

1 Grundlagen und Begriffe

1.1 Warum überhaupt Chemie?

„Igitt Chemie!“ oder „Ich brauch doch keine Chemie.“, so denken viele, aber wir haben ständig mit chemischen Vorgängen zu tun, die allerdings wenig mit der Vorstellung der Giftküche gemeinsam haben, die bei dem Begriff Chemie in unseren Köpfen auftaucht. Bereits bevor wir aufstehen, laufen in unserem Körper chemische Reaktionen ab. Und im Verlauf eines Tages nutzen wir viele chemische Prozesse.

Beispiele sind die Atmung, eine Verbrennung im Automotor oder der Heizung. Auch die Braunfärbung von Brot oder Kuchen beim Backen beruht auf einer chemischen Reaktion. Im pharmazeutischen Bereich können chemische Prozesse dazu führen, dass Arzneimittel instabil werden oder ihr Wirkung verlieren.

Überlegen Sie, welchen weiteren chemischen Reaktionen Sie heute schon begegnet sind.

1.2 Chemie oder Physik?

Worin besteht der Unterschied zwischen chemischen und physikalischen Vorgängen? Bei physikalischen Vorgängen ändert sich der Zustand eines Stoffes. Der Stoff selbst bleibt aber erhalten. Zum Beispiel wird flüssiges Wasser durch Verdunsten gasförmig. Bei chemischen Vorgängen entstehen durch Neukombination von kleinen Teilchen neue Stoffe. Diese können völlig andere Eigenschaften haben als die Ausgangsstoffe. Bei der Atmung wird aus Zucker und Sauerstoff Kohlenstoffdioxid und Wasser.

■ **MERKE** Chemie: beschäftigt sich mit den Stoffen, deren Eigenschaften und Aufbau und den Stoffänderungen.

Physik: beschäftigt sich mit der Erklärung von Naturphänomenen. Bei den Stoffen untersucht die Physik die Zustandsänderungen.

1.3 Stoffe

In der Chemie sind mit dem Begriff „Stoffe“ Substanzen gemeint, die durch bestimmte, charakteristische Eigenschaften zu erkennen sind. Solche Eigenschaften können sein: Farbe, Geruch, Aggregatzustand, Härte, Löslichkeit und vieles mehr.

Deshalb können die verschiedenen Stoffe auch sehr unterschiedlich aussehen. Bei einigen erkennt man schon mit bloßem Auge, dass sie jedoch aus mehreren verschiedenartigen Stoffen bestehen. Daher unterteilt man die Stoffe in zwei Gruppen: Gemenge und Reinstoffe.

= Mischung aus mehreren Reinstoffen

1.3.1 Gemenge

Ein Gemenge besteht aus mehreren vermischten Reinstoffen. Die einzelnen Stoffe lassen sich dabei ohne chemische Reaktionen wieder voneinander trennen. So lässt sich ein Gemenge aus Sand und Wasser durch Filtrieren wieder trennen.

Die Eigenschaften der Mischung hängen vom Mengenverhältnis der einzelnen Bestandteile ab. Stellen Sie sich hierzu einen Kuchen vor, bei dem bei der Herstellung des Teiges (Gemenge) die Mengen an Salz und Zucker vertauscht wurden.

= Gemenge, die aus nur einer Phase bestehen

Homogene Gemenge

Darunter versteht man Gemenge, bei denen man nicht sofort sieht, dass sie aus verschiedenen Stoffen bestehen, da sie scheinbar völlig einheitlich sind. Wenn Sie eine Lösung betrachten, sehen Sie eine gleichmäßige, oft farblose Flüssigkeit. Beim Durchlesen der Zusammensetzung auf der Verpackung fällt aber auf, dass viele verschiedene Stoffe enthalten sind. Finden Sie Beispiele für homogene Gemenge!

= Gemenge, die aus mehreren Phasen bestehen

Heterogene Gemenge

Bei diesen Gemischen sieht man, dass sie aus verschiedenen Stoffen bestehen. Manchmal reichen dazu die Augen alleine aber nicht aus. Dann muss man ein Lichtmikroskop zur Hilfe nehmen. Finden Sie Beispiele für heterogene Gemenge!

