

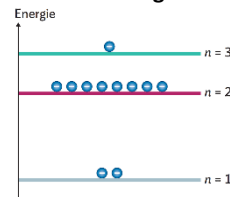
9.1

Was besagt das **Energienstufenmodell**?

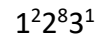


BAST, V.; BROLL, K. (2021): *Chemie 9NTG, Gymnasium Bayern*, C.C. Buchner Verlag, S. 28.

- Die Elektronen der Atomhülle befinden sich auf sog. **Energienstufen**. Die energieärmsten Elektronen befinden sich auf der niedrigsten Energienstufe ($n=1$).
- Die Elektronen auf der höchsten besetzten Energienstufe besitzen die geringste **Ionisierungsenergie** und werden als **Valenzelektronen** bezeichnet.
- Die Verteilung der einzelnen Elektronen auf den verschiedenen Energienstufen der Elektronenhülle eines Atoms kann mit der **Elektronenkonfiguration** beschrieben werden.



Beispiel: Natrium-Atom



links Energienstufenmodell, rechts Elektronenkonfiguration

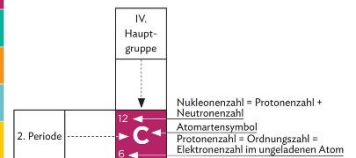
9.2

Wie ist das gekürzte **Periodensystem der Elemente** aufgebaut?



BAST, V.; BROLL, K. (2021): *Chemie 9NTG, Gymnasium Bayern*, C.C. Buchner Verlag, S. 28.

Hauptgruppen																	
I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII										
1	2															10	18
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne										
3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	36	54
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	86	118
4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	36	54	86
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	136	186
5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	36	54	86	118
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	286	386
6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	36	54	86	118	150
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn										



- Die **Hauptgruppennummer** entspricht der Anzahl an Valenzelektronen.
- Die **Periode** bestimmt die Anzahl an besetzten Energienstufen.
- Im PSE steht meist das häufigste Isotop eines Elements.
- Isotope**: Atome des gleichen Elements mit unterschiedlicher Neutronenzahl

9.3

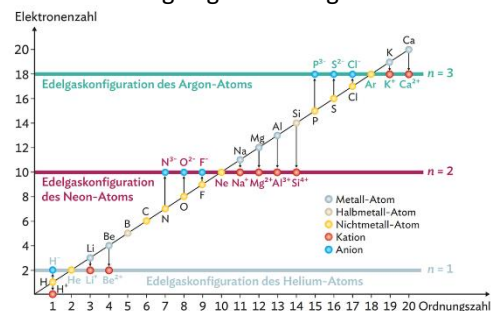
Was beschreibt die **Edelgaskonfiguration** und wie kann die **Ionenladung** bestimmt werden?



BAST, V.; BROLL, K. (2021): *Chemie 9NTG, Gymnasium Bayern*, C.C. Buchner Verlag, S. 37.

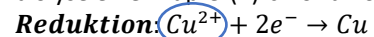
Die **Edelgaskonfiguration** ist die Elektronenkonfiguration der Edelgas-Atome mit meist 8 Valenzelektronen (Ausnahme: He-Atome 2 Valenzelektronen).

Edelgasregel: Atom-Ionen besitzen die Elektronenkonfiguration der im PSE nächst gelegenen Edelgas-Atome.



- Bei der **Elektrolyse** wird eine Redoxreaktion durch Zufuhr von elektrischer Energie erzwungen.

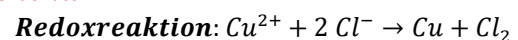
- Beispiel**: Elektrolyse einer Kupfer(II)-chlorid-Lösung



Elektronenakzeptor



Elektronendonator



9.4

Welche Vorgänge laufen bei der **Elektrolyse** ab?



- Bei einer Redoxreaktion laufen **Reduktion** (Elektronenaufnahme) und **Oxidation** (Elektronenabgabe) immer zeitgleich ab.
- Es handelt sich um eine **Donator-Akzeptor-Reaktion**, bei der Elektronen vom Donator auf den Akzeptor übertragen werden.

