Reaktionen. Was fällt dir auf?
- Gib einen analogen Zusammenhang aus einem anderen Gebiet der Physik an.

Mögliche Lösung:

- Das Magnesiumband ist innerhalb kurzer Zeit verschwunden. Es gab eine heftige Bläschenbildung. Das Zinkblech ist nach einigen Minuten noch vorhanden, aber auch hier haben sich Bläschen in der Säure gebildet. Legt man das Kupferblech in die Säure, so bilden sich keine Bläschen.
- d) Unter Salzsäure der Konzentration 1 mol/L versteht man eine wässrige Lösung, die pro Liter 1 mol Oxoniumionen (H_3O^+) und 1 mol Chloridionen (Cl^-) enthält¹.

Reaktionsgleichung	Chem. Potenzialdifferenz	Umsatzrate
$\text{Mg} + 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	456,01 kG	groß
$\text{Zn} + 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	147,03 kG	mittel
$\text{Cu} + 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	-65,52 kG	sehr klein oder Null

¹ Sollten die Oxoniumionen den Schülerinnen und Schülern zu diesem Zeitpunkt noch nicht bekannt sein, so lassen sich die Reaktionsgleichungen vereinfacht wie folgt formulieren:



- b) Die folgende Aussage liegt nahe: Je größer die chemische Potenzialdifferenz, also der Antrieb einer Reaktion ist, desto größer ist die Umsatzrate.
- c) Für ein Lämpchen an einem Netzgerät gilt entsprechendes: je höher die elektrische Potenzialdifferenz am Lämpchen ist, desto stärker ist auch der elektrische Strom durch das Lämpchen.

Gute Schülerinnen und Schüler kommen an dieser Stelle schon mit einem Einwand: Die elektrische Stromstärke in einem Stromkreis hängt nicht nur von der Spannung ab. Der Gedanke wird weiter verfolgt, denn auch bei chemischen Reaktionen hängt die Umsatzrate nicht nur von der chemischen Potenzialdifferenz ab.

Als Beispiel dafür bieten sich die folgenden beiden Reaktionen an:



Für die Reaktion 1 gilt: $\Delta\mu = 456 \text{ kG}$

und für Reaktion 2: $\Delta\mu = 457 \text{ kG}$

Obwohl für beide Reaktionen fast der gleiche Antrieb $\Delta\mu$ vorliegt, läuft Reaktion 1 im Gegensatz zu Reaktion 2 unmittelbar ab und ist innerhalb weniger Sekunden beendet. Bringt man die Stoffe aus Reaktion 2 nur zusammen, so kann man zunächst keine Reaktion feststellen. Die Schüler wissen, dass man diese Reaktion „zünden“ muss. Woran liegt es nun, dass die Umsatzrate bei den beiden Reaktionen so unterschiedlich ist? Um dies zu klären bietet es sich an, analoge elektrische Vorgänge zu betrachten.

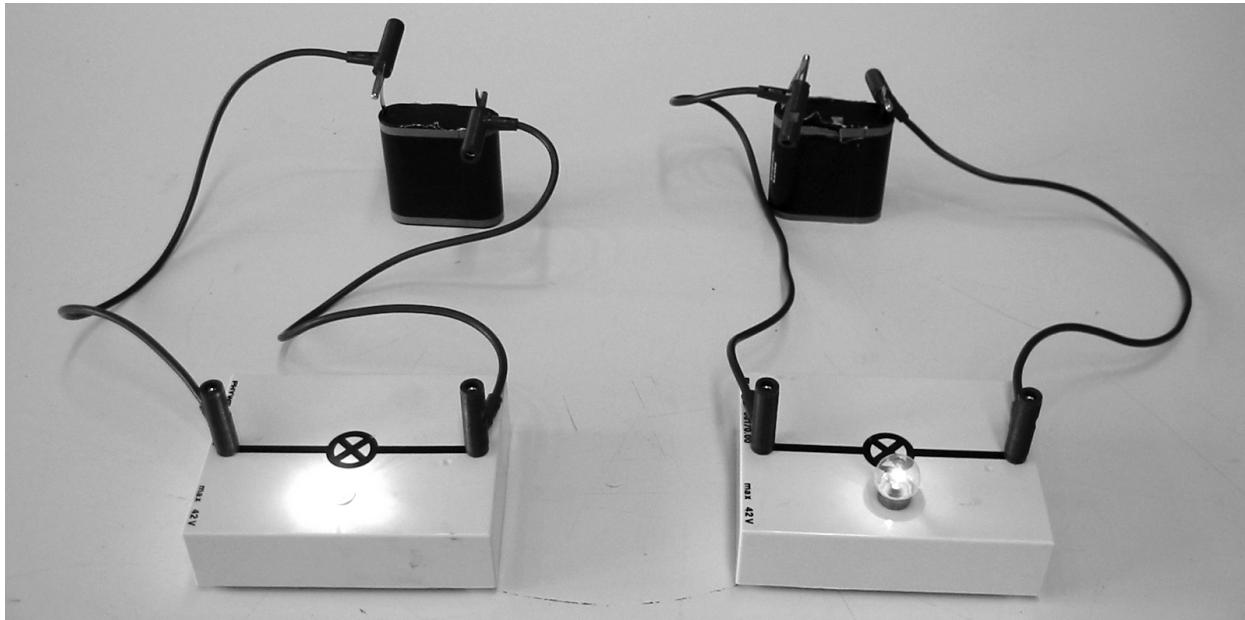


Abb. 5: Verschiedene Lämpchen an einer 4,5V-Batterie

Die Schülerinnen und Schüler kennen das vorliegende Problem aus der Elektrizitätslehre: Die Spannung an der Batterie ist in beiden Fällen gleich groß, trotzdem ist die Stromstärke in beiden Stromkreisen verschieden. Das liegt an den unterschiedlichen Lämpchen, die verschiedene elektrische Widerstände aufweisen. Die elektrische Stromstärke hängt sowohl von der elektrischen Spannung als auch vom Widerstand ab.

Analog ist es bei den Reaktionen: Die Umsatzrate einer Reaktion hängt nicht nur vom Antrieb der Reaktion, also der chemischen Potenzialdifferenz ab, sondern auch vom so genannten Reaktionswiderstand. Für die oben angegebenen chemischen Reaktionen bedeutet das, dass die Reaktion 2 einen größeren Reaktionswiderstand besitzt als die Reaktion 1.

Wir halten im Unterricht fest:

Die Umsatzrate $I_{n(R)}$ ist umso größer, je größer die chemische Potenzialdifferenz und je kleiner der Reaktionswiderstand ist.

Wie kann man nun den Reaktionswiderstand einer gewünschten Reaktion z.B. Schwefel mit Eisen verändern?

Die erste Verringerung eines Reaktionswiderstands liegt zunächst einmal darin, die Stoffe in engen Kontakt miteinander zu bringen. Hat man zwei große Stücke Schwefel und Eisen vorliegen, so reicht dies aber noch nicht aus, die Reaktion in Gang zu bringen. Im nächsten Schritt zerkleinern wir die Materialien und vermischen sie gut. Auch dies führt bei diesem Beispiel noch nicht zu dem gewünschten Ergebnis. Wir müssen den Reaktionswiderstand noch weiter verringern, indem wir die Temperatur erhöhen, d.h. das Gemisch an einer Stelle zünden.

Als weitere Beispiele kann man in diesem Zusammenhang die Reaktion von Sauerstoff mit Eisen in verschiedener Form (Eisenpulver, Eisenwolle, Eisennagel), die unerwünschten Mehlstaubexplosionen, das Zermahlen von Kohle in Kraftwerken ... anführen.

Am elegantesten lässt sich ein Reaktionswiderstand aber mit Hilfe eines Katalysators verändern. Ein Katalysator wird den Stoffen zugesetzt, die miteinander reagieren sollen. Er unterscheidet sich von den anderen an der Reaktion beteiligten Stoffen dadurch, dass er seine Stoffmenge nicht ändert. Seine einzige Funktion besteht darin, den Reaktionswiderstand zu verringern. Als Beispiel dazu kann man im Unterricht den Zerfall von Wasserstoffperoxid zeigen:

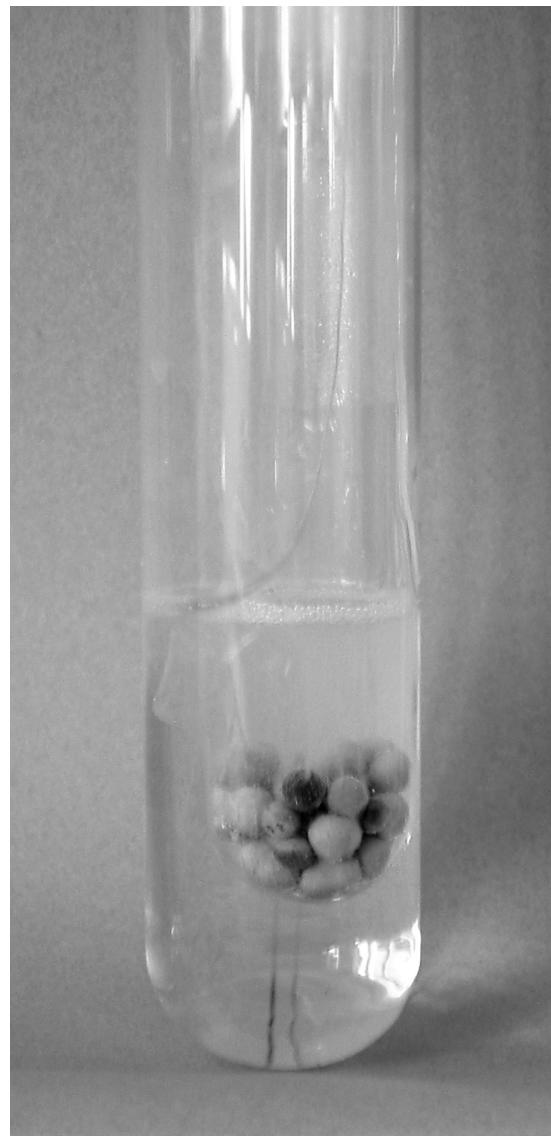


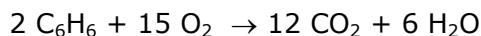
Abb. 6: Der Perlkatalysator befindet sich in einem kleinen Reagenzglas mit seitlicher Öffnung, welches in die Wasserstoffperoxid-Lösung getaucht wird.

Trotz positiver chemischer Potenzialdifferenz von 116,78 kG läuft die Reaktion so langsam ab, dass unter normalen Bedingungen nichts zu beobachten ist. Setzt man den Reaktionswiderstand durch Zugabe eines Katalysators herab, so sprudelt der Sauerstoff in kleinen Bläschen hoch. Als Katalysator eignet sich z.B. sehr gut dasselbe Material, das auch im Autokatalysator verwendet wird und das man in Perlform im Chemikalienhandel erhält. Entfernt man den Katalysator wieder, so hört die Reaktion augenblicklich auf. Mit einem Katalysator lassen sich chemische Reaktionen mit positiver chemischer Potenzialdifferenz ein- und ausschalten.

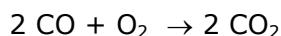
Im Unterricht lässt sich an dieser Stelle festhalten, dass der Reaktionswiderstand vom Grad der Vermischung, der Temperatur und dem Einsatz eines Katalysators abhängt.

Der Abgaskatalysator im Auto ist auch ein Katalysator im Sinne der Chemie. Er besteht in der Regel aus verschiedenen Edelmetallen wie z.B. Platin, Palladium oder Rhodium, die als dünne Schicht auf einem keramischen Träger aufgebracht wurden. Der Dreiwegekatalysator hat die Aufgabe, die drei Hauptschadstoffe Kohlenwasserstoffe (unverbranntes Benzin), Kohlenstoffmonooxid und Stickstoffoxide in weniger umweltschädliche Stoffe umzuwandeln. Dabei können z.B. die folgenden Reaktionen ablaufen:

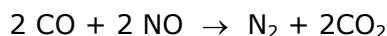
Oxidation von Kohlenwasserstoffen, z.B. dem giftigen Benzol:



Oxidation von Kohlenstoffmonooxid:



Reduktion von z.B. Stickstoffmonooxid:



Alle diese Reaktionen haben eine positive chemische Potenzialdifferenz, können also auch ohne Katalysator ablaufen, allerdings viel langsamer.

Nach diesen Überlegungen sind die Schüler in der Lage zu erkennen, dass ein Katalysator nur die Umsatzrate einer Reaktion erhöhen kann, deren chemische Potenzialdifferenz größer ist als Null. Da es keine Reaktion mit positiver chemischer Potenzialdifferenz zwischen Kohlenstoffdioxid und Bestandteilen der Luft oder des Abgases gibt, wird auch klar, dass sich das CO₂-Problem in der Atmosphäre nicht mit einem Katalysator lösen lässt, wie von Schülern gern vorgeschlagen wird.

Auch in biologischen Systemen spielen Katalysatoren eine wichtige Rolle. Der Reaktionswiderstand ist bei fast allen Reaktionen, die im menschlichen Körper ablaufen, so hoch, dass diese nicht stattfinden können. Die biologischen Katalysatoren sind den Schülern zum Teil bekannt, man nennt sie Enzyme. Ein Beispiel für ein Enzym ist die Katalase, die eine rasche Zersetzung von Wasserstoffperoxid, einem Gewebegift, im Körper bewirkt. Katalase findet man z.B. auch in Kartoffeln, weshalb sich die Zersetzung von H₂O₂ auch durch Zugabe von kleinen Kartoffelstückchen demonstrieren lässt (siehe 2. Praktikum).

Nicht immer ist man daran interessiert Reaktionswiderstände zu verringern. Ohne Reaktionswiderstände wäre Leben auf diesem Planeten nicht möglich, da sämtliche biologische Baumaterialien, wie Eiweiße, Kohlenhydrate und Fette, in Anwesenheit von Sauerstoff nicht existieren könnten.

Praktikum 2: Der Reaktionswiderstand

Bei allen Versuchen Schutzbrille tragen! Abfallentsorgungsregeln beachten!

Aufgabe 1:

Ein ca. 1 g schweres Stück Marmor (Calciumcarbonat) wird in 5 cm³ verdünnte Salzsäure gegeben.

- Notiere deine Beobachtungen.
- Formuliere die Reaktionsgleichung.
- Berechne die chemische Potenzialdifferenz.
- Wiederhole den Versuch, indem du die gleiche Menge gepulvertes Calciumcarbonat mit der gleichen Menge Salzsäure zur Reaktion bringst: Beobachtung und Deutung!
- Wiederhole den Versuch mit einem ca. 1 g schweren Stück Marmor und 5 cm³ halbkonzentrierter Salzsäure. Beobachtung! Formuliere eine Hypothese.

Aufgabe 2:

Ein ca. 1 g schweres Stück Zinkblech wird in 5 cm³ verdünnte Salzsäure gegeben.

- Notiere deine Beobachtungen.
- Formuliere die Reaktionsgleichung.
- Berechne die chemische Potenzialdifferenz.
- Wiederhole den Versuch, indem du die gleiche Menge gepulvertes Zink mit der gleichen Menge Salzsäure zur Reaktion bringst: Beobachtung und Deutung!
- Die Versuche 1a und 2a sollen bei höherer Temperatur durchgeführt werden; hierzu wird die Salzsäure im Wasserbad auf ca. 60°C erhitzt. Notiere deine Beobachtungen und deute die Versuchsergebnisse.

Aufgabe 3:

Eisensulfid hat die Formel FeS. Zu seiner Herstellung sollen Eisen [n(Fe) = 0,05 mol] mit Schwefel [n(S)=0,05 mol] zur Reaktion gebracht werden. Hierzu vermischt man das Eisenpulver mit dem Schwefel intensiv in einem Mörser, füllt das Gemisch in ein Reagenzglas und aktiviert die Reaktion mithilfe einer glühenden Stricknadel.

Achtung: Das Reagenzglas, in welchem die Reaktion durchgeführt werden soll, wird mit einer Klemme an einem Stativ befestigt. Unter das Reagenzglas wird eine mit Sand gefüllte Schale gestellt.

- Notiere deine Beobachtungen.
- Formuliere die Reaktionsgleichung.
- Berechne die chemische Potenzialdifferenz.
- Was bedeutet das Berühren des Reaktionsgemisches mit der glühenden Stricknadel bezüglich des Reaktionswiderstands?

Aufgabe 4:

Zu ca. 5 cm³ Wasserstoffperoxidlösung [w(H₂O₂=3%)] wird ein Stückchen rohe Kartoffel gegeben.

Achtung: Beim Arbeiten mit Wasserstoffperoxidlösung sind Latex-Schutzhandschuhe angeraten.

- Notiere deine Beobachtungen.
- Formuliere die Reaktionsgleichung.
- Berechne die chemische Potenzialdifferenz
- Deute deine Beobachtungen.
- Wiederhole den Versuch mit einem Stückchen gekochter Kartoffel. Beobachtung und Deutung!

Auswertung Praktikum 2:

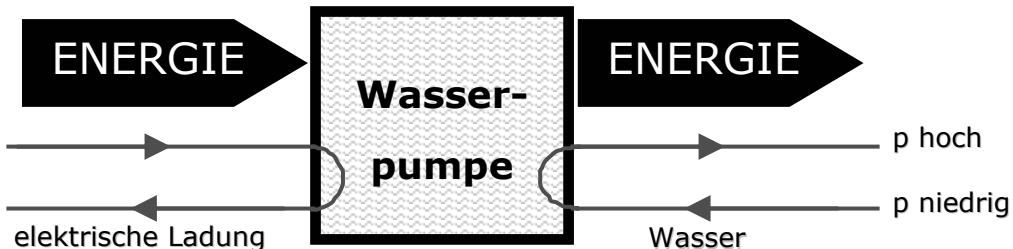
- 1a. Am Marmor bilden sich Gasbläschen, die sich ablösen und nach oben steigen.
- 1b. $\text{CaCO}_3(\text{s}) + 2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- 1c. $\Delta\mu = 55,82 \text{ kG}$
- 1d. Die Umsatzrate ist größer; der Reaktionswiderstand sinkt mit steigendem Zerteilungsgrad.
- 1e. Das chemische Potenzial der Salzsäure nimmt mit steigender Konzentration zu, damit auch $\Delta\mu$. Bei gleichem Reaktionswiderstand wird deshalb die Umsatzrate größer.
- 2a. Am Zinkblech bilden sich Gasbläschen, die sich ablösen und nach oben steigen.
- 2b. $\text{Zn}(\text{s}) + 2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{H}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- 2c. $\Delta\mu = 147,03 \text{ kG}$
- 2d. Die Umsatzrate ist größer; der Reaktionswiderstand sinkt mit steigendem Zerteilungsgrad.
- 2e. Die Umsatzrate wird noch größer. Entweder erhöht sich durch die Temperaturerhöhung $\Delta\mu$, oder es sinkt der Reaktionswiderstand, oder beide Effekte treten ein.
- 3a. Berührt man das Gemisch aus Eisen und Schwefel mit einer glühenden Stricknadel, so beginnt es an der Berührungsstelle aufzuglühen; die Glühzone durchwandert rasch das ganze Reaktionsgemisch. Nach dem Abkühlen erkennt man, dass ein grauer, spröder Feststoff entstanden ist.
- 3b. $\text{Fe}(\text{s}) + \text{S}(\text{s}) \rightarrow \text{FeS}(\text{s})$
- 3c. $\Delta\mu = -100,4 \text{ kG}$
- 3d. Der Reaktionswiderstand sinkt mit steigender Temperatur.
- 4a. An der Schnittfläche der rohen Kartoffel bilden sich Gasbläschen.
- 4b. $2\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- 4c. $\Delta\mu = 206,16 \text{ kG}$
- 4d. Rohe Kartoffeln enthalten Enzyme, welche den Zerfall von Wasserstoffperoxid katalysieren; die Biokatalysatoren verringern den Reaktionswiderstand der Zerfallsreaktion.
- 4e. An der Schnittfläche der gekochten Kartoffel bilden sich keine Gasbläschen! Offensichtlich werden die Enzyme beim Kochen der Kartoffel zerstört, bzw. ihre Struktur wird so verändert, dass sie den Zerfall von Wasserstoffperoxid nicht mehr katalysieren können.

2. 2 Energiebilanzen

2.2.1 Reaktionspumpen

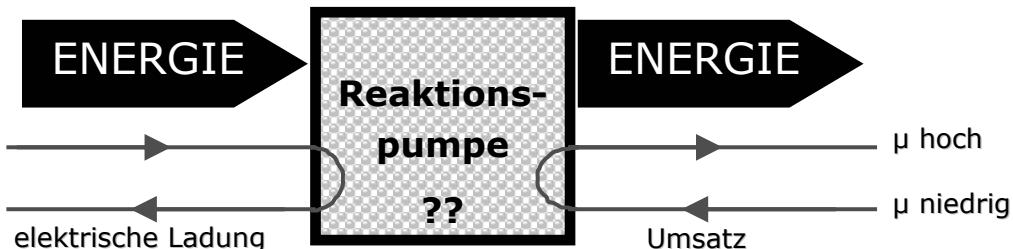
	Strömungen von Flüssigkeiten und Gasen	Elektrizitätslehre	Wärmelehre	Chemie
Gegen den „natürlichen“ Antrieb ...	Wasser und Luft strömen nicht von allein von Stellen niedrigen zu Stellen hohen Drucks. Man benötigt dazu eine Pumpe.	Elektrische Ladung strömt nicht von allein von Stellen niedrigen Potenzials zu Stellen hohen Potenzials. Man benötigt dazu eine „Elektrizitätspumpe“.	Entropie strömt nicht von allein von Stellen niedriger Temperatur zu Stellen hoher Temperatur. Man benötigt dazu eine „Entropiepumpe“.	??
Pumpe	Wasserpumpe, Luftpumpe	Batterie, Netzgerät, Solarzelle, Dynamo, Generator	Kühlschrank, Wärmepumpe	??

Im Zusammenhang mit Strömungen von z.B. Luft haben die Schülerinnen und Schüler gelernt, dass Luft nie von allein von Stellen niedrigen Drucks zu Stellen höheren Drucks strömt. Ein platter Fahrradreifen füllt sich nicht von allein wieder, ein Luftballon bläst sich ebenfalls nicht von allein auf. Man benötigt eine Pumpe, um Luft oder Wasser zu einer Stelle höheren Drucks zu bringen.



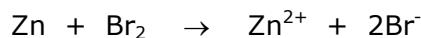
Vergleichbare Beispiele findet man auch in der Elektrizitätslehre und in der Wärmelehre. Ein Kondensator lädt sich nicht einfach von allein auf, ein kalter Kaffee wird (leider) nicht wieder von selbst warm. Für die Umkehrung der „natürlichen“ Prozesse braucht man eine Pumpe, die die für diesen Vorgang nötige Energie liefert. (Ausführliche Darstellungen dazu findet man in [3], [2], [1].)

Die bereits behandelten Analogien legen nun die folgende Frage nahe: Kann man auch eine Reaktion entgegen ihrem „natürlichen“ Antrieb ablaufen lassen? Also so, dass sich die Edukte auf niedrigerem Potenzial befinden als die Produkte? Gibt es so eine Art „Reaktionspumpe“?



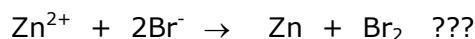
Um diese Frage zu klären, führt der Lehrer / die Lehrerin im Unterricht noch einmal eine Reaktion vor, bei der das chemische Potenzial der Edukte deutlich höher ist als das der Produkte. Hierfür bietet sich die Reaktion zwischen Zink und Brom zu Zinkbromid an:

Zu Brom gelöst in Wasser wird Zinkpulver gegeben, gerührt und nach kurzer Zeit filtriert. Man beobachtet, dass die vom Brom verursachte Braunfärbung im Filtrat verschwunden ist; die elektrische Leitfähigkeit des Filtrats ist deutlich höher als die der wässrigen Bromlösung. Dampft man einen Teil des Filtrats in einer schwarzen Porzellanschale ein, so bleibt ein weißer salzartiger Rückstand zurück. Aus Zink und Brom ist die Ionenverbindung Zinkbromid entstanden.



