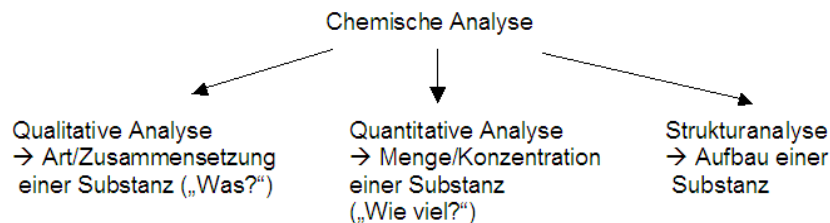


Grundwissen C9_{NTG}

1. Qualitative Analytik

Chemische Analyse



Flammenfärbung

- Nachweismöglichkeit für Alkali- und Erdalkalimetalle (z.B. Natrium: intensiv gelbe Flammenfärbung)
 - Valenzelektronen werden durch Zufuhr von Wärmeenergie in einen energetisch angeregten Zustand gehoben
 - Bei Rückkehr in den Grundzustand wird Energie in Form von Licht einer best. Wellenlänge (= Farbe) abgegeben
-

Spektralanalyse

Nachweis von Elementen mithilfe eines Spektroskops anhand des charakteristischen Linienspektrums des Elements

Fällungsreaktion

- Reaktion, bei der sich ein Feststoff aus einer Lösung abscheidet
 - Grundlage vieler Nachweisreaktionen, insbesondere für best. Ionen
- Beispiel (verkürzte Ionengleichung):
 $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$ (weißer Niederschlag)
-

Nachweisreaktionen für molekulare Stoffe

| Stoff | Nachweis | Grundlage |
|------------------|--------------------------------------|---|
| H ₂ | Knallgasprobe | Reaktion mit Luftsauerstoff |
| O ₂ | Glimmspanprobe | Sauerstoff unterhält die Verbrennung |
| CO ₂ | Trübung von Calciumhydroxid-lösung | $\text{CO}_2 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ |
| Stärke | Blau-/Violett-färbung mit Iodlösung | Bildung einer Iod-Stärke-Einschluss-Verbindung |
| H ₂ O | Blaufärbung von weißem Kupfer-sulfat | Einlagerung von Kristallwasser führt zu Farbänderung auf Stoffebene |

Blindprobe

- positive Blindprobe: unter Zusatz des nachzuweisenden Stoffes (→ Tauglichkeit des Nachweisreagenzes? Anwesenheit von störenden Begleitstoffen?)
 - negative Blindprobe: ohne Beteiligung des nachzuweisenden Stoffes (→ Reinheit der Nachweisreagenzien?)
-

2. Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen

Atomare Masseneinheit Die atomare Masseneinheit 1 u beträgt $\frac{1}{12}$ der Atommasse des Kohlenstoffisotops ^{12}C .
 $1 \text{ u} = 1,661 \cdot 10^{-24} \text{ g}$ ($1 \text{ g} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ u}$)

Mol Einheit der Stoffmenge $n(\text{X})$
 Die Stoffmenge $n(\text{X}) = 1 \text{ mol}$ enthält $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen des Stoffes X.