9.5
Wie entstehen **Salze**?



Die **Salzbildung** ist eine exotherme und freiwillig ablaufende Redoxreaktion, bei der Atome zu Ionen werden.

Metalle (Elektronendonatoren) bilden **Kationen** und geben Elektronen an **Nichtmetalle** (Elektronenakzeptoren) ab, die dabei zu **Anionen** werden. Beide Atome erreichen dadurch den stabilen Edelgaszustand.

Wenn sich die entstehenden Kationen und Anionen zu einem regelmäßigen **Ionengitter** anordnen und anziehen, wird dabei Energie frei, diese nennt man **Gitterenergie** $\Delta_G E$.

9.6
Was ist der Unterschied zwischen **edlen und unedlen Metallen**?



BAST, V.; BROLL, K. (2021): *Chemie 9NTG, Gymnasium Bayern*, C.C. Buchner Verlag, S. 69.

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

Metalle reagieren nur mit Metallsalzlösungen, wenn das eingetauchte Metall unedler ist als das Metall, dessen Ionen die Metallsalzlösung enthält.

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+}

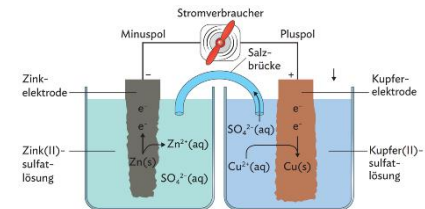
9.7
Wie funktionieren **Batterien** und was sind **umkehrbare Redoxreaktionen**?



BAST, V.; BROLL, K. (2021): *Chemie 9NTG, Gymnasium Bayern*, C.C. Buchner Verlag, S. 70.

In Batterien laufen Redoxreaktionen freiwillig ab, wobei chemische Energie in elektrische Energie umgewandelt wird.

Beispiel: **Daniell-Element**



Redoxreaktionen sind **reversibel** (= umkehrbar). Die Rückreaktion kann oft durch Änderung der Reaktionsbedingungen herbeigeführt werden.

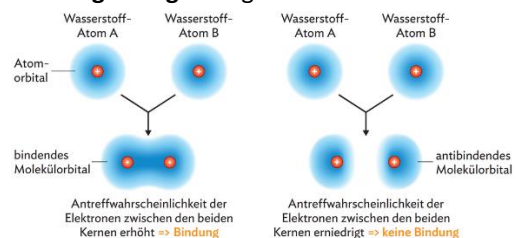
Beispiel: Laden und Entladen eines Akkumulators (=Akkus)

9.8
Was sind **Orbitale**?



BAST, V.; BROLL, K. (2021): *Chemie 9NTG, Gymnasium Bayern*, C.C. Buchner Verlag, S. 128.

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.



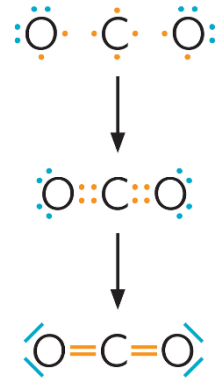
9.9

Was wird mit **Valenzstrichformeln** dargestellt?



BAST, V.; BROLL, K. (2021): *Chemie 9NTG, Gymnasium Bayern*, C.C. Buchner Verlag, S. 94.

Bei Valenzstrichformeln werden die **bindenden Elektronenpaare** von Molekülen als Striche zwischen den Atomartensymbolen dargestellt. Die **nicht-bindenden Elektronenpaare** werden als Striche um die Atomartensymbole herum angeordnet. Ein Punkt symbolisiert ein Elektron.



Durch die Ausbildung von bindenden Elektronenpaaren aus den eigenen Valenzelektronen und denen des Bindungspartners erreichen die im Molekül beteiligten Atome **Edelgaskonfiguration**.

9.10

Was beschreibt das **Elektronenpaarabstoßungsmodell** (EPA-Modell)?



BAST, V.; BROLL, K. (2021): *Chemie 9NTG, Gymnasium Bayern*, C.C. Buchner Verlag, S. 98 f.

