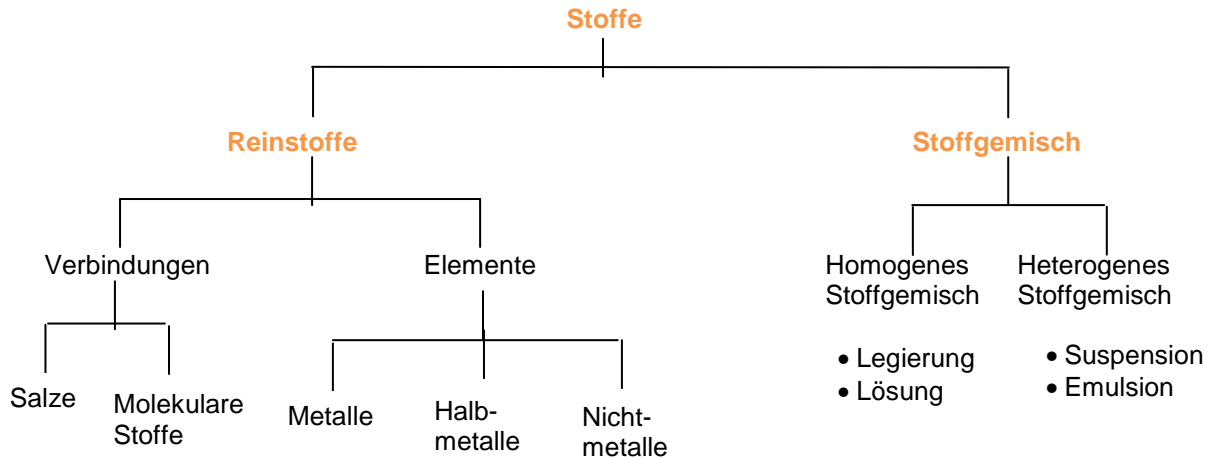


Grundwissen Chemie 8. Jahrgangsstufe NTG

1. Stoffe und ihre Eigenschaften



Begriffsklärung:

Reinstoffe	Stoffe, die durch und durch dieselben Eigenschaften haben und durch eine bestimmte Eigenschaftskombination (Schmelztemperatur, Siedetemperatur, Dichte, elektr. Leitfähigkeit, Farbe, Geruch, Löslichkeit, usw.) charakterisiert werden können.
Verbindungen	Reinstoffe, die durch chemische Reaktionen in Elemente zerlegt werden können.
Elemente	Reinstoffe, die durch chemische Reaktionen nicht zerlegt werden können.
Stoffgemisch	Besteht aus mehreren Reinstoffen; die Eigenschaften variieren mit dem Mischungsverhältnis.
Homogenes Stoffgemisch	Stoffgemisch, wobei die einzelnen Anteile selbst mit dem stärksten Mikroskop nicht erkennbar sind.
Heterogenes Stoffgemisch	Stoffgemisch, bei dem die einzelnen Anteile zu erkennen sind.

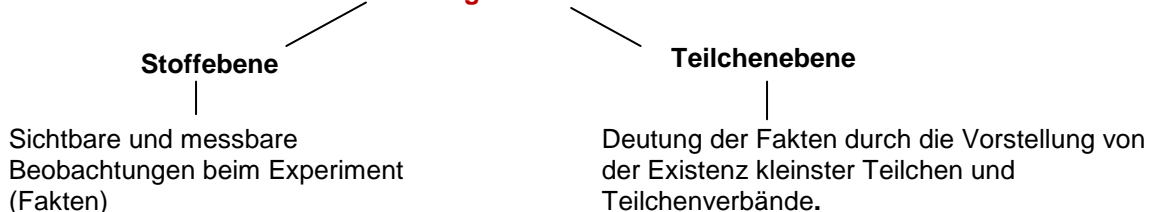
Stofftrennungen:

Stoffgemische können aufgrund unterschiedlicher Eigenschaften der beteiligten Reinstoffe getrennt werden.

