



Anorganische Experimentalchemie

Dr. Magdalena Rusan

Thermodynamik II und Ideale Gase

20.10.2023

Stöchiometrie

Chemie



Lehre von den Stoffen



Charakterisierung, Zusammensetzung und Umwandlung von Stoffen

Beziehung zwischen:

Struktur
Atome, Moleküle, Verbindungen



Reaktivität
Energetik, Kinetik, Mechanismen

Stöchiometrie

Dalton'sche Atomhypothese (1808)

Chemische Elemente bestehen aus kleinsten, nicht weiter zerlegbaren Teilchen, den Atomen. Alle Atome eines Elements sind einander gleich, besitzen also die gleiche Masse und gleiche Gestalt. Atome verschiedener Elemente haben unterschiedliche Eigenschaften. Jedes Element besteht also aus nur einer für das Element typischen Atomsorte.



John Dalton (1766-1844)

ELEMENTS					
	Hydrogen	1		Strontian	46
	Azote	5		Barytes	68
	Carbon	5 $\frac{1}{2}$		Iron	50
	Oxygen	7		Zinc	56
	Phosphorus	9		Copper	56
	Sulphur	13		Lead	90
	Magnesia	20		Silver	190
	Lime	24		Gold	190
	Soda	28		Platina	190
	Potash	42		Mercury	167

Some of Dalton's symbols for the elements with his estimates of molecular weight.



Joe Dalton

Stöchiometrie

- **Elemente** bestehen aus Atomen der gleichen Sorte. Alle Elemente sind im Periodensystem der Elemente (PSE) aufgeführt
- **Verbindungen** sind Stoffe, die Atome verschiedener Elemente in einem festgelegten Verhältnis enthalten.
- Ein **Molekül** ist eine definierte Gruppierung von fest aneinander gebundenen Atomen. Es ist das kleinste Teilchen, das noch alle chemischen Eigenschaften der entsprechenden Verbindung aufweist.

Stöchiometrie: Lehre von den Mengenverhältnissen der Elemente in Verbindungen und bei chemischen Reaktionen

- grundlegendes mathematisches Hilfsmittel in der Chemie
- Mengenverhältnisse (Reaktionsgleichung) und Stoffmengen berechnet
- Gesetze der Stöchiometrie leiten sich also aus dem Wissen über den Aufbau der Materie aus Atomen und Molekülen her.

Stöchiometrie

Chemische Grundgesetze

Das Gesetz von der Erhaltung der Masse

Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794): Bei allen chemischen Vorgängen bleibt die Gesamtmasse der an der Reaktion beteiligten Stoffe konstant.

„Die Masse der Produkte ist nach einer chemischen Reaktion genauso groß wie die Masse der Ausgangsstoffe“





Chemische Grundgesetze

Das Gesetz der konstanten Proportionen

Joseph Louis Proust (1754 – 1826): Gesetz der konstanten Proportionen

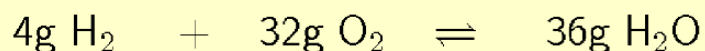
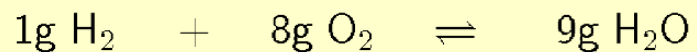
Eine chemische Verbindung bildet sich immer aus konstanten Massenverhältnissen der Elemente.

„Das Massenverhältnis zweier sich zu einer chemischen Verbindung vereinigender Elemente ist konstant.“



z.B. enthält NaCl immer 39 Gew.% Na und 61 Gew.% Cl

Beispielreaktionen



Massen- verhältnis

$$1/8 = 0.125$$

$$4/32 = 0.125$$



Chemische Grundgesetze

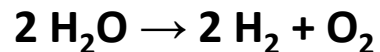
Das Gesetz der konstanten Proportionen bei Volumen

Joseph Louis Gay-Lussac (1778 – 1850): Chemisches Volumengesetz

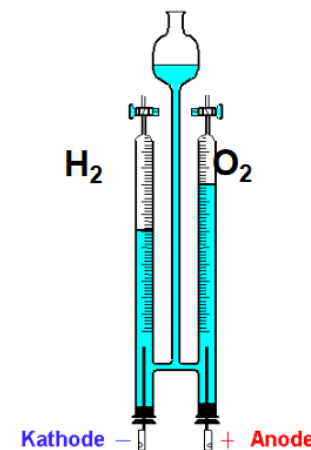
Die Volumina gasförmiger Stoffe, die miteinander zu chemischen Verbindungen reagieren, stehen im Verhältnis einfacher ganzer Zahlen zueinander.

„Das Volumenverhältnis gasförmiger, an einer chemischen Umsetzung beteiligter Stoffe lässt sich bei gegebener Temperatur und Druck durch einfache ganze Zahlen wiedergeben.“

Hofmann'scher Wasserzersetzungsapparat



Volumenverhältnis H/O 2:1





Chemische Grundgesetze

Das Gesetz der multiplen Proportionen

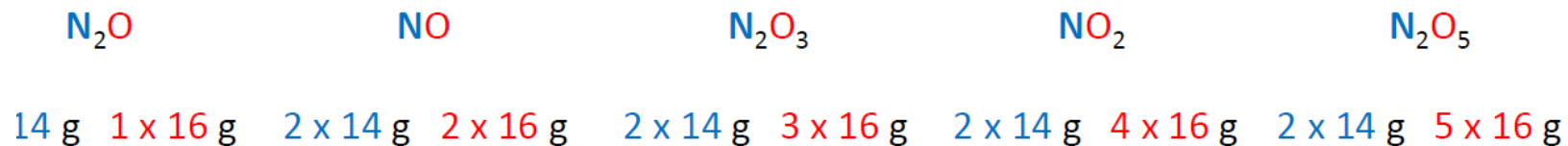
John Dalton (1754 – 1826): Gesetz der multiplen Proportionen

Bilden zwei Elemente mehrere Verbindungen miteinander, dann stehen die Massen desselben Elements zueinander im Verhältnis kleiner ganzer Zahlen.

„Die Massenverhältnisse zweier sich zu verschiedenen chemischen Verbindungen vereinigender Elemente stehen im Verhältnis einfacher ganzer Zahlen.“



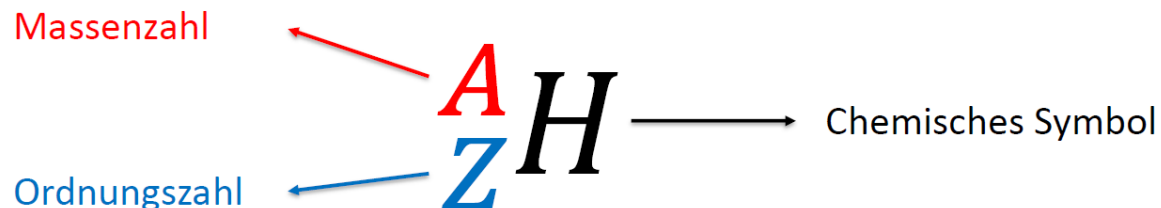
z.B. Stickoxide





Zusammensetzung von Atomen

- Atome bestehen aus Protonen (p^+), Neutronen (n) und Elektronen (e^-).
- Die Anzahl der Protonen im Kern definiert das Element.
- Bei ungeladenen Atomen ist die Zahl der Protonen immer gleich der Zahl der Elektronen.
- Die Zahl der Neutronen kann variieren.
- Atome eines Elementes mit unterschiedlicher Zahl von Neutronen heißen Isotope.

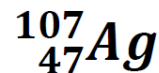


Ordnungszahl Z = Anzahl der Protonen im Kern (legt Element fest!)

Massenzahl A = Gesamtzahl der Nukleonen (Protonen und Neutronen)

Quelle: Prof. Ivanovic-Burmazovic

Wie viele Protonen, Neutronen und Elektronen hat folgendes Silber-Atom?

