

GRUNDWISSEN CHEMIE

JAHRGANGSSTUFE 9 (NTG)

Chemische Analyse

- Qualitativ: Art der enthaltenen Stoffe
- Quantitativ: Menge der jeweiligen Substanz

Wichtige Nachweise für Anionen sind Fällungsreaktionen

Bsp.: Halogenid-Ionen ergeben mit Silbernitrat einen Niederschlag ($\text{Ag}^+ + \text{Br}^- \rightarrow \text{AgBr}\downarrow$)

Nachweise für molekulare Stoffe sind

- die Knallgasprobe (Wasserstoff)
- die Glimmspanprobe (Sauerstoff)
- die Trübung von Kalkwasser durch Kohlendioxid

Der Nachweis von Alkali- und Erdalkalimetallverbindungen durch Flammenfärbung. Dabei werden Elektronen durch Hitze auf ein höheres Energieniveau angehoben. Beim Zurückfallen wird die Energie in Form von Licht einer charakteristischen Wellenlänge wieder frei.

Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen

Da Atommassen sehr klein sind, wurde mit der atomaren Masseneinheit u eine neue Einheit definiert.
 $1 \text{ u} = 1/12$ der Atommasse eines Kohlenstoffatoms

Der Zahlenwert für die Atommasse m_a ist für jedes Element bzw. jedes Atom im PSE angegeben.

Bsp.:

- Stickstoff: 14 u
- Schwefel: 32 u

Molekülmassen ergeben sich durch Addition der entsprechenden Atommassen.

Bsp.:

$$m_a(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot m_a(\text{H}) + m_a(\text{O}) = 2 \cdot 1\text{u} + 16\text{u} = 18\text{u};$$

Aufgrund der großen Zahlen wurde auch für die Stoffmenge n eines beliebigen Stoffes X eine neue Einheit definiert: das Mol

1 Mol entspricht $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen (Avogadro-Konstante)

(Vergleiche: 1 Dutzend entspricht 12 Teilchen)

Ein Mol kann je nach Art des Stoffes eine unterschiedliche Masse aufweisen.

(Vergleich: Ein Dutzend Melonen ist schwerer als ein Dutzend Kirschen)

Für die molare Masse M eines Stoffes X gilt: $M(\text{X}) = m(\text{X}) / n(\text{X})$

Die Einheit der molaren Masse ist g/mol und sie ist zahlenmäßig identisch mit der atomaren Masse (s.o.). Man kann die molare Masse daher ebenfalls aus dem PSE ablesen.

Bsp.:

Für das Element Calcium gilt: $m_a(\text{Ca}) = 40\text{u}$ und $M(\text{Ca}) = 40 \text{ g/mol}$

Für Moleküle kann die molare Masse leicht berechnet werden:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot M(\text{H}) + M(\text{S}) + 4 \cdot M(\text{O}) = 2 \cdot 1 \text{ g/mol} + 32 \text{ g/mol} + 4 \cdot 16 \text{ g/mol} = 98 \text{ g/mol};$$

Für Gase gilt: ein Mol eines beliebigen Gases hat ein Volumen von 22,4 Liter. Das sog. molare Volumen beträgt also für alle Gase 22,4 L/mol

Die Stoffmengenkonzentration c gibt an, welche Stoffmenge n eines Stoffes X in einem Liter Lösung enthalten sind.

$$\text{Es gilt: } c(\text{X}) = n(\text{X}) / V(\text{Lösung}) \quad \text{Einheit: mol/L}$$

Wichtig für Berechnungen: Die Koeffizienten in einer Reaktionsgleichung geben immer nur die Stoffmenge in mol an!

Vorgehen:

1. Reaktionsgleichung aufstellen
2. Zusammenstellen der gegebenen und der gesuchten Größen
3. Aus den Angaben die Stoffmenge des gegebenen Stoffs berechnen
4. Aus der Reaktionsgleichung das entsprechende Stoffmengenverhältnis ableiten und Stoffmenge des gesuchten Stoffs berechnen
5. Gesuchte Größe berechnen

Energiebilanzen bei chemischen Reaktionen

Bei exothermen Reaktionen wird Energie frei, bei endothermen Reaktionen wird Energie verbraucht. Mögliche Energieformen: Wärme, Licht, elektrische Energie, mechanische Energie, innere Energie,...