- **Sieben und Filtrieren:** unterschiedl. Partikelgröße
- **Sedimentieren und Dekantieren und Zentrifugieren:** unterschiedl. Dichte
- **Extrahieren und Chromatografieren:** unterschiedl. Löslichkeit
- **Eindampfen und Destillieren:** unterschiedl. Siedetemperatur
- **Magnetscheiden:** unterschiedl. Magnetisierbarkeit

2. Chemische Reaktionen

Beachte die Betrachtungsebenen der Chemiker:



Kennzeichen einer chemischen Reaktion:

Stoffebene	Eine chemische Reaktion ist ein Vorgang, der unter Stoffumwandlung und Energieumwandlung abläuft.
Teilchenebene	Umgruppierung und Veränderung von Teilchen, die Anzahl bleibt aber erhalten.

a) Stoffumwandlung: Bei chem. Reaktionen entstehen Stoffe mit neuen Eigenschaften.

b) Energieumsatz:

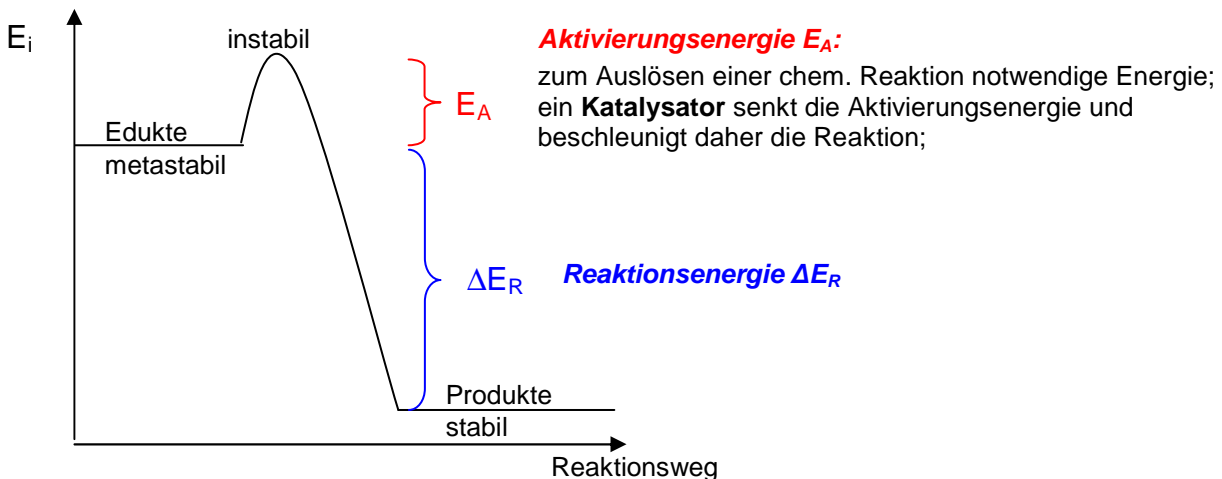
Reaktionsenergie ΔE_R : In jeder Stoffportion ist innere Energie E_i gespeichert. Die Änderung der inneren Energie ΔE_i , die bei einer chemischen Reaktion auftritt wird als Reaktionsenergie ΔE_R bezeichnet.
 $\Delta E_R = \Delta E_i = E_i(\text{Produkte}) - E_i(\text{Edukte})$ [Faustregel: Ende – Anfang]

Die Reaktionsenergie wird als Wärme Q , elektrische Energie, mechanische Energie oder Licht beobachtbar.

exotherme Reaktion: Freisetzung von Wärme; $\Delta E_R < 0$

endotherme Reaktion: dauernde Zufuhr von Wärme; $\Delta E_R > 0$

Energiediagramm einer exothermen Reaktion:



c) Umkehrbarkeit: chemische Reaktionen sind prinzipiell umkehrbar.

d) Satz von der Erhaltung der Masse:

Bei allen chemischen Reaktionen bleibt die Gesamtmasse der Reaktionspartner konstant.
 Summe der Massen der Edukte = Summe der Massen der Produkte

e) konstante Massenverhältnisse:

Die Edukte reagieren in einem bestimmten Massenverhältnis.
 Die Produkte enthalten die Elemente in einem konstanten Atomzahlverhältnis.

