

Stöchiometrie

(Chemisches Rechnen)

ist die Lehre von der mengenmäßigen Zusammensetzung chemischer Verbindungen sowie der Mengenverhältnisse der beteiligten Stoffe bei chemischen Reaktionen

Ausbeuteberechnung	9
Gasvolumen bei chemischen Reaktionen	10
Massenanteile von Stoffen, Berechnung	6, 7
Mischungsgleichung	5
Mischungskreuz	5
molare Masse	3
molares Volumen	3
Molarität	4
Normalität	4
relative Molkeülmasse, Berechnung	2
Stoffmenge	3
Umsatzberechnungen	8
Zusammensetzung von Stoffen, Berechnung	6, 7

1. Maßeinheiten und wichtige Größen

absolute Atommasse

Die absolute Atommasse ist die wirkliche, reale Masse eines Atoms eines chemischen Elements.

1 Kohlenstoffatom besitzt die Masse : $2 \cdot 10^{-23}$ g

1 Magnesiumatom besitzt die Masse : $4 \cdot 10^{-23}$ g

relative Atommasse

Die relative Atommasse ergibt sich aus dem Quotienten der absoluten Atommasse eines chemischen Elements und dem zwölften Teil der Masse eines Kohlenstoffatoms. Somit gibt die relative Atommasse an, wievielfach so groß die absolute Atommasse eines Elements ggü. dem zwölften Teil der Atommasse des Kohlenstoff-12-Isotops ist.

Bei Kohlenstoff ist die Atommasse zwölfmal so groß, wie ein Zwölftel der Atommasse des Kohlenstoffs, daher ist die relative Atommasse von Kohlenstoff: relative Atommasse = 12

Ein Magnesiumatom ist doppelt so schwer wie ein Kohlenstoffatom. Daher ist die Masse eines Magnesiumatoms 24mal so groß, wie ein Zwölftel der Masse eines Kohlenstoffatoms: relative Atommasse = 24

Die meisten chemischen Elemente bestehen aus einer Mischung verschiedener Isotope. Hier sind die prozentualen Anteile der Isotope bestimmend für die relative Atommasse.

Magnesium besteht zu etwa 78,8% aus dem Isotop Magnesium-24 und zu etwa 10,1% aus Magnesium-25 und etwa 11,1% aus Magnesium-26. Daher beträgt die relative Atommasse für Magnesium etwa 24,3.

$$0,788 \cdot 24 + 0,101 \cdot 25 + 0,111 \cdot 26 = 18,912 + 2,525 + 2,886 = 24,323$$

relative Molekülmasse

Die relative Molekülmasse ist die Summe der relativen Atommassen aller in einem Molekül enthaltenen Atome. Die relative Molekülmasse wird wie folgt ermittelt:

	Bsp: Natriumphosphat Na_3PO_4
1. Feststellung der beteiligten Elemente	Natrium Phosphor Sauerstoff
2. Zahlenverhältnisse der beteiligten Atome aus der Formel feststellen	Natrium 3 Phosphor 1 Sauerstoff 4
3. Feststellung der dazugehörigen relativen Atommassen (gerundet)	Natrium 3 23 Phosphor 1 31 Sauerstoff 4 16
4. Multiplikation der relativen Atommassen und der Anzahl der Atome	Natrium $3 \cdot 23 = 69$ Phosphor $1 \cdot 31 = 31$ Sauerstoff $4 \cdot 16 = 64$
5. Addition der erhaltenen Produkte (von 4.)	Natrium $3 \cdot 23 = 69$ Phosphor $1 \cdot 31 = 31$ <u>Sauerstoff</u> $4 \cdot 16 = 64$ Natriumphosphat = 164

Stoffmenge n

Stoffmenge ist in der Chemie eine Maßeinheit für die Anzahl der vorhandenen Teilchen. In 1 mol ist die Stoffmenge eines Systems, das aus so vielen gleichartigen elementaren Teilchen besteht, wie Atome in 12 g des Kohlenstoffs-12 enthalten sind.

1 mol Kohlenstoff enthält etwa $6 \cdot 10^{23}$ Kohlenstoffatome.

1 mol Sauerstoff enthält etwa $6 \cdot 10^{23}$ Sauerstoffmoleküle.