Betrachtet man die chemischen Potenziale, so zeigt sich, dass ein Potenzialunterschied zwischen Edukten und Produkten von $\Delta\mu = 355 \text{ kG}$ vorliegt.

Jetzt stellt sich die Frage, ob es eine Möglichkeit gibt, diese Reaktion entgegen ihrem Antrieb ablaufen zu lassen.



Ein U-Rohr wird mit Zinkbromidlösung gefüllt, zwei Graphitelektroden werden eingetaucht und mit einem Gleichspannungsnetzgerät verbunden. Die elektrische Spannung wird auf ca. 5V eingestellt. Bei Stromfluss überzieht sich die mit dem Minuspol verbundene Elektrode mit einem grauen Beleg: ein „Zinkbäumchen“ wächst. Die Umgebung der mit dem Pluspol verbundenen Elektrode wird auf Grund der Brombildung braun. Wir haben es also tatsächlich geschafft, eine chemische Reaktion entgegen ihrem Antrieb zu erzwingen. Wir haben dazu das Netzgerät gebraucht, d.h. wir mussten - wie bei den anderen Pumpen - Energie zuführen.

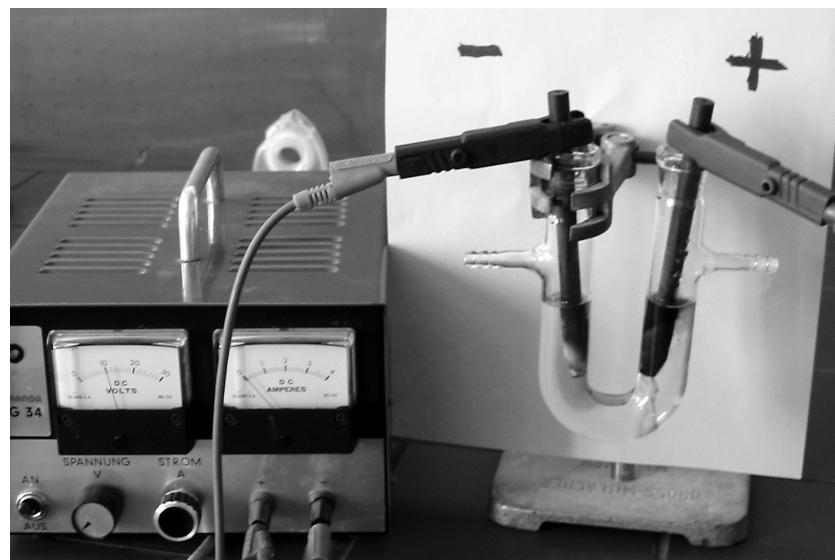
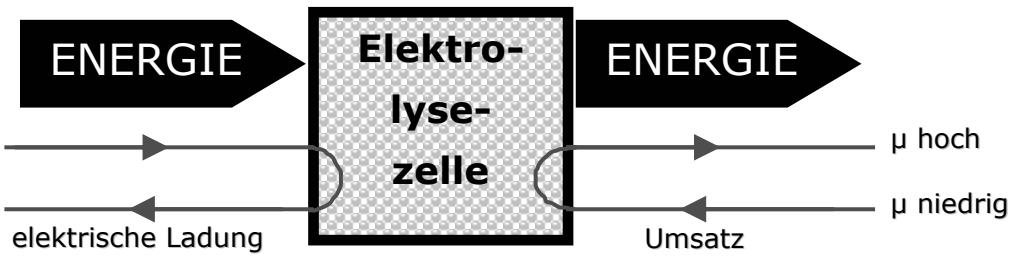


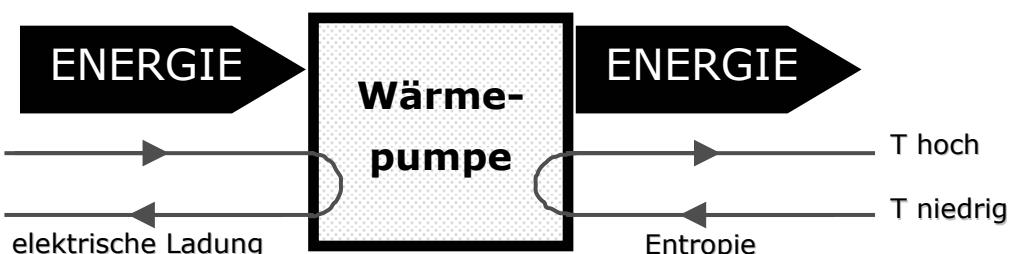
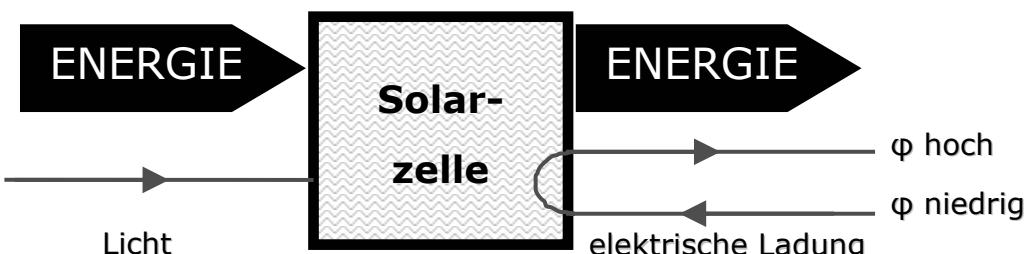
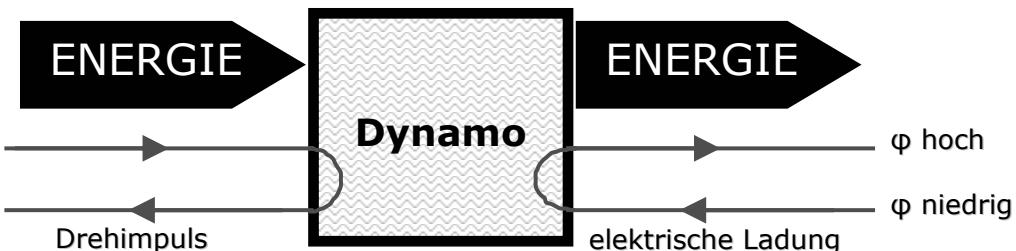
Abb. 7: Elektrolyse einer Zinkbromidlösung

Den Schülerinnen und Schüler sind im Übrigen aus dem Chemieunterricht weitere Beispiele bekannt, wo mit Hilfe einer speziellen Apparatur chemische Reaktionen den „Potenzialberg hinauf“ gezwungen werden. Zu solchen Reaktionen gehören die Zersetzung von Wasser zu Wasserstoff und Sauerstoff im Hoffmannschen Wasserzersetzungsapparat oder die elektrolytische Zersetzung von Kupferchloridlösung in einem U-Rohr mit Kohleelektroden, die mit einem Netzgerät verbunden sind.

Solche Geräte, die Reaktionen vom niedrigeren zum höheren chemischen Potenzial ablaufen lassen, nennt man Elektrolysezellen. Sie sind diejenigen Geräte, die man als „Reaktionspumpe“ bezeichnen kann.



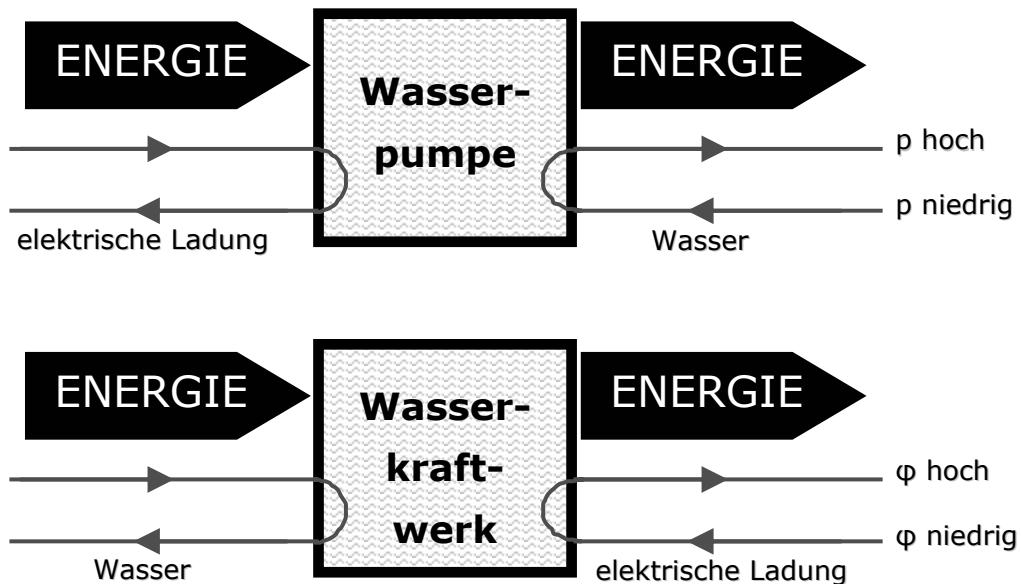
Um die analogen Modelle bei den Schülerinnen und Schülern weiter zu festigen, bietet es sich an dieser Stelle im Unterricht an, noch einmal die Energieflussdiagramme anderer „Pumpen“ zu wiederholen:



2.2.2 Die „Umkehrung“ der Reaktionspumpe

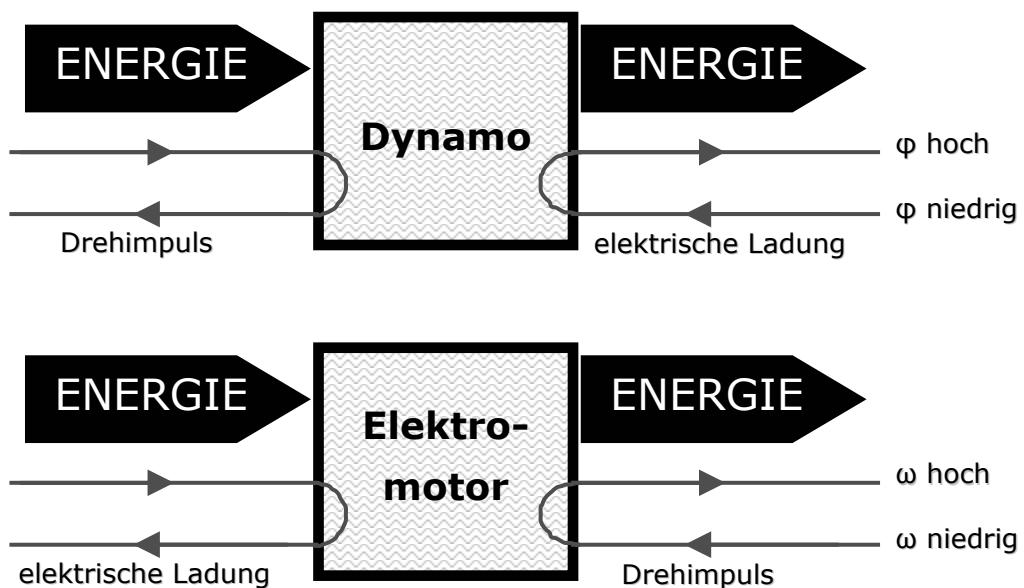
Unter einer „Umkehrung“ eines Geräts verstehen wir dasjenige, bei dem die Energieträger am Eingang und am Ausgang des Geräts gerade vertauscht sind. In diesem Sinne ist das Wasserkraftwerk eine Umkehrung der Wasserpumpe. Entsprechend gehören ein Dynamo und der Elektromotor, die Solarzelle und die Leuchtdiode, die Wärmepumpe und das Wärmelektrikwerk zusammen:

Das Wasserkraftwerk ist die „Umkehrung“ der Wasserpumpe:

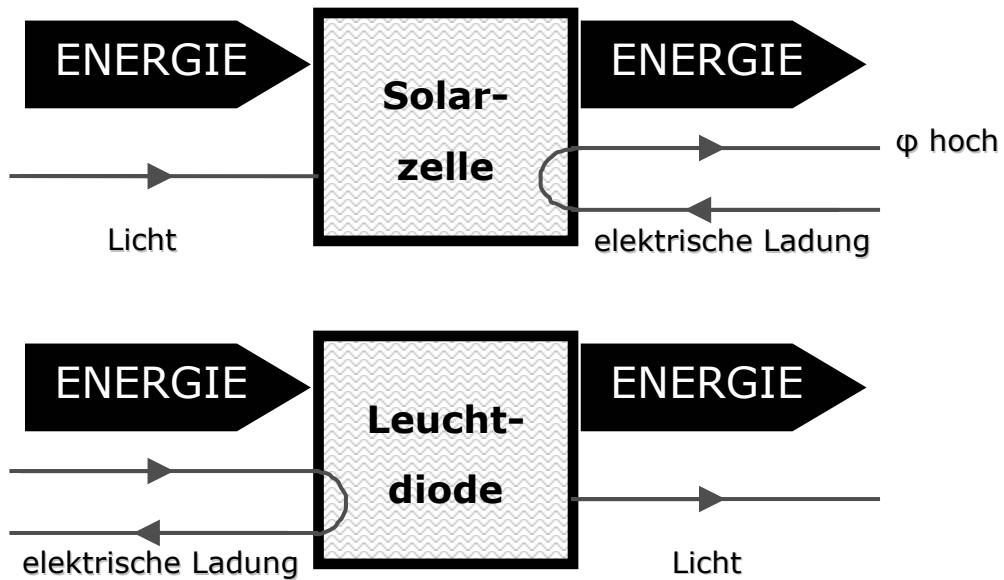


In die Wasserpumpe fließt elektrische Ladung auf hohem elektrischen Potenzial hinein und auf niedrigerem elektrischen Potenzial wieder heraus. Dafür verlässt das Wasser die Pumpe auf erhöhtem Druck.

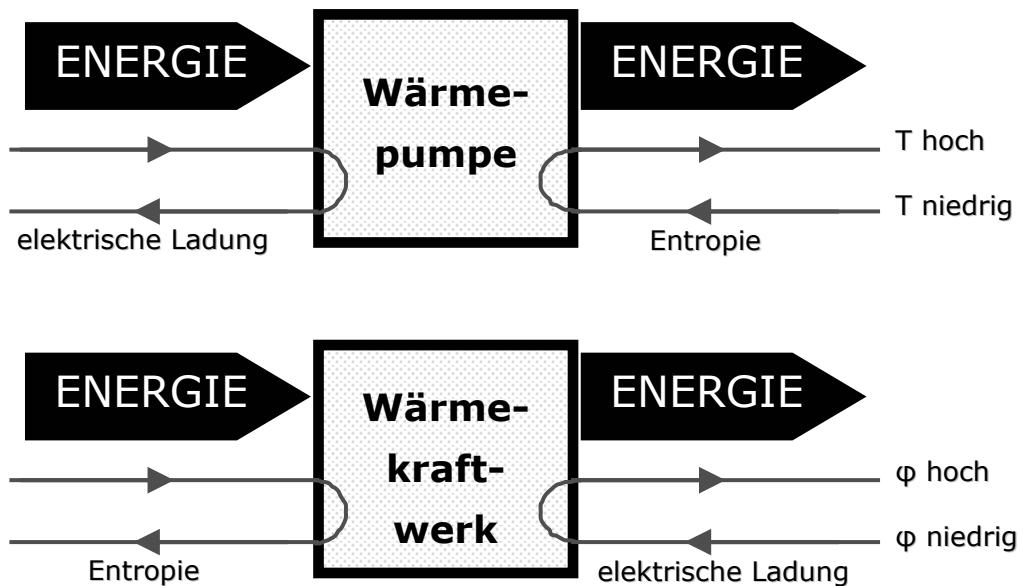
Der Elektromotor ist die „Umkehrung“ des Dynamos:



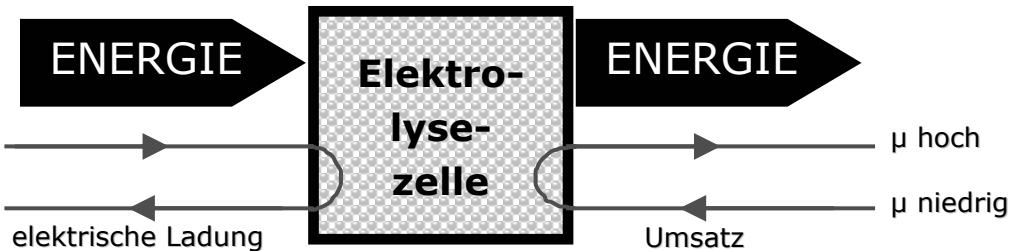
Die Leuchtdiode ist die „Umkehrung“ der Solarzelle:



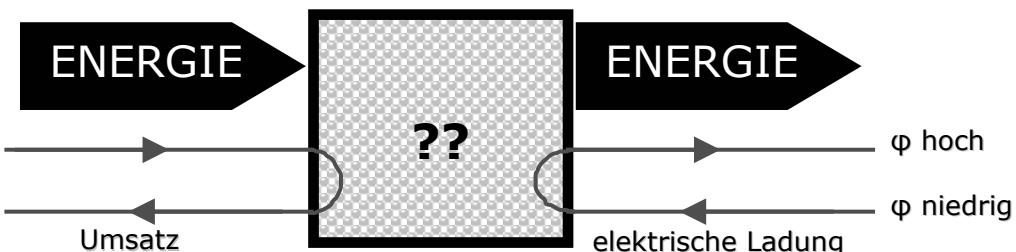
Das Wärmekraftwerk ist die „Umkehrung“ der Wärmepumpe:



Gibt es entsprechend eine „Umkehrung“ zur Elektrolysezelle?



Wir vertauschen die Energieträger am Eingang und am Ausgang der Elektrolysezelle und fragen die Schülerinnen und Schüler danach, welche der ihnen bekannten Geräte zu diesem Energieflussdiagramm passt.



Die Frage, ob es prinzipiell eine Umkehrung zur Elektrolysezelle gibt, können die Schülerinnen und Schüler in der Regel bereits beantworten, da ihnen die Batterien und Akkus aus dem Alltag, evtl. auch die Brennstoffzelle aus Zeitschriften oder dem Chemieunterricht bekannt sind, wenn auch nicht unter dem oben angegebenen Gesichtspunkt. Wir teilen den Schülern mit, dass solche Geräte allgemein als **galvanische Zellen** oder **galvanische Elemente** bezeichnet werden.

Dass hier sogar ein- und dieselbe Anordnung als Umkehrung verwendet werden kann – so wie bei Generator und Elektromotor – zeigt das folgende Experiment:

Wir führen noch einmal die Elektrolyse einer Zinkbromidlösung durch, bei der sich Zink und Brom an den beiden Elektroden abscheiden. Nach einigen Minuten trennen wir die Elektroden vom Netzgerät ab und verbinden sie mit einem Elektromotor, der sich sofort in Bewegung setzt.

Dieses Experiment zeigt außerdem, wie sich ein chemischer Potenzialunterschied

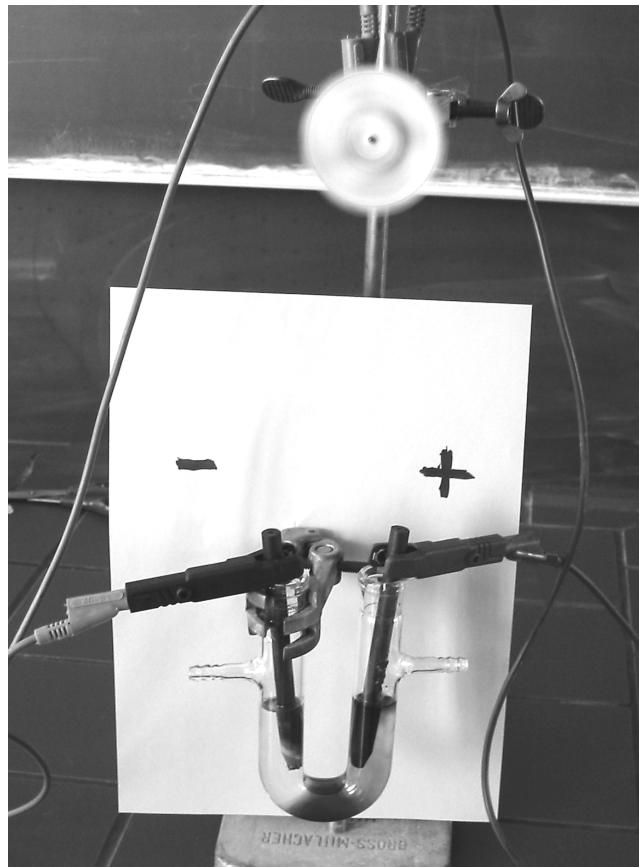
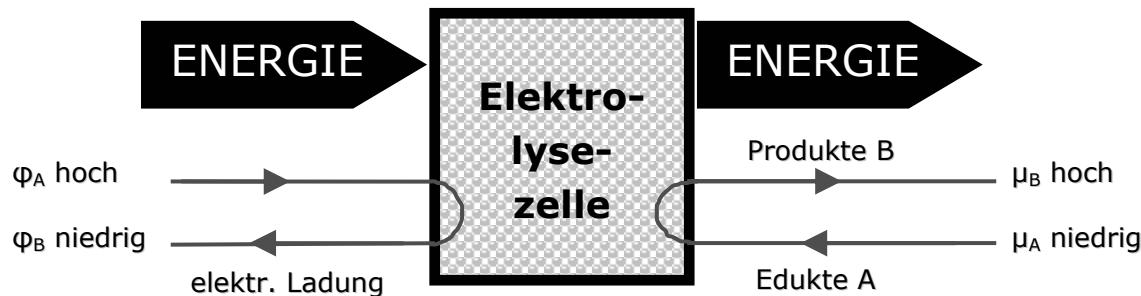


Abb. 8: Die Zink-Brom-Zelle betreibt einen Elektromotor.

messen lässt. Der dazu nötige Zusammenhang zwischen der durch eine Reaktion zur Verfügung stehenden Energiemenge und ihrem Umsatz wird über eine Analogiebildung hergestellt. Dazu betrachten wir die Energiebilanz der Elektrolysezelle etwas genauer:



Die Elektrolysezelle erhält elektrische Energie. Der mit der elektrischen Ladung in die Zelle fließende Energiestrom lässt sich berechnen nach:

$$P = (\varphi_A - \varphi_B) \cdot I = U \cdot I$$

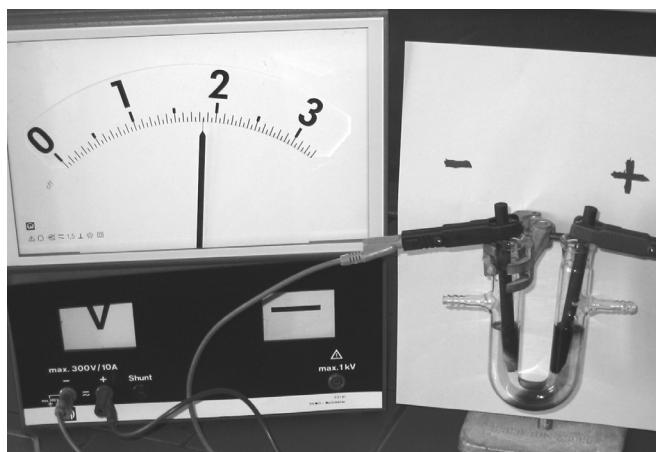
Es folgt unter der Verwendung von $P = E/t$ und $I = Q/t$: $E = U \cdot Q$

Eine ganz analoge Gleichung gilt für den Zusammenhang zwischen der Energiestromstärke, dem chemischen Potenzialunterschied und der Umsatzrate:

$$P = (\mu_A - \mu_B) \cdot I_{n(R)} = \Delta\mu \cdot I_{n(R)}$$

Mit $P = E/t$ und $I_{n(R)} = n(R)/t$ folgt: $E = \Delta\mu \cdot n(R)$

Diese Gleichung gibt wieder, was die Schülerinnen und Schüler intuitiv auch erwarten: Bei einer Reaktion steht umso mehr Energie zur Verfügung, je größer der chemische Potenzialunterschied und je größer der Reaktionsumsatz sind.