Lehrsatz von Avogadro

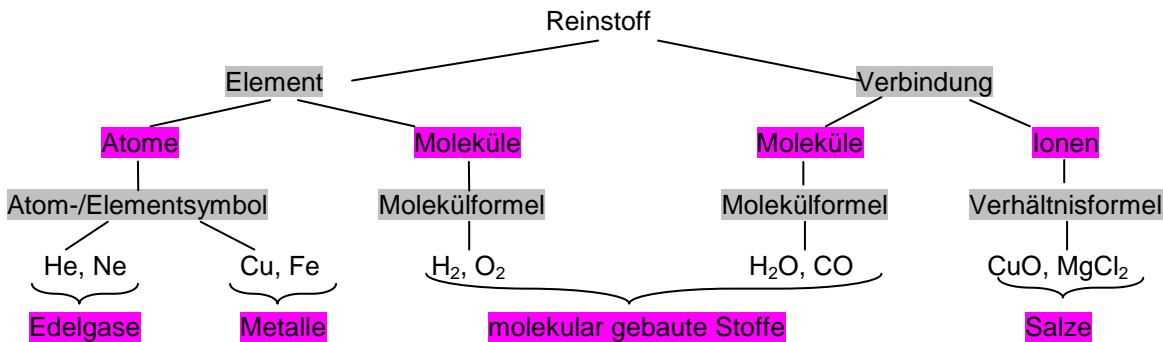
Gleiche Volumina verschiedener **Gase** enthalten bei gleichem Druck und gleicher Temperatur die gleiche Anzahl von Teilchen.

Grundtypen der chemischen Reaktion:

Analyse	Zerlegung einer komplexen chemischen Verbindung in einfachere Verbindungen und Elemente oder Zerlegung einer einfachen Verbindung in Elemente. Aus einem Edukt entstehen zwei oder mehr Produkte.
Synthese	Aufbau einer chemischen Verbindung. Aus zwei oder mehr Edukten entsteht ein Produkt.
Umsetzung	Koppelung von Analyse und Synthese, d.h. aus zwei oder mehr Edukten entstehen zwei oder mehr Produkte.

3. Chemische Symbol- und Formelsprache

Die **Chemische Formel** gibt den Aufbau eines Elements bzw. einer Verbindung an:



Molekülformel: beschreibt Teilchen, die aus zwei oder mehreren Nichtmetallatomen bestehen.

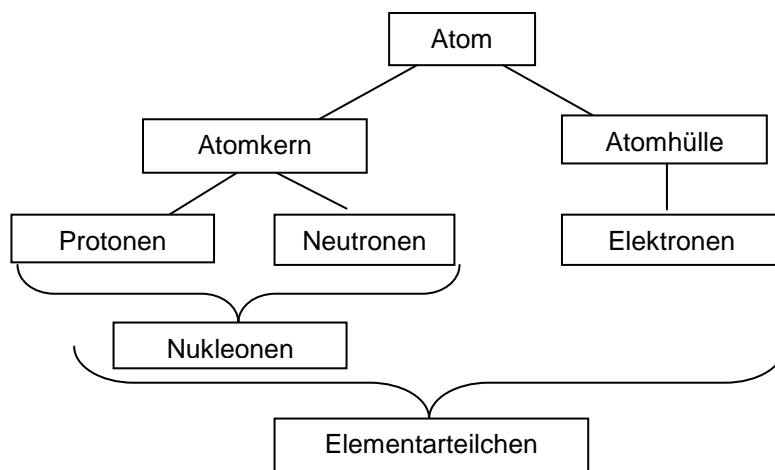
Verhältnisformel: gibt das Zahlenverhältnis der im Salz gebundenen Ionen an.