1 mol Kaliumbromid enthält etwa $6 \cdot 10^{23}$ Kalium-Ionen und etwa $6 \cdot 10^{23}$ Bromid-Ionen.

n	Mol	mol
---	-----	-----

Molare Masse M

Die Molare Masse ist der Quotient aus der Masse eines Stoffes und seiner Stoffmenge. Der Zahlenwert der molaren Masse eines Stoffes ist gleich seiner relativen Atommasse bzw. relativen Molekülmasse. Bsp: molare Masse von Natriumhydroxid, NaOH : $40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

M	Gramm je Mol	$\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$
---	--------------	----------------------------------

Molares Volumen V_m

Das molare Volumen ist der Quotient aus dem Volumen eines Stoffes und seiner Stoffmenge.

V_m	Kubikmeter je Mol Liter je Mol	$\text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$ $\text{l} \cdot \text{mol}^{-1}$	$1 \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} = 1000 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1}$
V_m bei Gasen im Normzustand (bei 0°C und Normaldruck) ($T_n = 273,15 \text{ K}$ und $p_n = 101325 \text{ Pa}$)			$V_m = 22,413383 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1}$ $V_m = 0,022413383 \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$

Hinweis: Für die häufigsten Berechnungen ist die Angabe $V_m = 22,4 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1}$ ausreichend.

Zusammenhang zwischen molarer Masse, molarem Volumen und Dichte bei Gasen

$$\rho = \frac{M}{V_m} \quad V_m = \frac{M}{\rho} \quad M = \rho \cdot V_m$$

ρ Dichte von Gasen ($\text{g} \cdot \text{l}^{-1}$)
 M molare Masse ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)
 V_m molares Volumen ($V_m = 22,4 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1}$)

Gasförmiger Stoff, Formel	Dichte in $\text{g} \cdot \text{l}^{-1}$ (im Normzustand)	molare Masse in $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ (gerundet)	molares Volumen in $\text{l} \cdot \text{mol}^{-1}$
Wasserstoff, H_2	0,089	2	22,4
Methan, CH_4	0,714	16	22,4
Ethen, $\text{CH}_2=\text{CH}_2$	1,251	28	22,4
Stickstoff, N_2	1,251	28	22,4
Sauerstoff, O_2	1,429	32	22,4
Kohlendioxid, CO_2	1,977	44	22,4
Schwefeldioxid, SO_2	2,857	64	22,4

Hinweis: Dichte der Luft beträgt $1,293 \text{ g} \cdot \text{l}^{-1}$ im Normzustand.

2. Berechnungen an Lösungen

2.1 Berechnungen zum Gehalt von Lösungen

Hinweis: Masseprozent (Mass-%) und Volumenprozent (Vol-%) sind unzulässige Maßeinheiten.

Molarität

Eine 1-molare Lösung enthält 1 mol bzw. die molare Masse in Gramm je Liter Lösung.

Beispiel: Es sollen 5 Liter einer 2-molaren Kalilauge hergestellt werden.

Kalilauge (KOH) relative Molekülmasse: 56,11

Eine 1-molare Lösung enthält 56,11 g Kaliumhydroxid in 1 Liter Lösung.

Eine 2-molare Lösung enthält 112,22 g Kaliumhydroxid in 1 Liter Lösung.

5 Liter einer 2-molaren Lösung enthalten $5 \cdot 112,22 \text{ g} = 561,1 \text{ g}$ KOH.

$$\frac{1}{56,11} = \frac{2}{x}$$

$$x = \frac{56,11 \cdot 2}{1}$$

$$\underline{x = 112,22 \text{ g}} \text{ KOH je Liter}$$

$$\frac{112,22}{x} = \frac{1}{5}$$

$$x = \frac{112,22 \cdot 5}{1}$$

$$\underline{x = 561,1 \text{ g}} \text{ KOH in 5 Liter Lösung}$$

In 5 Liter einer 2-molaren Kalilauge sind 561,1 g Kaliumhydroxid enthalten.

Normalität (Äquivalentkonzentration)

Einwertige Stoffe reagieren untereinander im Verhältnis 1 mol : 1 mol.

Mehrwertige Stoffe reagieren mit einwertigen Stoffen im Verhältnis ihrer Wertigkeit.

Mengen, die notwendig sind um 1 Mol eines einwertigen Stoffes umzusetzen, nennt man Äquivalentmengen.

Die Äquivalentmenge erhält man als Quotient aus der molaren Masse und der Wertigkeit.