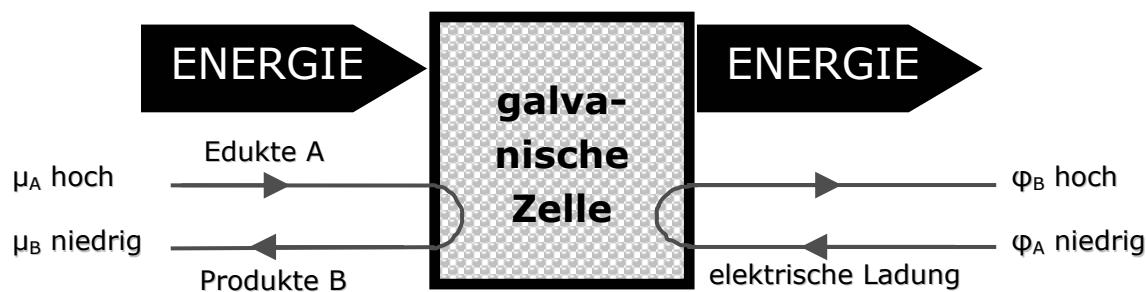


Um den chemischen Potenzialunterschied der Reaktion von Zink mit Brom zu bestimmen, verwenden wir die galvanische Zelle aus dem letzten Versuch.

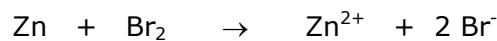
Statt des Elektromotors schließen wir ein Voltmeter an die Elektroden an und messen eine elektrische Spannung von ca. 1,8V. Mit diesem Spannungswert kann man das chemische Potenzial von $ZnBr_2$ bestimmen.

Abb. 9: Die elektrische Spannung an der Zink-Brom-Zelle wird gemessen.

Die folgende Abbildung zeigt noch einmal das Energieflussdiagramm der galvanischen Zelle:



In der galvanischen Zelle wird die Energie aus der Reaktion



als elektrische Energie abgegeben. Da wir von der Energieerhaltung ausgehen, gilt:

$$E_{\text{hinein}} = E_{\text{heraus}}$$

$$\Delta\mu \cdot n(R) = U \cdot Q$$

$$\Delta\mu = \frac{U \cdot Q}{n(R)}$$

Bezogen auf einen Reaktionsumsatz von $n(R) = 1 \text{ mol}$ ist die folgende Ladungsmenge geflossen:

$$Q = 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} = 193 \text{ kC}$$

Damit ergibt sich für den chemischen Potenzialunterschied dieser Reaktion:

$$\Delta\mu = \frac{1,8V \cdot 193 \text{ kC}}{1 \text{ mol}} = 347,4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = 347,4 \text{ kG}$$

$$\Delta\mu = \mu(\text{Zn}) + \mu(\text{Br}_2) - \mu(\text{ZnBr}_2)$$

$$\text{wobei } \mu(\text{Zn}) = \mu(\text{Br}_2) = 0$$

$$\text{folgt } \mu(\text{ZnBr}_2) = -347,4 \text{ kG}$$

(Zum Vergleich: mit Hilfe der chemischen Potenziale aus der Tabelle erhält man: -354,97 kG)

Praktikum 3: Reaktionspumpen und ihre Umkehrung

Abfallentsorgungsregeln beachten!

Aufgabe 1:

In ein Becherglas werden ca. 10 ml einer wässrigen Iodlösung (Iod gelöst in Kaliumiodidlösung) und ein Spatel Zinkpulver gegeben und mit Hilfe eines Magnetrührers kräftig gerührt. Nach ca. zwei Minuten beenden wir das Rühren, die wässrige Lösung wird vom übrigen Zink durch Dekantieren oder Filtrieren getrennt.

- Notiere deine Beobachtungen.
- Wie deutest du den experimentellen Befund?
- Erhärte deine Deutung durch die Berechnung der chemischen Potenzialdifferenz.

Aufgabe 2:

Ein U-Rohr wird mit Zinkiodidlösung gefüllt, zwei Graphitelektroden werden eingetaucht und mit einem Gleichspannungsnetzgerät verbunden. Die Spannung wird auf ca. 5 V eingestellt.

- Notiere deine Beobachtungen.
- Wie deutest du den experimentellen Befund? Formuliere die Vorgänge an den beiden Elektroden und die Gesamtreaktion.
- Vergleiche die Ergebnisse von Versuch 1 und Versuch 2 und interpretiere diesen Sachverhalt.

Aufgabe 3:

Noch einmal führen wir die Elektrolyse einer Zinkiodidlösung wie unter Versuch 2 beschrieben durch. Nach ca. drei Minuten trennen wir die Elektroden vom Netzgerät und verbinden sie mit einem Elektromotor.

- Notiere deine Beobachtungen.
- Wie deutest du den experimentellen Befund? Formuliere die Vorgänge an den beiden Elektroden und die Gesamtreaktion.
- Vergleiche die Ergebnisse von Versuch 2 und Versuch 3 und interpretiere diesen Sachverhalt.

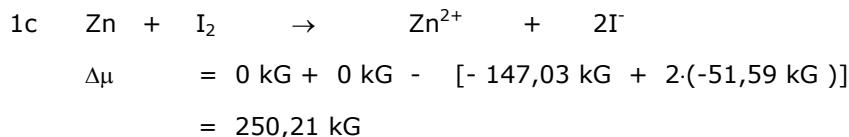
Aufgabe 4:

Noch einmal führen wir die Elektrolyse einer Zinkiodidlösung wie unter Versuch 2 beschrieben durch. Nach ca. drei Minuten trennen wir die Elektroden vom Netzgerät und verbinden sie mit einem Voltmeter.

- Welche Spannung ermittelst du?
- Wie lässt sich aus der gemessenen Spannung das chemische Potenzial von gelöstem Zinkiodid ermitteln?

Auswertung Praktikum 3:

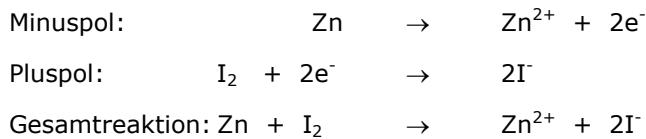
- 1a. Die braune Färbung ist verschwunden, es entsteht eine wasserklare Lösung.
- 1b. Es fand eine Reaktion zwischen Iod und Zink statt, wobei sich Zinkiodid gebildet hat; Zinkiodid ist wasserlöslich.



Die Reaktion läuft ab, da das chemische Potenzial der Edukte größer ist als das der Produkte.

- 2a. Die mit dem Minuspol verbundene Graphitelektrode überzieht sich mit einer grauen Schicht („es wächst ein Zinkbäumchen“); an der Anode bildet sich eine Substanz, die sich zum Teil in der umgebenden Zinkiodidlösung unter brauner Schlierenbildung löst.
- 2b. Minuspol: $Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$
Pluspol: $2I^- \rightarrow I_2 + 2e^-$
Gesamtreaktion: $Zn^{2+} + 2I^- \rightarrow Zn + I_2$
- 2c. Bei Versuch 2 ist es uns gelungen, die Rückreaktion der bei Versuch 1 freiwillig ablaufenden Reaktion zu erzwingen. Bei Versuch 1 entsteht Zinkiodid aus den Elementen Zink und Iod, bei Versuch 2 wird Zinkiodid in die Elemente Zink und Iod zerlegt. Die Elektrolysezelle ist eine Reaktionspumpe!

- 3a. Der Elektromotor läuft.
- 3b. Dem Elektromotor wird Energie mit dem Träger Elektrizität zugeführt. Da man Energie nicht erzeugen kann, muss es sich um einen Energieträgerwechsel handeln, bei dem sich bei Stromfluss folgende Reaktionen abspielen:



- 3c. Versuch 3 ist die Umkehrung von Versuch 2. Dies bedeutet, dass die Umkehrung der Reaktionspumpen galvanische Zellen sind (galvanische Zellen sind Akkus, Batterien, Brennstoffzellen).

- 4a. 1,3V
- 4b. In der galvanischen Zelle wird die Energie aus der Reaktion als elektrische Energie abgegeben. Da wir von der Energieerhaltung ausgehen, gilt:

$$\begin{aligned} E_{\text{hinein}} &= E_{\text{heraus}} \\ \Delta\mu \cdot n(R) &= U \cdot Q & \Delta\mu &= \frac{U \cdot Q}{n(R)} \end{aligned}$$

Bezogen auf einen Reaktionsumsatz von $n(R) = 1 \text{ mol}$ ist die folgende Ladungsmenge geflossen:

$$Q = 2 \cdot 6,02 \cdot 1023 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} = 193 \text{ kC}$$

Damit ergibt sich für den chemischen Potenzialunterschied dieser Reaktion:

$$\Delta\mu = \frac{1,3V \cdot 193 \text{ kC}}{1 \text{ mol}} = 251 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = 251 \text{ kG}$$

$$\Delta\mu = \mu(Zn) + \mu(I_2) - \mu(ZnI_2)$$

$$\text{wobei } \mu(Zn) = \mu(I_2) = 0$$

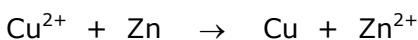
$$\text{folgt } \mu(ZnI_2) = -251 \text{ kG}$$

Praktikum 4: Reaktionspumpen und ihre Umkehrung

Das 4. Praktikum ist für Oberstufenschüler konzipiert. Es soll zeigen, dass an dieser Stelle des Unterrichtsgangs die oberstufenübliche Elektrochemie leicht eingebaut werden kann. Auch die ausführliche Besprechung von Brennstoffzelle, Bleiakku und anderen technisch wichtigen galvanischen Zellen bietet sich an dieser Stelle an. Somit kann man ein wichtiges, abiturrelevantes Gebiet problemlos in diesen Unterrichtsgang integrieren.

Aufgabe 1:

Bau einer galvanischen Zelle, bei der die folgende Reaktion abläuft:



- a) Welche Substanzen werden benötigt?
- b) Zeichne den Bauplan für diese Zelle!
- c) Wie groß ist die chemische Potenzialdifferenz $\Delta\mu$?
- d) Welche Spannung U erwartest du für diese Zelle?
- e) Überprüfe die erwartete Spannung durch Messung an der Zelle, die gemäß deines Bauplans aufgebaut wurde.

Aufgabe 2:

- a) Aufbau der galvanischen Zelle Cu/Cu²⁺ // Ag⁺/Ag
- b) Messung der elektrischen Spannung U
- c) Wie groß ist $\mu(\text{Ag}^+)$, wenn $\mu(\text{Cu}^{2+}) = 65\text{kG}$ ist
- d) Vergleiche den ermittelten Wert mit dem Tabellenwert.

Aufgabe 3:

- a) Welche Spannung U erwartest du bei der galvanischen Zelle Zn/Zn²⁺//Ag⁺/Ag?
- b) Welche chemischen Reaktionen laufen bei Stromfluss bei dieser galvanischen Zelle am Pluspol und Minuspol ab?
- c) Zeichne den Bauplan für diese Zelle!
- d) Welche Substanzen werden benötigt?
- e) Überprüfe die erwartete Spannung durch Messung an der Zelle, die gemäß deines Bauplans aufgebaut wurde.
- f) Zeichne in den Bauplan Plus- und Minuspol ein.

2.3 Wärmebilanzen chemischer Reaktionen

2.3.1 Entropieerzeugung bei chemischen Reaktionen

In der nun folgenden Unterrichtseinheit wird erläutert, wie man Wärmebilanzen chemischer Reaktionen mit Hilfe der Entropie und dem chemischen Potenzial durchführen kann. Wir haben uns für diesen Weg entschieden, weil die Größe Entropie nach den Bildungsstandards der Fächer Physik und NwT in Baden-Württemberg bereits am Ende der Mittelstufe zur Verfügung steht und sich die Wärmebilanzen mit ihr aus unserer Sicht relativ leicht durchführen lassen. Im Gegensatz zum herkömmlichen Chemieunterricht verzichten wir an dieser Stelle weitestgehend auf Betrachtungen mit Hilfe der Enthalpie. In Abschnitt 5 wird aber ein Weg beschrieben, der den Übergang von der hier vorliegenden Darstellung zum herkömmlichen Oberstufenkonzept mit der Gibbs-Helmholtz-Gleichung zeigt.

Je nach Schulcurriculum wird die Größe Entropie in den einzelnen Schulen unterschiedlich intensiv behandelt. Für die Unterrichtseinheit ist es nötig, dass die Schülerinnen und Schüler von der Entropie eine Vorstellung von etwas Mengenartigem haben. Kurven, wie in Abbildung 1, sollten ihnen bekannt sein.

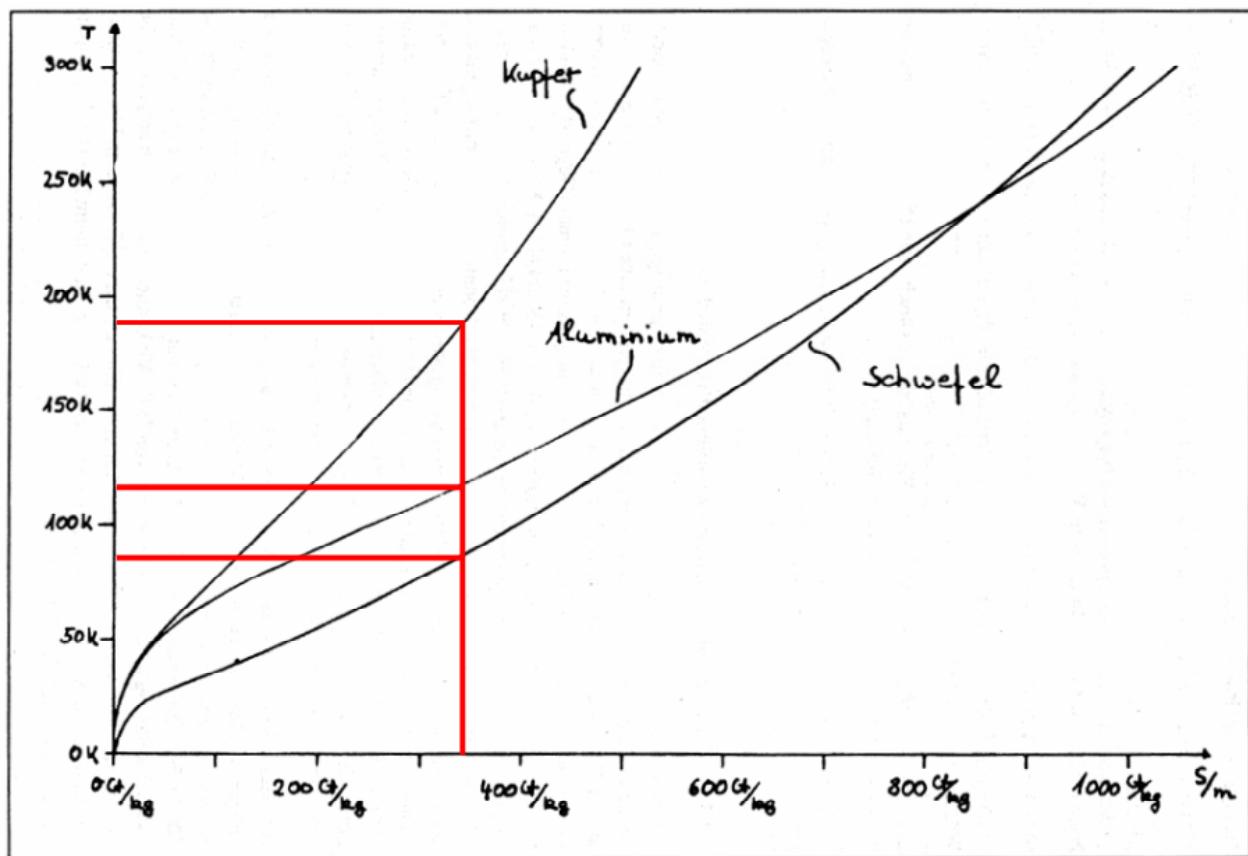


Abb. 10: Der Zusammenhang zwischen dem Entropieinhalt und der Temperatur für Kupfer, Aluminium und Schwefel - Vergleich bei gleichem Entropieinhalt

Man kann aus dem Verlauf der Kurven verschiedene Schlüsse ziehen:

- Bei 0 K enthalten Stoffe (wenn sie völlig rein sind) keine Entropie mehr (3. Hauptsatz der Wärmelehre).
- Der Entropieinhalt steigt monoton mit der Temperatur. Dies gilt im Übrigen für alle Stoffe, solange kein Phasenübergang stattfindet.

- Enthalten verschiedene Stoffe gleicher Masse gleich viel Entropie, so befinden sie sich in der Regel nicht auf der gleichen Temperatur. Wie man den Kurven entnehmen kann, befindet sich 1 kg Aluminium bei einem Entropieinhalt von rund 340 Ct auf einer Temperatur von etwa 190 K, Kupfer dagegen auf rund 115 K und Schwefel sogar nur auf ca. 80 K.

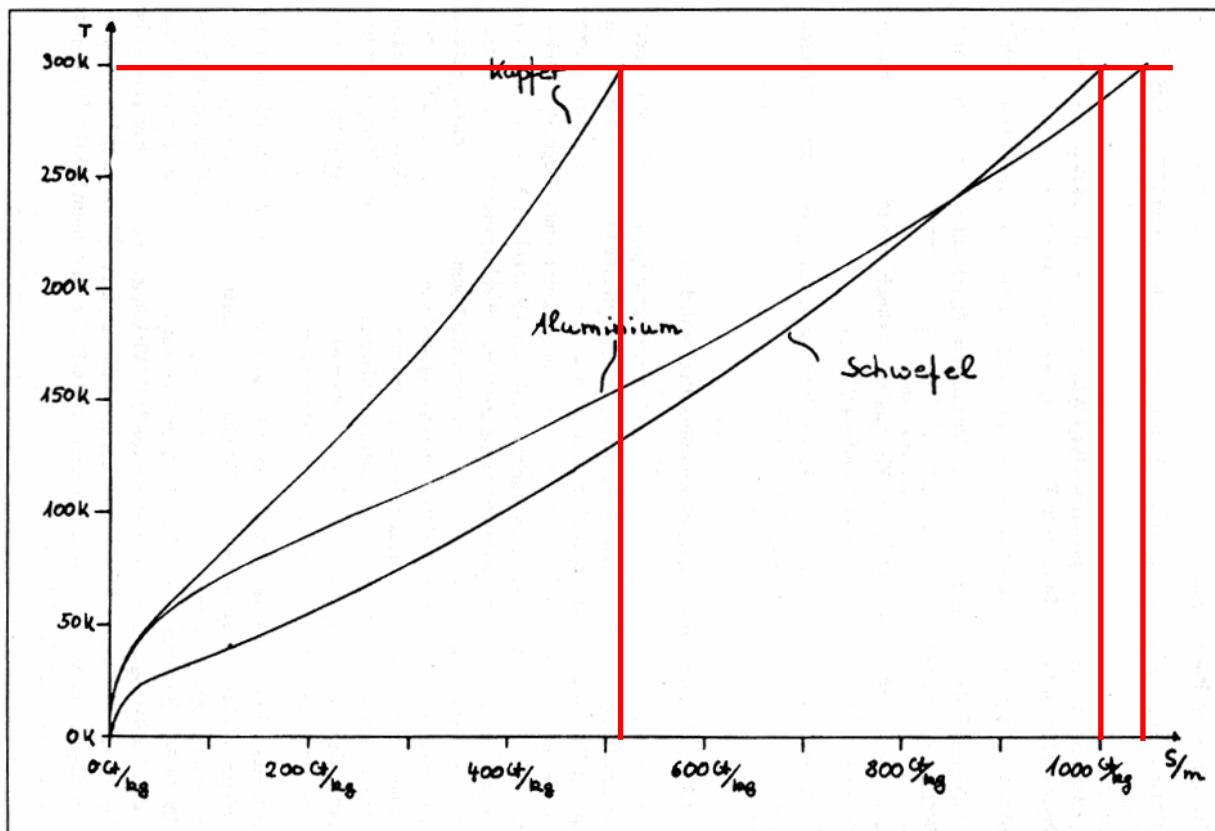


Abb. 11: Der Zusammenhang zwischen dem Entropieinhalt und der Temperatur für Kupfer, Aluminium und Schwefel - Vergleich bei gleicher Temperatur

Umgekehrt gilt aber auch, dass die Stoffe bei gleicher Temperatur unterschiedliche Entropiemengen enthalten. So befinden sich bei 300 K in 1 kg Aluminium rund 1050 Ct, in 1 kg Schwefel 1000 Ct und in 1 kg Kupfer sogar nur rund 510 Ct.

Die verschiedenen Körper können in erster Näherung mit Gefäßen verglichen werden, die mit einer Flüssigkeit gefüllt sind. Die Höhe des Flüssigkeitsstands entspricht der Temperatur. Es gibt unterschiedlich breite Gefäße, in denen sich verschiedene Flüssigkeitsmengen befinden müssen, wenn sie die gleiche Füllhöhe besitzen.

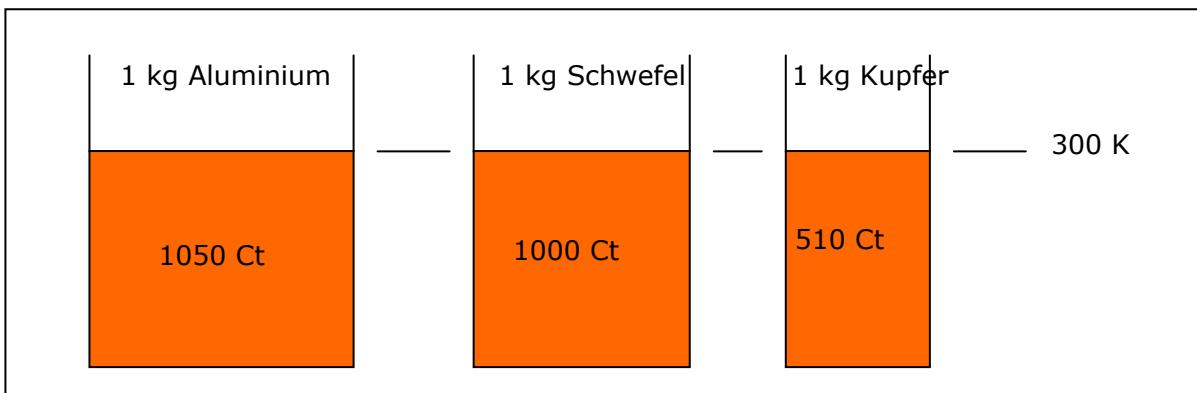
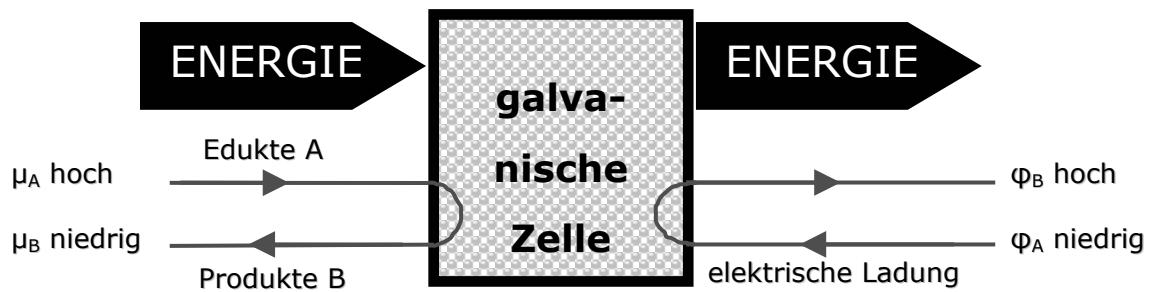
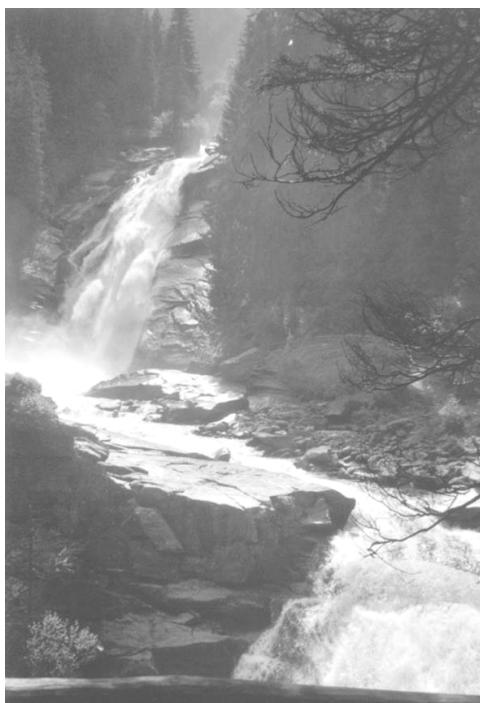


Abb. 12: Die drei „Behälter“ sind so mit Entropie gefüllt, dass sie die gleiche Temperatur haben. Dazu sind unterschiedlichen Entropiemengen nötig.

