

Grundwissen Chemie Jahrgangsstufe 9, naturwissenschaftlicher Zweig

Qualitative Analysemethoden

| nachzuweisendes Molekül / Ion | Nachweisverfahren | Beobachtung |
|-------------------------------|---|---|
| Halogenide | Fällung mit Silbernitrat | weißer bis gelber Niederschlag |
| Metallkationen | Flammenfärbung | je nach Element z.B. Kupfer grün, Natrium gelb, Lithium rot |
| Kohlenstoffdioxid | Kalkwasserprobe oder Barytwasserprobe | weißer Niederschlag |
| Wasserstoff | Knallgasprobe | leichtes Pfeifen bis Knallen |
| Sauerstoff | Glimmspanprobe | Aufflammen des glimmenden Holzspans |
| Wasser | Auftropfen auf wasserfreies Kupfersulfat | Blaufärbung des vorher wasserfreien Kupfersulfats |

Chemisches Rechnen

| | Formel | Einheit |
|--|---------------------|-------------------------------|
| Molare Masse = $\frac{\text{Masse}}{\text{Stoffmenge}}$ | $M = \frac{m}{n}$ | $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ |
| Teilchenzahl = Stoffmenge · Avogadro-Konstante | $N = n \cdot N_A$ | - |
| molares Volumen = $\frac{\text{Volumen}}{\text{Stoffmenge}}$ | $V_m = \frac{V}{n}$ | $\frac{\text{L}}{\text{mol}}$ |
| Konzentration = $\frac{\text{Stoffmenge}}{\text{Volumen}}$ | $c = \frac{n}{V}$ | $\frac{\text{mol}}{\text{L}}$ |

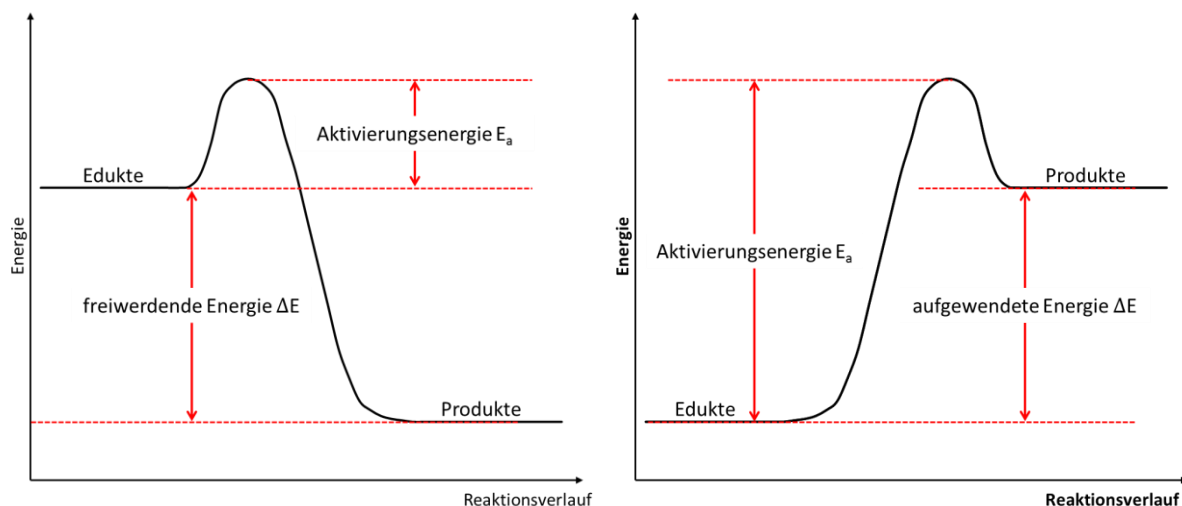
Wichtige Zahlenwerte (auswendig!):

Avogadro-Konstante (gibt die Anzahl der Teilchen in einem Mol an): $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$

Molares Volumen bei Normbedingungen: $V_{mn} = 22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$

Energetik bei chemischen Reaktionen

Reaktionen können entweder **exotherm** (es wird Energie in Form von Wärme, Licht, etc. frei) oder **endotherm** (es muss Energie zugeführt werden) sein. Der typische Reaktionsverlauf ist in den beiden Diagrammen oben dargestellt. Die **Aktivierungsenergie** ist die Energie, die bei einer Reaktion zugeführt werden muss, um die Reaktion zu starten.



