



Grundwissen Chemie 9. Klasse (SG)

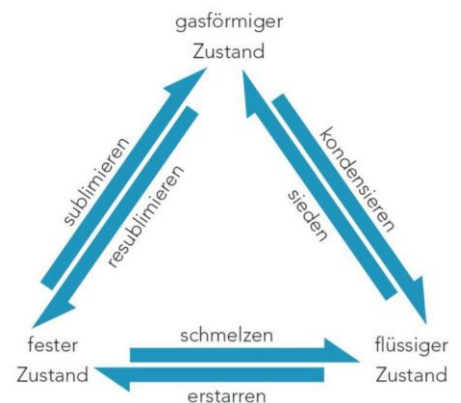
Hinweis: Die folgenden Texte und Abbildungen sind dem im Unterricht eingesetzten Schulbuch entnommen [Quelle: Hollweck, Weingand (Hrsg.), Chemie 9 SG Gymnasium Bayern, 1. Auflage, Bamberg: C.C. Buchner].

1. Physikalische Eigenschaften auf Stoffebene und Teilchenebene (vgl. S. 32 f., 36 ff.)

Ein **Reinstoff** besteht aus einer Stoffart und ist durch eine Kombination von **Kenneigenschaften** (z. B. Schmelztemperatur, Siedetemperatur, Dichte, Löslichkeit) identifizierbar.

Stoffe können die **Aggregatzustände** fest, flüssig und gasförmig annehmen.

Schmelz- bzw. **Siedetemperaturen** nennt man die Temperaturen, bei denen ein Stoff vom festen in den flüssigen bzw. vom flüssigen in den gasförmigen Zustand übergeht.



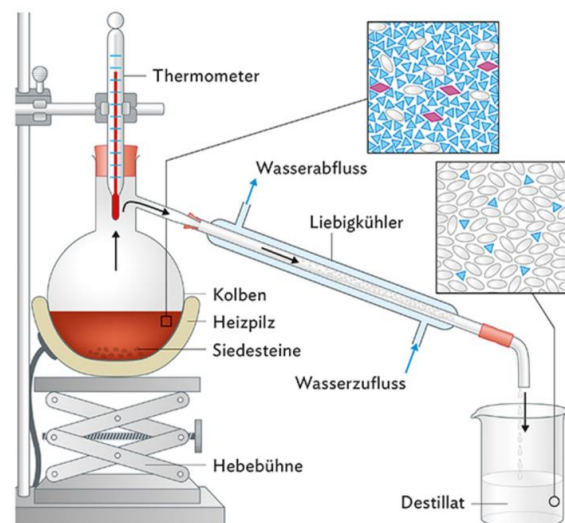
Die Eigenschaften eines Stoffes können mithilfe des **Teilchenmodells** erklärt werden (**Stoff-Teilchen-Konzept**). Die Teilchen verschiedener Stoffe unterscheiden sich in ihrer Größe und Masse. Zwischen den Teilchen gibt es Anziehungskräfte, die bei verschiedenen Stoffen unterschiedlich stark sind. Der Aggregatzustand wird durch die Anordnung der Teilchen sowie deren Abstand und Bewegungsgeschwindigkeit bestimmt.

2. Stoffgemische und Trennverfahren (vgl. S. 42 ff.)

Stoffgemische sind Mischungen verschiedener Reinstoffe. Stoffgemische, bei denen man die Bestandteile mit dem Mikroskop oder dem Auge noch erkennen kann, sind beispielsweise die Suspension, die Emulsion, der Rauch und der Nebel. In einer Lösung oder einem Gasgemisch sind die einzelnen Stoffe hingegen nicht mehr erkennbar.

Die Eigenschaften der Stoffgemische hängen von deren Zusammensetzung ab.

Aufgrund der unterschiedlichen Kenneigenschaften der Reinstoffe lassen sich Stoffgemische mithilfe geeigneter **Trennverfahren** (z. B. Extraktion, Chromatographie, Destillation) in die einzelnen Reinstoffe trennen.



Luft ist ein Stoffgemisch, das v. a. die Gase Stickstoff, Sauerstoff und Argon enthält.



3. Nachweis wichtiger Gase (vgl. S. 43, 46)

Die Gase **Kohlenstoffdioxid**, **Sauerstoff** und **Wasserstoff** können mithilfe einfacher Versuche nachgewiesen werden.

Kohlenstoffdioxid wird mit der **Kalkwasserprobe** nachgewiesen. Beim Einleiten von Kohlenstoffdioxid in Kalkwasser trübt sich dieses weiß. Es bildet sich Kalk.

Zum Nachweis von Sauerstoff wird die **Glimmspanprobe** durchgeführt. Ein glimmender Span flammt in reinem Sauerstoff wieder auf.

