

# Sicherheitsunterweisung (Sicherer Umgang beim Experimentieren)

## **Geltungsbereich:**

- Gilt insbesondere für den Unterricht in den Fächern Chemie, Biologie und Natur und Technik
- Die dazugehörigen Fachräume dürfen nicht ohne Aufsicht der Lehrkraft betreten werden.

## **Arbeitsbereich und Schutzmaßnahmen mit Verhaltensregeln:**








### **Verhalten:**

- Im Arbeitsbereich darf grundsätzlich nicht gegessen, getrunken, geschnupft und sich geschminkt werden.
- Aufgrund der besonderen Gefahren ist in diesen Fachräumen ein überlegtes Verhalten erforderlich.
- Den Anweisungen ist unbedingt Folge zu leisten.
- Schülerinnen und Schüler dürfen Geräte, Chemikalien, Schaltungen nicht ohne Genehmigung der Fachlehrkraft berühren und Anlagen für elektrische Energie, Gas und Wasser nicht ohne Genehmigung durch die Fachlehrkraft eingeschalten.
- Offene Gashähne, Gasgeruch, beschädigte Steckdosen und Geräte oder andere Gefahrenstellen müssen der Lehrerin oder dem Lehrer sofort gemeldet werden.
- Pipettieren mit dem Mund ist verboten; Pipettierhilfen verwenden.
- Schutzbrille nach Anweisung des Lehrers tragen.

### Durchführung von Experimenten:

- Vorbereitung
  - Arbeitsanweisungen beachten
  - Materialien und Chemikalien besorgen
  - Brennbare Materialien abseits offener Zündquellen abstellen
  - Brenner sichern
  - Lange Haare zurückbinden und „Schlabberärmel“ so tragen, dass sie nicht in offene Flammen geraten können oder Behälter mit Chemikalien umreißen.
  - Gefahrensymbole kennen (siehe weiter unten)
- Durchführung
  - Nur nach Aufforderung der Lehrkraft mit dem Experiment beginnen.
  - Mit möglichst kleine Stoffportionen arbeiten
  - Flüssigkeiten nicht etikettenseitig ausgießen.
  - Geruchsprobe nur unter Zufächeln vornehmen.
  - Beim Erhitzen von Flüssigkeiten im Reagenzglas ständig schütteln; geringe Füllhöhe beachten; die Öffnung nicht auf Personen richten.
  - Chemikaliengefäße sofort wieder verschließen.
- Nachbereitung
  - Entsorgungsanweisungen der Lehrkraft befolgen.
  - Chemikalien nicht in Vorratsbehältnisse zurückgießen.
  - Feste Gegenstände wie Filterpapier oder auch feste ungiftige Chemikalienreste in einem Gefäß sammeln, nicht in den Ausguss geben. Glassplitter werden gesondert gesammelt.
  - Genutzte Gefäße sorgfältig spülen.
  - Gas- und Wasserhähne schließen.
  - Arbeitsplatz aufräumen, Tischplatte sauber abwischen.
  - Bei Bedarf: Hände waschen.

## Gefahrensymbole:

	explosiv		giftig
	entzündbar		sensibilisierend, reizend
	oxidierend		ätzend
	Unter Druck stehende Gase		krebserzeugend, mutagen, reproduktionstoxisch
			gewässergefährdend

## Schutzmaßnahmen:

- Fluchtweg im Brandfall oder bei einem Unfall kennen.
- Aufbewahrungsort und Bedienung der Geräte zur Brandbekämpfung (Feuerlöscher, Löschsand, Löschdecke) und der Sicherheitseinrichtungen (Augendusche) kennen.
- Lage und Betätigung der elektrischen Not-Aus-Schalter kennen.
- Lage und Inhalt des Verbandskastens kennen.
- Standort des nächsten Telefons und der Notruf-Nummer kennen.

## Vorgehen im Notfall:

1. Not-Aus betätigen,
2. Fachlehrerin oder Fachlehrer unverzüglich informieren,
3. Flucht- und Rettungsplan, Alarmplan beachten,
4. Fachraum verlassen,
5. Erste Hilfe leisten (wenn keine Gefahr für das eigene Leben besteht)
6. Schulleitung und Ersthelfer informieren.

Bei Entstehungsbränden (je nach Ausmaß):

- Brandbekämpfung mit geeigneten Löschmitteln (Löschsand, Feuerlöscher),
- Feuerwehr verständigen.

Feuerlöscher: In jedem Chemiesaal an der Wand

Löschsand: In jedem Chemiesaal neben einer Tür auf dem Boden

Feuermelder: Auf dem Gang bei Raum

Erste Hilfe:

- Ersthelfer/Ersthelferinnen sind: Lehrer bzw. Schulsanitätsdienst
- Erst-Hilfe-Kontakt: Über das Sekretariat
- Verbandskasten: In jedem Fachraum neben der Tafel
- Telefonnummern intern: Sekretariat: 100
- Feuerwehr/Rettungsdienst: 112

- **WO** geschah der Unfall: Ortsangabe

- **WAS** geschah: Feuer, Verätzung, Vergiftung, Sturz, usw.
- **WELCHE** Verletzungen: Art und betroffenes Körperteil
- **WIEVIELE** Verletzte: Anzahl
- **WARTEN** (auf Rückfragen)

**Giftnotruf: 089/19240**

Tox. Abt. d. II. Med. Klinik rechts der Isar der TUM

Ismaninger Straße 22; 81675 München

Fax: 0 89/41 40-24 67

e-mail: [tox@lrz.tum.de](mailto:tox@lrz.tum.de) / <http://www.toxinfo.org>

# Erhitzen mit Gasbrenner

## **Entzünden des Gasbrenners:**

- Schutzbrille aufsetzen, lange Haare zusammenbinden
- Luft- und Gaszufuhr schließen
- Gashahn am Experimentiertisch öffnen
- Streichholz entzünden
- Gaszufuhr am Brenner öffnen
- Ausströmendes Gas SOFORT entzünden

## **Erhitzen von Feststoffen direkt in der Flamme:**

- Gasbrenner schräg an einem Stativ befestigen
- Gasbrenner entzünden
- Stoff mit einer Tiegelflange direkt in die Flamme halten

## **Erhitzen von kleineren Flüssigkeitsmengen im Reagenzglas:**

- Reagenzgläser dürfen nur bis zu einem Drittel mit Flüssigkeit gefüllt werden
- Reagenzglasklammer an das Reagenzglas klemmen (so weit oben wie möglich)
- Siedesteinchen zugeben um Herausspitzen zu vermeiden
- Rauschende Flamme einstellen (öffnen der Luftzufuhr)
- Flüssigkeit von oben nach unten erhitzen (Reagenzglas immer etwas bewegen)

## **Eindampfen von Flüssigkeiten:**

- Dreibein, Drahtnetz und Abdampfschale aufbauen
- Flamme so einstellen, dass Flüssigkeit in der Abdampfschale nur leicht köchelt
- Bunsenbrenner entfernen bevor Flüssigkeit komplett verdampft ist