Aufstellen und Richtigstellen von Formelgleichungen:

1. Wortgleichung;
2. Einsetzen der chem. Formeln für Edukte (links vom Pfeil) und Produkte (rechts vom Pfeil); Indizes („tiefgestellte“ Zahlen) anschließend nicht mehr verändern.
3. Ermitteln der Koeffizienten (= Zahl vor einer chem. Formel), damit links und rechts vom Pfeil die gleiche Anzahl jeder Atomsorte vorhanden ist.
4. Angabe von Phasensymbolen: s, l, g, aq

4. Atombau und Periodensystem

4.1 Bausteine eines Atoms (nach dem Kern-Hülle-Modell nach Rutherford):



Elementarteilchen	Protonen	Neutronen	Elektronen
Ladung	positiv	ungeladen	negativ
Symbol	p ⁺	n	e ⁻

Der Atomkern enthält fast die gesamte Masse eines Atoms, die Atomhülle nimmt fast das gesamte Volumen eines Atoms ein.

Kennzeichnung einer Atomart X:



A: Massenzahl = **Nukleonenzahl:** Zahl der p^+ + Zahl der n

Z: **Ordnungszahl** im PSE = Kernladungszahl = Protonenzahl:

Zahl der p^+ im Atomkern = Zahl der e^- in der Atomhülle (bei neutralen Atomen)

Beispiel: ${}_{11}^{23}\text{Na}$: 11 p^+ , 11 e^- , 12 n

Isotope: Verschiedene Atomsorten eines Elements, die sich in der Nukleonenzahl und damit in der Neutronenzahl unterscheiden.

4.2 Bau der Atomhülle:

Die Atomhülle ist in **Energienstufen** gegliedert (Energienstufenmodell). Die Energienstufen werden von innen nach außen mit K, L, M, N, O, P und Q bezeichnet oder nach ihren Energiewerten durch die Hauptquantenzahl $n = 1, 2, 3, \dots, 7$.

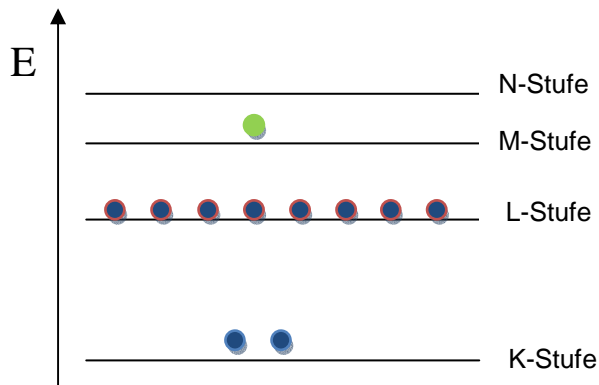
Die Anzahl der Energienstufen entspricht der Periodennummer.

Die maximale Anzahl an Elektronen/Energienstufe beträgt $2n^2$.

Ein Elektron ist umso energiereicher und kann umso leichter abgetrennt werden, je weiter es vom Kern entfernt ist.

Die Elektronen der äußersten Energienstufe nennt man Valenzelektronen. Sie bestimmen die chemischen Eigenschaften eines Elements.

Energienstufenmodell: Beispiel Natriumatom ● = Elektron



Die Aufteilung der Elektronen auf die einzelnen Energienstufen nennt man **Elektronenkonfiguration**.

4.3 Das Periodensystem der Elemente

Anordnung der Elemente nach **steigender Kernladungszahl** und **periodischer Wiederkehr chemischer Ähnlichkeit**.

Waagrechte Zeilen = **Perioden** (1,2,3...7 = Anzahl der besetzten Energienstufen eines Atoms in der entsprechenden Periode) → Atome von Elementen einer Periode haben gleich viele Energienstufen.

Senkrechte Spalten = **Gruppen** (I, II, III,VIII = Anzahl der Valenzelektronen eines Atoms in der entsprechenden Gruppe) → Atome von Elementen einer Gruppe haben gleich viele Valenzelektronen. → ähnliche Eigenschaften

Die Diagonale trennt Metalle von Nichtmetallen. (Halbmetalle)

	P e r i o d e →							
	1	2	3	4	5	6	7	8
G r u p p e ↓	Nichtmetalle							
	Metalle							

Die Edelgaskonfiguration mit einer voll besetzten Energiestufe [8 Valenzelektronen (bzw. 2 bei Helium)] ist sehr stabil. (siehe auch Edelgasregel unter 4.1)

Tendenzen im PSE:

Innerhalb einer Gruppe ↓		Innerhalb einer Periode →
Zunahme	Kernladungszahl	Zunahme
gleich	Zahl der Valenzelektronen	Zunahme
Zunahme	Zahl der besetzten Energiestufen	gleich
Zunahme	Atomradius	Abnahme
Abnahme	Ionisierungsenergie	Zunahme
Zunahme	Metallcharakter	Abnahme
Abnahme	Nichtmetallcharakter	Zunahme
Zunahme	Atommasse	Zunahme

Ionisierungsenergie ΔE_i : Energie, die zur Abtrennung eines oder mehrerer Elektronen aus einem Teilchen benötigt wird. (Aus Atomen entstehen dabei z.B. Kationen)

Beispiel: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$; $\Delta E_i > 0$

Metallcharakter: Metallatome sind **Elektronendonatoren**. Sie haben relativ wenige Valenzelektronen und geben zum Erreichen der Edelgaskonfiguration Elektronen ab.

Nichtmetallcharakter: Nichtmetallatome sind **Elektronenakzeptoren**. Sie haben ziemlich viele Valenzelektronen und nehmen zum Erreichen der Edelgaskonfiguration Elektronen auf.

5. Stoffklassen

5.1 Bau und Eigenschaften der Salze



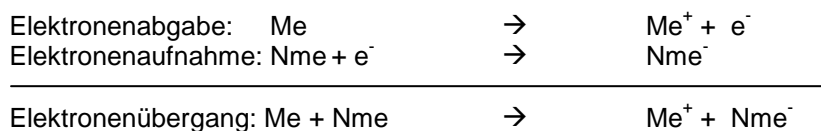
Salze sind Verbindungen, die aus elektrisch geladenen Teilchen, den **Ionen** bestehen. Positiv geladene Ionen nennt man **Kationen**, negativ geladene Ionen nennt man **Anionen**.

Bildung eines Salzes aus den Elementen:

Metallatome (Elektronendonatoren) geben Elektronen an **Nichtmetallatome (Elektronenakzeptoren)** ab: Aus den Metallatomen entstehen Kationen, aus den Nichtmetallatomen entstehen Anionen.

Edelgasregel: Eine Reihe von Atomen haben das Bestreben, in chemischen Verbindungen eine Edelgaskonfiguration (oft mit 8 Valenzelektronen → **Oktettregel**) zu erreichen.

Beispiel:



Die Bindung in Salzen ist eine **Ionenbindung**: Zusammenhalt von Kationen und Anionen, bewirkt durch elektrostatische Anziehungskräfte.

Da die anziehenden Kräfte nach allen Raumrichtungen wirken, entsteht ein **Ionengitter**: regelmäßige Anordnung der Kationen und Anionen in einem Raumgitter.

Hinweis: Die Bildung des Ionengitters und die dabei freiwerdende **Gitterenergie ΔE_G** ist die Triebkraft der Salzbildung. (Näheres siehe 9. Klasse)

Die Formel eines Salzes ist eine **Verhältnisformel**, die das *Zahlenverhältnis* der Kationen und Anionen angibt.

Benennung von Salzen:

a) Wertigkeits-Nomenklatur: z. B. **Kupfer(II)-chlorid CuCl_2**

wird hauptsächlich bei binären Salzen verwendet, die Metall-Kationen von Nebengruppenelementen enthalten.

dt. Name des Metalls	+	(Ladungszahl des Metallions als röm. Zahl in Klammern)	+	Binde- strich „-“	+	lat./griech. Wortstamm des Nichtmetalls	+	Nachsilbe „id“
Kupfer		(II)		-		chlor		id

b) Kurzform-Benennung: z. B. **Aluminiumoxid Al_2O_3**

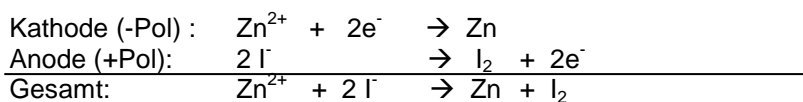
wird hauptsächlich bei binären Salzen verwendet, die aus Hauptgruppenelementen entstanden sind.

dt. Name des Metalls	+	lat./griech. Wortstamm des Nichtmetalls	+	Nachsilbe „id“
Aluminium		ox		id

