

1 Atombau, Periodensystem und chemische Bindung

1.11 Durchblick: Zusammenfassung und Übung

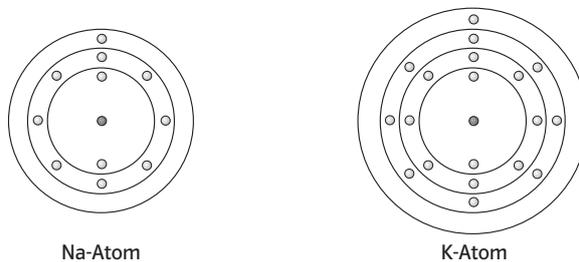
Zu den Aufgaben

Hinweis: In einem Teil der Auflage des Schülerbuchs sind die Aufgaben ab A6 fehlerhaft nummeriert.

A1

- Die Ordnungszahl gibt die Stellung des Elements im Periodensystem an. Da die Ordnungszahl mit der Kernladungszahl übereinstimmt, entspricht sie auch der Anzahl der Protonen des Atoms sowie der Anzahl der Elektronen des neutralen Atoms.
- Die Nukleonenzahl ist die Summe der Anzahl der Protonen und der Anzahl der Neutronen. Da die Nukleonenzahl ungefähr der Teilchenmasse in u entspricht, bezeichnet man sie auch als Massenzahl.
- Die Kernladungszahl ist identisch mit der Anzahl der Protonen.
- Die Nummer der Hauptgruppe entspricht der Anzahl der Valenzelektronen (Außenelektronen) des Atoms.
- Die Nummer der Periode entspricht der Anzahl der voll oder teilweise besetzten Schalen der Atome im Grundzustand.

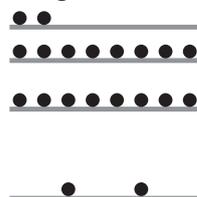
A2



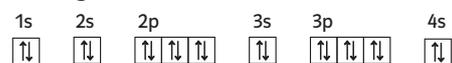
Das Natrium-Atom hat 11 Elektronen, das Kalium-Atom hat 19 Elektronen. Beide Atome haben 1 Valenzelektron (Außenelektron).

A3 Elektronenkonfiguration des Calcium-Atoms:

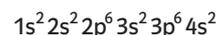
a) Energiestufenmodell:



b) Pauling-Schreibweise:



Vereinfachte Schreibweise:



A4

- Alle genannten Ionen (Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} , N^{3-} , O^{2-} , F^-) haben 2 Elektronen in der 1. Energiestufe und 8 Elektronen in der 2. Energiestufe.
- Die Elektronenkonfiguration dieser Ionen entspricht der des Edelgases Neon, folglich handelt es sich um eine Edelgaskonfiguration.

A5

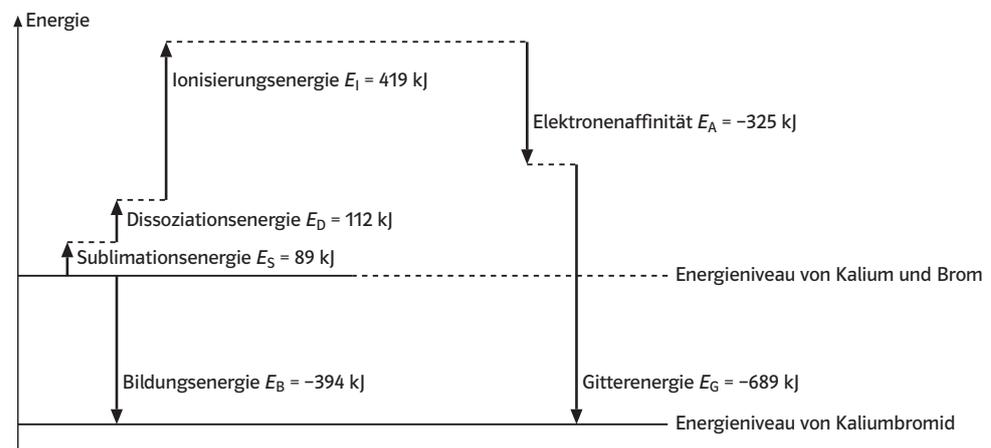
- Es bilden sich Mg^{2+} -Ionen (Magnesium-Ionen) und O^{2-} -Ionen (Oxid-Ionen).
- Die Atome des Edelgases Neon (Ne) haben die gleiche Elektronenkonfiguration.

