



Grundlagen der Chemie

Das Lernziel dieser Unterrichtseinheit beinhaltet folgende Punkte:

Was sind Stoffe und Reinstoffe, Aggregatzustände, Zusammensetzung der Luft, Aufbau der Materie, Atommodelle, Coulomb'sches Gesetz, Kern-Hülle-Modell, Stöchiometrie, Temperatur eines Körpers und vieles mehr.



Many thanks for the download. More documents and much more on www.rainer.ch

kind regards, Dr. R. Steiger



Die Grundlagen dieses Skriptes sind von Andre Dinter. Unterdessen sind sehr viele Ergänzungen meinerseits dazugekommen, dennoch nochmals ein Dankeschön an seine Adresse.

Die weiteren Quellen des Materials sind oftmals angegeben, oftmals beziehen sie sich auf das Internet. Für die entsprechenden Urls übernehme ich keine Haftung.

Die aktuellsten Versionen der Unterlagen sind oftmals unter www.rainer.ch zu finden.

Anfragen gibt es immer wieder ... welches Chemie-Buch kann ich empfehlen? Während den Lektionen und im verteilten Skript sollte die notwendige Theorie für das Verständnis der Chemie besprochen resp. enthalten sein. Dennoch kann es sein, dass weiterführende Information und / oder weitere Übungen erwünscht sind. Hier einige Bücher:

- **Chemie: Basiswissen.** Der Mortimer. Alle Chemiker kennen ihn, Chemikerinnen ebenfalls. Eigentlich ein Buch für die beiden ersten Semester an der Uni oder ETH, dennoch: viele Übungen (mit Lösungen, meistens jedoch kein Lösungsweg) und Theorie auch für KantonsschülerInnen. Bissle teuer, ca. 90.- SFr.
- **Chemie DUDEN, Paetec.** Sehr gutes Buch, viele Übungen, Lösungen in einem separaten, aber dafür ausführlichen Buch. Das Buch wird mit einer CD ausgeliefert, welche das ganze Buch als pdf-file enthält (!), zudem sind noch viele Animationen dabei. Preis: ca. 50.- SFr.
- **Chemie heute II** . Klassiker der Schulbücher. Schroedel Verlag, ISBN 3-507-10630-2. 56.- SFr.

Links auf dem Web zum Thema gibt es sehr viele. Als Start mögen folgende urls helfen:

Wikipedia:	http://de.wikipedia.org/wiki/Portal:Chemie
Chemgapedia:	http://www.chemgapedia.de/
Prof. Blumes	http://dc2.uni-bielefeld.de/
Chemiekurs	http://www.biokurs.de/chemkurs/skripten/ckurse10.htm
ChemLin	http://www.chemlin.de/



1 Grundlagen der Chemie

Vom Umgang mit dem Skript

Im Skript bediene ich mich einer gewissen Symbolik, die sehr Wichtiges von weniger Wichtigem unterscheiden helfen soll.



Auswendig



Experiment



Aha-Effekt



Bezug zur Medizin



Alltag

Das Skript ist als Lückentextarbeitsgrundlage angelegt. Es soll von der Routine-schreibarbeit entlasten, wichtige Definitionen fehlerfrei präsentieren und als Arbeitsheft Platz lassen für persönliche Eintragungen. Daher ist ein breiter rechter Rand vorgesehen.

Aber zurück zum Thema: „Was ist Chemie?“

Chemie ist eine Wissenschaft, die sich mit Eigenschaften und Veränderungen von Stoffen befasst.

Die **Physik** beschreibt die Zustände und Zustandsänderungen der Stoffe.

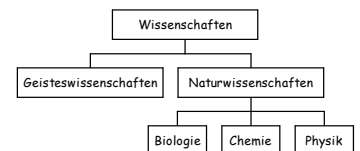
Beide Definitionen beschreiben die klassischen Fächer der Physik und der Chemie. In der modernen Physik, z.B. der Kernphysik kommt es hingegen zu stofflichen Veränderungen der Materie. Da sich die Interessengebiete verschiedener Wissenschaftszweige überschneiden, kann man nicht von klaren Abgrenzungen sprechen. Vielmehr kommt bei allen naturwissenschaftlichen Fächern die Vorstellung des naturwissenschaftlichen Denkens zum Ausdruck. Experiment, Beobachtung und Interpretation führen zu einer Hypothese, die so lange gültig ist, bis sie experimentell widerlegt wird.

Das Hauptanliegen der Chemie ist und bleibt die Chemische Reaktion, also die Beantwortung der Frage unter welchen Umständen Stoffe ineinander umgewandelt werden können.

Hauptanliegen der Alchimisten (300 v.Chr. bis 1650 n.Chr.) war es Blei und Eisen in Gold umzuwandeln. Man glaubte damals an ein „Umwandlungsagens“, das die Umwandlung herbeiführen könnte. Dieser Wirkstoff, der wohl immer noch gesucht wird, ist als Stein der Weisen bekannt geworden.

Die Herleitung des Begriffs Chemie ist nicht ganz eindeutig. Es kann auf das arabische al-Kimiyā zurückzuführen sein, was soviel wie "das Schwarze" (des Bodens des Nildeltas) bedeutet. Denkbar ist aber auch ein alchimistischer Ursprung. "Das schwarze Präparat" ist hier als obengenanntes "Umwandlungsreagenz" zu verstehen.

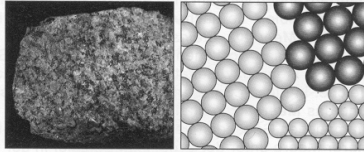
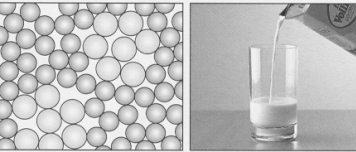
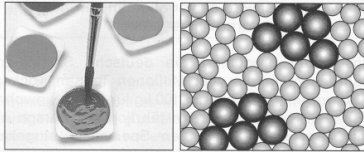
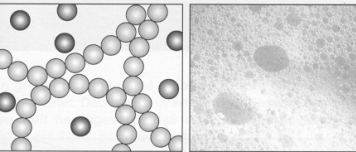
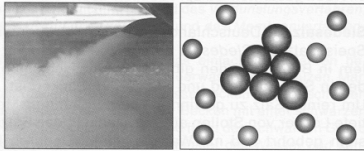
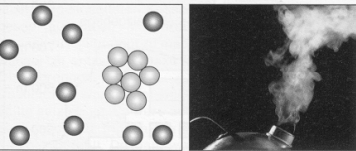
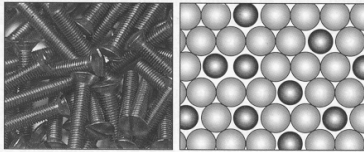
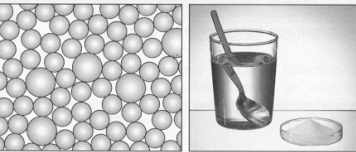
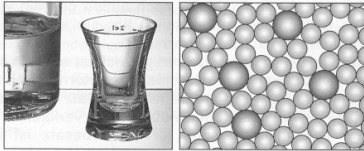
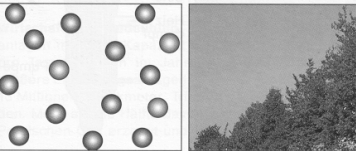
Mit Antoine Lavoisier beginnt die moderne Chemie (seit 1790). Er benutzte schlicht und einfach die Waage, um chemische Erscheinungen zu deuten.





1.1 Grundbegriffe der Chemie

1.1.1 Einteilung der Stoffe, Gemische und reine Stoffe

<p>Feststoff und Feststoff</p>  <p>Granit: ein Gemenge</p>	<p>Flüssigkeit und Flüssigkeit</p>  <p>Milch: eine Emulsion</p>
<p>Feststoff und Flüssigkeit</p>  <p>Wasserfarbe: eine Suspension</p>	<p>Gas und Flüssigkeit</p>  <p>Schaum: Luft in einer Flüssigkeit</p>
<p>Feststoff und Gas</p>  <p>Rauch: Feststoffpartikel in Luft</p>	<p>Flüssigkeit und Gas</p>  <p>Nebel: Flüssigkeitströpfchen in Luft</p>
<p>Feststoff und Feststoff</p>  <p>Messing: eine Legierung</p>	<p>Feststoff und Flüssigkeit</p>  <p>Zuckerwasser: eine Lösung</p>
<p>Flüssigkeit und Flüssigkeit</p>  <p>Branntwein: eine Lösung</p>	<p>Gas und Gas</p>  <p>Luft: ein Gasgemisch</p>

Heterogen:

Nicht einheitliche Gemische, bei denen die verschiedenen Bestandteile zu erkennen sind. → 2 Phasen

Homogen:

Einheitliche Gemische, bei denen die verschiedenen Bestandteile nicht zu erkennen sind. → 1 Phase

Die Entscheidung, ob ein einheitliches oder nicht einheitliches Gemisch vorliegt, ist oftmals nicht einfach. So erscheint Milch als weiße Flüssigkeit, also eigentlich ein homogenes Gemisch. Betrachtung von Milch unter dem Mikroskop liefert aber eine Vielzahl an unterscheidbaren ‚Dingen‘, so z.B. Wasser, Fetttröpfchen und mehr.

Was ist eigentlich ein Gemisch?

Gemische können durch **physikalische Trennmethode**n aufgespalten werden. Reine Stoffe hingegen können nicht weiter aufgespalten werden, sie sind damit auch immer homogen.

Einheitlich aussehende Bestandteile von Materie werden **Phasen** genannt, z.B. Wasser und Öl → wässrige Phase und Ölphase.

In den häufigsten Fällen kommen Stoffe als Mischungen in der Natur vor. Für uns wichtige Stoffe z.B. Rohöl können durch geeignete physikalische Methoden getrennt werden.



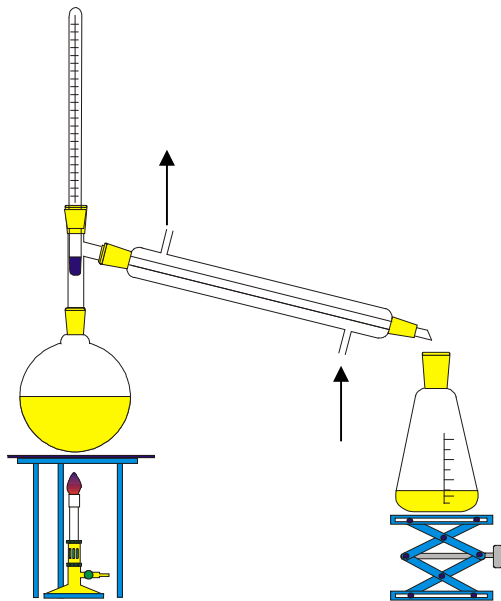
1.1.2 Physikalische Trennmethode

Um reine Stoffe zu erhalten ist es für den Chemiker unumgänglich, geeignete Trennmethode anzuwenden

Filtration:

Eindampfen:

Destillation:



z.B. Destillation von Wein → Grappa
Bei der Destillation werden die Bestandteile Wasser Siedepunkt (Sdp.) 100 °C und Alkohol Sdp. 78 °C durch Verdampfen und Kondensation getrennt. Je grösser der Unterschied der Siedepunkte, um so vollständiger ist die Trennung.

1.1.3 Elemente und Verbindungen



Thermolyse (Hitzespaltung) von Glucose (Traubenzucker)



Elemente sind reine Stoffe, die sich durch chemische Vorgänge nicht in andere Stoffe zerlegen lassen.

Verbindungen sind reine Stoffe, die aus Elementen aufgebaut sind und sich in mindestens zwei verschiedene Elemente zerlegen lassen.

Elemente



Verbindungen

Es sind Millionen von chemischen Verbindungen bekannt. Täglich kommen neue hinzu. Elemente gibt es jedoch nur etwa 100; von denen gehören etwa 80% in die Stoffklasse der Metalle.

Jedes Element ist mit einem eindeutigen Symbol international bezeichnet.

Sauerstoff

Eisen

Kohlenstoff

Chlor

Wasserstoff

Gold

Blei

Uran



Gesetz der konstanten Proportionen

Betrachtet man eine bestimmte Verbindung z.B. Glucose, so enthält sie die beteiligten Elemente in konstanten, unveränderlichen Massenverhältnissen: für die Glucose wäre das 37.5 % Kohlenstoff, 6.25 % Wasserstoff und 56.25 % Sauerstoff (Angaben in Massenprozent). Es gibt keine Glucose mit mehr oder weniger Sauerstoff. Dies wird als Gesetz der konstanten Proportionen bezeichnet.

1.1.4 Mischung und Verbindung

Vermischen (vermengen) sich zwei Stoffe, so sind die Eigenschaften des Gemisches durch die der reinen Stoffe gegeben und lassen sich abschätzen. Eine Mischung enthält die Komponenten in beliebigen Mengenverhältnissen.

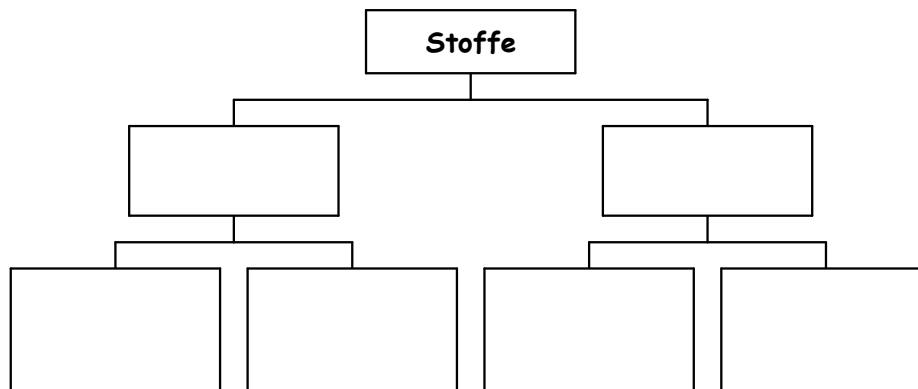
Verbinden sich zwei Stoffe und bilden dadurch eine neue Verbindung, so hat diese neue Verbindung andere chemische und physikalische Eigenschaften, die sich nicht aus den Eigenschaften der Ausgangsstoffe herleiten lassen.