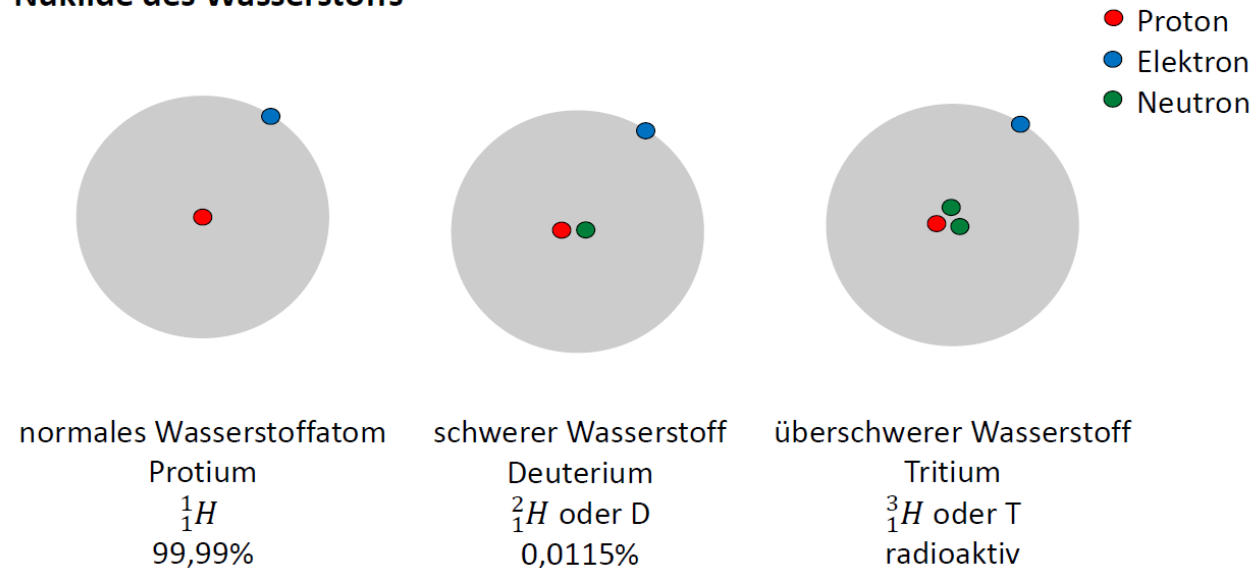




Isotope

Atome gleicher Ordnungszahl (Anzahl der Protonen) aber unterschiedlicher Massenzahl
(unterschiedlich viele Neutronen)

Nuklide des Wasserstoffs



- Isotope eines Elements haben gleiche chemische Eigenschaften
- Elemente mit nur einem natürlich vorkommendem Isotop: **Reinelement** (z.B. Beryllium, Natrium, Fluor)
- Elemente mit mehreren natürlich vorkommenden Isotopen: **Mischelement** (z.B. Wasserstoff etc.)
- Mit steigender Ordnungszahl eines Elements wächst die Anzahl der Isotope

Stöchiometrie

Masse eines Atoms

Die Masse eines Atoms beträgt etwa 10^{-27} kg

Ausgeschrieben sind das: 0,000000000000000000000000000001 kg

Um nicht ständig mit so kleinen Zahlen arbeiten zu müssen, wurde 1961 von der IUPAC eine neue Einheit definiert (atomare Masseneinheit):

$m_u = 1 \text{ u} = 1 \text{ unit} = 1/12$ der Masse eines Kohlenstoffatoms ^{12}C

$$1 \text{ u} = 1,6605 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

Stöchiometrie

Masse eines Atoms

Die Atommasse eines Elements X in u erhält man aus den Atommassen der Isotope unter Berücksichtigung der Isotopenhäufigkeit.

Die mittlere A_r des Kohlenstoffs:

^{12}C	Anteil	x	Masse	
	98,90 %		x 12,000 u	}
^{13}C	1,10 %		x 13,003 u	
				$A_r(\text{C}) = 12,011 \text{ u}$

$$A_r(X) = \frac{\text{mittlere Atommasse von X}}{\frac{1}{12}(\text{Nuklidmasse von } ^{12}\text{C})}$$

Da es sich um einen „Massenvergleich“ mit Kohlenstoff handelt, nennt man diesen Wert **relative Atommasse (Atomgewicht) A_r**

Die **relative Atommasse A_r** eines Elements X ist immer auf 1/12 des Nuklids ^{12}C bezogen → A_r hat keine Einheit

Stöchiometrie



Masse eines Atoms

Was ist die Masse von einem ^{12}C Atom?

- $Z = p = 6$
- $A = p + n = 12 \rightarrow n = 6$
- $e = 6$
- $M = (6 \times 1.672649 \cdot 10^{-27}) + (6 \times 1.674954 \cdot 10^{-27}) + 6 \times (9.109534 \cdot 10^{-31}) = 1.9926 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$

Elementar- teilchen	Masse (absolut) [kg]	Ladung		Radius [m]	Dichte [g · cm ⁻³]
		[C]	[e]		
Elektron	$9.109534 \cdot 10^{-31}$	$-1.602189 \cdot 10^{-19}$	-1	$< 10^{-19}$	sehr hoch
Proton	$1.672649 \cdot 10^{-27}$	$1.602189 \cdot 10^{-19}$	+1	$1.3 \cdot 10^{-15}$	$2 \cdot 10^{14}$
Neutron	$1.674954 \cdot 10^{-27}$	± 0	± 0	$1.3 \cdot 10^{-15}$	$2 \cdot 10^{14}$

Protonen und Neutronen sind ungefähr 1830 mal schwerer als Elektronen.

Freie Neutronen besitzen eine Halbwertszeit von etwa 13 min.

Stöchiometrie

Bei einer chemischen Reaktion reagieren Stoffteilchen (Atome, Moleküle, Ionen oder Elektronen) miteinander:

→ Stoffteilchen zu zählen ist aber nicht leicht → den Stoff zu wiegen ist hier viel praktischer:

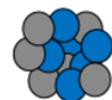
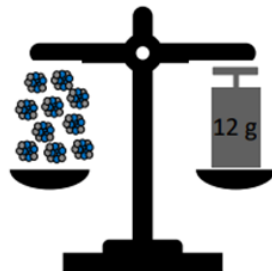


Eine Relation zwischen der Masse einer Substanz und der darin enthaltenen Anzahl an Teilchen ist notwendig

Anzahl an Teilchen ← **1 Mol** → Masse

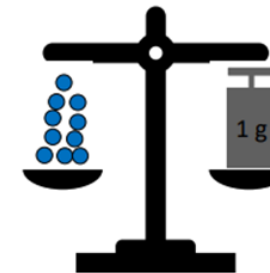
Stoffmenge: Mol

1 Mol (12 g ^{12}C)
 $6,02217 \times 10^{23}$ Atome



Kohlenstoffatom

1 Mol (1 g ^1H)
 $6,02217 \times 10^{23}$ Atome



Wasserstoffatom

Quelle: Prof. Ivanovic-Burmazovic

Stöchiometrie

Das Mol

Ein Mol ist die Einheit für eine bestimmte Stoffmenge. Es ist die Zahl der Atome, die in 12 g des Kohlenstoffisotops ^{12}C enthalten sind.

$$\text{Zahl der } ^{12}\text{C} - \text{Atome} = \frac{12 \text{ g } ^{12}\text{C}}{1.9926 \times 10^{-23} \text{ g}} =$$

$$6.022 \cdot 10^{23} \text{ } ^{12}\text{C} - \text{Atome} = 1 \text{ mol } ^{12}\text{C} - \text{Atome}$$

$$\text{Molmasse } ^{12}\text{C}: 12 \text{ g/mol}$$

Avogadro-Zahl: 1 mol enthält $6.022 \cdot 10^{23}$ Teilchen = N_A
[Einheit: 1/mol]

Stöchiometrie

Molmasse M und Stoffmenge n

Die **Molmasse** eines Elements gibt die Masse von 1 mol Atomen des Elements an.

Die **Stoffmenge** n gibt die Teilchenzahl in mol an.