Für die Berechnung bzw. das Vorzeichen der Energie gilt: $\Delta E = E(\text{Produkte}) - E(\text{Edukte})$

Folge: Für exotherme Reaktionen ist $\Delta E < 0$, für endotherme Reaktionen ist $\Delta E > 0$

Der räumliche Bau von Molekülen

Erweiterung des Schalenmodells ist das Orbitalmodell: Der Raum, in dem sich ein Elektron mit hoher Wahrscheinlichkeit aufhält, nennt man Orbital. In einem Orbital befinden sich maximal zwei Elektronen

Zur Bestimmung des räumlichen Baus von Molekülen dient das Elektronenpaarabstoßungsmodell (VSEPR – Modell).

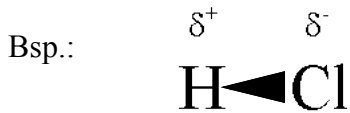
Regeln:

1. Die Elektronenpaare in einem Molekül ordnen sich so an, dass sie einen möglichst großen Abstand voneinander haben.
2. Freie Elektronenpaare beanspruchen mehr Platz als bindende Elektronenpaare
3. Mehrfachbindungen werden vereinfacht wie Einfachbindungen behandelt

Wichtig: Bei der Bezeichnung der Form des Moleküls werden freie Elektronenpaare nicht berücksichtigt!

Elektronegativität ist die Fähigkeit eines Atoms, bindende Elektronen zu sich zu ziehen. Sie nimmt im PSE von links unten nach rechts oben zu.

Ist ein stark elektronegatives Atom ein schwach elektronegatives Atom gebunden, entsteht eine sog. polare Atombindung. Es bilden sich sog. Partialladungen.



Wenn die Ladungsschwerpunkte bei solchen Molekülen nicht zusammenfallen, spricht man von Dipol-Molekülen.

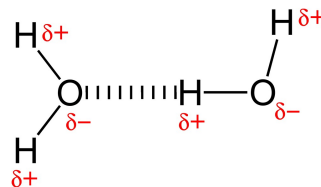
Zwischenmolekulare Kräfte

Def.: Zwischenmolekulare Kräfte sind Anziehungskräfte, die Moleküle untereinander ausüben.

Wasserstoffbrückenbindungen

Voraussetzung: Im Molekül ist ein Wasserstoffatom an ein stark elektronegatives Atom (Fluor, Sauerstoff oder Stickstoff) gebunden.

Wirkung: Anziehung zwischen dem positiv polarisierten Wasserstoffatom eines Moleküls und einem freien Elektronenpaar des stark negativ polarisierten Atoms eines anderen Moleküls.



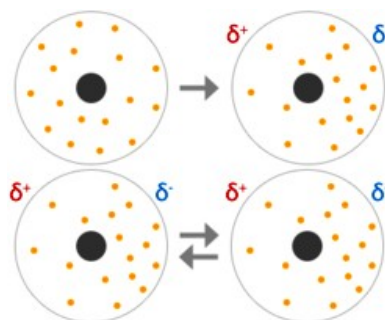
Van-der-Waals-Kräfte

Auch in unpolaren Teilchen sind die Elektronen beweglich. Durch Zufall kann es passieren, dass die Elektronen innerhalb eines Moleküls kurzzeitig ungleichmäßig verteilt sind. Dadurch entstehen kleine Teilladungen im Molekül (spontaner Dipol).

Dadurch werden in den benachbarten Molekülen ebenfalls kurzzeitige Elektronenverschiebungen erzeugt (induzierte Dipole) und es entstehen schwache elektrische Anziehungskräfte zwischen den eigentlich unpolaren Molekülen. Sie werden nach ihrem Entdecker als van-der-Waals-Kräfte bezeichnet.

