

Anorganische Chemie - Grundlagen

Inhaltsverzeichnis

1. Allgemeine Begriffe.....	2
1.1 Molare Masse M.....	2
1.2 Konzentrationen.....	2
1.3 Molalität b(x).....	2
1.4 Anteile.....	2
1.5 Löslichkeit.....	2
1.5 Standardbedingungen.....	3
1.6 Normalbedingungen.....	3
1.7 Ideale Gase.....	3
1.8 Reaktionsenthalpie.....	3
1.9 Standardbildungsenthalpie.....	3
2. Atome.....	4
2.1 Der Atomaufbau.....	4
2.2 Die verschiedenen Atommodelle.....	4
3. Das Periodensystem.....	6
3.1 Allgemeines.....	6
3.2 Periodizität der Eigenschaften.....	6
4. Chemische Bindungen.....	7
4.1 Allgemeines.....	7
4.2 Massenwirkungsgesetz MWG.....	7
4.3 Coulombsches Gesetz.....	8
4.4 Wasserstoffbindung.....	8
4.5 Ionenbindung.....	8
4.6 Elektronenpaarbindung/kovalente Bindungen.....	8
4.7 Dative/koordinative Bindung.....	9
4.8 Mesomerie.....	9
4.9 Polare Atombindung/Dipole.....	9
4.10 Atomkristalle, Molekülkristalle.....	9
4.11 Van-der-Waals-Kräfte.....	10
5. Chemisches Gleichgewicht.....	10
5.1 Allgemeines.....	10
5.2 Verschiebung der Gleichgewichtslage, Prinzip von Le Chatelier.....	10
5.3 Katalyse.....	10
5.4 Lösungen, Elektrolyte.....	10
6. Der metallische Zustand.....	11
6.1 Eigenschaften von Metallen, Stellung im PSE.....	11
6.2 Kristallstruktur der Metalle.....	11
6.3 Metallische Bindung.....	11
7. Säure-Basen-Reaktionen.....	12
7.1 Pufferlösung.....	12
7.2 Säure-Base-Theorien.....	12
7.3 Säurestärken.....	13
7.4 Neutralisation.....	13
8. Redoxreaktionen.....	13
8.1 Allgemeines.....	13
8.2 pH-Wert, Ionenprodukt des Wassers.....	14
8.3 Säurestärke, pKs-Wert.....	14
8.4 Säure-Base-Indikatoren.....	14
8.5 Elektrochemische Spannungsreihe.....	14

1. Allgemeine Begriffe

1.1 Molare Masse M

- Ein Mol ist die Stoffmenge $n(x)$ einer Substanz, in der so viele Teilchen enthalten sind wie Atome in 12g des Kohlenstoffnuklids ^{12}C . Die Teilchen können Atome, Moleküle, Ionen, Elektronen oder Formeleinheiten sein. Die Teilchenanzahl, die ein Mol eines jeden Stoffes enthält, beträgt $N_A = 6,02217 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ (Avogadro-Konstante).
- $$\text{molare Masse } M = \frac{\text{Masse } m(x)}{\text{Stoffmenge } n(x)} \quad \text{SI-Einheit: mol/m}^3$$
- relative Atommasse A_r und relative Molekülmasse M_r eines Stoffes in g sind gerade 1mol
- relative Molekülmasse = Summe der relativen Atommassen der im Molekül enthaltenen Atome

1.2 Konzentrationen

- Anteil eines gelösten Stoffes in einer Lösung
- **Stoffmengenkonzentration c**
 - Mol des gelösten Stoffs in 1 Liter Lösung ($[c] = \text{Xmol/l}$)
 - $$\text{Stoffmengenkonzentration } c(x) = \frac{n(x)}{V}$$
- **Massenkonzentration β**
 - Gramm des gelösten Stoffs in 1 Liter Lösung ($[\beta] = \text{Xg/l}$)
 - $$\text{Massenkonzentration } \beta(x) = \frac{m(x)}{V}$$

1.3 Molalität $b(x)$

- unabhängig von thermisch bedingten Volumenänderungen
- $$\text{Molalität } b(x) = \frac{n(x)}{\text{Masse des Lösungsmittels } m} \quad \text{SI-Einheit: mol/kg}$$

1.4 Anteile

- **Massenanteil w in einer Substanzportion**
 - Gramm des gelösten Stoffs in 100g Lösung ($[w] = \text{Xg/100g}$ bzw. Y%)
 - $$\text{Massenanteil } w(x) = \frac{m(x)}{\text{Gesamtmasse } m}$$
- **Stoffmengenanteil (Molenbruch) $x(a)$ in einer Substanzportion**
 - $$\text{Stoffmengenanteil } x(a) = \frac{\text{Stoffmenge } n(a)}{\text{Gesamtstoffmenge } n}$$