Im der vorangegangenen Unterrichtseinheit wurde die Energiebilanz der galvanischen Zelle näher betrachtet:



In die galvanische Zelle fließen energiereichere Stoffe als heraus. Die bei der chemischen Reaktion abgegebene Energie fließt mit der elektrischen Ladung aus der galvanischen Zelle heraus. Mit ihr kann man z.B. einen Elektromotor betreiben. Er stellt sich nun die Frage: wo bleibt die Energie, die durch die Reaktion zur Verfügung gestellt wird, wenn die Reaktion nicht in einer galvanischen Zelle, sondern völlig frei abläuft?



Um diese Frage zu beantworten, übertragen wir das Problem wieder in andere Gebiete der Physik:

Wo bleibt die Energie, wenn Wasser nicht über ein Kraftwerk von einem Berg ins Tal gelangt, sondern wie bei einem Wasserfall frei herunterfällt? Dies wurde bereits im vorangegangenen Unterricht behandelt: Das Wasser ist im Tal etwas wärmer als noch oben am Berg. Die Energie, die das Wasser beim Herunterfallen abgibt, befindet sich nachher auf dem Energieträger Entropie; Entropie, die allerdings vorher nicht da war, die vielmehr hier bei den enormen Reibungsvorgängen erzeugt wird.

Abb. 13: Bei einem Wasserfall wird Entropie erzeugt.



Abb. 14: In dem Draht wird Entropie erzeugt.

Wo bleibt die Energie, wenn die elektrische Ladung nicht über ein elektrisches Gerät vom Pluspol zum Minuspol einer Batterie gelangt, sondern über einen Draht? Auch dies wurde bereits vom vorangegangenen Unterricht behandelt: Der Draht wird heiß. Die Energie, die die elektrische Ladung beim Übergang vom hohen zum niedrigen elektrischen Potenzial abgibt, befindet sich nachher ebenfalls auf dem Träger Entropie; auch hier wird Entropie erzeugt.

Bei frei ablaufenden chemischen Reaktionen verhält es sich ganz analog. Auch bei diesen wird Entropie erzeugt. Die erzeugte Entropiemenge lässt sich wie in

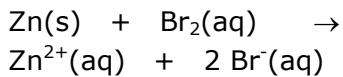
den vorherigen Beispielen berechnen. Ist E diejenige Energiemenge, die bei der ablaufenden Reaktion zur Verfügung gestellt wird, so gilt für den Zusammenhang zwischen E und der erzeugten Entropiemenge S_{erz} :

$$E = T \cdot S_{erz}$$

$$\Delta\mu \cdot n(R) = T \cdot S_{erz}$$

$$S_{erz} = \frac{\Delta\mu \cdot n(R)}{T}$$

Damit ist es nun möglich, die bei einer frei ablaufenden Reaktion erzeugte Entropiemenge zu berechnen. Für die bereits bekannte Reaktion von Zink mit Brom bei einem Umsatz von 1 mol unter Standardbedingungen gilt:



$$S_{erz} = \frac{\Delta\mu \cdot n(R)}{T}$$

$$S_{erz} = 354970 \text{ G} \cdot 1 \text{ mol} / 298 \text{ K} = 1191,17 \text{ Ct}$$

Dieser Wert übersteigt übrigens den Absolutwert des Entropieinhalts der Edukte um ein Vielfaches.

Im Unterricht kann man an dieser Stelle das Experiment noch einmal ablaufen lassen (Abb.15). Man stellt dann mit Hilfe eines Thermometers fest, dass nach der Reaktion die Temperatur der Lösung um einige Grad höher liegt als vorher. Dies ist zunächst nach den Vorüberlegungen auch zu erwarten, weil sich die neu erzeugte Entropie in den Produkten befindet.

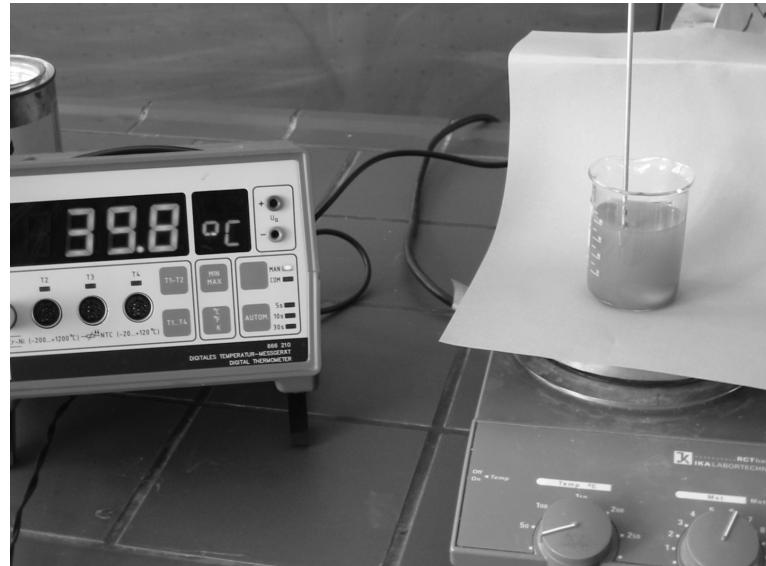
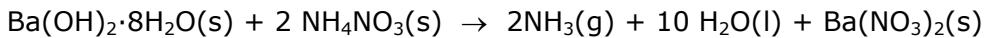


Abb. 15: Bei der Reaktion von Zink mit Brom wird Entropie erzeugt.

2.3.2 Endotherme und exotherme Reaktionen

Da bei jeder frei ablaufenden Reaktion Entropie erzeugt wird, stellt sich nun die Frage: Ist in einem solchen Fall die Temperatur der Produkte immer höher als die der Edukte?

Die Antwort heißt: in der Regel ja, aber es gibt auch Reaktionen, bei denen die Produkte kälter als die Edukte sind. Eine solche Reaktion wollen wir im Folgenden genauer untersuchen und für diese eine sorgfältige Entropiebilanz durchführen:



Für einen Umsatz von 1 mol und einer Temperatur von 298 K gilt:

$$\begin{aligned} S_{\text{Edukte}} &= 426,77 \text{ Ct} + 2 \cdot 151,08 \text{ Ct} = 728,93 \text{ Ct} \\ S_{\text{erz}} &= 38460 \text{ G} \cdot 1 \text{ mol} / 298 \text{ K} = 129,1 \text{ Ct} \end{aligned}$$

Für die Produkte steht demnach zur Verfügung:

$$S_{\text{ges}} = S_{\text{Edukte}} + S_{\text{erz}} = 728,93 \text{ Ct} + 129,1 \text{ Ct} = \underline{\underline{858,03 \text{ Ct}}}$$

Damit die Produkte Zimmertemperatur annehmen, wird aber die folgende Entropiemenge benötigt:

$$S_{\text{Produkte}} = 2 \cdot 192,34 \text{ Ct} + 10 \cdot 69,61 \text{ Ct} + 213,8 \text{ Ct} = \underline{\underline{1297,58 \text{ Ct}}}$$

Demnach steht für die Produkte nicht genug Entropie zur Verfügung, sie sind kälter als die Edukte. Pro mol Umsatz werden zusätzlich

$$S_{\text{zu}} = 1297,58 \text{ Ct} - 858,03 \text{ Ct} = 439,55 \text{ Ct} \text{ benötigt, die aus der Umgebung der Stoffe zufließen.}$$

Eine solche frei ablaufende Reaktion, bei der die Produkte zunächst kälter als die Edukte sind, bezeichnet man als **endotherme** Reaktion. Sind die Produkte auf einer höheren Temperatur als die Edukte, wie bei der Reaktion von Zink mit Brom, so nennt man die Reaktion **exotherm**.

Um beurteilen zu können, ob eine Reaktion endotherm oder exotherm verläuft, muss immer die vollständige Entropiebilanz durchgeführt werden.

In Unterricht überzeugen wir uns an dieser Stelle noch einmal davon, dass auch die korrekte Entropiebilanz bei unserer Reaktion von Zink mit Brom zu dem Schluss führt, dass diese Reaktion exotherm verläuft:



Für einen Umsatz von 1 mol und einer Temperatur von 298 K gilt:

$$\begin{aligned} S_{\text{erz}} &= 354970 \text{ G} \cdot 1 \text{ mol} / 298 \text{ K} = 1191,17 \text{ Ct} \\ S_{\text{Edukte}} &= 41,63 \text{ Ct} + 152,23 \text{ Ct} = 193,86 \text{ Ct} \end{aligned}$$

Für die Produkte steht demnach an Entropie zur Verfügung:

$$S_{\text{ges}} = S_{\text{Edukte}} + S_{\text{erz}} = 193,86 \text{ Ct} + 1191,17 \text{ Ct} = \underline{\underline{1385,03 \text{ Ct}}}$$

Um die Produkte auf Zimmertemperatur zu bringen, wird die folgende Entropiemenge benötigt:

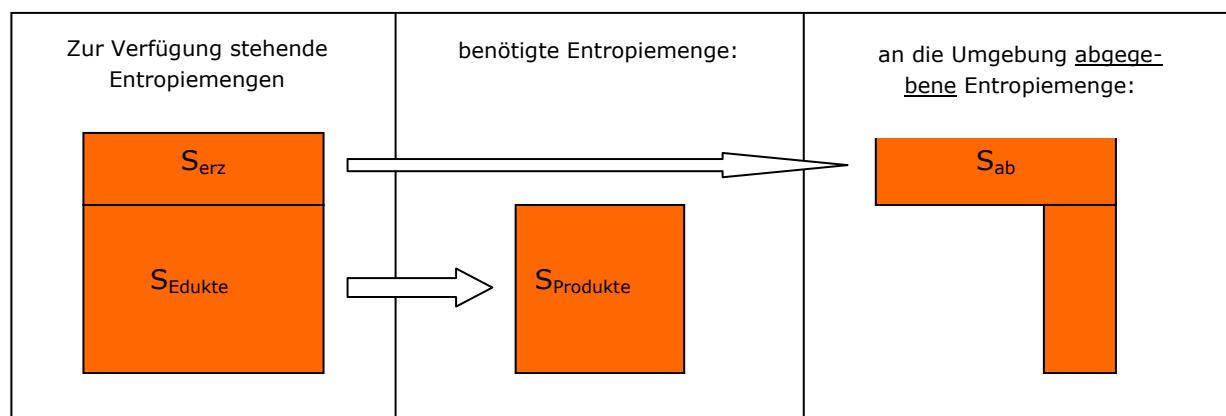
$$S_{\text{Produkte}} = -112,13 \text{ Ct} + 2 \cdot 82,42 \text{ Ct} = \underline{\underline{52,71 \text{ Ct}}}$$

Die Reaktion verläuft demnach exotherm; die folgende Entropiemenge wird an die Umgebung abgegeben:

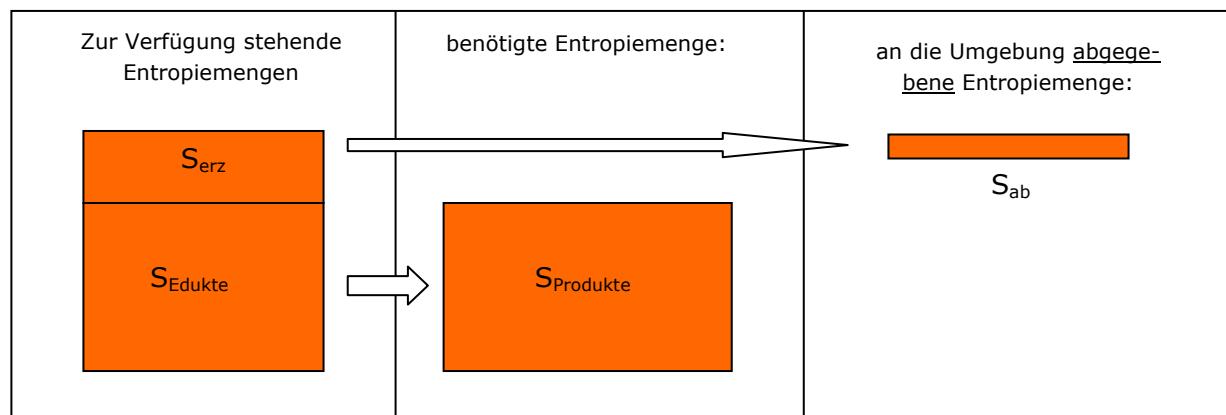
$$S_{ab} = 1385,03 \text{ Ct} - 52,71 \text{ Ct} = 1332,32 \text{ Ct}$$

Übersicht:

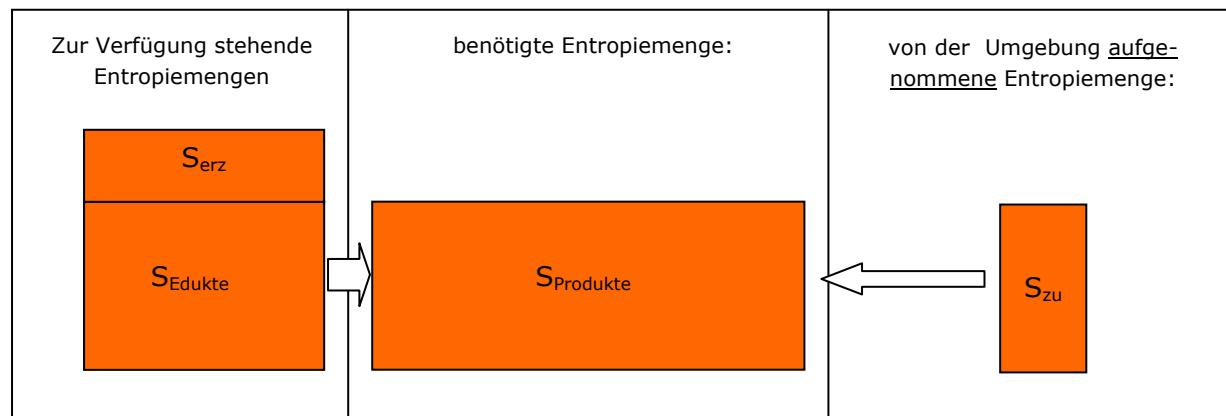
1) Entropiebilanz einer exothermen Reaktion:



oder:



2) Entropiebilanz einer endothermen Reaktion:



Praktikum 5: Wärmebilanz chemischer Reaktionen

Bei allen Versuchen Schutzbrille tragen! Abfallentsorgungsregeln beachten!

Aufgabe 1:

1. Teil: Es gibt chemische Reaktionen, bei denen die Produkte eine höhere Temperatur haben als die Edukte; solche Reaktionen bezeichnet man als exotherme Reaktionen. Haben die Edukte eine höhere Temperatur als die Produkte, so sagt man, die Reaktion verlaufe endotherm.

Führe folgende Versuche durch und unterscheide zwischen exothermen und endothermen Vorgängen. Alle Versuche werden in Reagenzgläsern durchgeführt; Temperaturänderungen werden erfasst und mit Hilfe eines Thermometers gemessen.

- Zu 5 mL verdünnter Salzsäure werden 5 mL verdünnte Natronlauge (Natriumhydroxidlösung) gegeben.
- Zu 5 mL verdünnter Salzsäure werden 3 Spatel Natriumhydrogencarbonat gegeben. (Achtung: starkes Aufschäumen! Schutzbrille!)



- Zu 2 Spatel weißem Kupfersulfat wird mit einer Pipette tropfenweise Wasser hinzugegeben.
- Zu 5 mL Wasser werden 5 Natriumhydroxidplätzchen gegeben; es wird mit einem Glasstab gerührt, bis sich eine Lösung gebildet hat.
- Zu 5 mL Wasser werden 3 Spatel Ammoniumnitrat gegeben; es wird mit einem Glasstab gerührt, bis sich eine Lösung gebildet hat.
- In einem Becherglas werden 50 mL Kupfersulfatlösung ($c = 1 \text{ mol/L}$) mit 0,05 mol Zinkpulver versetzt; mit einem Glasstab wird gerührt.

2. Teil: Berechne für die Experimente a. und b., wie viel Entropie den Stoffen zugeführt bzw. entzogen werden muss, damit sowohl die Edukte als auch die Produkte eine Temperatur von 298 K haben; der Reaktionsumsatz soll jeweils 1 mol betragen.

Benutze für deine Berechnungen die Tabellenwerte der chemischen Potenziale und der mola ren Entropiewerte.

Aufgabe 2:

Ermittle mit Hilfe der in der Tabelle angegebenen chemischen Potenziale und der molaren Entropiewerte, ob folgende Reaktionen exotherm oder endotherm verlaufen.

Anschließend soll experimentell überprüft werden, ob die Berechnungen schlüssig sind. Für eine grobe Abschätzung reicht es aus, die Temperatur der Edukte mit der Temperatur der Produkte zu vergleichen.

- a. In einem Becherglas werden 0,1 mol Calciumoxid mit 18 mL Wasser übergossen; mit einem Glasstab wird gerührt.
- b. In das feuchte Calciumhydroxid wird Kohlenstoffdioxid eingeleitet, welches in einem Gasentwickler erzeugt wird, indem man verdünnte Salzsäure auf Kalk tropfen lässt (siehe Abbildung). Bei der Reaktion zwischen Calciumhydroxid und Kohlenstoffdioxid entstehen Calciumcarbonat und Wasser.
- c. Jetzt wollen wir die Wärmebilanz für die Reaktion im Gasentwickler aufstellen, bei der Kohlenstoffdioxid durch die Umsetzung von Calciumcarbonat (Kalk) und Salzsäure entsteht.

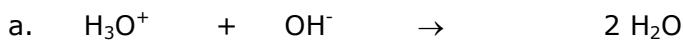


Auswertung:

1.

- 1.Teil a: exotherm; b: endotherm; c: exotherm; d: exotherm;
e: endotherm; f: exotherm.

2.Teil



$$\Delta\mu = [-237,18 \text{ kG} + (-157,29 \text{ kG})] - 2 \cdot (-237,18 \text{ kG}) = 79,89 \text{ kG}$$

$$\Delta\mu \cdot n(R) = T \cdot S_{\text{erz}}$$

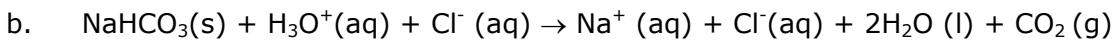
$$S_{\text{erz}} = 79890 \text{ G} \cdot 1 \text{ mol} / 298 \text{ K} = 268,08 \text{ Ct}$$

Diese Entropiemenge wird bei der frei ablaufenden Reaktion erzeugt.

$$S_{\text{zu/ab}} = S_{\text{erz}} + S_{\text{Edukte}} - S_{\text{Produkte}}$$

$$S_{\text{zu/ab}} = 268,08 \text{ Ct} + 59,16 \text{ Ct} - 2 \cdot 69,91 \text{ Ct} = 187,42 \text{ Ct}$$

Es ist ein Entropieüberschuss von 187,42 Ct vorhanden, welcher an die Umgebung abgeführt werden muss, damit die Produkte eine Temperatur von 298 K haben. Kann diese Entropiemenge nicht an die Umgebung abgegeben werden, so haben die Produkte eine höhere Temperatur als 298 K.



Für einen Umsatz von 1 mol und einer Temperatur von 298 K gilt:

$$S_{\text{Edukte}} = 102,09 \text{ Ct} + 69,91 \text{ Ct} + 56,48 \text{ Ct} = 228,48 \text{ Ct}$$

$$S_{\text{erz}} = 41570 \text{ G} \cdot 1 \text{ mol} / 298 \text{ K} = 139,50 \text{ Ct}$$

Für die Produkte steht demnach zur Verfügung:

$$S_{\text{ges}} = S_{\text{Edukte}} + S_{\text{erz}} = 228,48 \text{ Ct} + 139,50 \text{ Ct} = \underline{\underline{367,98 \text{ Ct}}}$$

Damit die Produkte aber Zimmertemperatur annehmen, wird aber die folgende Entropiemenge benötigt:

$$S_{\text{Produkte}} = 58,99 \text{ Ct} + 56,48 \text{ Ct} + 2 \cdot 69,61 \text{ Ct} + 213,64 \text{ Ct} = \underline{\underline{468,93 \text{ Ct}}}$$

Demnach steht für die Produkte nicht genug Entropie zur Verfügung, sie sind kälter als die Edukte. Pro mol Umsatz werden zusätzlich

$$S_{\text{zu}} = 468,93 \text{ Ct} - 367,98 \text{ Ct} = 100,95 \text{ Ct} \text{ benötigt, die aus der Umgebung zufließen.}$$



Für einen Umsatz von 1 mol und einer Temperatur von 298 K gilt:

$$S_{\text{erz}} = 55590 \text{ G} \cdot 1 \text{ mol} / 298 \text{ K} = 186,54 \text{ Ct}$$

$$S_{\text{Edukte}} = 39,75 \text{ Ct} + 69,91 \text{ Ct} = 109,66 \text{ Ct}$$

Für die Produkte steht demnach an Entropie zur Verfügung:

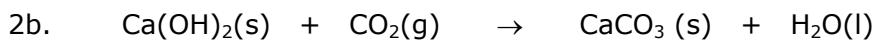
$$S_{\text{ges}} = S_{\text{Edukte}} + S_{\text{erz}} = 109,66 \text{ Ct} + 186,54 \text{ Ct} = \underline{\underline{296,2 \text{ Ct}}}$$

Um die Produkte auf Zimmertemperatur zu bringen, wird die folgende Entropiemenge benötigt:

$$S_{\text{Produkte}} = \underline{\underline{76,15 \text{ Ct}}}$$

Die Reaktion verläuft demnach exotherm; die folgende Entropiemenge wird an die Umgebung abgegeben:

$$S_{\text{ab}} = 296,2 \text{ Ct} - 76,15 \text{ Ct} = 220,05 \text{ Ct.}$$



Für einen Umsatz von 1 mol und einer Temperatur von 298 K gilt:

$$S_{\text{erz}} = 74820 \text{ G} \cdot 1 \text{ mol} / 298 \text{ K} = 251,07 \text{ Ct}$$

$$S_{\text{Edukte}} = 76,15 \text{ Ct} + 213,64 \text{ Ct} = 289,79 \text{ Ct}$$

Für die Produkte steht demnach an Entropie zur Verfügung:

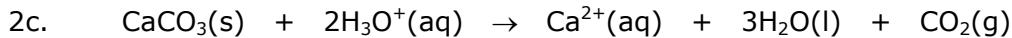
$$S_{\text{ges}} = S_{\text{Edukte}} + S_{\text{erz}} = 289,79 \text{ Ct} + 251,07 \text{ Ct} = \underline{\underline{540,86 \text{ Ct}}}$$

Um die Produkte auf Zimmertemperatur zu bringen, wird die folgende Entropiemenge benötigt:

$$S_{\text{Produkte}} = 92,88 \text{ Ct} + 69,91 \text{ Ct} = \underline{\underline{162,79 \text{ Ct}}}$$

Die Reaktion verläuft demnach exotherm; die folgende Entropiemenge wird an die Umgebung abgegeben:

$$S_{ab} = 540,86 \text{ Ct} - 162,79 \text{ Ct} = 378,07 \text{ Ct.}$$



Für einen Umsatz von 1 mol und einer Temperatur von 298 K gilt:

$$S_{erz} = 55820 \text{ G} \cdot 1 \text{ mol} / 298 \text{ K} = 187,31 \text{ Ct}$$

$$S_{Edukte} = 92,88 \text{ Ct} + 2 \cdot 69,91 \text{ Ct} = 232,7 \text{ Ct}$$

Für die Produkte steht demnach an Entropie zur Verfügung:

$$S_{ges} = S_{Edukte} + S_{erz} = 232,7 \text{ Ct} + 187,31 \text{ Ct} = \underline{420,01 \text{ Ct}}$$

Um die Produkte auf Zimmertemperatur zu bringen, wird die folgende Entropiemenge benötigt:

$$S_{Produkte} = -55,23 \text{ Ct} + 3 \cdot 69,91 \text{ Ct} + 213,64 \text{ Ct} = \underline{368,14 \text{ Ct}}$$

Die Reaktion verläuft demnach schwach exotherm; die folgende Entropiemenge wird an die Umgebung abgegeben:

$$S_{ab} = 420,01 \text{ Ct} - 368,14 \text{ Ct} = 51,87 \text{ Ct.}$$

Hinweis:

Für einige Ionen in wässriger Lösung findet man in der Tabelle negative molare Entropien, wie z.B. $S_m^0(\text{Ca}^{2+}\text{-Ionen}) = -55,23 \text{ Ct}$ - im Widerspruch zu der Regel, dass die Entropie eines Körpers nur positive Werte haben kann. Die negativen Zahlenwerte sind Folge einer Vereinfachung: Entropiebilanzen für Vorgänge, bei welchen gelöste Ionen vorkommen, lassen sich damit leichter und übersichtlicher aufstellen.