Mischung (Physik)

Verbindung (Chemie)

Zusammenfassung der Stoffeinteilungen



Was gehört wohin?

Waschpulver

Sauerstoff

Wasser (Qualitäten?)

Milch

Müesli

Speisesalz

Currypulver

1.2 Die Aggregatzustände

Die Zustandsformen der Materie fest (*s = solid*), flüssig (*l = liquid*) und gasförmig (*g = gaseous*) werden als die 3 Aggregatzustände bezeichnet.



1.3 Enthalpie

Bei dem Satz von Goethe „Verbinden sich zwei Stoffe und bilden dadurch eine neue Verbindung...“ stellt sich die Frage: „Warum sollten Stoffe eine neue Verbindung eingehen und was ist eine chemische Reaktion?“



Reaktion von Wasserstoff mit Luft: Knallgasreaktion

1.3.1 Aktivierungsenthalpie und Katalysator

Obwohl bei der Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff sehr viel Energie in Form von Wärme frei wird, startet die Reaktion bei Raumtemperatur nicht von selbst. Zum „Starten“ wird Energie benötigt, die sogenannte Aktivierungsenthalpie (ΔH^\ddagger).

Eine Reaktion kann oft auch gestartet werden, indem ein Katalysator verwendet wird. Katalysatoren setzen die Aktivierungsenthalpie herab. Damit erhöhen sie gleichzeitig die Reaktionsgeschwindigkeit. Sie nehmen an der Reaktion teil, gehen aber aus der Reaktion unverändert hervor und liefern keine Energie.

1.3.2 Reaktionsenthalpie

Die Reaktionsenthalpie (en (gr.) = darin, thalpos (gr.) = Wärme) ($\Delta_R H$) ist die Energiemenge, die ein System bei konstantem Druck als Wärme an die Umgebung abgibt oder von ihr aufnimmt. Wird Wärme abgegeben so spricht man von einer exothermen Reaktion, wird Wärme aufgenommen, spricht man von einer endothermen Reaktion.



Beispiele und Energiediagramme:



1.4 Verbrennung, Sauerstoff und Luft



Verbrennung von Magnesium

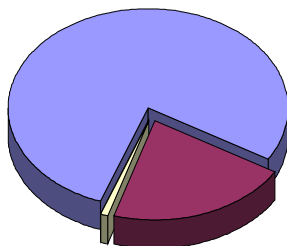
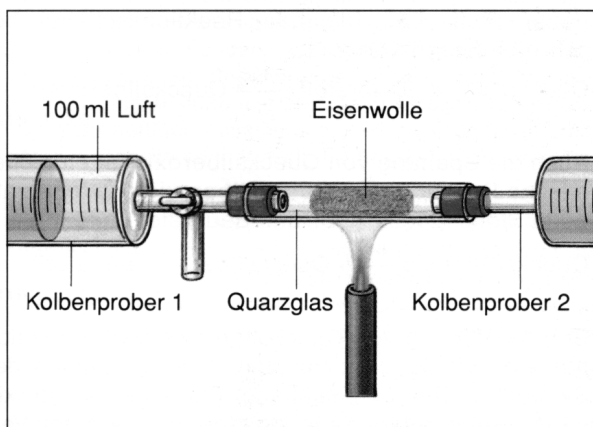
Die Verbrennung stellt eine Besonderheit einer exothermen Reaktion dar. Sie läuft sehr heftig unter Flammenbildung ab. Bei der Verbrennung z.B. von Holz mit Sauerstoff entstehen heisse, gasförmige Produkte, die als leuchtende Flammen zu erkennen sind. Gleichzeitig verbrennen Kohlenstoffpartikel in der Flamme, die ein Leuchten verursachen. Das Gleiche geschieht bei einer brennenden Kerze, bei der der im Wachsampf enthaltene Kohlenstoff glüht, gleichzeitig aber auch der heisse Wachsampf leuchtet.

1.4.1 Zusammensetzung der Luft

Der für die Verbrennung notwendige Sauerstoff ist in der Luft vorhanden. Die Luft ist ein Gasgemisch, vor allem bestehend aus Stickstoff und Sauerstoff, etwas Edelgasen und Kohlenstoffdioxid.



Luftanalyse: Verbrennen von Eisenwolle



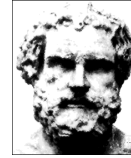
Eine Verbrennung, also die Reaktion eines Stoffes mit Sauerstoff wird auch als Oxidation bezeichnet. Das Gegenteil einer Oxidation wird als Reduktion bezeichnet also z.B. die Entfernung von Sauerstoff aus einer Verbindung.



1.5 Aufbau der Materie

1.5.1 Das Atom: Demokrit & Dalton

Der griechische Philosoph Demokrit prägte etwa 400 vor Chr. den Atombegriff: die Materie besteht aus kleinen, unsichtbaren, unzerstörbaren Partikeln, den Atomen (atomos: unteilbar).



Die Oberflächen einzelner Atome wie auch der Atomaufbau können auch heute noch nicht sichtbar gemacht werden. Daher muss man sich auf Modelle beschränken, wenn man den Atomaufbau erklären will.

1.5.2 Das Denken in Modellen

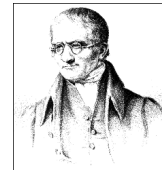
Modelle sind nur grobe Beschreibungen der Wirklichkeit, nicht aber die Wirklichkeit selbst. Das Plastikmodell eines Jumbo-Jets ist sehr hilfreich für das Verstehen des Aufbaus eines Flugzeugs, es fliegt aber selbst nicht und kann nie so präzise aussehen wie ein Flugzeug selbst. Man kann bei Modellen also nicht von falsch oder richtig sprechen, sondern nur von brauchbar oder unbrauchbar.

Modelle in der Chemie werden u.a. für das Verstehen des erkennbaren Verhaltens von Stoffen herangezogen. Modelle sind Phantombilder aufgrund von Fahndungsergebnissen dieses Verhaltens der Stoffe.



1.5.3 Das Dalton'sche Atommodell

Der englische Naturforscher John Dalton (1766-1844) griff erst zu Beginn des 19. Jahrhunderts die Vorstellungen Demokrits wieder auf, und entwickelte ein Modell der Materie, das seinen gefundenen experimentellen Ergebnissen am nächsten kam.






Es umfasst 4 Hauptaussagen

- Jedes Element besteht aus kleinsten, nicht weiter teilbaren Teilchen, den Atomen.
- Die Atome eines Elements haben alle die gleiche Masse, die Atome unterschiedlicher Elemente haben damit auch unterschiedliche Massen.
- Atome können durch chemische Vorgänge weder vernichtet noch erzeugt werden.
- Bei chemischen Reaktionen werden die Atome der Ausgangsstoffe neu angeordnet, d.h. chemische Reaktionen sind Umgruppierungen von Atomen.

1.6 Chemische Zahlensymbolik: Index und stöchiometrischer Koeffizient

Stöchiometrischer Koeffizient:

Chemisches Symbol	Bedeutung	Zusammensetzung
H_2O	Ein Wassermolekül:	 Zwei H-Atome und ein O-Atom
$2 \text{H}_2\text{O}$	Zwei Wassermoleküle:	 Vier H-Atome und zwei O-Atome
H_2O_2	Ein Wasserstoffperoxidmolekül:	 Zwei H-Atome und zwei O-Atome

Index:

Kombinationen der beiden Möglichkeiten sind erlaubt, Beispiel $3 \text{H}_2\text{O}$: total 6 H-Atome, 3 O-Atome
 Berechne die Anzahl aller Atomsorten folgender Verbindungen: 3CO_2 , 4NH_3 , 5CH_4 , $6\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

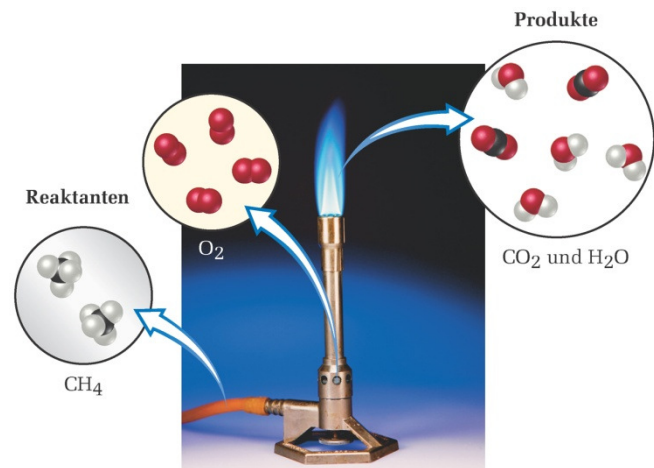


Beispiel einer chemischen Reaktion: Anwendung des Dalton'schen Atommodells.

Methan reagiert mit Sauerstoff in einem Bunsenbrenner unter Bildung einer Flamme. In dieser Reaktion sind das in Erdgas enthaltene Methan (CH_4) und der Sauerstoff (O_2) aus der Luft die Reaktanten und Kohlendioxid (CO_2) und Wasser (H_2O) die Produkte der Reaktion.

Reaktionsgleichung: $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Sind die Daltonaussagen erfüllt?



Lösung dieses Problems? Suche für die Reaktionsgleichung...



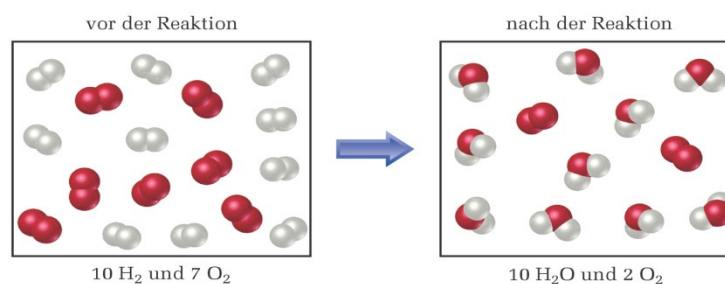
derartige ganzzahlige Koeffizienten a , b , c und d , so dass die 3. Daltonaussage wahr ist.

Reaktionsgleichungen

Aufgaben: Bestimme in den folgenden Reaktionsgleichungen jeweils die stöchiometrischen Koeffizienten.

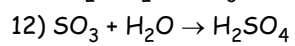
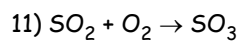
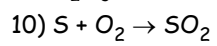
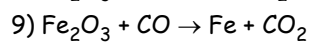
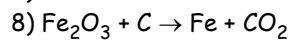
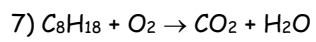
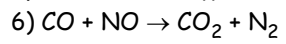
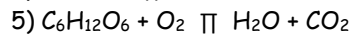
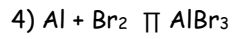
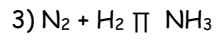
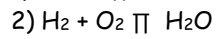
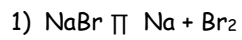
- Anzahl der Atome auf der linken Seite einer Reaktionsgleichung = Anzahl der Atome auf der rechten Seite.
- Atome werden umgruppiert. Die Information, wer zu wem passt, wird jeweils geliefert.
- Zahlen vor die Teilchen schreiben. NICHT die Stoffe verändern, weder bei den Edukten noch bei den Produkten.

Beispiel eines limitierenden Reaktanten. H_2 wird vollständig in der Reaktion verbraucht und ist daher der limitierende Reaktant. Weil am Beginn der Reaktion mehr als die stöchiometrische Menge an O_2 vorhanden war ('genau richtig viel'), bleibt ein Teil am Ende der Reaktion zurück. Die Menge des gebildeten H_2O hängt direkt von der Menge des verbrauchten H_2 ab.





Aufgaben:





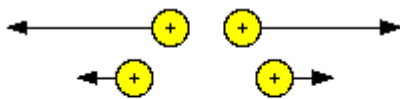
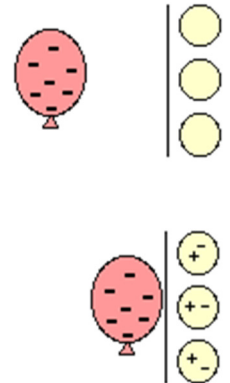
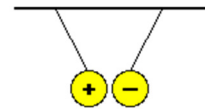
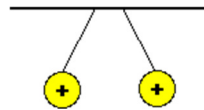
1.7 Das Coulomb'sche Gesetz

Diese Kraft wirkt zwischen elektrisch geladenen Körpern. Gleichartig geladene Körper stoßen sich ab, entgegengesetzt geladene ziehen sich an.

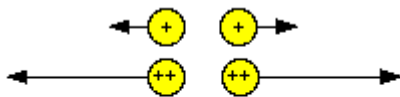
Es gibt Leute, die behaupten, mit dem Coulomb'schen Gesetz könne man etwa 75% der Chemie erklären. Da ist viel Wahres dran. Charles Augustin de Coulomb (1736-1806) war französischer Physiker und Generalinspekteur des Unterrichtswesens.



Coulombsches Gesetz und praktische Bedeutung



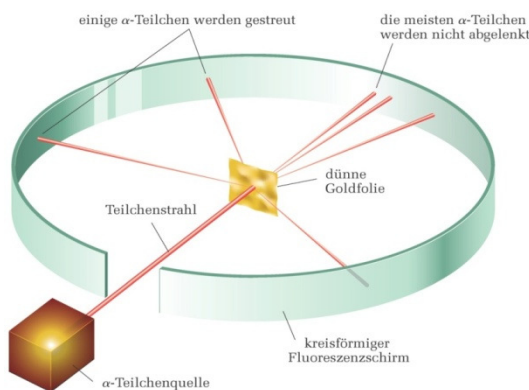
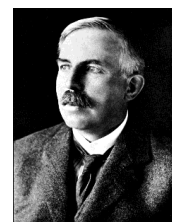
double the distance, force drops to 1/4



double the charge, force increases by factor of 4

1.8 Das Atom: Rutherford-Atommodell

Der englische Physiker Ernest Rutherford (1871 - 1937) untersuchte den Aufbau der Atome. 1911 beschrieb er das Atom als eine Art Kirschenmodell, das auf langwierigen Versuchen mit sehr dünner Goldfolie beruhte. Rutherford beschoss die Folie mit sog. α -Strahlen. Diese Strahlung besteht aus positiv geladenen Teilchen, die etwa die gleiche Masse wie Helium besitzen und die etwa so gross wie Atomkerne sind.