Avogadro Konstante $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol}$

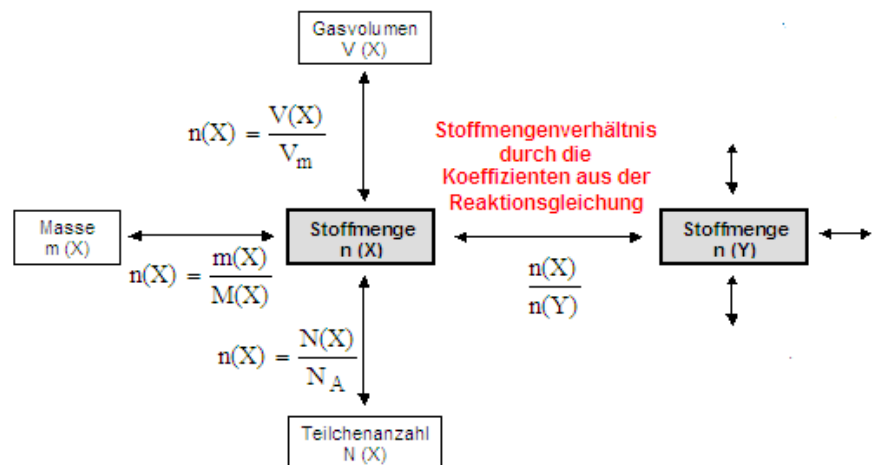
Molare Masse Die Masse einer Stoffportion der Stoffmenge $n = 1 \text{ mol}$ heißt molare Masse M und hat die Einheit [g/mol].
 Der Zahlenwert der molaren Masse [in g/mol] entspricht dem Zahlenwert der zugrundeliegenden Teilchenmasse [in u], d.h. bei atomaren Stoffen der Atommasse, bei molekularen Stoffen der Molekülmasse und bei Salzen der Formelmasse.

$$n(\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{M(\text{X})}$$

Molares Volumen Das Volumen einer Stoffportion der Stoffmenge $n = 1 \text{ mol}$ heißt molares Volumen V_m und hat die Einheit [l/mol].
 Das molare Volumen von Gasen beträgt bei Normbedingungen stets $V_m = 22,4 \text{ l/mol}$.

$$n(\text{X}) = \frac{V(\text{X})}{V_m(\text{X})}$$

Stöchiometrische Berechnungen



Molare Bildungsenergie ΔE_B Energieumsatz, der bei der Bildung von 1 mol einer Verbindung aus den Elementen bei Standardbedingungen auftritt (Einheit: kJ/mol). Für Elemente ist $\Delta E_B = 0$.

Energiebilanz der Salzbildung

| | | | |
|--|---|---|-----------|
| | Sublimationsenergie ΔE_S (Bildung gasförmiger Edukte) | } | endotherm |
| + | Dissoziationsenergie ΔE_D (Spaltung zweiatomiger Moleküle) | | |
| + | Ionisierungsenergie ΔE_I (Bildung der Kationen) | | |
| + | Elektronenaffinität ΔE_A (Bildung der Anionen) | } | exotherm |
| + | Gitterenergie ΔE_G (Bildung des Ionengitters) | | |
| Reaktionsenergie ΔE_R (Gesamtreaktion) | | | |

Gitterenergie Energie, die bei der Bildung eines Ionenkristalls aus den einzelnen Ionen frei wird. Sie beruht auf der starken elektrostatischen Anziehung von Kationen und Anionen.

Elektronenaffinität Energie, die frei wird oder benötigt wird, wenn an ein Atom ein Elektron unter Bildung eines Anions angelagert wird.

3. Molekülstruktur und Stoffeigenschaften

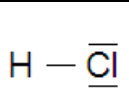
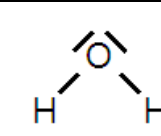
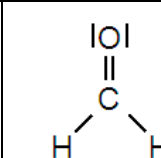
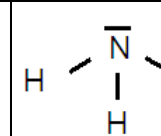
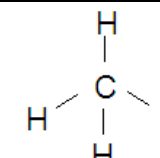
Orbitalmodell

- In der Atomhülle lassen sich keine festen Elektronenbahnen, sondern nur bevorzugte Aufenthaltsbereiche, sog. Orbitale („Elektronenwolken“), beschreiben, in denen sich die Elektronen mit hoher Wahrscheinlichkeit befinden.
- Ein Orbital bietet Platz für maximal 2 Elektronen.
- Ausbildung einer Elektronenpaarbindung durch Überlappung (Durchdringung) von zwei mit jeweils einem Elektron besetzten Atomorbitalen zweier Bindungspartner (Bildung eines gemeinsamen Molekülorbitals)

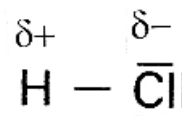
Elektronenpaarabstoßungsmodell (EPA-Modell)

1. Elektronenpaare stoßen sich aufgrund ihrer negativen Ladung ab und bilden den jeweils größtmöglichen Winkel zueinander.
2. Nichtbindende EP beanspruchen mehr Raum als bindende EP.
3. Mehrfachbindungen werden in Näherung wie Einfachbindungen behandelt.

