

Zusammenfassung

CHEMIE

11 ième TG

Die 11ième TG ist die Fortsetzung der Chemie der 10ième TG und die meisten Kapitel sind elementar wichtig um sowohl eine gute Voraussetzung für einen erfolgreichen Abschluss der Folgeklasse sowie für einen erfolgreichen Abschluss der 13ième GE und somit auch des Examens von größerer Bedeutung sind.

Die einzelnen Kapitel werden nachfolgend aufgeführt.

Kapitel „Chemische Bindungen“:

- die Ausbildung von Bindungen anhand der Oktettregel erklären. *(Anhang 1)*
- allgemeine Eigenschaften und Unterschiede der einzelnen Bindungen kennen *(Anhang 2)*
- folgende Begriffe der Ionenbindung definieren können:
 - Ion
 - Kation
 - Anion
 - Salze
 - Ionengitter*(Anhang 3)*
- das Konzept der Ionenbindung verstehen *(Anhang 4)*
- die Metallbindung definieren können *(Anhang 5)*
- folgende Begriffe der Elektronenpaarbindung kennen und verstehen:
 - Elektronenpaarbindung
 - Einfachbindung
 - Zweifachbindung
 - Dreifachbindung*(Anhang 6)*



Kapitel „Molekülstruktur und Stoffeigenschaften“:

- die Regeln für den räumlichen Bau der Moleküle kennen. *(Anhang 7)*
- die geometrische Struktur in Abhängigkeit der Elektronenpaare benennen können und Beispiele geben. *(Anhang 8)*
- folgende Definitionen der polaren bzw. unpolaren Elektronenpaarbindung kennen und verstehen:
 - Elektronegativität
 - Partialladung
 - polare Atomladung
 - Dipolmolekül*(Anhang 9)*
- sollen die unterschiedlichen zwischenmolekularen Kräfte kennen und bei welchen Molekülen sie sich ausbilden. *(Anhang 10)*
- das Löslichkeitsgesetz kennen. *(Anhang 11)*

Kapitel „Säuren und Basen“:

- die Definition einer Säure kennen. *(Anhang 12)*
- die gängigsten Säuren mit Formel und Namen, sowie die Säurereste kennen. *(Anhang 13)*
- die Definition einer Base kennen. *(Anhang 14)*
- die gängigsten Basen mit Formel und Namen kennen. *(Anhang 15)*
- folgende Definitionen kennen und verstehen:

- Protolyse



- Säure-Definition nach Brønsted
- Base-Definition nach Brønsted
- Ampholyte

(Anhang 16)

- allgemein die Säure-Base Reaktion anwenden können *(Anhang 17)*
- die typischen Reaktionen von Säuren und Basen kennen *(Anhang 18)*

Kapitel „Redox-Reaktionen“:

- folgende Definitionen der Redoxreaktion kennen und verstehen:

- Oxidation
- Reduktion
- Oxidationsmittel
- Reduktionsmittel
- Oxidationszahl

(Anhang 19)

- Die Regeln zum Erstellen einer Redoxreaktion kennen und anwenden können. *(Anhang 20)*
- das Prinzip der Redox-Paare kennen. *(Anhang 21)*



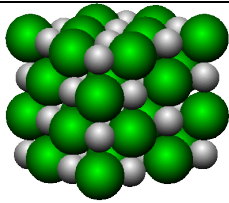
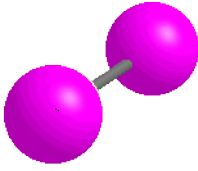
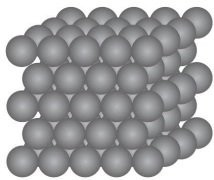
Anhang 1

Oktettregel: Während einer chemischen Reaktion verbinden sich die Atome so, dass sie ein Elektronenoktett (8 Außenelektronen) auf der Aussenschale haben.

Die Atome verhalten sich so, dass sie die gleiche Konfiguration erhalten wie das Edelgas, das ihnen im PSE am nächsten steht.