Das **EPA-Modell** beschreibt den räumlichen Bau von Molekülen. Regeln:

1. Alle Elektronenpaare (= EP) am Zentralatom haben den größtmöglichen Abstand zueinander.
2. Mehrfachbindungen werden formal wie Einfachbindungen behandelt.
3. Nicht-bindende EP haben einen größeren Raumbedarf als bindende EP.

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

9.11

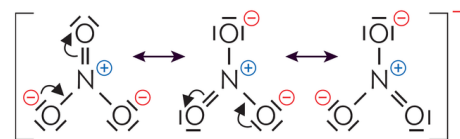
Wann spricht man von **Mesomerie**?



BAST, V.; BROLL, K. (2021): *Chemie 9NTG, Gymnasium Bayern*, C.C. Buchner Verlag, S. 104.

Wenn die tatsächliche Elektronenverteilung nicht durch eine einzige Valenzstrichformel, sondern nur mithilfe mehrerer Grenzformeln annähernd dargestellt werden kann, spricht man von **Mesomerie**.

Beispiel: Mesomere Grenzformeln des Nitrat-Ions



9.12

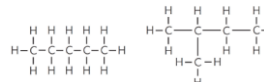
Was sind **Isomere**?



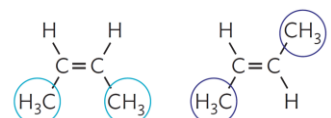
BAST, V.; BROLL, K. (2021): *Chemie 9NTG, Gymnasium Bayern*, C.C. Buchner Verlag, S. 109.

Isomere (= Moleküle mit gleicher Molekülformel, aber unterschiedlicher Verknüpfung oder räumlicher Anordnung)

Konstitutionsisomerie
(= gleiche Molekülformel, aber **unterschiedliche Verknüpfung** der Atome im Molekül.)



E/Z-Isomerie (= **unterschiedliche räumliche Anordnung** von Atomen in einem Molekül, die darauf beruht, dass eine Doppelbindung nicht frei drehbar ist.)



Zusammen

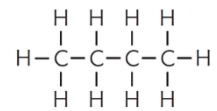
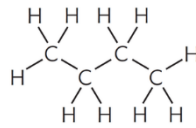
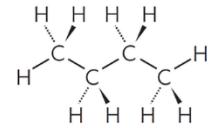
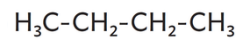
Entgegengesetzt

9.13

Welche unterschiedlichen **Formelschreibweisen** gibt es?



BAST, V.; BROLL, K. (2021): Chemie 9NTG, Gymnasium Bayern, C.C. Buchner Verlag, S. 111.

Molekülformel**Valenzstrichformel****Strukturformel****Keilstrichformel****Halbstrukturformel****Skelettformel**

9.14

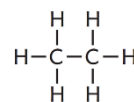
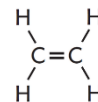
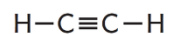
Welche **Stoffgruppen** gehören zu den **Kohlenwasserstoffen**?



BAST, V.; BROLL, K. (2021): Chemie 9NTG, Gymnasium Bayern, C.C. Buchner Verlag, S. 116.

- **Alkane** ($\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$): nur Einfachbindungen
- **Alkene** (C_nH_{2n}): mindestens eine Doppelbindung
- **Alkine** ($\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$): mindestens eine Dreifachbindung

Die vorhandenen Kohlenstoff-Atome können ketten- oder ringförmig angeordnet sein. Die Kohlenstoffkette kann wiederum unverzweigt oder verzweigt vorliegen. Bei ringförmiger Anordnung spricht man von **zyklischen Molekülen** (Cycloalkane, -alkene, -alkine)

Ethan-Molekül**Ethen-Molekül****Ethin-Molekül**

9.15

Wie hängen die **Elektronegativität** und die **Polarität von Bindungen** zusammen?



BAST, V.; BROLL, K. (2021): Chemie 9NTG, Gymnasium Bayern, C.C. Buchner Verlag, S. 138.

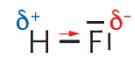
Die Elektronenpaarbindung und die Ionenbindung sind Grenztypen der chemischen Bindung.