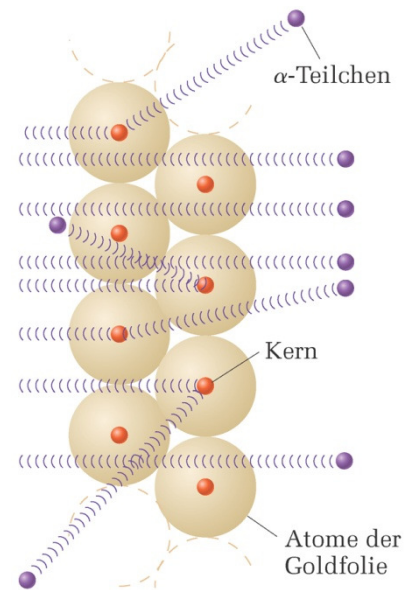


Beobachtungen und erste, vorsichtige Interpretationen Rutherfords



1.9 Das Kern-Hülle Modell

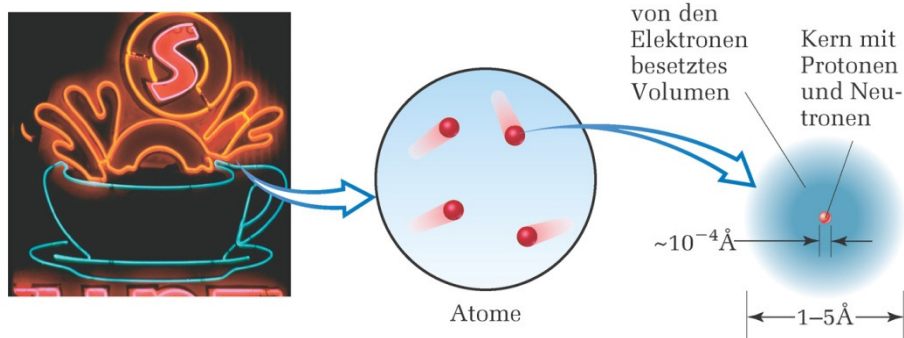
- Das Atom besteht aus Atomhülle und Atomkern.
- Der Atomkern ist positiv geladen und besteht aus Protonen (positive Ladung). [Der Kern enthält auch die Neutronen (ungeladen). Sie wurden erst später entdeckt.]
- In der Atomhülle befinden sich die negativ geladenen Elektronen. Da Atome eine neutrale Ladung aufweisen, ist gezwungenermassen die Anzahl der Protonen und der Elektronen identisch.
- Die Masse (Gewicht) befindet sich fast ausschliesslich (99.9%) im Kern, die Hülle ist beinahe masselos (0.1% der Masse des Atoms).
- Das Volumen des Atoms wird fast ausschliesslich durch die Atomhülle bestimmt. Der Durchmesser der Atomhülle ist ca. 10^{-10} m, der des Atomkerns ca. 10^{-15} m. Vergleicht man die Grösse des Atoms mit der Grösse des Atomkerns, so ist der Atomkern etwa 100000-mal kleiner als das Atom.



Grössenvergleich Kern/Hülle

Wie gross ist die Atomhülle, wenn der Atomkern der Grösse eines Stecknadelkopfes ($d = 2$ mm) entspräche? Mit welchem existierenden Objekt kann man einen Vergleich anstellen?

Unser Atommodell:





1.10 Elementarteilchen

Als Elementarteilchen werden die Bausteine der Atome bezeichnet. Elektronen (elektron (gr.) = Bernstein; Bernstein lässt sich durch Reiben mit einem Fell elektrisch aufladen), Protonen (proton (gr.) = erstes, Ur-Teilchen) und Neutronen (ne-utrum (lat.) = keines von beiden, weder positiv noch negativ geladen) sind solche Elementarteilchen, die für die Chemie bedeutend sind. Streng genommen sind nur die Elektronen Elementarteilchen, da Protonen wie auch Neutronen noch aus anderen Elementarteilchen bestehen: einem Zoo von z.Zt. 400 Stück, unter denen sich auch die Quarks befinden.

Obwohl Materie insgesamt elektrisch neutral ist, besteht sie doch aus elektrisch geladenen Teilchen. Dies lässt sich mit den Coulomb'schen Kräften erklären.

Elementarteilchen	Symbol	Ort	elektrische Ladung	Masse in Atomarer Masseneinheit u (units) 1 Unit = $1.66 \cdot 10^{-24}$ g
Proton				
Neutron				
Elektron				

Die starke Kernkraft

Aufgrund des Coulomb'schen Gesetzes müsste der Kern eigentlich instabil sein, da sich die Ladungen der Protonen abstoßen. Dies ist nicht der Fall, da im Kern die starke Kernkraft wirkt. Sie hat eine sehr geringe Reichweite (10^{-15} m), ist aber sehr viel stärker als die Coulomb'sche Kraft.

1.10.1 Ordnungszahl → Ordnung der Elemente im PSE

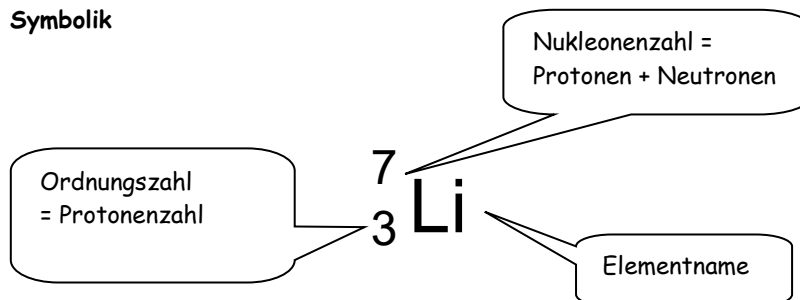
Die etwa 100 existierenden Elemente werden nach der Anzahl der Protonen im Periodensystem geordnet. Die Zahl der Protonen im Atomkern wird Ordnungszahl (oder Kernladungszahl) genannt. Damit ist das Element eindeutig beschrieben: Kohlenstoff hat 6 Protonen, Aluminium 13 und Platin 78.

Die Anzahl der Elektronen entspricht der Anzahl der Protonen, da das Atom nach aussen ungeladen ist.

1.10.2 Nukleonenzahl

Die Anzahl der Neutronen ist (in gewissen Grenzen) unabhängig von der Anzahl der Protonen. Neutronen und Protonen werden aufgrund ihrer Funktion unter dem Oberbegriff „Nukleonen“ (nucleus (lat.) = Kern) zusammengefasst. Die **Summe** der Protonen und Neutronen im Atomkern wird als Nukleonenzahl bezeichnet.

Symbolik



	Lithium	Wasserstoff	Chlor	Kohlenstoff	Chrom
Element-symbol	Li	H	Cl	C	Cr
Ordnungszahl					
Protonenzahl					
Neutronenzahl					
Elektronenzahl					
Symbolik					



1.10.3 Isotope

Bei Chlor wird eine „runde“ Zahl von 17 für die Ordnungszahl aber eine krumme Zahl von 35,453 für die Massenzahl angegeben. Bedeutet das, dass sich im Atomkern 18,453 Neutronen aufhalten? Die Zahlen sind nicht fiktiv, sondern können aus Messungen im Massenspektrographen gewonnen werden.

Da die Anzahl der Neutronen im Atomkern (in gewissen Grenzen) unabhängig von der Anzahl der Protonen ist, besteht die Möglichkeit, dass manche Atome ein oder mehrere Neutronen mehr besitzen, als man üblicherweise annehmen würde. Da die Protonenzahl identisch ist, spricht man vom selben Element aber von unterschiedlichen Atomsorten. Im Periodensystem stehen beide Atomsorten also an identischer Stelle (isos (gr.) = gleich, topos (gr.) = Platz). Diese sog. Isotope sind chemisch praktisch nicht unterscheidbar.

	Isotopen Bezeichnung	natürliche Isotopenhäufigkeit	Elementarteilchen im Kern	Durchschnittliche Masse
Chlor	$^{35}_{17}\text{Cl}$ $^{37}_{17}\text{Cl}$	75.77% 24.23%	17p, 18n 17p, 20n	
Wasserstoff	^1_1H ^2_1H	99.985% 0.015%		
Kohlenstoff	$^{12}_6\text{C}$ $^{13}_6\text{C}$	98.89% 1.11%		
Schwefel	$^{32}_{16}\text{S}$ $^{33}_{16}\text{S}$ $^{34}_{16}\text{S}$ $^{36}_{16}\text{S}$	95.0% 0.76% 4.22% 0.02%		

Bedeutung der abgedruckten Atommasse im Periodensystem

Definitionserweiterung



Elemente: Ein chemisches Element besteht aus Atomen mit der gleichen Protonenzahl.

Verbindungen: Eine Verbindung ist aus Atomen mit verschiedener Protonenzahl aufgebaut.

Isotope: Isotope oder isotope Atome sind Atomsorten des gleichen Elements mit verschiedener Neutronenzahl und damit unterschiedlicher Masse.

Elemente sind reine Stoffe, die sich durch chemische Vorgänge nicht in andere Stoffe zerlegen lassen.

Verbindungen sind reine Stoffe, die aus Elementen aufgebaut sind und sich in mindestens zwei Elemente zerlegen lassen.



1.11 Moleküle und Atome

Das Periodensystem zeigt 11 gasförmige Elemente. Manche sind molekular aufgebaut, manche kommen atomar vor. Je nach Gas ist die Art der Teilchen verschieden.

Der Begriff "Molekül" ist streng definiert:

Moleküle sind durch eine chemische Bindung zusammengehaltene Teilchen von mindestens 2 gleichartigen oder verschiedenen Nichtmetall-Atomen.



Beispiele für Moleküle

Gasförmige Elemente	
Molekular vorkommende Elemente	atomar vorkommende Elemente



1.12 Einführung in die Stöchiometrie



Worum geht es? Bei chemischen Reaktionen ist auf der einen Seite wichtig zu wissen, wer mit wem in welchem Zahlenverhältnis reagiert und auf der anderen Seite ist auch für umweltschutzrelevante Fragen wichtig zu wissen, wie viel denn von der Komponente A und von der Komponente B benötigt wird, d.h. in welchem Massenverhältnis Stoffe miteinander reagieren. Neben qualitativen Aussagen sind also auch die quantitativen Berechnungen von Nutzen.

Die Stöchiometrie (stōcheion (gr.) = Grundstoff, metron (gr.) = Masse) beschreibt die quantitativen Beziehungen bei chemischen Reaktionen.

Alltagsbeispiel, Kuchen backen: 5 Eier, 175 g Zucker, 1 Prise Salz, 1 EL heisses Wasser, 1 Zitrone, abgeriebene Schale, 150 g gemahlene Haselnüsse, 75 g Mehl, 1 TL Backpulver

Beispiele aus der Chemie:

Wie viel Liter Luft werden benötigt, wenn ein Auto von Zürich nach Chur fährt, ca. 100 km? .

Wie viel Gramm Sauerstoffgas benötigt man bei der Herstellung von einem Liter Wasser?

- Wie viele Sauerstoffatome sind dies überhaupt?

1.12.1 Rechnen mit grossen und kleinen Zahlen

Zur Erinnerung $10^{-3} = 0.001$

$10^4 = 10'000$

$5 * 10^{-6} \neq 5^{-6}$

Welches ist die grösste Zahl? Mathematik ...




Welches ist die grösste benannte und sehr bekannte Zahl?

-



1.12.2 Chemische Zahlensymbolik: Index und stöchiometrischer Koeffizient

Stöchiometrischer Koeffizient:

Chemisches Symbol	Bedeutung	Zusammensetzung
H_2O	Ein Wassermolekül:	 Zwei H-Atome und ein O-Atom
$2 H_2O$	Zwei Wassermoleküle:	 Vier H-Atome und zwei O-Atome
H_2O_2	Ein Wasserstoffperoxidmolekül:	 Zwei H-Atome und zwei O-Atome

Index:

Kombinationen der beiden Möglichkeiten sind erlaubt, Beispiel $3 H_2O$: total 6 H-Atome, 3 O-Atome

Berechne die Anzahl aller Atomsorten folgender Verbindungen: $3CO_2$, $4NH_3$, $5 CH_4$, $6C_6H_{12}O_6$



1.12.3 Das Mol und die Avogadro-Konstante (N_A)

Aufgabe: Bestimme die Anzahl der Reiskörner in einem Kilogramm Risotto-Reis!



Die atomare Masseneinheit u ("unit")

Früher glaubte man (kurzzeitig), dass grössere Atome aus lauter Wasserstoffatomen aufgebaut sind. Diese Vorstellung musste man aufgeben. Als atomare Masseneinheit u hat man trotzdem einen Wert gewählt, der sehr nahe bei der Masse des Wasserstoffatoms liegt. Seit 1961 gilt einheitlich weltweit:

Die atomare Masseneinheit u („unit“) ist der 12. Teil der Masse eines Kohlenstoffatoms des Isotops ^{12}C und beträgt $1,66054 \cdot 10^{-24}$ g oder $1 \text{ u} = \frac{1}{12} m(^{12}\text{C})$



Berechnen Sie die Anzahl der ^{12}C -Isotope in 12 g. Hinweis und Frage: ein ^{12}C -Isotop wiegt wieviele units?

Es sollen folgende Definitionen gelten:

Ein **Mol** ist die Substanzmenge, die gleich viele Teilchen enthält, wie Atome in 12.000 g Kohlenstoff vorhanden sind. Die Anzahl dieser Teilchenmenge beträgt $6.022 \cdot 10^{23}$. Man nennt sie auch die **Zahl von Avogadro**, abgekürzt geschrieben als N_A . (Hinweis $6.022 \cdot 10^{23} \text{ u} = 1 \text{ g}$)

Die **Molare Masse M** (oder kurz **Molmasse**) beschreibt, wieviel Gramm einer Substanz einem mol entspricht. Die Einheit der molaren Masse ist g/mol, Beispiel: $M(^{12}\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$.



Studiere folgende Aussagen:

Ein ^{12}C -Isotop hat die Masse von 12 u, ein Mol (also $6.022 \cdot 10^{23}$) ^{12}C -Isotope hat die Masse von 12.000 g.

Ein Mol C (98.1% ^{12}C -Isotop sowie 1.9% ^{13}C -Isotop) wiegen total 12.011 g, $M(\text{C}) = 12.011 \text{ g/mol} \sim 12 \text{ g/mol}$.