$$\text{Stoffmenge } (n) = \text{Teilchenzahl } (N) / N_A$$

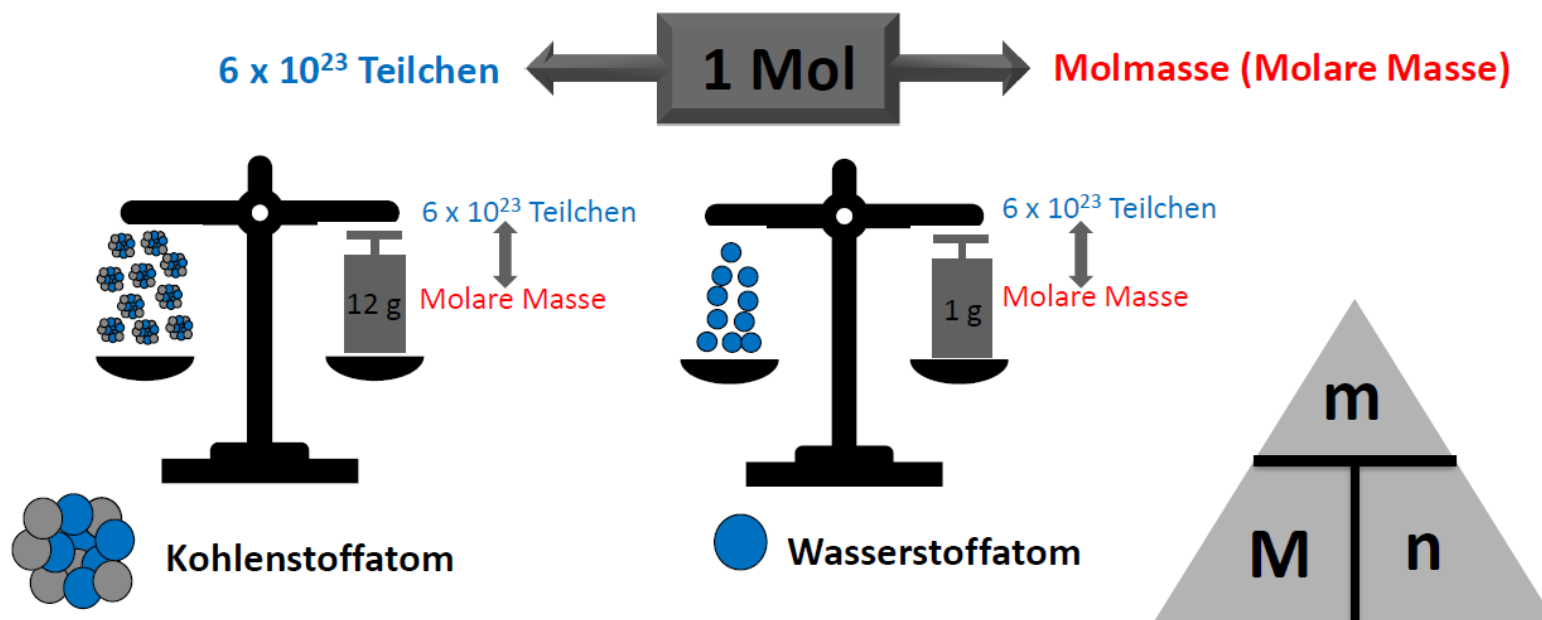
$$\text{Stoffmenge } (n) = \text{Masse } (m) / \text{Molmasse } (M)$$

$$n \text{ [mol]} = m \text{ [g]} / M \text{ [g/mol]}$$

Stöchiometrie



Die Molmasse ist die Masse von 1 Mol Teilchen (also $6,02217 \times 10^{23}$ Teilchen)!



Quelle: Prof. Ivanovic-Burmazovic

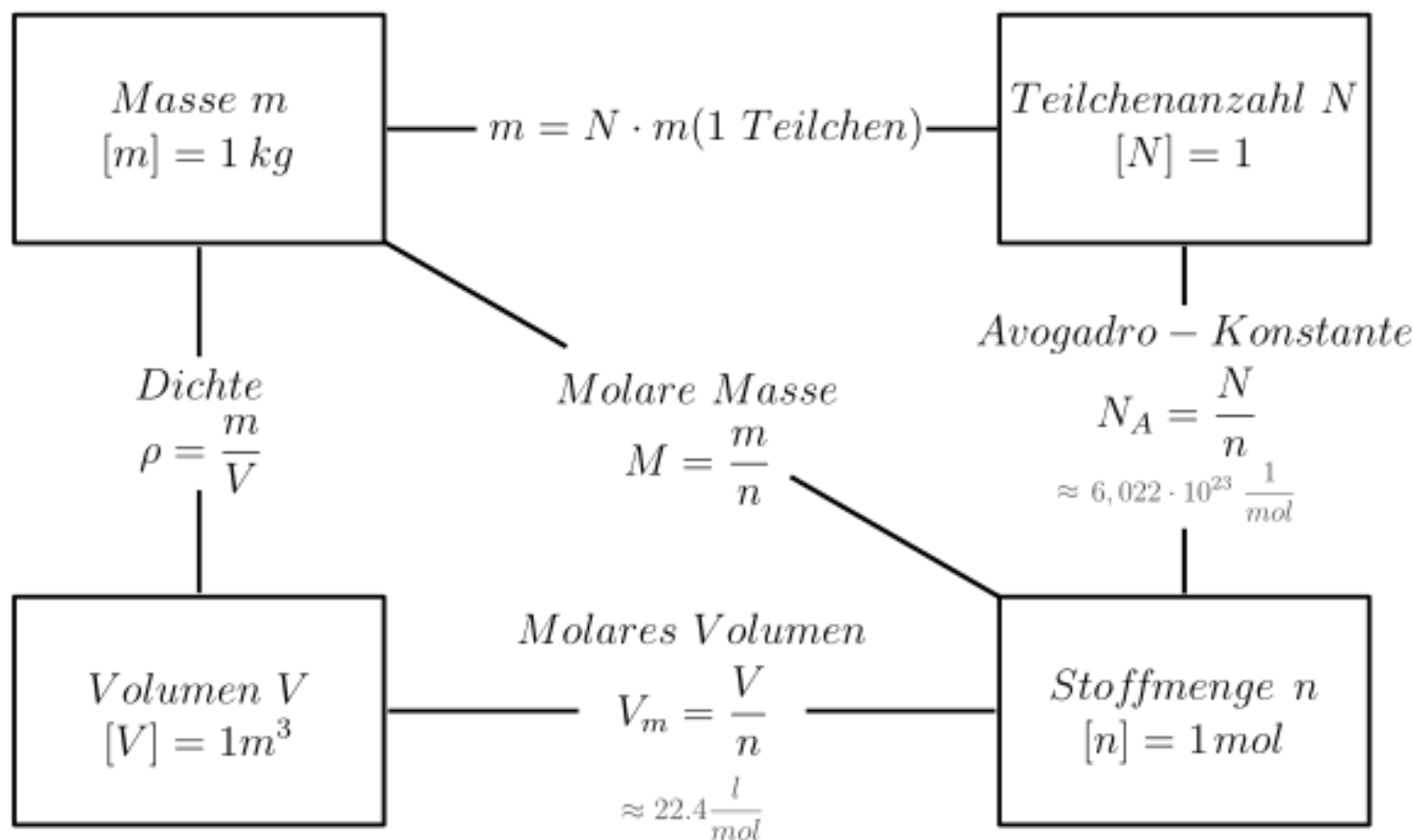
Molare Masse M eines Stoffes X ist der Quotient aus der Masse $m(X)$ und der Stoffmenge $n(X)$.

SI-Einheit: kg/mol, gebräuchlich **g/mol**

$$M(X) = \frac{m(x)}{n(X)} = N_A m_X$$

m : Masse
 n : Stoffmenge
 m_x : Masse eines Moleküls
 (eines Atoms)

Stöchiometrie





Gasgesetz von Boyle-Mariotte

Schon im 17. Jahrhundert haben der Ire Robert Boyle (1662) und der Franzosen Edme Mariotte (1676) das Verhalten einer eingeschlossene Menge Luft unter veränderlichem Druck untersucht. Sie haben herausgefunden, dass das Produkt aus absolutem Druck und Volumen einer bestimmten Menge Gas konstant bleibt, falls sich **weder Menge noch Temperatur ändert**.



Robert Boyle (1627-1691)



Edme Mariotte (1620-1684)

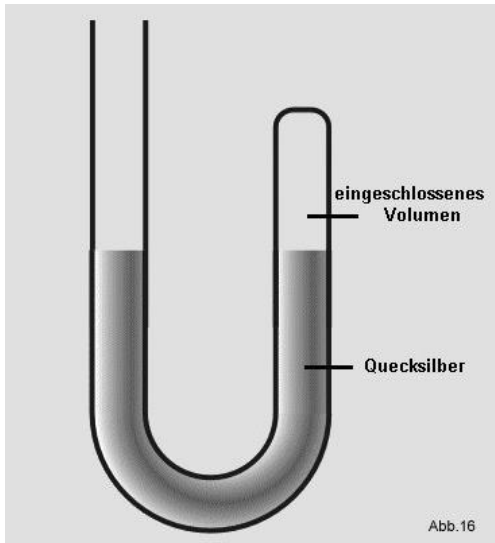
$$pV = \textit{konstant}$$

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{V_2}{V_1}$$

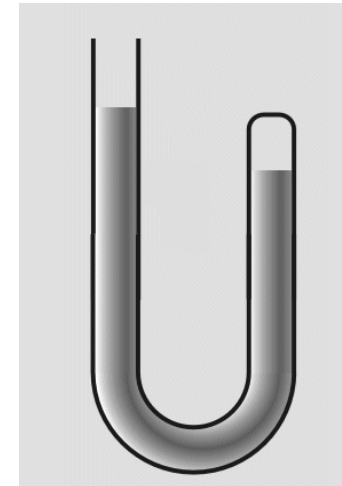
Temperatur immer gleich
geblieben: $T = \textit{const.}$