A6 Kaliumbromid:

$$\begin{aligned} \text{a) } E_B &= -394 \text{ kJ} \\ E_S &= 89 \text{ kJ} \\ E_D &= 112 \text{ kJ} \\ E_I &= 419 \text{ kJ} \\ E_A &= -325 \text{ kJ} \end{aligned}$$

$$E_G = E_B - (E_S + E_D + E_I + E_A) = -394 \text{ kJ} - (89 \text{ kJ} + 112 \text{ kJ} + 419 \text{ kJ} + (-325 \text{ kJ})) = -689 \text{ kJ}$$

b)



c) Der Reaktionsschritt mit dem höchsten Energieumsatz ist die Bildung des Ionengitters aus den Ionen.

d) Zur Berechnung der Bildungsenergie von *festem* Kaliumbromid addiert man die Sublimationsenergie von Kalium, die Dissoziationsenergie von Brom-Molekülen, die Ionisierungsenergie von Kalium-Atomen, die Elektronenaffinität von Chlor-Atomen und die Gitterenergie:

$$E_B = E_S + E_D + E_I + E_A + E_G = 89 \text{ kJ} + 112 \text{ kJ} + 419 \text{ kJ} + (-325 \text{ kJ}) + (-689 \text{ kJ}) = -394 \text{ kJ}$$

Zur Berechnung der Bildungsenergie von *gasförmigem* Kaliumbromid lässt man die Gitterenergie weg:

$$E_B = E_S + E_D + E_I + E_A = 89 \text{ kJ} + 112 \text{ kJ} + 419 \text{ kJ} + (-325 \text{ kJ}) = +295 \text{ kJ}$$

Der positive Wert der Bildungsenergie bedeutet, dass die Reaktion endotherm wäre.

Hinweis: Die Berechnung von $E_B = +295 \text{ kJ}$ gilt für den hypothetischen Zustand, dass bei 25°C gasförmiges Kaliumbromid vorliegt und aus K^+ - und Cl^- -Ionen besteht. Die Siedetemperatur beträgt allerdings 1435°C , und im gasförmigen Zustand liegen vermutlich (analog zu gasförmigem Kochsalz) KBr , K_2Br_2 - und K_3Br_3 -Moleküle vor. Die für 25°C berechnete Bildungsenthalpie von gasförmigem Kaliumbromid beträgt -180 kJ/mol , d.h., die (gedachte) Bildung von gasförmigem, „molekularem“ Kaliumbromid aus den elementaren Stoffen bei 25°C ist exotherm. (Quelle der Bildungsenthalpie, Stand April 2020: <https://webbook.nist.gov/chemistry/>)

A7

	a) Strukturformel	b) Räumliche Struktur nach dem EPA-Modell	c) Dipol / kein Dipol
H ₂ S		Die zwei bindenden Elektronenpaare ordnen sich mit den zwei nicht bindenden Elektronenpaaren tetraedrisch an. Das Molekül ist gewinkelt.	Das S-Atom hat eine negative Teilladung, die H-Atome haben positive Teilladungen. Die Ladungsschwerpunkte fallen nicht zusammen, das Molekül ist ein Dipol.
NH ₃		Die drei bindenden Elektronenpaare ordnen sich mit dem nicht bindenden Elektronenpaar tetraedrisch an. Das Molekül ist pyramidal.	Das N-Atom hat eine negative Teilladung, die H-Atome haben positive Teilladungen. Die Ladungsschwerpunkte fallen nicht zusammen, das Molekül ist ein Dipol.
NH ₄ ⁺		Die vier bindenden Elektronenpaare ordnen sich tetraedrisch an. Das Molekül-Ion ist tetraedrisch.	
CF ₄		Die vier bindenden Elektronenpaare ordnen sich tetraedrisch an. Das Molekül ist tetraedrisch.	Das C-Atom hat eine positive Teilladung, die Cl-Atome haben negative Teilladungen. Die Ladungsschwerpunkte fallen aufgrund der Symmetrie zusammen, das Molekül ist kein Dipol.
CO ₂	$\langle \text{O}=\text{C}=\text{O} \rangle$	Die zwei Doppelbindungen wirken nach dem EPA-Modell wie zwei Elektronenpaare von Einfachbindungen. Sie haben im Winkel von 180° den größtmöglichen Abstand. Das Molekül ist linear.	Das C-Atom hat eine positive Teilladung, die O-Atome haben negative Teilladungen. Die Ladungsschwerpunkte fallen aufgrund der Symmetrie zusammen, das Molekül ist kein Dipol.
CO ₃ ²⁻		Die zwei Einfachbindungen und die Doppelbindung haben im Winkel von 120° den größtmöglichen Abstand. Das Molekül-Ion ist trigonal planar. <i>Hinweis:</i> Die drei C-O-Bindungen sind gleichartig, und die zwei negativen Elementarladungen sind gleichmäßig auf die drei O-Atome verteilt (Mesomerie). Deshalb sind die Bindungswinkel auch nach dem verfeinerten EPA-Modell genau 120°.	

