

Inhaltsverzeichnis	
Atomlehre	2
A.1 Atommodelle	2
Bindungslehre	2
B.1 Kovalente Bindung	2
B.1.1 Strukturschreibweisen	2
B.1.2 Struktur und Geometrie von Molekülen, Elektronennegativität, Polarität	2
B.1.3 Zwischenmolekulare Kräfte	2
B.1.4 Eigenschaften molekularer Stoffe	2
B.2 Ionenbindung	2
B.2.1 Struktur und Aufbau von Salzen	2
B.2.2 Entstehung von Salzen	3
B.2.3 Eigenschaften von Salzen	3
B.3 Metallbindung	3
B.3.1 Aufbau von Metallen	3
B.3.2 Eigenschaften von Metallen	3
Reaktionslehre	3
R.1 Chemisches Rechnen	3
R.1.1 Stöchiometrisches Rechnen	3
R.1.2 Konzentrationsberechnungen	3
R.2 Kinetik	3
R.2.1 Grundlagen	3
R.2.2 Faktoren der Geschwindigkeit von chemischen Reaktionen	4
R.2.3 Empirisches Zeitgesetz	4
R.3 Chemisches Gleichgewicht	4
R.3.1 Grundlagen der Thermodynamik	4
R.3.2 Enthalpie ΔH	4
R.3.3 Entropie ΔS	4
R.3.4 Freie Enthalpie ΔG	4
R.3.5 Die Gibbs-Energie	4
R.3.6 Massenwirkungsgesetz	5
R.4 Ozon	5
R.5 Säure-Base Reaktionen	5
R.5.1 Definition nach Brönsted	5
R.5.2 Säure-Base Reaktionen (Protolyse)	5
R.5.3 pH Berechnungen	5
R.5.4 Neutralisationen	5
R.5.5 Titrationen	5
R.5.6 Puffer	5
R.6 Redox-Reaktionen	5
R.6.1 Galvanische Elemente	5
R.6.2 Elektrolyse	5
Organische Chemie	5
O.1 Kohlenwasserstoffe	5
O.1.1 Alkane, Alkene, Alkine, Aromaten	5
O.1.2 Nomenklatur	5
O.2 Funktionelle Gruppen	5
O.3 Erdöl	5
O.4 Kunststoffe	5
O.5 Aminosäuren und Proteine	5

Atomlehre

A.1 Atommodelle

Dalton. Im Dalton-Modell stellt man sich die Atome als Kugeln vor. Nach Ansicht von Dalton besteht jedes Element aus gleichen kleinsten Teilchen, welche auch er als Atome bezeichnet.

Rutherford. Kern-Hülle-Modell; ein Atom hat einen positiv geladenen Kern. Diese positiven Anteile bekamen den Namen Protonen. Um den Kern herum kreisen Elektronen auf Kreisbahnen und stellen den negativ geladenen Teil des Atoms dar. Erscheint ein Atom nach außen hin elektrisch neutral, muss der Anteil an positiven und negativen Ladungen gleich groß sein.

Bohr. Elektronen können nur ganz bestimmte Energiezustände einnehmen. Elektronen können allerdings nur ganz bestimmte - also nicht beliebige - Abstände vom Kern einnehmen. Diese jeweiligen stabilen Kreisbahnen verhindern den Sturz der Elektronen auf den Atomkern.

- K-Schale: 2 Elektronen
- L-Schale: 8 Elektronen
- M-Schale: 18 Elektronen
- N-Schale: 32 Elektronen

Valenzelektronen: Elektronen auf nicht gesättigten Elektronenschalen

Bindungslehre

B.1 Kovalente Bindung

B.1.1 Strukturschreibweisen

- Strukturformel
- Skelettformel = Lewis-Formel = Strich-Formel
- Gruppenformel

B.1.2 Struktur und Geometrie von Molekülen, Elektronennegativität, Polarität

B.1.2.1 Elektronennegativität

Elektronennegativität: χ ; relatives Mass für die Fähigkeit eines Atoms, in einer chemischen Bindung Elektronenpaare an sich zu ziehen. Von 0.7 bis 4.

Bei $\Delta\chi \geq 1.8$: Ionenbindung.

