

ÜS 4 - Stoffe und chemische Reaktionen I

Stöchiometrie

Unter Stöchiometrie versteht man das Rechnen mit chemische Stoffen. Es ist essenziell für die Prüfung. Dafür ist es nur wichtig wie viele Atome von welchen Elementen in einer Verbindung vorhanden sind, nicht die Struktur.



Empirische Formel: Verhältnis der Elemente in einer Verbindung, welches experimentell bestimmbar ist.

Summenformel: Anzahl der Atome eines Element in genau einer Verbindung

Wir haben letzte ÜS schon das mol als Masseneinheit für die Stoffmenge eingeführt. Zusätzlich definieren wir die **molare Masse M** als das Gewicht, was ein mol eines Stoffes wiegt. Das entspricht im ISE auch der Massenzahl (so ist das mol definiert). Die molare Masse einer Verbindung ist in guter Näherung die Summe der Molmassen ihrer Elemente.

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

2. Ordnen Sie die folgenden Stoffproben nach steigender Masse: 1.06 mol SF_6 , 117 g CH_4 , $8.75 \cdot 10^{23}$

Moleküle von Cl_2O_7 und $4.17 \cdot 10^{24}$ Atome von Argon.

Molaren Massen berechnen:

$$M_{\text{SF}_6} = M_{\text{S}} + 6 M_{\text{F}} = 108.08 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M_{\text{CH}_4} = M_{\text{C}} + 4 M_{\text{H}} = 16.04 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M_{\text{Cl}_2\text{O}_7} = 2 M_{\text{Cl}} + 7 M_{\text{O}} = 182.90 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M_{\text{Ar}} = 39.95 \text{ g mol}^{-1}$$

Massen berechnen: $M = \frac{m}{n} \Leftrightarrow m = M n$

$$m_{\text{SF}_6} = n_{\text{SF}_6} M_{\text{SF}_6} = 1.06 \text{ mol} \cdot M_{\text{SF}_6} = 115 \text{ g}$$

$$m_{\text{CH}_4} = n_{\text{CH}_4} M_{\text{CH}_4} = 117 \text{ g}$$

$$m_{\text{Cl}_2\text{O}_7} = n_{\text{Cl}_2\text{O}_7} M_{\text{Cl}_2\text{O}_7} = \frac{N_{\text{Cl}_2\text{O}_7}}{N_A} M_{\text{Cl}_2\text{O}_7} = 266 \text{ g}$$

$$m_{\text{Ar}} = n_{\text{Ar}} M_{\text{Ar}} = \frac{N_{\text{Ar}}}{N_A} M_{\text{Ar}} = \frac{4.17 \times 10^{24}}{N_A} M_{\text{Ar}} = 277 \text{ g}$$

$$\Rightarrow m_{\text{Ar}} > m_{\text{Cl}_2\text{O}_7} > m_{\text{CH}_4} > m_{\text{SF}_6}$$

3. Welche Summenformel hat die Verbindung mit der empirischen Formel CH_2 und relativen Molekülmasse 70.15?

Verhältnis: CH_2 **Summen:** $\text{CH}_2, \text{C}_2\text{H}_4, \dots, \text{C}_x\text{H}_{2x}$

$$M_{\text{ges}} = x M_{\text{C}} + 2x M_{\text{H}} \Leftrightarrow M_{\text{ges}} = x (M_{\text{C}} + 2 M_{\text{H}})$$

$$x = \frac{M_{\text{ges}}}{M_{\text{C}} + 2 M_{\text{H}}} = \frac{70.15 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{14.03 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 5 \Rightarrow \text{C}_5\text{H}_{10}$$

4. Welche empirische Formel hat die Verbindung mit folgender Zusammensetzung: 60.00% C; 4.48% H; 35.52% O (Angaben in Masse-%)?