1.5 Löslichkeit

- maximale Menge eines Stoffes, die sich bei einer bestimmten Temperatur in einem Lösungsmittel löst (Sättigungskonzentration)
- gesättigte Lösung = Lösung enthält die maximal lösliche Stoffmenge
- ~ in reinem Wasser > als in Wasser mit gleichionigem Zusatz
- ~ in Wasser mit fremdionigem Zusatz > als in reinem Wasser
- Temperaturabhängigkeit (T = Temperatur):
 - bei **exothermen** Lösungsvorgängen \rightarrow **steigende T \Rightarrow abnehmende Löslichkeit**
 - bei **endothermen** Lösungsvorgängen \rightarrow **steigende T \Rightarrow zunehmende Löslichkeit**
 - bei Gasen nimmt die Löslichkeit mit steigender Temperatur immer ab

- **Löslichkeitsprodukt:**
 - $L_{AB} = c_A + c_B$ (c_A und c_B : Konzentrationen der Ionen A^+ u. B^- in der gesättigten Lösung)
- **Nernstches Verteilungsgesetz:**
 - *Bei gegebener Temperatur stellt sich bei der Verteilung eines Stoffes A in zwei nicht mischbaren Flüssigkeiten ein Gleichgewicht ein.*

1.5 Standardbedingungen

- Die Temperatur $T = 298,16 \text{ K}$ (25°C) und den Druck $p = 1013 \text{ hPa}$ bezeichnet man als *Standardbedingungen*. (nicht verwechseln mit den Normalbedingungen)

1.6 Normalbedingungen

- Die Temperatur $T_n = 273,16 \text{ K}$ (0°C) und den Druck $p_n = 1013 \text{ hPa}$ bezeichnet man als *Normalbedingungen*. (nicht verwechseln mit den Standardbedingungen)

1.7 Ideale Gase

- ein Gas verhält sich ideal, wenn zwischen den Gasteilchen keine Anziehungskräfte wirksam sind und wenn das Volumen der Gasteilchen vernachlässigbar klein ist gegen das Volumen des Gasraums
- ideale Gasgesetz:
 - $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ [p : Druck des Gases; V : Gasvolumen; n : Stoffmenge; R : universelle Gaskonstante; T : thermodynamische Temperatur]

1.8 Reaktionsenthalpie

- die bei einer chemischen Reaktion pro Formelumsatz entwickelte oder verbrauchte Wärmemenge heißt Reaktionswärme
- die Reaktionswärme einer chemischen Reaktion, die bei konstantem Druck abläuft, bezeichnet man als Reaktionsenthalpie $\rightarrow \Delta H$ [kJ/mol]
- Reaktionen, bei denen ΔH **negativ** ist, nennt man **exotherm**, Reaktionen, bei denen ΔH **positiv** ist, **endotherm**
- abhängig von Temperatur und Druck \rightarrow Angabe bei Standardzustand
- Zustandsgröße

1.9 Standardbildungsenthalpie

- die $\sim \Delta H_B^0$ einer Verbindung ist die Reaktionsenthalpie, die bei der Bildung von 1mol der Verbindung im Standardzustand aus den Elementen im Standardzustand bei der Reaktionstemperatur 25°C auftritt

2. Atome

2.1 Der Atomaufbau

- **Atomkern**
 - positiv geladene Protonen + neutrale Neutronen = Nukleonen
 - *Atome verschiedener Elemente unterscheiden sich durch die Anzahl der Protonen im Kern.*
 - *Atome, deren Kerne gleich viele Protonen, aber unterschiedlich viele Neutronen enthalten, bezeichnet man als **Isotope**.*
- **Atomhülle**
 - Schalenmodell: *Die innerste Schale, die 1. Schale oder K-Schale, kann maximal 2 Elektronen enthalten, die nächste Schale, die 2. Schale oder L-Schale, maximal 8 Elektronen, die darauffolgende 3. Schale oder M-Schale maximal 18 Elektronen.*

2.2 Die verschiedenen Atommodelle

- **DALTON-Modell**
 - *Chemische Elemente bestehen aus kleinsten, nicht weiter zerlegbaren Teilchen, den Atomen. [...]*
 - es gibt ebenso viele Atomarten wie Elemente
 - Atome verschiedener Elemente unterscheiden sich in ihrer Masse
 - verbinden sich Elemente miteinander, so verbinden sich deren Atome in bestimmten kleinen Zahlenverhältnissen
- **THOMSON-Modell**
 - das Atom besteht aus einer elektrisch positiv geladenen Kugel, in die elektrisch negativ geladene Elektronen eingelagert sind
 - Atome sind nach außen elektrisch neutral, können jedoch Elektronen abgeben oder zusätzlich aufnehmen
 - bei Elektronenabgabe entstehen *positiv* geladene Ionen, bei Elektronenaufnahme entstehen *negativ* geladene Ionen
- **BOHRsches Atommodell**
 - die Elektronen umkreisen den Atomkern in bestimmten Bahnen ohne Abgabe von Energie, also strahlungsfrei
 - Energie des Elektrons hängt nur vom Bahnradius ab
 - Quantenzahl: *Die Zahl $n_1 \dots n_i$ ist immer eine ganze Zahl und beschreibt die möglichen Bahnen, auf denen sich das Elektron bewegen kann. Die Bahn mit $n_1 = 1$ hat die geringste Energie, sie liegt dem Kern am nächsten, $n_2 = 2$ beschreibt die Bahn mit der nächsthöheren Energie, sie liegt weiter vom Kern entfernt.*
 - die Elektronen befinden sich auf konzentrischen Schalen um den Atomkern, also in bestimmten Abständen vom Kern
 - insgesamt unterscheidet man bei diesem Modell bis zu sieben Schalen
 - jede Schale stellt eine bestimmte Energiestufe dar und kann eine bestimmte Zahl von Elektronen aufnehmen
 - die jeweils äußere Schale heißt *Valenzschale*, die auf der Valenzschale befindlichen Elektronen heißen *Valenzelektronen*
 - *Die Valenzelektronen sind verantwortlich für die chemische Bindung zwischen den Atomen.*
 - *Der stabilste Zustand eines Atoms ist der Zustand niedrigster Energie.*