Bemerkung: Die Wasserstoff-, Lithium- und Berylliumatome tendieren zur Konfiguration vom Helium (2 Elektronen, weil die K-Schale nicht mehr als 2 Elektronen enthalten kann).

Anhang 2

Beispiel:	Kochsalz	Iod	Eisen
			
Vorliegender Bindungstyp	Ionenbindung (M+NM)	Elektronenpaarbindung (NM+NM)	Metallbindung (M)
Formel, Formeltyp	NaCl (Na ⁺ Cl ⁻), Verhältnisformel	I ₂ , Molekülformel	Fe, Elementsymbol,
Bindungspartner werden zusammengehalten durch:	Gegenseitige Anziehung von Kationen und Anionen	Gemeinsame Elektronenpaare	Gegenseitige Anziehung zwischen positiv geladenen Atomrümpfen und dem Elektronengas
Bindungspartner erreichen die Edelgaskonfiguration durch:	Abgabe bzw. Aufnahme von Elektronen	Gemeinsame Elektronenpaare	Abgabe von Elektronen
Richtung der Bindung	Nach allen Richtungen	Nur zwischen den Bindungspartnern	Nach allen Richtungen



Anhang 3

Ein **geladenes Atom** wird als **Ion** bezeichnet.

Kationen sind **positiv** geladene Ionen.

Anionen sind **negativ** geladene Ionen.

Chemische Verbindungen die aus einem **positiv geladenen Kation** und einem **negativ geladenen Anion** bestehen werden als **Salze** bezeichnet.

Die regelmässige Anordnung von Ionen nennt man **Ionengitter**.

Anhang 4

Zusammenfassung der Ionenbildung:

- **Metallatome** bilden **Kationen**, indem sie Elektronen abgeben.
- **Nichtmetallatome** bilden **Anionen**, indem sie Elektronen aufnehmen.

Zusammenhang zwischen der Ionenbildung und Wertigkeit:

a) Elemente

Gruppe	I	II	III	...	V	VI	VII
Wertigkeit	1	2	3		3	2	1
Ladung	1+	2+	3+		3-	2-	1-
Beispiel	K ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺		P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻

Name Ion	Wertigkeit	Ion
Fluorid-Ion	1	F ⁻
Chlorid-Ion	1	Cl ⁻
Bromid-Ion	1	Br ⁻
Iodid-Ion	1	I ⁻
Oxid-Ion	2	O ²⁻
Sulfid-Ion	2	S ²⁻
Nitrid-Ion	3	N ³⁻
Phosphid-Ion	3	P ³⁻



b) Atomgruppen:

Name	Wertigkeit	Entsprechendes Ion
Ammonium-	1	NH_4^+
-hydroxid	1	OH^-
-nitrit	1	NO_2^-
-nitrat	1	NO_3^-
-sulfid	2	SO_3^{2-}
-sulfat	2	SO_4^{2-}
-carbonat	2	CO_3^{2-}
-phosphit	3	PO_3^{3-}
-phosphat	3	PO_4^{3-}
-cyanid	1	CN^-

Bemerkung: Alle Atomgruppen sind Anionen, mit Ausnahme von Ammonium! Ammonium ist ein Kation.

Anhang 5

Eine **Metallbindung** erfolgt durch die **Anziehung** zwischen **positiv geladenen Metallkationen** und **negativ geladenen Elektronen**.

Anhang 6

Die **Elektronenpaarbindung** erfolgt durch die **Anziehung** zwischen **gemeinsamen Elektronenpaaren** und den **Atomkernen**.

Man spricht von **Einfachbindungen**, wenn sich **zwei Atome ein Elektronenpaar** teilen.

Man spricht von **Doppelbindungen**, wenn sich **zwei Atome zwei Elektronenpaare** teilen.

Man spricht von **Dreifachbindungen**, wenn sich **zwei Atome drei Elektronenpaare** teilen.