Jedes Ion zieht auf Grund seiner Ladung Wasserdipolmoleküle an und ist in wässriger Lösung von einer sogenannten Hydrathülle umgeben. Dabei ändert sich die molare Entropie des angelagerten Wassers: Die molare Entropie des Wassers einer Hydrathülle ist viel kleiner als die von „normalem“ Wasser. Diese Entropiemenge, die bei der Bildung der Hydrathülle abgegeben wird, hat man bei den Tabellenwerten für Ionen von der molaren Entropie der „nackten“ Ionen schon abgezogen (wobei sich dann manchmal negative Zahlenwerte ergeben). Der Vorteil dieser Vorgehensweise ist, dass man bei Reaktionsgleichungen die Wassermoleküle der Hydrathüllen nicht mehr dazuschreiben und rechnerisch berücksichtigen muss - die Reaktionsgleichungen sind einfacher und übersichtlicher.

2.4 „Frei umladbare Energie“ und „Heizenergie“

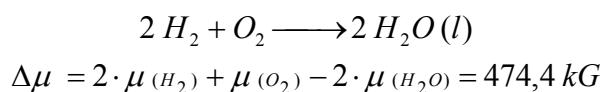
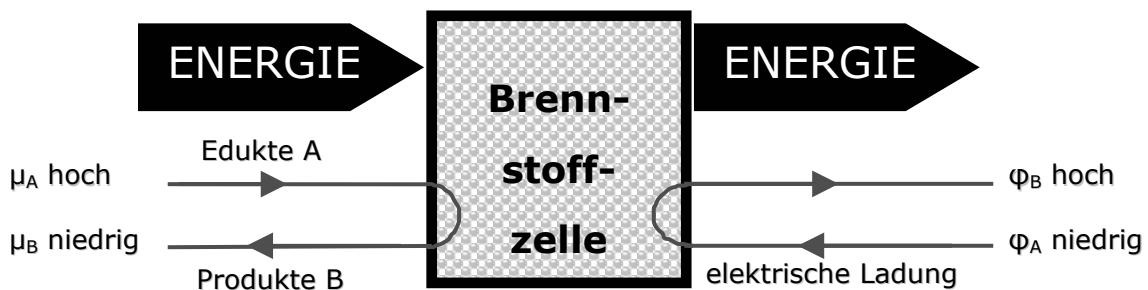
Zur Vertiefung des gelernten Stoffs bietet sich an, an Hand zweier Beispiele aus der Energietechnik den Unterschied zu verdeutlichen zwischen „frei umladbarer Energie“, die bei der energetischen Betrachtung der Brennstoffzellen die entscheidende Größe ist, und der mit dem Träger Entropie abgegebenen Energie, die bei Heizanlagen die entscheidende Größe ist. Die von uns gewählten Beispiele sollen den Schülern klar machen, wie wichtig die Unterscheidung zwischen „frei umladbarer Energie“ und „Heizenergie“ ist. Im nächsten Kapitel soll dann gezeigt werden, wie „frei umladbarer Energie“ und „Heizenergie“ miteinander verknüpft sind, und wie man zur Gibbs-Helmholtz-Gleichung gelangen kann.

Unser erstes Beispiel eilt der Zeit noch ein paar Jahre voraus: es setzt auf den Einsatz von Brennstoffzellen in der Haustechnik, im zweiten Beispiel geht es um eine Gas-Brennwertheizung welche allerdings mit Wasserstoff anstelle des üblichen Erdgases betrieben wird.

Beispiel 1: In einem Haus besteht ein täglicher Energiebedarf an elektrischer Energie von $E = 5 \text{ kWh} = 18\,000 \text{ kJ}$. Dieser Energiebedarf soll durch Einsatz einer H_2/O_2 -Brennstoffzelle gedeckt werden.

Frage: Welche Stoffmenge Wasserstoff (H_2 -Moleküle) muss hierzu mindestens umgesetzt werden?

Lösung:



Wir gehen von einer „idealen“ Brennstoffzelle aus:

$$E_{\text{hinein}} = E_{\text{heraus}}$$

$$\Delta\mu \cdot n_{(R)} = 18\,000 \text{ kJ}$$

$$n_{(R)} = \frac{18\,000 \text{ kJ}}{474,4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}} = 37,9 \text{ mol}$$

da $n_{(R)} = \frac{1}{2} n_{(\text{H}_2)}$ gilt, ergibt sich $n_{(\text{H}_2)} = 75,8 \text{ mol}$.

Es werden demnach 75,8 mol H_2 -Moleküle benötigt, um mit einer solchen Brennstoffzelle den elektrischen Energiebedarf von 18 000 kJ zu decken.

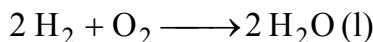
Beispiel 2: Ein Energiesparhaus, das mit einer Wasserstoff-Brennwertheizung auf eine Temperatur von 25°C geheizt wird, hat einen täglichen thermischen „Energieverlust“ von 18000 kJ.

Frage: Welche Stoffmenge an H₂-Molekülen muss täglich umgesetzt werden, damit die Temperatur im Haus nicht absinkt?

Hinweise: Bei der Betrachtung einer Heizanlage ist stets wichtig zu wissen, wie viel Entropie von der Heizung an die Wohnung abgegeben werden muss, um die „Wohlfühltemperatur“ trotz der durch Wände und Fenster abströmenden Entropie zu halten. Um die tabellierten Standardwerte zur Berechnung heranziehen zu können, haben wir die hohe „Wohlfühltemperatur“ 25°C gewählt. Die moderne Brennwertheizung wurde als Beispiel ausgewählt, damit auch hier als Reaktionsprodukt flüssiges Wasser entsteht und somit die gleichen Edukte und Produkte vorliegen wie in der Brennstoffzelle.

Lösung:

Für die von der Heizung in das Haus abgegebene Entropiemenge S_{ab} stellen wir bei einem Reaktionsumsatz von 1 mol die folgenden Berechnungen an:



$$S_{ab} = S_{erz} + S_{Edukte} - S_{Produkte}$$

$$S_{erz} = \frac{474,4 \text{ kG} \cdot 1 \text{ mol}}{298 \text{ K}} = 1591,95 \text{ Ct}$$

$$S_{Edukte} = 2 \cdot 130,57 \text{ Ct} + 205,03 \text{ Ct} = 466,17 \text{ Ct}$$

$$S_{Produkte} = 2 \cdot 69,91 \text{ Ct} = 139,82 \text{ Ct}$$

$$S_{ab} = 1590,95 \text{ Ct} + 466,17 \text{ Ct} - 139,82 \text{ Ct} = 1918,30 \text{ Ct}$$

Für die „Heizenergie“, d.h. die mit dieser Entropiemenge in das Haus abgegebene thermische Energie gilt:

$$E_{Heiz} = T \cdot S_{ab} = 298 \text{ K} \cdot 1918,30 \text{ Ct} = 571,65 \text{ kJ}$$

Die bei einem Reaktionsumsatz von 1 mol erhaltene thermische Energie reicht demnach noch nicht aus, um den Energiebedarf von 18 000 kJ zu decken. Man benötigt einen Umsatz von:

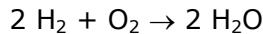
$$n(R) = \frac{18000 \text{ kJ}}{571,65 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}} = 31,5 \text{ mol}$$

und damit :

$$n(\text{H}_2) = 63 \text{ mol}$$

Der Vergleich der benötigten Wasserstoffmengen in den beiden Beispielen verblüfft zunächst: 63 mol H₂-Moleküle müssen verbrannt werden, um 18000 kJ „Heizenergie“ zu liefern, aber 75,8 mol H₂-Moleküle müssen in einer Brennstoffzelle umgesetzt werden, um 18000 kJ „elektrische Energie“ zu erhalten. Um das zu verstehen, müssen wir zwischen der bei chemischen Reaktionen **erzeugten** Entropie und der bei exothermen Reaktionen **abgegebenen** Entropie unterscheiden. 2 mol H₂ und 1 mol O₂ enthalten eine größere Entropiemenge als 2 mol H₂O (l).

Zwar verschwinden bei der Reaktion



die Edukte, ihre Entropie jedoch kann nicht verschwinden. Einen Teil der Entropie der Edukte übernimmt das entstehende Wasser, der andere Teil heizt zusätzlich zur erzeugten Entropie die Umgebung. Bei einer ideal funktionierenden Brennstoffzelle wird zwar keine Entropie erzeugt, aber dennoch ist ein Aufheizen der Brennstoffzelle unvermeidbar, da die Edukte entropiereicher sind als die Produkte. Bei der Brennstoffzelle sprechen die Techniker daher von der unvermeidbaren „Abwärme“, die durch ein Kühlssystem entsorgt werden muss oder bestenfalls zum Heizen verwendet werden kann.

2.5 Die Gibbs-Helmholtz-Gleichung

Die Gibbs-Helmholtz-Gleichung spielt im herkömmlichen Chemieunterricht der Kursstufe und in den Abituraufgaben eine wichtige Rolle. Aus diesem Grund stellen wir an dieser Stelle einen „Übergang“ zur Gibbs-Helmholtz-Gleichung vor, obwohl wir diese Gleichung in unserem Unterrichtsgang nicht benötigen.

Die Herleitung erfolgt an einem konkreten Beispiel, der Reaktion von Wasserstoff und Sauerstoff zu Wasser bei 1 mol Umsatz:



Findet diese Reaktion in einer „idealen“ Brennstoffzelle statt, so wird die folgende „frei umladbare“ Energiemenge zusammen mit elektrischer Ladung z.B. an einen Elektromotor abgegeben:

$$\Delta G = -\Delta\mu \cdot n(R)^1$$

In unserem Beispiel gilt: $\Delta G = -474,4 \text{ kJ} \cdot 1 \text{ mol} = -474,4 \text{ kJ}$

Da die Edukte mehr Entropie enthalten als die Produkte zum Erreichen der Zimmertemperatur benötigen, gibt die Brennstoffzelle auch thermische Energie ab:

$$-T \cdot (S_{\text{Edukte}} - S_{\text{Produkte}}) = -298 \text{ K} \cdot (466,17 \text{ Ct} - 139,82 \text{ Ct}) = -97,25 \text{ kJ}^1$$

Läuft die Reaktion nicht in einer Brennstoffzelle, sondern frei ab, so wird die Energiemenge ΔG zur Entropieerzeugung verwendet und die gesamte Energiemenge ΔH als „Heizenergie“ an die Umgebung abgegeben:

$$\Delta H = \Delta G - T \cdot (S_{\text{Edukte}} - S_{\text{Produkte}}) \quad (\text{Gl.1})$$

In unserem Beispiel gilt: $\Delta H = -(474,4 \text{ kJ} + 97,25 \text{ kJ}) = -571,65 \text{ kJ}$

Die Symbole H und G für die „Heizenergie“ und die „frei umladbare Energie“ wurden aus einem bestimmten Grund gewählt. Hinter ihnen verbergen sich die thermodynamischen Zustandsgrößen Enthalpie H und freie Enthalpie G.

¹ Das Minuszeichen ist eine Konvention: Es bedeutet, dass diese Energiemenge abgegeben wird.

Nach Umformung von Gl.1 und der Einführung der in der Chemie üblichen Symbole erhalten wir die sogenannte Gibbs-Helmholtz-Gleichung:

$$\Delta_R H = \Delta_R G + T \cdot (S_{\text{Produkte}} - S_{\text{Edukte}}) \quad (\text{Gl.2})$$

Die „Heizenergie“ in unserem Beispiel entspricht der „Reaktionsenthalpie $\Delta_R H$ “ und die „frei umladbare Energie“ der „freien Reaktionsenthalpie $\Delta_R G$ “.

Hinweis zur in der Chemie üblichen Terminologie:

$\Delta_R H_m$ wird als „molare Reaktionsenthalpie“ bezeichnet. Erfolgt der Energieaustausch unter Standardbedingungen ($T=298 \text{ K}$, $p=1013 \text{ hPa}$), so verwendet man das Symbol $\Delta_R H_m^0$ und nennt die Größe „molare Standardreaktionsenthalpie“. Die „frei umladbare Energie“ bekommt das Symbol $\Delta_R G$ (zu Ehren von J.W.Gibbs). In der wissenschaftlichen Terminologie wird $\Delta_R G_m$ als „molare freie Reaktionsenthalpie“ bezeichnet. $\Delta_R G_m^0$ wiederum nennt man „molare freie Standardreaktionsenthalpie“.

Für die „Abwärme“ $T \cdot (S_{\text{Produkte}} - S_{\text{Edukte}})$ verwendet man kein eigenes Symbol. Lediglich die Entropiedifferenz zwischen den Produkten und Edukten erhält wieder eine besondere Bezeichnung:

$$S_{\text{Produkte}} - S_{\text{Edukte}} = \Delta_R S$$

$\Delta_R S$ wird als „Reaktionsentropie“ bezeichnet. Entsprechend ist $\Delta_R S_m^0$ die molare Standardreaktionsentropie. Die Gibbs-Helmholtz-Gleichung findet sich in der chemischen Literatur meist in der Form

$$\Delta_R G_m^0 = \Delta_R H_m^0 - T \cdot \Delta_R S_m^0$$

Der Vorteil unserer Herleitung der Gibbs-Helmholtz-Gleichung liegt darin, dass man nicht die Wahrscheinlichkeit von Mikrozuständen mit der Enthalpie verrechnen muss, um zu einer Größe zu gelangen, die wiederum die Einheit der Energie besitzt und offensichtlich auf 2 Stellen hinter dem Komma genau angegeben werden kann.

Es sei noch einmal darauf hingewiesen, dass bei unserem Unterrichtsgang die klassische Formulierung der Gibbs-Helmholtz-Gleichung keine Rolle spielt, da ja unser ganzes Unterrichtskonzept auf dem von J.W.Gibbs eingeführten chemischen Potenzial beruht. Das Kapitel 2.5 dient dazu, unseren Unterrichtsvorschlag lehrplankompatibel zu machen, falls jemand diesen Unterrichtsgang in Baden-Württemberg in einem 4-stündigen Oberstufenchemiekurs verwenden möchte.

Um die Schülerinnen und Schüler auf das zentrale Chemie-Abitur vorzubereiten, müssen wir sie auf einige „Übersetzungsregeln“ hinweisen:

- Zum einen wird die Einheit des chemischen Potenzials in den üblichen thermodynamischen Tabellen in der Einheit kJ/mol angegeben, wobei $1 \text{ kG} = 1 \text{ kJ/mol}$ ist.
- Um den Antrieb einer chemischen Reaktion zu beschreiben, benutzen wir die Größe $\Delta\mu$. Es gilt $\Delta\mu = \mu(\text{Edukte}) - \mu(\text{Produkte})$. So gelangen wir zu der leicht verständlichen Formulierung: „Der Antrieb einer chemischen Reaktion ist um so größer, je größer die chemische Potenzialdifferenz ist“. Traditionellerweise wird der Antrieb einer chemischen Reaktion durch die molare freie Reaktionsenthalpie beschrieben. Sie ist die Differenz zwischen der molaren freien Bildungsenthalpie der Produkte und der molaren freien Bildungsenthalpie der Edukte:

$$\Delta_R G_m^0 = \Delta_f G_m^0 (\text{Produkte}) - \Delta_f G_m^0 (\text{Edukte})$$

Jetzt lautet der entsprechende Satz: „Der Antrieb einer chemischen Reaktion ist um so größer, je kleiner die molare freie Reaktionsenthalpie ist“. Es gilt für Prozesse, die sowohl isobar als auch isotherm sind:

$$\Delta\mu = - \Delta_R G_m^0 .$$

In den thermodynamischen Tabellenwerken findet man an Stelle des chemischen Potenzials μ die molare freie Standardbildungsenthalpie $\Delta_f G_m^0$.

- Noch ein paar Worte zu der üblicherweise angegebenen Einheit der Entropie. Normalerweise verwendet man dafür die abgeleitete Einheit J/K und gibt diesem wichtigen Energieträger nicht (so wie wir es gemacht haben) eine eigene Einheit.
- Für die Schülerinnen und Schüler ist es hilfreich, wenn noch einmal folgende Gleichungen gegenübergestellt werden:

$$E = U \cdot Q$$

$$E = \Delta\mu \cdot n(R)$$

$$E = T \cdot S$$

oder

$$P = U \cdot I$$

$$P = \Delta\mu \cdot I_n$$

$$P = T \cdot I_s$$

Die zugehörigen Einheiten:

$$1 \text{ J} = 1 \text{ V} \cdot 1 \text{ C}$$

$$1 \text{ J} = 1 \text{ G} \cdot 1 \text{ mol}$$

$$1 \text{ J} = 1 \text{ K} \cdot 1 \text{ Ct}$$

oder

$$1 \text{ W} = 1 \text{ V} \cdot 1 \text{ A}$$

$$1 \text{ W} = 1 \text{ G} \cdot 1 \text{ mol/s}$$

$$1 \text{ W} = 1 \text{ K} \cdot 1 \text{ Ct/s}$$

Während in der Elektrizitätslehre Spannung, Ladung und Stromstärke eine eigene Einheit bekommen ist dies in der physikalischen Chemie leider unüblich, so dass man gewöhnlich folgende Einheiten vorfindet:

$$1 \text{ J} = 1 \text{ V} \cdot 1 \text{ C}$$

$$1 \text{ J} = 1 \text{ J/mol} \cdot 1 \text{ mol}$$

$$1 \text{ J} = 1 \text{ K} \cdot 1 \text{ J/K}$$

oder

$$1 \text{ W} = 1 \text{ V} \cdot 1 \text{ A}$$

$$1 \text{ W} = 1 \text{ J/mol} \cdot 1 \text{ mol/s}$$

$$1 \text{ W} = 1 \text{ K} \cdot 1 \text{ J/K}\cdot\text{s}$$

Für den 4-stündigen Oberstufenzirkus bieten sich an dieser Stelle Praktika der nachfolgenden Art an, um für die üblichen Abiturfragen, dieses Themas betreffend, gerüstet zu sein.

Praktikum 6: Wärmebilanz chemischer Reaktionen

Bei allen Versuchen Schutzbrille tragen! Abfallentsorgungsregeln beachten!

Hinweis:

Bei diesem Praktikum werden exotherme Reaktionen untersucht. Hierbei wird der Schwerpunkt auf die Energieabgabe mit dem Energieträger Entropie gelegt. Die mit Entropie abgegebene Energiemenge wird als Reaktionsenthalpie bezeichnet. Dabei gilt: $\Delta_R H = -T \cdot S_{ab}$ bzw. bei molaren Umsätzen unter Standardbedingungen $\Delta_R H_m^0 = -298 K \cdot S_{ab}$ wobei S_{ab} die Einheit Ct/mol bzw. $J/K \cdot mol$ erhält. Da es in der Chemie wichtig ist, schnell entscheiden zu können, ob eine Reaktion exotherm oder endotherm verläuft, werden in den gängigen thermodynamischen Tabellen die molaren Standardbildungsenthalpien $\Delta_f H_m^0$ angegeben. Es gilt: $\Delta_R H_m^0 = \Delta_f H_m^0(\text{Produkte}) - \Delta_f H_m^0(\text{Edukte})$ und somit verläuft eine Reaktion unter Standardbedingungen exotherm, wenn $\Delta_R H_m^0 < 0 \text{ kJ/mol}$ ist.

Aufgabe 1:

In einem Styroporbecher werden 100 mL Natriumhydroxidlösung ($c = 1 \text{ mol/L}$) mit 100 mL Salzsäure ($c = 1 \text{ mol/L}$) zur Reaktion gebracht. Beide Lösungen sollen sich vor der Reaktion auf der gleichen Temperatur, und zwar Zimmertemperatur, befinden. Nach dem Zusammengießen wird die Temperatur unter ständigem Rühren alle 30 Sekunden abgelesen; der Temperaturverlauf über 5 Minuten soll grafisch dargestellt werden. Aus dem Temperaturverlauf wird die Temperaturerhöhung ΔT ermittelt.

- Die Energiemenge, die bei dieser Reaktion mit dem Träger Entropie freigesetzt wird, nennt man Neutralisationsenthalpie und erhält das Symbol ΔH . Unter der Annahme, sowohl die Dichte als auch die spezifische Wärmekapazität der entstandenen Salzlösung unterscheide sich nur geringfügig von den Werten für Wasser, lässt sich die Neutralisationsenthalpie näherungsweise bestimmen. Formuliere einen Lösungsansatz und erläutere deine zu Grunde liegenden Ideen.
- Einen genaueren Wert für die Neutralisationsenthalpie erhält man, wenn die so genannte Wärmekapazität des Styroporbechers mit berücksichtigt wird. Die Wärmekapazität des Styroporbechers wird ermittelt, indem 100 mL Wasser der Temperatur T_1 mit 100 mL Wasser der Temperatur T_2 im Styroporbecher gemischt werden und die Mischungstemperatur T_{Misch} gemessen wird. Die Mischungstemperatur T_{Misch} ist kleiner als der Mittelwert von T_1 und T_2 , da ein Teil der freigesetzten Energie zum Erwärmen des Styroporbechers dient. Ermittle aus den gemessenen Temperaturen die Wärmekapazität des Styroporbechers und korrigiere darauf hin den Wert für die zu ermittelnde Neutralisationsenthalpie.
- Bei unserem Experiment wurden 0,1 mol Salzsäure mit 0,1 mol Natriumhydroxid umgesetzt. Der in der Literatur tabellierte Wert für die Neutralisationsenthalpie bezieht sich jedoch immer auf den Umsatz von 1 mol Salzsäure mit 1 mol Natriumhydroxid und wird molare Neutralisationsenthalpie genannt und erhält das Symbol ΔH_m . Vergleiche den Literaturwert von $\Delta H_m = 56 \text{ kJ/mol}$ mit deinem ermittelten Wert und führe eine Fehlerabschätzung durch.

Aufgabe 2:

- Eisensulfid hat die Formel FeS . Zu seiner Herstellung sollen Eisen [$n(\text{Fe}) = 0,05 \text{ mol}$] mit Schwefel [$n(\text{S}) = 0,05 \text{ mol}$] zur Reaktion gebracht werden. Hierzu vermischte man das Eisenpulver mit dem Schwefel intensiv in einem Mörser, füllt das Gemisch in ein Reagenzglas und aktiviert die Reaktion mithilfe einer glühenden Stricknadel. Achtung: Das Reagenzglas, in welchem die Reaktion durchgeführt werden soll, wird mit einer Klemme an einem Stativ befestigt. Unter das Reagenzglas wird eine mit Sand gefüllte Schale gestellt.
 - Notiere deine Beobachtungen.
 - Formuliere die Reaktionsgleichung.