Stoffmenge ist immer
gleich: $n = \textit{const.}$

Gasgesetz von Boyle-Mariotte



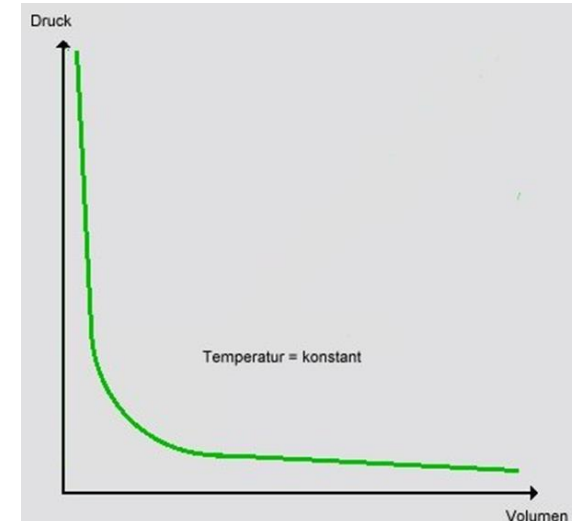
- weitere Zugabe von Hg
- eingeschlossene Luft höherem Druck ausgesetzt
- Volumen verringert sich



→ Druck wird gemessen → Feststellung:
wenn Druck verdoppelt wird, halbiert
sich das Volumen

$$p \sim \frac{1}{V}$$

oder $pV = \textit{konstant}$ Temperatur immer gleich
geblieben: $T = \textit{const.}$





Gasgesetz von Gay-Lussac

1787 erkannte Jacques Charles und später (1802) Joseph Louis Gay-Lussac, dass das Volumen einer unter **konstantem Druck** gehaltenen Luftmenge linear mit der Temperatur abnimmt. Zudem bemerkten sie, dass sich die Luft so zusammenzieht, dass ihr Volumen bei -273°C verschwinden würde. Beachte: Sauerstoff kondensiert unter Normaldruck bei -183°C , Stickstoff bei -196°C .



Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850)

$$T \sim V$$

$$\frac{T_1}{T_2} = \frac{V_1}{V_2}$$

Druck immer gleich
geblieben: $p = \text{const.}$

Stoffmenge ist immer
gleich: $n = \text{const.}$

Gasgesetze

Gasgesetz von Gay-Lussac

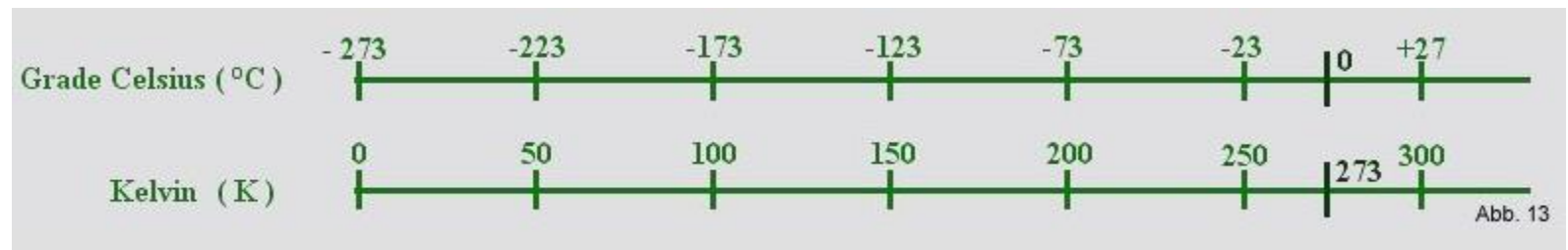
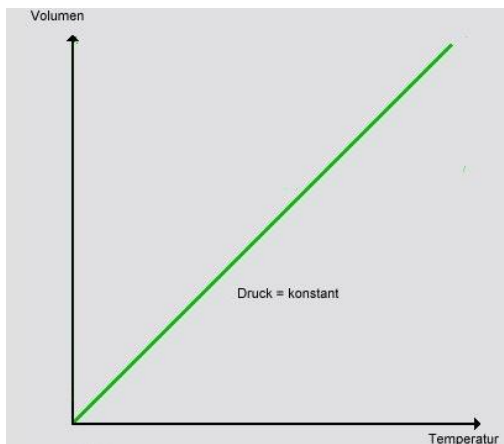
- Untersuchung der Volumenänderung eines Gases bei unterschiedlichen Temperaturen
- Druck bei allen Experimenten (O_2 , H_2 , N_2) immer konstant gehalten
- Feststellung: bei diesen Gasen \rightarrow die gleiche Abhängigkeit von der Temperatur



\rightarrow Temperatur proportional zum Volumen

$$V \sim \theta$$

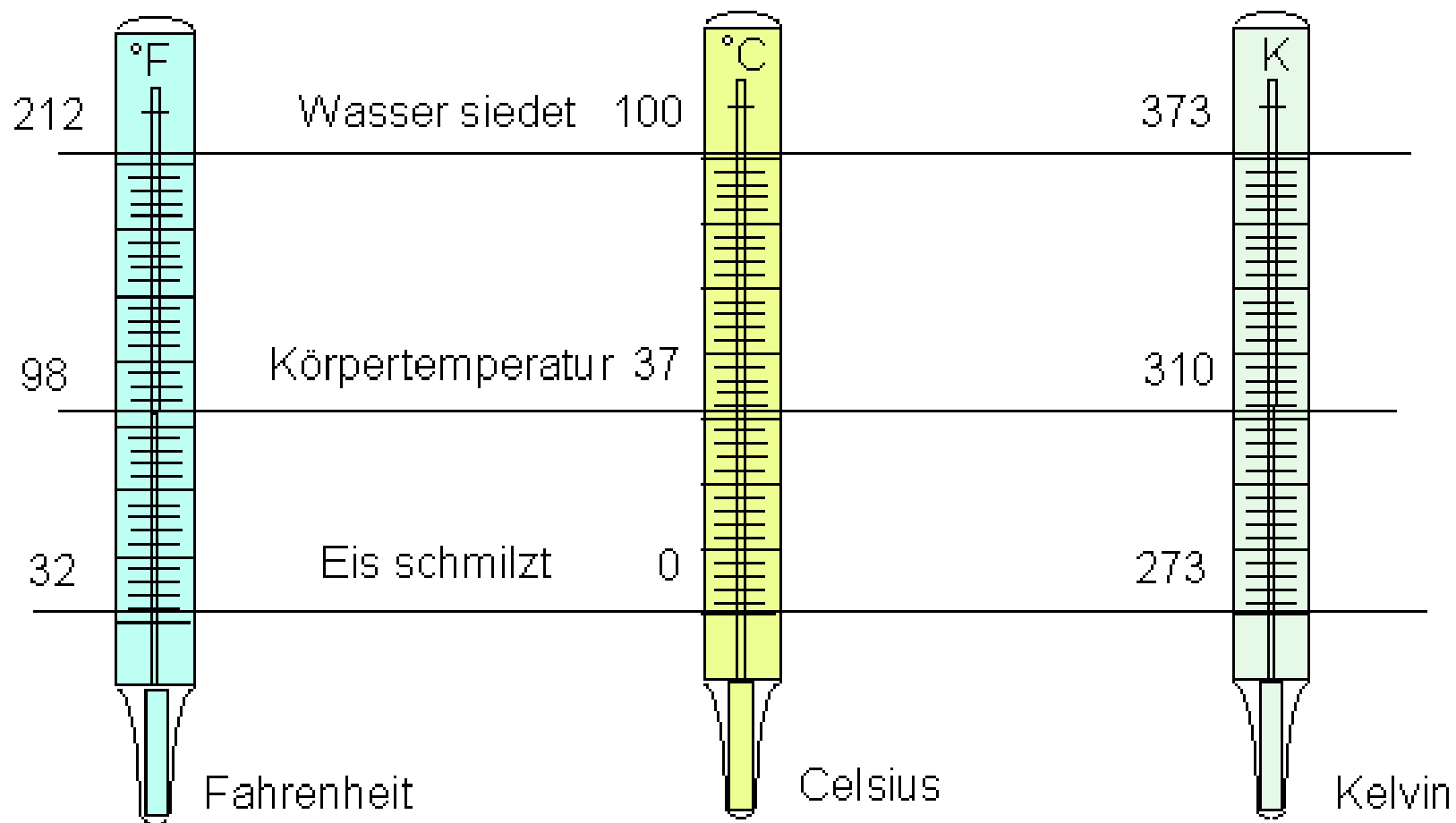
Erhitzt man das Gas um einen bestimmten Faktor, so wird auch das Volumen des Gases um einen bestimmten Faktor vergrößert. Beim Abkühlen dagegen wird das Volumen kleiner.