Def.: Die schwachen Kräfte, die zwischen unpolaren Molekülen wirken und auf der kurzzeitigen Anziehung zwischen induzierten Dipolen beruhen, nennt man van-der-Waals-Kräfte.

Sie wachsen mit steigender Molekülmasse, sind aber viel schwächer als Wasserstoffbrücken.



Je stärker die zwischenmolekularen Kräfte, umso höher liegen Schmelz- und Siedepunkt des entsprechenden Stoffes.

Für die Löslichkeit eines Stoffes gilt die Faustregel: Ähnliches löst sich in Ähnlichem

Besonderheiten von Wasser

- Dichteanomalie, d.h. Wasser hat seine größte Dichte bei 4 Grad Celsius (Folge: Eis schwimmt oben)
- Oberflächenspannung, d.h. Wasser versucht immer, die kleinste mögliche Oberfläche (Kugel) zu bilden
- Sehr hoher Schmelz und Siedepunkt (Grund: Wasserstoffbrücken)

Säure-Base-Reaktionen

Wichtige Säuren:

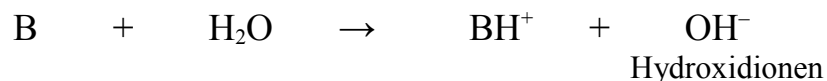
Chlorwasserstoff (Ausgangsstoff für Salzsäure)	HCl
Schwefelsäure	H ₂ SO ₄
Salpetersäure	HNO ₃
Phosphorsäure	H ₃ PO ₄
Kohlensäure	H ₂ CO ₃

Säuren sind Stoffe, die Protonen abgeben können (Protonendonatoren)



Die Eigenschaften von sauren Lösungen (z.B. der saure Geschmack) werden durch die Protonen bzw. Oxoniumionen in der Lösung bestimmt.

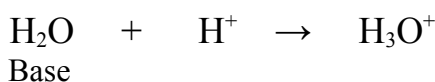
Basen sind Stoffe, die Protonen aufnehmen können (Protonenakzeptoren)



Die Eigenschaften von basischen bzw. alkalischen Lösungen (= Laugen) werden durch die Hydroxidionen in der Lösung bestimmt.

Teilchen, die sowohl als Säuren als auch als Basen reagieren können, nennt man Ampholyte.

Bsp.: Wasser



Eine Säure geht durch Protonenabgabe in ihre korrespondierende Base, eine Base durch Protonenaufnahme in ihre korrespondierende Säure über:



Es gilt: Je stärker eine Säure, desto schwächer ist ihre korrespondierende Base und umgekehrt. Die Stärke einer Säure ist abhängig davon, wie groß ihre Neigung ist, ein Proton abzugeben.

Bei der Reaktion einer Säure mit einer Base kommt es zu einem Übergang von Protonen: Protolyse
 Hierbei werden zwei korrespondierende Säure-Base-Paare verknüpft:



Wie stark sauer eine Lösung ist, wird durch den **pH-Wert** angegeben. Er ist ein Maß für die Oxoniumionenkonzentration und wird in einer logarithmischen Skala angegeben:

$$\text{pH} = -\log (\text{H}_3\text{O}^+)$$

Je höher die Konzentration der Oxoniumionen, desto kleiner ist der pH-Wert.

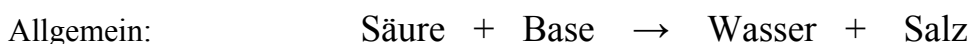
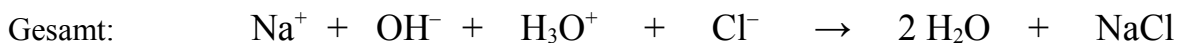
Es gilt: pH = 7 neutrale Lösung
 pH < 7 saure Lösung
 pH > 7 alkalische (basische) Lösung

Bei einer Neutralisation handelt es sich um eine Protolyse, bei der sich aus einer sauren und einer basischen Lösung eine neutrale Lösung bildet.