Bindungspolarität: Eine Bindung eines Atoms mit hoher und eines Atoms mit tiefer Elektronegativität ist polar. Auf der Seite des Atoms mit der höheren Elektronegativität ist die Partialladung negativ (δ^-), auf der Seite des Atoms mit der

tieferen Elektronegativität positiv (δ^+). Beispiel: Chlor (Cl) hat eine Elektronegativität von 3.0, bei Brom (Br) beträgt sie nur 2.8. Gehen nun ein Chlor- und ein Brom-Atom eine Verbindung ein, ist diese polar (Cl : δ^- , Br : δ^+). Da die Differenz nur gerade 0.2 beträgt, ist die Bindung nur schwach polar. Je höher die Differenz der beiden Elektronegativitäten, desto stärker ist die Bindungspolarität.

B.1.3 Zwischenmolekulare Kräfte

Wasserstoffbrücken. Wasserstoffbrücken sind elektrostatische Kräfte zwischen Wasserstoffatomen, die an F-, O- oder N-Atome gebunden sind und den freien Elektronenpaaren solcher Atome in benachbarten Molekülen. Sie wirken, weil Wasserstoff von allen Nichtmetallen die kleinste Elektronegativität hat.

Dipol-Dipol-Wechselwirkung. $\Delta\chi \geq 0.5$. Zwischen Dipol-Molekülen wirken die Dipol-Dipol-Kräfte. Diese Kräfte sind relativ stark und von der Molekülgestalt und der Bindungspolarität (Differenz der Elektronegativität) abhängig.

Van der Waals-Kräfte. Die Van-der-Waals-Kräfte entstehen aufgrund der zeitweise asymmetrischen Ladungsverteilung, die bei der Bewegung von Elektronen um einen Atomkern auftreten. Es entstehen momentane Dipole. Je grösser die Molekülmasse und die Moleküloberfläche, desto stärker die Van-der-Waals-Kräfte. Bei kleinen Dipol-Molekülen sind die Dipol-Dipol-Kräfte in der Regel stärker als die Van-der-Waals-Kräfte.

B.1.4 Eigenschaften molekularer Stoffe

Schmelzpunkt, Siedepunkt. Eher tief, viele Molekülverbindungen sind bei Raumtemperatur flüssig oder gasförmig. Abhängig von zwischenmolekularen Kräften (ZMK).

Löslichkeit. Abhängig von ZMK. Polare Moleküle wasserlöslich, unpolare löslich in unpolaren Lösungsmitteln (Benzin).

Sonstiges. Elektrische Nichtleiter.

B.2 Ionenbindung

B.2.1 Struktur und Aufbau von Salzen

Ionengitter mit Kationen und Anionen.

Kation: Gibt ein Metall-Atom Valenzelektronen ab, wird aus ihm ein positiv geladenes Metall-Ion, Kation.

Anion: Nimmt ein Nichtmetall-Atom Valenzelektronen auf, wird aus ihm ein negativ geladenes Nichtmetall-Ion, Anion.

Anorganische Salze: Es liegen Kationen von Metallen vor, die Anionen sind Nichtmetalle oder deren Oxide. Natriumchlorid: Na: Metall. Cl: Nichtmetall.

Organische Salze: Mindestens ein Kation oder Anion ist eine organische Verbindung.

B.2.2 Entstehung von Salzen

- Zunächst muss die Aktivierungsenergie zugeführt werden, damit die Reaktion in Gang kommt. Natrium muss vom festen in den gasförmigen Zustand überführt werden, dazu muss Sublimationsenergie aufgewendet werden. Da Chlor in der Natur nur als Chlor-Verbindung Cl_2 vorkommt, müssen die beiden Chlor-Atome voneinander getrennt werden. Dazu wird Bindungsenergie aufgewendet.
- Die Natrium-Atome geben alle ihre Valenzelektronen ab. Die Natrium-Kationen (Na^+) verlieren damit ihre Valenzschale und haben nun nur noch 2 Elektronenschalen (Elektronenkonfiguration: $2/8$). Die Entfernung der Valenzelektronen erfordert Ionisierungsenergie. Bei einer Reaktion mit Nichtmetallen zu Salz geben Hauptgruppen-Metalle in der Regel alle ihre Valenzelektronen ab und erreichen dadurch Edelgaskonfiguration.
- Die Chlor-Atome füllen ihre Valenzschale mit den freigegebenen Elektronen. Dabei wird der Energiebetrag der Elektronenaffinität freigesetzt. Aus den Chlor-Atomen sind nun Chlor-Anionen (Cl^-) geworden (Elektronenkonfiguration: $2/8/8$, Edelgaskonfiguration).
- Na^+ und Cl^- verbinden sich zu einem Kristall (Ionen-gitter). Dabei wird die Gitterenergie freigesetzt. Eine solche Verbindung wird als Ionenverbindung bezeichnet.

