



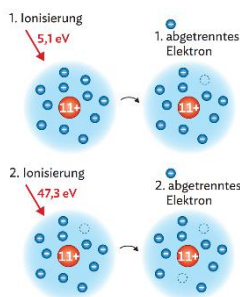
Grundwissen Chemie 9. Klasse (NTG)

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

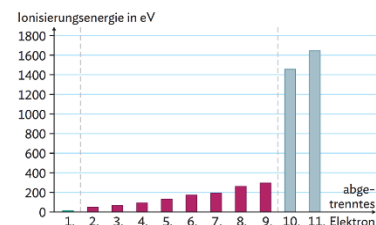
1. Flammenfärbung und Linienspektrum (vgl. S. 24-25)

Bestimmte Metalle und Verbindungen dieser Metalle zeigen charakteristische **Flammenfärbungen** und **Linienspektren**. Die Flammenfärbung beruht auf dem Phänomen, dass Elektronen durch Energiezufuhr angeregt werden und sich kurzzeitig in einem Zustand mit höherer innerer Energie befinden. Beim Zurückfallen in den energetischen Grundzustand wird die Energiedifferenz in Form von Lichtenergie frei. Die freiwerdenden Energiebeträge sind atomartspezifisch und erzeugen daher kennzeichnende Flammenfarben. Betrachtet man die Flammenfärbung mithilfe eines Spektroskops, so werden spezifische Linienmuster erkennbar. Man bezeichnet sie als Linienspektren. Die Anzahl, Lage und Farbe der Linien sind jeweils charakteristisch für eine Metall-Atomart.

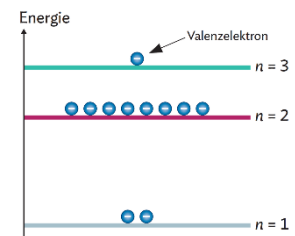
2. Ionisierung und Energiestufenmodell (vgl. S. 25-28)



Ionisierung ist die Bildung eines Ions durch Abspaltung eines Elektrons von einem Atom. Die dazu erforderliche Energie heißt **Ionisierungsenergie** und wird in der Einheit Elektronenvolt (eV) angegeben. Die Ionisierungsenergien nacheinander abgespaltener Elektronen eines Atoms bzw. Ions nehmen ungleichmäßig zu, da die Anziehungskraft des Kerns auf jedes verbleibende Elektron nach und nach ansteigt. Je nach Atomart kommt es an einer bestimmten Stelle zu einem sprunghaften Anstieg.



Auf dieser Grundlage wurde das **Energiestufenmodell** entwickelt, bei dem sich die Elektronen der Hülle aufgrund ihres Energiegehalts bestimmten Energiestufen **n** zuordnen lassen. Elektronen der höchsten Energiestufe bezeichnet man als **Valenzelektronen**.



3. Elektronenkonfiguration (vgl. S. 29)

Die Besetzung der verschiedenen Energiestufen eines Atoms bzw. Ions 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)

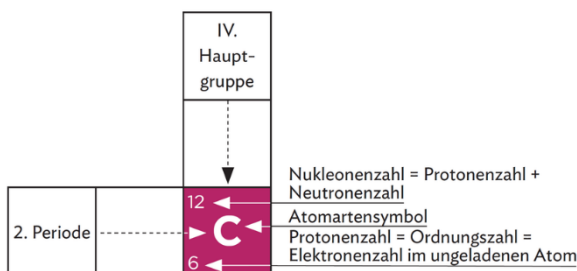
Die Energiestufen können nur eine definierte maximale Anzahl an Elektronen enthalten, welche sich mit der Formel $2 \cdot n^2$ ($n = \text{Energiestufe}$) ermitteln lässt.

Zur Ermittlung der Elektronenkonfiguration eines Atoms werden die Energiestufen n ausgehend von der 1. Energiestufe mit Elektronen aufgefüllt. Wie die Energiestufen besetzt werden, kann man aus dem Periodensystem der Atomarten direkt ablesen (s. u.).