= bestehen aus gleichartigen Teilchen (Atomen, Ionen oder Molekülen)

1.3.2 Reinstoffe

Reinstoffe bestehen im Gegensatz zu Gemengen aus lauter gleichartigen Teilchen. Deshalb sind ihre Eigenschaften bei einer bestimmten Temperatur und einem bestimmten Druck auch stets gleich, da es kein Mischungsverhältnis gibt, das die Eigenschaften ändern könnte. Die Art der Teilchen kann von Reinstoff zu Reinstoff sehr verschieden sein.

Auch im Arzneibuch werden bei den verschiedenen Reinstoffen jeweils typische Eigenschaften geprüft. Diese können zum Beispiel sein: Geruch, Geschmack, Löslichkeit, Brennbarkeit, Schmelzpunkt, Siedepunkt usw. Finden Sie Beispiele für Reinstoffe!

= Grundstoffe, die nur eine Atomart enthalten

Elemente

Als chemische Elemente bezeichnet man Reinstoffe, die sich mit chemischen Methoden nicht weiter zerlegen lassen. Eine Aufstellung der Elemente ist im Periodensystem zu finden. Näheres zum Periodensystem steht in ► Kap. 3.

Elemente lassen sich noch weiter in Metalle und Nichtmetalle unterteilen (► Kap. 3.1.3). Metalle finden sich im Periodensystem links von einer gedachten Diagonale zwischen Bor B und Astat At. Nichtmetalle befinden sich rechts von dieser Linie. Zwischen diesen beiden Gruppen befindet sich ein Übergangsbereich, die sogenannten Halbmetalle, die sowohl Eigenschaften von Metallen als auch von Nichtmetallen aufweisen.

= Reinstoffe, die durch chemische Reaktionen in Elemente zerlegt werden können

Verbindungen

Die Eigenschaften einer Verbindung unterscheiden sich in der Regel grundlegend von denen der einzelnen Grundstoffe, aus welchen sie besteht.

Der Aufbau der Verbindung, also ihre genaue Zusammensetzung, wird durch die Molekülformel (z. B. HCl, H₂O) oder die Verhältnisformel (bei Salzen, z. B. NaCl) ausgedrückt. Verbindungen können also molekular oder ionisch sein.

Verbindungen lassen sich in **organische** und **anorganische** Verbindungen unterteilen. Organische Verbindungen enthalten immer Kohlenstoff (C). Anorganische Verbindungen enthalten in der Regel keinen Kohlenstoff, allerdings werden einige einfache Verbindungen, die Kohlenstoff enthalten, als anorganisch einsortiert.

Organisch

Ethanol C₂H₅OH
Glucose C₆H₁₂O₆

Anorganisch

Wasser H₂O
Kochsalz NaCl
aber:
Kohlensäure H₂CO₃
Kohlenstoffmonoxid CO
Kohlenstoffdioxid CO₂

4 Chemische Bindungen

Ziel einer chemischen Bindung ist es stets, dass die Atome die gleiche Elektronenverteilung erreichen wie ein Edelgas.

Ziel einer chemischen Bindung ist es, einen stabilen Zustand zu erreichen. Dieser Zustand besteht in einer vollbesetzten Valenzschale (Schalenmodell). Die Edelgase haben auf ihrer äußersten Schale acht Elektronen (Ausnahme: Helium nur zwei), deshalb sind sie sehr stabil und reaktionsträge.

Atome, welche auf der äußersten Schale nicht mit 8 Valenzelektronen besetzt sind, streben dieses Elektronenoktett bzw. die **Edelgaskonfiguration** an. Das bedeutet, sie „möchten“ genau die gleiche Elektronenverteilung auf den Schalen haben wie die Edelgase.

Es gibt drei Möglichkeiten, um diese Edelgaskonfiguration zu erreichen:

- Elektronenaufnahme
- Elektronenabgabe
- „Mitbenutzung“ von Elektronen

Welchen Weg ein Teilchen zum Erreichen der Edelgaskonfiguration einschlägt, hängt vom Teilchen selbst ab: Hat es viele oder wenige Elektronen? Ist die Elektronegativität des Atoms hoch oder niedrig? Wie hoch ist seine Ionisierungsenergie? Aber auch die Eigenschaften des Reaktionspartners sind wichtig.