Ein Mol O (99.762% ^{16}O , 0.038% ^{17}O , 0.2% ^{18}O) wiegen total 15.9994 g, $M(\text{O}) = 15.9994 \text{ g/mol} \sim 16 \text{ g/mol}$.

Ein Mol H (99.9% ^1H , 0.1% ^2H) wiegen total 1.00794 g, $M(\text{H}) = 1.00794 \text{ g/mol} \sim 1 \text{ g/mol}$.

Übungen (Hinweis: mit gerundeten Zahlen rechnen)

- Wie gross ist die Masse eines Mols C-Atome?
- Wie gross ist die Masse eines Mols O-Atome?
- Wie gross ist die Masse von einem Mols CO_2 -Teilchen?
- Wie gross ist die Masse von 2 Mol CO_2 ?
- Wie gross ist die Masse von einem Mol Wasser?
- Wie gross ist die Molmasse von Wasser?
- Wie viele Wasserteilchen befinden sich in einem Liter Wasser?



Aufgabe:

Es schneit in der ganzen Schweiz.



- Wie viele Schneeflocken werden benötigt, um die ganze Schweiz mit einer einzigen Schicht von Schneeflocken zu bedecken?
- Wie hoch (in km) wäre die Schneeschicht über der ganzen Schweiz wenn ein Mol Schneeflocken fallen würde?

Annahme: eine Schneeflocke sei quadratisch, mit einer Seitenlänge von je 5 mm und einer Höhe von 1 mm. Die Schneeflocken fallen gerecht, d.h. gleichmässig verteilt. Zudem liegen sie nicht auf ihrer Seitenkante.

Hinweis: $5 \text{ mm} = 0.5 \text{ cm} = 5 \cdot 10^{-1} \text{ cm} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ m} = 5 \cdot 10^{-6} \text{ km}$



1.12.4 Exkurs: Abschätzung der Avogadro-Konstante mit dem Ölfleckversuch:

Die Idee hinter diesem Experiment kannst Du nachvollziehen, indem Du z.B. Mohnsamen als Modell für Öl nimmst und sich die Frage stellt, wie gross der Durchmesser eines Mohnsamens ist. Eine direkte Messung geht nicht, da der Mohnsamendurchmesser zu klein für übliche Lineale ist:

- Miss x ml Mohnsamen in einem Messzylinder ab.
- Breite dieses Volumen in möglichst dünner zusammenhängender Schicht in einer Schale aus.
- Ermittle die Mohnsamen-Fläche F aus dem Durchmesser des "Mohnsamenflecks" in der Schale.
- Berechne die Dicke der Mohn-Körner aus Volumen des Mohns

Öltropfen-Versuch¹:

Bringt man einen Tropfen Ölsäure auf Wasser, so breitet diese sich auf der Oberfläche aus und bildet einen monomolekularen Film. Die Dicke der Schicht d entspricht also annähernd dem Durchmesser eines Ölsäuremoleküls. In einer Näherung nimmt man nun an, dass ein Ölsäuremolekül das Volumen d^3 . Bei bekanntem Gesamtvolumen kann man daher die Anzahl der Ölsäuremoleküle und bei Umrechnung auf 1 mol den Wert der Avogadro-Konstante N_A berechnen.

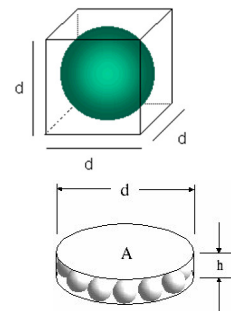
Gegeben:

M (Ölsäure) = 282.47 g/mol

Dichte (Ölsäure) = 0.89 g/cm³

V eines Tropfens Ölsäure-Lsg. (0.05%ig) = 0.02 cm³ (entspricht 10⁻⁵ cm³ reine Ölsäure)

r (Kreis) = 6.5 cm



¹ From <http://www.uni-bayreuth.de/departments/ddchemie/umat/avogadro/avogadro.htm>



1.12.5 Reaktionsgleichungen und Massenberechnungen

Massenberechnungen

Worum geht es? Wenn im Alltag ein Kuchen gebacken wird, so wird ja auch nicht zu 100 g Mehl 5 Tonnen Butter hinzugegeben, sondern genau so viel wie nötig ist um einen guten Kuchen zu backen. Das gleiche Vorgehen beobachtet man in der Chemie. Da die **Anzahl der miteinander reagierenden Teilchen bekannt** ist (durch die stöchiometrischen Koeffizienten sowie der Indices) kann aus der molaren Masse der beteiligten Substanzen die Masse aller beteiligten Teilchen berechnet werden.

Eine zentrale Rolle spielt folgende Gleichung

$$n = \frac{m}{M}$$

wobei

n = Anzahl mol der Substanz X (mol)

m = eingewogene Masse der Substanz X (g)

M = Molmasse der Substanz X (g/mol)

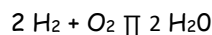


Beispiel: Aus Wasserstoffgas (H_2) und Sauerstoffgas (O_2) soll 100 g Wasser (H_2O) hergestellt werden.

Frage: Wie viel g H_2 resp. O_2 werden benötigt?

Lösungsrezept:

- 1) Reaktionsgleichung inklusive der stöchiometrischen Koeffizienten aufschreiben:



- 2) Anzahl Mol berechnen der gegebenen Substanz: 100 g H_2O

$$n = \frac{m}{M} = \frac{100 \text{ g}}{M(H_2O)} = \frac{100 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 5.56 \text{ mol (gerundet)}$$

- 3) Reaktionsgleichung analysieren

Für 2 Teilchen H_2O werden 2 Teilchen H_2 benötigt („genau gleichviel“)

Für 2 Teilchen H_2O wird 1 Teilchen O_2 benötigt („halb so viel“)

Für 5.56 mol H_2O wird genau gleichviel H_2 benötigt: 5.56 mol

Für 5.56 mol H_2O wird halb so viel O_2 benötigt: 2.78 mol

- 4) Aus der Gleichung $n=m/M$ nun die Massen m berechnen (Umformen: $m = n \cdot M$).

$$m(H_2) = 5.56 \text{ mol} \cdot M(H_2) = 5.56 \text{ mol} \cdot 2 \text{ g/mol} = 11.12 \text{ g}$$

$$m(O_2) = 2.78 \text{ mol} \cdot M(O_2) = 2.78 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g/mol} = 88.96 \text{ g}$$

- 5) Kontrolle! Die Summe der Masse der Edukte muss gleich der Summe der Masse der Produkte sein:

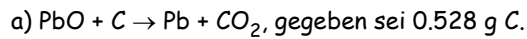
$$m(H_2) + m(O_2) \stackrel{?}{=} m(H_2O) \quad (11.12 \text{ g} + 88.96 \text{ g} \stackrel{?}{=} 100 \text{ g})$$

Tipp:

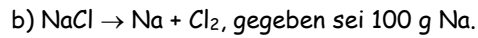
NIE die Teilchen verändern, also aus z.B. H_2O ein H_2O_2 machen. Die Edukte und Produkte werden in der Regel vom Lehrer aufgeschrieben.



Aufgaben: Berechnen Sie die Massen aller beteiligten Teilchen folgender Reaktionsgleichungen:



$$M(\text{PbO}) = 223.2 \text{ g/mol}, M(\text{Pb}) = 207.2 \text{ g/mol}, M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol}$$



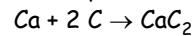
$$M(\text{NaCl}) = 58.5 \text{ g/mol}, M(\text{Cl}_2) = 71 \text{ g/mol}$$



$$M(\text{O}_2) = 32 \text{ g/mol}, M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 159.6 \text{ g/mol}$$

d) Natrium (Na) und Chlorgas (Cl_2) entstehen durch eine Schmelzelektrolyse (besonderes technisches Verfahren) aus Natriumchlorid (NaCl). Stelle die Reaktionsgleichung auf und berechne, wie viel Gramm Natriumchlorid eingesetzt werden müssen, um 100,0 g Natrium zu erhalten.

e) Calciumcarbid (CaC_2) ist eine Festsubstanz, die mit Wasser ein brennbares Gas entwickelt, wurde früher für Grubenlampen benötigt.



Wieviel kg CaC_2 erhält man, wenn man 50 kg Ca einsetzt? Wieviel kg Kohlenstoff wird dafür benötigt.

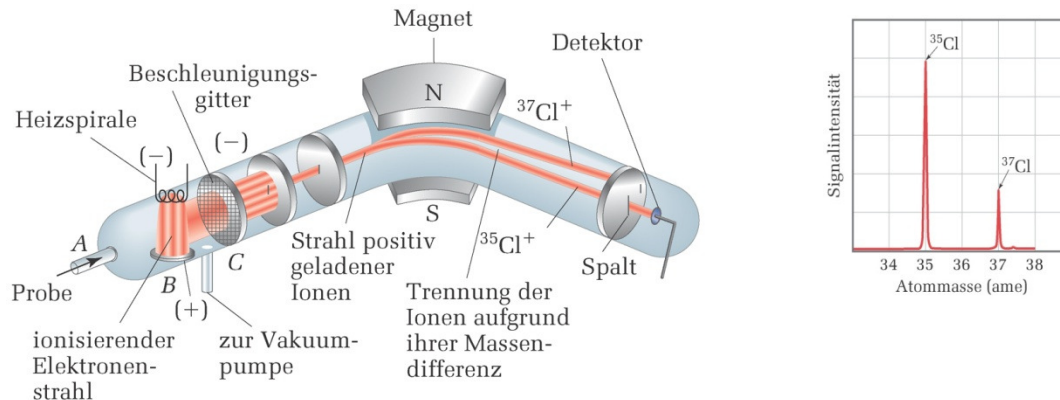
² Die Lösungen aller Aufgaben kann unter www.rainer.ch/hlm.html runter geladen werden.



1.13 Massenspektroskopie: Bestimmung der Atommasse

Die Atome sind so unvorstellbar klein, dass es unmöglich erscheint, deren Masse zu bestimmen. Mit Hilfe der sog. Massenspektroskopie ist dies jedoch sehr gut möglich.

Atome werden beschleunigt und in einem elektrischen Feld ionisiert. Ihnen wird ein Elektron entfernt und es entstehen geladene Teilchen sog. Ionen. Durch ein Magnetfeld werden diese Ionen aufgrund Ihrer Masse und ihrer Ladung abgelenkt. Dies geschieht umso leichter, je kleiner die Masse eines Atoms ist. Aus dem Mass der Ablenkung kann man auf die Masse des Atoms schliessen.



Ein Massenspektrometer. Auf der linken Seite des Spektrometers werden Cl-Atome eingeleitet und ionisiert. Die dabei entstehenden Cl^+ -Ionen werden anschließend durch ein magnetisches Feld geleitet. Beim Durchqueren des magnetischen Felds divergieren die Wege der beiden Cl-Isotope. Die schwereren $^{37}\text{Cl}^+$ -Ionen werden stärker abgelenkt als das $^{35}\text{Cl}^+$ -Ion.

1.14 Die Verhältnisformel

Chemische Vorgänge lassen sich genauer beschreiben, wenn anstelle von Stoffnamen die Formeln der Teilchenverbände angegeben werden. Daher werden in der Chemie häufig Formeln verwendet.

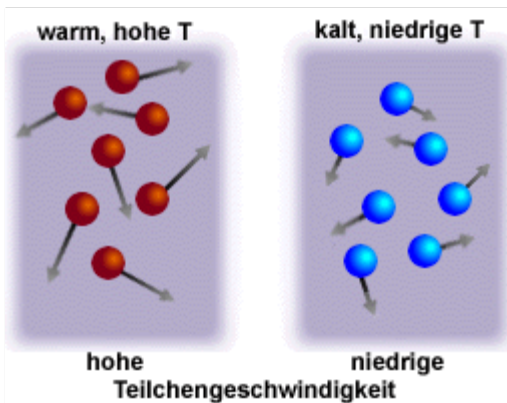
Die einfachste Formel ist die Verhältnisformel oder auch Substanzformel. Diese beschreibt das einfachste Atomzahlenverhältnis einer Verbindung. Daraus kann dann das Massenverhältnis der an der Verbindung beteiligten Elemente bestimmt werden. Die Verhältnisformel gibt keine Auskunft über die wirklichen Verhältnisse einer Verbindung.

Glucose findet sich in Biochemiebüchern als $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Welches ist die Verhältnisformel einer Verbindung, die aus 79.8 % Kupfer und 20.2 % Schwefel besteht? (immer Massenprozent) Starten Sie der Einfachheit halber mit 100 g der gesuchten Verbindung. Rechne mit exakten Zahlen.



1.15 Temperatur eines Körpers

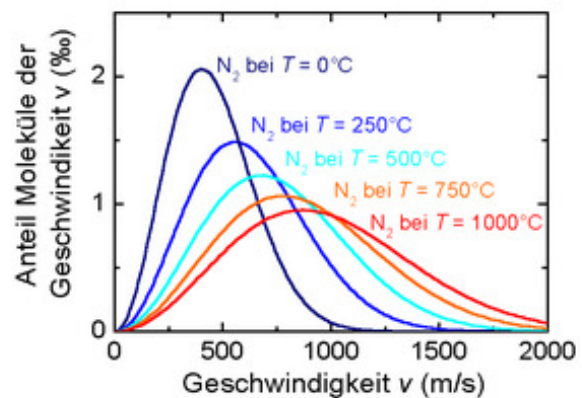
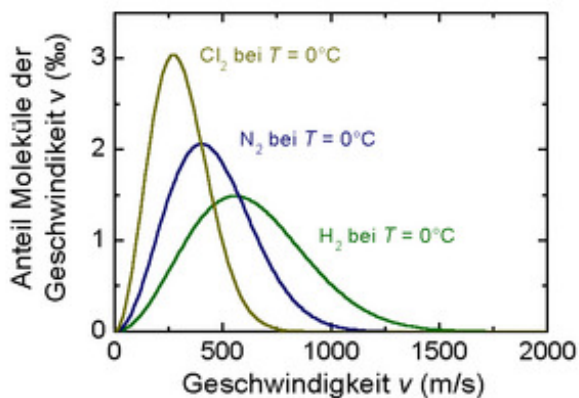


Was ist Wärme?