## **Erhitzen im Becherglas:**

- Bunsenbrenner, Becherglas, Dreibein und Drahtnetz aufbauen
- Siedesteinchen hinzugeben
- Vorsichtig erhitzen

# Mit Laborgeräten richtig umgehen

## **Laborgeräte und deren Verwendung kennen:**

- VORSICHT: nie Abdampfschale und Mörser verwechseln
  - o Abdampfschale: Abdampfen von Flüssigkeiten, glatte Oberfläche, dünnwandig
  - o Mörser: Zerkleinern von festen Stoffen, gerade Standfläche, dickwandig
- Flüssigkeiten immer mit einem Glasstab umrühren (NICHT mit einem Thermometer)

## **Die Masse mit einer Laborwaage bestimmen:**

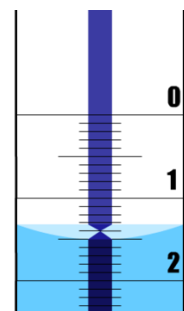
- Waage einschalten
- Leeres Gefäß aufstellen und Tara (T) drücken
- Stoff einfüllen und abwiegen

## **Das Volumen einer Flüssigkeit messen:**

- Für kleinere Mengen Flüssigkeit Messzylinder verwenden (höhere Genauigkeit als bei einem Becherglas)
- Ganz kleine Mengen, z.B. 1mL, werden mit Pipetten abgemessen

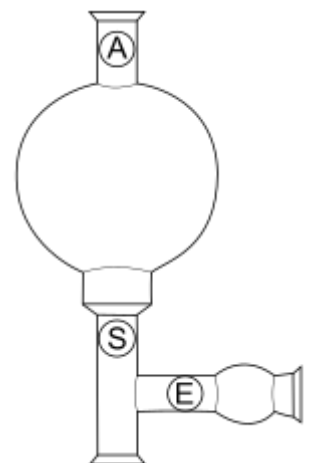
## **Ablesen einer Füllmenge:**

- Flüssigkeitsstand im Messzylinder auf Augenhöhe betrachten
- Die Oberfläche der Flüssigkeit ist leicht gewölbt (siehe Abbildung)
- Flüssigkeitsstand am unteren Rand der Wölbung ablesen



## **Pipettieren einer Flüssigkeit:**

- Mithilfe eines Peleusballs kann eine Flüssigkeit angesaugt werden
- Peleusball auf eine Pipette stecken und Stelle A (Auslass) mit den Fingern zusammendrücken
- Stelle S (Saugen) zusammendrücken, um Flüssigkeit anzusaugen
- Flüssigkeit entleeren durch Zusammendrücken der Stelle E (Entleeren)
- Flüssigkeit schräg am Rand eines Gefäßes ablaufen lassen
- Der letzte Tropfen verbleibt in der Pipette

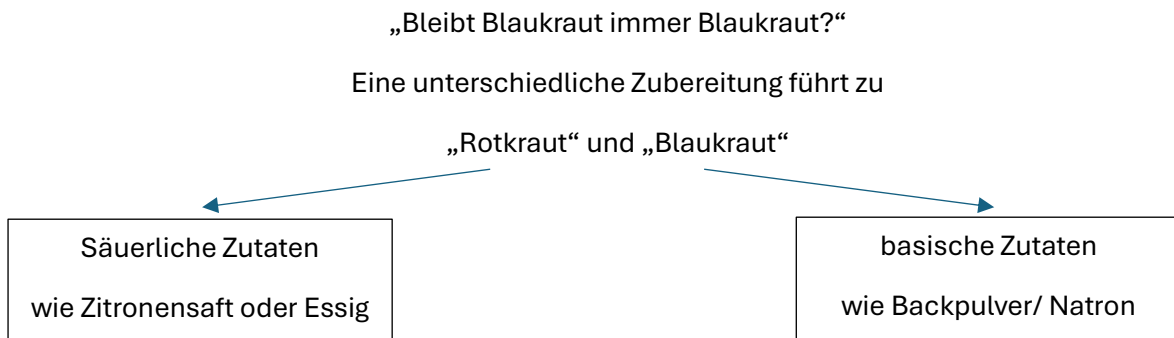


## **Die elektrische Leitfähigkeit prüfen:**

- Anwenden eines Leitfähigkeitsprüfers
- Metallstäbe in zu untersuchenden Stoff halten
- Ist der Stoff elektrisch leitfähig, leuchtet die Leuchtdiode

# Der naturwissenschaftliche Erkenntnisweg

## **Fragestellung:**



## **Erkenntnisweg:**

### **1. Fragestellung**

Formulierung der Problemstellung: Welche der Zutaten sind für die Farbe des Krauts verantwortlich?

### **2. Hypothese**

Aufstellen einer Vermutung aufgrund bisheriger Erkenntnisse und Erfahrungen: Saure Zutaten bewirken eine rote, basische eine blaue Farbe des Krauts.

### **3. Versuch**

Überlegen und notieren der Vorgehensweise zur Überprüfung der Hypothese; auf Sicherheitsbestimmungen und Entsorgungshinweise achten

### **4. Beobachtung**

Mithilfe der Sinne oder mit Messgeräten

### **5. Erklärung**

Interpretation der Daten (Auswertung in Tabellen oder Diagrammen)  
Entscheiden, ob Hypothese bestätigt oder widerlegt wird  
Formulieren einer allgemeingültigen Regel

# Erstellung von Protokollen

Um einen Versuch wiederholbar zu machen, muss man ihn genau protokollieren.

**Versuch:** Zugabe von Zitronensaft zu schwarzem Tee

**Beobachtung:** Der schwarze Tee wird heller

## **Fragestellung:**

Warum wird die Farbe von schwarzem Tee heller, wenn man Zitronensaft dazu gibt?

## **Hypothese:**

Der Tee enthält einen Indikatorfarbstoff, der bei Zugabe von sauer schmeckenden Stoffen heller wird.

## **Material und Durchführung:**

- Material bereit stellen um zwei Tassen mit schwarzem Tee zu erhalten
- Hinzugeben von Essig in die eine Tasse und Wasser in die andere

## **Beobachtung:**

Änderung der Farbe bei Essig, bei Wasser nicht

## **Auswertung/ Erklärung:**

Bestätigung der Hypothese aufgrund gleicher Wirkung von Essig und Zitronensaft

# Chemische Sachverhalte bewerten

Um etwas bewerten zu können, braucht man Kriterien zur Orientierung. Eine Sammlung von Pro- und Contra-Argumenten hilft bei einer Bewertung. So kann man seinen Standpunkt auch vor Anderen klar vertreten.

## **Kriterien überlegen und Frage formulieren:**

Was ist besonders wichtig?