Die **Elektronegativität EN** ist ein Maß für die Stärke eines Atoms in einem Molekül, bindende Elektronenpaare an sich zu ziehen. Je größer ΔEN von zwei miteinander verbundenen Atomen verschiedener Atomarten ist, desto polarer ist die Bindung, wodurch es zu unterschiedlichen Ladungsschwerpunkten bzw. **Partialladungen** innerhalb des Moleküls kommt.

→ $\Delta\text{EN} \leq 0,4$ nahezu unpolare Elektronenpaarbindung

→ $\Delta\text{EN} \geq 0,4$ deutlich polare Elektronenpaarbindung

Links: unpolare Atombindung bei H_2 , *rechts:* polare Atombindung mit Partialladungen bei HF



9.16

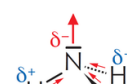
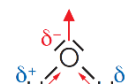
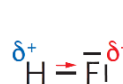
Wann spricht man von **Dipol-Molekülen**?



BAST, V.; BROLL, K. (2021): Chemie 9NTG, Gymnasium Bayern, C.C. Buchner Verlag, S. 138 ff.

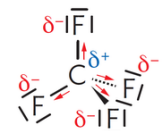
Man spricht von einem permanenten (dauerhaften) **Dipol-Molekül**, wenn ein Molekül eine **polare Elektronenpaarbindung** und eine **unsymmetrische Ladungsverteilung** aufweist.

Beispiele:



Bei einem Molekül mit symmetrischer Struktur heben sich die Bindungspolaritäten auf.

→ Das Molekül ist nicht polar und kein Dipol-Molekül!



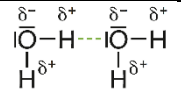
9.17

Welche **Wechselwirkungen** zwischen Teilchen gibt es?



BROLL, K.; EBERL, O. (2020): *Chemie 8NTG, Gymnasium Bayern*, C.C. Buchner Verlag, S. 144.

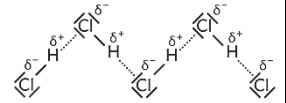
Wasserstoffbrücken: besonders starke Wechselwirkungen zwischen einem partiell positiv geladenen Wasserstoff-Atom (δ^+) eines Moleküls und einem nicht-bindenden Elektronenpaar eines partiell stark negativ geladenen Sauerstoff-, Stickstoff- oder Fluor-Atoms (δ^-) eines anderen Moleküls.



--- Wasserstoffbrücke

Van-der-Waals-Wechselwirkungen:

- **Dipol-Dipol-Wechselwirkungen:** Diese treten zwischen Molekülen mit permanenten Dipolen auf, die keine Wasserstoffbrücken bilden.
- **London-Dispersionswechselwirkungen:** beruhen auf der elektrostatischen Anziehung zwischen temporären Dipolen und sind die schwächsten Wechselwirkungen.



9.18

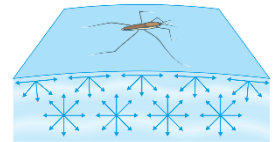
Welche besonderen Eigenschaften hat **Wasser**?



BAST, V.; BROLL, K. (2021): *Chemie 9NTG, Gymnasium Bayern*, C.C. Buchner Verlag, S. 147.

Ursache aller besonderen Eigenschaften von Wasser ist die Ausbildung von **Wasserstoffbrücken** zwischen den Wasser-Molekülen.

- **hohe Siede- bzw. Schmelztemperatur**
- **Dichteanomalie:** Beim Erstarren wird das Volumen von Wasser größer und die Dichte kleiner. Dies liegt daran, dass sich beim Wasser ein weitmaschiges Gitter aus Wasser-Molekülen mit großen Hohlräumen bildet. Die Struktur wird durch die Wasserstoffbrücken stabilisiert.
- **Oberflächenspannung:** Durch die Ausbildung von Wasserstoffbrücken wird die Oberfläche eines Wasservolumens möglichst klein gehalten.



9.19

Was sind **Alkohole, Aldehyde, Ketone** und **Carbonsäuren**?