Ein **Katalysator** ist ein Stoff, der an einer Reaktion teilnimmt, die Aktivierungsenergie dabei herabsetzt und die Reaktion beschleunigt. Er liegt nach der Reaktion wieder wie vor der Reaktion vor, wird also nicht verbraucht.

Räumlicher Bau von Molekülen

Hier eignet sich das VSEPR-Modell (valence shell electron pair repulsion) gut zur Erklärung fast aller Strukturen. Dabei positionieren sich alle an ein Atom gebundenen Partner so, dass ein möglichst großer Abstand zueinander erreicht wird. Freie (nicht bindende) Elektronenpaare benötigen etwas mehr Platz als bindende.

| Beispiel | räumlicher Bau | Form | Bindungswinkel |
|-------------|--|------------------------|----------------|
| Methan | | Tetraeder | 109,5° |
| Ammoniak | | trigonal-pyramidal | 107,3° |
| Wasser | | gewinkelt | 104,5° |
| Formaldehyd | | trigonal-planar | 120° |
| Ethin | $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$ | linear | 180° |

Die Bindungswinkel und die Form sind bei allen Verbindungen mit den gleichen Bindungstypen ähnlich. So wird bei Dreifachbindungen immer ein Winkel von 180° auftauchen, ebenso ist der

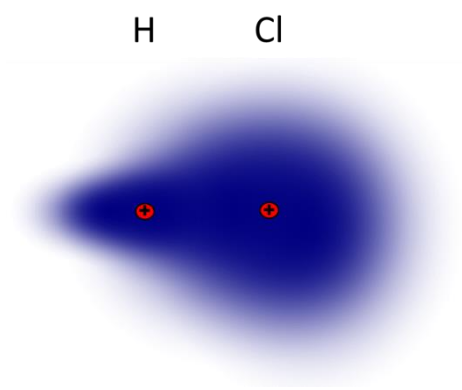
Winkel bei Doppelbindungen etwa 120° und bei einem Atom, das nur über Einfachbindungen verknüpft ist, bewegt man sich in einem Bereich, der etwa bei $109,5^\circ$ liegt.

Elektronegativität

Die Elektronegativität eines Elements lässt sich im Periodensystem ablesen. Je größer dieser Wert ist, desto mehr wird dieses Atom Elektronen aus einer Bindung anziehen. Die vier elektronegativsten Elemente sind (auswendig!): Fluor: 4,0; Sauerstoff: 3,5; Stickstoff und Chlor: ca. 3,0

Polare und unpolare Atombindung

Am Beispiel des Wasserstoffchloridmoleküls sieht man, dass eine deutliche Differenz zwischen den Elektronegativitäten der beiden Elemente vorliegt (Cl: 3,0; H: 2,1). Das heißt, das Chloratom wird das bindende Elektronenpaar leicht zu sich ziehen. Man sieht, dass die Elektronen eher am rechten Atomrumpf (hier das Chloratom) zu finden sind. Wir sprechen in diesem Fall von einer polaren Atombindung. Ist die Differenz zwischen den Elektronegativitäten kleiner als 0,5, so ist kaum noch eine Verschiebung der Elektronen festzustellen und man spricht von einer unpolaren Bindung. Der Extremfall einer unpolaren Bindung ist erreicht, wenn zwei gleiche Atome verbunden sind.



Verändert, ursprünglicher Autor: Lanzi
http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/7/76/Polare_atombindung.png

Dipol oder nicht?

Liegen in einem Molekül polare Atombindungen vor, so kann das dazu führen, dass durch die Verlagerung der Elektronen das Molekül an unterschiedlichen Stellen eher positiv oder negativ geladen ist. Das ist dann der Fall, wenn die polaren Atombindungen nicht symmetrisch zum zentralen Atom des Moleküls liegen und damit die Ladungsschwerpunkte nicht zusammenfallen. Ein Atom mit positiver Partialladung wird mit δ^+ , eines mit negativer mit δ^- gekennzeichnet.