- **HEISENBERG-Modell**
 - *Ort und Geschwindigkeit eines Elektrons können nicht gleichzeitig exakt bestimmt werden. Dem Elektron wird daher keine bestimmte Bahn zugeordnet, sondern ein Raum in dem es zu finden ist, das **Orbital**.*
- **SCHRÖDINGER-Modell**
 - *Orbitale sind dreidimensionale Aufenthaltsräume von Elektronen, die sich durch mathematische Funktionen darstellen lassen. Diese Funktionen beschreiben die Wahrscheinlichkeit, ein Elektron in einem Orbital vorzufinden.*
- **RUTHERFORD-Modell**
 - Kern-Hülle-Modell
 - das Atom besteht aus einem Atomkern und einer Atomhülle
 - der Atomkern ist elektrisch positiv geladen und befindet sich im Zentrum des Atoms.
 - der Atomkern ist winzig klein: Sein Durchmesser beträgt nur ein Zehntausendstel des gesamten Atomdurchmessers
 - in der Atomhülle befinden sich negativ geladene Elektronen, die um den Atomkern kreisen
 - durch diese Kreisbewegung wird verhindert, dass die Elektronen in den entgegengesetzt geladenen Atomkern stürzen
 - da die Elektronen noch viel kleiner sind als der Atomkern, ist die Atomhülle praktisch ein leerer Raum
 - α -Strahlung: besteht aus Helium-Teilchen (Heliumkerne)
 - β -Strahlung: besteht aus Elektronen
 - γ -Strahlung: energiereiche elektromagnetische Strahlung
- **Orbitalmodell**
 - **n** = Hauptquantenzahl (Energieniveau des Elektrons in einem Orbital, entspricht der Schale im Schalensystem und der Periode im PSE); immer ganzzahlige Werte 1, 2, 3, ... ∞
 - **l** = Nebenquantenzahl (Energieunterschiede innerhalb eines Energieniveaus und die räumliche Form des Orbitals)
 - Orbitale mit $l = 0$ bezeichnet man als **s-Orbitale**
 - Orbitale mit $l = 1$ bezeichnet man als **p-Orbitale**
 - Orbitale mit $l = 2$ bezeichnet man als **d-Orbitale**
 - bei den Hauptgruppen wird die äußere Schale nach und nach besetzt, und zwar von s^1 auf s^2p^6 ; die d- und f-Orbitale sind entweder leer oder vollständig besetzt
 - in den Nebengruppen Auffüllung der d-Orbitale (Übergangselemente)
 - bei den Lanthanoiden und Actinoiden werden zusätzliche Orbitale (f-Orbitale) aufgefüllt
 - **m** = Magnetquantenzahl (Zahl, wie oft die Form im Raum ausgerichtet werden kann); gibt an, wie viele s-, p-, d- und f-Zustände existieren ($2l+1$); Werte von $-l$ bis $+l$
 - **s** = Spinquantenzahl (berücksichtigt die unterschiedliche Eigenrotation von Elektronen, den sogenannten **Spin**)
 - **PAULI-Prinzip**: *Die Elektronen eines Atoms müssen sich in mindestens einer Quantenzahl unterscheiden. Jedes Orbital kann mit maximal zwei Elektronen unterschiedlicher Spinquantenzahl besetzt werden.*
 - **HUNDSCH-Regel**: *Energiegleiche Orbitale mit gleicher Nebenquantenzahl werden zuerst einfach besetzt.*

- **Molekülorbitaltheorie**
 - geht von einem einheitlichen Elektronensystem des Moleküls aus
 - Elektronen halten sich in Molekülorbitalen auf, die sich über das ganze Molekül erstrecken
 - MO sind in der einfachsten Näherung Linearkombinationen von AO
 - Addition der 1s-Atomorbitale → bindendes MO
 - Subtraktion der 1s-AO → antibindendes MO
 - in Festkörpern erstrecken sich die Molekülorbitale über den gesamten Kristall

