

1 Atombau, Periodensystem und chemische Bindung

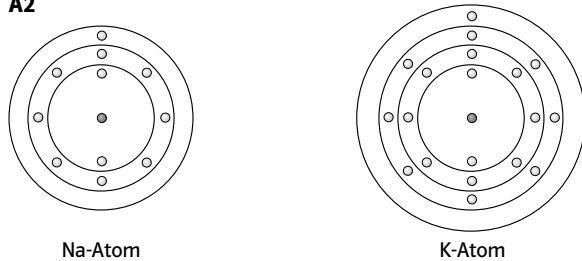
1.25 Durchblick Zusammenfassung und Übung

Zu den Aufgaben

A1

- a) 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.
- b) Die Nukleonenzahl ist die Summe der Anzahl der Protonen und der Anzahl der Neutronen.
- c) Die Kernladungszahl ist identisch mit der Anzahl der Protonen.
- d) Die Nummer der Hauptgruppe entspricht der Anzahl der Außenelektronen des Atoms.
- e) Die Nummer der Periode entspricht der Anzahl der voll oder teilweise besetzten Schalen der Atome im Grundzustand.

A2



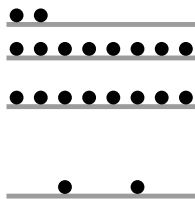
Das Natriumatom hat 11 Elektronen, das Kaliumatom hat 19 Elektronen. Beide Atome haben 1 Außenelektron (Valenzelektron).

A3 Gemeinsamkeiten: Beide Kurven zeigen einen ähnlichen Verlauf: Auf ein Minimum folgt ein annähernd linearer Anstieg der Ionisierungsenergie bis zu einem Maximum, und dann ein steiler Abfall der Ionisierungsenergie zum nächsten Minimum.

Unterschiede:

- Die Ionisierungsenergien sind im Vergleich zu Kap. 1.7, B3 insgesamt wesentlich größer; sie haben etwa den doppelten bis dreifachen Wert. Grund: Nach der Entfernung des ersten Elektrons aus einem neutralen Atom benötigt man mehr Energie, um ein weiteres Elektron aus dem nun positiv geladenen Ion zu entfernen. Die zweite Ionisierungsenergie ist also in jedem Fall höher als die erste Ionisierungsenergie.
- Die Minima und Maxima sind im Vergleich zu Kap. 1.7, B3 um eine Kernladungszahl nach rechts verschoben. Begründung anhand eines Beispiels: Der starke Abfall der ersten Ionisierungsenergie zwischen den Kernladungszahlen 10 (Ne) und 11 (Na) ist dadurch bedingt, dass sich das 11. Elektron des Na-Atoms in einer höheren Schale befindet und dadurch leichter abzuspalten ist. Betrachtet man die zweite Ionisierungsenergie (d.h. die Ionisierungsenergie der einfach geladenen Kationen), so hat man eine analoge Situation zwischen den Kernladungszahlen 11 (Na⁺) und 12 (Mg⁺).

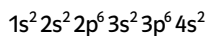
A4 Energiestufenmodell:



Pauling-Schreibweise:



Vereinfachte Schreibweise:



A5 In 100 Atomen des Isotopengemisches seien x Atome ^{35}Cl und y Atome ^{37}Cl enthalten. Die durchschnittliche Masse ist:

$$\frac{x \cdot 35 \text{ u} + y \cdot 37 \text{ u}}{100} = 35,5 \text{ u} \quad (1)$$

Außerdem gilt: $x + y = 100 \quad (2)$

Einsetzen von (2) in (1) ergibt:

$$\begin{aligned} \frac{x \cdot 35 \text{ u} + (100-x) \cdot 37 \text{ u}}{100} &= 35,5 \text{ u} \\ \Leftrightarrow x \cdot 35 \text{ u} + 100 \cdot 37 \text{ u} - x \cdot 37 \text{ u} &= 100 \cdot 35,5 \text{ u} \\ \Leftrightarrow x \cdot (-2 \text{ u}) + 3700 \text{ u} &= 3550 \text{ u} \\ \Leftrightarrow x \cdot (-2 \text{ u}) &= -150 \text{ u} \\ \Leftrightarrow x &= 75 \end{aligned}$$

Einsetzen in (2) ergibt: $y = 100 - x = 100 - 75 = 25$

Ergebnis: Der Anteil von ^{35}Cl beträgt 75%, der Anteil von ^{37}Cl beträgt 25%.