A8

a) Die Verhältnisformel von festem Aluminiumchlorid ist AlCl₃. Sie lässt sich mithilfe der Edelgasregel ermitteln: Al-Atome haben 3 Valenzelektronen. Wenn sie diese abgeben, entstehen Al³⁺-Ionen. Diese haben die gleiche Elektronenkonfiguration wie Ne-Atome, also eine Edelgaskonfiguration. Cl-Atome haben 7 Valenzelektronen. Wenn sie 1 weiteres Elektron aufnehmen, entstehen Cl⁻-Ionen. Diese haben die gleiche Elektronenkonfiguration wie Ar-Atome, also eine Edelgaskonfiguration. Je 3 Cl⁻-Ionen gleichen die Ladung von 1 Al³⁺-Ion aus. daraus folgt die Verhältnisformel AlCl₃.

b) $EN(\text{Al}) = 1,5$ und $EN(\text{Cl}) = 3,0$
 $\Rightarrow \Delta EN = 3,0 - 1,5 = 1,5$

Ab einer Elektronegativitätsdifferenz von $\Delta EN > 1,7$ liegt i.d.R. eine Ionenbindung vor. Die Elektronegativitätsdifferenz von Aluminiumchlorid liegt knapp darunter, d.h., man erwartet eher eine polare Elektronenpaarbindung. Dies ist im gasförmigen Zustand tatsächlich der Fall (Al₂Cl₆-Moleküle), während im festen Zustand doch ein Ionengitter vorliegt.

A9

- Elektrische Leitfähigkeit: Die Atomrümpfe bilden ein Metallgitter. Zwischen den Atomrümpfen können sich die Valenzelektronen frei bewegen. Beim Anlegen einer Gleichspannung bewegen sich die Elektronen in einer Richtung zum Pluspol.
- Hohe Wärmeleitfähigkeit: Erhitzt man ein Metallstück, so wird sowohl den Atomrümpfen als auch dem Elektronengas Energie zugeführt. Die thermische Energie breitet sich zum einen durch Stöße zwischen den Atomrümpfen aus, zum anderen durch die frei beweglichen Elektronen. Da die Energie von den Elektronen sehr schnell transportiert wird, haben Metalle eine hohe Wärmeleitfähigkeit.
- Duktilität: Wenn sich durch Verbiegen eines Metallstücks die Atomrümpfe verschieben, passt sich das Elektronengas der Verformung an. Es hält die Atomrümpfe weiterhin zusammen, sodass das Metallstück nicht zerbricht.

A10 Gemeinsamkeit: Sowohl London-Kräfte als auch Dipol-Dipol-Kräfte sind Coulomb-Kräfte zwischen Dipolen. Beide gehören folglich zu den Van-der-Waals-Kräften.

Unterschiede: London-Kräfte wirken zwischen temporären Dipolen, Dipol-Dipol-Kräfte wirken zwischen permanenten Dipolen. Dipol-Dipol-Kräfte sind i. d. R. stärker als London-Kräfte.

A11

- Nach dem Thomson'schen Atommodell besteht ein Atom aus einer positiv geladenen Kugel, in der negativ geladene Elektronen verteilt sind, ähnlich wie die Rosinen in einem Rosinenkuchen. Im Vergleich zum Vorgängermodell, dem Dalton'schen Atommodell, machte es eine erste Aussage über den inneren Aufbau der Atome: Atome enthalten Elektronen.
- Nach dem Rutherford'schen Atommodell besteht ein Atom aus einem sehr kleinen positiv geladenen Atomkern, in dem fast die gesamte Masse des Atoms vereint ist und einer Atomhülle, die aus Elektronen besteht. Nach dem Vorgängermodell, dem Thomson'schen Atommodell, konnte man den Streuversuch von RUTHERFORD nicht erklären. Das Rutherford'sche Atommodell verbesserte also die Vorstellung über den Aufbau der Atome.
- Nach dem Energiestufenmodell besetzen die Elektronen in der Atomhülle bestimmte Energiestufe. Das Leuchten eines Atoms kann man als Abgabe eines Photons beim Übergang eines Elektrons von höheren in eine niedrigere Energiestufe erklären. Im Vergleich zum Vorgängermodell, dem Dalton'schen Atommodell, machte es eine erste Aussage über den Aufbau der Atomhülle.
- Nach dem Bohr-Sommerfeld'schen Atommodell bewegen sich die Elektronen auf Ellipsenbahnen um den Atomkern; diese entsprechen den Energiestufen des Energiestufenmodells. Man konnte damit (allerdings nur beim Wasserstoff-Atom) die Höhen der Energiestufen berechnen.
- Nach dem Orbitalmodell bewegen sich die Elektronen nicht auf Kreisbahnen, sondern sie entsprechen stehenden Wellen am Atomkern. Das Vorgängermodell, das Bohr-Sommerfeld'sche Atommodell, konnte nicht erklären, warum die Elektronen auf ihren Bahnen nicht Energie abgeben und dadurch in den Kern stürzen. Diese Schwäche hat das Orbitalmodell nicht. Das Orbitalmodell ist das bis heute gültige Atommodell.
Das Schalenmodell ist eine Vereinfachung des Orbitalmodells.