Der entscheidende Vorgang ist die Reaktion der Oxoniumionen mit den Hydroxidionen zu Wasser:



Aus den übrigen Ionen in der Lösung entsteht als Nebenprodukt ein Salz.

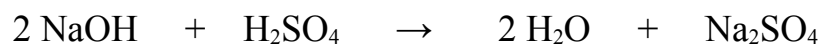


Die Neutralisation ist beendet, wenn jedes Oxoniumion mit einem Hydroxidion reagiert hat. Dies ist am sog. Äquivalenzpunkt (ÄP) der Fall. Um ihn zu erreichen, sind daher äquivalente Stoffmengen nötig:

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$$

Für die Neutralisation von 1 Mol Natronlauge (NaOH) ist daher 1 Mol Salzsäure, aber nur 0,5 Mol Schwefelsäure notwendig (bei gleichen Konzentrationen).

Grund: Schwefelsäure kann zwei Protonen abgeben



Entscheidend ist also immer die Anzahl Oxoniumionen bzw. die der Hydroxidionen!

Mit einer Titration lässt sich die Konzentration einer Säure (oder Base) bestimmen. Der ÄP kann mit Hilfe eines Indikators ermittelt werden, da dieser genau an diesem Punkt die Farbe ändert.

Über die zur Neutralisation benötigte Stoffmenge einer bekannten Lauge (oder Säure) - der sog. Maßlösung - kann die unbekannte Konzentration berechnet werden.

Redoxchemie

Oxidation bedeutet Elektronenabgabe, Reduktion bedeutet Elektronenaufnahme

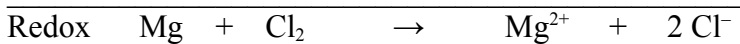
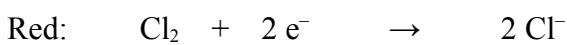
Vorsicht: Jede Reaktion mit Sauerstoff ist eine Oxidation, aber nicht jede Oxidation ist eine Reaktion mit Sauerstoff!!!

Das Oxidationsmittel wird reduziert, d.h. es nimmt Elektronen auf (Bsp.: Halogene)

Das Reduktionsmittel wird oxidiert, d.h. es gibt Elektronen ab (Bsp.: Alkali- und Erdalkalimetalle)

Es gilt: Reduktionsmittel \rightleftharpoons Oxidationsmittel + $n \cdot e^-$ (korrespondierendes Redoxpaar)

Bei einer Redoxreaktion findet ein Übergang von Elektronen statt.

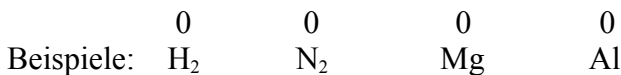


Ein Hilfsmittel zur Formulierung komplizierterer Redoxgleichungen ist die sog. Oxidationszahl (OZ).

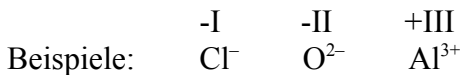
Def.: Die OZ ist die Ladungszahl, die ein Atom in einer Verbindung hätte, wenn die Verbindung aus Ionen aufgebaut wäre. Sie wird als römische Zahl über das jeweilige Atom geschrieben.

Faustregeln zur Bestimmung der Oxidationszahl

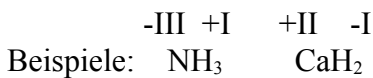
1. Die OZ eines Atoms in einem Element ist immer Null



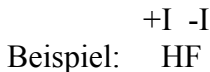
2. Die OZ des Atoms in einem einatomigen Ion entspricht der Ladungszahl des Ions



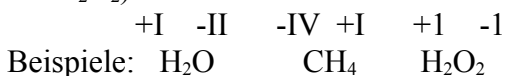
3. Wasserstoff hat in Verbindungen mit Nichtmetallen die OZ +1, in Verbindungen mit Metallen die OZ -1