Beispiel: Elektronenkonfiguration eines (ungeladenen) Calcium-Atoms mit 20 Elektronen: $1^2 2^8 3^8 4^2$

4. Gekürztes Periodensystem und Isotope (vgl. S. 34-35)

Das **Periodensystem der Elemente (atomartbezogen)** umfasst derzeit 118 Elemente. Diese sind nach fortlaufender **Protonen-** bzw. **Ordnungszahl** angeordnet. Im ungeladenen Atom stimmt die Anzahl der Elektronen mit der Anzahl der Protonen überein. Die **Nukleonenzahl** ist die Summe aus Protonen und Neutronen in einem Atom.



Perioden	Hauptgruppen							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H Wasserstoff 1							He Helium 2
2	Li Lithium 3	Be Beryllium 4	B Bor 5	C Kohlenstoff 6	N Stickstoff 7	O Sauerstoff 8	F Fluor 9	Ne Neon 10
3	Na Natrium 11	Mg Magnesium 12	Al Aluminium 13	Si Silicium 14	P Phosphor 15	S Schwefel 16	Cl Chlor 17	Ar Argon 18
4	K Kalium 19	Ca Calcium 20	Ga Gallium 31	Ge Germanium 32	As Arsen 33	Se Selen 34	Br Brom 35	Kr Krypton 36
5	Rb Rubidium 37	Sr Strontium 38	In Indium 49	Sn Zinn 50	Sb Antimon 51	Te Tellur 52	I Iod 53	Xe Xenon 54
6	Cs Cäsium 55	Ba Baryum 56	Tl Thallium 81	Pb Blei 82	Bi Bismut 83	Po* Polonium 84	At* Astat 85	Rn* Radon 86

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

Elemente mit der gleichen Anzahl an Valenzelektronen in den Atomen stehen in den Spalten, den **Hauptgruppen**, untereinander. Sie besitzen ähnliche chemische Eigenschaften.

In den Zeilen, den **Perioden**, findet man Elemente, deren Atome die gleiche Anzahl an besetzten Energiestufen aufweisen.

Isotope sind Atome des gleichen Elements mit unterschiedlicher Neutronenzahl. Die Anzahl natürlicher Isotope ist atomartspezifisch.

5. Edelgaskonfiguration und Ionenladungszahl (vgl. S. 36-37)

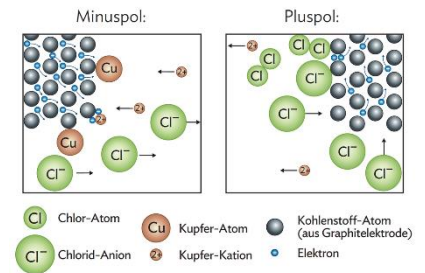
Die höchste Energiestufe eines Edelgas-Atoms (Elemente der VIII. Hauptgruppe) ist voll besetzt mit Elektronen (He: 2 Elektronen, alle anderen: 8 Elektronen). Dieser Zustand ist besonders stabil. Daher sind die Atome der Edelgase sehr reaktionsträge.

Andere Elemente liegen in der Natur auf der Teilchenebene meist als Ionen vor, was sich mit der **Edelgasregel** begründen lässt: Atome tendieren dazu, die stabile **Edelgaskonfiguration** (= Elektronenkonfiguration eines Edelgas-Atoms) zu erreichen. Mit ausreichend viel Energiezufuhr werden Elektronen entweder abgegeben (Bildung eines Kations) oder aufgenommen (Bildung eines Anions). Ob und wie viele Elektronen ein Atom abgibt oder aufnimmt, hängt von der Stellung im Periodensystem ab.

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.

6. Elektrolyse und Redoxreaktion (vgl. S. 52-56)

Die **Elektrolyse** ist eine Möglichkeit, eine chemische Verbindung zu zerlegen. Sie wird durchgeführt, indem man Elektroden in eine elektrisch leitfähige Salzlösung oder Salzschnmelze taucht und eine Gleichspannung anlegt. Dabei findet eine Elektronenübertragung statt. Am Minuspol nehmen die Metall-Kationen Elektronen auf und werden zu Metall-Atomen.

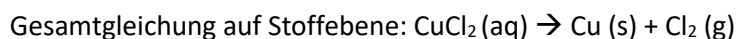
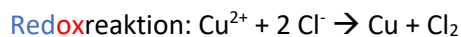
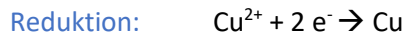


Die Elektronenaufnahme nennt man **Reduktion**. Am Pluspol geben die Nichtmetall-Anionen Elektronen ab und werden zu Nichtmetall-Atomen. Die Elektronenabgabe nennt man **Oxidation**.

