

Grundwissen der 9. Klasse NTG

1. Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen

1.1 Die Atommasse m_a

Da die Masse eines Atoms unvorstellbar klein ist (ein H-Atom wiegt ca. $1,6 \cdot 10^{-24}$ g), hat man die atomare Masseneinheit u eingeführt. Die Atommassen der einzelnen Atomarten stehen im PSE links oberhalb des Elementsymbols. Sie geben die relativen Massen der jeweiligen Atome an. Beispiel: $m(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $m(\text{C}) = 12 \text{ u}$. Ein C-Atom ist also 12 mal schwerer als ein H-Atom.

1.2 Die Molekül- und Formelmasse

Die Masse eines Moleküls ergibt sich durch Addition der Massen der Atome, die das Molekül bilden.

Beispiel: $m(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot m_a(\text{H}) + m_a(\text{O}) = 2\text{u} + 16\text{u} = 18\text{u}$

Bei Salzen, die ja keine Moleküle bilden, sondern aus riesigen Ionenverbänden bestehen, bezieht man die Masse auf ihre Verhältnisformel. Man nennt sie deshalb Formelmasse.

Beispiel: Magnesiumbromid: Verhältnisformel MgBr_2

Formelmasse: $m(\text{MgBr}_2) = m_a(\text{Mg}) + 2 \cdot m_a(\text{Br}) = 24\text{u} + 160\text{u} = 184\text{u}$

1.3 Die Stoffmenge (Das Mol) Symbol : n Einheit : mol

Die Stoffmenge 1 Mol ist definiert als eine Stoffportion, die $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen enthält.

Diese Teilchenzahl wird Avogadrokonstante (N_A) genannt.

$N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ Einheit: 1/mol (sprich :Teilchen pro mol).

Die Formel $N = n \cdot N_A$ drückt die Beziehung zwischen Teilchenzahl und Stoffmenge aus.

1.4 Die molare Masse Symbol : M Einheit: g/mol

M gibt die Masse von einem Mol Teilchen in Gramm an.

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

Da die Avogadrokonstante der Umrechnungsfaktor zwischen den Masseneinheiten u und g ist, ergibt sich, dass die Masse eines Teilchens (in u) den gleichen Zahlenwert hat, wie die Masse von $6,022 \cdot 10^{23}$ (=1 Mol) Teilchen, die in Gramm angegeben wird.

Beispiel: Masse eines H_2O -Moleküls: $m(\text{H}_2\text{O}) = 18\text{u}$

Masse von einem Mol H_2O -Moleküle : $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$

1.5 Das molare Volumen Symbol : V_m Einheit: l/mol

V_m ist das Volumen, das 1 Mol eines Gases einnimmt.

Bei Normbedingungen beträgt V_m bei allen Gasen 22,4 L/mol

$$\boxed{\text{Formel : } V_m = V/n \text{ [L/mol]}}$$

1.6 Rechenbeispiele

Durch Auflösen der Formeln in Kapitel 1.4 und 1.5 lassen sich Massen, Volumina und Stoffmengen berechnen.

1. Beispiel: Welches Volumen (bei Normbedingungen) hat eine Stoffportion von 140,8 g Kohlenstoffdioxid?

1. Schritt: Berechnung der Stoffmenge $n(\text{CO}_2)$

$$\text{Aus } M = m/n \rightarrow n = m/M$$

$$n(\text{CO}_2) = m(\text{CO}_2)/M(\text{CO}_2) = 140,8 \text{ g} / 44 \text{ g/mol} = 3,2 \text{ mol}$$

2. Schritt: Berechnung des Volumens

$$\text{Aus } V_m = V/n \rightarrow V = n \cdot V_m$$

$$V(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot V_m = 3,2 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ L/mol} = 71,68 \text{ L}$$

Ergebnis: 140,8 g CO_2 nehmen ein Volumen von 71,68 L ein.