Molekülstrukturen Ableitung des räumlichen Baus von Molekülen (Molekülgeometrie) auf der Grundlage des EPA-Modells möglich:

| linear | gewinkelt-planar | trigonal-planar | pyramidal | tetraedrisch |
|--|--|--|--|--|
|  <p>Winkel 180°</p> |  <p>Winkel ca. 104°</p> |  <p>Winkel ca. 120°</p> |  <p>Winkel ca. 107°</p> |  <p>Winkel 109,5°</p> |

Polare Atombindung Bei unterschiedlichen Bindungspartnern kommt es zu einer unsymmetrischen Verteilung der Bindungselektronen im gemeinsamen Elektronenpaar (Molekülorbital). Dies führt zur Ausbildungen von Partiaalladungen (Teilladungen: δ^+ , δ^-) im Molekül.

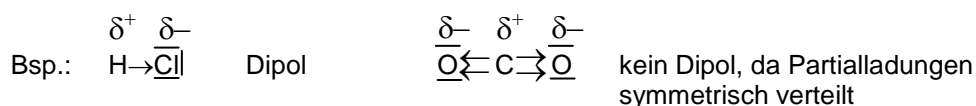


Elektronegativität (EN) Maß für die Fähigkeit eines Atoms, das gemeinsame Elektronenpaar in einer Bindung anzuziehen. Die EN ist umso größer, je höher die Kernladungszahl ist und je kleiner der Atomradius ist.

Tendenzen im PSE:



Dipolmolekül Dipolmoleküle besitzen (obwohl sie nach außen stets elektrisch neutral bleiben), einen positiven und einen negativen Pol, da die Schwerpunkte positiver und negativer Partiaalladungen im Molekül nicht zusammenfallen.



Zwischenmolekulare Kräfte

1. Van-der-Waals-Kräfte (VdW-Kräfte):

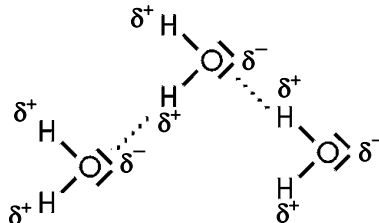
- schwache Wechselwirkungen zwischen unpolaren Molekülen
- beruhen auf der elektrostatischen Anziehung zwischen kurzlebigen spontanen und induzierten Dipolen
- Stärke der VdW-Kräfte steigt mit zunehmender Molekülmasse und -oberfläche

2. Dipol-Dipol-Wechselwirkungen:

relativ starke Wechselwirkungen, die auf der elektrostatischen Anziehung zwischen den Partialladungen von permanenten Dipolmolekülen beruhen

3. Wasserstoffbrücken:

- stärkste Form zwischenmolekularer Wechselwirkungen
- zwischen Molekülen mit F-, N-, O-Atomen, die direkt gebundene H-Atome tragen



Auswirkungen auf Stoffeigenschaften (Beispiele):

- Löslichkeit: Ähnliches löst sich in Ähnlichem („Similia similibus solvuntur.“).
- Schmelz- und Siedetemperaturen: liegen i.d.R. umso höher, je stärker die zwischenmolekularen Kräfte sind.

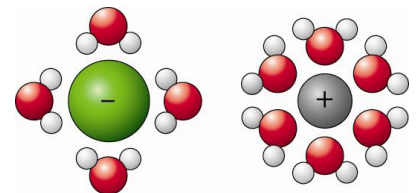
Wasser – Besonderheiten

- Lebensgrundlage (Mensch: ca. 60 % Wasser)
- Dichteanomalie: Wasser besitzt größte Dichte bei 4 °C
- Oberflächenspannung (vgl. Wasserläufer)
- besonders hohe Siedetemperatur aufgrund von Wasserstoffbrücken
- wichtiges Lösungsmittel in biologischen Systemen (→ Trinkwasser!)