Wasserstoff kann mit der **Knallgasprobe** nachgewiesen werden. Ist Wasserstoff bzw. ein Wasserstoff-Sauerstoff-Gemisch vorhanden, so hört man einen leisen Pfeifton bzw. ein Knallen.

4. Kennzeichen chemischer Reaktionen und Molekülformel (vgl. S. 56 ff., 64 ff., 68 ff., 74 ff.)

Neben dem **Energieumsatz** ist der **Stoffumsatz** ein Kennzeichen einer **chemischen Reaktion**.

Aus **Edukten** entstehen **Produkte** mit anderen Kenneigenschaften. **Verbindungen** können durch chemische Reaktion in **Elemente** zerlegt werden.

In einem **Reaktionsschema** werden chemische Reaktionen verkürzt dargestellt:

Wasser (l) → Wasserstoff (g) + Sauerstoff (g)

Nach **DALTONS Atomvorstellung** sind Atome die kleinsten Teilchen. Eine chemische Reaktion kann als Umgruppierung von Atomen beschrieben werden.



Bei chemischen Reaktionen gilt der **Satz von der Erhaltung der Masse**.

Bei **exothermen Reaktionen** wird Wärme an die Umgebung abgegeben und bei **endothermen Reaktionen** aus der Umgebung aufgenommen.

Die zum Start einer chemischen Reaktion erforderliche Energie wird als **Aktivierungsenergie E_A** bezeichnet. Diese kann durch einen **Katalysator** herabgesetzt werden.

Moleküle sind Verbände aus mindestens zwei Atomen. Manche Elemente sind aus zweiatomigen Molekülen aufgebaut (H₂, O₂, F₂, Br₂, I₂, N₂, Cl₂).

Element-Moleküle bestehen aus einer Atomart, Verbindungs-Moleküle sind aus mindestens zwei Atomarten aufgebaut.

Bei Verbindungsmolekülen lässt sich aus der **Molekülformel** der korrekte Name ableiten und umgekehrt.

Bsp.: CO₂ Kohlenstoffdioxid

5. Verbrennung von Kohlenwasserstoffen (vgl. S. 80-85)

Alkane sind Kohlenwasserstoffe und durch die Molekülformel **C_nH_{2n+2}** gekennzeichnet.

Bei der **Verbrennung** von Alkanen mit ausreichend Sauerstoff entstehen als Reaktionsprodukte Kohlenstoffdioxid und Wasser.

Reaktionsgleichung für die Verbrennung von Propan: $C_3H_8 + 5 O_2 \rightarrow 3 CO_2 + 4 H_2O$

Kohlenwasserstoffe können als Brennstoffe für die Energiebereitstellung verwendet werden. Nachwachsende Energieträger besitzen gegenüber fossilen Energieträgern eine neutrale Kohlenstoffdioxidbilanz und ihre Verwendung ist nachhaltiger (Kohlenstoff-Atomkreislauf).

6. Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen (vgl. S. 88-93)

Messbare Größen (**Quantitätsgrößen**) können direkt im Experiment gemessen und mithilfe von **Umrechnungsgrößen** ineinander überführt werden.

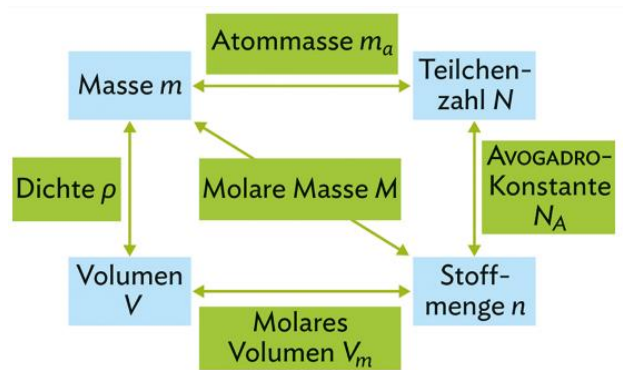
Es gelten u.a. folgende Beziehungen:

$$N_A(\text{Stoff}) = \frac{N(\text{Stoff})}{n(\text{Stoff})} \quad (\text{Einheit: 1/mol})$$

