

Inhaltsverzeichnis

Atomlehre

A.1 Atommodelle

Bindungslehre

B.2 Kovalente Bindung

- B.2.1 Strukturschreibweisen
- B.2.2 Struktur und Geometrie von Molekülen, Elektronennegativität, Polarität
- B.2.3 Zwischenmolekulare Kräfte
- B.2.4 Eigenschaften molekularer Stoffe

B.3 Ionenbindung

- B.3.1 Struktur und Aufbau von Salzen
- B.3.2 Eigenschaften von Salzen

B.4 Metallbindung

- B.4.1 Aufbau von Metallen
- B.4.2 Eigenschaften von Metallen

Reaktionslehre

R.5 Chemisches Rechnen

- R.5.1 Stöchiometrisches Rechnen
- R.5.2 Konzentrationsberechnungen

R.6 Kinetik

- R.6.1 Grundlagen

R.7 Chemisches Gleichgewicht

- R.7.1 Grundlagen der Thermodynamik
- R.7.2 Massenwirkungsgesetz
- R.7.3 Die Gibbs-Energie

R.8 Ozon

R.9 Säure-Base Reaktionen

- R.9.1 Definition nach Brönsted
- R.9.2 Säure-Base Reaktionen (Protolyse)
- R.9.3 pH Berechnungen
- R.9.4 Neutralisationen
- R.9.5 Titrationsen
- R.9.6 Puffer

R.10 Redox-Reaktionen

- R.10.1 Galvanische Elemente
- R.10.2 Elektrolyse

Organische Chemie

O.11 Kohlenwasserstoffe

- O.11.1 Alkane, Alkene, Alkine, Aromaten
- O.11.2 Nomenklatur

O.12 Funktionelle Gruppen

O.13 Erdöl

O.14 Kunststoffe

O.15 Aminosäuren und Proteine

Atomlehre

1 A.1 Atommodelle

1 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.

1 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.

2 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.2 Kovalente Bindung

B.2.1 Strukturschreibweisen

- Strukturformel
- Skelettformel = Lewis-Formel
- Gruppenformel

B.2.2 Struktur und Geometrie von Molekülen, Elektronennegativität, Polarität

B.2.2.1 Orbitale

- s: 2 Elektronen
- p: 6 Elektronen
- d: 10 Elektronen
- f: 14 Elektronen

B.2.2.2 Elektronenkonfiguration Schreibweise

C: $1s^2 2s^2 2p^2$ oder $[He] 2s^2 2p^2$

B.2.2.3 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.

B.2.3 Zwischenmolekulare Kräfte

Van der Waals-Kräfte. TODO

Dipol-Dipol-Wechselwirkung. TODO

Wasserstoffbrücken. Starke Dipol-Dipol-Wechselwirkungen. TODO

B.2.4 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.3 Ionenbindung

B.3.1 Struktur und Aufbau von Salzen

B.3.2 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

Reaktionen. Salzbildung, Elektrolyse, Lösen, Fällern

B.4 Metallbindung

B.4.1 Aufbau von Metallen

B.4.2 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.5 Chemisches Rechnen

R.5.1 Stöchiometrisches Rechnen

R.5.2 Konzentrationsberechnungen

R.6 Kinetik

R.6.1 Grundlagen

R.7 Chemisches Gleichgewicht

R.7.1 Grundlagen der Thermodynamik

a

R.7.2 Massenwirkungsgesetz

R.7.3 Die Gibbs-Energie

R.8 Ozon

R.9 Säure-Base Reaktionen

R.9.1 Definition nach Brönsted

R.9.2 Säure-Base Reaktionen (Protolyse)

R.9.3 pH Berechnungen

R.9.4 Neutralisationen

R.9.5 Titrationen

R.9.6 Puffer

R.10 Redox-Reaktionen

R.10.1 Galvanische Elemente

R.10.1.1 Batterien

R.10.1.2 Brennstoffzelle

R.10.1.3 Akkus

R.10.2 Elektrolyse

Organische Chemie

O.11 Kohlenwasserstoffe

O.11.1 Alkane, Alkene, Alkine, Aromaten

O.11.1.1 Allgemein

O.11.1.2 Wichtige Vertreter

O.11.2 Nomenklatur

O.11.2.1 Allgemein

O.11.2.2 Funktionelle Gruppen

O.12 Funktionelle Gruppen

O.13 Erdöl

O.14 Kunststoffe

O.15 Aminosäuren und Proteine

Mit <3 gemacht von Max Mathys

Schule: MNG Rämibühl

Jahr: 2016

Lehrerin: Antoniadis