B.2.3 Eigenschaften von Salzen

Schmelzpunkt, Siedepunkt. Hoch, bei Raumtemperatur sind alle Salze fest Abhängig von Gitterenergie

Löslichkeit. Mehr oder weniger in Wasser löslich, je nach Gitterenergie und Hydratationsenergie. Faustregel: unlöslich, wenn beide Ionen Ladung 2 oder höher haben (Ausnahmen: $AgCl$, AgI) Nicht löslich in unpolaren Lösungsmitteln

Sonstiges. Spröde, in Lösung oder als Schmelze: elektrisch leitfähig (es können sich die geladenen Ionen als Ladungsträger frei in der Flüssigkeit bewegen). Feststoff: nicht leitend.

Reaktionen. Salzbildung, Elektrolyse, Lösen, Fällern

B.3 Metallbindung

B.3.1 Aufbau von Metallen

Im festen Zustand bilden Metall-Atome ein Metallgitter. Die Atomrümpfe sind dicht gepackt. Dazwischen bewegen sich die VE frei umher (Elektronengas). Zwischen den negativ geladenen Elektronen und den positiv geladenen Atomrümpfen herrschen elektrostatische Kräfte, welche das Gitter zusammenhalten (metallische Bindung).

B.3.1.1 Bedeutung des Aufbaus

- Die verschiebbaren Elektronen ermöglichen die elektrische Leitfähigkeit.

- Die metallische Bindung (die starken Gitterkräfte) führen zu einer hohen Härte und hohen Schmelz- und Siedetemperaturen.
- Die Gitterebenen lassen sich leicht gegeneinander verschieben, wodurch Metalle duktil (verformbar) werden.

B.3.2 Eigenschaften von Metallen

Schmelzpunkt, Siedepunkt. In der Regel relativ hoch, abhängig von Anzahl Valenzelektronen, bei Raumtemperatur, fest (ausser Hg).

Löslichkeit. Unlöslich.

Sonstiges. Gute elektrische Leiter, gute Wärmeleiter, Metallglanz, duktil (verformbar).

Reaktionslehre

R.1 Chemisches Rechnen

R.1.1 Stöchiometrisches Rechnen

mol: $1 \text{ mol} = 6.022 \cdot 10^{23}$ Teilchen

n: Teilchenanzahl; in *mol*.

m: Gewicht absolut; in g.

M: Gewicht pro mol; in *g/mol*

V: Volumen; in *l*; $1 \text{ l} = 1 \text{ dm}^3 = 0.001 \text{ m}^3$

c: Konzentration; in *mol/l*

T: Konzentration; in *K*
 $0^\circ\text{C} = 273.15\text{K}$

R.1.2 Konzentrationsberechnungen

$$n = \frac{m}{M}$$

$$c = \frac{n}{V}$$

$$n = \frac{V}{V_m}$$

$$p \cdot v = n \cdot R \cdot T$$

$$R = 8.31448 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

R.2 Kinetik

R.2.1 Grundlagen

Beschreibt die Geschwindigkeit chemischer Reaktionen.

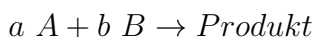
R.2.2 Faktoren der Geschwindigkeit von chemischen Reaktionen

- Temperatur (\uparrow)
- Konzentration (\uparrow)
- Reaktionsoberfläche (\uparrow)
- Katalysator (\cdot)

R.2.3 Empirisches Zeitgesetz

$$v = k \cdot c^a(A) \cdot c^b(B)$$

bei



R.3 Chemisches Gleichgewicht

R.3.1 Grundlagen der Thermodynamik

Aktivierungsenergie: Energiezufuhr, die eingesetzt werden muss, damit die Reaktion anfängt, abzulaufen.

innere Energie U:

$$\Delta U = q + w \text{ oder } \Delta U = \Delta H - p \cdot \Delta V$$

ΔU : Änderung der inneren Energie

q : als Wärme zugeführte Energie

w : als Arbeit zugeführte Energie, kann zum Beispiel Volumenveränderung sein.