3. Das Periodensystem

3.1 Allgemeines

- Elemente einer Spalte bilden eine Elementfamilie
- links Metalle, rechts Nichtmetalle
- alle Nebengruppenelemente, die Lanthanoide und Actinoide sind Metalle
- Spalten I – VIII bezeichnet man als **Hauptgruppen**:
 - 1. Hauptgruppe: Alkalimetalle
 - reaktionsfähige, weiche Leichtmetalle mit niedrigem Schmelzpunkt
 - können leicht das s^1 Elektron abgeben → Edelgaskonfiguration
 - 2. Hauptgruppe: Erdalkalimetalle
 - 6. Hauptgruppe: Chalkogene
 - 7. Hauptgruppe: Halogene (Salzbildner)
 - typische Nichtmetalle, sehr reaktionsfähige Elemente, nehmen 1 Elektron auf, da s^2p^5 → negativ geladene Ionen
 - 8. Hauptgruppe: Edelgase
 - reaktionsträge Elemente, da s^2p^6

3.2 Periodizität der Eigenschaften

- **metallischen Eigenschaften:**
 - nehmen innerhalb einer Hauptgruppe **von oben nach unten zu**
 - nehmen innerhalb einer Periode **von links nach rechts ab**
 - einen Übergang bilden Elemente die metallische wie nichtmetallische Eigenschaften haben, so genannte Halbmetalle
- **Schmelz- und Siedetemperaturen:**
 - die der **Metalle** nehmen in der Regel **von oben nach unten ab**
 - die der Nichtmetalle **von oben nach unten zu**
- **Atom- und Ionenradien:**
 - nehmen innerhalb einer *Gruppe* **von oben nach unten zu** (Aufbau neuer Schalen)
 - nehmen innerhalb einer *Periode* **von links nach rechts ab**
 - gibt es von einem Element mehrere positive Ionen, nimmt der Radius mit zunehmender Ladung ab
- **Ionisierungsenergie I**
 - *Die ~ eines Atoms ist die Mindestenergie, die benötigt wird, um ein Elektron vollständig aus dem Atom zu entfernen.*
 - nimmt innerhalb einer *Gruppe* **von oben nach unten ab**
 - nimmt innerhalb einer *Periode* **von links nach rechts zu**

- **Elektronenaffinität E_{ea}**
 - Die ~ eines Atoms ist die Energie, die frei (negative E_{ea} -Werte) oder benötigt wird (positive E_{ea} -Werte), wenn an ein Atom ein Elektron unter Bildung eines negativ geladenen Ions angelagert wird.
 - nimmt **von unten nach oben** und **von links nach rechts zu** (entgegengesetzt dem Radius)

4. Chemische Bindungen

4.1 Allgemeines

- die meisten Elemente kommen in der Natur nur in Form von Verbindungen vor
- Grund für chemische Bindungen: Bestreben der Atome, eine günstigere Elektronenkonfiguration zu erreichen (Edelgaskonfiguration s^2p^6)
- zwei oder mehrere Atome fügen sich zu einer Verbindung zusammen, so dass alle Verbindungspartner das günstige Elektronenoktett erreichen können (Oktettprinzip)
- **Elektronegativität**
 - Maß für das Bestreben eines Atoms, die Elektronen einer Elektronenpaarbindung, an sich zu ziehen
 - wird der elektrostatischen Anziehungskraft F proportional gesetzt
 - wächst mit zunehmendem s-Charakter der Hybridorbitale
 - nimmt im PSE mit wachsender Ordnungszahl in den **Hauptgruppen ab**, in den **Perioden zu** → Fluor elektronegativstes Element (F, O, N, Cl)
 - aus der Differenz der ~ der Bindungspartner kann man die Polarität einer Bindung abschätzen
 - $EN < 1,7 \Rightarrow$ Metalle
 - $1,7 < EN < 2,1 \Rightarrow$ Halbmetalle
 - $EN > 2,1 \Rightarrow$ Nichtmetalle
- **Wertigkeit von Atomen**
 - bei der **Ionenbindung** gibt die Wertigkeit an, wie viele Valenzelektronen aufgenommen oder abgegeben wurden
 - bei der **Molekülbildung** werden Valenzelektronen für gemeinsame Elektronenpaare zur Verfügung gestellt
 - die Anzahl der jeweils aufgenommenen bzw. abgegebenen oder zur Verfügung gestellten Elektronen bezeichnet man als Wertigkeit des betreffenden Atoms
- verschiedene **Bindungstypen**:
 - Ionenbindung
 - Atombindung
 - Van-der-Waals-Bindung
 - Wasserstoffbindungen

4.2 Massenwirkungsgesetz MWG

- dynamisches Gleichgewicht → sowohl die Hin- als auch die Rückreaktion laufen die ganze Zeit ab
- hängt von der Reaktionstemperatur ab
- allgemeine Reaktionsgleichung
 - $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$
- $$K_c = \frac{c_c^c \cdot c_d^d}{c_a^a \cdot c_b^b}$$
- $K_c > 1 \rightarrow$ Reaktion läuft nahezu vollständig in Richtung der Endprodukte ab