Je nachdem, wie sich die Reaktionspartner über die Verteilung der Elektronen „einigen“, unterscheiden wir verschiedene Bindungsarten (■ Tab. 4.1).

Die Übergänge zwischen den einzelnen Bindungsarten sind fließend, abhängig von der Differenz der Elektronegativitäten der Bindungspartner. Je nach Literatur findet man deshalb auch andere Grenzen zwischen den einzelnen Bindungsarten.

■ **Tab. 4.1** Bindungsart und Elektronegativitätsdifferenz

Bindungsart	Elektronegativitätsdifferenz
Ionenbindung	> 1,7 Einheiten
Metallbindung	Gering bis keine; beide EN-Werte $\leq 1,5$
Elektronenpaarbindung	Gering bis keine; beide EN-Werte > 2
<ul style="list-style-type: none"> ■ Unpolare Atombindung 	Keine (bis max. 0,5)
<ul style="list-style-type: none"> ■ Polare Atombindung 	Gering, kleiner als bei der Ionenbindung

Außerdem gibt es einen Spezialfall der Elektronenpaarbindung, die Komplexbindung oder auch koordinative Bindung genannt wird.

■ Tab. 4.2 dient als Wiederholungsübung, bitte die entsprechenden Bindungspartner eintragen!

■ Tab. 4.2 Bindungsart und Bindungspartner

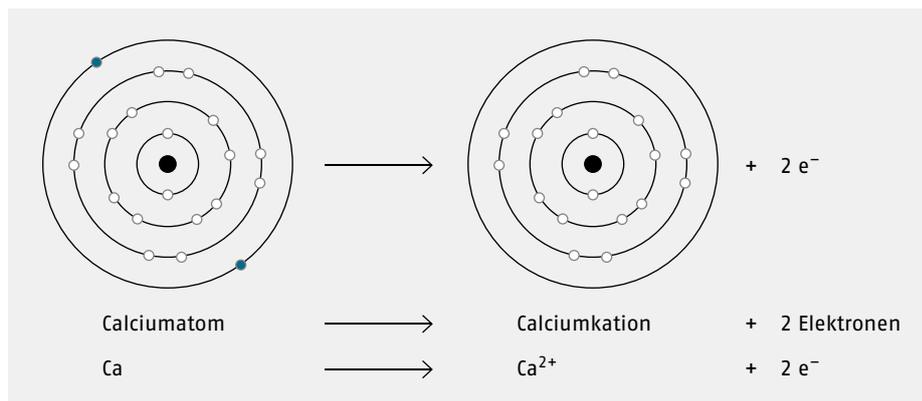
Bindungsart	Bindungspartner
Ionenbindung	
Metallbindung	
Elektronenpaarbindung	
■ Unpolare Atombindung	
■ Polare Atombindung	

4.1 Ionenbindung

Sie entsteht bei der Reaktion eines **Metalls** mit einem **Nichtmetall** aufgrund der relativ große EN-Differenz der beiden Reaktionspartner.

Metalle geben gerne Elektronen ab, da sie eine positive Ionisierungstendenz und kleine Elektronegativitäten haben. Durch Elektronenabgabe erreichen sie die Edelgaskonfiguration des im PSE voranstehenden Edelgases. So entstehen **Kationen**.

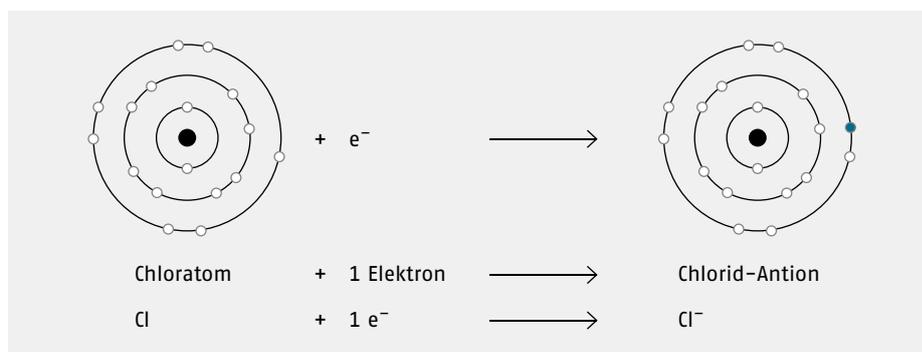
Das Calciumkation (● Abb. 4.1) hat die gleiche Elektronenkonfiguration wie Argon. Somit hat es durch die Elektronenabgabe einen stabilen Zustand (Edelgaskonfiguration) erreicht.