Gasgesetze



Temperaturskalen



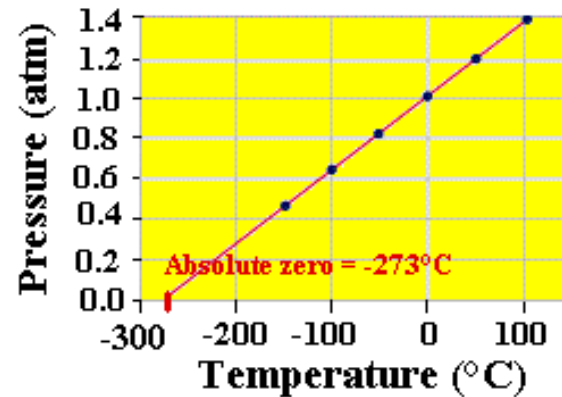


Gasgesetz von Amontons

Der Zusammenhang zwischen Druck- und Temperaturänderung wurde von Gay-Guillaume Amontons entdeckt. Der Druck nimmt proportional mit der Temperatur ab, falls beide Größen absolut gemessen werden.

$$p \sim T$$

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2}$$



Volumen immer gleich geblieben: $V = \text{const.}$

Stoffmenge ist immer gleich: $n = \text{const.}$

Der Druck idealer Gase ist bei gleichbleibendem Volumen und gleichbleibender Stoffmenge direkt proportional zur Temperatur.

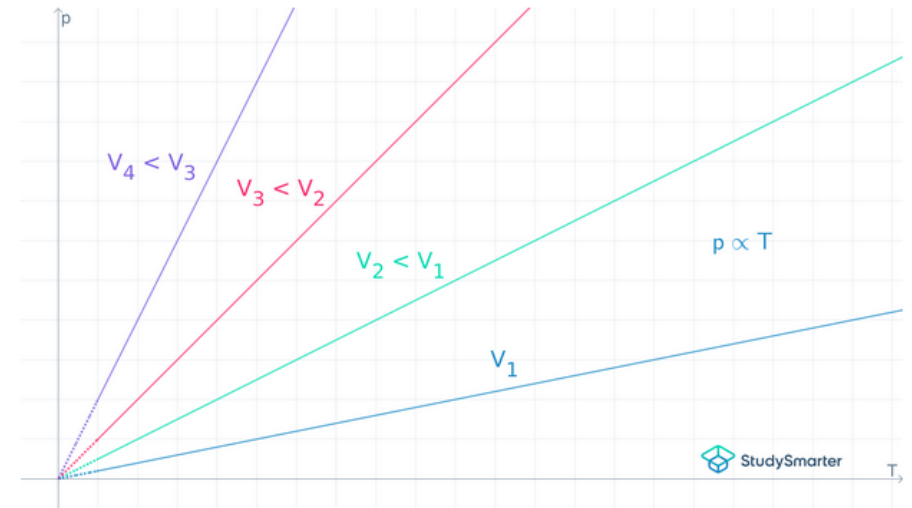


Abbildung 3: Abhängigkeit des Drucks von der Gastemperatur (bei konstanter Teilchenzahl und verschiedenen Volumina)

Gasgesetze

Zusammenfassung

Aus experimentellen Beobachtungen wurden unterschiedliche **Gasgesetze** entwickelt, die das Verhalten von Gasen unter verschiedenen Bedingungen beschreiben:

Gesetz von Boyle-Mariotte	Gesetz von Amontons	Gesetz von Gay-Lussac (und Charles)
Beschreibt die Abhängigkeit zwischen Gasdruck und Gasvolumen (bei konstanter Teilchenzahl und Temperatur)	Beschreibt die Abhängigkeit zwischen Gasdruck und Gastemperatur (bei konstanter Teilchenzahl und Volumen)	Beschreibt die Abhängigkeit zwischen Gasvolumen und Gastemperatur (bei konstanter Teilchenzahl und Druck)

<https://www.studysmarter.de/schule/physik/waermelehre/gesetz-von-amontons/>



Gesetz von Avogadro

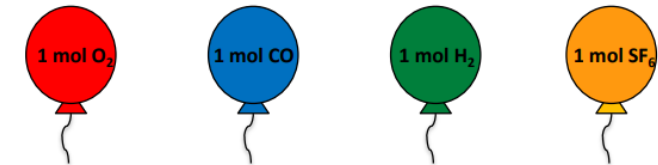
1811 veröffentlichte Amedeo Avogadro die Hypothese, wonach gleiche Volumina verschiedener Gase bei gleicher Temperatur und gleichem Druck die gleiche Zahl von Teilchen enthalte.

Es gilt:

Für $T = \text{const}$ und $p = \text{const}$ gilt:

$$V \sim n \qquad \frac{V}{n} = \text{const} \qquad \frac{V_1}{V_2} = \frac{n_1}{n_2}$$

Molvolumen bei 0°C und 1,013 bar
1 mol Gas ($6,022 \times 10^{23}$ Teilchen) entspricht 22,414 l



Quelle: Prof. Ivanovic-Burmazovic

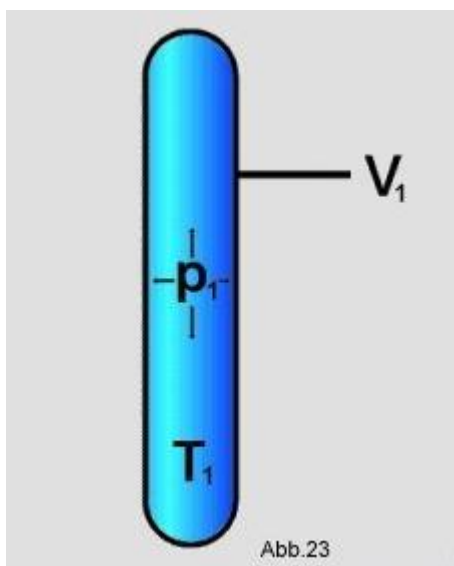
Es kann auch so formuliert werden: Das molare Volumen ist bei einer bestimmten Temperatur und bei einem bestimmten Druck für alle idealen Gase identisch. Messungen haben ergeben, dass ein Mol eines idealen Gases bei 0 °C = 273,15 K und 1013,25 hPa Druck ein Volumen von rund 22,4 dm³ (dm³ entspricht L) einnimmt.

Eine bedeutende Folge des Gesetzes ist: Die Gaskonstante ist für alle idealen Gase identisch.

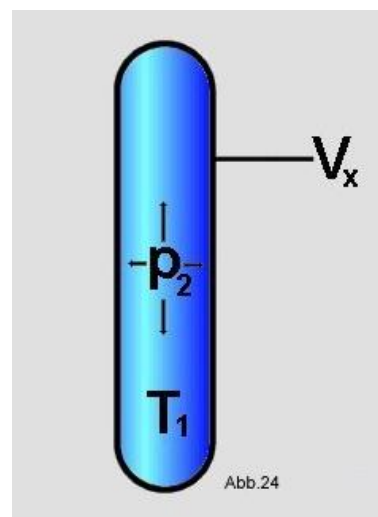


Ideale Gasgleichung

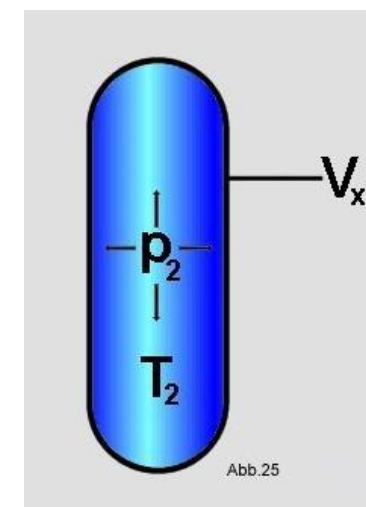
Bei den beiden Gleichungen von Gay-Lussac und Boyle-Mariotte war immer eine Variable, im ersten Fall der Druck, im zweiten die Temperatur gleichbleibend (=konstant). Um jedoch uneingeschränkt rechnen zu können, braucht man eine Gleichung, die den Zusammenhang zwischen allen drei Größen (Druck, Temperatur und Volumen) beschreibt. Dazu muss man die Gesetze von Gay-Lussac und Boyle-Mariotte zusammenfassen. Man geht von einem System aus, das eine Temperatur T_1 , einen Druck p_1 und ein Volumen V_1 hat:



Schritt 1



Schritt 2



Schritt 3



Ideales Gas



Einbezug der Teilchenzahl

Die Teilchenzahl ist nicht immer konstant. Daher ist es wünschenswert auch diese in der Zustandsgleichung zu berücksichtigen.