- $K_C \approx 1 \rightarrow$ alle Reaktionsteilnehmer liegen in vergleichbar großen Konzentrationen vor
- $K_C < 1 \rightarrow$ Reaktion läuft praktisch nicht ab

4.3 COULOMBSches Gesetz

- Anziehungskraft für entgegengeladene Ionen:

- $$F = f \cdot \frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2}$$
 [Q_1 und Q_2 : elektrische Ladungen; r : Abstand zwischen Q_1 und Q_2 ; f : Proportionalitätsfaktor]

4.4 Wasserstoffbindung

- Bindung zwischen den Molekülen durch Wasserstoffbrücken
- starke ~ mit F, O und N
- Wasserstoffbrücken erhöhen Schmelztemperatur, Siedetemperatur, Verdampfungsenthalpie, Dipolmoment, elektrische Feldkonstante u. Viskosität
- typische Ketten-, Schicht- und Raumnetzstrukturen

4.5 Ionenbindung

- heteropolare Bindung
- elektrostatischer Zusammenhalt (Gesetz von COULOMB)
- messbare Wasserlöslichkeit
- leiten elektrischen Strom, wobei sich die einzelnen Ionen zersetzen (Elektrolyse)
- **Ionengitter**
 - Zusammenhalt um so stärker, je höher die Ladungen und je kleiner die Radien der beteiligten Ionen
 - Anordnung höchster Symmetrie
 - Bildung aus zunächst isolierten Ionen \Rightarrow Energiegewinn
 - Stoffe, die im festen Zustand Ionengitter bilden, heißen **Salze**
 - wird durch die **Koordinationszahl** charakterisiert:
 - *Angabe darüber, wie viele Ionen der einen Sorte sich in nächster und gleicher Entfernung von einem bestimmten Ion der anderen Sorte befinden.*
- **Bedingungen für die Bildung einer Ionenbindung**
 - Verbindung zwischen einem Element mit ausgeprägt metallischem Charakter und einem mit ausgeprägt nichtmetallischem Charakter
 - Alkalimetallhalogenide \rightarrow typischste Ionenverbindung, da kleine Ionisierungsenergie der Alkalimetalle und große E_{ea} der Halogenide
 - der eine Partner muss zur Elektronenabgabe (typisch für Metalle) der andere zur Elektronenaufnahme (typisch für Nichtmetalle) neigen
 - große Elektronegativitätsdifferenz der Partner
 - unterschreitet die Elektronegativitätsdifferenz einen bestimmten Wert, kommt es zu Elektronenpaarbindungen

4.6 Elektronenpaarbindung/kovalente Bindungen

- homöopolare Bindung
- Verbindungen zwischen Nichtmetallen
- im Normalzustand Gase oder Flüssigkeiten
- Bildung von gemeinsamen Elektronenpaaren:
 - a) beide Partner stellen ein Elektron zur Verfügung
 - b) der eine Partner (*Donor*) stellt beide Elektronen zur Verfügung, während der andere (*Akzeptor*) eine Elektronenlücke aufweist (hauptsächlich bei Komplexbildung)

- Einfachbindung $\Rightarrow \sigma$ -Bindung
- Doppelbindung $\Rightarrow \pi$ -Bindung
- die Atome von Elementen der zweiten Periode können max. 4 kovalente Bindungen ausbilden, da nur 4 Orbitale für Bindungen zur Verfügung stehen (Oktett-Regel)
- Elemente der 3. Periode und höhere Perioden können eine größere Bindigkeit als 4 erreichen, da außer den s- und p-Orbitalen auch d-Orbitale zur Bindung zur Verfügung stehen
- Bildung von Molekülen und Valenzwinkeln
- **Bindungszahl**
 - Anzahl der Atome, mit denen ein bestimmtes Atom in einem Molekül verbunden ist.

4.7 Dative/koordinative Bindung

- die Unterhaltungselektronen stammen von einem Atom
- der Donator erhält die formale Ladung +1, der Akzeptor -1
- Unterschied formale Ladung – tatsächliche Ladung
- einfacher Zusammenhang zwischen formaler Ladung und Bindigkeit eines Atoms
- **σ -Bindung:** Überlappung von zwei s-Orbitalen oder eines s- mit einem p-Orbital
- **π -Bindung:**
 - Überlappung der senkrecht zur Molekülachse stehenden p_y - und p_z -Orbitale
- Einfachbindung $\rightarrow \sigma$ -Bindung
- Doppelbindung $\rightarrow 1 \sigma$ -Bindung und 1 π -Bindung
- Dreifachbindung $\rightarrow 1 \sigma$ -Bindung und 2 π -Bindung