● Abb. 4.1 Bildung des Calciumkations

Nichtmetalle nehmen gerne Elektronen auf, da sie eine negative Ionisierungstendenz und große Elektronegativitäten haben. Durch Elektronenaufnahme erreichen sie die Edelgaskonfiguration des im PSE folgenden Edelgases. So entstehen **Anionen**.

Das Chlorid-Ion (● Abb. 4.2) hat die gleiche Elektronenkonfiguration wie Argon, und somit liegt ein stabiler Zustand vor.



● Abb. 4.2 Bildung des Chloridanions

Ionenbindungen gibt es in Salzen.

Beispiel: Im Arzneibuch steht bei den Identitätsreaktionen (2.3.1) „Calcium“, gemeint ist aber der Nachweis des Calciumkations Ca^{2+} .

■ **CAVE** Die Metallkationen werden häufig – auch im Arzneibuch – einfach mit dem Namen des Metalls benannt, ohne den Zusatz „Kation“.

Man schreibt und spricht also von Natrium, auch wenn das Natriumkation gemeint ist. Für Formeln und Reaktionsgleichungen müssen Sie immer überlegen, ob das Metall (nur Elementsymbol) oder das Kation (Elementsymbol plus Ladung) vorliegt:

- Für Natriummetall: Na
- Für das Natriumion: Na^+

Die einfachen Anionen haben eigene Namen, die auf „-id“ enden.

■ **MERKE** Benennung der einfachen Anionen: lateinischer Wortstamm und Endung „-id“

F^-	Fluorid	O^{2-}	Oxid	N^{3-}	Nitrid	C^{4-}	Carbid
Cl^-	Chlorid	S^{2-}	Sulfid	P^{3-}	Phosphid	Si^{4-}	Silicid
Br^-	Bromid	Se^{2-}	Selenid	As^{3-}	Arsenid		
I^-	Iodid	Te^{2-}	Tellurid	Sb^{3-}	Antimonid		

4.1.1 Schreibweisen

Auf Dauer ist es unpraktisch, immer das Schalenmodell zu zeichnen, wenn die Anzahl der Elektronen interessiert. Für die Formulierung einer chemischen Reaktion sind nur die **Valenzelektronen** von Bedeutung. Deshalb werden in Formeln auch nur diese angegeben. Es werden die Elektronenformel und die Valenzstrichformel (Lewis-Schreibweise) unterschieden (■ Tab. 4.3).

■ **Tab. 4.3** Formelschreibweisen

Name des Teilchens	Elektronenformel	Valenzstrichformel	Später
Fluoratom	$\cdot\ddot{\text{F}}\cdot$	$\overline{\text{F}}\cdot$	F
Fluorid	$\cdot\ddot{\text{F}}\cdot^-$	$\overline{\text{F}} ^-$	F^-
Schwefel	$\cdot\ddot{\text{S}}\cdot$	$\cdot\overline{\text{S}}\cdot$	S
Sulfid	$\cdot\ddot{\text{S}}\cdot^{2-}$	$ \overline{\text{S}} ^{2-}$	S^{2-}
Arsen	$\cdot\ddot{\text{As}}\cdot$	$ \overline{\text{As}}\cdot$	As
Arsenid	$\cdot\ddot{\text{As}}\cdot^{3-}$	$ \overline{\text{As}} ^{3-}$	As^{3-}
Kohlenstoff	$\cdot\dot{\text{C}}\cdot$	$\cdot\dot{\text{C}}\cdot$	C
Carbid	$\cdot\ddot{\text{C}}\cdot^{4-}$	$ \overline{\text{C}} ^{4-}$	C^{4-}
Calcium (Metall)	$\cdot\text{Ca}\cdot$	$\cdot\text{Ca}\cdot$	Ca

11 Chemische Größen und Einheiten

Aus dem Kapitel Atombau kennen Sie die Massenzahl (relative Atommasse), die Sie im Periodensystem ablesen können. In diesem Kapitel werden wir diese Angaben genauer ansehen und mit der **molaren Masse** eine neue Größe kennen lernen.