Wir haben eine Angabe in Masse-%

$$m_C : m_H : m_O = 60.00 : 4.48 : 35.52$$

Wir wollen eine Angabe in Stoffmengen%

$$n = \frac{m}{M} \quad n_C : n_H : n_O = \frac{m_C}{M_C} : \frac{m_H}{M_H} : \frac{m_O}{M_O}$$

$$= \frac{0.6}{12.01} : \frac{0.0448}{1.01} : \frac{0.3552}{16.00}$$

$$= 0.04986 : 0.0444 : 0.0222 \quad | : 0.222$$

$$= 2.25 : 2 : 1$$

$$= 9 : 8 : 4 \Rightarrow C_9H_8O_4$$

Normalisieren auf 1 / durch kleinste Zahl teilen

In der Stöchiometrie nutzt man nur recht wenige Einheiten, da die Möglichkeiten einen chemischen Stoff zu quantifizieren auf Volumen, Masse oder Partialdruck beschränkt sind. Wichtige Umrechnungen sind die folgenden:

Druck p $[p] = 1 \text{ Pa}$

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ atm} = 1.013 \times 10^5 \text{ Pa}$$

Volumen V $[V] = 1 \text{ m}^3$

$$1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L} = 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL} = 10^{-6} \text{ m}^3$$

Masse m $[m] = 1 \text{ kg}$

$$1 \text{ g} = 10^{-3} \text{ kg}$$

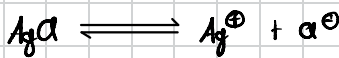
Energie E $[E] = 1 \text{ J} = \frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}^2}$

Temperatur T $[T] = 1 \text{ K}$

$$[T \text{ in } ^\circ\text{C}] = [T \text{ in K}] + 273.15 \text{ K}$$

Massenbilanz

Bei einem geschlossen System bleibt die Masse erhalten, weswegen wir ein Vorher-Nachherbild über die Masse machen können, die Massenbilanz. Wenn wir beispielsweise 1.00 mol reines AgCl in Wasser geben gilt folgendes:



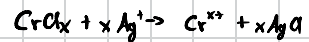
$$[\text{Ag}]_{\text{tot}} = [\text{Ag}^+] + [\text{AgCl}]$$

$$[\text{Cl}]_{\text{tot}} = [\text{Cl}^-] + [\text{AgCl}]$$

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-]$$

5. Zur Analyse einer Verbindung, die Chrom und Chlor enthält, wird das Chlor in die Verbindung AgCl überführt. Aus 8.610 g CrCl_x werden 20.08 g AgCl erhalten. Wie lautet die empirische Formel ($x = ?$) der Chromverbindung?

Erstmal Reaktion



$$n_{\text{AgCl}} = \frac{m_{\text{AgCl}}}{M_{\text{AgCl}}} = \frac{20.08 \text{ g}}{143.3 \text{ g mol}^{-1}} = 0.1401 \text{ mol}$$

$$n_{\text{AgCl}} = n_{\text{Cl}}$$

$$m_{\text{Cl}} = n_{\text{Cl}} M_{\text{Cl}} = 0.1401 \text{ mol} \cdot 35.45 \text{ g mol}^{-1} = 4.967 \text{ g}$$

$$m(\text{CrCl}_x) = m(\text{Cr}) + m(\text{Cl})$$

$$m(\text{Cr}) = m(\text{CrCl}_x) - m(\text{Cl}) = 3.643 \text{ g}$$

$$n(\text{Cr}) = \frac{m(\text{Cr})}{M(\text{Cr})} = \frac{3.643 \text{ g}}{52.00 \text{ g mol}^{-1}} = 0.700 \text{ mol}$$



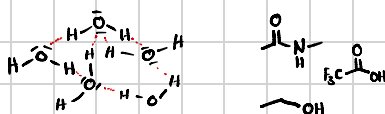
Intermolekulare Kräfte

Die intermolekularen Kräfte sind die Kräfte, die zwischen den Molekülen wirken, nicht die Kräfte die für Bindungen sorgen. Sie sorgen dafür, dass die Moleküle zusammenhalten und bestimmen somit Schmelz- und Siedepunkt. Wenn den Molekülen Energie (Wärme) zugeführt wird, haben sie irgendwann mehr kinetische Energie als die intermolekularen Kräfte und werden von fest erst flüssig und dann gasförmig. Je stärker diese Kräfte, umso höher der Siedepunkt.

stark schwach

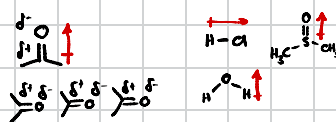
Wasserstoffbrückenbindungen

Besonders starke Interaktion von Wasserstoff gebunden an F, O, N und einem freien e⁻-Paar von F, O, N