Reduktion und Oxidation laufen immer gemeinsam in einer **Redoxreaktion** ab. Dabei handelt es sich um eine **Donator-Akzeptor-Reaktion**: Ein **Elektronendonator** (Reduktionsmittel) gibt Elektronen ab und wird oxidiert. Ein **Elektronenakzeptor** (Oxidationsmittel) nimmt Elektronen auf und wird reduziert.

Bei der Elektrolyse findet eine durch elektrischen Strom **erzwungene Redoxreaktion** statt. Reduktion und Oxidation können als **Teilegleichungen** der Redoxreaktion ausgedrückt und zu einer **Gesamtgleichung** zusammengefasst werden.

Beispiel:



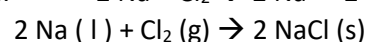
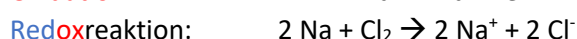
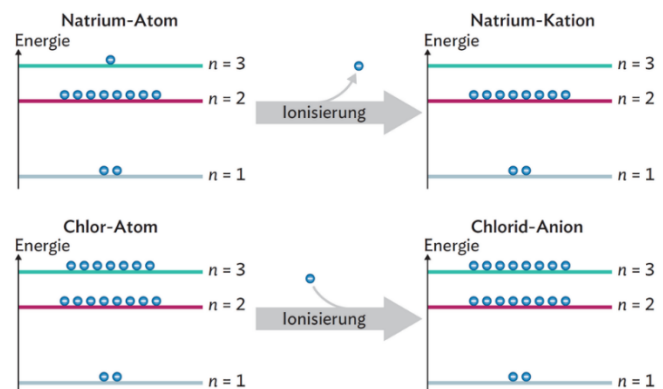
Wichtige industrielle Anwendungen der Elektrolyse sind die Herstellung von Metallen aus den Erzen sowie das Überziehen von Werkstücken mit einer Metallschicht als Korrosionsschutz oder zur Verzierung.

Für die Herstellung von Aluminium verwendet man eine Schmelzflusselektrolyse. Dabei wird ein Aluminiumsalz geschmolzen und die Salzschnmelze elektrolysiert. Dafür werden sehr große Mengen Energie benötigt und es fallen schädliche Stoffe an. Um Metallüberzüge herzustellen, wird das Werkstück üblicherweise als Minuspol in einer Salzlösung verwendet, die das aufzubringende Metall als Metallsalz enthält. Auch bei diesem Prozess kann es zu schädlichen Abfallprodukten kommen. Diese können teilweise mittels Elektrolyse wiedergewonnen werden.

7. Die Salzbildung (vgl. S. 60-61)

Bei der Salzbildung werden Atome zu Ionen. Dadurch erreichen sie eine Edelgaskonfiguration. Atome werden ionisiert, indem Valenzelektronen aufgenommen oder abgegeben werden. Die Ionisierung lässt sich gut mit Energiestufenmodellen zeigen.

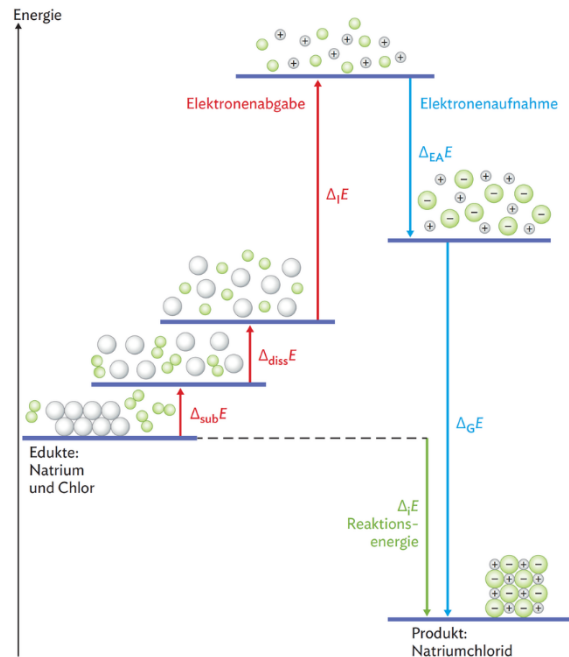
Bei der Salzbildung läuft eine Redoxreaktion freiwillig ab. Metall-Atome geben Elektronen ab, die direkt von Nichtmetall-Atomen aufgenommen werden.