Zwischenmolekulare Wechselwirkungen

Unter einer zwischenmolekularen Wechselwirkung versteht man Anziehungskräfte zwischen zwei oder mehr Molekülen, ohne dass eine Bindung im engeren Sinne aufgebaut wird.

| Name der Wechselwirkung | Voraussetzungen | Beispiele | Stärke nimmt zu → |
|-------------------------|---|---|----------------------|
| van-der-Waals-Kräfte | Unpolare Moleküle, $\Delta EN < 0,5$ | Cl_2 , CH_4 | |
| Dipol-Dipol-Kräfte | Polare Moleküle, $\Delta EN > 0,5$ | HCl, CH_2O , H_2S | |
| Wasserstoffbrücken | Wasserstoffatom, das an ein stark elektronegatives Atom (F, O, N) gebunden ist. | H_2O , HF, NH_3 | |

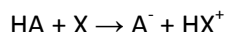
Die Tabelle ist so zu verstehen, dass bei allen Molekülen van-der-Waals-Kräfte auftreten, dazu kommen bei polaren Molekülen Dipol-Dipol-Kräfte und Wasserstoffbrücken kommen nur dann hinzu, wenn zusätzlich zur Polarität eines Moleküls noch mindestens ein Wasserstoffatom an ein N-, O- oder F-Atom gebunden ist. Bei einem Stoff, zwischen dessen Molekülen Wasserstoffbrücken wirken, fallen die anderen beiden Wechselwirkungen fast nicht mehr ins Gewicht. Analog gilt das für die van-der-Waals-Kräfte und die Dipol-Dipol-Kräfte.

Auswirkungen der zwischenmolekularen Wechselwirkungen auf physikalische Eigenschaften

Grundsätzlich gilt im Bezug auf die Siede- und Schmelztemperaturen eines Stoffes: Je höher die zwischenmolekularen Wechselwirkungen sind, desto schwerer ist es, die einzelnen Moleküle voneinander zu trennen. Das heißt, es muss mehr Energie aufgewendet werden und damit liegt die Siede- und Schmelztemperatur höher.

Für die Löslichkeit gilt: Ähnliches löst sich in Ähnlichem. Ein unpolarer Stoff wird sich nicht in einem polaren lösen, sondern nur in einem unpolaren.

Säure-Base-Reaktionen



Wird bei einer Reaktion ein Proton (H^+) von einem Stoff auf einen anderen übertragen, so spricht man von einer **Säure-Base-Reaktion**. Dabei ist das Molekül, von dem das Proton abgespalten wird, die Säure, das Molekül, das das Proton aufnimmt, die Base.

Säure = Protonendonator, Base = Protonenakzeptor (Definition nach Brönsted)

Wenn ein Teilchen sowohl als Säure als auch als Base reagieren kann, spricht man von einem **Ampholyt**. Das Teilchen ist dann **amphoter**.

Das häufigste Lösungsmittel für Säuren und Basen ist Wasser. In einer sauren Lösung liegen H_3O^+ -Ionen (Oxonium-Ionen), in einer basischen Lösung OH^- -Ionen (Hydroxid-Ionen vor).

Zum Vergleich verschiedener saurer und basischer Lösungen wird die pH-Skala verwendet. Dabei ist pH 0 stark sauer, pH 7 neutral und pH 14 stark basisch.

Ermitteln kann man den pH-Wert mittels **Indikatoren**, Farbstoffen, die ihre Farbe je nach pH ändern. Folgende drei sollte man auswendig können:

| Indikator | in saurer Lösung | in neutraler Lösung | in basischer Lösung |
|-----------------|------------------|---------------------|---------------------|
| Bromthymolblau | gelb | grün | blau |
| Lackmus | rot | violett | blau |
| Phenolphthalein | farblos | farblos | pink |

Redoxreaktionen

Im Gegensatz zu den Säure-Base-Reaktionen werden hier keine Protonen, sondern Elektronen übertragen. Eine Redoxreaktion lässt sich immer in **Oxidation (Elektronenabgabe)** und **Reduktion (Elektronenaufnahme)** zerlegen. Der Elektronendonator wird als **Reduktionsmittel** (weil er ein anderes Teilchen reduziert), der Elektronenakzeptor als **Oxidationsmittel** bezeichnet.