Hydratation

Auflösen eines Stoffes in Wasser unter Bildung einer Hydrathülle um die Teilchen (Dipole, Ionen)

| | |
|----------------------------------|-----------------------|
| Hydratationsenergie ΔE_H | (wird frei) |
| – Gitterenergie ΔE_G | (aufzuwenden) |
| <hr/> | |
| Lösungsenergie ΔE_L | (exo- bzw. endotherm) |



4. Protonenübergänge

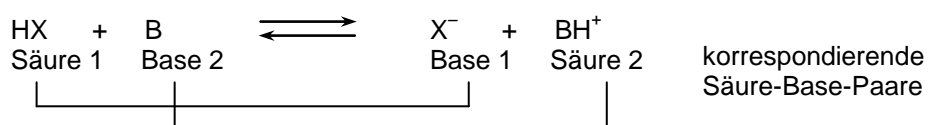
Säure-Base-Begriff nach Brønsted

Säuren sind Protonendonatoren, sie bilden in wässriger Lösung Oxoniumionen (H_3O^+ -Ionen).

Basen sind Protonenakzeptoren, sie bilden in wässriger Lösung Hydroxidionen (OH^- -Ionen).

Säure-Base-Reaktion (Protolyse):

Übergang eines Protons von einem Protonendonator auf einen Protonenakzeptor (⇒ Beispiel für eine **Donator-Akzeptor-Reaktion**):



An einer Säure-Base-Reaktion sind stets zwei korrespondierende Säure-Base-Paare beteiligt.

Ampholyt

Teilchen, das je nach Reaktionspartner entweder als Säure oder als Base reagiert

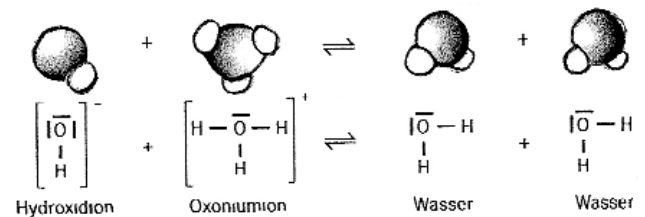
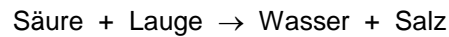
Säure-Base-Indikator

Farbstoff, der in saurer Lösung eine andere Farbe als in basischer Lösung aufweist \Rightarrow Nachweisreagenz für saure bzw. basische Lösungen

| Indikator | Farbe im ... | | |
|-----------------|--------------|-----------|-------------|
| | Sauren | Neutralen | Alkalischen |
| Bromthymolblau | Gelb | Grün | Blau |
| Lackmus | Rot | Violett | Blau |
| Phenolphthalein | Farblos | Farblos | Rot |

Neutralisation

Reaktion zwischen Säure und Lauge; es entstehen Wasser und ein im Wasser gelöstes Salz:



Säure-Base-Titration

- Maßanalyse zur Bestimmung der Stoffmengenkonzentration einer Säure bzw. Lauge mithilfe einer Maßlösung bekannter Zusammensetzung
- Farbumschlag des Indikators, wenn äquivalente Mengen Säure bzw. Lauge miteinander reagiert haben (Äquivalenzpunkt)

Stoffmengenkonzentration c

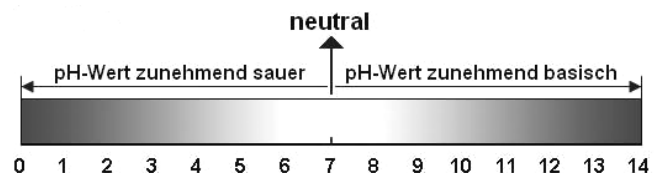
gibt an, welche Stoffmenge n eines Stoffes X in einem bestimmten Volumen V einer Lösung enthalten ist

$$c(X) = \frac{n(X)}{V}$$

pH-Wert

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

\Rightarrow Maß für die Oxoniumionenkonzentration einer Lösung



Bildung von Salzen

1. Neutralisationsreaktionen (s.o.)
2. Metall + Nichtmetall \rightarrow Salz (Elektronenübergang)
3. unedles Metall + Säure \rightarrow Salz + Wasserstoff
z.B.: $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
4. Metalloxid + Säure \rightarrow Salz + Wasser
z.B.: $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