BAST, V.; BROLL, K. (2021): *Chemie 9NTG, Gymnasium Bayern*, C.C. Buchner Verlag, S. 152 f.

Verbindungs- klasse	Funktionelle Gruppe(n)	Beispiel
Alkohole	$\text{R}-\text{O}-\text{H}$ Hydroxy-Gruppe	Ethanol
Aldehyde	$\text{R}-\text{C}(=\text{O})-\text{H}$ Aldehyd-Gruppe Carbonyl-Gruppe	Ethanal
Ketone	$\text{R}-\text{C}(=\text{O})-\text{R}'$ Keto-Gruppe Carbonyl-Gruppe	Propanon
Carbonsäuren	$\text{R}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{H}$ Carbonyl-Gruppe Carboxy-Gruppe Hydroxy-Gruppe	Ethansäure

9.20

Wovon hängt die **Siedetemperatur** und **Viskosität** von Stoffen ab?



Schmelz- und Siedetemperaturen:

Große zwischenmolekulare Kräfte führen zu hohen Schmelz- und Siedetemperaturen (Struktur-Eigenschafts-Konzept). Die Stärke der Wechselwirkungen lässt sich aufsteigend folgendermaßen ordnen:



LONDON-Dispersionswechselwirkungen (z.B. zwischen Alkyl-Resten)

Dipol-Dipol-Wechselwirkungen (z.B. zwischen Carbonyl-Gruppen)

Wasserstoffbrücken (z.B. zwischen Hydroxy- oder Carboxy-Gruppen)

Viskosität: Maß für die Zähflüssigkeit eines Stoffes. Je stärker die Wechselwirkungen zwischen den Molekülen sind, desto zähflüssiger ist der Stoff.

„Ähnliches löst sich in Ähnlichem.“

→ Ähnliche Polarisierung der Moleküle bewirken ähnliche Löseeigenschaften der Stoffe.

9.21

Wovon hängt die **Löslichkeit** von molekularen Stoffen ab?



hydrophil (wasserliebend): Stoff mit polaren Molekülen (bzw. Molekülteilen), löst sich gut in hydrophilen Lösemitteln (z.B. Wasser). Es bilden sich zwischen den Molekülen Wasserstoffbrücken oder Dipol-Dipol-Wechselwirkungen aus. Hydrophile Stoffe sind meist **lipophob** (= fettmeidend).

hydrophob (wassermeidend): Stoff mit unpolaren Molekülen (bzw. Molekülteilen), wodurch sich nur London-Dispersionswechselwirkungen ausbilden können. Hydrophobe Stoffe sind meist **lipophil** (= fettliebend).

amphiphil (beides liebend): Stoffe, die Moleküle mit polaren und unpolaren Anteilen enthalten, z.B. Ethanol.

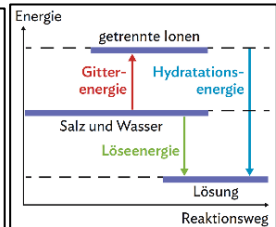
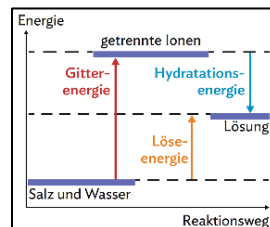
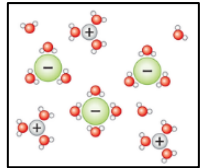
9.22

Was passiert beim **Lösen** eines **Salzes**?



BAST, V.; BROLL, K. (2021): *Chemie 9NTG*, Gymnasium Bayern, C.C. Buchner Verlag, S. 172, S. 175.

Das Lösen eines Salzes in Wasser wird als **Hydratation** bezeichnet. Dabei bilden Wasser-Moleküle aufgrund ihrer Dipol-Struktur **Hydrathüllen** um die Ionen des Salzes. Dabei kommt es zwischen den Ionen und den Teilladungen der Atome in den Wasser-Molekülen zu **Ion-Dipol-Wechselwirkungen**. Der Lösevorgang kann **endotherm** (links) oder **exotherm** (rechts) sein:



9.23



9.24