- Berechne die chemische Potenzialdifferenz
 - Was bedeutet das Berühren des Reaktionsgemisches mit der glühenden Stricknadel bezüglich des Reaktionswiderstands
- b. Jetzt soll die unter 2A beschriebene Reaktion zwischen Eisen und Schwefel in einem Kalorimeter durchgeführt werden, um die bei der frei ablaufenden Reaktion an das Kalorimeter + Kalorimeterwasser abgegebene Energiemenge quantitativ zu bestimmen. Hierzu benötigt man ein Thermometer, mit dem die Temperatur auf Zehntelgrad genau abgelesen werden kann. Weiterhin benötigen wir ein Thermosgefäß, welches mit Wasser gefüllt ist; das Wasservolumen und die Wassertemperatur werden möglichst genau ermittelt. Als Reaktionsgefäß benötigen wir ein Quarzreagenzglas, welches in das mit Wasser gefüllte Kalorimeter mindestens soweit eintaucht, dass die Reaktionszone deutlich unter dem Wasserniveau liegt. (Hier muss ein teures Quarzreagenzglas verwendet werden, da normale Reagenzgläser unter diesen Reaktionsbedingungen meistens springen!) Weiterum wird die Reaktion mithilfe einer glühenden Stricknadel aktiviert und unter ständigem Rühren der Temperaturverlauf aufgenommen. Aus dem Temperaturverlauf ermitteln wir die maximale Temperaturerhöhung.
- Wie lässt sich aus der ermittelten Temperaturerhöhung auf die, bei der Reaktion abgegebene Energiemenge schließen, wenn man weiß, dass 4,18 J nötig sind, um die Temperatur von 1 g Wasser um 1 K zu erhöhen
 - Nicht nur das Wasser im Kalorimeter nimmt Energie auf, sondern auch das Kalorimetergefäß selbst. Durch welches Zusatzexperiment lässt sich die Energiemenge ermitteln, die nötig ist, die Temperatur des Kalorimetergefäßes um 1 K zu erhöhen?
 - Nenne weitere Faktoren, welche die Genauigkeit unseres Versuchsergebnisses beeinträchtigen.
 - Rechne hoch, welche Energiemenge bei einem Reaktionsumsatz $n(R) = 1 \text{ mol}$ freigesetzt wird.

Aufgabe 3:

Die Reaktion zwischen Kohlenstoff und Sauerstoff ist eine exotherme Reaktion. Die mit dem Träger Entropie abgegebene Energiemenge wird Verbrennungsenthalpie genannt und soll in einem Verbrennungskalorimeter (siehe Abbildung) bestimmt werden. Ein ca. 1 Gramm schweres Holzkohlestückchen (Masse muss exakt gemessen und notiert werden!) wird in einem Verbrennungskalorimeter verbrannt.

- Formuliere die Reaktionsgleichung.
- Wie groß ist der Umsatz der Reaktion?
- Welche Messungen müssen durchgeführt werden, um mit Hilfe des abgebildeten Kalorimeters die an das Kalorimeter + Wasser abgegebene Energiemenge zu bestimmen? Führe die Messungen durch und ermittle die abgegebene Energiemenge für einen Reaktionsumsatz $n(R) = 1 \text{ mol}$.



3 Literaturliste

1. Franz Kranzinger, Umsetzungsbeispiele zu den Bildungsstandards Physik (Impuls, elektrisches Potenzial), LEU-Heft Ph 38.1
2. Dieter Plappert, Umsetzungsbeispiele zu den Bildungsstandards Physik (Wahrnehmung und Messung, Strukturen und Analogien, Elektrizitätslehre, Entropie), LEU-Heft Ph 38.2
3. Friedrich Herrmann, Der Karlsruher Physikkurs, Sekundarstufe 1, Band 1, 2 und 3
4. Friedrich Herrmann, Der Karlsruher Physikkurs, Sekundarstufe 2, Band 2
5. Robert C. Weast, Handbook of Chemistry and Physics, 1st Student Edition, CRC Press
6. Georg Job, Antrieb chemischer Reaktionen, MNU 57/4 (1.6.2004), Seite 223-230
7. Dieter Plappert, Physikalische Konzepte angewandt auf chemische Reaktionen, PdN-PhiS, 3/54, Jg. 2005, S. 13-17
8. Petra Morawietz, Wärmelehre und physikalische Chemie – ein Unterrichtsvorschlag für die Sekundarstufe I, Dissertation 1991
9. G.H. Aylward, T.J.V. Findlay, Datensammlung Chemie in SI-Einheiten, Wiley-VCH
10. Claudia Synowietz, Klaus Schäfer, Chemie-Kalender, Springer Verlag

Anhang A: Der chemische Energieträgerkreis (Dieter Plappert)

A 1 Einleitung

In einem kumulativ aufgebauten Physikunterricht spielen wenige grundlegende Konzepte eine zentrale Rolle, die in möglichst vielen Bereichen angewandt werden können. Wie ausführlich in [1], [2] und [3] beschrieben, sind hierfür das „Energie-Träger-Konzept“ und das „Strom-Antrieb-Konzept“ geeignet. Mithilfe des neu konzipierten „chemischen Energie-Träger-Stromkreis“ gelingt es den Schülerinnen und Schülern durch diese Konzepte auf Anhieb, entscheidende Verbindungen zwischen der Physik und der Chemie zu finden. Dieser Stromkreis kann als bildhaftes Beispiel für die vielen lokalen und globalen Stoffkreisläufe stehen, die in Biologie, Chemie und Geographie mit Energietransporten verbunden sind.

A 2 Das „Energie-Träger-Konzept“

Energie strömt nie allein, bzw. wird nie allein ausgetauscht, sondern immer mit einer zweiten physikalischen Größe zusammen. Diese zweite Größe kennzeichnet die „äußere Erscheinungsform“ des Energietransports. Um die Energie klar von den begleitenden Größen zu unterscheiden, wurde der in Abbildung 1 dargestellte Versuchsaufbau [4] entwickelt, durch den die Schülerinnen und Schüler diesen Unterschied bildhaft erleben können: Eine mit einem Netzgerät verbundene Pumpe (1) treibt Wasser an, das Wasser einen „Wassergenerator“ (3) und dieser einen elektrischer „Lüfter“ (4). Da ein Propeller zum Antrieb Energie benötigt, kann der „Weg“ der Energie zurückverfolgt werden: sie kommt vom „Wassergenerator“, von der Pumpe, vom Netzgerät bzw. von einem Kraftwerk,.... Die Energie ist das, was durch alle Stationen hindurch geht.

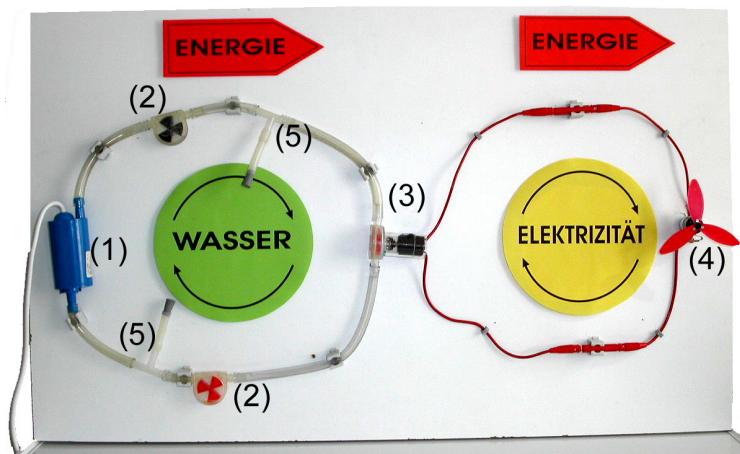
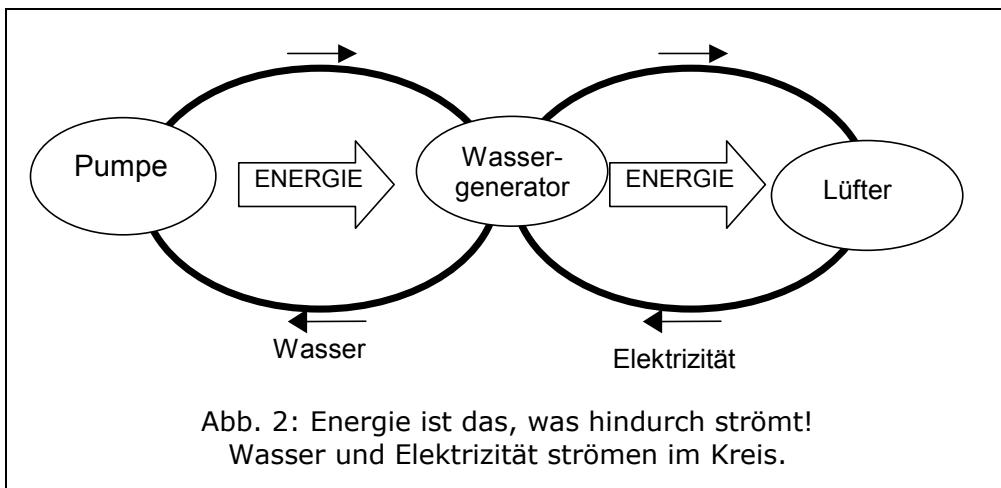


Abb. 1: Der Energie-Träger-Stromkreis

Dies wird durch die Energiepfeile symbolisiert (Abb. 2). Auf diese Weise wird der „Erhaltungsaspekt“ der Energie betont. Das Wasser und die Elektrizität nehmen dagegen *andere Wege*: sie strömen im Kreis. Deshalb werden zwischen Pumpe und Turbine *zwei* Schläuche, zwischen Generator und Lüfter *zwei* Kabel benötigt. Dass die Energie und die zweite am Energietransport beteiligte physikalische Größe *unterschiedliche Wege* nehmen, ist ein entscheidendes Kriterium, durch das wir die Energie von den sie begleitenden Größen unterscheiden können. Die Tatsache, dass Energie nie alleine strömen kann, sondern immer zusammen mit einer zweiten Größe strömen muss, können wir durch das „Energie-Träger-Bild“ verbildlichen. Die zweite physikalische Größe hat die Aufgabe eines „Energieträgers“: in der

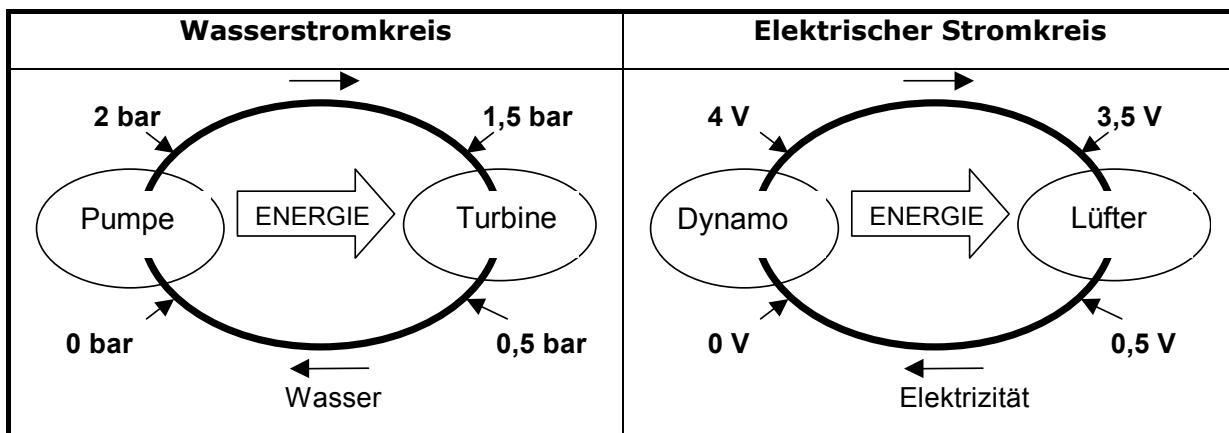
Pumpe wird Energie auf den Energieträger Wasser, im Generator auf den Energieträger Elektrizität geladen. Das Wasser bzw. die Elektrizität transportieren die Energie zum Wassergenerator bzw. zum Lüfter. Dort wird sie auf einen nächsten Energieträger „umgeladen“. Das Wasser bzw. die Elektrizität strömen durch die zweite Verbindung zurück, um von Neuem mit Energie beladen zu werden.



Fragen wie: „Worin unterscheidet sich eigentlich das Wasser in Abbildung 1 vor und nach dem Wassergenerator?“ „Worin unterscheidet sich die Elektrizität vor und nach dem Lüfter?“ führen zu den Begriffen „Druck p “ und „elektrisches Potenzial φ “. Beide physikalische Größen haben eine analoge Bedeutung: sie geben an, wie viel Energie von dem jeweiligen Energieträger transportiert wird. Ihre Differenz Δp bzw. $\Delta\varphi$ gibt an, wie viel Energie in einem System vom Wasser bzw. von der Elektrizität aufgeladen, bzw. abgeladen wird. In der angegebenen Literatur wird ausführlich dargelegt, wie diese im Anfängerunterricht bildhaft eingeführten Konzepte im weiterführenden Unterricht immer weiter geschärft und präzisiert werden können.

Wasserstromkreis	Elektrischer Stromkreis
Es strömt Energie von der Pumpe zur Turbine.	Es strömt Energie vom Dynamo zum Motor.
Das Wasser ist der Energieträger.	Die Elektrizität ist der Energieträger
Die Pumpe belädt das Wasser mit Energie.	Der Dynamo belädt die Elektrizität mit Energie
Die Turbine lädt Energie vom Wasser ab.	Der Motor lädt Energie von der Elektrizität ab.
Die Druckdifferenz Δp gibt an, wie viel Energie in einem Umlader auf bzw. vom Wasser abgeladen wird.	Die Differenz des el. Potentials $\Delta\varphi = U$ (el. Spannung) gibt an, wie viel Energie in einem Umlader auf bzw. von der Elektrizität abgeladen wird.
Die Energiestromgleichung $I_E = \Delta p \cdot I_W$ gibt die Stärke des Energiestroms an, der in einem Umlader mit einem Wasserstrom verbunden bzw. von einem Wasserstrom getrennt wird.	Die Energiestromgleichung $I_E = U \cdot I_Q$ gibt die Stärke des Energiestroms an, der in einem Umlader mit einem elektrischen Strom verbunden bzw. von einem elektrischen Strom getrennt wird.

Das Energie-Träger-Konzept



Hinweis: Die angegebenen Werte des Drucks beziehen sich auf den am „Eingang“ der Pumpe gewählten Nullpunkt. Der Druck nimmt längs des Leiters ab, da wir hier von Schläuchen mit nicht zu vernachlässigendem Widerstand ausgehen.

Hinweis: Die angegebenen Werte des elektrischen Potenzials beziehen sich auf den am „Eingang“ des Dynamos gewählten Nullpunkt. Das elektrische Potenzial nimmt längs des Leiters ab, da wir hier von Kabeln mit nicht zu vernachlässigendem Widerstand ausgehen.

Abb. 3: Die Analogie von Wasserstrom- und elektrischem Stromkreis

A 3 Chemische Energieträger

Mit dem neu konzipierten chemischen Energie-Träger-Stromkreis, kann nun die Brücke zur Chemie geschlagen werden. Der in Abbildung 1 abgebildete hydraulische Stromkreis wird ersetzt durch einen „chemischen Stromkreis“, der aus einem Elektrolyseur (1), einer Brennstoffzelle (2) und den zugehörigen Verbindungsschläuchen besteht (Abb. 4). In einem einführenden Versuch ist der Elektrolyseur an einem Netzgerät angeschlossen. Kurze Zeit nach dem Einschalten beginnt sich der Lüfter zu drehen. Die Schülerinnen und Schüler können nun beginnen die zuvor am „hydraulischen Energie-Träger-Stromkreis“ erarbeiteten physikalischen Begriffe und Konzepte auf diesen neuen Stromkreis zu übertragen: die Energie strömt von Netzgerät zum Elektrolyseur, zur Brennstoffzelle, zum Lüfter... Das Neue an dem veränderten Energie-Träger-Stromkreis kann nun im Einzelnen betrachtet und erläutert werden: im Elektrolyseur entstehen zwei Gase, Wasserstoff und Sauerstoff, diese werden getrennt, durch zwei Schläuche, zur Brennstoffzelle geleitet. Durch den unteren Schlauch, der die Brennstoffzelle mit dem Elektrolyseur verbindet, strömt Wasser zum Elektrolyseur zurück. Der hinströmende Wasserstoff und Sauerstoff und das zurückströmende Wasser spielen bei diesem Stromkreis die Rolle des Energieträgers: im Elektrolyseur werden Wasserstoff und Sauerstoff gebildet, dabei werden die beiden Stoffe zusammen mit der Energie beladen, die sie in der Brennstoffzelle wieder abgeben. Diese wird dann von dort mithilfe der Elektrizität weitertransportiert. Für den Energietransport zwischen Elektrolyseur und Brennstoffzelle werden im Gegensatz zu allen bisher im Unterricht behandelten Beispielen nicht nur ein „Stoff“ sondern drei verschiedene Substanzen benötigt. Diese hängen durch chemische Reaktionen miteinander zusammen.

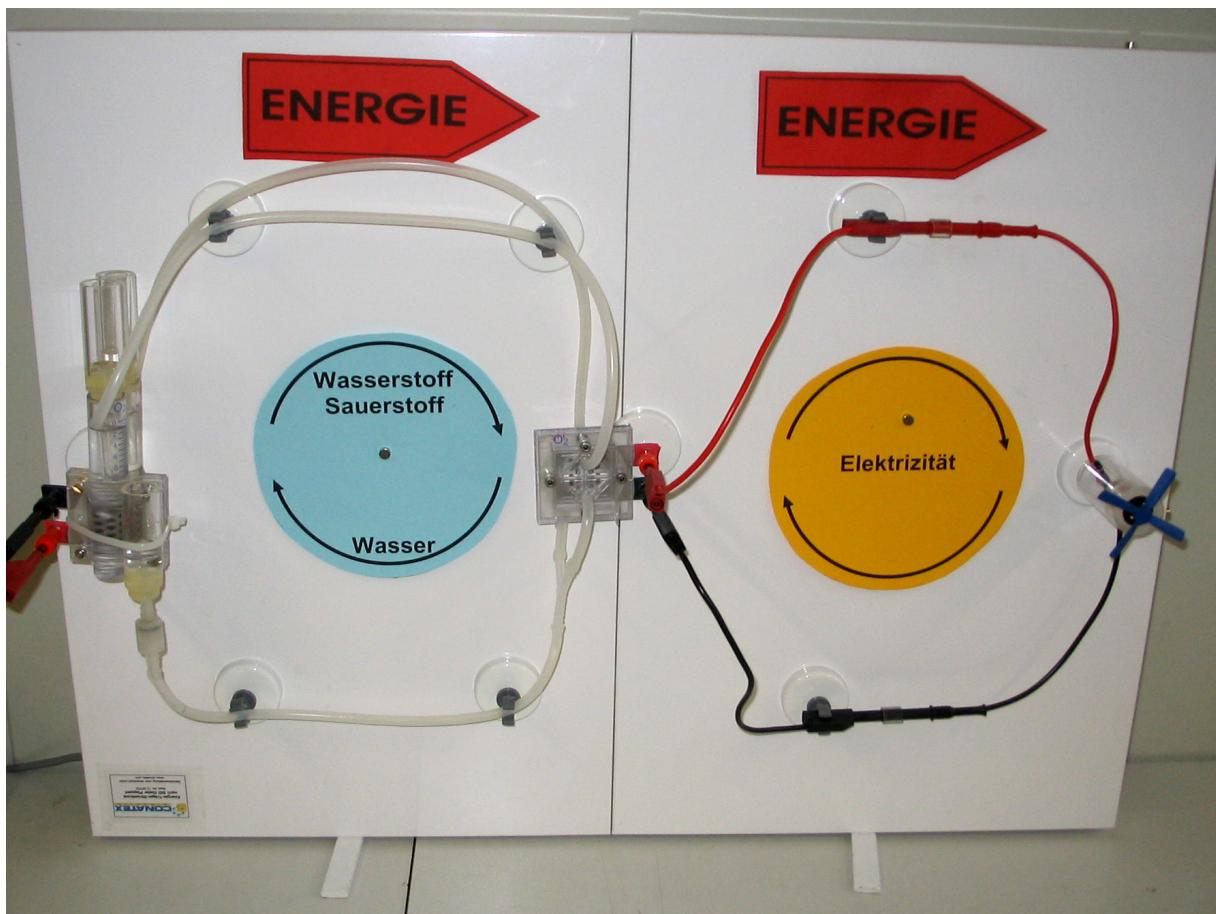


Abb. 4: Der chemische Energie-Träger-Stromkreis

(1) beim Elektrolyseur

(2) bei der Brennstoffzelle

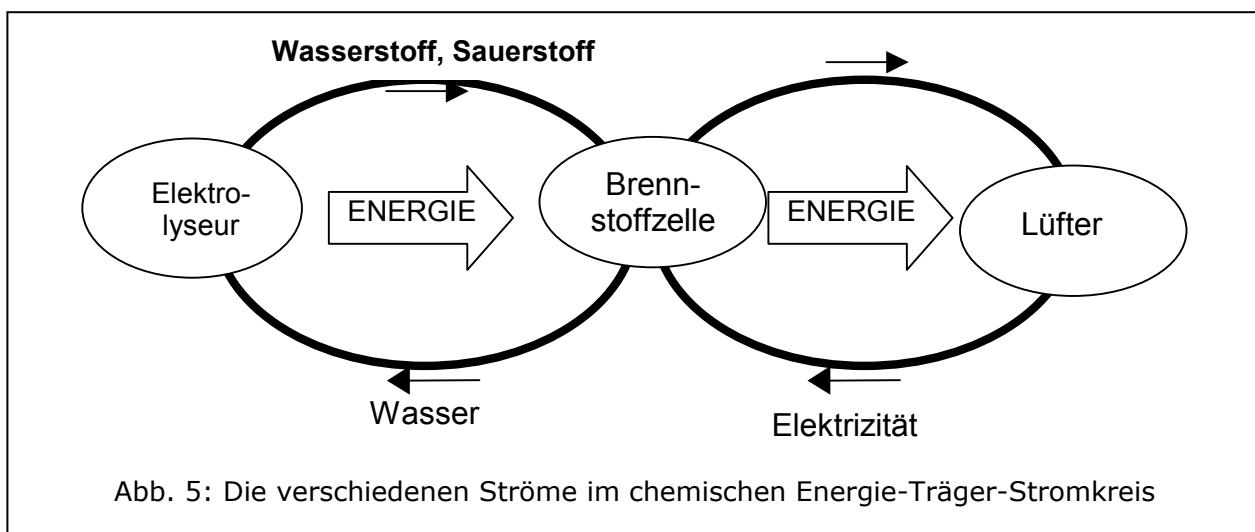


Abb. 5: Die verschiedenen Ströme im chemischen Energie-Träger-Stromkreis

Anmerkungen

- Wie die Brücke zur Chemie im Einzelnen geschlagen wird, kann ist ausführlich in diesem Heft dargestellt, insbesondere, wie mol als Maßeinheit der Stoffmenge und die Umsatzrate als die der Wasserstrom- und elektrischen Stromstärke analoge Größe eingeführt werden können.
- Durch den dargestellten Aufbau des chemischen Energie-Träger-Stromkreises kann nicht nur die Analogie zu den anderen Energietransporten hergestellt, sondern der Systemgedanke verdeutlicht werden: Elektrolyseur und Brennstoffzelle stehen durch Hin- und Rückleitung miteinander in Verbindung. Der hinfließende Wasserstoff und Sauerstoff und das zurückfließende Wasser bilden einen Stoffkreislauf, durch den Energie transportiert wird. Dass zur Erzeugung des Wasserstoffs Energie benötigt wird, die immer auch irgendwo her kommen muss, ist ein Aspekt, der oft, beispielsweise bei der Beschreibung der Wasserstofftechnologie, im Hintergrund verbleibt.
- Der chemische Energie-Träger-Stromkreis kann im Unterricht für die Schülerinnen und Schüler ein grundlegendes Beispiel für die Vielzahl der Stoffkreisläufe werden, die in Natur und Technik mit Energietransporten verbunden sind. Abbildung 7 zeigt vereinfacht den Nahrungskreislauf des Menschen.