Wärme ist, vereinfacht gesprochen, die **kinetische** ('Bewegungs') **Energie** der Teilchen. Die Teilchen bewegen sich ungeordnet im Raum.

Als Beispiel kann ein Gas dienen. Der gesamte Energieinhalt des Gases ist die Summe der kinetischen Energien seiner Moleküle, d.h. $\text{Summe } E_{\text{kin}} = \text{Wärme}$

Werden von einem Gas die Geschwindigkeiten aller Teilchen gemessen und die Anzahl der Teilchen bestimmt, die jeweils die gleiche Geschwindigkeit aufweisen, so können folgende Diagramme erhalten werden.



Folgende Punkte fallen auf:

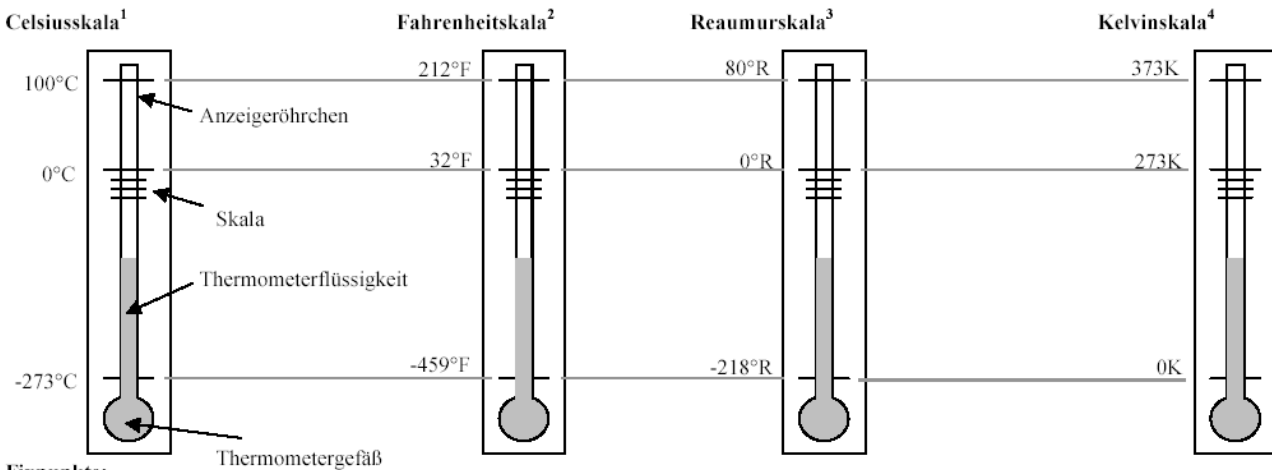
Die wahrscheinlichste Geschwindigkeit, also die Geschwindigkeit am Maximum der Verteilungsfunktion, berechnet sich folgendermassen:

Wie gross beträgt die wahrscheinlichste Geschwindigkeit für N_2 bei 800 K?

$$R = 8.314 \cdot 10^3 \text{ g m}^2 / (\text{s}^2 \text{ mol K})$$



Temperaturskalen



Fixpunkte:

0°C → Gefrierpunkt des Wassers	0°F → Temperatur einer Salmiak-Schnee-Mischung (≈ 17,8°C)	0°R → Gefrierpunkt des Wassers	0K → absoluter Nullpunkt
100°C → Siedepunkt des Wassers	100°F → Körpertemperatur (≈ 37,8°C)	80°R → Siedepunkt des Wassers	273,16K → Tripelpunkt ⁵ des Wassers (0,01°C)
ΔT = 1°C entspricht: 1°C	1,8°F	0,8°R	1K

Umrechnung:

$$T[°F] = \frac{9}{5} \vartheta[°C] + 32$$

$$\vartheta[°C] = \frac{5}{9} (T[°F] - 32)$$

$$T[°R] = \frac{4}{5} \vartheta[°C]$$

$$\vartheta[°C] = \frac{5}{4} T[°R]$$

$$T[K] = \vartheta[°C] + 273,16$$

$$\vartheta[°C] = T[K] - 273,16$$

¹ 1742 vom schwedischen Mathematiker und Geodäten Anders Celsius (1701-1744) eingeführt
² vom deutschen Physiker und Instrumentenbauer Daniel Gabriel Fahrenheit (1686-1736) eingeführt
³ vom Franzosen Rene Antoine Reaumur (1683-1757) eingeführt
⁴ vom englischen Physiker Lord Kelvin (1824-1907) eingeführt
⁵ Tripelpunkt des Wassers: Wasserdampf, flüssiges Wasser und Eis kommen hier gleichzeitig vor (genauer bestimmbar, als der Schmelzpunkt von Eis)

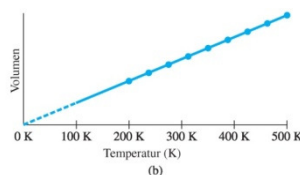
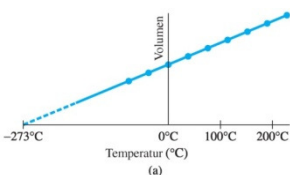
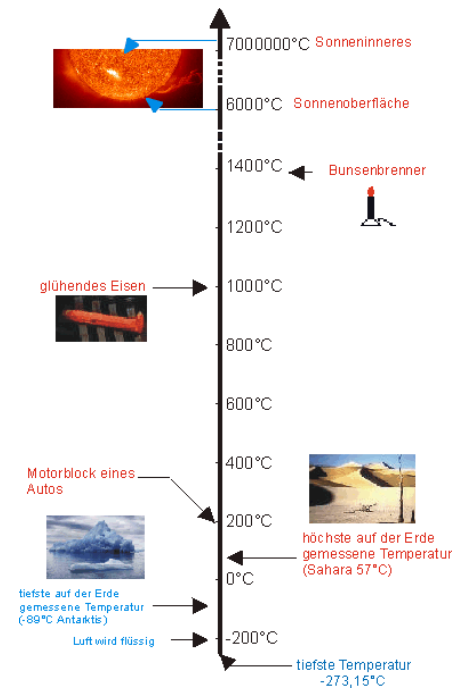
Was ist die niedrigste und was die höchste Temperatur in Grad Celsius?

Die niedrigste Temperatur liegt bei -273,15 Grad Celsius. In der Kelvin-Temperaturskala sind das 0 K, 0 Kelvin. Dies nennt man den "absoluten Nullpunkt". Es ist die Temperatur, bei der die Teilchen nicht mehr schwingen.

Temperatur ist durch Bewegung von Teilchen definiert. Ein Körper lässt sich so lange abkühlen, bis die Teilchen sozusagen erstarren. Diese niedrigste Temperatur ist für alle Stoffe gleich. Am absoluten Nullpunkt hört die Wärmebewegung der Teilchen auf.

Die Frage auch nach der maximalen Temperatur ist da nur logisch: Warum sollte es nach oben keine Begrenzung geben? Zum Beispiel eine durch die Lichtgeschwindigkeit begrenzte, die ja bekanntlich eine natürliche Obergrenze für bewegte Objekte darstellt.

Ausgehend davon, dass die Masse aller Teilchen im Universum endlich ist, ist auch die Menge der Energien begrenzt (E=mc²). Da für eine Erhöhung der Temperatur Energie nötig ist, ist die Maximaltemperatur spätestens dann erreicht, wenn alle verfügbaren Energieformen, an einem Punkt versammelt, in thermische Energie umgewandelt worden sind. Sie beträgt 1,41679 · 10³²K. Das sind ausgeschrieben 141.679.000.000.000.000.000.000.000.000 K



Das Volumen eines Gases bei konstantem Druck als Funktion der (a) Temperatur in °C und (b) der Temperatur in Kelvin



1.16 Das ideale Gas

Bisher wurden chemische Reaktionen mit Edukten beschrieben, die sich gut abwägen lassen. Nicht nur feste und flüssige Stoffe können reagieren, sondern auch Gase. Bei Gasen ist es viel handlicher ihr Volumen abzumessen, anstatt ihr Gewicht zu bestimmen.

Gibt es bei chemischen Reaktionen ein Gesetz von der Erhaltung des Volumens, analog zum Gesetz der Erhaltung der Masse?

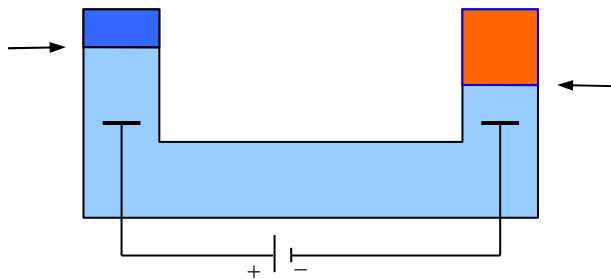
Zentrale Frage

Ist auch für Gase ein Zusammenhang von Volumen und Teilchenzahl vorhanden, wie bei Feststoffen und Flüssigkeiten ein Zusammenhang zwischen Masse und Teilchenzahl vorhanden ist? Darauf gibt Amadeo Avogadro eine Antwort.

1.16.1 Gesetz von Avogadro (1811)



Elektrolyse von Wasser

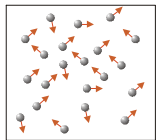


Das Gesetz wurde als Hypothese von Amadeo Avogadro (1776 - 1856) formuliert, jedoch erst später bestätigt.

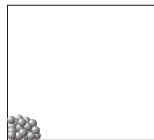
Verschiedene ideale Gase enthalten in gleichen Volumina gleich viele unabhängige Teilchen, vorausgesetzt Druck und Temperatur sind identisch.



Das heisst, z.B. ein Liter der Gase Wasserstoff oder Sauerstoff oder Kohlenstoffdioxid enthalten bei 0 °C und 1013 hPa gleich viele unabhängige Teilchen.



Volumen



Eigenvolumen

Das heisst aber auch, dass das Volumen eines Gases unabhängig ist von der Grösse und der Masse der Teilchen, sondern nur von der Anzahl der Gasteilchen. Dies liegt daran, dass der Abstand der Gasteilchen relativ gross ist (sehr viel grösser als bei Flüssigkeiten oder Festkörpern). Das Eigenvolumen spielt praktisch keine Rolle.

Nach Avogadro müssen 1 mol Teilchen ($6.022 \cdot 10^{23}$) eines beliebigen Gases das gleiche Volumen einnehmen.

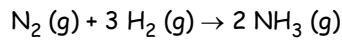
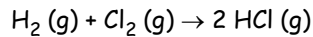
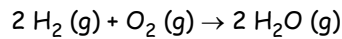
Unter Normalbedingungen beträgt das molare Volumen eines idealen Gases **22.4 Liter**.

Normalbedingungen heisst: 273,15 K und $1,013 \cdot 10^5$ Pa





Wie gross sind bei der Synthese von Wasser, Chlorwasserstoffgas (HCl, Salzsäure), Ammoniak (NH₃) die Volumenveränderungen?



*Beispiele
Aufgaben*

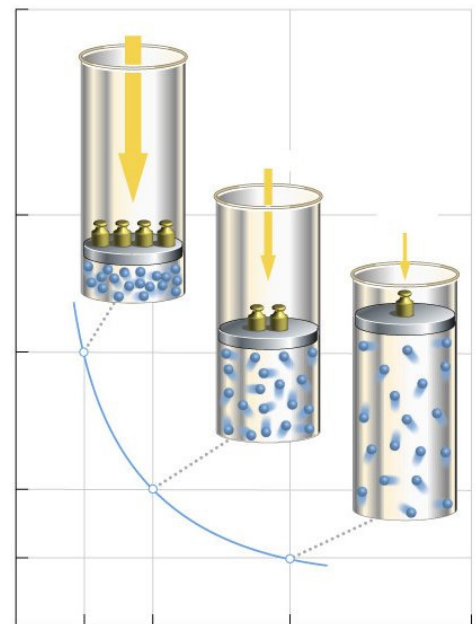
Neben den idealen Gasen, bei denen sich die einzelnen Teilchen nicht beeinflussen, existieren noch die realen Gase, bei denen es durch eine Beeinflussung der Teilchen untereinander zu einer Abweichung vom Gesetz von Avogadro kommt. Alle Gase an der Kanti werden als ideale Gase betrachtet. "Ideale Gase" und "Edelgase" sind keine synonymen Begriffe!

1.16.2 Das ideale Gasgesetz:

Ein Gas verhält sich ideal,

Das ideale Gasgesetz lautet

Wobei



Verschiedene Möglichkeiten:

Bei konstanter Temperatur gilt für ideale Gase:

Bei konstanten Volumen gilt für ideale Gase

Allgemeines Gasgesetz:

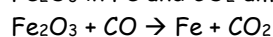
Für die Edelgase bedeutet das $6.022 \cdot 10^{23}$ Atome, für die übrigen Gase $6.022 \cdot 10^{23}$ Moleküle, die sich in 22.4 L befinden.

Rechenbeispiele:

Eine Gasprobe nimmt bei einem Druck von 75 kPa (,kiloPascal') ein Volumen von 360 ml ein. Welches Volumen nimmt die Gasprobe bei der gleichen Temperatur unter einem Druck von 100 kPa ein?

Das Volumen einer Gasprobe beträgt 462 ml bei 35°C und 115 kPa. Welches ist das Volumen bei Normalbedingungen?

Wieviel Liter CO(g), bei Normalbedingungen gemessen, werden benötigt, um 1.0 kg Fe₂O₃ in Fe und CO₂ umzusetzen? Reaktion:





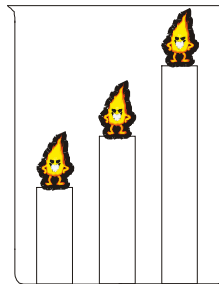
1.17 Dichte von Gasen

Warum werden Kinderballone mit Helium gefüllt?

Warum muss man vorsichtig sein, wenn man in ein Silo hinabsteigt?



Die Kerzenleiter



- Warum ist CO_2 schwerer als Luft und sinkt zu Boden?
- Berechnen die Dichten von O_2 , N_2 und CO_2 .
- Berechne die Dichte von Luft mit der Ihnen bekannten Luftzusammensetzung.



1.18 Die Konzentration

Mit dem Begriff der Konzentration wird beschrieben, welche Stoffmenge n (ausgedrückt in mol) sich in einem bestimmten Volumen V (ausgedrückt in Liter) befinden.