8. Salzbildung als exotherme Reaktion (vgl. S. 64-65)

Viele Salzbildungsreaktionen sind stark exotherm. Die energetischen Beteiligungen der Teilprozesse während der Salzbildung können im **BORN-HABER-Kreisprozess** dargestellt werden.

Die Sublimation von Atomen aus dem Feststoffverband ($\Delta_{\text{sub}}E$), die Bindungstrennung der Nichtmetall-Moleküle ($\Delta_{\text{diss}}E$) und die Ionisierung der Metall-Atome ($\Delta_{\text{I}}E$) benötigen Energie. Bei der Elektronenaufnahme der Nichtmetall-Atome ($\Delta_{\text{EA}}E$) und der Bildung eines stabilen Ionengitters aus Anionen und Kationen ($\Delta_{\text{G}}E$) wird Energie frei. Dieser letzte Energiebetrag wird als **Gitterenergie** bezeichnet. Er ist in vielen Salzbildungsreaktionen sehr groß im Vergleich zu den Energiebeträgen der anderen Teilprozesse. Dadurch ist der Gesamtprozess exotherm. Die Gitterenergie ist die Triebkraft der Salzbildung.

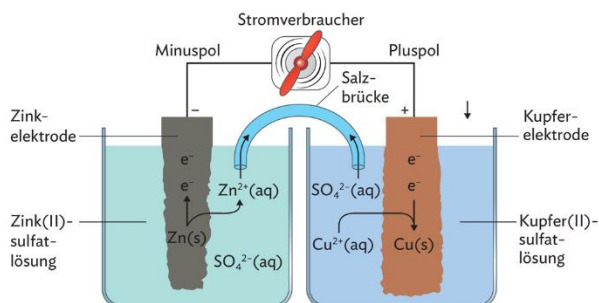


9. Elektrochemische Stromerzeugung (vgl. S. 68-72)

In der **Redoxreihe** sind die Metalle nach der Tendenz ihrer Atome angeordnet, Elektronen abzugeben. Je unedler ein Metall ist, desto leichter lassen sich seine Atome oxidieren. Je edler ein Metall ist, desto leichter lassen sich seine Kationen reduzieren.

unedle Metalle										edle Metalle		
Li	Ca	Mg	Al	Zn	Fe	Sn	Pb	Cu	Ag	Pt	Au	
leicht zu oxidieren guter Elektronendonator							guter Elektronenakzeptor leicht zu reduzieren					
Li ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Zn ²⁺	Fe ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Pt ²⁺	Au ³⁺	

Das unterschiedliche Reaktionsverhalten der Metalle kann zur **elektrochemischen Stromerzeugung** genutzt werden. In einer **Batterie** wird chemische Energie in elektrische Energie umgewandelt. Dabei läuft eine Redoxreaktion freiwillig ab.

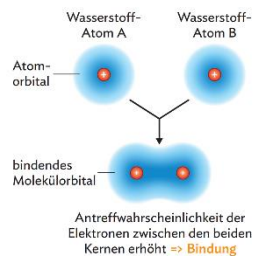


Ein Beispiel für eine einfache Batterie ist das **DANIELL-Element** (vgl. Abbildung). Es besteht aus einer Zink- und einer Kupferhalbzelle, die durch eine Salzbrücke verbunden sind. Die Zinkhalbzelle enthält eine Zinksalzlösung und eine Zinkelektrode. Die Kupferhalbzelle enthält eine Kupfersalzlösung und eine Kupferelektrode. Die Elektroden sind über einen elektrischen Leiter mit einem Verbraucher verbunden.

Oxidation und Reduktion finden räumlich getrennt jeweils in einer Halbzelle statt. Der Elektronenübergang vom Elektronendonator zum Elektronenakzeptor erfolgt über den elektrischen Leiter. Die Elektronen fließen von der Zinkelektrode (Minuspol) über den Verbraucher zur Kupferelektrode (Pluspol).