Wenn Druck und Temperatur konstant sind und die Teilchenzahl N z.B. verdoppelt wird, so ist es plausibel, dass sich das Gasvolumen V ebenfalls verdoppelt. Das Volumen ist also proportional zur Teilchenzahl N . Es gilt bei konstantem Druck p und konstanter Temperatur T :

$$V \sim N$$

Mit Gay-Lussac und Boyle-Mariotte gilt: $V \sim \frac{T}{p}$ bzw. $\frac{p \cdot V}{T}$ ist konstant daraus folgt: $\left. \begin{array}{l} V \sim \frac{T}{p} \\ V \sim N \end{array} \right\} \Rightarrow V \sim \frac{T}{p} \cdot N$

→ Einführung der Proportionalitätskonstanten: Durch Einführen einer Proportionalitätskonstanten k_B , der sog. Boltzmann-Konstanten, kann der proportionale Zusammenhang in einer Gleichung ausgedrückt werden:

$$V \sim k_B \cdot \frac{T}{p} \cdot N \quad \Leftrightarrow \quad p \cdot V = k_B \cdot N \cdot T$$

Wert der Boltzmann-Konstanten

Stellst du die universelle Gasgleichung nach k_B frei und setzt für die Zustandsgrößen T und p die Normalbedingungen ($T_0 = 273 \text{ K}$, $p_0 = 1013 \text{ hPa}$), für V das Volumen eines Kilomols ($V_{\text{kmol}} = 22,4 \text{ m}^3$ und für N die Avogadro-Konstante ($N_A = 6,022 \cdot 10^{26}$), so erhält du den Wert für die BOLTZMANN-Konstante:

$$k_B = \frac{p_0 \cdot V_{\text{kmol}}}{N_A \cdot T_0} \Rightarrow k_B = \frac{1013 \cdot 10^2 \frac{\text{N}}{\text{m}^2} \cdot 22,4 \text{ m}^3}{6,022 \cdot 10^{26} \cdot 273 \text{ K}} = 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{J}}{\text{K}}$$



Ideale Gasgleichung

Zustandsgleichung des idealen Gases

$$pV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{p} \quad V_0 = \frac{RT_0}{p_0}$$

$$R = 8.314472 \frac{\text{J}}{\text{K mol}}$$

Die thermische Zustandsgleichung idealer Gase, oft auch als allgemeine Gasgleichung oder ideale Gasgleichung bezeichnet, beschreibt den Zusammenhang zwischen den thermischen Zustandsgrößen eines idealen Gases. Sie vereint die experimentellen Einzelergebnisse und die hieraus abgeleiteten Gasgesetze zu einer allgemeingültigen Zustandsgleichung.

https://de.wikipedia.org/wiki/Thermische_Zustandsgleichung_idealer_Gase

- Grenzfall aller thermischen Zustandsgleichungen für verschwindende Dichte
- → für verschwindenden Druck bei genügend hoher Temperatur
- Eigenvolumen der Gasmoleküle und die Kohäsion – die anziehende Kraft zwischen den Molekülen – werden vernachlässigt

Molares Volumen: $V_n = 0.022414 \text{ m}^3 / \text{mol}$

Ideales Gas

Gaskonstante

$$R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

Oft wird der Druck in der Einheit bar gemessen. Diese Druckeinheit leitete sich aus der Kraft ab, die eine Masse von 1 kg auf einen cm^2 ausübt

$$1 \text{ bar} = 10 \text{ N/cm}^2 = 10^5 \text{ N/m}^2 = 10^5 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa} = 10^5 \frac{\text{N}}{\text{m}^2} = 10^5 \frac{\text{kg}}{\text{m} \cdot \text{s}^2}$$

$$1 \text{ J} = 1 \text{ Nm} = 1 \frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}^2}$$

Die universelle Gaskonstante geteilt durch die molare Masse eines bestimmten Gases ergibt die spezifische oder auch individuelle Gaskonstante

ausgedrückt in SI-Basiseinheiten: $1 \text{ N} = 1 \text{ m kg s}^{-2}$. 1 Newton ist die Kraft, die einem Körper der Masse 1 kg die Beschleunigung 1 m/s^2 erteilt.

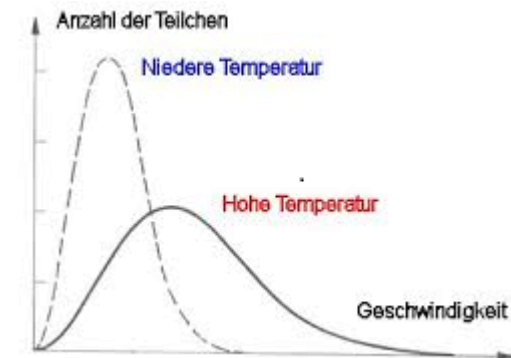
$$R_s = \frac{R}{M}$$

Ideales Gas

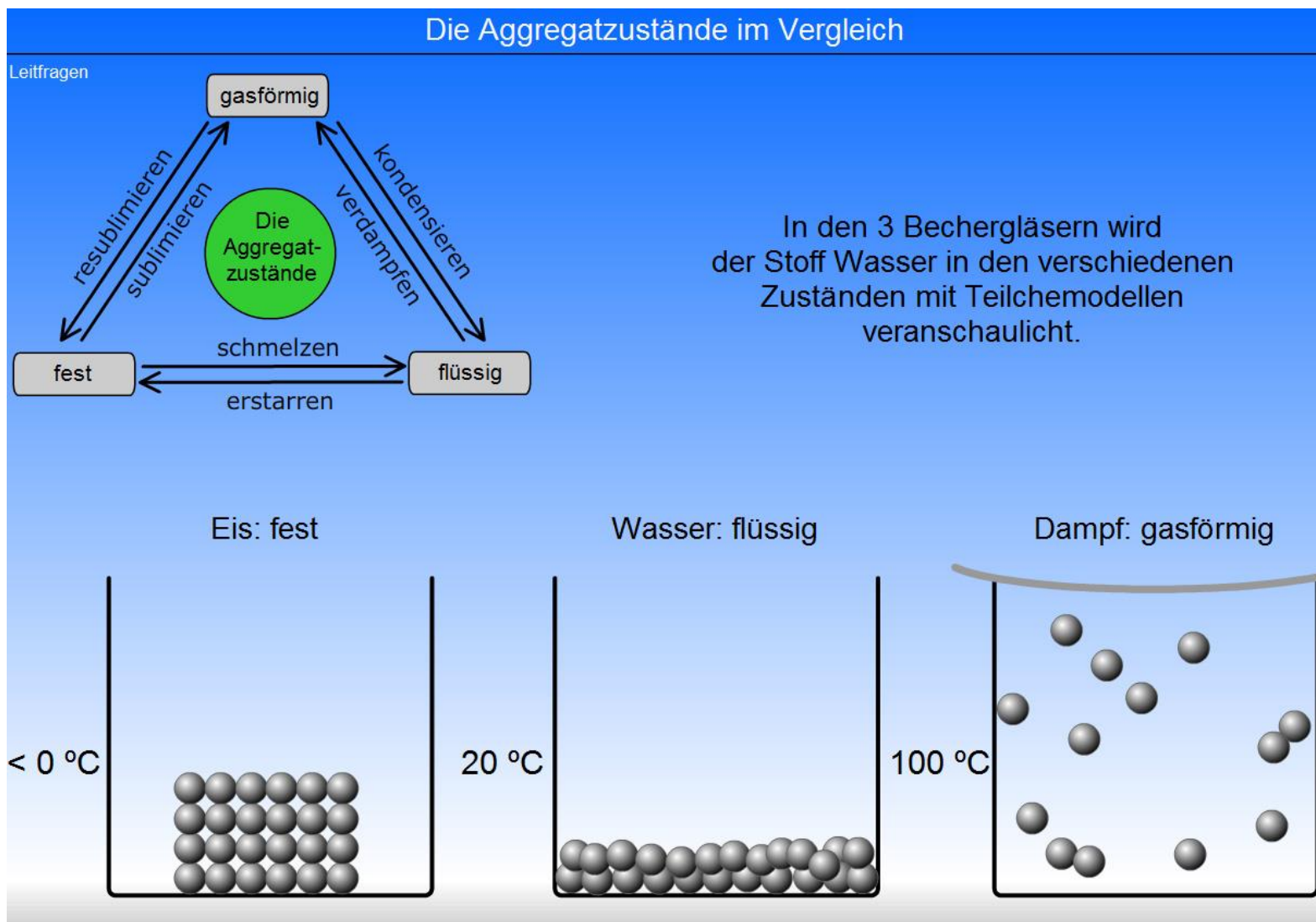
Ideale Gase

Eigenschaften idealer Gase

- Atome und Moleküle sind vernachlässigbar klein, verglichen mit ihrem mittleren Abstand in der Gasphase.
- Die Gasteilchen üben keine Kräfte aufeinander auf, sie folgen den Gesetzen der klassischen Kinematik. Bei Stößen untereinander oder mit den Wänden wird Impuls und Energie ausgetauscht. Die Stöße sind elastisch.
- Alle Geschwindigkeitsrichtungen kommen gleich häufig vor.
- Führt man dem Gas Energie zu (Erhitzen, Stempeldruck), so ändert sich die kinetische Energie, d.h. die thermische Energie der Atome. Die mittlere Geschwindigkeit v der Atome hängt von der Temperatur ab.
- Die Beträge der Geschwindigkeiten haben eine Verteilung um die mittlere Geschwindigkeit (Maxwell-Verteilung)