4.8 Mesomerie

- der Zustand eines Moleküls oder Ions kann nicht in einer einzigen Formel dargestellt werden, sondern muss als mesomere Formen geschrieben werden
- sowohl Doppelbindungen als auch die negativen Ladungen sind über das ganze Ion verteilt, sie sind delokalisiert \rightarrow Resonanzenergie
- die Resonanzstrukturen dürfen sich nur in den Elektronenverteilungen unterscheiden
- durch \sim erfolgt eine Stabilisierung des Moleküls

4.9 Polare Atombindung/Dipole

- bei Molekülen mit verschiedenen Atomen werden die bindenden Elektronen von den beiden Atomen unterschiedlich stark angezogen
- im Gegensatz zur formalen Ladung gibt die Partiaalladung δ eine tatsächlich auftretende Ladung an
- Moleküle, in denen die Ladungsschwerpunkte der positiven Ladung und der negativen Ladung nicht zusammenfallen, stellen einen Dipol dar
- symmetrische Moleküle sind trotz polarer Bindungen keine Dipole
- Dipolmoleküle besitzen ein messbares Dipolmoment

4.10 Atomkristalle, Molekülkristalle

- in einem Atomkristall sind Gitterbausteine Atome; sie sind durch kovalente Bindungen dreidimensional verknüpft
- Diamant-Struktur: jedes Atom ist durch vier σ -Bindungen an seine Nachbaratome gebunden

4.11 VAN-DER-WAALS-Kräfte

- die ~ kommen durch Anziehung zwischen Dipolen zustande
- 3 Komponenten:
 1. Wechselwirkung permanenter Dipol – permanenter Dipol (Richteffekt)
 2. Wechselwirkung permanenter Dipol – induzierter Dipol (Induktionseffekt)
 - temperaturunabhängig
 - ein permanenter Dipol induziert in einem benachbarten Teilchen ein Dipolmoment
 3. Wechselwirkung fluktuierender Dipol – induzierter Dipol (Dispersionseffekt)
 - Schwankungen in der Ladungsdichte
 - mit zunehmender Größe der Atome bzw. Moleküle lassen sich leichter Dipole induzieren, die Van-der-Waals-Anziehung nimmt zu

5. Chemisches Gleichgewicht

5.1 Allgemeines

- Zustand, bei dem keine weitere Änderung der Zusammensetzung des Reaktionsgemisches erfolgt
- kein Ruhezustand → dauernd Zerfall und Bildung; es zerfallen genau so viele Moleküle pro Zeiteinheit, wie neu gebildet werden

5.2 Verschiebung der Gleichgewichtslage, Prinzip von LE CHATELIER

- *Übt man auf ein System, das im Gleichgewicht ist, durch Druck- oder Temperaturänderung einen Zwang aus, so verschiebt sich das Gleichgewicht und zwar so, dass sich ein neues Gleichgewicht einstellt, bei dem dieser Zwang vermindert ist.*
- Temperaturerhöhung führt bei **exothermen** chemischen Reaktionen zu einer Verschiebung des Gleichgewichts in **Richtung der Ausgangsstoffe**, bei **endothermen** Reaktionen in **Richtung der Endprodukte**

5.3 Katalyse

- Katalysatoren sind Stoffe, die in den Reaktionsmechanismus eingreifen, aber selbst durch die Reaktion nicht verbraucht werden
- die Lage des Gleichgewichts wird durch einen Katalysator nicht verändert
- ein Katalysator verändert den Mechanismus der Reaktion
 - kleinere Aktivierungsenergie
 - Erhöhung der Reaktionsgeschwindigkeit

5.4 Lösungen, Elektrolyte

- Lösung = homogene Mischung
- im Überschuss vorkommende Hauptkomponente = Lösungsmittel (LM)
- Nebenkomponekte = gelöster Stoff
- Stoffe, deren Lösungen den elektrischen Strom leiten, nennt man Elektrolyte; Verbindungen, deren wässrige Lösung den elektrischen Strom nicht leitet, nennt man Nichteurolyte → gelöste Teilchen = einzelne von Wassermolekülen umhüllte Moleküle
- viele polare Verbindungen lösen sich in Wasser unter Bildung frei beweglicher Ionen
 - Bsp.: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
- Träger des elektrischen Stroms sind die Ionen

- geometrische Ordnung eines Ionenkristalls geht beim Lösen verloren → Separierung in einzelne Ionen (Ionendissoziation)
- in wässrigen Lösungen sind die Ionen hydratisiert (mit einer Hülle von Wassermolekülen umgeben)
- bei der Hydratation wird Energie frei
- nur sehr verdünnte Lösungen sind ideale Lösungen in denen die Ionen so weit voneinander entfernt sind, dass es keine Wechselwirkungen gibt
- nicht ideale Lösungen → Wechselwirkungskräfte → Behinderung der Wanderung der Ionen im elektrischen Feld → Verringerung der Leitfähigkeit