Akkumulatoren (Akkus) sind wiederaufladbare Energiespeicher. Beim Laden läuft eine erzwungene Redoxreaktion ab, beim Entladen läuft eine Redoxreaktion freiwillig ab. Ein Beispiel ist der Zink-Iod-Akku. Beim Laden wird Zink(II)-iodid elektrolysiert, beim Entladen reagieren Zink und Iod zu Zink(II)-iodid.

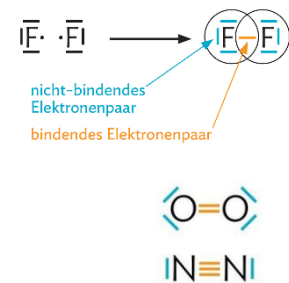
10. Das Orbitalmodell und die Elektronenpaarbindung (vgl. S. 90-94)



Orbitale sind **Elektronenwolken**, in denen sich maximal zwei Elektronen mit 99 %-iger Wahrscheinlichkeit aufhalten. Bei der Bildung einer Elektronenpaarbindung überlappen zwei einfach besetzte **Atomorbitale** zu einem **Molekülorbital**. Dadurch ist die Antreffwahrscheinlichkeit der Bindungselektronen zwischen den beiden Atomkernen erhöht. Der energetische Unterschied zwischen den Atomorbitalen und dem Molekülorbital wird als **Bindungsenergie** freigesetzt.

Ein Valenzelektron ist durch einen Punkt und ein Valenzelektronenpaar durch einen Strich symbolisiert.

Elektronenpaare, die nicht an der Ausbildung der **Elektronenpaarbindung** beteiligt sind, werden als **nicht-bindende Elektronenpaare** bezeichnet. Rechnet man wechselseitig das Bindungselektronenpaar den beiden Bindungspartnern zu, so ist deren Edelgaskonfiguration zu erkennen. Die Edelgaskonfigurationen können Atome auch durch die Ausbildung von Mehrfachbindungen in Form von Doppel- und Dreifachbindungen erhalten. Dies gilt für Moleküle aus gleichen oder aus ungleichen Atomarten.



11. Der räumliche Bau von Molekülen (vgl. S. 96-101)

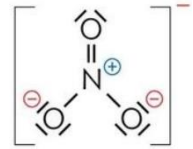
Die Grundlage zur Ermittlung des räumlichen Baus von Molekülen liefert das **Elektronenpaarabstoßungsmodell** (EPA-Modell). Dieses Modell geht davon aus, dass sich Atome räumlich um ein Zentralatom anordnen. Da sich die negativ geladenen Elektronenpaare abstoßen, werden sie zueinander den größtmöglichen Abstand einnehmen. Formal werden Mehrfachbindungen wie Einfachbindungen behandelt.

Dabei ergeben sich unterschiedliche Molekülgeometrien wie tetraedisch, trigonal planar, linear. Befinden sich am Zentralatom nicht-bindende Elektronenpaare, so kommt es aufgrund ihres größeren Raumbedarfs zu einer Verzerrung des geometrischen Grundkörpers. Die Bindungswinkel weichen vom Tetraederwinkel mit $109,5^\circ$ ab.

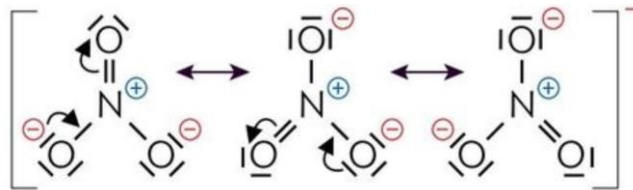
Beispielmolekül	Methan	Methanal	Kohlenstoffdioxid	Ammoniak	Wasser
Strukturformel					
Kugel-Stab-Modell mit Bindungswinkel					
Strukturbezeichnung	tetraedrisch	trigonal planar	linear	trigonal pyramidal	gewinkelt

12. Formalladungen und Grenzformeln (vgl. S. 103-105)

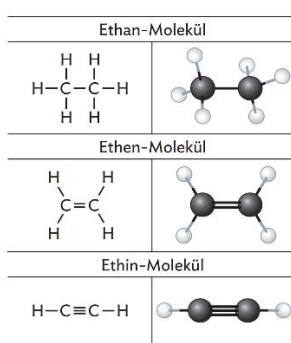
Beim Erstellen einer Valenzstrichformel ist die Anzahl an Valenzelektronen eines ungeladenen Atoms mit der Anzahl an Valenzelektronen zu vergleichen, die dem gleichen Atom formal in einer Valenzstrichformel zugeordnet sind. Die Differenz wird als **Formalladung** am Atomartensymbol in der Valenzstrichformel angegeben. Die Summe der Formalladungen ergibt die tatsächlich vorhandene Ionenladung.