Ist die Äquivalentmenge in 1 Liter Lösung enthalten, dann ist die Lösung 1-normal (1 n-Lösung).

Es werden auch 0,5 n-, 0,2 n- und 0,1 n-Lösungen genutzt.

	Stoff	Äquivalentmenge in g
einwertige Stoffe	KOH	56,108
	NaOH	39,997
	HCl	36,461
	HNO ₃	63,013
	AgNO ₃	169,875
zweiwertiger Stoff	H ₂ SO ₄	$98,078 : 2 = 49,039$
dreiwertiger Stoff	H ₃ PO ₄	$97,995 : 3 = 32,665$
fünfwertiger Stoff	KMnO ₄	$158,038 : 5 = 31,607$

Der Einsatz von Äquivalentmengen in den Lösungen führt dazu, dass gleiche Volumen an Lösungen äquivalent miteinander reagieren.

Beispiel: 10 ml 1-normale KOH oder NaOH neutralisieren genau 10 ml 1-normale HCl oder H₂SO₄.

2.2 Berechnungen zum Mischen von Lösungen

2.2.1 Mischungsgleichung

$$C_M = \frac{C_1 \cdot m_1 + C_2 \cdot m_2 + C_n \cdot m_n}{m_1 + m_2 + m_n}$$

C_M Konzentration der Mischung (%)
 C_1, C_2, C_n Konzentrationen der einz. Lösg. (%)
 m_1, m_2, m_n Massen der einzelnen Lösungen (kg)

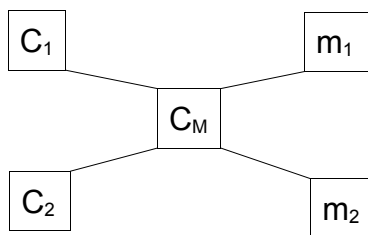
Hinweis: beim Verdünnen wird das Lösungsmittel (z.B. Wasser) mit einer Konzentration von 0% zum Ansatz gebracht.

Beispiel: Es werden 2,7 t 30%ige Kalilauge und 0,5 t 10%ige Kalilauge gemischt.
 Neuer %-Gehalt ? (30% = 0,3 und 10% = 0,1)

$$C_M = \frac{0,3 \cdot 2,7t + 0,1 \cdot 0,5t}{2,7t + 0,5t} \quad \underline{\underline{C_M = 0,269 = 26,9\%}}$$

Der neue Prozentgehalt der Mischung beträgt 26,9%.

2.2.2 Mischungskreuz (Kreuzregel)



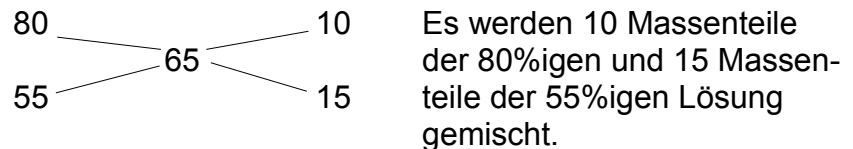
C_M Konzentration der Mischung (%)
 C_1, C_2 Konzentrationen der einz. Lösungen (%)
 m_1, m_2 Massen der einzelnen Lösungen (kg)

Hinweis: Lösungsmittel = 0%

Es ist $C_1 - C_M = m_2$ zu berechnen, bei negativem Ergebnis: $C_M - C_1 = m_2$.
 Es ist $C_2 - C_M = m_1$ zu berechnen, bei negativem Ergebnis: $C_M - C_2 = m_1$.

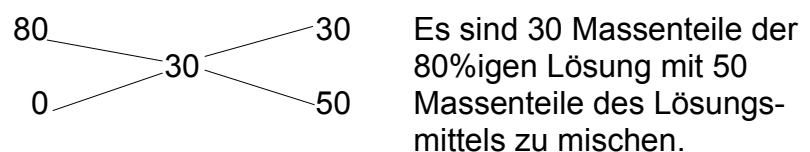
Beispiel a)

Gegeben sind eine 80%ige und eine 55%ige Lösung. Gewünscht ist eine 65%ige Lösung.



Beispiel b)

Gegeben ist eine 80%ige Lösung und ein reines Lösungsmittel. Gewünscht ist eine 30%ige Lösung.



3. Berechnungen an chemischen Formeln

3.1 Die Bedeutung chemischer Formeln

Chemische Formeln besitzen qualitative und quantitative Aussagen.