## **Pro- und Contra-Argumente sammeln:**

Durchlesen von Informationen zu einem bestimmten Sachverhalt durch und filtern von Argumenten hinsichtlich für und wider.

## **Kriterien gewichten und Argumente zuordnen:**

Gewichten der Argumente entsprechend der persönlichen Einschätzung

## **Entscheidung treffen und Stellungnahme formulieren:**

Abwägen der Pro- und Contra-Argumente und formulieren einer Stellungnahme, die die persönliche Entscheidung darlegt.



# Temperaturkurve aufnehmen

Am Bsp.: Schmelz- und Siedetemperatur von Wasser bestimmen

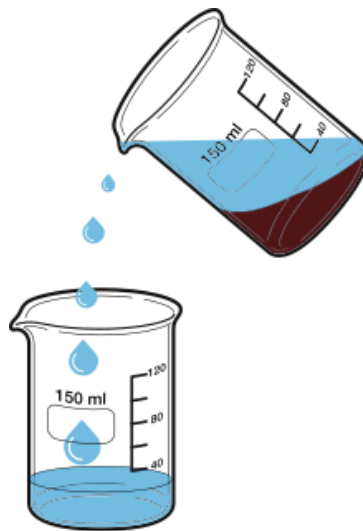
1. Abstimmen der zur Verfügung stehenden Geräte
2. Aktivieren des Sensors und der zugehörigen App
3. Festlegen des Messintervalls
4. Starten der Messung und gleichzeitiges Erhitzen des Stoffes  
→Protokollieren der Messwerte
5. Reinigen der Arbeitsgeräte nach Ablauf der Messungen
6. Darstellen der Messwerte in einem Diagramm
7. Beschreiben des Kurvenverlaufs
8. Interpretieren des Kurvenverlaufs, z.B. Vorgänge auf Teilchenebene

# Experimente planen

Damit ein Experiment gelingt, muss dieses ordentlich geplant werden. Dazu ist es wichtig, dass die Aufgabenstellung genau erfasst und verstanden worden ist.

Am Bsp.: Plane einen Versuch zur Gewinnung des Reinstoffs Kochsalz aus einem Kochsalz-Sand-Gemisch

1. Überlegen, welches Ziel das Experiment hat
2. Überlegen, welche Gesetzmäßigkeiten beachtet werden müssen, z.B. welche Stoffeigenschaften spielen eine Rolle (Wasserlöslichkeit, Dichte, Korngröße?)
3. Festlegen der einzelnen Arbeitsschritte, z.B. Dekantieren



4. Erstellen einer Liste der benötigten Materialien, Geräte und Stoffe
5. Durchdenken des Aufbaus der Apparatur und Durchführung des Experiments anhand einer Versuchsskizze, z.B. Filtrieren des Kochsalz-Sand-Gemisches
6. Durchführen einer Gefahrstoffprüfung und beachten der Sicherheitsregeln
7. Regeln der Entsorgung der beteiligten Stoffe

# Gase nachweisen

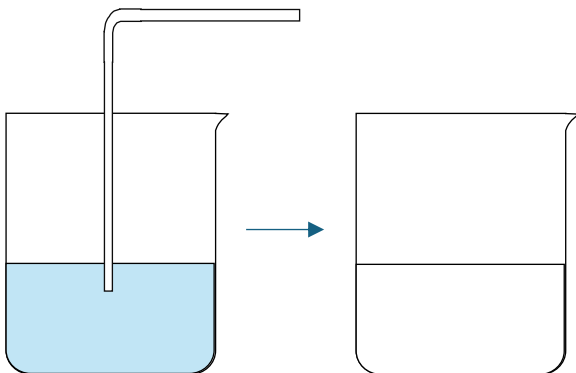
Im Labor ist es wichtig herauszufinden, welche Gase vor oder nach einem chemischen Experiment vorliegen.

## **Die Glimmspanprobe – Nachweisreaktion für Sauerstoff**



- Kolben mit dem zu untersuchenden Gas füllen
  - Holzspan entzünden, auspusten, sodass er nur noch glimmt
  - Glimmspan in den Kolben halten/fallen lassen
- ist Sauerstoff vorhanden, flammt der Span erneut auf

## **Die Kalkwasserprobe – Nachweisreaktion für Kohlenstoffdioxid**



- Immer frisch hergestellte, gesättigte und dekantierte Calciumhydroxidlösung verwenden (dazu Calciumoxid in Wasser lösen= Kalkwasser)
  - Das zu untersuchende Gas mittels eines Glasröhrchens in die Lösung einleiten
- ist Kohlenstoffdioxid vorhanden, trübt sich die Lösung (=Kalk)

## **Die Knallgasprobe – Nachweisreaktion für Wasserstoff**



- Unbekanntes, farbloses Gas mit einem Reagenzglas auffangen, dabei Öffnung nach unten halten
  - Öffnung mit dem Daumen verdecken
  - Öffnung an eine Flamme halten und Daumen wegnehmen, dabei Reagenzglasöffnung zur Flamme neigen
- ist Wasserstoff vorhanden, ertönt ein Pfeifen oder Knallen

# Binäre Moleküle benennen

- „Binäre“ Moleküle → Moleküle, die aus zwei Atomsorten bestehen.
- **Zur Benennung gibt es Regeln, nach denen man sich richten kann.**

Beispiel: Tetraphosphordecaoxid



- Richtige Reihenfolge der Nichtmetallatome im Namen: C, P, N, H, S, I, Br, Cl, O, F  
→ Fluor (F) kommt im Namen somit nicht vor Kohlenstoff (C)
- Indices (hier „4“ und „10“) stehen beim Atomartsymbol immer unten rechts, auf die sie sich beziehen (4 bezieht sich auf P, 10 bezieht sich auf O) und kommen im Molekülnamen immer vor den Namen des Atomartsymbols.
- Die Zahlwörter der Molekülformel werden immer mit griechischen Silben angegeben:

Zahlen	Zahlwörter
1	mono-
2	di-
3	tri-
4	tetra-
5	penta-
6	hexa-
7	hepta-
8	octa-
9	nona-
10	deca-
11	undeca-
12	dodeca-
Usw.	