Kann die tatsächliche Elektronenverteilung im Molekül oder Molekül-Ion nur mithilfe mehrerer Valenzstrichformeln wiedergegeben werden, so bezeichnet man dies als **Mesomerie**. In solchen Fällen sind mehrere **Grenzformeln** zu formulieren, die damit den Bereich der tatsächlichen Elektronenverteilung definieren.



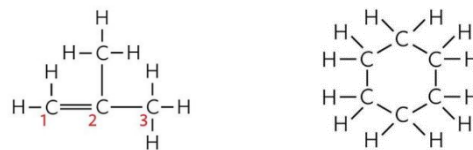
13. Kohlenwasserstoffe (vgl. S. 108-117)



Alkane sowie **Cycloalkane** bestehen aus Molekülen, deren Kohlenstoff-Atome stets über **Einfachbindungen** mit vier Bindungspartnern verbunden sind. Bei **Alkenen** bzw. **Alkinen** liegt dagegen in den Molekülen eine Mehrfachbindung zwischen zwei Kohlenstoff-Atomen vor.

Bei Alkenen enthalten die Moleküle eine **Doppelbindung** zwischen zwei Kohlenstoff-Atomen. In Alkin-Molekülen liegt eine **Dreifachbindung** zwischen zwei Kohlenstoff-Atomen vor.

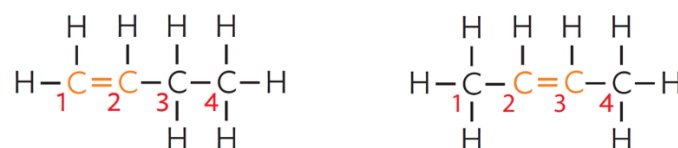
Neben den *n*-Kohlenwasserstoffen mit unverzweigten Molekülen gibt es auch Kohlenwasserstoffe mit verzweigten kettenförmigen Molekülen und Cyclo-Kohlenwasserstoffe mit ringförmigen Molekülen.



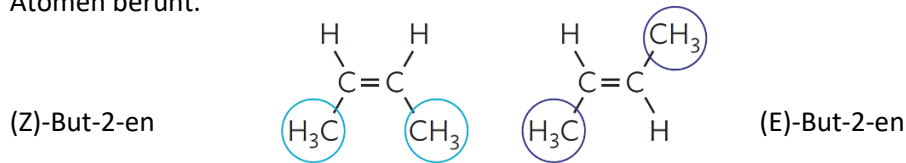
14. Isomerie bei Kohlenwasserstoffmolekülen (vgl. S. 117-118)

Isomerie nennt man das Auftreten mehrerer Moleküle mit gleicher Molekülformel, aber unterschiedlichem Molekülbau.

Als **Konstitutionsisomerie** bezeichnet man das Auftreten mehrerer Moleküle mit gleicher Molekülformel, aber unterschiedlicher Verknüpfung der Atome im Molekülbau.



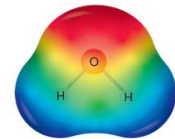
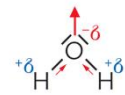
Als **E / Z -Isomerie** bezeichnet man die unterschiedliche räumliche Anordnung von Atomen in einem Molekül, die auf der fehlenden Drehbarkeit um eine Doppelbindung zwischen zwei Kohlenstoff-Atomen beruht.



15. Elektronegativität und Polarität (vgl. S. 138-141)

Die **Elektronegativität** ist eine von LINUS PAULING eingeführte Größe. Sie dient als Maß für die Stärke eines Atoms, Bindungselektronen an sich zu ziehen. Entsteht eine Bindung zwischen zwei gleichen Atomen, so ziehen beide Atome gleich stark an der Bindung. Hierbei spricht man von einer **unpolaren Elektronenpaarbindung**. Handelt es sich jedoch um unterschiedliche Bindungspartner, kann es sein, dass einer der beiden deutlich stärker an der gemeinsamen Bindung zieht. Dadurch verschieben sich innerhalb des Moleküls die **Partiellladungen** (Ladungsschwerpunkte). Man spricht von einer **polaren Elektronenpaarbindung**. Weisen zwei Bindungspartner eine Elektronegativitätsdifferenz größer als 0,4 auf, spricht man von **Bindungspolarität**.