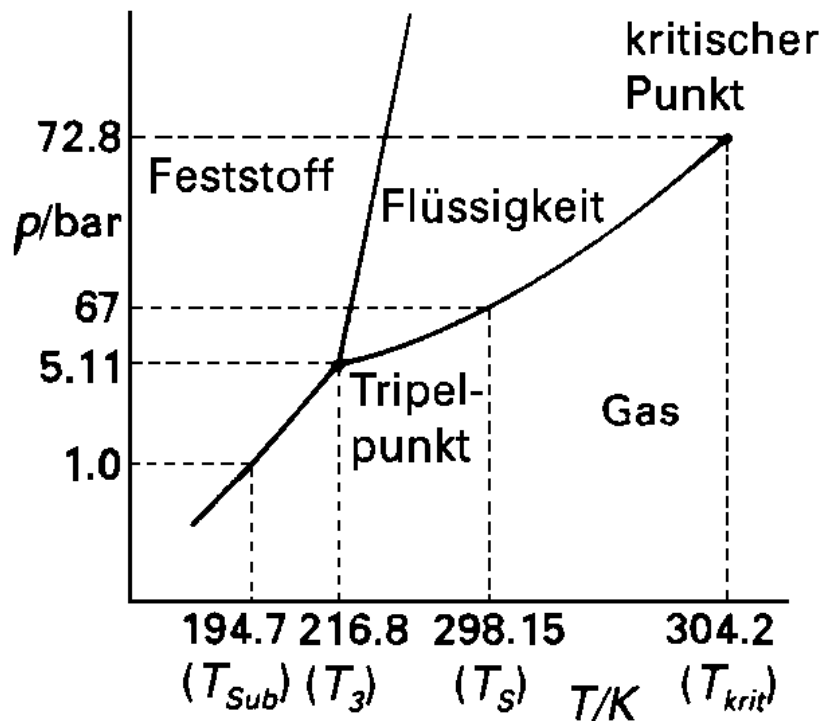


Aggregatzustände



Phasendiagramme

Phasendiagramme



- Druck-Temperatur Diagramm, aus dem der Aggregatzustand eines Stoffes bei einem bestimmten p/T -Paar abgelesen werden kann
- Für jede Substanz verschieden

Tripelpunkt:

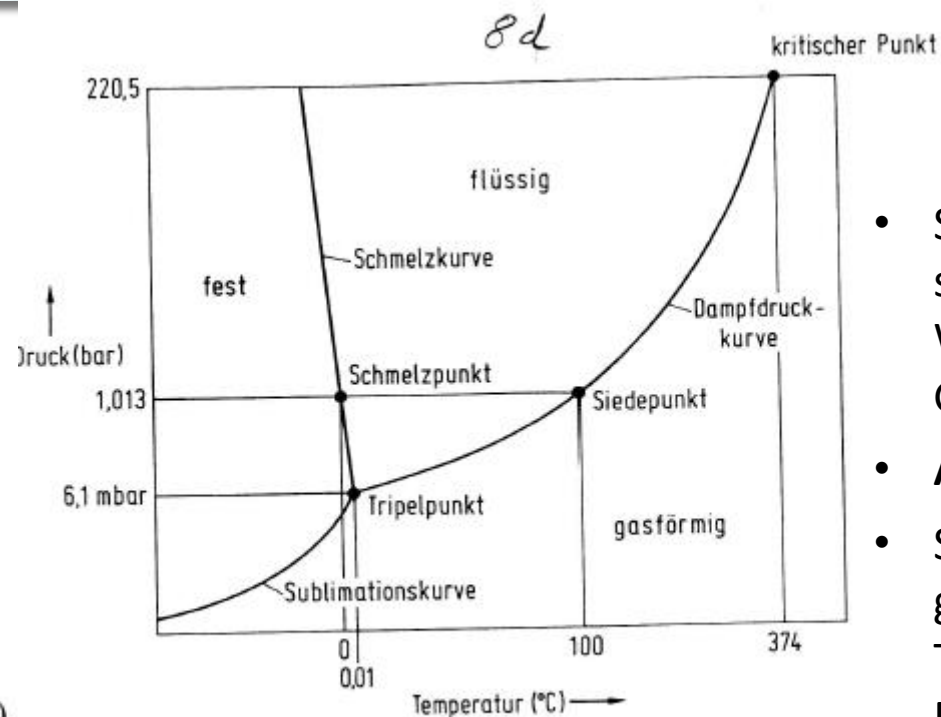
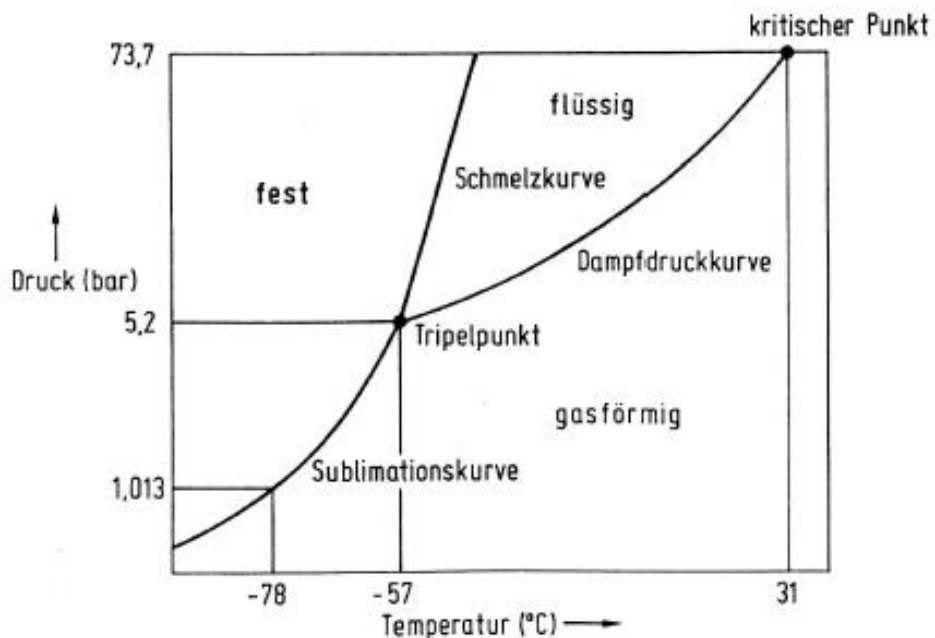
Es liegen alle drei Phasen vor

Kritischer Punkt:

Dichte von Gasphase und flüssiger Phase sind gleich (Endpunkt der Dampfdruckkurve, oberhalb der kritischen Temperatur können Gase auch bei beliebig hohen Drücken nicht verflüssigt werden)

→ Überkritisches Fluid

Phasendiagramme



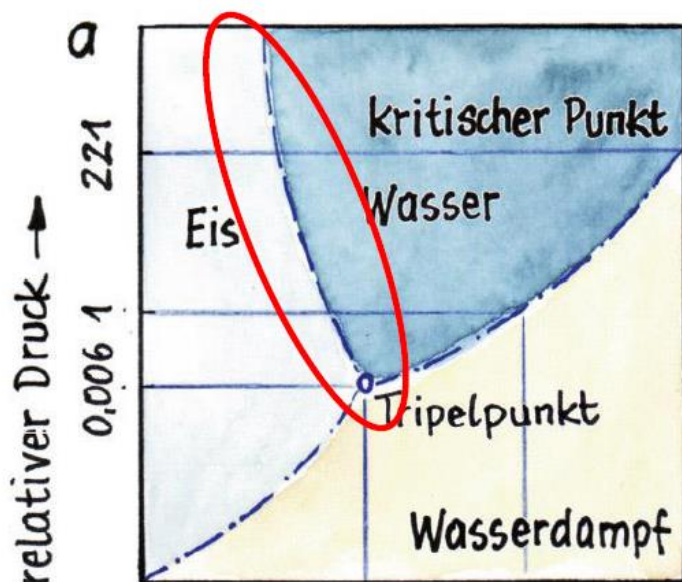
- Schmelzpunkt sinkt mit steigendem Druck → Wasser dehnt sich beim Gefrieren aus (Dichte sinkt)
- **Anormales Verhalten**
- Setzt man Eis bei gleichbleibender Temperatur höherem Druck aus, so schmilzt es

- Festes Kohlendioxid sublimiert bei 1,013 bar
- Schmelzpunkt steigt mit steigendem Druck → **Normales Verhalten**
- Festkörper hat höhere Dichte als Flüssigkeit