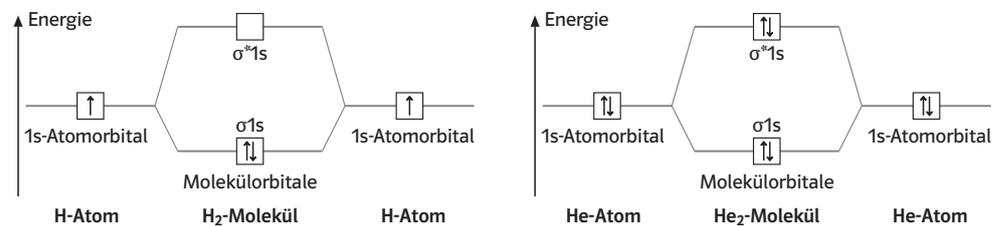
A12

a) Ordnet man im H_2 -Molekül das bindende Elektronenpaar einem der H-Atome zu, so hat es mit insgesamt zwei Elektronen Edelgaskonfiguration (wie das He-Atom). Das Gleiche gilt auch für das andere H-Atom. Ein He-Atom hat bereits Edelgaskonfiguration; man erwartet daher nicht, dass es Verbindungen bildet. Im „ He_2 -Molekül“ könnte man einem He-Atom vier Elektronen zuordnen. Es hätte damit die Elektronenkonfiguration des Be-Atoms, also keine Edelgaskonfiguration.

b) Linkes Diagramm: Zwei He-Atome ziehen sich aufgrund der London-Kräfte schwach an. Mit einer Verringerung des Kernabstands nimmt daher die Energie etwas ab (d. h., es wird etwas Energie abgegeben), bis sie bei R_0 ein Minimum erreicht. Es entsteht aber keine kovalente Bindung. Um den Abstand der beiden He-Kerne weiter zu verringern, muss Energie aufgewendet werden, da nun die Abstoßung überwiegt.

Rechtes Diagramm: Nähern sich zwei H-Atome, so wird durch Wechselwirkung zwischen den Atomhüllen Energie frei. Es entsteht eine kovalente Bindung. Beim Kernabstand R_0 erreicht die Energie ein Minimum; dies ist die Bindungslänge des H_2 -Moleküls. Sie ist wesentlich kleiner als der Kernabstand R_0 bei den He-Atomen. Auch hier muss Energie aufgewendet werden, um den Abstand der beiden H-Kerne noch weiter zu verringern, da nun die Abstoßung überwiegt.

c)

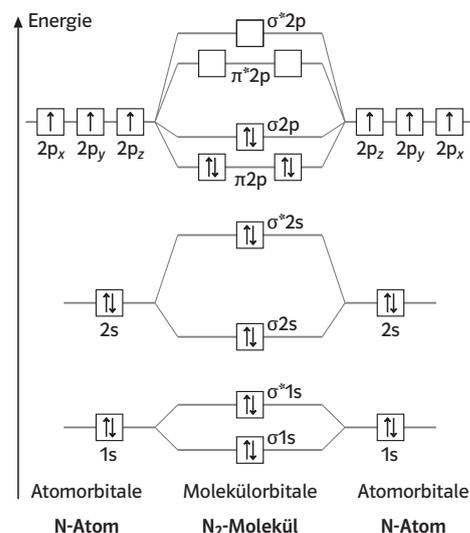


Die beiden MO-Schemata zeigen, dass nur bei der Bildung des H_2 -Moleküls Energie abgegeben wird: Beide Elektronen geben beim Übergang vom 1s-Orbital in das bindende σ_{1s} -Orbital Energie ab.