Volumenarbeit: $w = p \cdot \Delta V$

w : Volumenarbeit

p : Druck

ΔV : Volumenänderung

ΔH : Enthalpie

R.3.2 Enthalpie ΔH

Wärmemenge, die während einer Reaktion bei konstanten Druck auf ein System übertragen wird.

$$\Delta H =$$

$$\Sigma \Delta H_R^0 = \Sigma \Delta H_f^0(\text{Produkte}) - \Sigma \Delta H_f^0(\text{Edukte})$$

Standardbildungsenthalpie: Stoffparameter, in den Bindungen gespeicherte Energie, die als Wärme freigesetzt werden kann.

ΔH_f^0 in kJ/mol

Hinweis: $\Delta H_{f,O_2}^0 = 0$

endotherme Reaktion: $\Delta H_R^0 > 0$ Wärme wird von der Umgebung aufgenommen. Das Reaktionsgemisch kühlt sich ab.

exotherme Reaktion: $\Delta H_R^0 < 0$ Wärme wird an die Umgebung abgegeben. Das Reaktionsgemisch erwärmt sich.

R.3.3 Entropie ΔS

Die Entropie ist ein Zustand, die den Ordnungsgrad beschreibt. Hohe Entropie = Hohes Chaos. Alle Reaktionen streben nach einem hohen Entropiegrad. Ludwig Boltzmann.

$$\Delta S_R^0 = \Sigma \Delta S^0(\text{Produkte}) - \Sigma \Delta S^0(\text{Edukte})$$

Entropieformel: $S = k \cdot \ln(W)$

S : Entropie

$k = R/N_A = 1.38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$: Boltzmann-Konstante

W : idk man

Die Entropie ist proportional zum Logarithmus der zugänglichen inneren Energie.

Entropieänderung: $\Delta S_R^0 > 0$: Mehr Entropie
 $\Delta S_R^0 < 0$: Weniger Entropie

Generell sind aus entropischer Sicht Reaktionen bevorzugt, welche Unordnung produzieren:

$$\Delta S_{\text{gesamt}} = \Delta S_{\text{System}} + \Delta S_{\text{Umgebung}}$$

Ein spontaner Vorgang ist nur dann möglich, wenn eine Zunahme der Gesamtentropie von System und Umgebung erfolgt.

R.3.4 Freie Enthalpie ΔG

Gesamtenergieumsatz einer chemischen Reaktion.

$$\Delta G_R^0 = \Sigma \Delta G_f^0(\text{Produkte}) - \Sigma \Delta G_f^0(\text{Edukte})$$

endergonische Reaktion: Die Reaktion läuft nicht freiwillig ab.

$$\Delta G_R^0 > 0$$

exergonische Reaktion: Die Reaktion läuft freiwillig ab, evtl. Aktivierungsenergie nötig.

$$\Delta G_R^0 < 0$$

R.3.5 Die Gibbs-Energie

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

ΔG : Freie Enthalpie

ΔH : Enthalpie

T : Temperatur

ΔS : Entropie

Exotherme Reaktionen, die Unordnung produzieren:
 $H < 0$ $S > 0$

Endotherme Reaktionen, die Unordnung produzieren $H > 0$ $S > 0$

R.3.6 Massenwirkungsgesetz

R.4 Ozon

R.5 Säure-Base Reaktionen

R.5.1 Definition nach Brönsted

R.5.2 Säure-Base Reaktionen (Protolyse)

R.5.3 pH Berechnungen

R.5.4 Neutralisationen

R.5.5 Titrationen

R.5.6 Puffer

R.6 Redox-Reaktionen

R.6.1 Galvanische Elemente

R.6.1.1 Batterien

R.6.1.2 Brennstoffzelle

R.6.1.3 Akkus

R.6.2 Elektrolyse

Organische Chemie

O.1 Kohlenwasserstoffe

O.1.1 Alkane, Alkene, Alkine, Aromaten

O.1.1.1 Allgemein

O.1.1.2 Wichtige Vertreter

O.1.2 Nomenklatur

O.1.2.1 Allgemein

O.1.2.2 Funktionelle Gruppen

O.2 Funktionelle Gruppen

O.3 Erdöl

O.4 Kunststoffe

O.5 Aminosäuren und Proteine

Gemacht von Max Mathys

Schule: MNG Rämibühl

Jahr: 2016

Lehrerin: Antoniadis

Exotherme Reaktionen, die Ordnung produzieren $H < 0$ $S < 0$