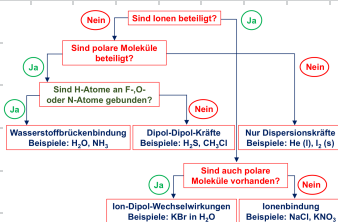
Dipol-Dipol-Wechselwirkung

Interaktion von permanenten Dipolen zwischen δ^+ und δ^-



London'sche Dispersionskräfte

Interaktion von temporären Dipolen, die aus asymmetrischer zufälliger Elektronenverteilung resultieren. Alle Moleküle haben sie und sie ist stärker je grösser das Molekül.



Vergleich der kinetischen Energie und der Energie der intermolekularen Anziehungen

Gas

kinetische Energie >> Energie der Anziehungen

Flüssigkeit

kinetische Energie vergleichbar mit der Energie der Anziehungen

Feststoff

kinetische Energie << Energie der Anziehungen

6. Ordnen Sie die Substanzen BaCl₂, H₂, CO, HF und Ne nach steigenden Siedepunkten.

BaCl Salz => ionische Bindung

H₂ nur London'sche Dispersionskräfte (LD)

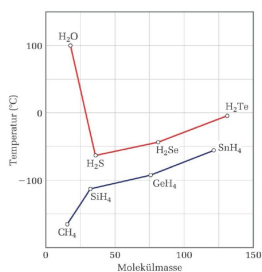
CO Dipol-Dipol und LD

HF H-Brücke, Dipol-Dipol und LD

Ne nur LD aber grösser als H₂

=> BaCl > HF > CO > Ne > H₂

7. Im Diagramm unten wurden die Siedetemperaturen der binären Verbindungen der Elemente der 14. und 16. Gruppe mit Wasserstoff dargestellt. Erklären Sie die Änderungen der Siedetemperaturen innerhalb der Gruppen.



rot: Alle haben LD und Dipol-Dipol-WW, aber H₂O hat noch H-Brücken (höchster SP). Bei den anderen tieferen Perioden sind aber die LDs stärker

blau: Gleiches Argument wie oben nur ohne Dipol-WW und H-Brücken.

Die ideale Gasgleichung

Gase lassen sich in der Chemie ziemlich gut mathematisch beschreiben, da die Atome weit auseinander liegen und viel freier Raum vorhanden ist. Ein häufig verwendetes Modell für Gase ist das **ideale Gas**, bei dem man von keinen Wechselwirkungen zwischen den Gasteilchen ausgeht. Dieses Modell ist einfach, aber macht auch viele Vereinfachungen. Es gilt das **ideale Gasgesetz**:

$$pV = nRT \quad \text{Druck } [p] = \text{Pa} = \text{kg m}^{-1} \text{s}^{-2}, \text{ Volumen } [V] = \text{m}^3, \text{ Stoffmenge } [n] = \text{mol}, \text{ Gaskonstante } R, \text{ Temperatur } [T] = \text{K}$$

Der **Partialdruck** p_i ist das Konzentrationsäquivalent für Gasmischungen und rührt daher, dass jedes Gasteilchen im idealen Gas gleich viel Platz benötigt. In einem Gasgemisch lässt sich ein Partialdruck p_i für jede Spezies i berechnen, wobei der Gesamtdruck p_{tot} des Gasgemischs gerade die Summe aller Partialdrücke entspricht.



$$p_{\text{tot}} = p(A) + p(B) + p(C) = \sum_i p_i$$

Der **Molenbruch** x_i ist eine prozentuale Größe wie viel Stoffmenge eines Stoffes in einer Mischung vorhanden ist. Diese lässt sich auch über den Partialdruck schreiben:

$$x_i = \frac{n_i}{\sum_i n_i} \quad x_i = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}} = \frac{p_i}{p_{\text{tot}}} \quad \Rightarrow \quad p_i = x_i p_{\text{tot}}$$

Die **Dichte** ρ einer Substanz ist eine empirische Größe dafür wie schwer ein bestimmtes Volumen des Stoffes ist.

$$\rho = \frac{m}{V} \quad [\rho] = \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$$

8. Eine Gas Mischung aus 6.00 g Sauerstoff (O_2) und 9.00 g Methan (CH_4) wird bei 0°C in einen 15.0 L ausdehnbaren Behälter gegeben.