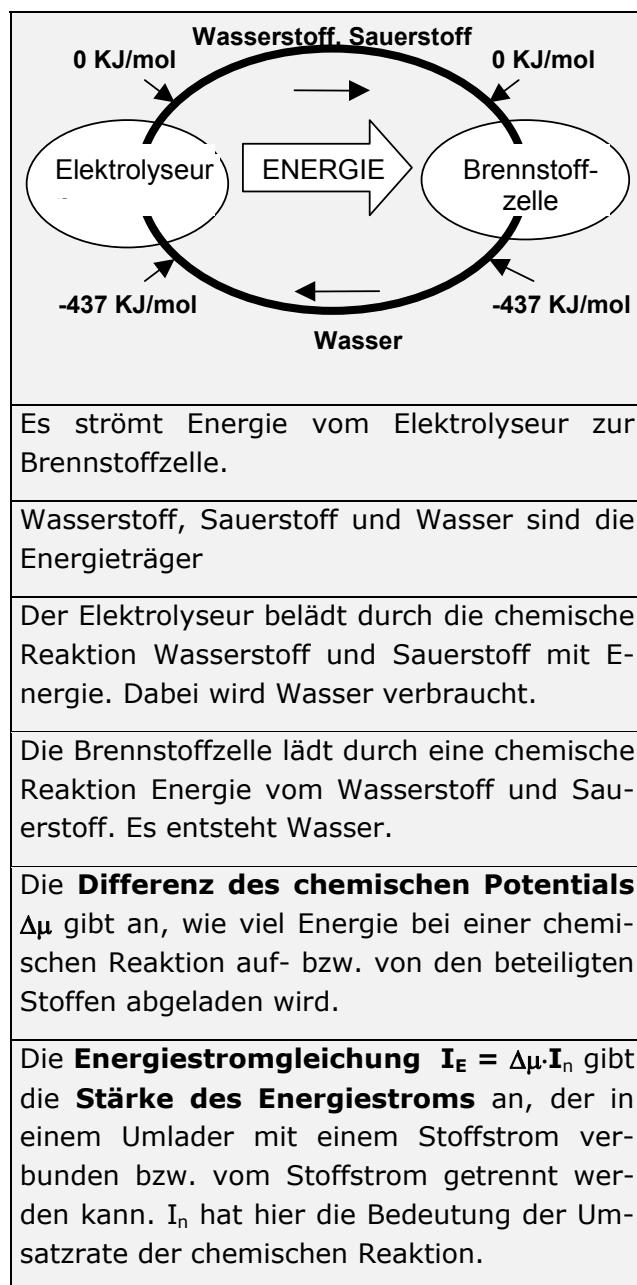
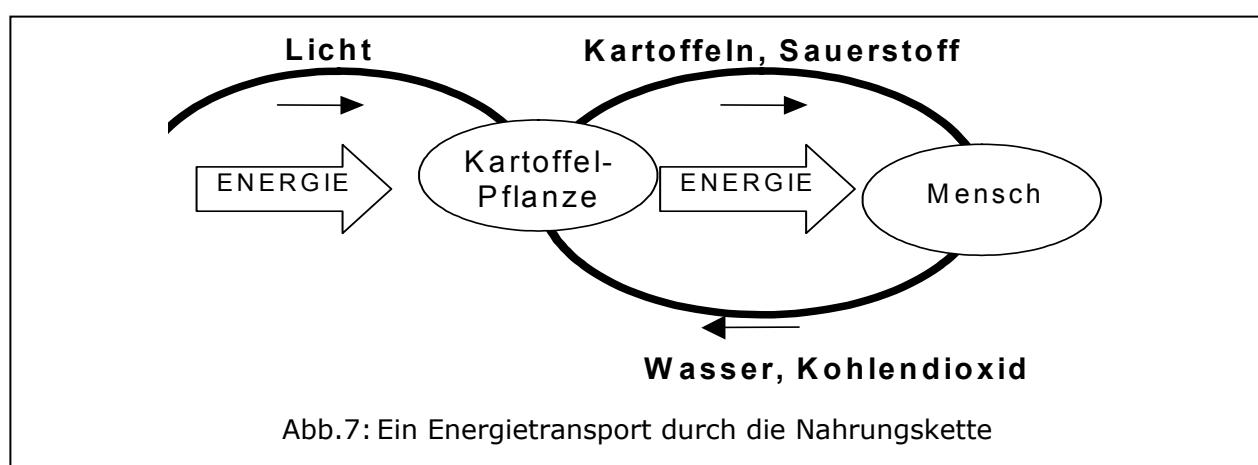


Abb. 6: Das Energie-Träger-Konzept in der Chemie



A 4 Das chemische Potenzial

Bei allen bisher behandelten Energieträgern haben wir physikalische Größen kennen gelernt, mit deren Hilfe wir erkennen konnten, wie viel Energie ein Träger transportieren bzw. durch deren Differenz wir angeben konnten, wie viel Energie in einem System auf- bzw. abgeladen wird. Auch bei den chemischen Energietransporten gibt es eine analoge Größe: das chemische Potenzial μ . (Siehe 2.1. in diesem Heft). Für energetische Überlegungen bei chemischen Reaktionen müssen immer alle beteiligten Stoffe berücksichtigt werden. Wie dies geschehen kann, wollen wir am Beispiel der Brennstoffzelle ausführen:

Bei der chemisch vollständig verlaufenden Reaktion ergeben 2 mol Wasserstoff und 1 mol Sauerstoff 2 mol Wasser und umgekehrt. Die *Differenz* des chemischen Potenzials $\Delta \mu$ der Ausgangs- und Endstoffe spielt die entscheidende Rolle, mit $\Delta \mu = \mu(\text{Ausgangsstoffe}) - \mu(\text{Endstoffe})$. Das chemische Potenzial der Ausgangs- bzw. der Endstoffe erhalten wir jeweils durch die Summe der beteiligten Einzelstoffe, wobei das Verhältnis der einzelnen Stoffmengen berücksichtigt werden muss. Für unser Beispiel gilt:

$$\mu(\text{Ausgangsstoffe}) = 2 \cdot \mu(\text{Wasserstoff}) + \mu(\text{Sauerstoff}) = 2 \cdot 0 \text{ kJ/mol} + 0 \text{ kJ/mol} = 0 \text{ kJ/mol.}$$

Wir erhalten hier den Wert 0 kJ/mol, da wir sowohl Wasserstoff als auch Sauerstoff als Elemente unter Standardbedingungen verwendet wollen.

$$\mu(\text{Endstoffe}) = 2 \cdot \mu(\text{Wasser}) = 2 \cdot (-237,18) \text{ kJ/mol} = -474,36 \text{ kJ/mol.}$$

Für unser Beispiel ergibt sich dann $\Delta \mu = \mu(\text{Ausgangsstoffe}) - \mu(\text{Endstoffe}) = 474,36 \text{ kJ/mol}$. Reagieren in einer Brennstoffzelle 2 mol Wasserstoff und 1 mol Sauerstoff, so wird im Idealfall die Energiemenge von 474,36 kJ „abgeladen“.

A 5 Literatur und Bezugsquellen

- [1] Dieter Plappert: Verständliche Elektrizitätslehre, Praxis der Naturwissenschaften Physik 7/52, Oktober 2003
- [2] Dieter Plappert: Kumulatives Lernen - die Bildung des Entropiebegriffs in Sekundarstufe I, Praxis der Naturwissenschaften Physik 4/53, Juni 2004
- [3] Dieter Plappert: Umsetzungsbeispiele zu den Bildungsstandards Physik, Leuheft Ph 38.2, Stuttgart 2004.
- [4] Analogieserie zu beziehen bei: Conatex, Postfach 1407, 66514 Neunkirchen, 06821/94110, www.conatex.com

Anhang B: Liste der chemischen Potenziale und molarer Entropien verschiedener Stoffe

bei Standardbedingungen ($\delta = 25^\circ\text{C}$; $p = 1013 \text{ hPa}$; bei gelösten Stoffen $c = 1 \text{ mol/L}$)

Formel	Name, Phase	μ^0 in kG	S_m^0 in Ct/mol	Formel	Name, Phase	μ^0 in kG	S_m^0 in Ct/mol	
Ag	Silber, g	245,68	172,89	Al ₂ O ₃	a, s	- 1581,88	50,94	
	s	0,00	42,55		γ, s	- 1563,94	52,51	
Ag ⁺	aq	77,12	72,68	Al ₂ (SO ₄) ₃	s	- 3100,13	239,32	
AgBr	s	- 96,90	107,11	Al ₂ (SO ₄) ₃ · 6 H ₂ O	s	- 4622,57	469,03	
AgCl	s	- 109,80	96,23	Al ₄ C ₃	s	- 196,23	88,95	
AgI	s	- 66,19	115,48	Al ₂ SiO ₅	Andalusit, s	- 2597,43	93,22	
AgNO ₂	s	19,08	128,20		Cyanit, s	- 2596,17	83,81	
AgNO ₃	s	- 33,47	140,92	Al ₂ SiO ₅ · 2 H ₂ O	Sillimanit, s	- 2625,88	96,19	
AgN ₃	s	376,14	104,18	Al ₂ Si ₂ O ₇ · 2 H ₂ O	Halloysit, s	- 3759,32	203,34	
Ag ₂ CO ₃	s	- 436,81	167,36		Kaolinit, s	- 3778,15	202,92	
Ag ₂ O	s	- 11,21	121,34	Al ₆ Si ₂ O ₁₃	Mullit, s	- 6441,94	274,89	
Ag ₂ O ₂	s	27,61	117,15	Ar	Argon, g	0,00	154,73	
Ag ₂ O ₃	s	121,34	100,42		aq	16,32	59,41	
Ag ₂ S	orthorhom., s	- 40,67	144,01	As	Arsen, g	261,08	174,10	
Ag ₂ SO ₄	s	- 618,48	200,41		grau, metall., s	0,00	35,15	
Al	Aluminium, g	285,77	164,45	AsCl ₃	g	- 248,95	327,06	
	l	6,61	35,23		l	- 259,41	216,31	
	s	0,00	28,32	AsF ₃	l	- 909,14	181,21	
Al ³⁺	aq	- 485,34	- 321,75	AsI ₃	s	- 59,41	213,05	
AlBr ₃	s	- 505,01	184,10	As ₂ O ₃	monoklin, s	- 577,02	117,15	
Al(CH ₃) ₃	l	- 10,04	209,41	As ₂ O ₅	s	- 782,41	105,44	
AlCl ₃	g	- 570,05	314,29	As ₂ S ₃	s	- 168,62	163,59	
	s	- 630,06	109,29	As ₄ O ₆	kubisch, s	- 1152,52	214,22	
AlF ₃	g	- 1192,75	276,77	Au	Gold, g	326,36	180,39	
	s	- 1431,15	66,48		s	0,00	47,40	
AlI ₃	s	- 300,83	158,99	Au ₂ O ₃	s	163,30	125,00	
AlN	s	- 287,02	20,17	B	Bor, g	511,67	153,34	
Al(NO ₃) ₃ · 6 H ₂ O	s	- 2203,88	467,77		l	19,35	14,78	
AlO(OH)	Böhmit, s	- 912,95	48,45		s	0,00	5,87	
	α-Diaspor, s	- 920,48	35,27	BBr ₃	g	- 232,46	324,13	
Al(OH) ₃	Hydrargillit, s	- 1143,91	70,12		l	- 238,49	229,70	
AlPO ₄	Berlinit, s	- 1601,22	90,79	B(CH ₃) ₃	g	- 35,98	314,64	
Al ₂ Cl ₆	g	- 1220,47	489,53		BCl ₃	g	- 387,98	290,07
Al ₂ O ₃	l	- 1483,14	99,28		l	- 387,44	206,27	

Formel	Name, Phase	μ^0 in kG	S_m^0 in Ct/mol
BF ₃	g	- 1120,35	254,01
BN	s	- 228,45	14,81
B ₂ Cl ₄	g	- 460,66	357,31
	l	- 464,84	262,34
B ₂ F ₄	g	- 1410,43	317,15
B ₂ O ₃	g	- 822,58	283,67
	l	- 1180,37	78,40
	s	- 1193,70	53,97
B ₂ O ₃	amorph	- 1182,40	77,82
B ₄ C	s	- 71,13	27,11
Ba	Barium, g	144,77	170,28
	s	0,00	66,94
Ba ²⁺	aq	- 560,66	12,55
BaCO ₃	Witherit, s	- 1138,88	112,13
BaCl ₂	s	- 810,86	125,52
BaF ₂	s	- 1148,51	96,23
BaI ₂	s	- 598,00	167,40
Ba(NO ₃) ₂	s	- 794,96	213,80
BaO	s	- 528,44	70,29
Ba(OH) ₂ · 8 H ₂ O	s	- 2793,24	426,77
BaS	s	- 456,06	78,24
BaSO ₄	s	- 1353,11	132,21
Be	Beryllium, g	289,66	136,17
	l	9,96	16,54
	s	0,00	9,54
BeCl ₂	g	- 366,10	251,04
	a, s	- 446,26	82,68
BeF ₂	g	- 800,54	227,44
	s	- 979,38	53,35
Be(OH) ₂	g	- 625,37	247,69
	a, s	- 814,51	49,37
Bi	Bismut, g	168,20	186,90
	s	0,00	56,74
BiCl ₃	s	- 315,06	176,98
Bi ₂ O ₃	s	- 493,71	151,46
Bi ₂ S ₃	s	- 140,58	200,41
Br	Brom, g	82,43	174,91
Br ⁻	aq	- 103,97	82,42

Formel	Name, Phase	μ^0 in kG	S_m^0 in Ct/mol
BrCl	g	- 0,96	239,99
BrF	g	- 109,16	228,86
BrF ₃	g	- 229,45	292,42
	l	- 240,58	178,24
BrF ₅	g	- 350,62	320,08
	l	- 351,87	225,10
Br ₂	g	3,14	245,35
	l	0,00	152,23
C	Kohlenstoff, g	669,58	157,99
	Diamant, s	2,90	2,38
	Graphit, s	0,00	5,74
CBr ₄	g	66,94	357,94
	monoklin, s	47,70	212,55
CCl ₄	g	- 60,63	309,74
	l	- 65,27	216,40
CF ₄	g	- 878,64	261,50
CHCl ₃	Chloroform, g	- 70,41	295,51
CH ₂	g	371,87	181,04
CH ₂	Polyethylen, s	4,40	25,34
CH ₂ Cl ₂	Dichlormethan, g	- 68,97	270,18
CH ₂ O	Formaldehyd, g	- 112,97	218,66
CH ₂ O ₂	Ameisensäure, g	- 350,03	251,60
	l	- 359,57	129,00
	aq	- 372,38	163,18
CH ₃	g	147,92	194,05
CH ₃ Br	Brommethan, g	- 25,94	246,27
CH ₃ Cl	Chlormethan, g	- 62,95	234,26
CH ₃ NO ₂	Nitromethan, g	- 6,92	275,00
	l	- 14,55	171,90
CH ₃ NO ₃	Methylnitrat, l	- 40,52	217,00
CH ₄	Methan, g	- 50,81	186,10
CH ₄ N ₂ O	Harnstoff, s	- 196,82	104,60
CH ₄ O	Methanol, g	- 162,52	239,70
	l	- 166,34	126,70
CO	g	- 137,15	197,56
COCl ₂	Carbonylchlorid, g	- 204,60	283,42
CO ₂	g	- 394,36	213,64
	aq	- 386,00	113,00

Formel	Name, Phase	μ^0 in kG	S_m^0 in Ct/mol
CO_3^{2-}	Carbonat-Ion, aq	- 527,90	- 56,90
CS	g	184,10	210,46
CS ₂	g	66,91	237,79
	l	65,27	151,34
C ₂ Cl ₂	Dichlorethin, g	198,41	271,96
C ₂ Cl ₄	Tetrachlorethen, g	21,56	343,31
C ₂ Cl ₆	Hexachlorethan, g	- 50,00	397,77
C ₂ H ₂	Ethin, Acetylen, g	209,20	200,83
C ₂ H ₄	Ethen, Äthylen, g	68,12	219,45
C ₂ H ₄ O	Acetaldehyd, g	- 132,92	264,20
C ₂ H ₄ O	Epoxyethan, g	- 11,84	243,70
C ₂ H ₄ O ₂	Essigsäure, g	- 378,95	282,50
	l	- 389,95	159,83
	aq	- 396,56	178,66
C ₂ H ₅ Cl	Ethylchlorid, g	- 60,46	275,89
	l	- 59,41	190,79
C ₂ H ₅ O ₂ N	Aminoessigsäure, s	- 367,02	109,20
C ₂ H ₆	Ethan, g	- 32,62	229,50
C ₂ H ₆ O	Dimethylether, g	- 114,07	266,60
C ₂ H ₆ O	Ethanol, g	- 168,57	282,00
	l	- 174,89	160,67
C ₂ H ₆ O ₂	Ethandiol, Glykol, l	- 327,07	179,50
C ₃ H ₄	Propadien, g	202,38	234,90
C ₃ H ₄	Propin, g	194,16	248,10
C ₃ H ₆	Propen, g	74,66	226,90
C ₃ H ₆	Cyclopropan, g	104,11	237,90
C ₃ H ₆ O	Propanon, Aceton, g	- 151,82	294,90
	l	- 154,83	200,00
C ₃ H ₈	Propan, g	- 23,43	269,90
C ₄ H ₈	But-1-en, g	72,03	307,40
C ₄ H ₈ O ₂	Essigsäureethylester, l	- 323,19	259,00
C ₄ H ₁₀	Butan, g	- 15,62	310,00
C ₄ H ₁₀	2-Methylpropan, g	- 17,92	294,60
C ₅ H ₁₀	Cyclopantan, g	38,67	292,90
	l	36,49	204,10
C ₅ H ₁₂	Pentan, g	- 8,11	348,40
C ₅ H ₁₂	l	- 9,21	262,70
C ₆ H ₅ Cl	Chlorbenzol, l	93,65	194,10

Formel	Name, Phase	μ^0 in kG	S_m^0 in Ct/mol
C ₆ H ₅ NO ₂	Nitrobenzol, l	141,62	224,30
C ₆ H ₆	Benzol, g	129,73	269,20
C ₆ H ₁₂	Cyclohexan, g	31,75	298,20
	l	26,83	204,10
C ₆ H ₁₄	Hexan, g	0,30	386,80
	l	- 4,26	296,00
C ₇ H ₈	Methylbenzol, Toluol, g	122,39	319,70
	l	110,61	219,00
C ₈ H ₁₈	Octan, g	17,44	463,70
	l	6,41	361,20
C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	Rohrzucker, s	- 1543,52	360,00
Ca	Calcium, g	145,53	154,78
	l	8,19	50,65
	α, s	0,00	41,55
	β, s	0,22	42,47
Ca ²⁺	aq	- 553,04	- 55,23
CaBr ₂	s	- 656,05	129,70
CaCO ₃	Aragonit, s	- 1127,71	88,70
CaCO ₃	Calcit, s	- 1128,76	92,88
CaC ₂	s	- 67,78	70,29
CaCl	g	- 130,96	241,42
CaCl ₂	g	- 479,18	289,95
CaCl ₂	l	- 732,16	123,88
	s	- 750,19	113,80
CaCrO ₄	s	- 1277,38	133,89
CaF ₂	g	- 793,27	273,68
	s	- 1161,90	68,87
CaHPO ₄	s	- 1679,88	87,86
CaH ₂	s	- 149,79	41,84
CaI ₂	s	- 529,69	142,26
Ca(NO ₃) ₂	s	- 741,99	193,30
CaO	s	- 604,17	39,75
Ca(OH) ₂	s	- 896,76	76,15
CaS	s	- 477,39	56,48
CaSO ₄	Anhydrit, s	- 1320,30	98,32
CaSO ₄ · 2 H ₂ O	Gips, s	- 1795,73	193,97
CaSiO ₃	α-Wollastonit, s	- 1495,36	87,45
	β-Wollastonit, s	- 1498,71	82,01

Formel	Name, Phase	μ^0 in kG	S_m^0 in Ct/mol
Ca_3N_2	s	- 368,61	104,60
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	a, s	- 3889,86	241,00
	β , s	- 3899,49	235,98
Cd	Cadmium, g	77,45	167,64
		0,00	51,76
Cd^{2+}	aq	- 77,58	- 73,22
CdBr_2	s	- 296,31	137,24
CdCO_3	s	- 669,44	92,47
CdCl_2	s	- 343,97	115,27
CdF_2	s	- 647,68	77,40
CdI_2	s	- 201,38	161,08
CdO	s	- 228,45	54,81
CdS	s	- 156,48	64,85
CdSO_4	s	- 822,78	123,04
$\text{CdSO}_4 \cdot 8/3 \text{ H}_2\text{O}$	s	- 1457,98	229,70
Cl	Chlor, g	105,03	165,10
Cl^-	aq	- 131,26	56,48
ClF	g	- 55,94	217,78
ClF_3	g	- 123,01	281,50
ClF_5	g	- 146,77	310,62
ClO_2	g	120,50	256,73
Cl_2	g	0,00	222,97
	aq	6,90	121,34
Co	Cobalt, g	380,33	179,41
	a, hexagonal, s	0,00	30,04
Co	β , kub.-flächenz., s	0,25	30,71
Co^{2+}	aq	- 54,39	- 112,97
Co^{3+}	aq	133,89	- 305,43
CoCl_2	s	- 269,87	109,16
CoF_2	s	- 647,26	81,96
CoO	s	- 214,22	52,97
CoSO_4	s	- 782,41	117,99
Co_3O_4	s	- 774,04	102,51
Cr	Chrom, g	351,87	174,39
		0,00	23,77
CrCl_2	s	- 356,06	115,31
CrCl_2O_2	Chromylchlorid, l	- 510,87	221,75
CrCl_3	s	- 486,18	123,01

Formel	Name, Phase	μ^0 in kG	S_m^0 in Ct/mol
CrF_3	s	- 1087,84	93,89
Cr_2O_3	s	- 1058,13	81,17
Cs	Cäsium, g	49,72	175,49
		0,03	92,07
		0,00	85,15
Cs^+	aq	- 282,04	133,05
CsBr	s	- 383,25	121,34
CsCl	g	- 257,85	255,96
	s	- 414,37	101,18
CsClO_4	s	- 306,60	175,27
CsF	g	- 373,35	243,09
	s	- 525,39	88,28
CsH	g	101,67	214,43
CsI	s	- 333,46	129,70
Cu	Kupfer, g	298,61	166,27
		8,37	36,25
		0,00	33,11
Cu^+	aq	50,00	40,58
Cu^{2+}	aq	65,52	- 99,58
CuBr	s	- 100,83	96,11
$\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$	Malachit, s	- 893,70	186,19
CuCl	g	63,50	237,09
	s	- 119,87	86,19
CuCl_2	s	- 175,73	108,07
CuI	s	- 69,45	96,65
CuN_3	s	344,76	100,42
CuO	g	216,93	234,60
	s	- 129,70	42,63
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	s	- 372,74	108,37
CuS	s	- 53,56	66,53
CuSO_4	s	- 661,91	108,78
$\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$	s	- 918,22	146,02
$\text{CuSO}_4 \cdot 3 \text{ H}_2\text{O}$	s	- 1400,18	221,33
$\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$	s	- 1880,06	300,41
Cu_2O	s	- 146,02	93,14
Cu_2S	a, s	- 86,19	120,92
F	Fluor, g	61,92	158,64
		- 278,82	- 13,81

Formel	Name, Phase	μ^0 in kG	S_m^0 in Ct/mol
F ₂	g	0,00	202,67
F ₂ O	g	- 4,60	247,32
Fe	Eisen, g	370,70	180,38
	l	11,05	34,29
	a, s	0,00	27,28
Fe ²⁺	aq	- 78,87	- 137,65
Fe ³⁺	aq	- 4,60	- 315,89
FeCO ₃	Siderit, s	- 666,72	92,88
FeCl ₂	g	- 159,62	287,48
	s	- 302,34	117,95
FeCl ₃	g	- 247,87	344,10
	s	- 334,05	142,26
FeCr ₂ O ₄	s	- 1343,90	146,02
FeO	g	217,66	241,84
	s	- 245,14	57,49
Fe(OH) ₂	g	- 306,63	282,75
	s	- 492,03	87,86
Fe(OH) ₃	s	- 705,56	104,60
FeS	Pyrrhotin, s	- 100,42	60,29
FeSO ₄	s	- 820,90	107,53
FeS ₂	Pyrit, s	- 166,94	52,93
Fe ₂ O ₃	Hämatit, s	- 742,24	87,40
Fe ₂ (SO ₄) ₃	s	- 2263,05	307,52
Fe ₂ SiO ₄	Fayalit, s	- 1379,05	145,18
Fe ₃ C	Cementit, s	20,08	104,60
Fe ₃ O ₄	Magnetit, s	- 1015,46	146,44
Ga	Gallium, g	238,91	168,95
	s	0,00	40,88
Ga ³⁺	aq	- 158,99	- 330,54
GaBr ₃	s	- 359,82	179,91
GaCl ₃	s	- 454,80	142,26
GaF ₃	s	- 1085,33	83,68
Ga(OH) ₃	s	- 831,36	100,42
Ga ₂ O ₃	rhombisch, s	- 998,30	84,98
Ge	Germanium, g	335,98	167,79
	s	0,00	31,09
GeBr ₄	l	- 331,37	280,75
GeCl ₄	g	- 457,31	347,61