Eigenschaften von Salzen:

- Salze sind spröde
- hohe Schmelz- und Siedetemperatur
- bei Zimmertemperatur immer fest
- oft gut wasserlöslich
- elektr. Nichtleiter im festen Zustand, da die Ionen ihre Gitterplätze nicht verlassen können. Elektr. Leiter im geschmolzenen und gelösten Zustand (Ionen nun frei beweglich; es findet eine Elektrolyse statt (Entladung der Ionen):

z.B.: Elektrolyse einer Zinkiodid-Lösung:



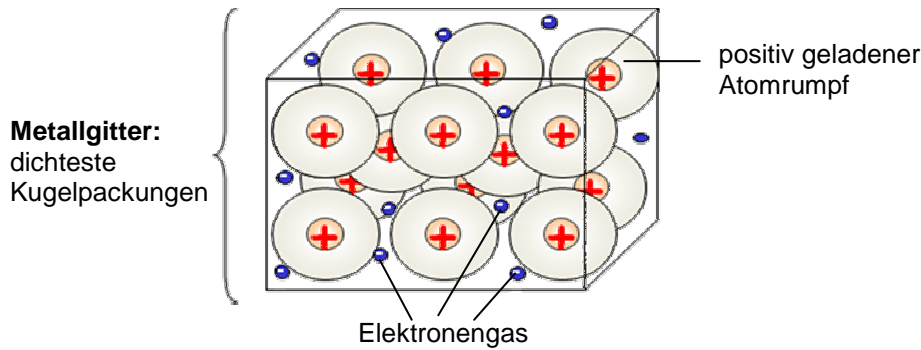
5.2 Bau und Eigenschaften der Metalle



Die Metallbindung (Elektronengasmodell):

Die Metallatome geben ihre Valenzelektronen ab, dadurch entstehen positiv geladene „Metall-Atomrümpfe“ und frei bewegliche Elektronen („Elektronengas“).

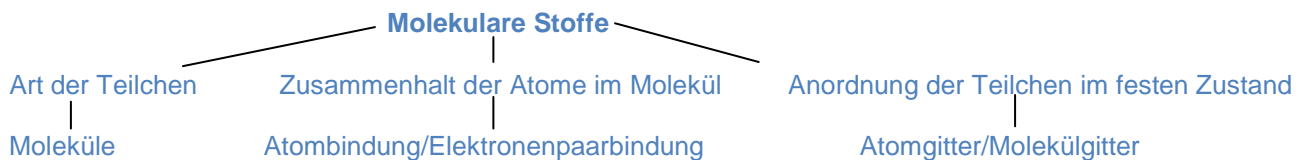
Die positiv geladenen „Atomrümpfe“ bilden ein dicht gepacktes **Metallgitter** und werden vom negativ geladenen „Elektronengas“ zusammengehalten.



Eigenschaften von Metallen:

- Elektrische Leitfähigkeit
- Thermische Leitfähigkeit
- Verformbarkeit
- Glanz
- meist hohe Dichte
- bei Zimmertemperatur fest (Ausnahme Quecksilber)

5.3 Bau molekularer Stoffe (Nichtmetalle und Nichtmetallverbindungen)



Die Elemente Wasserstoff, Stickstoff, Sauerstoff, Fluor, Chlor, Brom, Iod bestehen aus zweiatomigen Molekülen: H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 .
(Merkhilfe: der HNO-Arzt und alle Halogene)

Elektronenpaarbindung = Atombindung = kovalente Bindung

- zwischen Nichtmetallatomen
- Die Atome stellen sich gegenseitig so viele Elektronen zur Verfügung, dass sie jeweils Edelgaskonfiguration (Oktett, Wasserstoff: Duplett) erreichen. \Leftrightarrow Oktettregel dadurch bilden sich gemeinsame = bindende Elektronenpaare.

Bindungsenergie ΔE_B : die bei der Ausbildung einer Atombindung frei werdende Energie, im Betrag gleich mit der zur Spaltung derselben Atombindung aufzuwendenden Energie.