11.1 Massenangaben und Stoffmenge

11.1.1 Absolute Atommasse

Sie gibt die Masse eines Atoms in **Gramm** oder in **u** an.

Da Atome sehr klein sind, ergeben sich bei der Angabe in Gramm etwas unpraktische Zahlen.

Beispiel: Absolute Atommasse von C-12 = $1,9926 \times 10^{-23}$ g

11.1.2 Atomare Masseneinheit u

Die atomare Masseneinheit u wurde eingeführt, um einfachere Zahlen für die Atommassen zu erhalten. Laut Definition ist 1 u 1/12 der Masse des Kohlenstoffisotops C-12. Umgerechnet in Gramm bedeutet das: $1 \text{ u} = 1,660538921 \times 10^{-24}$ g.

Beispiel: Masse von C-12 in u: $m(\text{C-12}) = 12 \text{ u}$

11.1.3 Relative Atommasse A_r

Meist interessieren aber nur die Massenverhältnisse der einzelnen Atome und gar nicht die tatsächliche Masse eines einzelnen Atoms. Daher wurde die relative Atommasse eingeführt. Sie gibt an wie viel Mal schwerer als die atomare Masseneinheit u ein Atom ist. Die Werte für die relative Atommasse können direkt aus dem PSE abgelesen werden. Als relative Angabe hat sie keine Einheit.

Beispiel: $A_r(\text{C}) = 12,0$, $A_r(\text{O}) = 16,0$

11.1.4 Relative Molekülmasse M_r

Hierbei handelt es sich um die Summe der relativen Atommassen aller Atome des betreffenden Moleküls.

Beispiel:

$$\begin{aligned} M_r(\text{O}_2) &= 2 \times 16,0 &= 32,0 \\ M_r(\text{H}_2\text{O}) &= 2 \times 1,0 + 16,0 &= 18,0 \\ M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) &= &= 98,1 \end{aligned}$$

Die Werte aus dem PSE werden meist gerundet verwendet.

Ein Mol ist die Stoffmenge, die aus ebenso vielen Einzelteilchen besteht, wie Atome in 12,0000 g des Kohlenstoffisotops ^{12}C enthalten sind.

Sie könnten auch sagen: 6,022 $\times 10^{23}$ Mäuse sind 1 Mol Mäuse.

11.1.5 Molare Masse M

In der Praxis arbeiten Chemiker und Pharmazeuten aber nie mit einzelnen Atomen oder Molekülen. Deshalb wurde die molare Masse eingeführt. Sie wird in Gramm pro Mol (g/mol) angegeben (Vergleich von Mengeneinheiten \blacksquare Tab. 11.1).

Dabei ist ein Mol eine bestimmte Anzahl von Teilchen, nämlich genau $6,022 \times 10^{23}$ Stück. Bestimmt wurde die Anzahl mithilfe von exakt 12,0000 g des Kohlenstoffisotops C-12. Somit enthält 1 Mol egal von welcher Substanz immer gleich viele Teilchen.

Man sagt auch: 1 Mol ist eine **Stoffmenge**.

■ MERKE 1 mol = $6,022 \times 10^{23}$ Teilchen
Diese Zahl wird als Avogadrokonstante bezeichnet.

Die Molare Masse ist also die Masse von einem Mol Teilchen einer Substanz. Der Zahlenwert lässt sich mithilfe der relativen Atommassen des PSE ermitteln.

Beispiel:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 1,0 \text{ g/mol} + 1,0 \text{ g/mol} + 16,0 \text{ g/mol} = 18,0 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,1 \text{ g/mol}$$

■ Tab. 11.1 Vergleich der verschiedenen Einheiten

Stoff	Absolute Atommasse	Absolute Molekülmasse	Relative Atommasse	Relative Molekülmasse	Molare Masse
H-Atom	1 u $\sim 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$		1		1 g/mol
H ₂		2 u		2	2 g/mol
H ₂ O ₂		34 u		34	34 g/mol

11.1.6 Stoffmenge

Mithilfe der Molaren Masse lässt sich die **Stoffmenge n** in einer bestimmten Masse eines Stoffes berechnen.