Anhang 7

Regeln um den räumlichen Bau der Moleküle darzustellen:

1. Die Anzahl aller Elektronenpaare (bindende und nichtbindende Elektronenpaare) am zentralen Atom bestimmt die räumliche Struktur des Moleküls.
2. Die Elektronenpaare stoßen sich gegenseitig ab daher bilden sie den größtmöglichen Winkel zueinander. Dadurch ergibt sich für jedes Molekül eine eindeutige Struktur.
3. Zweifach und Dreifachbindungen zählen nur als 1 Elektronenpaar/wolke.

Anhang 8

Zusammenfassung der geometrischen Anordnungen:

Anzahl der Elektronenpaare	Molekülstruktur	Bindungswinkel	Beispiel	Räumliche Struktur
Lineare Elektronenanordnung				
2	linear	180 °	CO ₂	
Dreieckig-planare Elektronenanordnung				
3	trigonal	120 °	BF ₃	
Tetraedrische Elektronenanordnung				
4 (4 bindend)	tetraedrisch	109,5 °	CH ₄	
4 (3 b., 1 n-b.)	pyramidal	107,3 °	NH ₃	
4 (2 b., 2 n-b.)	gewinkelt	104,5 °	H ₂ O	
4 (1 b., 3 n-b.)	linear	180 °	HF	

Anhang 9

Die **Elektronegativität** ist ein Maß für die Fähigkeit eines Atoms, das bindende Elektronenpaar in einer Atombindung an sich zu ziehen.

Werden gemeinsame Elektronenpaare von verschiedenartigen Atomen unterschiedlich stark angezogen, entstehen **Partiellladungen** (Teilladungen). Man spricht von einer **polaren Atombindung**.



Die Polarität von Atombindungen ergibt sich aus der Elektronegativitätsdifferenz ΔEN der an der Bindung beteiligten Atome. (Richtlinie!)

$\Delta EN < 0,4$	unpolare Atombindung
$0,4 < \Delta EN < 1,8$	polare Atombindung
$\Delta EN > 1,9$	Ionenbindung

Voraussetzungen für **Dipolmoleküle**:

1. Es muss eine polare Atombindung vorliegen
2. Die Ladungsschwerpunkte der positiven und negativen Partialladungen dürfen nicht zusammenfallen. (Unsymmetrische Moleküle)

Anhang 10

Zwischenmolekulare Kräfte zwischen Molekülen sind maßgeblich für die physikalischen Eigenschaften (Siedetemperatur, Schmelztemperatur, Viskosität, Löslichkeit, ...) von Stoffen verantwortlich. Man unterscheidet zwischen:

- **Van-der-Waals-Kräften** (zwischen unpolaren Molekülen)
- **Dipol-Dipol-Kräften** (zwischen Dipolmolekülen)
- **Wasserstoffbrückenbindungen** (zwischen Dipolmolekülen wo ein H-Atom an die Atome N, O oder F gebunden ist)

Van-der-Waals-Kräfte sind die schwächsten zwischenmolekularen Kräfte die zwischen Molekülen wirken, H-Brücken sind die stärksten Kräfte.

Anhang 11

Gleiches löst sich in Gleichem.

Polare Stoffe lösen sich in polaren Lösungsmitteln.

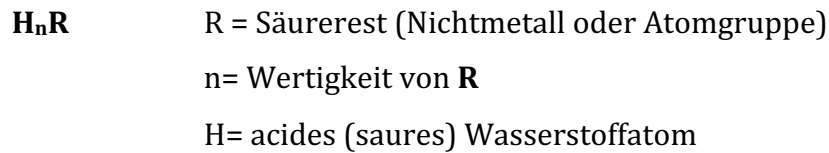
Unpolare Stoffe lösen sich in unpolaren Lösungsmitteln.



Anhang 12

Säuren sind Wasserstoffverbindungen (Molekülverbindungen), in denen das Element Wasserstoff durch **kovalente Bindung** an ein Nichtmetall oder eine Atomgruppe gebunden ist.