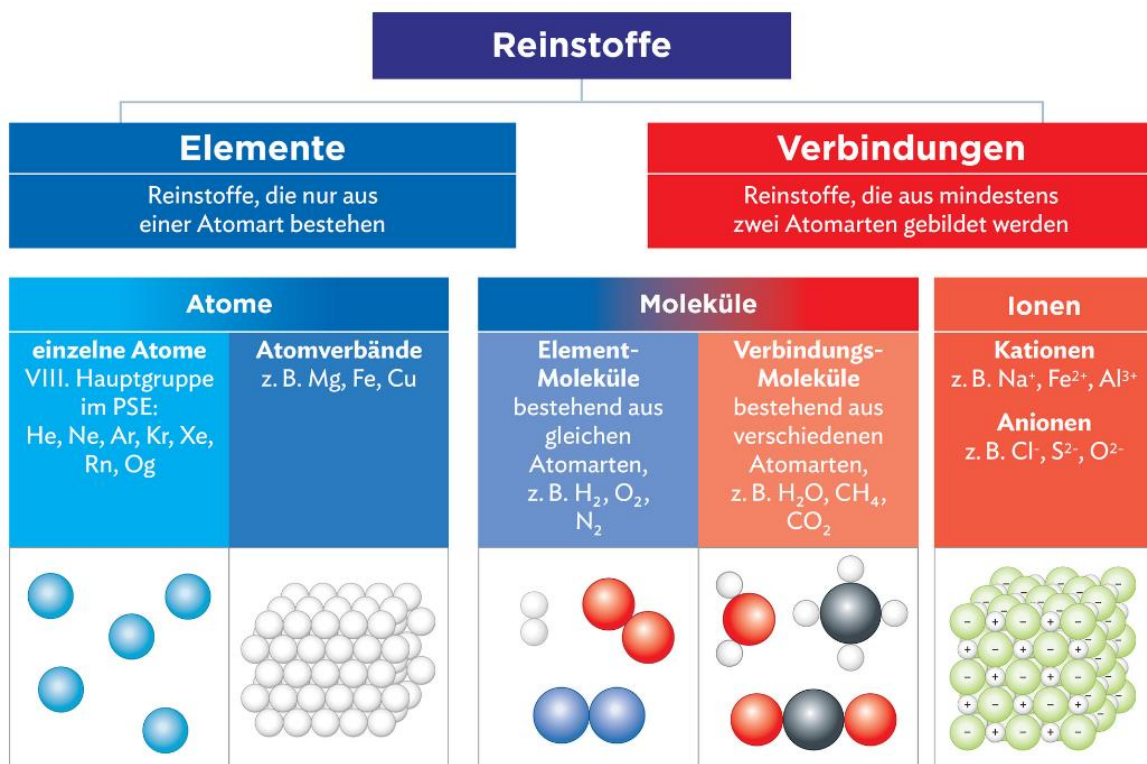
$$M(\text{Stoff}) = \frac{m(\text{Stoff})}{n(\text{Stoff})} \quad (\text{Einheit: g/mol})$$

$$V_m(\text{Stoff}) = \frac{V(\text{Stoff})}{n(\text{Stoff})} \quad (\text{Einheit: L/mol})$$

(mit $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$ für (ideale) Gase bei Normbedingungen)

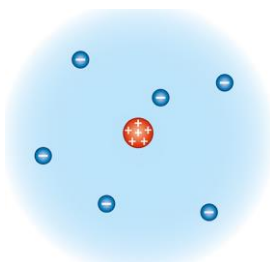


7. Bausteine der Reinstoffe und Verbindungsklassen (vgl. S. 102 f., 110, 122.f.)



8. Das Kern-Hülle-Modell (vgl. S. 104 f.)

Nach dem **Kern-Hülle-Modell** von RUTHERFORD bestehen Atome aus einem sehr kleinen Atomkern und einer großen, den Kern umgebenden Atomhülle.



Im Atomkern befinden sich die positiv geladenen **Protonen** und die ungeladenen Neutronen. In der Atomhülle befinden sich die negativ geladenen **Elektronen**.

Im ungeladenen Atom ist die Anzahl der Elektronen gleich der Anzahl der Protonen. Die Atome eines Elements haben stets die gleiche Anzahl an Protonen im Kern. Bei Ionen sind in der Hülle weniger oder mehr Elektronen enthalten als Protonen im Kern.



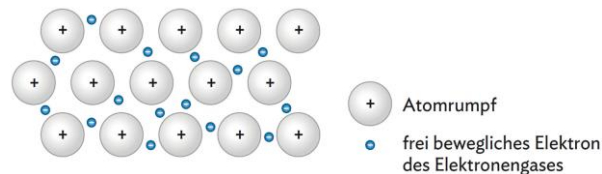
9. Salze und Metalle (vgl. S. 108-119, 122-123)

Salze: Alle Stoffe, die aus Ionen aufgebaut sind, werden Ionenverbindungen oder Salze genannt. Salze können aus chemischen Reaktionen von Metallen und Nichtmetallen gewonnen werden.

Die starken, ungerichteten Anziehungskräfte zwischen positiv geladenen **Kationen** und negativ geladenen **Anionen** sind Grundlage der starken **Ionenbindung** und der Ausbildung von **Ionengittern**.

Aus diesem Aufbau lassen sich die Eigenschaften von Salzen, wie Kristallinität, Sprödigkeit, elektrische Leitfähigkeit in Schmelzen und Lösungen, ableiten.