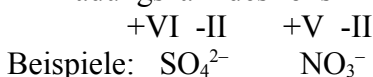
4. Fluor hat in Verbindungen immer die OZ -1



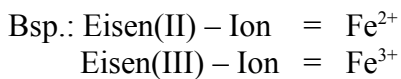
5. Sauerstoff hat in den meisten Verbindungen die OZ -2 (Ausnahme sind Peroxide wie z.B. H₂O₂)



6. Die Summe der OZ aller Atome in einem Molekül ist Null; in einem Ion ist sie gleich der Ladungszahl des Ions



Die Atome einiger Elemente können in unterschiedlichen OZ auftreten. In einem solchen Fall wird beim Namen einer Verbindung oder eines Ions die OZ in Klammern hinter das entsprechende Element gesetzt.



Vorgehen beim Aufstellen von Redoxgleichungen

1. Formuliere die Ausgangs- und Endstoffe. Verwende dabei noch keine Koeffizienten und gib Salze als Ionen an.
2. Bestimme die Oxidationszahlen (OZ). Sie werden unabhängig vom Index immer für ein einzelnes Atom angegeben
3. Zerlege die Gleichung in die Oxidation (dabei vergrößert sich die OZ) und die Reduktion (dabei erniedrigt sich die OZ). Führe die Schritte 4 bis 9 dann nacheinander für beide Teilgleichungen durch.
4. Wichtig sind nur die Teilchen, bei denen sich während der Reaktion die OZ ändert. Wenn ein solches Teilchen auf einer Seite der Gleichung (z.B. durch einen Index) häufiger ist, als auf der anderen, dann gleiche es mit einem Koeffizienten aus.
5. Vergleiche zunächst nur die OZ und gleiche sie mit Elektronen aus. Beachte dabei die Teilchenzahl! Bei der Oxidation werden Elektronen abgegeben, sie stehen also auf der rechten Seite der Gleichung. Bei der Reduktion werden Elektronen aufgenommen, daher stehen sie auf der linken Seite der Gleichung.
6. Nun vergiss die OZ und achte auf die Ladungen. Sie muss auf beiden Seiten der Gleichung identisch sein (nicht unbedingt null!). Im sauren Milieu gleichst Du die Ladung mit Oxoniumionen (H_3O^+), im basischen Milieu mit Hydroxidionen (OH^-) aus. Je nach dem, welche Ionen Du verwendest, stehen sie auf unterschiedlichen Seiten der Gleichung!
7. Nun musst Du noch die Stoffbilanz ausgleichen. Zähle dazu die Sauerstoffatome auf beiden Seiten der Gleichung und gleiche die Zahl mit Wassermolekülen aus. Selbstkontrolle: Jetzt muss auch die Zahl der Wasserstoffatome auf beiden Seiten gleich sein, sonst hast Du einen Fehler gemacht.
8. Im letzten Schritt musst Du darauf achten, dass die Zahl der Elektronen bei der Oxidation und der Reduktion identisch ist. Suche dazu das größte gemeinsame Vielfache der beiden Elektronenzahlen und multipliziere dann gegebenenfalls eine der Gleichungen bzw. beide Gleichungen mit einer ganzen Zahl.
9. Stelle die Gesamtgleichung auf. Dazu schreibst Du einfach die Oxidation und die Reduktion in eine einzige Gleichung. Beachte dabei aber die Koeffizienten, die sich aus Schritt 8 ergeben haben!

Wichtig: Es sind nicht bei jeder Redoxgleichung alle Schritte notwendig!

Redoxreaktionen spielen in der Technik eine große Rolle. Wichtige Anwendungen der Redoxchemie sind z.B. Batterien und Akkus. Hierbei finden ebenfalls Elektronenübergänge statt, die jedoch räumlich so angeordnet sind, dass die Elektronen durch einen Verbraucher fließen.

Eine durch elektrische Energie erzwungene Redoxreaktion wird als Elektrolyse bezeichnet. Durch Elektrolyse können z.B. elementare Metalle aus ihren Erzen gewonnen werden.