Wenn ein Molekül eine polare Elektronenpaarbindung und eine unsymmetrische Verteilung von Ladungsschwerpunkten hat, so liegt ein permanenter Dipol vor. Die ladungscodierte **Elektronendichteoberfläche** eines Moleküls lässt sich mithilfe eines Farbcodes anzeigen. Rot steht für eine hohe Elektronendichte, während blau eine geringe Elektronendichte angibt.

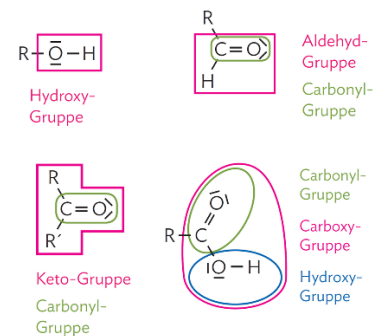


16. Der besondere Stoff Wasser und Wechselwirkungen zwischen Teilchen (vgl. S. 144-149)

Wasser ist in Lebewesen der Hauptbestandteil in den Zellen und für Stoffwechsel- und Transportvorgänge unentbehrlich. Das Wasser-Molekül liegt aufgrund seiner polaren Elektronenpaarbindungen und der gewinkelten Struktur als **Dipol-Molekül** vor. Die größte Dichte weist Wasser nicht bei 0 °C, sondern erst bei 4 °C auf. Man spricht von der sogenannten **Dichteanomalie** des Wassers. Gleichzeitig weist das Wasser mit einer Siedetemperatur von 100 °C eine deutlich höhere Siedetemperatur auf als die anderen Wasserstoffverbindungen mit Atomen aus der VI. Hauptgruppe. Dies liegt an den besonders starken Wechselwirkungen, den **Wasserstoffbrücken** zwischen den Molekülen. Schwächere Wechselwirkungen sind **Dipol-Dipol-Wechselwirkungen** und **LONDON-Dispersionswechselwirkungen**. Beide werden als **Van-der-Waals-Wechselwirkungen** zusammengefasst.

17. Alkohole, Aldehyde, Ketone und Carbonsäuren (vgl. S. 152-155)

Die **funktionellen Gruppen** ihrer Moleküle verleihen Stoffen bestimmte physikalische und chemische Eigenschaften. So enthalten Alkohol-Moleküle **Hydroxy-Gruppen**, Aldehyd-Moleküle **Aldehyd-Gruppen**, Keton-Moleküle **Keto-Gruppen** und Carbonsäure-Moleküle **Carboxy-Gruppen**. Da die funktionellen Gruppen der Moleküle von Aldehyden, Ketonen und Carbonsäuren die Carbonyl-Gruppe als gemeinsamen Bestandteil besitzen, werden diese Verbindungen auch als Carbonylverbindungen bezeichnet.



Einige Vertreter dieser Verbindungsklassen sind wichtige Biomoleküle, die im Stoffwechsel von Lebewesen unentbehrlich sind. Andere Verbindungen sind aus dem Alltag nicht mehr wegzudenken.

18. Physikalische Eigenschaften molekularer Stoffe (vgl. S. 160-163, 166-169)

Jeder Reinstoff besitzt für ihn charakteristische, physikalische Eigenschaften. Unterschiede in diesen Eigenschaften werden u. a. zur Trennung von Stoffgemischen genutzt (vgl. Destillation) und ermöglichen den gezielten Einsatz im Alltag.

Alle physikalischen Eigenschaften (Stoffebene) werden maßgeblich von Vorgängen auf der Ebene der Moleküle bestimmt (Struktur-Eigenschafts-Konzept), konkret von der Art und Stärke der **zwischenmolekularen Wechselwirkungen** an der Moleküloberfläche.