Formel	Name, Phase	μ^0 in kG	S_m^0 in Ct/mol
	l	- 462,33	245,60
GeH ₄	g	113,39	217,02
GeI ₄	s	- 144,35	271,12
GeO	braun, s	- 237,23	50,21
GeO ₂	hexagonal, s	- 497,06	55,27
GeS	s	- 71,55	71,13
H	Wasserstoff, g	203,26	114,60
H ⁺	aq	0,00	0,00
HBO ₂	monoklin, s	- 723,41	37,66
	orthorhomb., s	- 721,74	50,21
HBr	g	- 53,43	198,59
HCO ₃ ⁻ Hydrogencarbonat-Ion, aq		- 586,85	91,21
HCl	g	- 95,30	186,79
HF	g	- 273,22	173,67
	aq	- 296,85	88,70
HI	g	1,72	206,48
HNO ₂	cis, g	- 42,97	248,66
	trans, g	- 45,27	249,12
HNO ₃	g	- 74,77	266,27
	l	- 80,79	155,60
HPO ₄ ²⁻	aq	- 1089,26	- 33,47
HSO ₃ ⁻	aq	- 527,81	139,75
HSO ₄ ⁻	aq	- 756,01	131,80
H ₂	g	0,00	130,57
	aq	18,00	49,00
H ₂ O	Wasser, g	- 228,59	188,72
	l	- 237,18	69,91
	s	- 236,59	44,77
H ₂ O ₂	Wasserstoffperoxid, g	- 105,60	232,63
	l	- 120,42	109,62
	aq	- 134,10	143,93
H ₂ PO ₄ ⁻	aq	- 1130,39	90,37
H ₂ S	g	- 33,56	205,69
	aq	- 27,87	121,34
H ₂ SO ₃	aq	- 537,90	232,21
H ₂ SO ₄	g	- 656,09	289,11
H ₂ SO ₄	l	- 690,06	156,90
H ₂ Se	g	15,90	218,91

Formel	Name, Phase	μ^0 in kG	S_m^0 in Ct/mol
H ₂ SiO ₃	s	- 1092,44	133,89
H ₂ Si ₂ O ₅	s	- 1943,47	192,46
H ₃ BO ₃	g	- 928,43	295,14
	s	- 969,01	88,83
H ₃ O ⁺	Oxonium-Ion, aq	- 237,18	69,91
H ₃ PO ₄	l	- 1118,43	146,44
	s	- 1119,22	110,50
	aq	- 1142,65	158,16
H ₄ SiO ₄	s	- 1333,02	192,46
H ₆ Si ₂ O ₇	s	- 2425,88	330,54
He	Helium, g	0,00	126,04
	aq	19,25	55,65
Hg	Quecksilber, g	31,85	174,85
	l	0,00	76,02
Hg ²⁺	aq	164,43	- 32,22
HgBr ₂	s	- 153,13	171,54
HgCl ₂	s	- 178,66	146,02
HgI ₂	rot, s	- 101,67	179,91
HgO	rot, s	- 58,56	70,29
	gelb, s	- 58,43	71,13
HgS	rot, s	- 50,63	82,42
	schwarz, s	- 47,70	88,28
Hg ₂ ²⁺	aq	153,55	84,52
Hg ₂ Br ₂	s	- 181,08	217,57
Hg ₂ CO ₃	s	- 468,19	179,91
Hg ₂ Cl ₂	s	- 210,78	192,46
Hg ₂ I ₂	s	- 111,00	233,47
Hg ₂ SO ₄	s	- 625,88	200,66
Hf	Hafnium, g	576,56	186,78
	s	0,00	43,56
HfCl ₄	s	- 901,32	190,79
HfF ₄	monoklin, s	- 1830,50	112,97
HfO ₂	s	- 1027,17	59,33
I	Iod, g	70,28	180,68
I ⁻	aq	- 51,59	111,29
ICl	g	- 5,44	247,44
ICl ₃	s	- 22,34	167,36
IF	g	- 118,49	236,06

Formel	Name, Phase	μ^0 in kG	S_m^0 in Ct/mol
IF ₇	g	- 818,39	346,44
I ₂	g	19,36	260,58
	l	3,32	150,36
	s	0,00	116,14
	aq	16,40	137,24
In	Indium, g	208,74	173,68
	s	0,00	57,82
In ³⁺	aq	- 106,27	150,62
InBr	s	- 169,03	112,97
InI	s	- 120,50	129,70
In(OH) ₃	s	- 761,49	104,60
In ₂ O ₃	s	- 830,73	104,18
In ₂ (SO ₄) ₃	s	- 2439,27	271,96
Ir	Iridium, g	617,98	193,47
	s	0,00	35,48
IrF ₆	s	- 461,66	247,69
K	Kalium, g	61,17	160,23
	l	0,26	71,45
	s	0,00	55,81
K ⁺	aq	- 283,26	102,51
KAl(SO ₄) ₂	s	- 2235,47	204,60
KBr	s	- 379,20	96,44
KBrO ₃	s	- 243,51	149,16
KCl	g	- 233,41	238,99
	l	- 395,11	86,65
	s	- 408,32	82,68
KClO ₃	s	- 289,91	142,97
KClO ₄	s	- 304,18	151,04
KF	g	- 344,80	226,50
	s	- 533,13	66,57
KI	g	- 165,90	258,17
	s	- 322,29	104,35
KIO ₃	s	- 425,51	151,46
KH	s	- 34,04	50,21
KHSO ₄	s	- 1031,36	138,07
KMnO ₄	s	- 713,79	171,71
KNO ₂	s	- 306,60	152,09
KNO ₃	s	- 393,13	132,93

Formel	Name, Phase	μ^0 in kG	S_m^0 in Ct/mol
KOH	g	- 235,46	244,35
	l	- 317,87	98,40
	s	- 379,05	79,29
K_2CO_3	l	- 1049,44	170,37
	s	- 1064,59	155,52
K_2O	s	- 322,11	94,14
K_2O_2	s	- 429,79	112,97
K_2CrO_4	s	- 1295,78	200,12
K_2PtCl_6	s	- 1109,18	333,88
K_2SO_4	s	- 1316,37	175,73
Kr Krypton, g		0,00	163,97
	aq	15,06	61,50
La Lanthan, g		330,54	182,30
	s	0,00	57,32
La^{3+}	aq	- 723,41	- 184,10
Li Lithium, g		128,04	138,67
	l	0,93	33,94
	s	0,00	29,10
Li^+	aq	- 293,80	14,23
LiCl	g	- 217,26	212,81
	s	- 384,03	59,30
LiF	g	- 361,57	200,16
	s	- 588,67	35,66
LiH	g	117,84	170,80
	s	- 68,46	20,04
LiI	g	- 134,22	232,12
	s	- 269,66	85,77
LiOH	g	- 252,42	217,57
	s	- 438,73	42,78
Li_2CO_3	l	- 1105,55	127,29
	s	- 1132,44	90,37
Li_2O	g	- 187,31	229,00
	s	- 562,11	37,89
Mg Magnesium, g		113,07	148,55
	l	6,10	42,51
	s	0,00	32,69
Mg^{2+}	aq	- 456,01	- 117,99
$MgCO_3$	s	- 1029,26	65,69

Formel	Name, Phase	μ^0 in kG	S_m^0 in Ct/mol
$MgCl_2$	g	- 398,80	276,91
	l	- 563,96	129,49
	s	- 592,12	89,63
MgF_2	g	- 731,50	258,30
	s	- 1071,12	57,24
MgI_2	s	- 358,15	129,70
	s	- 588,40	164,01
MgO	g	- 21,48	221,29
	l	- 502,46	50,35
	s	- 568,96	26,94
$Mg(OH)_2$	g	- 542,06	273,63
	s	- 833,69	63,18
MgS	s	- 341,72	46,02
$MgSO_4$	s	- 1147,51	91,40
$MgSiO_3$	l	- 1415,39	92,52
	s	- 1462,07	67,77
Mg_2SiO_4	l	- 2003,19	123,04
	s	- 2057,93	95,14
Mn Mangan, g		238,49	173,59
	a, s	0,00	32,01
Mn^{2+}	aq	- 228,03	- 73,64
$MnCO_3$	s	- 816,72	85,77
$MnCl_2$	s	- 440,53	118,24
MnO	s	- 362,92	59,71
MnO_2	s	- 465,18	53,05
$Mn(OH)_2$	gefällt, amorph	- 615,05	99,16
MnS	grün, s	- 218,40	78,24
$MnSO_4$	s	- 957,42	112,13
$MnSiO_3$	s	- 1240,56	89,12
Mn_2O_3	s	- 881,15	110,46
Mn_3O_4	s	- 1283,23	155,64
Mo Molybdän, g		612,54	181,84
	s	0,00	28,66
MoF_6	l	- 1473,10	259,66
MoO_2	s	- 533,04	46,28
MoO_3	s	- 668,02	77,74
MoS_2	s	- 225,94	62,59
N Stickstoff, g		455,58	153,19

Formel	Name, Phase	μ^0 in kG	S_m^0 in Ct/mol
NFO	g	- 51,04	247,99
NF ₃	g	- 83,26	260,62
NH ₃	g	- 16,48	192,34
	aq	- 26,57	111,29
NH ₄ ⁺	aq	- 79,37	113,39
NH ₄ Cl	a, s	- 203,19	94,98
NH ₄ NO ₃	s	- 184,01	151,08
NH ₄ H ₂ PO ₄	s	- 1214,35	151,90
(NH ₄) ₂ SO ₄	s	- 899,90	220,30
NO	g	86,57	210,65
NOCl	Nitrosylchlorid, g	66,11	261,63
NO ₂	g	51,30	239,95
NO ₂ ⁻	aq	- 37,24	140,16
NO ₃ ⁻	aq	- 111,34	146,44
N ₂	g	0,00	191,50
Na	Natrium, g	77,30	153,61
	l	0,50	57,85
	s	0,00	51,45
Na ⁺	aq	- 261,89	58,99
NaBr	g	- 177,78	241,12
	s	- 349,26	86,82
NaC ₂ H ₃ O ₂	Na-Acetat, s	- 608,84	123,10
NaCl	g	- 201,32	229,70
	l	- 365,68	95,06
	s	- 384,04	72,13
NaClO ₄	s	- 254,32	142,26
NaF	g	- 309,74	217,50
	s	- 545,09	51,21
NaHCO ₃	s	- 851,86	102,09
NaHSO ₄	s	- 992,86	112,97
NaI	s	- 284,57	98,32
NaNO ₃	s	- 365,89	116,32
NaOH	g	- 215,93	236,40
	l	- 375,13	74,17
	s	- 380,19	64,43
Na ₂ CO ₃	l	- 1031,88	155,39
Na ₂ CO ₃	s	- 1048,08	138,78
Na ₂ CO ₃ · 10 H ₂ O	s	- 3428,20	564,00

Formel	Name, Phase	μ^0 in kG	S_m^0 in Ct/mol
Na ₂ Cl ₂	g	- 565,94	325,52
Na ₂ O	s	- 379,11	75,04
Na ₂ O ₂	s	- 449,66	94,81
Na ₂ S	s	- 361,36	97,91
Na ₂ SO ₃	s	- 1002,07	146,02
Na ₂ SO ₄	Thenardit, s	- 1269,35	149,62
Na ₂ SO ₄ · 10 H ₂ O	s	- 3647,40	592,04
Na ₂ S ₂ O ₃	s	- 1028,01	154,81
Na ₂ S ₂ O ₃ · 5 H ₂ O	l	- 2227,72	438,69
	s	- 2230,07	372,38
Na ₂ SiO ₃	s	- 1467,38	113,85
Na ₂ Si ₂ O ₅	s	- 2324,25	164,05
Na ₃ AlF ₆	s	- 3114,10	238,00
Na ₃ PO ₄	s	- 1787,16	173,64
Nb	Niob, g	681,16	186,15
	s	0,00	36,40
NbBr ₅	s	- 510,45	259,41
NbC	s	- 136,82	35,40
NbCl ₃	s	- 518,82	146,44
NbCl ₄	s	- 606,68	184,10
NbCl ₅	s	- 683,25	210,46
NbF ₅	s	- 1699,12	160,25
NbN	s	- 205,85	34,52
NbO	s	- 378,65	48,12
NbO ₂	s	- 740,57	54,52
Nb ₂ O ₅	s	- 1766,07	137,24
Ne	Neon, g	0,00	146,22
	aq	19,25	66,11
Ni	Nickel, g	384,51	182,08
	s	0,00	29,87
Ni ²⁺	aq	- 45,61	- 128,87
NiCO ₃	s	- 605,83	87,90
NiCl ₂	s	- 259,06	97,65
NiF ₂	s	- 604,17	73,60
NiO	s	- 211,71	37,99
Ni(OH) ₂	s	- 447,27	87,86
NiS	s	- 79,50	52,97
NiSO ₄	s	- 759,81	92,05

Formel	Name, Phase	μ^0 in kG	S_m^0 in Ct/mol
Ni ₃ S ₂	s	- 197,07	133,89
O	Sauerstoff, g	231,75	160,95
OH ⁻	aq	-157,29	- 10,75
O ₂	g	0,00	205,03
O ₃	g	163,18	238,82
Os	Osmium, g	744,75	192,46
	s	0,00	32,64
OsO ₄	gelb, s	- 305,01	149,93
	weiß, s	- 303,76	167,78
P	Phosphor, g	280,02	163,09
	l	0,09	42,89
	rot, s	- 12,13	22,80
	weiß, s	0,00	41,09
PBr ₃	l	- 175,73	240,16
PCl ₃	g	- 267,78	311,67
	l	- 272,38	217,15
PCl ₅	g	- 305,01	364,47
PF ₃	g	- 897,47	273,13
PF ₅	g	- 1520,72	300,70
PH ₃	g	13,39	210,12
PCl ₃ O	g	- 514,32	325,39
	l	- 520,91	222,46
PO ₄ ³⁻	aq	- 1018,80	- 221,75
P ₄ O ₆	g	- 2084,94	345,60
P ₄ O ₁₀	g	- 2669,85	403,76
	hexagonal, s	- 2697,84	228,86
Pb	Blei, g	161,92	175,26
	l	2,22	71,72
	s	0,00	64,81
Pb ²⁺	aq	- 24,39	10,46
PbBr ₂	s	- 261,92	161,50
PbCO ₃	s	- 625,51	130,96
PbCl ₂	s	- 314,13	135,98
PbCl ₄	g	- 276,20	384,51
PbF ₂	s	- 617,14	110,46
PbI ₂	s	- 173,64	174,85
Pb(N ₃) ₂	monoklin, s	624,67	148,11
	orthorhom., s	622,16	149,37

Formel	Name, Phase	μ^0 in kG	S_m^0 in Ct/mol
PbO	g	26,36	239,94
	l	- 171,19	85,96
	gelb, s	- 187,90	68,70
	rot, s	- 188,95	66,53
PbO ₂	s	- 217,36	68,62
Pb(OH) ₂	s	- 421,07	88,00
PbS	s	- 98,74	91,21
PbSO ₄	s	- 813,20	148,57
PbSiO ₃	s	- 1062,15	109,62
Pb ₃ O ₄	s	- 601,24	211,29
Pd	Palladium, g	339,74	166,94
	s	0,00	37,57
Pd ²⁺	aq	176,56	- 117,15
PdCl ₂	s	- 125,10	104,60
PdI ₂	s	- 62,76	150,62
PdS	s	- 66,94	46,02
PdS ₂	s	- 74,48	79,50
Pt	Platin, g	520,49	192,30
	s	0,00	41,63
PtS	s	- 76,15	55,06
PtS ₂	s	- 99,58	74,68
Rb	Rubidium, g	55,86	169,99
	s	0,00	69,45
Rb ⁺	aq	- 282,21	124,26
RbBr	s	- 378,15	108,28
RbI	s	- 325,52	118,03
Re	Rhenium, g	724,67	188,83
	s	0,00	36,86
ReCl ₃	s	- 188,28	123,85
ReO ₂	s	- 368,19	72,80
Re ₂ O ₇	s	- 1066,08	207,11
Rh	Rhodium, g	510,87	185,70
	s	0,00	31,51
Ru	Ruthenium, g	595,80	186,40
	s	0,00	28,53
RuO ₄	g	- 139,75	289,95
RuO ₄	l	- 152,30	183,26
	s	- 152,30	146,44

Formel	Name, Phase	μ^0 in kG	S_m^0 in Ct/mol
S	Schwefel, g	238,28	167,71
	I	0,39	35,31
	rhombisch, s	0,00	32,07
	monoklin, s	0,04	32,75
S^{2-}	aq	85,77	- 14,64
SF_6	g	- 1105,41	291,71
SO	g	- 19,84	221,84
SO_2	g	- 300,19	248,11
SO_3	g	- 371,08	256,65
	β , s	- 368,99	52,30
SO_3^{2-}	aq	- 486,60	- 29,29
SO_4^{2-}	aq	- 744,63	20,08
S_2Cl_2	g	- 31,80	331,37
Sb	Antimon, g	222,17	180,16
	s	0,00	45,69
$SbBr_3$	s	- 239,32	207,11
$SbCl_3$	g	- 301,25	337,69
	s	- 323,72	184,10
$SbCl_5$	g	- 334,34	401,83
	I	- 350,20	301,25
Sb_2O_3	orthorhomb., s	- 626,55	123,01
Sb_2O_4	s	- 795,80	127,19
Sb_2O_5	s	- 829,27	125,10
Sb_2S_3	schwarz, s	- 173,64	182,00
Sb_2Te_3	s	- 55,23	234,30
Sb_4O_6	kubisch, s	- 1268,17	220,92
Sc	Scandium, g	336,06	174,68
	s	0,00	34,64
ScF_3	s	- 1555,61	92,05
$Sc(OH)_3$	s	- 1233,44	100,42
Sc_2O_3	s	- 1819,41	77,40
Se	Selen, g	187,07	176,61
	hexagonal, schwarz, s	0,00	42,44
SeF_6	g	- 1016,71	313,76
SeO	g	26,82	233,89
Si	Silicium, g	411,29	167,86
	I	40,83	44,46
	s	0,00	18,83

Formel	Name, Phase	μ^0 in kG	S_m^0 in Ct/mol
$SiBr_4$	g	- 431,79	377,77
	I	- 443,92	277,82
SiC	α , hexagonal, s	- 60,25	16,48
	β , kubisch, s	- 62,76	16,61
$SiCl_4$	g	- 617,01	330,62
	I	- 619,90	239,74
SiF_4	g	- 1572,68	282,38
SiH_4	g	56,90	204,51
SiO	g	- 126,36	211,50
SiO_2	g	- 306,93	228,86
	I	- 850,21	47,93
	α -Cristobalit, s	- 853,67	50,05
	β -Cristobalit, s	- 854,54	43,40
	α -Quarz, s	- 856,67	41,84
	β -Quarz, s	- 856,48	41,46
Si_3N_4	s	- 642,66	101,25
Sn	Zinn, g	267,36	206,03
	α , grau, s	0,13	44,14
	β , weiß, s	0,00	51,55
$SnBr_4$	g	- 331,37	411,83
	s	- 350,20	264,43
$SnCl_4$	g	- 432,21	365,68
	I	- 440,16	258,57
SnH_4	g	188,28	227,57
SnO	s	- 256,90	56,48
SnO_2	s	- 519,65	52,30
$Sn(OH)_2$	gefällt	- 491,62	154,81
SnS	s	- 98,32	76,99
Sr	Strontium, g	110,04	164,54
	s	0,00	54,39
Sr^{2+}	aq	- 557,31	- 39,33
$SrCO_3$	Strontianit, s	- 1137,63	97,49
$SrCl_2$	s	- 781,15	117,15
SrO	s	- 559,82	54,39
$SrSO_4$	s	- 1334,28	121,75
Te	Tellur, g	157,11	182,63
	s	0,00	49,71
TeO_2	s	- 270,29	79,50

Formel	Name, Phase	μ^0 in kG	S_m^0 in Ct/mol
Ti	Titan, g	425,09	180,19
	s	0,00	30,63
TiBr ₃	s	- 523,84	176,56
TiBr ₄	s	- 589,53	243,51
TiC	s	- 180,75	24,23
TiCl ₂	s	- 464,42	87,45
TiCl ₃	s	- 653,54	139,75
TiCl ₄	l	- 737,22	252,34
TiF ₄	amorph	- 1559,38	133,97
TiH ₂	s	- 80,33	29,71
TiI ₄	s	- 371,54	249,37
TiN	s	- 309,62	30,25
TiO	a, s	- 494,97	34,77
TiO ₂	Anatas, s	- 884,50	49,92
	Rutil, s	- 889,52	50,33
Ti ₂ O ₃	s	- 1434,28	78,78
Tl	Thallium, g	147,44	180,85
	s	0,00	64,18
Tl ⁺	aq	- 32,38	125,52
Tl ³⁺	aq	214,64	- 192,46
TINO ₃	s	- 152,46	160,67
TIOH	s	- 195,76	87,40
Tl ₂ CO ₃	s	- 614,63	155,23
Tl ₂ O	s	- 147,28	125,52
Tl ₂ S	s	- 93,72	150,62
Tl ₂ SO ₄	s	- 830,48	230,54
U	Uran, g	478,82	198,52
	s	0,00	50,33
U ³⁺	aq	- 520,49	- 125,52
U ⁴⁺	aq	- 579,07	- 326,35
UBr ₄	s	- 788,68	242,67
UC ₂	s	- 175,73	58,58
UCl ₄	s	- 962,32	198,32
UCl ₆	s	- 1010,44	285,77
UF ₄	s	- 1761,46	151,04
UF ₆	s	- 2033,42	227,82
UI ₄	s	- 527,60	271,96
UN	s	- 313,80	75,31

Formel	Name, Phase	μ^0 in kG	S_m^0 in Ct/mol
UO ₂	s	- 1075,29	77,82
UO ₃	s	- 1184,07	98,62
V	Vanadium, g	453,21	182,19
	s	0,00	28,91
V ²⁺	aq	- 217,57	- 129,70
V ³⁺	aq	- 242,25	- 230,12
VN	s	- 191,21	37,28
VO	s	- 404,17	38,91
VSO ₄	s	- 1169,85	108,78
V ₂ O ₃	s	- 1139,30	98,32
V ₂ O ₄	a, s	- 1318,38	102,51
V ₂ O ₅	s	- 1419,63	130,96
W	Wolfram, g	807,09	173,84
	l	43,07	45,70
	s	0,00	32,64
WCl ₆	a, s	- 455,65	238,49
WF ₆	g	- 1632,18	340,95
	l	- 1631,47	251,46
WO ₂	s	- 533,92	50,54
WO ₃	s	- 764,08	75,90
Xe	Xenon, g	0,00	169,57
	aq	13,39	65,69
Zn	Zink, g	95,18	160,87
	s	0,00	41,63
Zn ²⁺	aq	- 147,03	- 112,13
ZnBr ₂	s	- 312,13	138,49
ZnCO ₃	s	- 731,57	82,42
ZnCl ₂	s	- 369,43	111,46
ZnF ₂	s	- 713,37	73,68
ZnI ₂	s	- 208,95	161,08
ZnO	s	- 318,32	43,64
Zn(OH) ₂	s	- 555,13	81,59
ZnS	Zinkblende, s	- 201,29	57,74
ZnSO ₄	s	- 874,46	119,66
Zr	Zirkonium, g	566,51	181,25
	s	0,00	38,99