Allgemeine Formel:



Anhang 13

a) Halogenwasserstoffsäuren

Durch Lösen des jeweiligen Halogenwasserstoffgases in Wasser erhält man die entsprechende **Halogenwasserstoffsäure**.

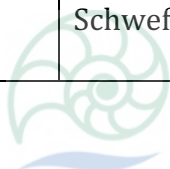
Formel	Name	Säurerest	Name
HF	Fluorwasserstoffsäure (Flusssäure)	F ⁻	Fluorid-Ion
HCl	Chlorwasserstoffsäure (Salzsäure)	Cl ⁻	Chlorid-Ion
HBr	Bromwasserstoffsäure	Br ⁻	Bromid-Ion
HI	Iodwasserstoffsäure	I ⁻	Iodid-Ion

b) Nicht zugeordnete Säuren

Formel	Name	Säurerest	Name
HCN	Cyanwasserstoffsäure (Blausäure)	CN ⁻	Cyanid-Ion
H ₂ S	Schwefelwasserstoffsäure	HS ⁻	Hydrosulfid-Ion
		S ²⁻	Sulfid-Ion
HClO ₄	Perchlorsäure	ClO ₄ ⁻	Perchlorat-Ion

c) Oxosäuren (Sauerstoffsäuren)

Formel	Name	Säurerest	Name
HNO ₂	Salpetrige Säure	NO ₂ ⁻	Nitrit-Ion
HNO ₃	Salpetersäure	NO ₃ ⁻	Nitrat-Ion
H ₂ SO ₃	Schweflige Säure	HSO ₃ ⁻	Hydrosulfit-Ion
		SO ₃ ²⁻	Sulfit-Ion



H ₂ SO ₄	Schwefelsäure	HSO ₄ ⁻	Hydrogensulfat-Ion
		SO ₄ ²⁻	Sulfat-Ion
H ₂ CO ₃	Kohlensäure	HCO ₃ ⁻	Hydrogencarbonat-Ion
		CO ₃ ²⁻	Carbonat-Ion
H ₃ PO ₄	Phosphorsäure	H ₂ PO ₄ ⁻	Dihydrogenphosphat-Ion
		HPO ₄ ²⁻	Hydrogenphosphat-Ion
		PO ₄ ³⁻	Phosphat-Ion

B) Organische Säuren

Formel	Name	Säurerest	Name
HCOOH	Methansäure (Ameisensäure)	HCOO ⁻	Formiat-Ion
CH ₃ COOH	Ethansäure (Essigsäure)	CH ₃ COO ⁻	Acetat-Ion

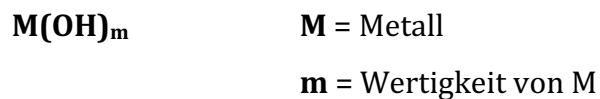
Ameisen- und Essigsäure gehören zur Gruppe der **Carbonsäuren**. Eine Carbonsäure enthält die für sie charakteristische **funktionelle Gruppe**, die **Carboxyl-Gruppe: -COOH**.

Anhang 14

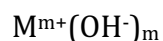
Definition: Basen

Basen sind Hydroxid-verbindungen (Ionenverbindungen) die aus dem Anion Hydroxid OH⁻ und einem Metallkation aufgebaut sind.

Allgemeine Formel:



Ionenformel:



Anhang 15

Formel	Name	Name (wässrige Lösung)	Ionen in der Lösung
NaOH	Natriumhydroxid	Natronlauge	Na ⁺ und OH ⁻



KOH	Kaliumhydroxid	Kalilauge	K ⁺ und OH ⁻
Ca(OH) ₂	Calciumhydroxid	Kalkwasser	Ca ²⁺ und 2 OH ⁻
Al(OH) ₃	Aluminiumhydroxid	-	Al ³⁺ und 3 OH ⁻

Anhang 16

Eine Abspaltung von Protonen wird als **Protolyse** bezeichnet. Sie ist immer an eine sofortige Protonenaufnahme gekoppelt. Demnach spricht man hier von **Protonenübertragungsreaktionen**.