6. Der metallische Zustand

6.1 Eigenschaften von Metallen, Stellung im PSE

- 4/5 aller Elemente → Metalle
- Halbmetalle: B, Si, Ge, As, Sb, Se, Te, At
- der metallische Charakter der Elemente wächst in den Hauptgruppen von oben nach unten und in den Perioden von rechts nach links, alle Nebengruppenelemente, die Lanthanoide und die Actinoide sind Metalle
- niedrige Ionisierungsenergien (< 10 eV) → bilden leicht positive Ionen
- sind sich untereinander sehr ähnlich
- bei Zimmertemperatur fest
- die metallischen Eigenschaften bleiben im flüssigen Zustand erhalten und gehen erst im Dampfzustand verloren → sind an die Existenz größerer Atomverbände gebunden
- **typische Eigenschaften** von Metallen:
 - metallischer Glanz der Oberfläche
 - Undurchsichtigkeit
 - Dehnbarkeit + plastische Verformbarkeit
 - gute elektrische + thermische Leitfähigkeit
 - bei Metallen nimmt mit steigender Temperatur die Leitfähigkeit ab, bei Halbmetallen nimmt sie zu
- Hauptgruppenmetalle fast alle unedel + kommen meist nur in einer Oxidationszahl vor
- typische Edelmetalle → Nebengruppenmetalle

6.2 Kristallstruktur der Metalle

- bei den Metallen führen die ungerichteten Bindungskräfte wegen der großen Bausteine zu wenigen, geometrisch einfachen Strukturen mit großen Koordinationszahlen
- Metalllegierungen enthalten Fremdatome → härter als das Wirtsmetall

6.3 Metallische Bindung

- hohe Leitfähigkeit von Elektrizität und Wärme (keine Zersetzung)
- metallische Stoffe sind deformierbar und dehnbar
- schwach elektronegative Metallatome lagern sich zu Metallgittern zusammen
- die Valenzelektronen sind delokalisiert → können sich frei im gesamten Metallgitter bewegen, wie Gasatome im Gasraum → Elektronengas
- Zusammenhalt der Atome in Metallen durch Anziehungskräfte zwischen den positiven Atomrümpfen und dem Elektronengas
- die von den Metallatomen abgegebenen Valenzelektronen umschließen die positiv geladenen Metall-Ionen und halten durch elektrostatische Kräfte das Gitter zusammen

- beim Gleiten der Gitterebene bleiben die Bindungskräfte erhalten → plastische Verformbarkeit; bei Ionenkristallen findet hingegen ein Bruch statt, da gleichartige Ionen übereinander zu liegen kommen und sich abstoßen
- **Lösungswärme**
 - die bei einem Lösevorgang umgesetzte Energie bezeichnet man als **Lösungsenthalpie**
 - das Auflösen eines Festkörpergitters ist immer ein endothermer Vorgang
- **Hydratation**
 - die Ionen eines Kristallgitters umgeben sich beim Lösen in Wasser mit einer Hülle von Wassermolekülen.
 - die Energie, die bei der Hydratation von Ionen umgesetzt wird, bezeichnet man als **Hydratationsenthalpie**
- **Hydrolyse**
 - Reaktion von Salzen mit Wasser: Entstehung von sauren oder alkalischen Lösungen

7. Säure-Basen-Reaktionen

7.1 Pufferlösung

- Lösung, die fähig ist, einen bestimmten pH-Wert auch bei Zugabe von kleinen Mengen einer starken Säure oder Base beizubehalten.
- enthält immer eine schwache Säure (Base) und ein Salz dieser schwachen Säure (Base)
- häufig verwendete Puffer: Acetat-Puffer und Ammoniak-Puffer
- **Puffergleichung:**

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log(c_s/c_a) \quad (c_s = \text{Salzkonzentration}, c_a = \text{totale Säurekonzentration})$$

7.2 Säure-Base-Theorien

- **ARRHENIUS (1883)**
 - Jede Verbindung, die bei der Dissoziation in wässriger Lösung H^+ -Ionen freisetzt, ist eine Säure.
 - Jede Verbindung, die bei der Dissoziation in wässriger Lösung OH^- -Ionen freisetzt, ist eine Base.
 - Bsp.: $\text{HX} + \text{YOH} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{XY}$
- **BRØNSTED (1923)**
 - Als Säuren werden alle Partikel bezeichnet, die Protonen abspalten können.
 - Als Basen werden alle Partikel bezeichnet, die Protonen binden können.
 - Bsp.: $\text{HCl} [\text{Säure}] \rightarrow \text{Cl}^- [\text{konjugierte Base}] + \text{H}^+$
 - je stärker die Säure, desto schwächer die konjugierte Base
 - in chemischen Systemen können freie Protonen nicht existieren ⇒ es sind zwei korrespondierende Säure-Base-Paare nötig
 - Anwendung des Massenwirkungsgesetzes
 - Reaktionen laufen auch ohne Wasser
 - Ionen, die sowohl als Säuren als auch als Basen agieren, nennt man amphoter
 - **Protolyse:** Protonen werden von einer Säure auf eine Base übertrage
 - Bsp.: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
 - Protolysereaktion eines Ions mit Wasser = Hydrolyse (Spaltung kovalenter Bindungen mit Wasser)
- **LEWIS (1938)**
 - Eine Lewis-Säure ist ein Atom, Molekül oder Ion, das eine Elektronenpaarlücke aufweist.