Bindigkeit: Die Anzahl der Elektronenpaarbindungen, die ein Atom in einem Molekül mit anderen Atomen ausbildet. Wasserstoff-Atome sind immer einbindig, die Atomarten der 2. Periode sind maximal vierbindig.

Die Bindigkeit entspricht dem „Bedarf“ des Nichtmetall-Atoms an zusätzlichen Elektronen, um das nächste Elektronenoktett (Duplett bei H-Atom) zu erreichen.

Faustregel: Übliche Bindigkeit der Nichtmetall-Atome = 8 – Valenzelektronenzahl

Benennung:

Zahlwort-Nomenklatur: z. B. Distickstofftetraoxid N_2O_4

Anzahl der met. Atome als griech. Zahlwort	+	dt. Name der metallischeren Atomart	+	Anzahl der nichtmet. Atome als griech. Zahlwort	+	lat./griech. Wortstamm der nichtmetallischeren	+	Nachsilbe „id“
Di		stickstoff		tetra		ox		id

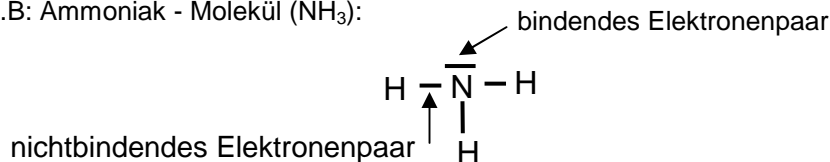
Die chemische Formel der Verbindung kann direkt aus dem Namen abgeleitet werden und umgekehrt, wenn man die Atomartensymbole (lernen!) und die griech. Zahlwörter (1 mono, 2 di, 3 tri, 4 tetra, 5 penta, 6 hexa, 7 hepta, 8 octa, 9 nona, 10 deca) kennt.

Valenzstrichformel (Lewis-Formel): Elektronenformel, in der Elektronenpaare als Strich dargestellt werden: Die nichtbindenden Elektronenpaare werden als Strich zum zugehörigen Atomsymbol, die bindenden Elektronenpaare als Verbindungsstrich zwischen die Atomsymbole geschrieben.

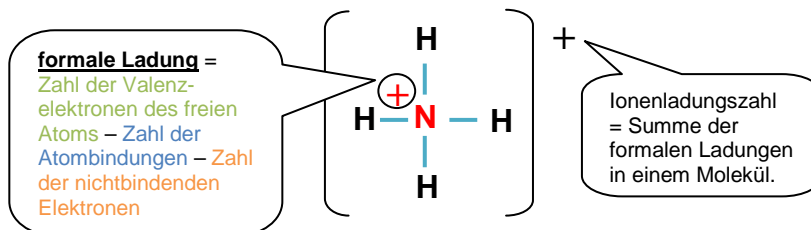
Bei der Aufstellung einer Valenzstrichformel ist Folgendes zu beachten:

- Einhaltung der **Edelgasregel**: Das H-Atom muss von 2 Elektronen, die übrigen Atome von 8 Elektronen umgeben sein.
- Beachtung der **Bindigkeiten**: In neutralen Molekülen gelten meist folgende Bindigkeiten:
C-Atom: vierbindig
O-Atom: zweibindig
N-Atom: dreibindig
Halogenatome: einbindig.
In Molekül-Ionen sind andere Bindigkeiten möglich als in neutralen Molekülen.
Das H-Atom ist immer einbindig.
- Übereinstimmung der Zahl der **Valenzelektronen** direkt am Atom mit der Zahl der Valenzelektronen dieses Atoms, bei Nicht-Übereinstimmung erhält das Atom eine **Formalladung**. (Darüber erfährst du in der 9ten Klasse mehr!)
Die **Ionenladung** von Molekül-Ionen ergibt sich aus der Summe der Formalladungen.

z.B.: Ammoniak - Molekül (NH₃):



z.B.: Ammonium-Ion (NH₄⁺)



Beispiel: **N: 5 - 4 - 0 = 1**

Eigenschaften von molekular gebauten Stoffen:

- bei Zimmertemperatur gasförmig, flüssig oder fest
- oft niedrige Schmelz- und Siedetemperatur
- elektrische Nichtleiter