5. Elektronenübergänge

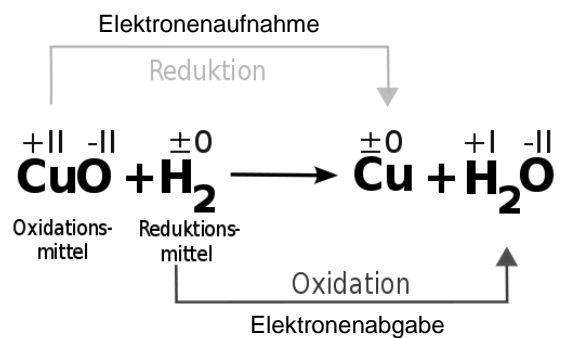
Redoxreaktion

Eine Redoxreaktion ist die Kopplung einer Reduktion mit einer Oxidation.

Oxidation = Abgabe von Elektronen

Reduktion = Aufnahme von Elektronen

⇒ **Donator-Akzeptor-Reaktion:**



Reduktionsmittel

Stoff, der bei einer Redoxreaktion oxidiert wird (Elektronendonator)

Oxidationsmittel

Stoff, der bei einer Redoxreaktion reduziert wird (Elektronenakzeptor)

Oxidationszahl (OZ)

formale Hilfsgröße zur Erstellung von Redoxgleichungen:

- Bindungselektronen werden formal dem jeweils elektronegativeren Bindungspartner zugerechnet
- Wasserstoff besitzt in Verbindungen die OZ +I (Ausnahme: Metallhydride: -I), Sauerstoff die OZ -II (Ausnahme: Peroxide: -I); Halogene besitzen meist, Fluor immer die OZ -I.
- Atome im elementaren Zustand besitzen stets die OZ 0.
- Bei ungeladenen Molekülen und Formeleinheiten ist die Summe der OZ aller beteiligten Atome immer gleich Null, in Atom- und Molekülionen entspricht sie der Ionenladung.

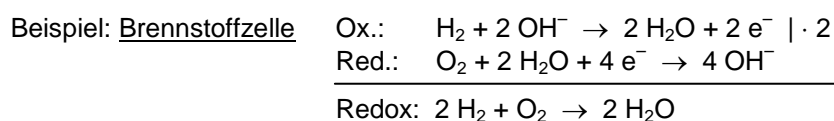
Aufstellen von Redoxgleichungen (Algorithmus)

1. Anschreiben von Edukt und Produkt der jeweiligen Teilreaktion
2. Bestimmung der Oxidationszahlen
3. Bestimmung der Anzahl abgegebener oder aufgenommener Elektronen
4. Ladungsausgleich
 - in saurer Lösung durch H_3O^+ -Ionen
 - in alkalischer Lösung durch OH^- -Ionen
5. Stöchiometrischer Ausgleich durch H_2O -Moleküle
- (6. ev.: Multiplikation der Teilgleichungen)
7. Addition der Teilgleichungen (ggf. kürzen!)

getrennt
für beide
Teilgleichungen

Galvanischer Prozess

- Räumliche Trennung des Elektronenübergangs bei einer Redoxreaktion führt zur Gewinnung elektrischer Energie (⇒ Stromfluss bei leitender Verbindung)
- Anode (Ort der Oxidation) ist der Minus-Pol, Kathode (Ort der Reduktion) ist der Plus-Pol.



Elektrolyse

- Redoxreaktion wird durch Zufuhr elektrischer Energie erzwungen
- Anode (Ort der Oxidation) ist hier Plus-Pol, Kathode (Ort der Reduktion) ist Minus-Pol.

„Outtakes“:

Massenspektrometer Anordnung zur Bestimmung von Massen auf Teilchenebene

Funktionsprinzip: Geladene Teilchen (mit gleicher Ladung) werden im magnetischen Feld entsprechend ihrer Masse verschieden stark abgelenkt.

Bindungstypen

Beispiel: Wasser als Ampholyt (Autoprotolyse: Oxoniumion Hydroxidion)