- Berechnen Sie die Stoffmengenanteile beider Gase unter diesen Bedingungen.
- Berechnen Sie die Partialdrücke für jedes Gas und den Gesamtdruck in dem Behälter.
- Das Volumen des Behälters wird bei konstanter Temperatur halbiert. Berechnen Sie den Gesamtdruck nach dieser Änderung.

a) Erstmal Stoffmengen berechnen

$$n_{\text{O}_2} = \frac{m_{\text{O}_2}}{M_{\text{O}_2}} = \frac{6.00 \text{ g}}{32 \text{ g mol}^{-1}} = 0.188 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CH}_4} = \frac{m_{\text{CH}_4}}{M_{\text{CH}_4}} = \frac{9.00 \text{ g}}{16.05 \text{ g mol}^{-1}} = 0.561 \text{ mol}$$

$$x_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{tot}}} = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{O}_2} + n_{\text{CH}_4}} = 0.251 = 25.1\%$$

$$x_{\text{CH}_4} = 1 - x_{\text{O}_2} = 0.749 = 74.9\%$$

b) Partialdrücke $\Leftrightarrow$ Molenbrüche

$$p_i = x_i p_{\text{tot}} \quad \Rightarrow \quad pV = nRT$$

$$n_{\text{tot}} = n_{\text{O}_2} + n_{\text{CH}_4} = 0.749 \text{ mol}$$

$$pV = nRT \Leftrightarrow p = \frac{nRT}{V}$$
$$p = \frac{0.749 \text{ mol} \cdot 8.3145 \text{ J mol}^{-1} \text{K}^{-1} \cdot 273.15 \text{ K}}{1 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3}$$
$$p = 11.3 \times 10^4 \text{ J m}^{-3} = 11.3 \times 10^4 \text{ Pa}$$

Uns fehlt der Gesamtdruck, den wir aus Volumen und Stoffmenge übers ideale Gas berechnen können.

$$p_{O_2} = X_{O_2} p_{\text{tot}} = p_{\text{tot}} \cdot 0.25 \text{ mol} = 2.85 \times 10^4 \text{ Pa}$$

$$p_{CH_4} = X_{CH_4} p_{\text{tot}} = p_{\text{tot}} \cdot 0.749 \text{ mol} = 8.49 \times 10^4 \text{ Pa}$$

Able Formeln in den slides für konst. Umgebung. $\hookrightarrow$ konst. $T \Rightarrow V_1 \rightarrow V_2 \quad V_1 = 2V_2$
 variablen lassen sich aus dem idealen Gas
 ableiten.

$$pV = nRT \quad \Rightarrow \quad p_1 V_1 = p_2 V_2$$

$$p_1 V_1 = p_2 \cdot \frac{1}{2} V_1 \quad \Rightarrow \quad p_2 = 2p_1 = 2.86 \times 10^4 \text{ Pa}$$

9. Die Dichte eines Gases beträgt bei 1.005 bar und 20.0 °C 2.91 g L⁻¹. Wie gross ist die molare Masse des Gases?

Wenn man keine Ahnung hat, kann es bei solchen Aufgaben oft helfen einfach mal ein paar Grössen (e.g. ideales Gas) zu berechnen.

Was ist gegeben?

$$\rho = 2.91 \text{ g L}^{-1}$$

$$T = 20^\circ\text{C} = 293.15 \text{ K}$$

$$p = 1.005 \text{ bar} = 100500 \text{ Pa}$$

$$pV = nRT, \quad n = \frac{m}{M} \Rightarrow pV = \frac{m}{M} RT$$

Uns fehlt noch $V \Rightarrow$ Dichte

$$\rho = \frac{m}{V} \Leftrightarrow V = \frac{m}{\rho} \Rightarrow p \frac{m}{\rho} = \frac{m}{M} RT$$

$$\frac{p}{\rho} = \frac{RT}{M} \Leftrightarrow M = \frac{RT\rho}{p}$$

$$\frac{8.314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 293.15 \text{ K} \cdot 2.91 \times 10^3 \text{ g m}^{-3}}{100500 \text{ N m}^{-2}} = 70.6 \text{ g mol}^{-1}$$