Die Stoffmengenkonzentration c ist der Quotient aus der Stoffmenge n eines Stoffes und dem Volumen V der Lösung.
 $c(\text{Stoff}) = n(\text{Stoff})/V(\text{Lösung})$



Konzentrationen werden demnach in $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ (also mol/L) angegeben.

Man gibt 5 g Kochsalz (NaCl) in 1 Liter Wasser. Welche Konzentration besitzt die Lösung?

*Beispiele
Aufgaben*

18 g Glucose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) werden in 120 mL Wasser gelöst. Berechne die Konzentration.

Bei der Herstellung eines Toilettenreinigers werden 20 g Natriumhydroxid-Plätzchen (NaOH) in 150 ml Wasser gelöst. Welche Konzentration hat die Lösung.

10 ml einer $20 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ Vitamin C Lösung wurden produziert. Welche Masse hatte die eingewogene Menge? ($M(\text{VitaminC}) = 176.13 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$)

**Lernkontrolle (kein Gewähr auf Vollständigkeit!):**

Mindestens folgende Begriffe sollten klar sein:

- Unterschied zwischen homogen und heterogenem Gemisch
- einige physikalische Trennmethoden nennen und anwenden können
- Unterschied zwischen Element und Verbindung
- Aggregatzustände
- Katalysator
- Aktivierungs- und Reaktionsenthalpie
- endotherm und exotherm
- Zusammensetzung der Luft
- Verbrennung
- Daltonsche Atommodell
- Coulombsche Gesetz
- Kern-Hülle Modell
- Elementarteilchen
- Ordnungszahl
- Atommassenzahl
- Isotop
- Molekül
- Molbegriff
- Avogadro-Konstante
- molare Masse
- Temperatur
- Wärmetransport
- Celsius und Kelvin
- ideales Gas
- Gasgesetz
- Dichte
- Konzentration
- ...
- ...
- ...

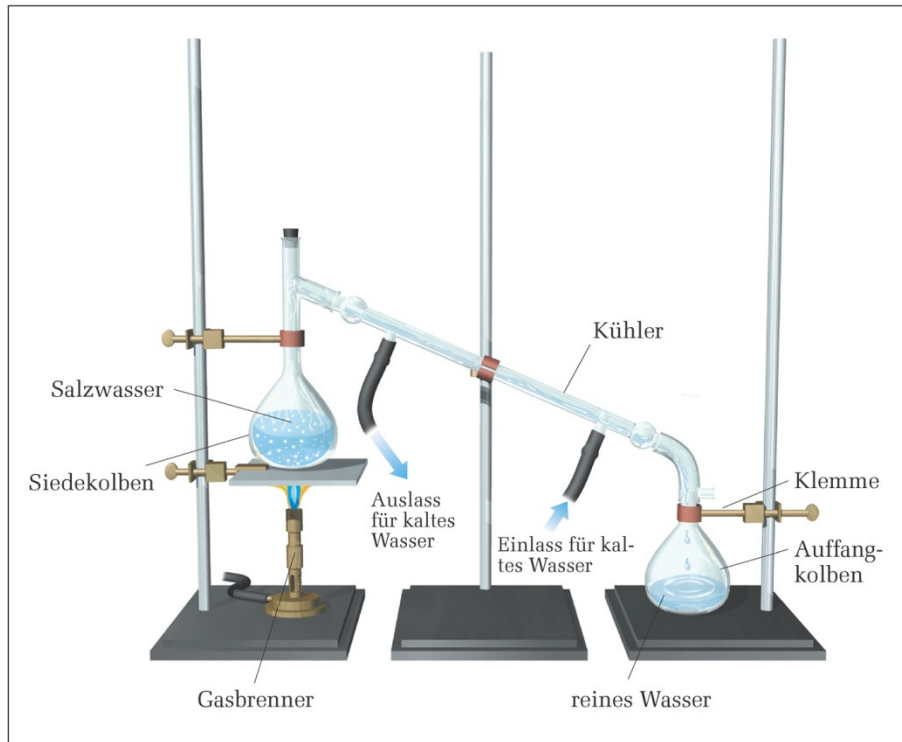


Abbildung 1.13: Destillation. Eine einfache Vorrichtung zur Trennung einer Natriumchloridlösung (Salzwasser) in ihre Bestandteile. Beim Kochen der Lösung verdampft das Wasser, das anschliessend wieder kondensiert und in einem Kolben aufgefangen wird. Wenn alles Wasser verdampft ist, bleibt im Siedekolben reines Natriumchlorid zurück.

Pearson, Allgemeine, 1



FRAGEN:

Wieso wurde atomic unit auf $1.66 \cdot 10^{-24}$ g definiert. Wieso nicht $1.0 \cdot 10^{-24}$ g ????????????

Definition ... unit = 1/12

Sind Molekulargewicht und Molmasse das gleiche?

<http://lexikon.meyers.de/>

Molekulargewicht, physikalisch ungenaue Bezeichnung für die (relative) Molekülmasse.

Molekülmasse, relative Molekülmasse, Formelzeichen M_r , früher **[relatives] Molekulargewicht**, eine Verhältnisgrösse, die analog zur relativen Atommasse A_r angibt, wievielfach die Masse eines bestimmten Moleküls ist als der zwölfte Teil der Masse eines Atoms des Kohlenstoffnuklids ^{12}C . Sie kann als Summe der relativen Atommassen der am Aufbau eines Moleküls beteiligten Atome berechnet werden, z.B. $M_r(\text{CH}_4) = A_r(\text{C}) + 4A_r(\text{H}) = 12 + 4 = 16$. Zum chemischen Rechnen wird in der modernen Chemie die molare Masse verwendet.

molare Masse, Molmasse, Formelzeichen M , SI-Einheit ist kg/mol; der Quotient aus der Masse m und der Stoffmenge n eines Stoffes. Der Zahlenwert der molaren Masse ist gleich dem der relativen Atombeziehungswise Molekülmasse (je nachdem, ob sich die Stoffmenge auf Atome oder Moleküle bezieht).

from <http://lexikon.meyers.de/wissen/Atommasse>:

Atommasse, 1) **relative Atommasse**, mitunter noch als **Atomgewicht** bezeichnet, Formelzeichen A_r ; die jedem Nuklid zugeordnete dimensionslose Verhältniszahl, die angibt, wievielfach die Ruhemasse m_a eines Atoms dieses Nuklids grösser ist als ein bestimmter Standard. Als solcher gilt seit 1961 das Kohlenstoffisotop ^{12}C , dessen relative Atommasse mit 12,000000 festgelegt wurde. Die relative Atommasse eines Nuklids beträgt daher $A_r = m_a/m_u$, wobei $m_u = 1$ u die **Atommassenkonstante** ($1/12$ der Masse eines ^{12}C -Atoms = $1,6605402(10) \cdot 10^{-27}$ kg) bedeutet.

2) **absolute Atommasse**, die tatsächliche Masse m_a von einzelnen Atomen eines Nuklids; sie wird in atomaren Masseneinheiten u angegeben, dadurch ist ihr Zahlenwert gleich der relativen Atommasse dieses Nuklids. Die Atommasseangaben des Periodensystems berücksichtigen die natürliche Isotopenverteilung der verschiedenen Elemente, stellen also Durchschnittswerte dar (natürlicher Kohlenstoff z. B. besteht nicht nur aus ^{12}C -Atomen, sondern enthält auch ^{13}C - und ^{14}C -Atome). Aus den Atommassen der Elemente kann man die Molekülmasse einer Verbindung berechnen.



1.19 Stöchiometrie: Berechnungen in der Chemie

Bei chemischen Reaktionen ist auf der einen Seite interessant wer mit wem in welchem Zahlenverhältnis reagiert und auf der anderen Seite ist auch sehr interessant, wie viel denn von der Komponente A und von der Komponente B benötigt wird, d.h. in welchem Massenverhältnis Stoffe miteinander reagieren. Neben qualitativen Aussagen sind also auch die quantitativen Berechnungen von Nutzen.

Die Stöchiometrie (stöcheion (gr.) = Grundstoff, metron (gr.) = Masse) beschreibt die quantitativen Beziehungen bei chemischen Reaktionen.

Zentrale Fragen, Beispiele

- In einem Cheminée liegen 3 kg Holz, die verbrannt werden sollen. Wieviel Liter Luft sind dazu notwendig? Genauer: Wieviel Liter Sauerstoff sind für eine vollständige Verbrennung, ohne umweltschädliches Russen und Qualmen nötig?
- Wenn 100 g Wasser in seine Bestandteile zerlegt wird (O_2 und H_2), welches Volumen nehmen diese Gase ein?
- Wieviele Wassermoleküle sind in einem Liter Wasser enthalten?

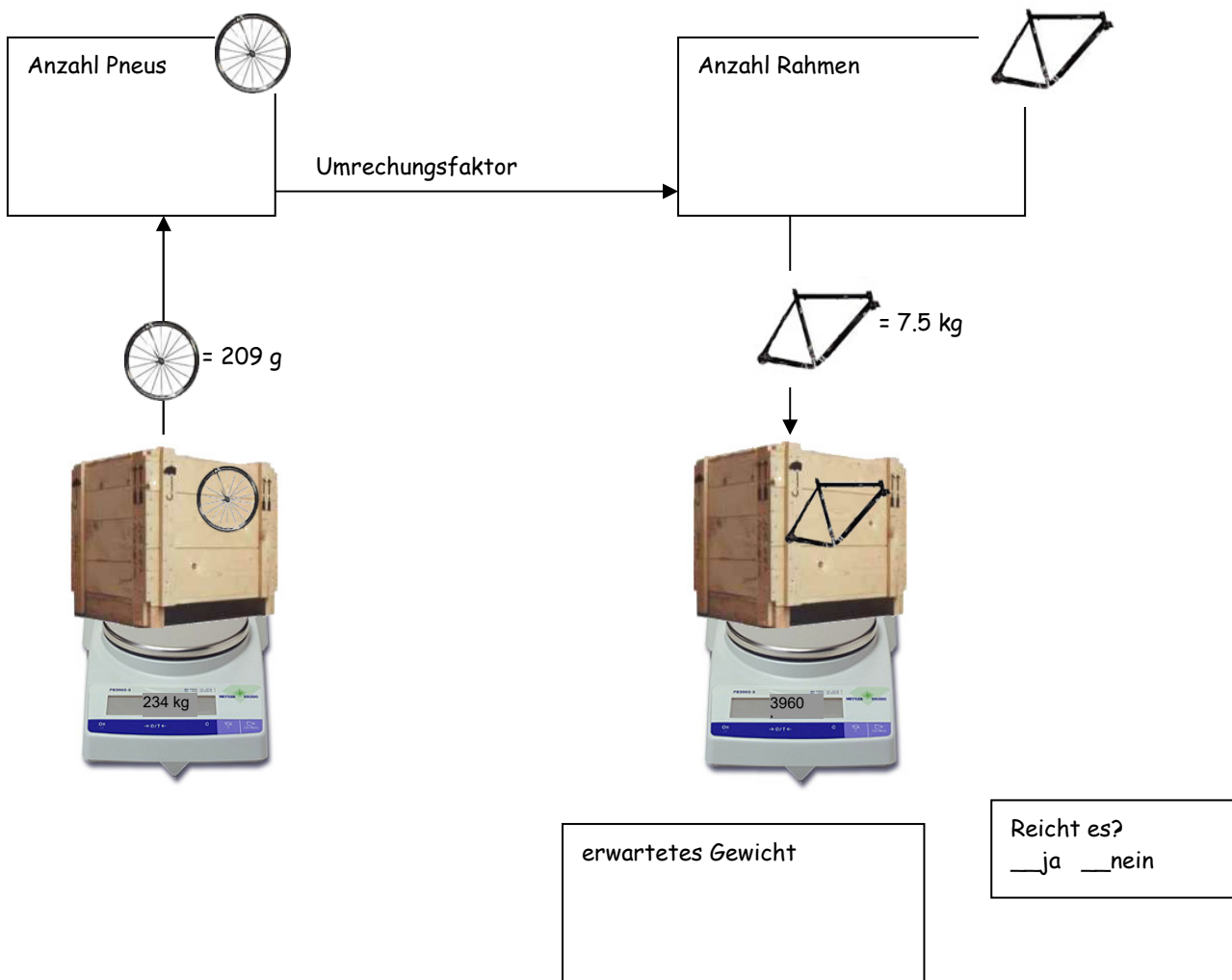
In den folgenden Abschnitten geht es darum, die Masse von Stoffen, die mit der Waage zugänglich ist, mit der Anzahl der darin enthaltenen Atome zu verbinden, um daraus quantitative Aussagen für chemische Reaktionen zu formulieren.



**Szenario**

Sie als Geschäftsführerin der TitanVelo Company mit Sitz in Baar, ZG erhalten von ihrem Lieferanten aus Taiwan Pneus zugesandt. Der Lieferschein ist verloren gegangen, nur das Nettogewicht ist auf der Holzkiste mit 234 kg vermerkt. Da Sie wissen, dass 1 Pneu 209 g wiegt, fällt es Ihnen leicht, daraus die Anzahl der Pneus zu bestimmen.

Die Zeit drängt, denn Sie haben nur noch eine limitierte Anzahl an Rahmen im Lager und müssen schnell entscheiden, ob Sie diese heute noch bestellen. Die Rahmen sind in verschlossenen Kisten verpackt. Auch hier ist nur das Nettogewicht mit 3960 kg angegeben. 1 Rahmen wiegt 7.5 kg. Reichen die noch für die Produktion?



Einige Überlegungen zum Umrechnungsfaktor: Formalismus!