- Der Name der **ersten Atomsorte** (hier Phosphor = „P“) ist aus dem Periodensystem der Elemente (PSE) abzulesen und in Deutsch anzugeben.
- Der Name der **zweiten Atomsorte** (hier Sauerstoff = „O“) wird aus dem Lateinischen abgeleitet. Um ein paar Beispiele zu nennen:

Atomart	Bezeichnung
Schwefel	-sulfid
Sauerstoff	-oxid
Wasserstoff	-hydrid
Stickstoff	-nitrid
Kohlenstoff	-carbid
Phosphor	-phosphid
Chlor	-chlorid
Fluor	-fluorid

Somit ergibt sich für die oben genannte Formel:



Tetra**phosphor**decaoxid

→ Weitere Beispiele:

- $\text{SO}_2$  : Schwefel di oxid
- $\text{N}_2\text{O}$  : Di stickstoff mono oxid

# Reaktionsgleichungen aufstellen

Am Bsp.: Bildung von Kohlenstoffmonooxid aus den Elementen (Beispiel 1) und Zerlegung von Wasser in die Elemente (Beispiel 2)

1. Formulieren des Reaktionsschemas auf der Stoffebene unter Angabe der Aggregatzustände (l, g, s)
2. Ersetzen der Namen durch chemische Formeln:  
Formulieren der Edukt- und Produktteilchen unter Berücksichtigung zweiatomiger Moleküle
3. Gemäß des Satzes der Erhaltung der Masse muss die Anzahl der Atome links und rechts gleich sein:  
Einsetzen der Koeffizienten zum Ausgleich der Anzahl  
**WICHTIG: Die Indizes in den Formeln dürfen nicht verändert werden!**
4. Kontrollieren, ob Atombilanz stimmt

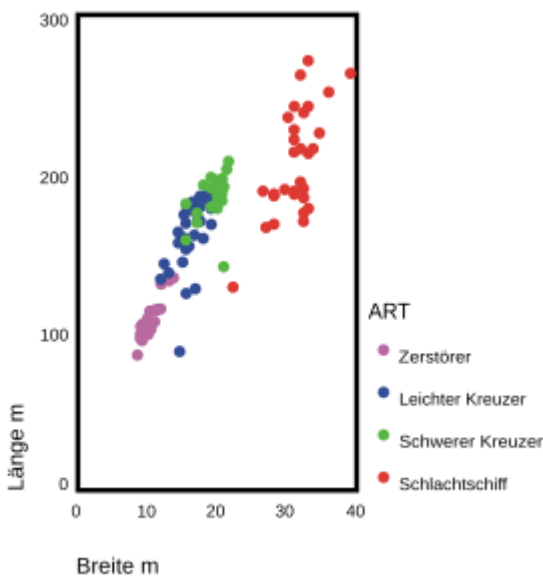
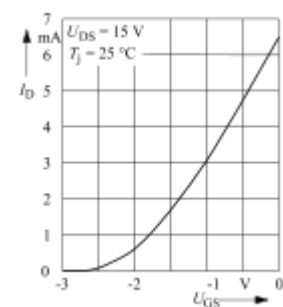
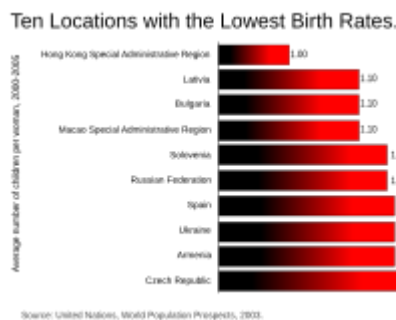
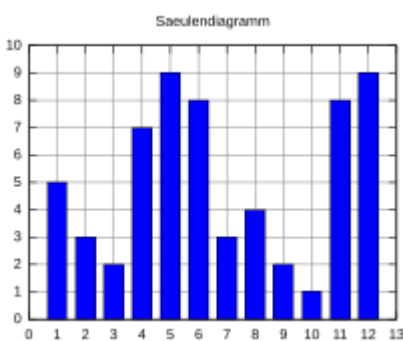
	<b>Beispiel 1: Bildung von Kohlenstoffmonooxid</b>	<b>Beispiel 2: Zerlegung von Wasser</b>
1.	Kohlenstoff (s) + Sauerstoff (g) → Kohlenstoffmonooxid (g)	Wasser (l) → Wasserstoff (g) + Sauerstoff (g)
2.	$\_ \text{C} + \_ \text{O}_2 \rightarrow \_ \text{CO}$	$\_ \text{H}_2\text{O} \rightarrow \_ \text{H}_2 + \_ \text{O}_2$
3.	$2 \text{C} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}$	$2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$
4.	Eduktseite: 2 (=2*1) Kohlenstoff-Atome und 2 (=1*2) Sauerstoff-Atome  Produktseite: 2 (=2*1) Kohlenstoff-Atome und 2 (=2*1) Sauerstoff-Atome  →Die Atombilanz ist ausgeglichen	Eduktseite: 4 (=2*2) Wasserstoff-Atome und 2 (=2*1) Sauerstoff-Atome  Produktseite: 4 (=2*2) Wasserstoff-Atome und 2 (=1*2) Sauerstoff-Atome  →Die Atombilanz ist ausgeglichen

# Diagramme digital erstellen und bewerten

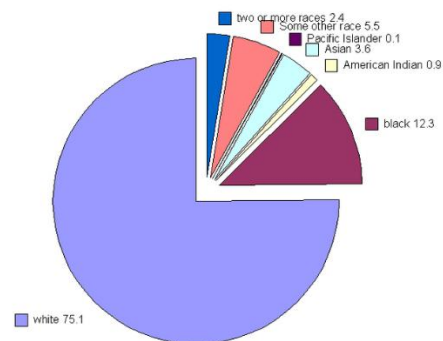
Diagramme dienen zur Veranschaulichung von Daten aus Experimenten

## Vorgehensweise zur Erstellung:

1. Erfassen der Daten in der Tabellenkalkulation:
  - Tabellenkalkulationssoftware öffnen und recherchierte Werte in die leere Tabelle übertragen
  - Daten immer abspeichern
  - Eintragungen markieren
2. Für einen geeigneten Diagrammtyp entscheiden:
  - Über den Menüpunkt „Einfügen“ einen geeigneten Diagrammtyp wählen und auf das Icon klicken
  - Diagrammtypen: Säulendiagramm, Balkendiagramm, Liniendiagramm, Punktdiagramm, Kreisdiagramm



Percentages of the U.S. Population by Race, 2000 (data: U.S. Census Bureau).



3. Bearbeiten des Diagramms und Weitergabe:
  - Durch Doppelklicken auf einen Bereich des Diagramms können Veränderungen am Layout vorgenommen werden
  - Durch Anklicken des Diagramms am Rand, wird dieses markiert und kann kopiert werden

## Bewertung eines Diagramms:

1. Begleittexte aufmerksam lesen und wichtige Schlüsselwörter markieren
2. Diagramme kritisch hinsichtlich Zahlenwerten, Farbgestaltung und Skalierung betrachten
3. Erstellen eines eigenen Diagramms mithilfe der Wertetabelle um gezielte Veränderungen festzustellen

# Rechnen mit molaren Massen

## Zusammenhang zwischen Stoffmenge, Masse und Molarer Masse:

Die Molare Masse  $M$  eines Reinstoffes ist der Quotient aus der Masse  $m$  und der Stoffmenge  $n$ . Die Einheit lautet  $\text{g/mol}$  (Gramm pro Mol). Jeder Reinstoff besitzt eine charakteristische molare Masse.