Starke Wechselwirkungen zwischen gleichartigen Molekülen, wie z. B. Wasserstoffbrücken, führen zu hohen **Schmelz- und Siedetemperaturen**. Liegen nur LONDON-Dispersionswechselwirkungen vor, sind die entsprechenden Werte, bei ähnlicher Molekülgröße, deutlich niedriger. Analog verändert sich die Fließeigenschaft von Flüssigkeiten, die **Viskosität**.

Die **Löslichkeit** eines Stoffes in einem Lösemittel hängt von den möglichen Wechselwirkungen zwischen unterschiedlichen Molekülen ab. Je stärker sich die Moleküle in ihren **Polaritäten** ähneln, umso mehr Wechselwirkungen sind untereinander möglich und die jeweiligen Stoffe ineinander löslich. **Hydrophile Stoffe** lösen sich besonders gut in Wasser, **lipophile Stoffe** in Kohlenwasserstoffen, Fetten und Ölen.

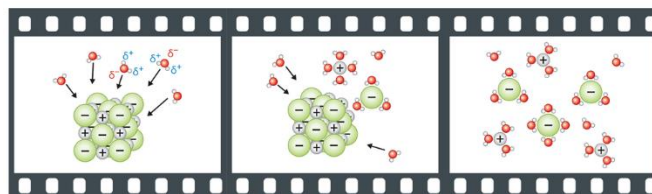


Amphiphile Stoffe enthalten Moleküle mit sowohl polaren als auch unpolaren Anteilen und können daher mit beiden Lösemitteltypen gemischt werden. Der Vergleich der Molekülstrukturen ermöglicht eine passgenaue Auswahl des jeweils besten Lösemittels.

19. Löslichkeit von Salzen (vgl. S. 172-175)

Beim Lösevorgang eines Salzes in Wasser bilden die Wasser-Moleküle aufgrund ihrer Dipol-Struktur eine **Hydrathülle** um die Ionen. Zwischen den Teilladungen der Atome in den Wasser-Molekülen und den Ionen kommt es zu **Ion-Dipol-Wechselwirkungen**. Diese **Hydratation** setzt Energie frei, die **Hydratationsenergie**. Die Ionen werden durch die schwachen, aber zahlreichen Wechselwirkungen nach und nach aus dem Ionengitter entfernt. Ist die Summe an Hydratationsenergie ungefähr so groß wie oder größer als die Gitterenergie des Ionengitters, so wird das Ionengitter vollständig aufgelöst. Das Salz löst sich. Es handelt sich um einen exothermen Löseprozess.

Der Lösevorgang ist endotherm, wenn die Summe der Gitterenergie größer ist als die Summe der durch Hydratation freiwerdenden Energie. Ist die Gitterenergie hingegen deutlich größer, so ist das Salz schwerlöslich. Je kleiner die Ionenradien und je höher die Ladung der Ionen ist, desto größer sind Hydratations- und Gitterenergie.



20. Erdöl und Erdölprodukte (vgl. S. 178-179)

Erdöl ist der wichtigste Rohstoff der chemischen Industrie. Aus dem komplexen Stoffgemisch werden Alkane, Alkene und andere Kohlenwasserstoffe mittels fraktionierter Destillation gewonnen. In der Raffinerie können die Stoffanteile z. B. durch Cracken und Reforming weiter verändert werden.

Die mit der Förderung und dem Transport einhergehenden Gefahren machen den Umgang mit Erdöl problematisch. Da es sich außerdem um endliche, fossile Rohstoffquellen handelt, müssen dringend nachhaltige Alternativen gesucht und gefunden werden.

Zudem sollst du die folgenden Fachmethoden beherrschen:

- I. Fachmethode: Die Ionenladungszahl bestimmen (S. 37)
- II. Fachmethode: Redoxteil- und Redoxgesamtgleichungen aufstellen (S. 56)
- III. Fachmethode: Valenzstrichformeln erstellen (S. 95)
- IV. Fachmethode: Formalladungen bestimmen (S. 103)
- V. Fachmethode: Mesomere Grenzformeln aufstellen (S. 105)
- VI. Fachmethode: Alkan-Moleküle benennen (S. 112)
- VII. Fachmethode: Kohlenwasserstoffmoleküle mit Mehrfachbindungen benennen (S. 120)
- VIII. Fachmethode: Die Polarität eines Moleküls bestimmen (S. 141)
- IX. Alkohol-, Aldehyd-, Keton- und Carbonsäure-Moleküle benennen (S. 154)