Bei der Bildung des „ He_2 -Moleküls“ würde diese Energieabgabe mehr als kompensiert, da zwei weitere Elektronen in das antibindende σ^*_{1s} -Orbital übergehen und dabei Energie aufnehmen müssten. Da die Energieaufnahme größer wäre als die Energieabgabe, würde zur Bildung des „ He_2 -Moleküls“ Energie benötigt. Wenn der Kernabstand so klein wird, dass die Atomorbitale zu Molekülorbitalen kombinieren, resultiert aus dieser Energieerhöhung eine Abstoßung zwischen den He-Atomen (s. B3 im Schülerbuch).

A13

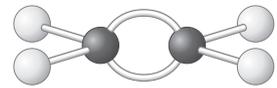
a) Das MO-Schema des N_2 -Moleküls sieht ähnlich aus wie das des O_2 -Moleküls (s. Kap. 1.10, B5), nur dass insgesamt zwei Elektronen weniger vorhanden sind:



- b) Im O_2 -Molekül sind zwei antibindende Molekülorbitale mit je einem Elektron besetzt. Das O_2 -Molekül ist folglich ein Diradikal, das (wie alle Radikale) relativ reaktionsfreudig ist. Im N_2 -Molekül sind diese antibindenden Molekülorbitale nicht besetzt.
Hinweis: Aus den unterschiedlichen Elektronenkonfigurationen des O_2 - und N_2 -Moleküls folgt ein weiterer messbarer Unterschied in den Stoffeigenschaften: Sauerstoff ist paramagnetisch; Stickstoff ist diamagnetisch.

A14

- a) Im Ethen-Molekül (C_2H_4) betrachtet man die beiden C-Atome zunächst als separate Zentren: Die beiden C–H-Einfachbindungen und die C=C-Doppelbindung haben gleiche Abstände und bilden drei Winkel von 120° , d.h., die Struktur ist trigonal planar. Das gesamte Ethen-Molekül ist aus zwei gleichen trigonal planaren Strukturen zusammengesetzt.



Hinweis: Dass das Molekül insgesamt planar ist, kann man mit dem EPA-Modell nicht erklären, aber es ergibt sich aus dem Modell der Hybridisierung, siehe (b).

Im Ethin-Molekül (C_2H_2) betrachtet man die beiden C-Atome zunächst als separate Zentren: Die beiden C–H-Einfachbindungen und die $C\equiv C$ -Dreifachbindung bilden einen Winkel von 180° , d.h., die Struktur ist linear. Das gesamte Ethin-Molekül ist aus zwei gleichen linearen Strukturen zusammengesetzt, also auch insgesamt linear.



- b) Zur Bildung des Ethen-Moleküls konstruiert man an jedem C-Atom aus einem s-Orbital und zwei p-Orbitalen drei sp^2 -Hybridorbitale. Diese überlappen mit den s-Orbitalen zweier H-Atome bzw. mit einem sp^2 -Hybridorbital des anderen C-Atoms zu σ -Bindungen. Das übrige p-Orbital überlappt mit dem p-Orbital des anderen C-Atoms zu einer π -Bindung. Die p-Orbitale können nur überlappen, wenn alle Atome des Ethen-Moleküls in einer Ebene liegen, deshalb ist das Molekül insgesamt planar.
 Zur Bildung des Ethin-Moleküls konstruiert man an jedem C-Atom aus einem s-Orbital und einem p-Orbital zwei sp -Hybridorbitale. Diese überlappen mit dem s-Orbital eines H-Atoms bzw. mit einem sp -Hybridorbital des anderen C-Atoms zu σ -Bindungen. Die beiden übrigen p-Orbitale überlappen mit den p-Orbitalen des anderen C-Atoms zu zwei π -Bindungen.
- c) Ethen: Aus beiden Modellen ergibt sich ein H-C-C-Bindungswinkel von 120° . Der real etwas größere Bindungswinkel von $121,3^\circ$ wird dadurch verursacht, dass die vier Elektronen der Doppelbindung etwas mehr Platz beanspruchen als die jeweils zwei Elektronen der Einfachbindungen. (*Hinweis:* Im verfeinerten EPA-Modell wird berücksichtigt, dass Mehrfachbindungen mehr Raum einnehmen als Einfachbindungen. Dies wird aber in der knappen Beschreibung im Schülerbuch nicht erwähnt.)
 Ethin: Aus beiden Modellen ergibt sich ein H-C-C-Bindungswinkel von 180° . Dies stimmt mit dem realen Bindungswinkel überein.