Qualitative Aussage (Art der Stoffe)

- Welche chemischen Elemente (Atome, Ionen) bauen die Verbindung auf ?

Quantitative Aussagen (Stoffmengen)

- Aus wieviel Atomen besteht das Molekül ?

- Wieviel Atome der jeweils beteiligten Elemente beteiligen sich am Atombau ?

- Wie hoch ist die relative Molekülmasse ?

Die chemische Formel gibt Auskunft zu den vorstehenden Fragen und ist somit die Grundlage für alle chemische Berechnungen.

Die chemischen Elemente liegen in ihren Verbindungen immer in ganz bestimmten Massenverhältnissen vor (Gesetz der konstanten Proportionen in chem. Verbindungen).

3.2 Die Zusammensetzung reiner Stoffe

3.2.1 Die prozentuale Zusammensetzung reiner Stoffe

Beispiel: Wieviel % Natrium sind in Natriumchlorid enthalten ?

relative Atommasse Natrium: 22,99

relative Molekülmasse Natriumchlorid: 58,44

$$\frac{58,44}{100} = \frac{22,99}{x} \quad x = \frac{22,99 \cdot 100}{58,44} \quad \underline{x = 39,34\%}$$

Natriumchlorid enthält 39,34% Natrium.

3.2.2 Die Berechnung der Massenanteile reiner Stoffe

Beispiel: Wieviel g Silber sind in 12 g Silbernitrat enthalten ?

relative Atommasse Silber: 107,87

relative Molekülmasse Silbernitrat: 169,88

$$\frac{107,87}{169,88} = \frac{x}{12} \quad x = \frac{107,87 \cdot 12}{169,88} \quad \underline{x = 7,62 \text{ g}}$$

In 12 g Silbernitrat sind 7,62 g Silber enthalten.

3.3 Die Zusammensetzung unreiner Stoffe

3.3.1 Die prozentuale Zusammensetzung unreiner Stoffe

Beispiel: Wieviel % Kalium sind in Kaliumbromid mit einem Reinheitsgrad von 96% enthalten ?

relative Atommasse von Kalium: 39,10
relative Molkülmasse von Kaliumbromid: 119,01

$$\frac{119,01}{96} = \frac{39,10}{x} \quad x = \frac{96 \cdot 39,10}{119,01} \quad \underline{x = 31,54\%}$$

In 96%igem Kaliumbromid sind 31,54% Kalium enthalten.

3.3.2 Die Berechnung der Massenanteile unreiner Stoffe

Es gilt:
$$\text{Reinheitsgrad} = \frac{\% \text{-Gehalt der (unreinen) Substanz}}{100 \%}$$

Beispiel: Wieviel g Eisen sind in 7,3 g 92%igem Eisen(II)-sulfat enthalten ?

relative Atommasse von Eisen: 55,8
relative Molkülmasse von Eisen(II)-sulfat: 151,91

55,8 g Fe \Rightarrow 151,91 g FeSO₄
x g Fe \Rightarrow 7,3 g · 0,92 FeSO₄ (92% = 0,92)

$$\frac{55,8}{x} = \frac{151,91}{7,3 \cdot 0,92} \quad x = \frac{55,8 \text{ g} \cdot 7,3 \text{ g} \cdot 0,92}{151,91 \text{ g}} \quad \underline{x = 2,47 \text{ g}}$$

In 7,3 g 92%igem Eisen(II)-sulfat sind 2,47 g Eisen enthalten.

4. Berechnungen bei chemischen Reaktionen

4.1 Umsatzberechnungen

4.1.1 Umsatzberechnungen reiner Stoffe

Beispiel: Mit wieviel Wasser reagieren 10 g Natrium zu Natriumhydroxid ?



$$\begin{array}{l} 2 \text{ mol} \cdot 22,99 \text{ g/mol} \\ = 45,98 \text{ g} \end{array} \quad \begin{array}{l} 2 \text{ mol} \cdot 18,01 \text{ g/mol} \\ = 36,02 \text{ g} \end{array}$$

$$\frac{45,98}{10} = \frac{36,02}{x} \quad x = \frac{10 \cdot 36,02}{45,98} \quad \underline{\underline{x = 7,83 \text{ g}}}$$

10 g Natrium reagieren mit 7,83 g Wasser zu Natriumhydroxid.