## Rechnen mit der Molaren Masse $M$ :

### Beispiel 1: Ermitteln der molaren Masse $M$

Bei elementar vorliegenden Stoffen, deren Formel keinen Index größer als eins enthält, verwende den Zahlenwert der mittleren Atommasse (siehe PSE) und hänge die Einheit  $\text{g/mol}$  an, z.B.:

$$M(\text{Li}) = 7 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad M(\text{C}) = 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad M(\text{He}) = 4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Addiere bei komplizierteren Formeln die molaren Massen der einzelnen Elemente:

$$M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2 \cdot M(\text{O}) = 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 2 \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

### Beispiel 2: Berechnen der Masse $m$ bei gegebener Stoffmenge $n$

Aufgabe: Ermittle die Masse von 2 mol Kohlenstoffdioxid.

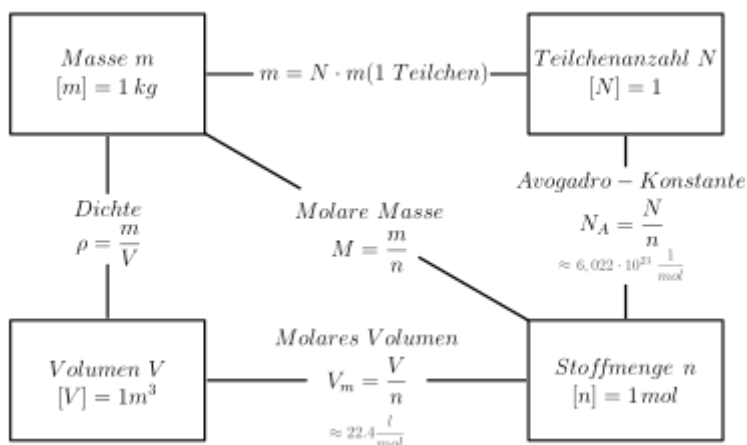
$$m(\text{CO}_2) = M(\text{CO}_2) \cdot n(\text{CO}_2) = 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 2 \text{ mol} = 88 \text{ g}$$

### Beispiel 3: Berechnen der Stoffmenge $n$ bei gegebener Masse $m$

Aufgabe: Berechne die Stoffmenge von 100 g Kohlenstoffdioxid.

$$n(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)} = \frac{100 \text{ g}}{44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2,3 \text{ mol}$$

## Die Formeln und Zusammenhänge im Überblick:



# Stoffumsatz einer chemischen Reaktion berechnen

Schema zur Umrechnung der Quantitätsgrößen  $m$ ,  $V$ ,  $n$  mithilfe der

Umrechnungsgrößen  $m$ ,  $N_A$ ,  $V_m$  und  $\rho$ :

## Schrittweise Vorgehensweise zur Berechnung eines Stoffumsatzes am Bsp.:

Der Grenzwert für den Kohlenstoffdioxidausstoß eines PKWs soll bei 95 g/ km liegen. Ein bestimmter PKW verbraucht auf 100 km fünf Liter Benzin. Vereinfachend soll angenommen werden, dass Benzin aus reinem Isooctan ( $C_8H_{18}$ ), Dichte  $\rho=690$  g/L) bestünde.

### a. Berechne den Verbrauch an Isooctan in Gramm pro Kilometer!

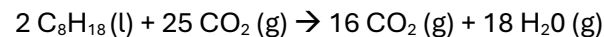
1. Liste die gegebenen Werte und die gesuchten Größen auf:

$$\text{Geg.: } V(C_8H_{18}) = 5,0 \text{ L}; \rho(C_8H_{18}) = 690 \frac{\text{g}}{\text{L}}; M(C_8H_{18}) = 114 \frac{\text{g}}{\text{mol}};$$

$$M(CO_2) = 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{Ges.: } m(C_8H_{18})$$

2. Stelle die Reaktionsgleichung auf:



3. Berechne die Masse des Stoffes, von dem die Dichte und das Volumen gegeben sind:

$$m(C_8H_{18}) = \rho(C_8H_{18}) \cdot V(C_8H_{18})$$

$$m(C_8H_{18}) = 690 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 5 \text{ L} = 3450 \text{ g (pro 100 km)}$$

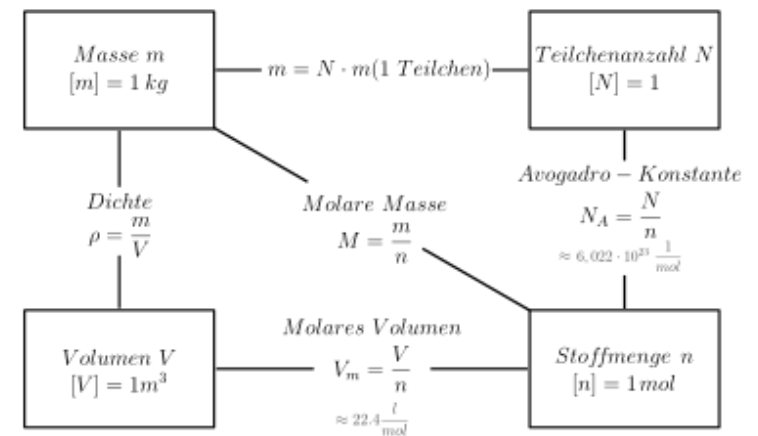
Antwort: Pro Kilometer werden 34,5 g Isooctan verbraucht.

### b. Ermittle rechnerisch, ob der Grenzwert für den Kohlenstoffdioxid-ausstoß überschritten wird!

Geg.: vgl 1.

4. Berechne die Stoffmenge des Stoffes mithilfe der Masse:

$$n(C_8H_{18}) = \frac{m(C_8H_{18})}{M(C_8H_{18})}$$



$$n(C_8H_{18}) = \frac{34,5 \text{ g}}{114 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,30 \text{ mol}$$

5. Entnimm die Koeffizienten der beteiligten Stoffe der Reaktionsgleichung und bilde das Zahlenverhältnis der Stoffmengen. Löse anschließend nach der Stoffmenge des gesuchten Stoffes (Kohlenstoffdioxid) auf:

$$\frac{n(CO_2)}{n(C_8H_{18})} = \frac{16}{2}$$

$$n(CO_2) = 8 \cdot n(C_8H_{18}) = 8 \cdot 0,30 \text{ mol} = 2,4 \text{ mol}$$

6. Berechne die Masse des gesuchten Stoffes:

$$m(CO_2) = n(CO_2) \cdot M(CO_2) = 2,4 \text{ mol} \cdot 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 106 \text{ g}$$

Antwort: Auf einer Strecke von einem Kilometer erzeugt der PKW etwa 106 g Kohlenstoffdioxid. Der Grenzwert wird also überschritten.