Metalle: Die typischen Eigenschaften von Metallen wie metallischer Glanz, Verformbarkeit, Wärmeleitfähigkeit und elektrische Leitfähigkeit lassen sich mit dem **Elektronengasmodell** erklären.



10. Energiestufen und Elektronenkonfiguration (vgl. S. 132-134)

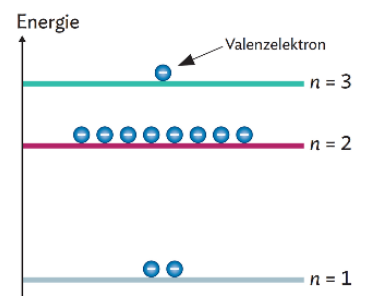
Ionisierung ist die Bildung eines Ions durch Abspaltung eines Elektrons eines Atoms. Die dazu erforderliche Energie heißt **Ionisierungsenergie** und wird in der Einheit Elektronenvolt (eV) angegeben.

Beim **Energiestufenmodell** lassen sich die Elektronen der Hülle aufgrund ihres Energiegehalts bestimmten Energiestufen **n** zuordnen. Elektronen der höchsten Energiestufe bezeichnet man als **Valenzelektronen**.

Die Besetzung der verschiedenen Energiestufen eines Atoms mit Elektronen bezeichnet man als **Elektronenkonfiguration**.

Für ein (ungeladenes) Natrium-Atom mit 11 Elektronen wird sie folgendermaßen formuliert:

$1^2 2^8 3^1$ (Energiestufe, Anzahl an Elektronen)



11. Gekürztes Periodensystem und Edelgaskonfiguration (vgl. S. 138-141)

Das **gekürzte Periodensystem** enthält nur die Hauptgruppenelemente und ist in einer Art Tabelle aus acht Spalten und sieben Zeilen aufgebaut.

		IV. Haupt- gruppe
2. Periode		12 C 6

Nukleonenzahl = Protonenzahl + Neutronenzahl
Atomartensymbol
Protonenzahl = Ordnungszahl = Elektronenzahl im ungeladenen Atom

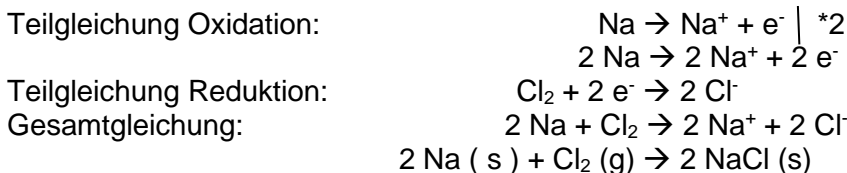
Die **Edelgasregel** besagt, dass Atome bzw. Ionen in Verbindungen häufig eine stabile Edelgaskonfiguration einnehmen.

Die **Ionenladungszahl** von Atom-Ionen leitet sich von der Zahl an Elektronen ab, die das Ion mehr oder weniger besitzt als das entsprechende ungeladene Atom.

12. Redoxreaktionen: Elektrolyse und Salzbildung (S. 144-148)

Bei der **Elektrolyse** wird ein Salz durch elektrischen Strom in die Elemente zerlegt. Dabei findet eine erzwungene **Redoxreaktion** statt, die nach dem **Donator-Akzeptor-Konzept** abläuft. Am Minuspol nehmen die Metall-Kationen Elektronen auf, sie werden reduziert und fungieren als **Elektronenakzeptor (Oxidationsmittel)**. Am Pluspol geben die Nichtmetall-Anionen Elektronen ab, sie werden **oxidiert** und fungieren als **Elektronendonator (Reduktionsmittel)**.

Bei der **Salzbildung** geben Metall-Atome Elektronen ab, die von Nichtmetall-Atomen aufgenommen werden. Die Atome werden zu Ionen und erreichen eine Edelgaskonfiguration. Aufgrund der freiwerdenden **Gitterenergie** ist die Salzbildung stark exotherm und läuft freiwillig ab.



13. Elektrochemische Stromerzeugung (vgl. S. 152 f.)

Bei der **elektrochemischen Stromerzeugung**, z. B. in **Batterien**, wird chemische Energie in elektrische Energie umgewandelt. Dabei läuft eine Redoxreaktion freiwillig ab. In einem **Akkumulator (Akku)** wird die umkehrbare (reversible) Redoxreaktion genutzt, um diesen wieder aufzuladen.

Zudem sollst du die folgenden Fachmethoden beherrschen:

- I. Binäre Moleküle benennen (S. 77)
- II. Reaktionsgleichungen aufstellen (S. 83)
- III. Salze benennen (S. 112)
- IV. Verhältnisformeln bestimmen (S. 113)
- V. Die Ionenladungszahl bestimmen (S. 141)
- VI. Redoxteil- und Gesamtgleichungen aufstellen (S. 148)