4.1.2 Umsatzberechnungen unreiner bzw gelöster Stoffe

Beispiel: Wieviel Tonnen Branntkalk (CaO) entstehen beim Brennen von 4,8 t 88%igem Kalkstein (CaCO₃) ?



$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \cdot 100,09 \text{ g/mol} \\ = 100,09 \text{ g} \end{array}$$

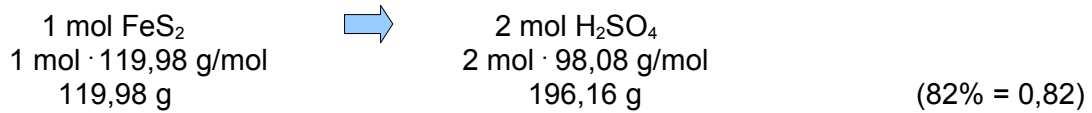
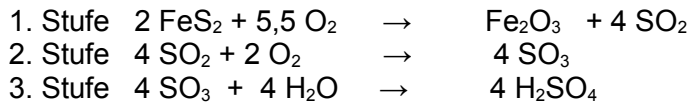
$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \cdot 56,08 \text{ g/mol} \\ = 56,08 \text{ g} \end{array}$$

$$\frac{100,09}{4,8 \cdot 0,88} = \frac{56,08}{x} \quad x = \frac{4,8 \cdot 0,88 \cdot 56,08}{100,09} \quad \underline{\underline{x = 2,37 \text{ t}}}$$

Es entstehen 2,37 t Branntkalk.

4.1.3 Mehrstufige Umsetzungen

Beispiel: Wieviel Tonnen Schwefelkies (Pyrit) mit einem Gehalt von 82% FeS₂ sind zur Produktion von 10 Tonnen Schwefelsäure erforderlich?



$$\frac{119,98}{x \cdot 0,82} = \frac{196,16}{10} \quad x \cdot 0,82 = \frac{119,98 \cdot 10}{196,16} \quad \underline{x = 7,459 \text{ t}}$$

Es sind 7,459 t Pyrit (82% Gehalt) zur Herstellung von 10 t Schwefelsäure erforderlich.

4.2 Ausbeuteberechnungen

Bei chemischen Prozessen treten üblicherweise Verluste auf. Die häufigsten Ursachen dafür sind:

- es liegt eine Gleichgewichtsreaktion mit ungünstiger Lage vor
- Reaktionsbedingungen (Temperatur, Druck, Konzentration) wurden nicht eingehalten
- Flüssigkeitsverluste durch Verdunsten oder Verdampfen bzw Undichtigkeiten
- Verluste von Gasen durch Undichtigkeiten der Apparaturen
- keine ausreichende Sorgfalt bei Arbeitsprozessen

Die tatsächlich gewonnene Menge eines Produktes bei einem chemischen Prozess bezeichnet man als Ausbeute.

Theoretische Ausbeute

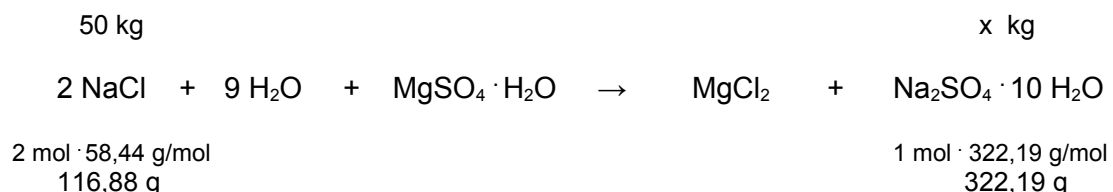
ist die Stoffmenge, welche sich nach der Reaktionsgleichung ergeben muss.

Praktische Ausbeute ist die bei einem Umsatz tatsächlich erhaltene Stoffmenge.

Prozentuale Ausbeute ist der Quotient von praktischer und theoretischer Ausbeute * 100 %.

$$\text{Prozentuale Ausbeute} = \frac{\text{erhaltene Stoffmenge}}{\text{berechnete Stoffmenge}} \cdot 100$$

Beispiel: Für die Herstellung von 118 kg Glaubersalz (Natriumsulfat-Dekahydrat) wurden 50 kg Steinsalz (NaCl) mit Kieserit (Magnesiumsulfat-Monohydrat) umgesetzt.



$$\frac{50000}{116,88} = \frac{x}{322,19} \quad x = \frac{50000 \cdot 322,19}{116,88} \quad \underline{x = 137,83 \text{ kg}} \rightarrow 100 \% \text{ Ausbeute}$$

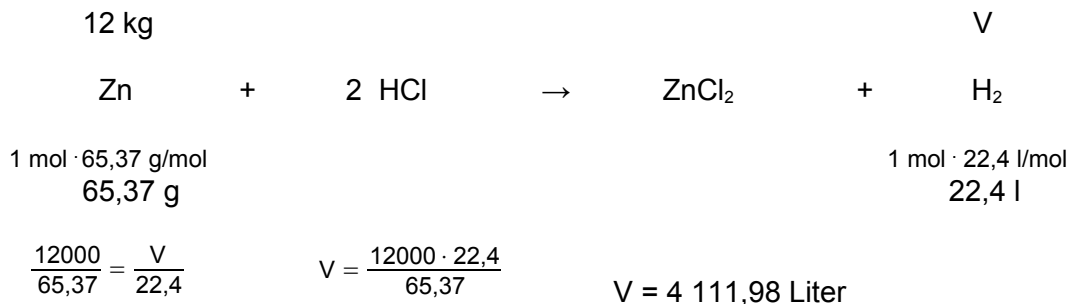
$$\frac{137,83}{118,00} = \frac{100}{x} \quad x = \frac{118 \cdot 100}{137,83} \quad \underline{x = 85,6 \% \text{ Ausbeute}}$$

Die prozentuale Ausbeute beträgt 85,6%.

4.3 Volumenverhältnisse von Gasen bei chemischen Reaktionen

4.3.1 Umsatzberechnung bei Beteiligung von Gasen im Normzustand

Wieviel Liter Wasserstoff werden bei der Reaktion von 12 kg Zink mit HCl frei ?



Es entstehen 4 111,98 Liter Wasserstoff (im Normzustand).

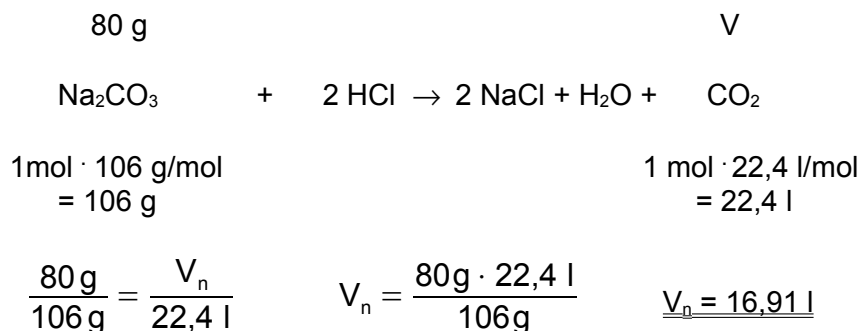
4.3.2 Umsatzberechnung bei Beteiligung von Gasen, abweichend vom Normzustand

Bei Gasen als Ausgangsstoffe sind diese auf Normzustand umzurechnen, dann läuft die chemische Reaktion ab. Bei Gasen als Reaktionsprodukt sind diese vom Normzustand ausgehend entsprechend umzurechnen. Der Normzustand ist mit $T_n = 273,15 \text{ K}$ und $p_n = 101\,325 \text{ Pa} = 1013,25 \text{ hPa}$ definiert.

$$V_n = \frac{V \cdot p \cdot T_n}{T \cdot p_n}$$

V (gegenwärtiges) Volumen (Liter)
 V_n Volumen im Normzustand (Liter)
 p (gegenwärtiger) Druck
 p_n Druck im Normzustand (1013,25 hPa)
 T (gegenwärtige) Temperatur (K)
 T_n Temperatur im Normzustand (K)

Beispiel: Wieviel Liter Kohlendioxid entstehen bei der Reaktion von 80 g Natriumcarbonat und Salzsäure bei einem Druck von 1022 hPa und bei einer Temperatur von 22°C ?



Im Normzustand erhält man 16,91 Liter CO₂.

$$V = \frac{V_n \cdot p_n \cdot T}{T_n \cdot p} \quad V = \frac{16,91 \cdot 1013,25 \cdot 295,15}{273,15 \cdot 1022} \quad \underline{V = 18,12 \text{ l}}$$

Bei 22°C und 1022 hPa beträgt das Gasvolumen 18,12 l.