Säure-Base-Definition nach Brønsted:

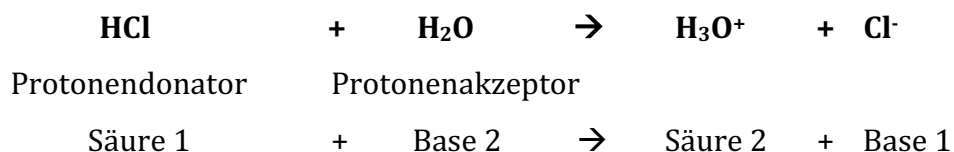
Säuren sind Protonendonatoren

Basen sind Protonenakzeptoren

Stoffe, die sowohl als Protonendonatoren (Säuren) wie auch als Protonenakzeptoren (Basen) wirken können, bezeichnet man als **Ampholyte**.

Anhang 17

Beispiel einer Säure-Base-Reaktion:



Korrespondierendes Säure/Base-Paar: HCl/Cl⁻ und H₃O⁺/H₂O

Anhang 18

Säure + unedles Metall → Salz + Wasserstoff

Säure + Metalloxid → Salz + Wasser

Säure 1 + Salz 2 → Säure 2 + Salz 1

Säure + Base → Salz + Wasser (Neutralisationsreaktion)



Anhang 19

Eine **Oxidation** ist eine **Elektronenabgabe**.

Eine **Reduktion** ist eine **Elektronenaufnahme**.

Ein **Oxidationsmittel** ist ein **Elektronenakzeptor**.

Ein **Reduktionsmittel** ist ein **Elektronendonator**.

Eine **Redoxreaktion** ist eine **Elektronenübertragungsreaktion** von einem Donator auf einen Akzeptor.

Die **Oxidationszahl (OZ)** eines Atoms gibt die **fiktive Ladung** an, die dieses Atom hätte, wenn die Elektronen jeder Bindung an diesem Atom dem jeweils stärker elektronegativeren Atom zugeordnet werden. In Formeln wird die **Oxidationszahl** in **römischen Ziffern über das Elementsymbol** geschrieben.

Anhang 20

Für elementare Stoffe gilt:

a) Die Atome der elementaren Stoffe haben die OZ 0. (Bsp. H_2 , Na, Cl_2 ,...)

Für Verbindungen gilt:

b) Bei Ionen entspricht die OZ der Ladung. (Bsp. Na^+ hat die OZ +I, Mg^{2+} hat die OZ +II, Cl^- hat die OZ -I, O^{2-} hat die OZ -II)

c) Wasserstoffatome haben die OZ +I. (Bsp. H_2O hier hat das Wasserstoffatom die OZ +I)

→ Ausnahme: in Verbindungen mit Metallen hat das Wasserstoffatom die OZ -I.

(Bsp. LiH hier hat das Wasserstoffatom die OZ -I)

d) Sauerstoffatome haben die OZ -II. (Bsp. H_2O hier hat das Sauerstoffatom die OZ -II)

→ Ausnahme: in Peroxiden hat das Sauerstoffatom die OZ -I.

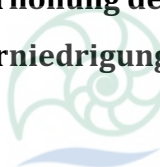
(Bsp. H_2O_2 hier hat das Sauerstoffatom die OZ -I)

e) Bei Molekülen und Elementargruppen ist die Summe der OZ aller Atome 0.

f) Bei Molekül-Ionen entspricht die Summe der OZ der Ladung.

Merke:

- Eine **Redoxreaktion** liegt vor, wenn sich die **OZ** der beteiligten Teilchen **ändert**.
- Eine **Erhöhung der OZ** bedeutet eine **Oxidation** des betreffenden Teilchens.
- Eine **Erniedrigung der OZ** bedeutet eine **Reduktion** des betreffenden Teilchens.



Anhang 21

Reduktionsmittel/Oxidationsmittel-Paare:

