

- 1. Wissenschaft Chemie:** Chemie ist die Lehre von den Stoffen.
Chemischer Vorgang: Stoffänderung
Physikalischer Vorgang: Zustandsänderung

2. Unterteilung Stoffe:

Stoff			
Reinstoff (besteht aus lauter gleichartigen Teilchen mit gleichartigen Eigenschaften)		Gemisch (besteht aus unterschiedlichen Teilchen mit unterschiedlichen Eigenschaften)	
Verbindung (kann durch eine chemische Reaktion zerlegt werden → Moleküle aus <u>verschiedenartigen Atomen oder Ionen</u>)	Element (kann auch durch eine chemische Reaktion nicht zerlegt werden → einzelne Atome oder Moleküle aus <u>einer Atomart</u>)	Homogen (keine unterschiedlichen Bestandteile sichtbar)	Heterogen (unterschiedliche Bestandteile sind sichtbar)

3. heterogene Gemische:

- z.B. Suspension: Feststoffteilchen sind in einer Flüssigkeit fein verteilt.
z.B. Emulsion: Flüssigkeitströpfchen sind in einer anderen Flüssigkeit fein verteilt.

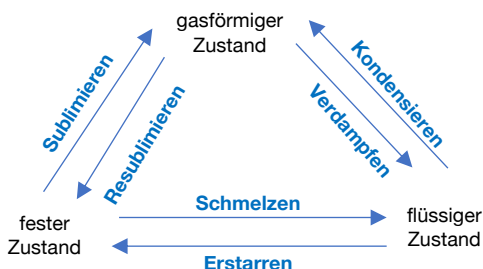
4. homogenes Gemisch:

- z.B. Lösung: ist das wichtigste homogene Gemisch. Feststoffe, Flüssigkeiten oder Gase sind in einer Flüssigkeit homogen verteilt.

5. Das Teilchenmodell:

Alle Stoffe sind aus kleinsten Teilchen aufgebaut. Wenn man diese Teilchen noch einmal teilt, so hat man einen anderen Stoff.

6. Aggregatzustände:



Aggregatzustand	Teilchenanordnung
fest	regelmäßig
flüssig	unregelmäßig, nah zusammen
gasförmig	sehr unregelmäßig, großer Abstand

7. Nachweisreaktionen wichtiger Gase:

- **Kalkwasserprobe:** CO₂-Nachweis; Kalkwasser (Ca(OH)₂) trübt sich beim Einleiten von CO₂ → es entsteht Kalk (CaCO₃)
- **Glimmspanprobe:** O₂-Nachweis; ein glimmender Holzspan flammt in reinem Sauerstoff wieder auf
- **Knallgasprobe:** H₂- Nachweis; ist Wasserstoff bzw. ein Wasserstoff-Sauerstoff-Gemisch vorhanden, hört man beim Entzünden einen Knallton

8. Die Wortgleichung:



Man sagt:



s=solid (fest); l=liquid (flüssig); g=gaseous (gasförmig)

Edukt = Ausgangsstoff; Produkt = Endstoff

9. Gesetz von der Erhaltung der Masse

Bei chemischen Reaktionen in einem geschlossenen System ändert sich die Gesamtmasse aller beteiligten Stoffe nicht.

10. Energiebeteiligung bei chemischen Reaktionen

Exotherm: Energie wird freigesetzt, die innere Energie nimmt ab.

Endotherm: Energie wird zugeführt, die innere Energie nimmt zu.

Aktivierungsenergie: Energie, die benötigt wird, um eine Reaktion zu starten.

11. Katalyse

Ein Katalysator beschleunigt eine chemische Reaktion, er senkt die Aktivierungsenergie und liegt nach der Reaktion unverändert vor.

12. Satz von Avogadro

Gasförmige Stoffe enthalten bei gleichem Druck und gleicher Temperatur gleich viele kleinste Teilchen.

13. Die relative Atommasse

Experimentell hergeleitete Größe (durch Avogadro) ohne Einheit. Die relative Atommasse eines **Wasserstoff-Atoms ist als Bezugspunkt mit 1,0** festgelegt und die Massen der Atome anderer Elemente sind davon abgeleitet.

14. Chemische Formeln

Beispiele

H₂O: Ein Molekül, das aus zwei Wasserstoffatomen und einem Sauerstoffatom aufgebaut ist (Molekülformel).

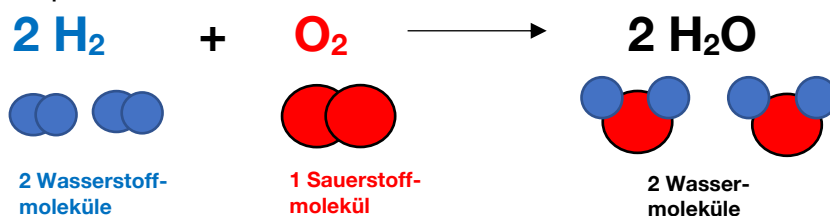
NaCl: Es liegen Natrium- und Chloridionen im Verhältnis 1:1 vor (Verhältnisformel).

15. Die chemische Gleichung

Sie beschreibt den Ablauf chemischer Reaktionen, sie gibt also an, welche Teilchen zu welchen neuen Teilchen reagieren.

Wichtig: Von jeder Atomart müssen auf beiden Seiten der Gleichung gleich viele Atome vorhanden sein.

Bsp:



16. Benennung von Verbindungen aus zwei Elementen

Name des ersten Elements, Name des zweiten Elements mit der Endung -id;
Das erste Element steht im Periodensystem weiter links bzw. weiter unten.
Die Zahl der Atome wird durch die Vorsilben (Mono), di, tri, tetra, penta, bzw. hexa ausgedrückt. Zweites Element Sauerstoff = Oxid, bei Schwefel = Sulfid.
Bsp.: H_2O = Diwasserstoffmon(o)oxid

17. Die Wertigkeit

Sie gibt an, wie viele Wasserstoffatome ein Atom binden oder ersetzen kann.
Wasserstoff ist also immer einwertig, Sauerstoff ist meist zweiwertig, die meisten anderen Wertigkeiten können davon abgeleitet werden. Sie dient als Hilfsmittel zur Erstellung von Molekül- oder Verhältnisformeln.

18. Alkane – Kohlenwasserstoffe

Allgemeine Molekülformel: $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$

19. Die atomare Masseneinheit m_a mit der Einheit u (unit)

Masse eines Wasserstoffatoms: etwa 1u, die übrigen Atommassen sind aus dem Periodensystem ersichtlich. Die Masse von Molekülen ergibt sich aus der Summe der Atommassen (Bsp.: $m_a(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1\text{u} + 1 \cdot 16\text{u} = 18\text{u}$)
 $1\text{u} = 1,661 \cdot 10^{-24}\text{g}$ (siehe Rückseite des Periodensystems)

20. Die Stoffmenge (n) und die Teilchenzahl (N)

Eine Stoffportion mit der Stoffmenge $n(\text{X}) = 1\text{mol}$ enthält $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen.
Die Masse von $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen in Gramm hat den gleichen Zahlenwert wie die Masse eines Teilchens in u.

Die Teilchenzahl: $N(\text{X}) = N_A \cdot n(\text{X})$

Die Avogadrokonstante N_A : $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$

21. Die molare Masse (M)

Die molare Masse $M(\text{X})$ eines Stoffes ist der Quotient aus der Masse $m(\text{X})$ und der Stoffmenge $n(\text{X})$ einer beliebigen Stoffportion.

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

Die Masse eines Mols in g entspricht der Masse eines Teilchens in u.

Beispiel: Masse eines H_2O -Moleküls: 18u;

Masse eines Mols Wasser $M(\text{H}_2\text{O}) = 18\text{g}$

22. Das molare Volumen (V_m)

Das molare Volumen für alle Gase beträgt unter Normbedingungen (1013 hPa und 0°C) $V_m = 22,4\text{ l/mol}$.

Das molare Volumen $V_m(\text{X})$ ist der Quotient aus dem Volumen $V(\text{X})$ und der Stoffmenge $n(\text{X})$ einer Stoffportion.

$$V_m(\text{X}) = \frac{V(\text{X})}{n(\text{X})} \quad \text{Einheit } V_m(\text{X}): \frac{\text{l}}{\text{mol}}$$

23. Der Aufbau des Atoms aus Kern und Hülle

Der Atomkern ist im Verhältnis zum gesamten Atom sehr klein, enthält aber fast die gesamte Masse des Atoms.

Der Atomkern:

Proton: Masse etwa 1u, Ladung positiv.

Neutron: Masse etwa 1u, ungeladen.

Die Atome eines Elements besitzen alle die gleiche Protonenzahl, die Neutronenzahl kann unterschiedlich sein. Bei unterschiedlicher Neutronenzahl unterscheidet man dann verschiedene Isotope. Protonen- (Ordnungszahl) und Nukleonenzahl (Protonen- + Neutronenzahl) sind aus dem Periodensystem ersichtlich.

Die Atomhülle

Elektronen: Masse etwa 1/2000 u, Ladung negativ;

Protonenzahl = Elektronenzahl

24. Aufbau des Periodensystems

Elemente, die im Periodensystem untereinander stehen (=Gruppe), haben in der äußersten besetzten Schale die gleiche Anzahl von Elektronen (=Valenzelektronen). Die Valenzelektronen sind für das chemische Verhalten entscheidend.

Bei Elementen, die im Periodensystem (=Periode) nebeneinander stehen, ist die äußerste besetzte Schale gleich.

Metalle stehen überwiegend links im Periodensystem, Nichtmetalle eher rechts.

25. Salze

Sind Feststoffe mit hohem Schmelzpunkt, die als Schmelze oder in Lösung den elektrischen Strom leiten, sie bestehen aus Ionen (Kationen, Anionen), die sich zu einem Ionengitter zusammenlagern.

Kationen sind positiv, Anionen sind negativ geladen.

Salze entstehen aus einem Metall und einem Nichtmetall.

Bsp: **Kochsalz**:

Formel NaCl, es setzt sich zusammen aus Na^+ - und Cl^- -Ionen.

26. Regeln zur Aufstellung von Ionenformeln

Entscheidend ist die Edelgasregel (Oktettregel).

Elemente der 1. bis 3. Hauptgruppe bilden Kationen:

Gruppennummer = Ladung

Elemente der 5. bis 7. Hauptgruppe bilden Anionen:

Ladung = 8 - Gruppennummer

Bei der 4. Hauptgruppe und bei den Nebengruppen lässt sich die Oktettregel nicht anwenden.

27. Salzformeln

Die Summen der positiven und negativen Ladungen müssen sich aufheben.

Beispiel: Aluminiumoxid enthält Al^{3+} und O^{2-} -Ionen, Formel Al_2O_3 .

28. Komplexe Ionen („Molekülionen“)

Sie kann man vereinfacht als von Molekülen abgeleitete Ionen ansehen.

Nitration: NO_3^-

Sulfation: SO_4^{2-}

Carbonation: CO_3^{2-}

Phosphation: PO_4^{3-}

Beispiel für ein entsprechendes Salz: Natriumsulfat Na_2SO_4

29. Metalle

Eigenschaften: Feste Elemente, metallischer Glanz, verformbar, leiten den elektrischen Strom in festem Zustand.

Aufbau: **Elektronengasmodell**

Metalle bestehen aus einem **Metallgitter**, das sich aus elektrisch **positiv** geladenen **Atomrümpfen** und frei beweglichen **negativ** geladenen **Elektronen** zusammensetzt. Durch die elektrostatische Anziehungskraft entsteht die **Metallbindung**.

30. Ionisierung

= Vorgang der Bildung eines Ions durch Abspaltung eines Elektrons aus einem Atom

- Flammenfärbung:

Elektronen können durch Energiezufuhr kurzzeitig in einen angeregten Zustand mit höherer innerer Energie versetzt werden.

→ Nachweis von Metall(ionen)

Bsp: Natriumionen zeigen eine intensiv gelbe Flammenfärbung.

- Ionisierungsenergie:

Energie, die nötig ist, um ein Elektron aus einem Atom abzuspalten.

31. Edelgaskonfiguration

Edelgasregel: Atome sind bestrebt, die Elektronenkonfiguration eines Edelgases (Edelgaskonfiguration), d.h. eine Besetzung mit 8 Valenzelektronen (äußerste Elektronen) zu erreichen.

32. Oxidation und Reduktion

Beispiel: Salzbildung

Donator-Akzeptor-Reaktion (Redoxreaktion):

Oxidation (Elektronenabgabe): $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$

Elektronendonator: Na

Reduktion (Elektronenaufnahme): $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$

Elektronenakzeptor: Cl_2

Bei einer **Redoxreaktion** laufen Oxidation und Reduktion zeitgleich ab.

Oxidationsmittel: Ein Stoff, der einen anderen Stoff oxidiert und selbst reduziert wird (Bsp.: Cl_2).

Reduktionsmittel: Ein Stoff, der einen anderen Stoff reduziert und selbst oxidiert wird (Bsp.: Na).

33. Redoxreihe der Metalle

Je unedler ein Metall ist, desto leichter lassen sich seine Atome oxidieren. Je edler ein Metall ist, desto leichter lassen sich seine Kationen reduzieren.

34. Galvanische Zelle

Oxidation und Reduktion laufen in räumlich getrennten Halbzellen ab. Der Elektronenübergang vom Elektronendonator zum Elektronenakzeptor erfolgt mithilfe eines elektrischen Leiters.

35. Elektrolyse

Zerlegung einer chemischen Verbindung mithilfe von Strom. Es findet eine Redoxreaktion statt.