### c. Berechne das Volumen des entstehenden Kohlenstoffdioxids!

Multipliziere die Stoffmenge mit dem molaren Volumen  $V_m$  (bei Standardbedingungen), um das gesuchte Volumen zu erhalten:

$$V(CO_2) = V_m \cdot n(CO_2)$$

$$V(CO_2) = 24,5 \frac{\text{L}}{\text{mol}} \cdot 2,4 \text{ mol} = 58,8 \text{ L}$$

Antwort: Es entstehen ca. 60 L Kohlenstoffdioxid pro gefahrenem Kilometer.



# Salze benennen

## Vorgehensweise:

- Zusammensetzen des Namens
  - zuerst steht der deutsche Name des Kations
  - dann wird der lateinische Name des Anions mit der Endung -id angehängt

-Kation		-Anion	
$\text{Na}^+$	Natrium-	$\text{F}^-$	-fluorid
$\text{K}^+$	Kalium-	$\text{Cl}^-$	-chlorid
$\text{Ca}^{2+}$	Calcium-	$\text{Br}^-$	-bromid
$\text{Al}^{3+}$	Aluminium-	$\text{I}^-$	-iodid
$\text{Fe}^{2+}$	Eisen(II)-	$\text{O}^{2-}$	-oxid
$\text{Fe}^{3+}$	Eisen(III)-	$\text{S}^{2-}$	-sulfid
$\text{Cu}^+$	Kupfer(I)-	$\text{N}^{3-}$	-nitrid
$\text{Cu}^{2+}$	Kupfer(II)-	$\text{P}^{3-}$	-phosphid
$\text{Zn}^{2+}$	Zink(II)-	$\text{C}^{4-}$	-carbid

Beispiel:

$\text{AlCl}_3$ :  
Aluminiumchlorid

- Besonderheit: Nebengruppenelemente
  - Einige Elemente können Kationen mit unterschiedlichen Ladungen bilden
  - Daher muss die Ladung des Kations als römische Zahl in Klammern hinter dessen Namen angegeben werden

Beispiel:

$\text{Fe}^{2+}$  und  $\text{O}^{2-}$  und  $\text{Fe}^{3+}$  und  $\text{O}^{2-}$   
Eisen(II)-oxid und Eisen(III)-oxid

- Molekül-Ionen
  - Es gibt sowohl Molekül-Anionen als auch Kationen
  - Sie müssen in der Verhältnisformel identifiziert werden, um den richtigen Namen angeben zu können, z.B.

Name des Molekül-Ions	Formel
Ammonium-Ion	$\text{NH}_4^+$
Carbonat-Ion	$\text{CO}_3^{2-}$
Hydrogencarbonat-Ion	$\text{HCO}_3^-$
Hydroxid-Ion	$\text{OH}^-$
Nitrat-Ion	$\text{NO}_3^-$
Nitrit-Ion	$\text{NO}_2^-$
Permanganat-Ion	$\text{MnO}_4^-$
Phosphat-Ion	$\text{PO}_4^{3-}$
Sulfat-Ion	$\text{SO}_4^{2-}$
Sulfit-Ion	$\text{SO}_3^{2-}$

Beispiel:

$\text{KNO}_3$   
Kaliumnitrat

# Verhältnisformeln aufstellen

Salzkristalle bestehen nicht aus Molekülen, sondern sind aus Ionen aufgebaut. Eine Verhältnisformel gibt dabei das Verhältnis von Kationen zu Anionen an.

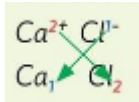
## **Vorgehensweise:**

1. Formel der im Salz vorkommenden Anionen und Kationen formulieren

- Ermitteln der Ionenladung mithilfe des PSE
- Z.B.: Calciumchlorid:  $\text{Ca}^{2+}$  und  $\text{Cl}^-$

2. Richtiges Verhältnis wählen

- Positive und negative Ladungen müssen sich im Ionengitter ausgleichen
- Anwenden der Kreuzregel:



3. Kleinstes Verhältnis angeben

- Index 1 weglassen
- Indexzahlen so kürzen, dass das kleinste Verhältnis der Zahlen angegeben wird
- Z.B.  $\text{CaCl}_2$

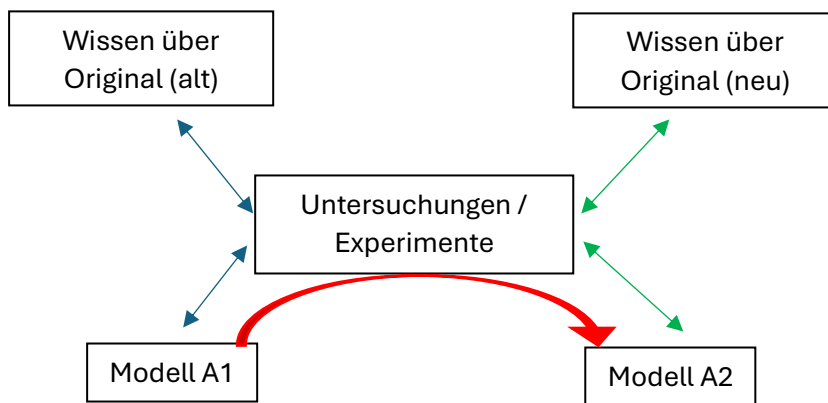
# Modelle auswählen und vergleichen

Um komplexe Zusammenhänge veranschaulichen zu können, bedient man sich in den Naturwissenschaften immer unterschiedlichen Modellen.

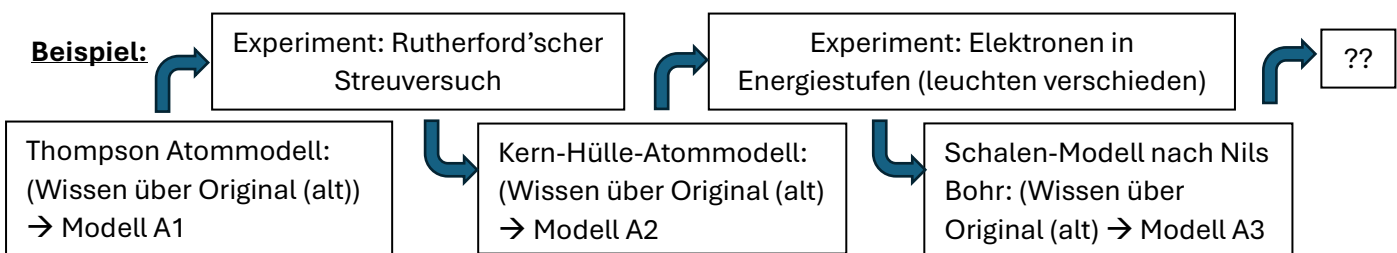
Was muss dabei beachtet werden?

- Modelle dienen der Veranschaulichung, können aber ein Realobjekt niemals in aller Vollständigkeit wiedergeben.
- Ziel eines Modells ist es, einzelne Aspekte genauer darzustellen: z.B. eine Funktion, eine Oberfläche, eine Zusammensetzung oder aber z.B. Daten
- Werden neue Erkenntnisse zu Tage gefördert könnte es nötig sein das jeweilige Modell anzupassen.