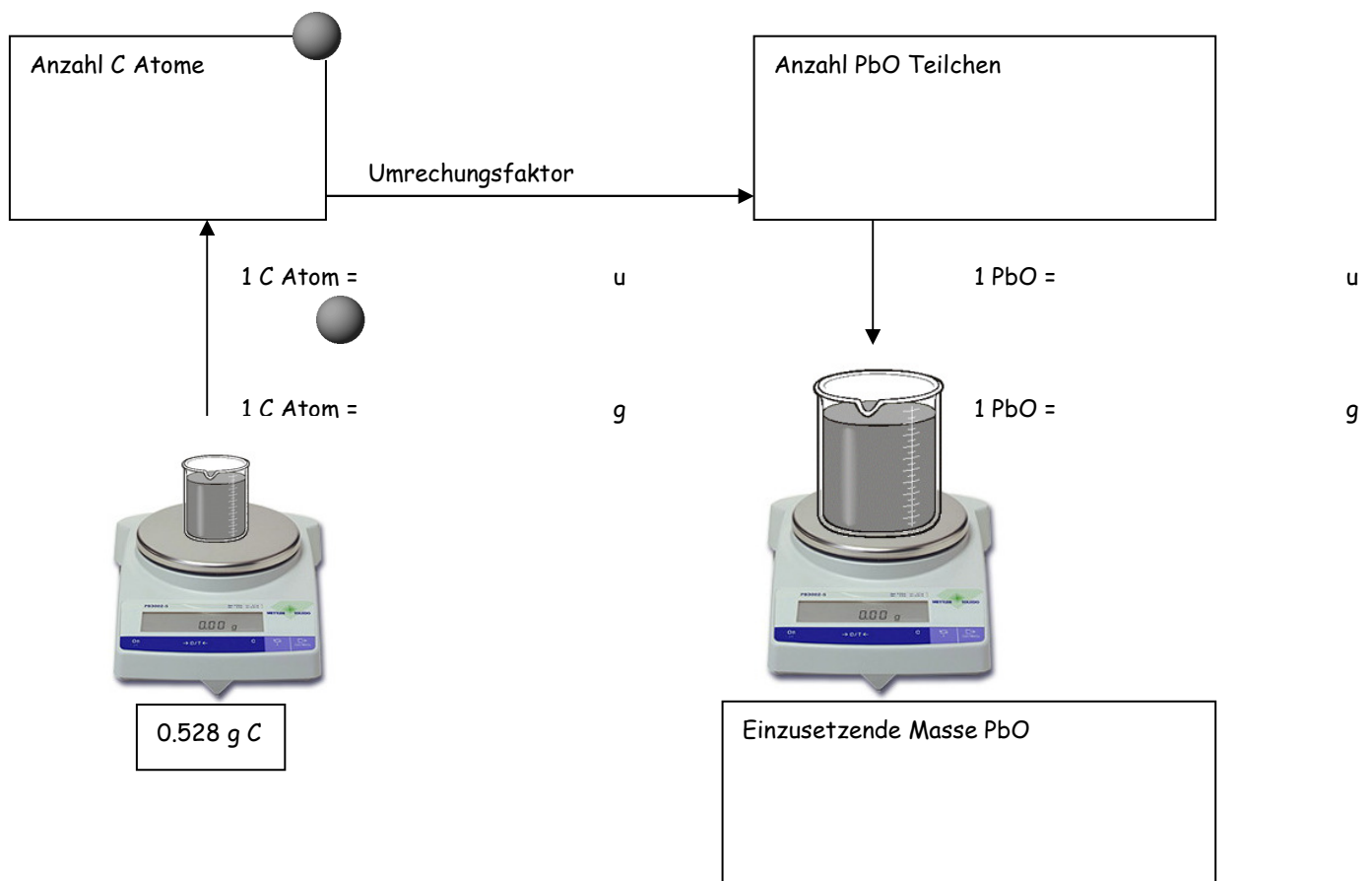
**Verbindung zur Stöchiometrie**

Atome kann man nicht zählen, da es zu viele sind, die man für eine Reaktion nehmen muss, und nicht anfassen, da sie sehr klein sind. Die einzige Möglichkeit ist wiegen.

Aufgabe

Aus Kohlenstoff und Blei(II)-oxid (PbO) entstehen Blei und Kohlenstoffdioxid: $2\text{PbO} + \text{C} \rightarrow 2\text{Pb} + \text{CO}_2$. Wieviel Gramm PbO werden für 0.528 g Kohlenstoff benötigt? Gehen Sie genau nach der Berechnung der TitanVelo Company vor. Informationen: Die Masse der Atome lässt sich aus dem PSE entnehmen (in units). 1 Unit = $1.66 \cdot 10^{-24}$ g. Der oben angegebene Umrechnungsfaktor zwischen Pneus und Rahmen lässt sich aus der Reaktionsgleichung entnehmen.

Formalismus:





Die Rechnerei mit den sehr kleinen Atommassen und der damit verbundenen grossen Zahl von Atomen und Teilchen ist recht mühsam. Hier schafft das **Mol** eine gewisse Erleichterung.

1.20 Das Mol und die Avogadro-Konstante (N_A)

Ein **Mol** ist die Substanzmenge, die gleich viele Teilchen enthält, wie Atome in 12 g Kohlenstoff vorhanden sind.

Die **Avogadro-Konstante (N_A)** ist die Anzahl von Kohlenstoffatomen, die sich in 12 g Kohlenstoff befinden. Sie beträgt $6.022 \cdot 10^{23}$.



Die Zahlen im Periodensystem beziehen sich entweder auf ein Atom, dann wären die Einheiten in units anzugeben, oder sie beziehen sich auf ein Mol Atome, dann wäre die Einheit Gramm anzuwenden.

Analoge Aussagen:

- In 18 g Wasser (H_2O) befinden sich $6.022 \cdot 10^{23}$ Wassermoleküle
- 18 g Wasser entsprechen einem Mol, 36 g Wasser 2 Mol ...
- In 54 g Wasser befinden sich $1.8 \cdot 10^{24}$ Wassermoleküle
- 88 g CO_2 entsprechen 2 Mol oder $1.28 \cdot 10^{24}$ CO_2 -moleküle

Die Avogadro-Konstante ist eine riesige Anzahl von Teilchen!

Aufgabe:

Nimm an, es schneit in der ganzen Schweiz. Nimm vernünftige Annahmen für die Fläche der Schweiz und der Grösse einer Schneeflocke an.

- a) Wie viele Schneeflocken werden benötigt, um die ganze Schweiz mit einer einzigen Schicht von Schneeflocken zu bedecken.
- b) Wie viele Schneeflocken braucht es, um die Schweiz mit einer Schneeschicht von einem Meter zu bedecken?
- c) Wie hoch wäre eine Schneeschicht über der ganzen Schweiz mit einem Mol Schneeflocken?





1.20.1 Die molare Masse M (Die Molmasse)

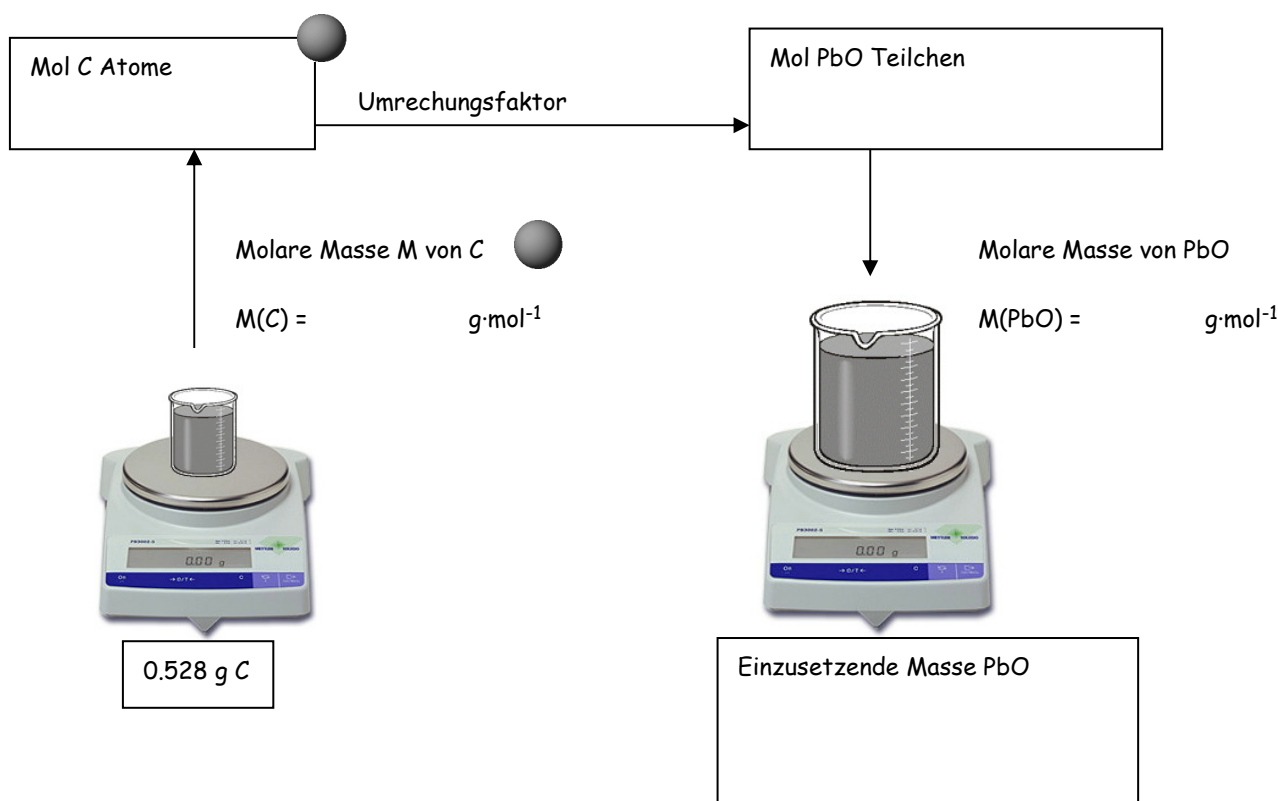
Die letzte und wichtigste Definition für das tägliche Arbeiten bei quantitativen Berechnungen ist die molare Masse M

Die **Molare Masse M** beschreibt, wie viel Gramm einer Substanz einem mol entspricht. Die Einheit der molaren Masse ist g/mol . (Die molare Masse M ist der Quotient aus der Masse m und der Stoffmenge n einer Stoffportion. $M = m/n$) oder $n = m/M$



Mit Hilfe der Molaren Masse lässt sich die Berechnung wesentlich vereinfachen.

Berechnen Sie das Eingangsbeispiel neu mit Hilfe des Molbegriffs.

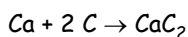


Natrium (Na) und Chlorgas (Cl_2) entstehen durch eine Schmelzelektrolyse (besonderes technisches Verfahren) aus Natriumchlorid (NaCl). Stellen Sie die Reaktionsgleichung auf und berechnen Sie, wie viel Gramm Natriumchlorid eingesetzt werden müssen, um 100.0 g Natrium zu erhalten.

**Beispiele
Aufgaben**



Calciumcarbid (CaC_2) ist eine Festsubstanz, die mit Wasser ein brennbares Gas entwickelt, wurde früher für Grubenlampen benötigt.

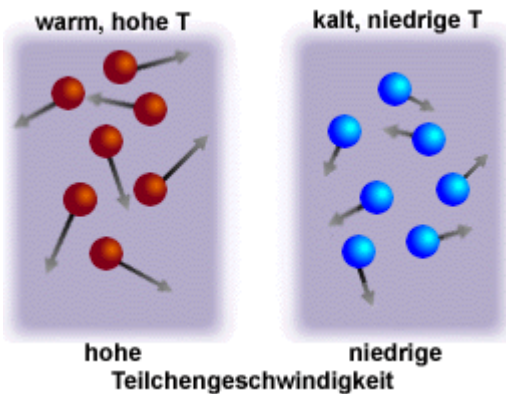


Wieviel kg CaC_2 erhält man, wenn man 50 kg Ca einsetzt? Wieviel kg Kohlenstoff wird dafür benötigt.





1.21 Temperatur eines Körpers



Was ist Wärme?

Wärme ist, vereinfacht gesprochen, die **kinetische** ('Bewegungs') **Energie** der Teilchen. Die Teilchen bewegen sich ungeordnet im Raum.

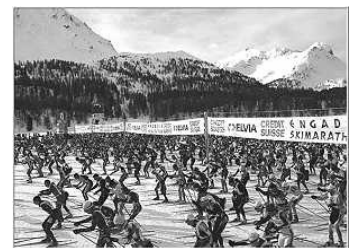
Als Beispiel kann ein Gas dienen. Der gesamte Energieinhalt des Gases ist die Summe der kinetischen Energien seiner Moleküle, d.h. $\text{Summe } E_{\text{kin}} = \text{Wärme}$

Betrachte folgende Situation: Engadiner-Skimarathon, eine halbe Stunde nach dem Start; die schnellsten LäuferInnen sind noch ca. eine Stunde unterwegs zum Ziel.

Aufgabe: Stelle in einem Diagramm (x-Achse Geschwindigkeit und y-Achse Anzahl der LäuferInnen) zwei Kurven dar, welche

- A) die Elite beschreibt
- B) den grossen Rest beschreibt

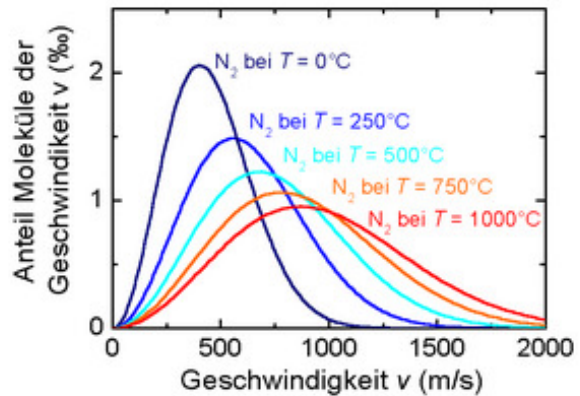
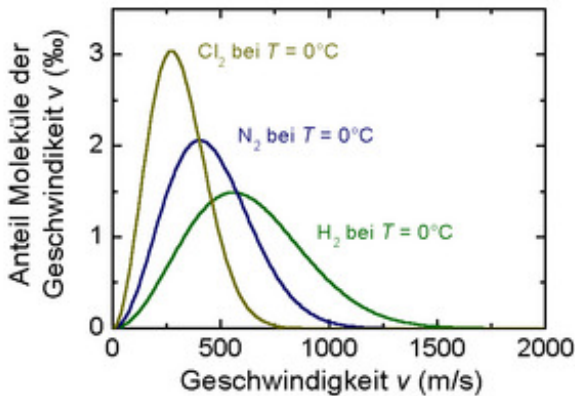
Gibt es analoge Verteilungen?