Formel:

$$\text{Stoffmenge} = \frac{\text{Masse}}{\text{Molare Masse}}$$

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

Isotonische Natriumchlorid-Lösung ist 0,9 %ig (m/m).

Praktische Bedeutung: Die Menge an Teilchen in einer Lösung ist unter anderem wichtig für die Isotonie und damit für die schmerzlose Applikation von Augentropfen oder Injektionslösungen.

Beispiele:

1. Welche Stoffmenge ist in 36 Gramm Kohlenstoff enthalten?

Gegeben: $m(\text{C}) = 36 \text{ g}$; $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g/mol}$

Gesucht: $n(\text{C})$

$$n(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} = \frac{36 \text{ g}}{12,0 \text{ g/mol}} = 3 \text{ mol}$$

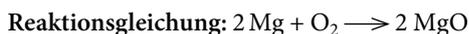
Antwort: Es sind 3 mol Teilchen enthalten.

2. Fünf Gramm Magnesium werden verbrannt. Wie viel Gramm Magnesiumoxid entstehen dabei?

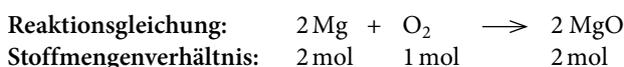
Gegeben: $m(\text{Mg}) = 5 \text{ g}$; $M(\text{Mg}) = 24,3 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}_2) = 32,0 \text{ g/mol}$; $M(\text{MgO}) = 40,3 \text{ g/mol}$

Gesucht: $m(\text{MgO})$

Zuerst stellt man die Reaktionsgleichung auf:



Aus der Reaktionsgleichung kann man direkt ablesen, in welchem Stoffmengenverhältnis die Stoffe miteinander reagieren:



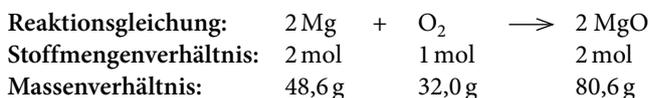
Die Stoffmengen lassen sich nun mithilfe der molaren Massen in ein Massenverhältnis umrechnen.

$$m = n \cdot M$$

$$m(\text{Mg}) = 2 \text{ mol} \cdot 24,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 48,6 \text{ g}$$

$$m(\text{O}_2) = 1 \text{ mol} \cdot 32,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 32,0 \text{ g}$$

$$m(\text{MgO}) = 2 \text{ mol} \cdot 40,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 80,6 \text{ g}$$



Das bedeutet, dass aus 48,6 g Magnesium 80,6 g Magnesiumoxid entstehen.

48,6 g Magnesium entspricht 80,6 g Magnesiumoxid

5 g Magnesium entspricht x

$$x = m(\text{MgO}) = \frac{5 \text{ g}}{48,6 \text{ g}} \cdot 80,6 \text{ g} = 8,3 \text{ g}$$

Antwort: Es entstehen 8,3 Gramm Magnesiumoxid.

Ganz nebenbei ist hier auch noch das Gesetz von der Erhaltung der Masse erfüllt: $48,6 \text{ g} + 32,0 \text{ g} = 80,6 \text{ g}$.

11.2 Molares Volumen und Volumenumsatz

In ▶ Kap. 10.3.3 haben wir bereits festgestellt, dass Gase unabhängig von ihrer Art immer das gleiche Volumen einnehmen. Dabei gilt das **Gesetz von Avogadro**.

Mit unserer neuen Zählereinheit **Mol** wissen wir somit auch, dass 1 Mol eines Gases immer das gleiche Volumen einnimmt, wenn der Druck und die Temperatur konstant sind. Herrschen Normalbedingungen, das heißt ein Druck von 1013 hPa und eine Temperatur von 273 K (= 0°C), dann hat ein Mol Gas immer ein Volumen von 22,4 Litern. Dieses Volumen heißt **molares Normalvolumen** V_{mn} .

$$\text{Molares Volumen} = \frac{\text{Volumen}}{\text{Stoffmenge}}$$

$$V_{\text{m}} = \frac{V}{n}$$

= Gleiche Volumina gasförmiger Stoffe enthalten bei gleichem Druck und gleicher Temperatur gleich viele Teilchen.

Unter Normalbedingungen gilt: $V_{\text{m}} = V_{\text{mn}}$