2. Beispiel: Berechnung des Stoffumsatzes bei einer chemischen Reaktion:

Aufgabe: Berechne die Masse und das Volumen des Sauerstoffs, die (bei Normbedingungen) bei der Thermolyse von 3,5 g Silberoxid entstehen.

a) Gegeben: $m(\text{Ag}_2\text{O}) = 3,5 \text{ g}$; gesucht: $m(\text{O}_2)$ und $V(\text{O}_2)$

b) Reaktionsgleichung aufstellen



c) Aus den Koeffizienten das Stoffmengenverhältnis der in Beziehung stehenden Edukte und Produkte ablesen

$$n(\text{Ag}_2\text{O}) : n(\text{O}_2) = 2 : 1 \rightarrow n(\text{O}_2) = 0,5 \cdot n(\text{Ag}_2\text{O})$$

d) Berechnung von $n(\text{O}_2)$ über $n(\text{Ag}_2\text{O})$

$$n(\text{O}_2) = 0,5 \cdot m(\text{Ag}_2\text{O}) / M(\text{Ag}_2\text{O}) = 0,5 \cdot 3,5 \text{ g} / 232 \text{ g/mol} = 0,0075 \text{ mol}$$

e) Berechnung von $m(\text{O}_2)$ und $V(\text{O}_2)$ aus $n(\text{O}_2)$

$$m(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) = 0,0075 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g/mol} = 0,24 \text{ g}$$

$$V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot V_m = 0,0075 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ l} = 0,168 \text{ l}$$

Ergebnis: Bei der Thermolyse von 3,5 g Silberoxid entstehen 0,24 g bzw. 0,168 l Sauerstoff.

2. Molekülstruktur und Stoffeigenschaften

2.1 Die Bindung der Atome in Molekülen

In Molekülen sind Nichtmetallatome durch gemeinsame Elektronenpaare miteinander verbunden \equiv Elektronenpaarbindung.

Die Molekülstruktur wird durch Valenzstrichformeln (=Lewis-Formeln) dargestellt. In ihnen müssen bindende und nicht bindende Elektronenpaare berücksichtigt werden.

Regeln zum Aufstellen von Valenzstrichformeln siehe Grundwissenkatalog der 8. Klasse (Kap.7).

2.2 Der räumliche Bau von Molekülen

Nach dem Elektronenpaarabstoßungsmodell (EPA) sind bindende und nicht bindende Elektronenpaare so um die Atome eines Moleküls angeordnet, dass ihre Abstoßung möglichst gering ist. Daraus ergibt sich die räumliche Struktur eines Moleküls.

Beispiele

Methan (CH_4): 4 bindende Elektronenpaare \rightarrow Tetraederform; Bindungswinkel $109,5^\circ$
 δ ("Tetraederwinkel")

Ammoniak (NH_3): 3 bindende und 1 nichtbindendes Elektronenpaar \rightarrow Pyramide mit dem nichtbindenden Elektronenpaar an der Spitze; Bindungswinkel 107°

▪ Löslichkeit

Faustregel: Je stärker die Wechselwirkungen zwischen den Teilchen eines Stoffs und denen des Lösungsmittel sind, desto besser ist seine Löslichkeit.

Da Wasser ein starker Dipol ist, ist es ein gutes Lösungsmittel für polare Stoffe.

Wasser kann auch mit den Ionen eines Salzes in Wechselwirkung treten: Die Wassermoleküle lösen dabei die Ionen aus dem Kristallgitter und umgeben sie mit einer Hülle (=Hydrathülle), das Salz wird gelöst. Diesen Vorgang nennt man Hydratation.

3. Säuren und Basen; Protolysereaktionen

3.1 Definitionen (nach Brönsted)

- Säuren sind Protonendonatoren, sie können Protonen (= H^+ -Ionen) abgeben.
- Basen sind Protonenakzeptoren, sie nehmen ein Proton auf.
- Protolysereaktionen: Darunter versteht man die Übertragung eines Protons von einer Säure auf eine Base.
- Ampholyte sind Stoffe, die bei Protolysen je nach Reaktionspartner als Säure oder als Base fungieren können.