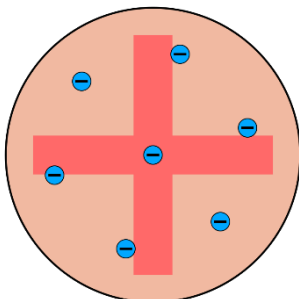
Aus vorhandenem Wissen (alt) kann man mittels Untersuchungen und Experimenten ein Modell (A1) entwickeln. Je nachdem um welchen Modelltyp es sich handelt kann man über weitere Experimente ein verbessertes Modell (A2) entwickeln, mit dem man möglicherweise wiederum Wissen über das Original (neu) herausfinden kann.



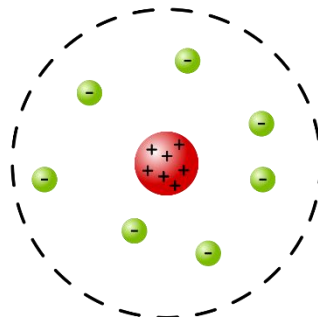
**Beispiel:**



Thompson Atommodell:  
(Wissen über Original (alt))  
→ Modell A1



Kern-Hülle-Atommodell:  
(Wissen über Original (alt))  
→ Modell A2



Schalen-Modell nach Nils Bohr:  
(Wissen über Original (alt)) → Modell A3

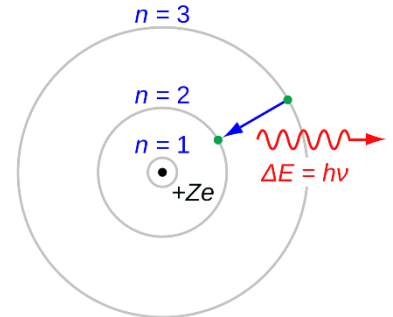


Abbildung 1:  
[https://de.wikipedia.org/wiki/Thomsonsches\\_Atommodell](https://de.wikipedia.org/wiki/Thomsonsches_Atommodell) (CC-BYSA 4.0)

Abbildung 2:  
[https://de.wikipedia.org/wiki/Rutherfordsches\\_Atommodell](https://de.wikipedia.org/wiki/Rutherfordsches_Atommodell) (CC-BYSA 3.0)

Abbildung 3:  
[https://de.wikipedia.org/wiki/Bohrsches\\_Atommodell](https://de.wikipedia.org/wiki/Bohrsches_Atommodell) (CC-BYSA 3.0)

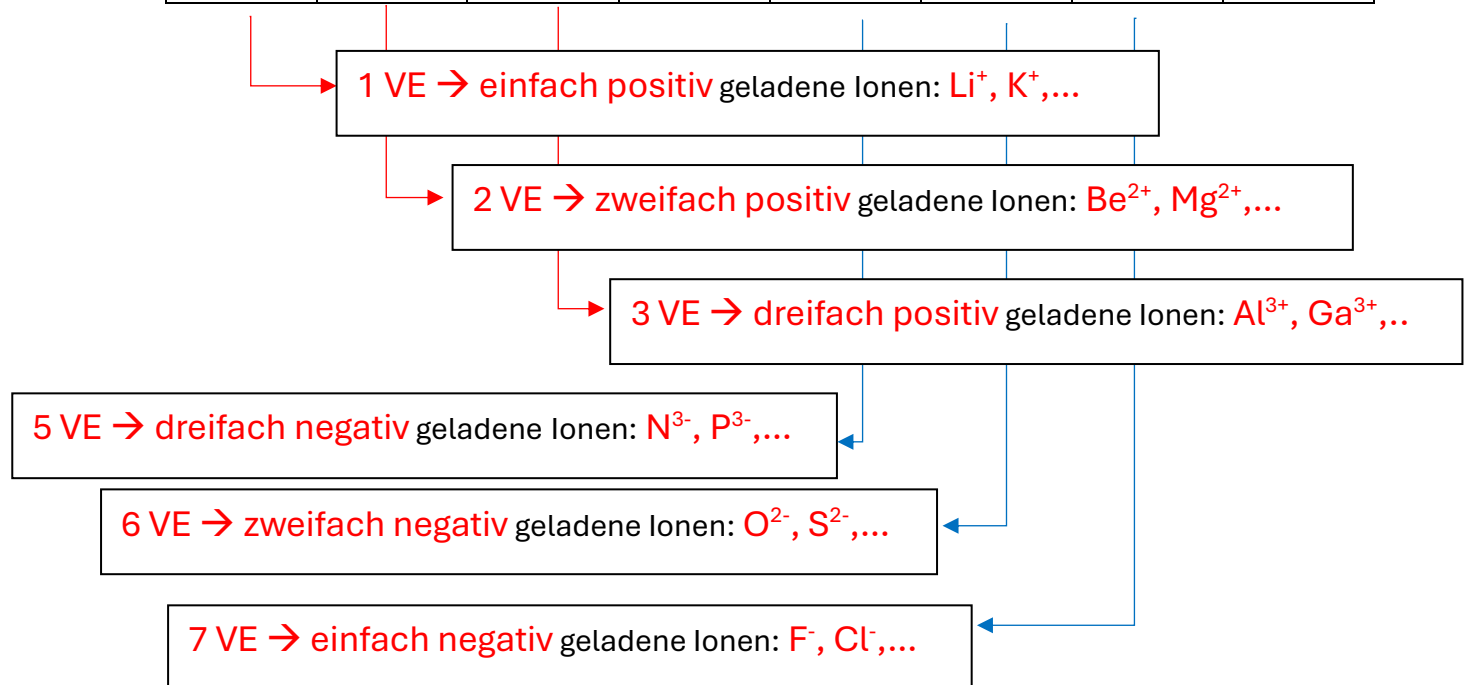
# Ionenladungszahl bestimmen

Um zu erkennen, welche Ionen (Kationen = positiv geladenes Ion (weniger Elektronen als Protonen im Kern); Anion = negativ geladenes Ion (mehr Elektronen als Protonen im Kern)) die Atomsorten bilden, muss man die Anzahl der Valenzelektronen kennen.

Valenzelektronen sind die Elektronen, die die höchste Energiestufe (Kern-Hülle-Modell) bzw. welche Elektronen weit außen sitzen (Schalen-Modell).

Dabei gibt es eine einfache Regel: Die Atomsorten besitzen je nach Hauptgruppe die entsprechende Valenzelektronenzahl (Valenzelektron = VE).

HG I	HG II	HG III	HG IV	HG V	HG VI	HG VII	HG VIII
H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra						



Wie ergeben sich dabei die Ionen?

Hierbei ist immer der Vergleich Elektronenkonfigurationen bei Atomen der Edelgase mit der zu bestimmenden Atomsorte zu ziehen. Aber was ist die Elektronenkonfiguration?