Phasendiagramme



Unterschiedliche Steigung der Schmelzkurven

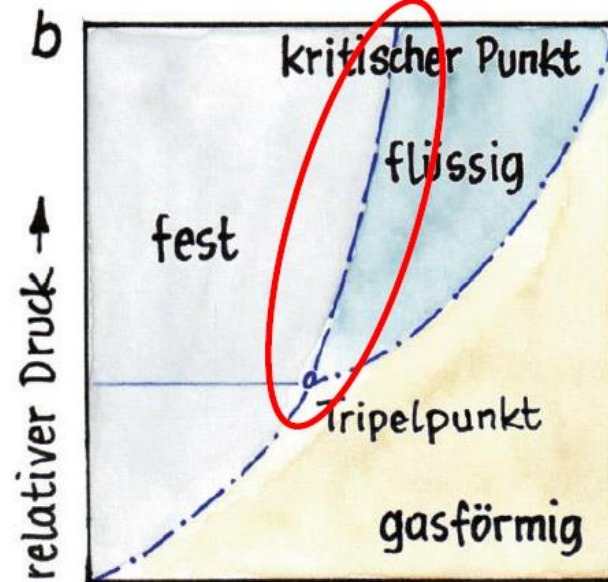


Temperatur

© Österreichischer Bundesverlag Schulbuch GmbH & Co. KG | Big Bang 5



Anormales Verhalten




Temperatur

Normales Verhalten

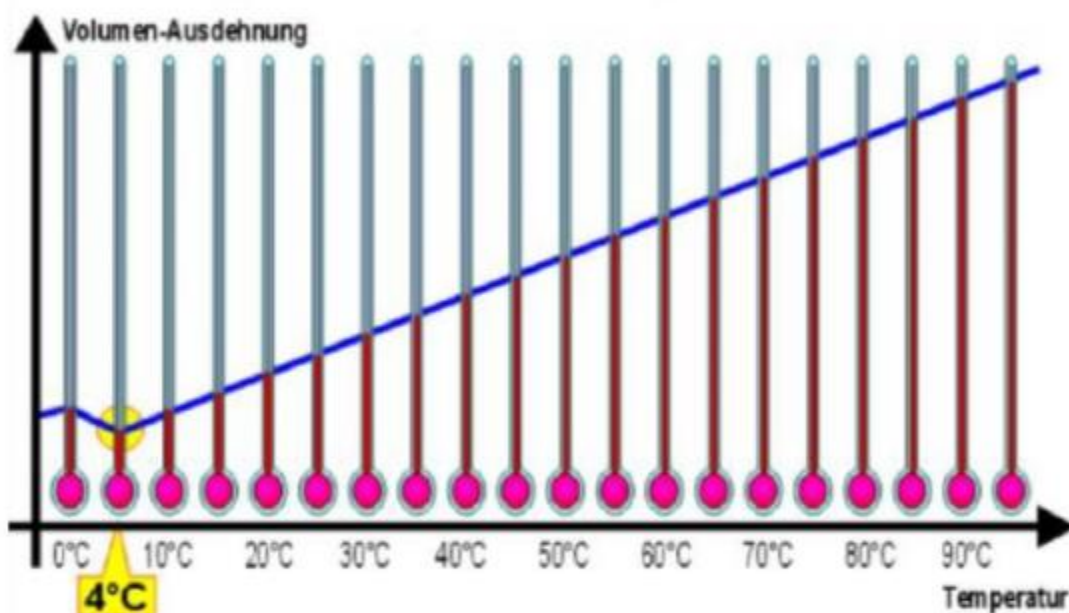
Quelle: Prof. Ivanovic-Burmazovic

Phasendiagramme

Anomalie des Wassers:

dwu-Unterrichtsmaterialien.de
pwl207f © 2001 

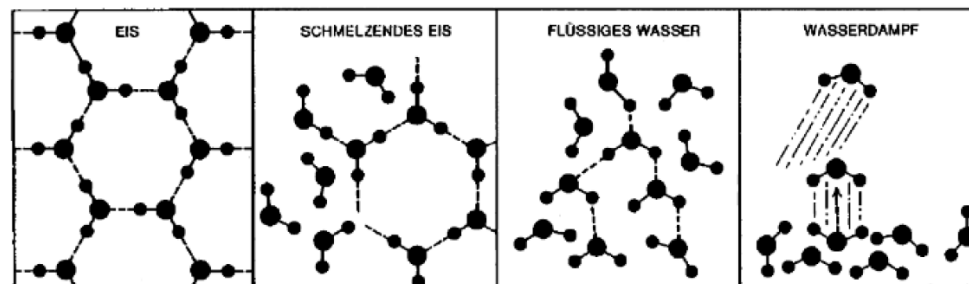
Die Grafik zeigt das anomale Ausdehnungsverhalten bei Wasser.



Anomalie: Wasser hat bei +4°C seine größte Dichte. Von 0°C bis 4°C zieht es sich bei Erwärmung zusammen. Erst oberhalb 4°C dehnt es sich aus.

- Normalerweise dehnen sich Stoffe bei Erwärmung aus und ziehen sich bei Abkühlung zusammen
- Wasser dehnt sich bei Erwärmung allerdings nicht immer aus
- Wasser besitzt seine größte Dichte bei 4°C
- Zwischen 0°C und 4°C zieht es sich bei Erwärmung zusammen, oberhalb von 4°C dehnt es sich aus

Zwischen 0°C und 4°C zieht Wasser sich bei Erwärmung zusammen,



Archiv

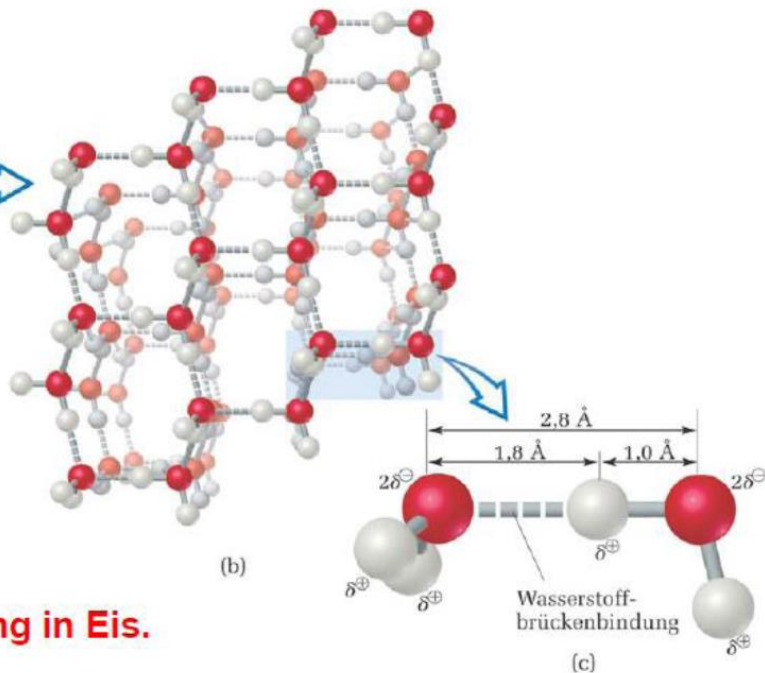
erst oberhalb von 4°C dehnt es sich aus

Phasendiagramme

Wasserstoff-Brücken in Eis



(a)



Wasserstoffbrückenbindung in Eis.

Dichteanomalie

Dichte von Eis bei 0 °C beträgt 0.92 g/cm³

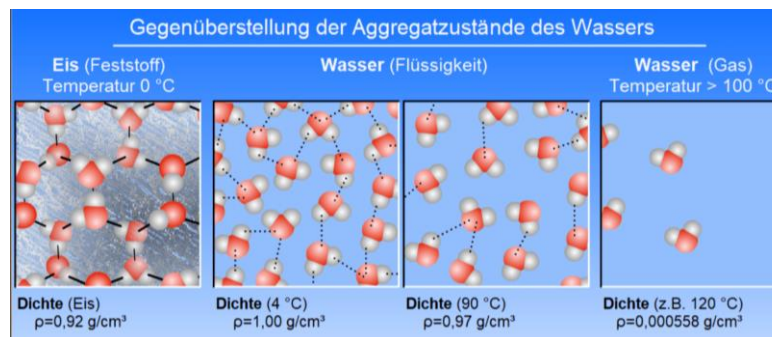
→ beim Schmelzen bricht Gitterordnung zusammen

→ H₂O-Moleküle können sich dichter zusammenlagern

→ Dichtemaximum von Wasser bei 4 °C und beträgt

1.00 g/cm³

Quelle: Prof. Ivanovic-Burmazovic



<https://www.chemie-interaktiv.net/flashfilme.html>