- Eine Lewis-Base ist ein Atom, Molekül oder Ion, das ein einsames Elektronenpaar aufweist.
- Ausbildung einer kovalenten Bindung
- Kritik: HCl hat kein freies Elektronenpaar, wäre also keine Säuren \Rightarrow Theorie hier nicht anwendbar

7.3 Säurestärken

- innerhalb einer **Periode** nimmt die Stärke der Säure von links nach rechts **zu**
 - $\text{H}_4\text{SiO}_4 < \text{H}_3\text{PO}_4 < \text{H}_2\text{SO}_4 < \text{HClO}_4$
- innerhalb einer **Gruppe** nimmt die Stärke der Säure von oben nach unten **ab**
 - $\text{HNO}_3 > \text{H}_3\text{PO}_4 > \text{H}_3\text{AsO}_4$
- mit zunehmender Oxidationszahl nimmt die Stärke der Säure zu
 - $\text{HClO} < \text{HClO}_2 < \text{HClO}_3 < \text{HClO}_4$ (Sauerstoffsäuren des Chlor)

7.4 Neutralisation

- Säure + Base \rightarrow Salz + Wasser
- Bsp.: $\text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$

8. Redoxreaktionen

8.1 Allgemeines

- Wertigkeit von Ionenverbindungen:
 - Die Wertigkeit der **positiv** geladenen Ionen ist meist gleich der **Gruppennummer und Anzahl der Elektronen auf dem äußersten besetzten Niveau**.
 - Die Wertigkeit der **negativ** geladenen Ionen (Elemente der V. bis VII Hauptgruppe) ist meist gleich der **Gruppennummer minus 8** bzw. der **Zahl der Elektronen, die bis zur vollständigen Besetzung des äußersten Niveaus fehlen**.
- **Oxidation:**
 - dem Stoff werden **Elektronen entzogen** (Oxidationszahl erhöht sich)
- **Reduktion:**
 - dem Stoff werden **Elektronen zugefügt** (Oxidationszahl nimmt ab)
- **Oxidationszahl**
 - Die Summe der Oxidationszahlen aller an einer Reaktion beteiligten Atome müssen vor und nach einer Reaktion dieselben sein
 - im elementaren Zustand = 0
 - in Ionenverbindungen = Ionenladung
 - die positive Oxidationszahl eines Elementes kann nicht größer sein als die Gruppennummer dieses Elements (Ausnahme 1. NG)
 - max. negative Oxidationszahl = -8
 - H besondere Stellung im PSE \rightarrow -1, 0, +1
 - F elektronegativstes Element \rightarrow keine positive Oxidationszahl
- **Reduktionsmittel**
 - Stoff, der eine große Tendenz zur Elektronenabgabe hat (Bsp.: Alkali- und Erdalkalimetalle, Al, Zn)
- **Oxidationsmittel**
 - Stoff, der eine starke Tendenz zur Elektronenaufnahme hat (Bsp.: Halogene, Sauerstoff)

8.2 pH-Wert, Ionenprodukt des Wassers

- je mehr H_3O^+ -Ionen in einer Lösung, desto saurer ist sie
- der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus des Zahlenwertes der H_3O^+ -Konzentration: $\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+]$
- in wässriger Lösung ist das Produkt der Konzentrationen der H_3O^+ - und OH^- -Ionen konstant (Ionenprodukt K_w)

8.3 Säurestärke, pK_s -Wert

- $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$
 - Gleichgewicht auf der rechten Seite \rightarrow HA starke Säure
 - Gleichgewicht auf der linken Seite \rightarrow HA schwache Säure
- $\text{pK}_s = -\lg K_s$ (Säurekonstante)
- mit steigendem pK_s -Wert \rightarrow Stärke der Base nimmt zu
 \rightarrow Stärke der Säure nimmt ab

8.4 Säure-Base-Indikatoren

- sind organische Farbstoffe, deren Lösung bei Änderung des pH-Wertes ihre Farbe wechseln
- die Farbänderung erfolgt für einen bestimmten Indikator in einem für ihn charakteristischen pH-Bereich
- sind Säure-Base-Paare, bei denen die Indikatorsäure eine andere Farbe hat als die konjugierte Base $\text{HInd} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Ind}^-$

8.5 Elektrochemische Spannungsreihe

- mit ihrer Hilfe lässt sich voraussagen, welche Redoxreaktionen möglich sind
- die reduzierte Form eines Redoxsystems gibt Elektronen nur an die oxidierte Form von solchen Redoxsystemen ab, die in der Spannungsreihe darunter stehen
- bei vielen Redoxreaktionen hängt das Redoxpotential vom pH-Wert ab
- alle Metalle mit (-) Potential, die in der Spannungsreihe oberhalb von H stehen \rightarrow unedel
- alle Metalle mit (+) Potential, die in der Spannungsreihe unterhalb von H stehen \rightarrow edel