- Die Elektronenkonfiguration gibt die Verteilung der Elektronen in der Atomhülle an. Die Besetzung der Energiestufen erfolgt aufsteigend mit maximal  $2n^2$  Elektronen.

Die charakteristische Besetzung dieser Energiestufen lässt sich für jedes Atom bzw. Ion individuell angeben.

Bsp.: Wasserstoff  $1^1$  ← Besetzung mit einem Elektron  
 ← erstes Energieniveau

weitere Beispiele:	Kohlenstoff	1 <sup>2</sup>	2 <sup>4</sup>		
	Schwefel	1 <sup>2</sup>	2 <sup>8</sup>	3 <sup>6</sup>	
	Calcium	1 <sup>2</sup>	2 <sup>8</sup>	3 <sup>8</sup>	4 <sup>2</sup>

#### Zurück zur Ionenladungszahl

1. Beispiel: Lithium besitzt ein Valenzelektron. Die Elektronenkonfiguration ergibt sich als:  $1^2 2^1$

Die nächste Edelgaskonfiguration ist die des Heliums:  $1^2$

Damit Lithium eine Edelgaskonfiguration erhält, muss es ein Elektron abgeben. Daraus ergibt sich eine Elektronenkonfiguration:  $1^2 2^0 \rightarrow \text{Li}^+$
2. Beispiel: Sauerstoff besitzt 6 Valenzelektronen. Es ergibt sich die Elektronenkonfiguration von  $1^2 2^6$

Das nächstgelegene Edelgas Neon besitzt die Elektronenkonfiguration  $1^2 2^8$

Damit Sauerstoff die Edelgas(-Elektronen)konfiguration erhält, muss es 2 Elektronen aufnehmen. Daraus ergibt sich eine Elektronenkonfiguration von  $1^2 2^8 \rightarrow \text{O}^{2-}$

# Redoxteil- und Gesamtgleichung aufstellen

Redoxreaktionen laufen im Prinzip immer gleich ab: Ein Atom möchte ein oder mehrere Valenzelektronen abgeben, das andere Atom (der Reaktionspartner) möchte ein oder mehrere Elektronen aufnehmen.

Beispiel: Verbrennung von Magnesium mit Sauerstoff unter Bildung von Magnesiumoxid.

Das entstandene Magnesiumoxid ist eine aus Ionen aufgebaute Verbindung (Stoffgruppe: Salze). Ionen entstehen durch Elektronenaufnahme oder Elektronenabgabe.

- Jeden Vorgang, bei dem ein Teilchen Elektronen abgibt, bezeichnet man als **Oxidation**.
- Jeden Vorgang, bei dem ein Teilchen Elektronen aufnimmt, bezeichnet man als **Reduktion**.

Wie geht man vor?

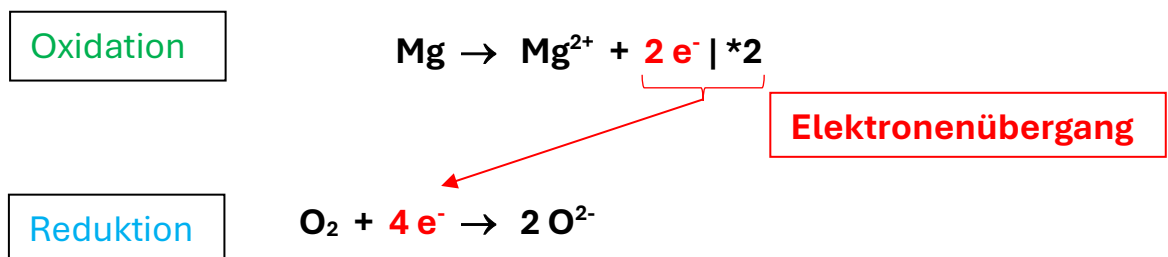
1. Ermittle für das eine Eduktteilchen (z.B. Mg), wie viele Valenzelektronen vorhanden sind. Überlege dir dann, wie viele Elektronen **abgegeben** werden müssen, damit die Edelgaskonfiguration erreicht wird. Notiere auf die Produktseite die **abgegebenen Elektronen**.



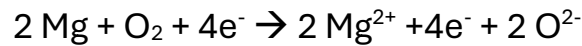
2. Ermittle für die anderen Eduktteilchen (z.B. O<sub>2</sub>), wie viele Elektronen pro Atom vorhanden sind und wie viele Elektronen zur Edelgaskonfiguration **aufgenommen** werden müssen. Achtung: Elemente der zweiatomigen Moleküle (HOFBrINCl) müssen im **Index (= XYZ<sub>2</sub>)** und **Koeffizienten (= 2 XYZ)** entsprechend berücksichtigt werden.



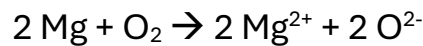
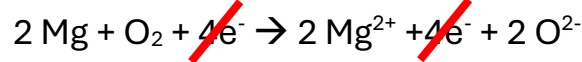
3. Im nächsten Schritt muss ausgeglichen werden. Vergleichbar ist die mit dem Beispiel des Angebots und der Nachfrage: Ein Mg-Atom bietet nur 2 Elektronen an. Daher aber jedes Sauerstoffatom des Sauerstoff-Moleküls jeweils 2 Elektronen benötigt, stellt sich die Frage wie viele Mg-Atome man benötigt um **4 Elektronen** zu erhalten?



4. Im vorletzten Schritt werden die beiden Teilgleichungen zu einer Gesamtgleichung addiert.



5. Im letzten Schritt werden zur Vereinfachung gleiche Anteile gekürzt. Das bedeutet, dass Edukte und Produkte, die auf beiden Seiten des Reaktionspfeils stehen durchgestrichen werden dürfen und eine gekürzte Form der Redoxgleichung notiert werden kann.



Für „komplizierte“ Redoxreaktionen gelten grundlegend die gleichen Regeln. Wichtig hierbei zu beachten ist, dass auch Molekül-Ionen (z.B.  $\text{MnO}_4^{2-}$  und  $\text{SO}_3^{2-}$ ) zur Reaktion gebracht werden können.

1. Edukte und Produkte der Teilgleichungen mit Oxidationszahlen notieren (Erhöhung der OZ: Oxidation; Erniedrigung der OZ: Reduktion)
2. Oxidationszahlen innerhalb der Teilgleichungen ausgleichen mit  $\text{e}^-$
3. Ladungen innerhalb der Teilgleichungen ausgleichen mit  $\text{H}_3\text{O}^+$  (saurer Milieu) oder  $\text{OH}^-$  (basisches Milieu)
4. Anzahl an Sauerstoff- und Wasserstoffatomen innerhalb der Teilgleichungen ausgleichen mit „ $\text{H}_2\text{O}$ “
5. Elektronenzahl der beiden Teilgleichungen mit geeigneten Faktoren ausgleichen
6. Gesamtgleichung notieren
7. Gegebenenfalls gekürzte Gesamtgleichung formulieren