Ermitteln von Oxidationszahlen

Die Oxidationszahl gibt an, welche (hypothetische) Ladung ein Ion hätte, wenn man ein Teilchen in seine Atome zerlegen würde und das elektronegativere Element alle Elektronen aus der Bindung erhalten würde. Dazu gibt es einige Regeln:

- Elemente, z.B. Cu, F_2 , O_2 , Ne, Li haben immer die Oxidationszahl 0
- Bei einatomigen Ionen entspricht die Oxidationszahl immer der Ladung. z.B. in Na^+ hat Natrium die Oxidationszahl +1 oder in O^{2-} hat Sauerstoff immer die Oxidationszahl -II

- Die Summe aller Oxidationszahlen, jeweils multipliziert mit der Anzahl der Atome der einzelnen Elemente, ergibt die Ladung des Teilchens.
- **In Verbindungen** gilt:
 - Das elektronegativste Element bekommt immer eine negative Oxidationszahl
 - Fluor hat immer die Oxidationszahl $-I$
 - Sauerstoff hat meistens die Oxidationszahl $-II$ (Ausnahme Peroxide: $-I$)
 - Halogene haben meistens die Oxidationszahl $-I$
 - Wasserstoff hat entweder $+I$ oder $-I$ (in Hydriden)
 - Für alle Hauptgruppenelemente gilt: $8\text{-Hauptgruppe} \leq \text{Oxidationszahl} \leq \text{Hauptgruppe}$, z.B. Stickstoff hat in Verbindungen eine Oxidationszahl zwischen $-III$ und $+V$
 - Wird bei Verbindungen die Wertigkeit angegeben, so entspricht diese der Oxidationszahl: in Eisen(III)-chlorid hat Eisen die Oxidationszahl $+III$

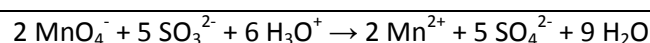
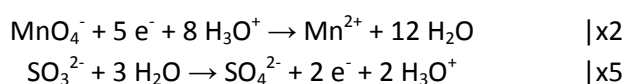
Oxidationszahlen werden mit römischen Zahlen über das jeweilige Element geschrieben. Anhand der oben stehenden Regeln kann man z.B. die Oxidationszahl von Mangan im Permanganat-Ion (MnO_4^-) bestimmen: Sauerstoff hat hier die Oxidationszahl $-II$. Die Oxidationszahl von Mangan wird wie folgt bestimmt: $4 \cdot (-2) + x = -1$ (vgl. Punkt 3 oben: Die Summe aller Oxidationszahlen [linke Seite der Gleichung] muss die Ladung des Teilchens ergeben [rechte Seite]) Daraus folgt: Die Oxidationszahl von Mangan ist hier $+VII$.

Aufstellen von Redoxgleichungen

Bitte immer diesem 8-Punkte-Plan folgen:

1. Ermitteln von Produkten und Edukten für die Teilgleichungen (wenn möglich: nur Ionen, keine kompletten Salze)
2. Bestimmen der Oxidationszahlen
3. Wenn nötig: Ausgleichen der Teilchenzahlen der Elemente, bei denen sich die Oxidationszahlen ändern.
4. Elektronenausgleich: Die Summe der Oxidationszahlen und der einzeln angeschriebenen Elektronen (zählen jeweils als -1) muss auf beiden Seiten gleich sein!
5. Ladungsausgleich: Die Summe der Ladungen auf beiden Seiten wird mit Hilfe von Oxonium-Ionen (im Sauren) oder Hydroxid-Ionen (im Basischen) ausgeglichen.
6. Wasserausgleich: Zählen der Sauerstoffatome auf beiden Seiten und Ausgleichen mit Wassermolekülen.
7. Kontrolle: Zählen der Wasserstoffatome auf beiden Seiten – passt die Anzahl, ist die Gleichung fast immer richtig, passt sie nicht, ist irgendwo vorher ein Fehler unterlaufen.
8. Ausgleichen der Elektronenzahl der Teilgleichungen durch Multiplikation mit entsprechenden Faktoren, Addition der Gleichungen und „Kürzen“ von Teilchen, die sowohl links als auch rechts vorkommen. (Die Elektronen müssen dabei wegfallen)

Bsp.: Reduktion von Permanganat-Ionen durch Natriumsulfit im Sauren zu Mangan(II)-Ionen.



Nutzung von Redoxvorgängen

Indem man Oxidation und Reduktion räumlich trennt, kann man die Elektronen zwingen, durch einen Stromverbraucher zu fließen. Eine Batterie oder ein Akku generiert genau auf diese Weise einen Stromfluss.