3.2 Saure und alkalische Lösungen

Löst man eine Säure in Wasser, so findet eine Protolyse statt, bei der Oxoniumionen (H_3O^+) und Säurerest-Anionen entstehen.

Beispiel: $HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + NO_3^-$

Merke: Alle sauren Lösungen enthalten Oxoniumionen.

Bei der Reaktion einer Base mit Wasser entstehen alkalische Lösungen (=Laugen). Sie enthalten Hydroxidionen (OH^-).

3.3 Die Neutralisation

Wässrige, saure und alkalische Lösungen neutralisieren sich. Dabei reagieren Oxoniumionen und Hydroxidionen zu Wasser. Daneben entsteht noch das jeweilige Salz.

3.4 Der pH-Wert

Er ist ein Maß für die Oxoniumionenkonzentration einer Lösung.

Es gilt: $pH < 7 \rightarrow$ saure Lösung; $pH = 7 \rightarrow$ neutrale Lösung; $pH > 7 \rightarrow$ alkalische Lösung.

Die pH-Skala erstreckt sich von 0 bis 14.

Indikatoren zeigen durch eine charakteristische Färbung saure und alkalische Lösungen an.

Wichtige Indikatoren:

Lackmus	(im Alkalischen blau, im Sauren rot),
Bromthymolblau	(im Alkalischen blau, im Sauren gelb)
Phenolphthalein	(im Alkalischen pink, im Sauren farblos).

4. Redoxreaktionen

4.1 Definitionen

Bei Redoxreaktionen findet ein Elektronenübergang von einem Elektronendonator auf einen Elektronenakzeptor statt.

Die Abgabe von Elektronen wird als Oxidation, die Elektronenaufnahme als Reduktion bezeichnet.

Der Elektronendonator ist das Reduktionsmittel, da er Elektronen an den Akzeptor abgibt, diesen also reduziert.

Der Elektronenakzeptor ist das Oxidationsmittel, da er den Reaktionspartner oxidiert.

4.2 Die Oxidationszahl (OZ)

Mit Hilfe der OZ kann man erkennen, ob eine Reaktion ein Redoxvorgang ist oder nicht. Regeln zum Aufstellen von OZ siehe Heft.

Eine Redoxreaktion liegt vor, wenn sich in der Reaktionsgleichung die OZ einzelner Atome ändern.

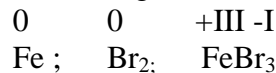
Dabei gilt: Erhöhung der OZ → Oxidation
Erniedrigung der OZ → Reduktion

4.3 Aufstellen einer Redoxgleichung

Die Reaktion wird in die zwei Teilgleichungen für Oxidation und Reduktion zerlegt.

Beispiel: Reaktion von Eisen mit Brom zu Eisen-III-bromid

1. Schritt: Ermittlung der OZ für Edukte und Produkte

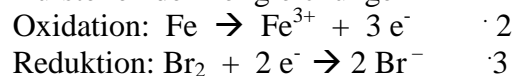


2. Schritt. Aufstellen der Teilgleichungen. Die Änderung der OZ entspricht jeweils der Zahl der abgegebenen bzw. aufgenommenen Elektronen.

$\text{Fe} \rightarrow \text{FeBr}_3$: Änderung der OZ des Eisens von 0 auf +III → Abgabe von 3 Elektronen

$\text{Br}_2 \rightarrow \text{FeBr}_3$: Änderung der OZ des Broms von 0 auf -I → Aufnahme eines Elektrons pro Br-Atom

3. Schritt: Aufstellen der Teilgleichungen



4. Schritt: Addition der beiden Teilgleichungen zur Gesamtgleichung (=Redoxreaktion). Vor dem Aufstellen der Gesamtgleichung müssen (wenn nötig) die Teilgleichungen mit einem entsprechenden Faktor multipliziert werden, damit deren Elektronenzahl übereinstimmt.