Analogie:

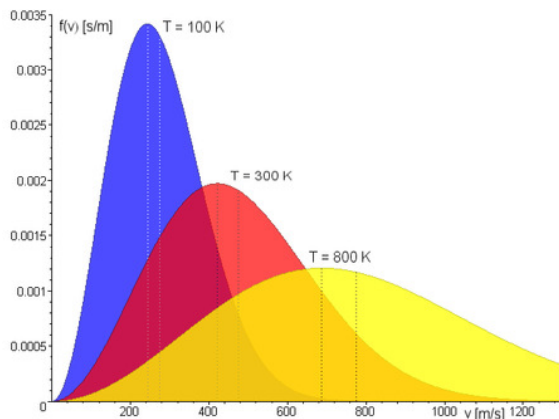
Werden von einem Gas die Geschwindigkeiten aller Teilchen gemessen und die Anzahl der Teilchen bestimmt, die jeweils die gleiche Geschwindigkeit aufweisen, so können folgende Diagramme erhalten werden.



Folgende Punkte fallen auf:

Die wahrscheinlichsten Geschwindigkeiten lassen sich berechnen, es müssen jedoch genaue Angaben gemacht werden, was denn berechnet werden möchte!

Nachfolgende Abbildung gilt für N₂.



Beispielwerte für die verschiedenen Teilchengeschwindigkeiten

T \ v	\hat{v}	\bar{v}	$\sqrt{v^2}$
100 K (-173,15 °C)	243,15 m/s	274,36 m/s	297,79 m/s
300 K (26,85 °C)	421,15 m/s	475,20 m/s	515,78 m/s
800 K (526,85 °C)	687,74 m/s	776,02 m/s	842,29 m/s

Wobei $\sqrt{v^2}$ quadratisch gemittelte Geschwindigkeit, \bar{v} mittlere Geschwindigkeit und \hat{v} der wahrscheinlichsten Geschwindigkeit entspricht.

Die wahrscheinlichste Geschwindigkeit, also die Geschwindigkeit am Maximum der Verteilungsfunktion, berechnet sich aus

Wie gross beträgt die wahrscheinlichste Geschwindigkeit für N₂ bei 800 K?

$R = 8.314 \cdot 10^3 \text{ g m}^2 / (\text{s}^2 \text{ mol K})$



1.21.1 Wärmetransport:

Drei verschiedene Typen des Wärmetransports:

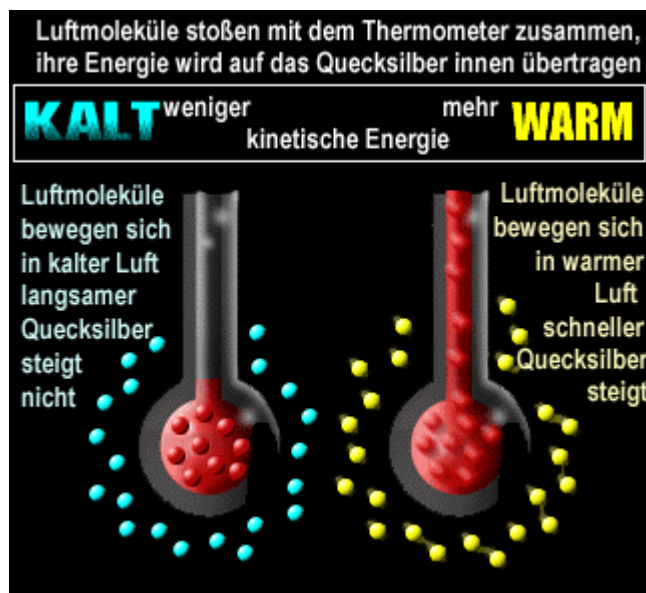
1. Wärmestrahlung. Wärme, die durch das Vakuum über Infrarotstrahlung übertragen wird. Beispiel: Aufwärmung des Körpers durch Sonnenstrahlung
2. Wärmeleitung. Wärmetransfer von einer Substanz auf eine andere durch den direkten Kontakt der Teilchen. Beispiel: Man berührt eine heiße Herdplatte.
3. Wärmeströmung. Wärme, die in Flüssigkeiten oder Gasen durch Dichteunterschiede von einem Ort zum anderen transportiert wird, indem sich die Moleküle bewegen. Beispiel: Warme Luft steigt auf.



Die 3 Wärmearten:
Wärmeströmung, Wärmeleitung, Wärmestrahlung

Die Übertragung von Wärme ist stets mit einer Temperaturänderung verbunden und **erfolgt stets in Richtung zur geringeren Temperatur.**

1 Kalorie = 4.186 Joule = die Wärmemenge, die notwendig ist, um die Temperatur von 1 g Wasser um 1 °C zu erhöhen.



Man benutzt neben der Celsius-Skala die absolute Temperatur in K (Kelvin), um die Temperatur zu benennen. Bewegen sich die Teilchen nicht mehr, muss die Temperatur = 0° K sein oder -273,16 °C. Dies ist der absolute Nullpunkt. Eine solche Temperatur herrscht näherungsweise im Weltall (2,7°K).

Wie ‚funktioniert‘ also die Temperaturmessung mittels eines Thermometers?



1.21.2 Exkurs: Die Namensgeber der Temperaturskalen

Gabriel Daniel Fahrenheit (1686 - 1736)

Fahrenheit wurde in Danzig als Sohn einer Kaufmannsfamilie geboren. Obwohl er eigentlich die kaufmännische Tradition der Familie fortsetzen sollte, interessierte er sich schon früh für die Physik.

Aus dem Jahre 1708 ist bekannt, dass er mit einem dänischen Astronomen über die Herstellung von Thermometern diskutierte. Während einiger Reisen, die er nach 1710 antrat, vervollkommnete er seine naturwissenschaftlichen Erkenntnisse auf verschiedenen Gebieten. Aber die Thermometrie blieb eines der ganz wichtigen Themen seiner Forschungen. Fahrenheit erkannte dabei den Einfluss der unterschiedlichen Glasqualitäten auf die Genauigkeit der Messinstrumente. Sein Name ist heute vor allem mit der nach ihm benannten Temperaturskala verbunden, die im englisch-sprachigen Raum bis heute Verwendung findet. Den Nullpunkt legte Fahrenheit auf die tiefste, von ihm erzeugbare Temperatur, die er mit einem Gasgemisch aus Eis, Wasser und Salmiak erreichte. (0°F entspricht $-17,78^{\circ}\text{C}$). Zudem verwendete er als Fixpunkte den Schmelzpunkt des Eises und die Wärme des gesunden menschlichen Körpers. Die heute verwendete Fahrenheit-Skala teilt zwischen dem Eispunkt und dem Siedepunkt von Wasser in 180 Teile.

Anders Celsius (1701 - 1744)

Begründer der heute verbreiteten Temperaturskala

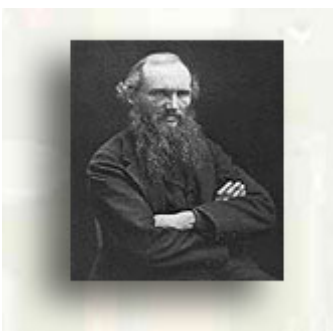
Als Sohn eines Astronomieprofessors im schwedischen Uppsala geboren, war das grosse Interesse an den Naturwissenschaften bei Anders Celsius früh ausgeprägt. Gerade die Fachrichtung seines Vaters - die Astronomie - hatte es dem jungen Mann besonders angetan. Seine diesbezüglichen Studien fasste er 1727 in seiner Promotionsarbeit zum Thema "Über die Drehbewegung des Mondes" zusammen. Drei Jahre später wird er in Uppsala zum Astronomieprofessor berufen. Neben seinen astronomischen Arbeiten hat Celsius auch schon in jungen Jahren meteorologische Forschungen betrieben. Eine mehrjährige Forschungsreise führte ihn durch ganz Europa.



Etwa 1740 beginnt Celsius seine intensive Beschäftigung mit der Temperaturmess-technik und schlägt 1742 die hundertteilige Temperaturskala - ausgehend vom Eis- und Siedepunkt des Wassers - vor.

Um 1750 waren in Schweden drei Thermometerarten üblich, die diese Fixpunkte verwendeten. Dabei war das von Celsius vorgestellte Thermometer das Einzige, das den Nullpunkt mit 100° und den Siedepunkt mit 0° ansetzte. Erst nach dem Tod von Anders Celsius vollzogen seine Schüler die Umkehrung seiner Fixpunkte und definierten so endgültig die heute bekannte Celsius-Skala.

Sir William Thomson, seit 1892 Lord Kelvin of Largs (1824 - 1907)



Einer der aussergewöhnlichsten Physiker des 19. Jh.

William Thomson wurde 1824 als Sohn eines Mathematiklehrers in Belfast geboren. Sein Interesse und seine Fähigkeiten waren so früh ausgeprägt, dass er bereits als 10-jähriger Junge an der Universität Glasgow immatrikuliert wurde und mit



22 Jahren den dortigen Lehrstuhl für Theoretische Physik übernahm.

Die Arbeit an einer absoluten Temperaturskala, die sie sich unabhängig von einer thermometrischen Substanz definieren lässt, war im Vergleich zu seinen anderen Verdiensten auf den Gebieten der Elektrotechnik, der Thermodynamik, der elektromagnetischen Wellen und anderer Fachdisziplinen eher ein "Nebenprodukt". Nichtsdestotrotz ist sein Nachweis des absoluten Nullpunktes bei -273.15 °C und die darauf aufgebaute Temperaturskala von entscheidender Bedeutung für die Wissenschaft.

Der Grundgedanke seiner thermodynamischen Überlegungen zur Entwicklung einer eigenen Temperaturskala lag für Kelvin in der Tatsache begründet, dass immer die gleiche Arbeit aufgewendet werden muss, um eine Temperaturerhöhung um ein Grad zu erreichen. Der unerreichbare absolute Nullpunkt bei -273.15 °C ersetzt einen der sonst notwendigen zwei Fixpunkte, so dass man bei der Kalibrierung einer Kelvin-Skala wieder allein mit dem Tripelpunkt des Wassers auskommt. Mit der Übernahme des 100teiligen Abstandes zwischen Eis- und Siedepunkt des Wassers erfolgte eine enge Orientierung an der Celsius-Skala. Somit sind beide heute parallel verwendbar: Die anschauliche Celsius-Einteilung und die für Berechnungen günstigere Kelvin-Skala.



1.21.3 Exkurs: Wie funktioniert ein Kühlschrank?³

Versuch: Auf die Haut gibt man etwas Wasser, Alkohol sowie Ether. Beobachtung?

Der Übergang vom flüssigen zum gasförmigen Zustand benötigt (Wärme-)Energie. Woher wird diese Energie bezogen?

Gleiches Wirkungsprinzip im Kühlschrank:

Man füllt das niedrig siedende, flüssige Kühlmittel in ein *geschlossenes* Rohrsystem mit einer Umwälzpumpe. Die Rohre liegen innen und ausserhalb des Kühlschranks und ermöglichen einen Kreislauf, in dem das Kühlmittel herum gepumpt werden kann.

Wird es im Kühlschrank zu warm, verdunstet das flüssige Kühlmittel im Rohrsystem. Die notwendige Energie für das Verdunsten wird dem Kühlgut entzogen.

Die Pumpe zieht den Kühlmitteldampf durch die Rohre aus dem Kühlschrank-Inneren heraus und komprimiert ihn zugleich. Dabei wird die Verdampfungswärme wieder freigesetzt. Um sie rascher abzugeben, leitet man die noch recht warme Flüssigkeit durch Kühlrippen, die man hinter dem Kühlschrank sehen kann. (Deshalb sind die Kühlrippen immer so warm!)

Die abgekühlte Flüssigkeit wird dann wieder über die Rohre in das Schrank-Innere hineingeleitet. Mit Hilfe eines Drosselventils wird der durch die Pumpe erzeugte Druck wieder reduziert.

Damit kann die Kühlflüssigkeit unter Wärmeaufnahme wieder leicht verdampfen. Da der Druck geringer ist als der Luftdruck, verdampft sie auch schon bei tieferen Temperaturen als bei den "klassischen" Siedepunkten.

Wir sehen: Wärme wird aus dem Kühlschrank heraus, nicht jedoch die Kälte hinein transportiert. Anders gesagt: Kälte ist nicht vergleichbar mit Wärme. Kälte ist die Abwesenheit von Wärme.

Bei Kühlgrossanlagen der Industrie wird so viel Wärme produziert, dass man damit sogar Räume heizen kann!

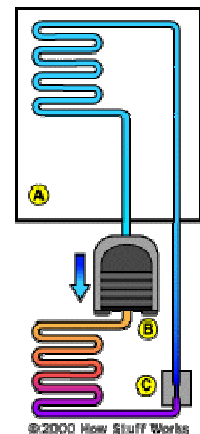
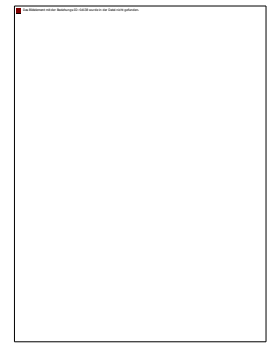
Der Kühleffekt ist umso besser, je niedriger der Siedepunkt der Flüssigkeit ist

Verwendete Kühl-Flüssigkeiten:

Ammoniak (Sdp. -33°C)

Frigen 11 (CCl_3F ; Sdp. $24,9^{\circ}\text{C}$) und Frigen 12 (CCl_2F_2 ; Sdp. -30°C).

Butan (Sdp. $-0,5^{\circ}\text{C}$) und Propan (Sdp. $-42,2^{\circ}\text{C}$)



- A** Inside the refrigerator
- B** Compressor
- C** Expansion valve

Bei dieser Affenhitze ...



... wäre es das Beste, wenn man den ganzen Tag vor dem offenen Kühlschrank sitzen bleiben könnte.

Simon Heller (24), Student, zu den rekordverdächtigen Temperaturen.

³ http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/tip/08_03.htm, <http://home.howstuffworks.com/refrigerator.htm>



Möchte man abschätzen, ob die Dichte ρ eines Gases grösser oder kleiner ist als die eines zweiten Gases, so braucht man nur die Molmassen, die leicht zugänglich sind, miteinander zu vergleichen.

$$\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1}{M_2}$$