A6 Die Formulierung $^{24}_{12}\text{Mg}$ bezeichnet das isotope Magnesiumatom (Magnesiumisotop) mit der Masse 24 u. Die Formulierung $^{24,3}_{12}\text{Mg}$ bezeichnet kein bestimmtes Teilchen. Sie steht so (oder in ähnlicher Anordnung) im Periodensystem der Elemente: 12 ist die Ordnungszahl; 24,3 ist die durchschnittliche Masse der Magnesiumatome in der Einheit u (s. Kap. 1.6, B1).

A7

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

A8

- a) 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.
- b) Die Elektronenkonfiguration dieser Ionen entspricht der des Edelgases Neon, folglich handelt es sich um eine Edelgaskonfiguration.

A9

Schwefelwasserstoff (H_2S): $\begin{array}{c} \text{S} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ Die zwei bindenden Elektronenpaare ordnen sich mit den zwei freien Elektronenpaaren tetraedrisch an. Das Molekül ist folglich gewinkelt.

Ammoniak (NH_3): $\begin{array}{c} \text{N} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$ Die drei bindenden Elektronenpaare ordnen sich mit dem freien Elektronenpaar tetraedrisch an. Das Molekül ist folglich pyramidal.

Tetrafluormethan (CF_4): $\begin{array}{c} \text{F} \\ | \\ \text{F}-\text{C}-\text{F} \\ | \\ \text{F} \end{array}$ Die vier bindenden Elektronenpaare ordnen sich tetraedrisch an. Das Molekül ist folglich tetraedrisch.

Kohlenstoffdioxid (CO_2): $\text{O}=\text{C}=\text{O}$ 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 folglich linear.

A10

- Dichte: $\rho(\text{Diamant}) = 3,51 \text{ g/cm}^3$; $\rho(\text{Graphit}) = 2,25 \text{ g/cm}^3$. Die Dichte von Diamant ist also wesentlich größer als die von Graphit.
 Erklärung: Im Diamantgitter liegt jedes Atom einer Schicht (aus gewellten Sechsringen) in den Lücken der Atome der vorigen Schicht. Im Graphitgitter ist der Abstand zwischen den (ebenen) Schichten relativ groß. Er beträgt etwa das 2,5-fache des Abstandes zwischen den Atomen derselben Schicht. Die Kohlenstoffatome im Diamant liegen dadurch im Durchschnitt enger beieinander.
- Elektrische Leitfähigkeit: Diamant ist ein Isolator. Graphit leitet den elektrischen Strom entlang der Schichtebenen, aber fast nicht senkrecht zu den Schichtebenen.
 Erklärung: Im Diamant gehören alle Außenelektronen der Kohlenstoffatome zu bindenden Elektronenpaaren der Atombindungen. Sie sind über die Bindung hinaus praktisch nicht beweglich. Im Graphit sind nur je drei Außenelektronen der Kohlenstoffatome an bindenden Elektronenpaaren beteiligt. Das jeweils vierte Elektron ist über die ganze Schicht beweglich, aber nicht senkrecht zu den Schichten.
- Härte: Diamant ist der härteste aller natürlich vorkommenden Stoffe; Graphit ist weich und leicht spaltbar.
 Erklärung: Im Diamant ist jedes Kohlenstoffatom durch Atombindungen mit je vier weiteren Kohlenstoffatomen verbunden. Im Graphit sind nur die Atome einer Schicht miteinander durch Atombindungen verbunden. Der Abstand zwischen den Schichten ist relativ groß. Zwischen den Schichten wirken nur geringe Kräfte; die Schichten lassen sich leicht gegeneinander verschieben.

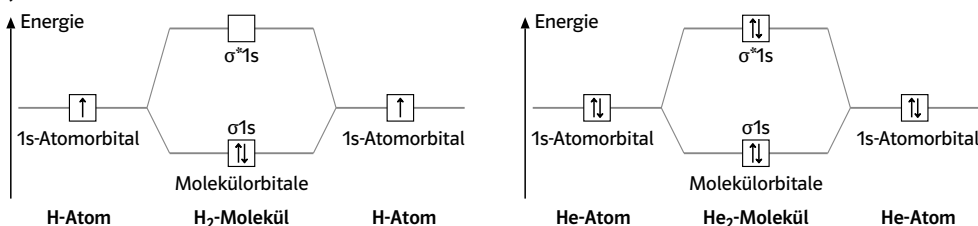
A11

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 Van-der-Waals-Kräfte schwach an. Mit einer Verringerung des Kernabstands nimmt daher die Energie etwas ab (d.h., es wird etwas Energie frei), 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)

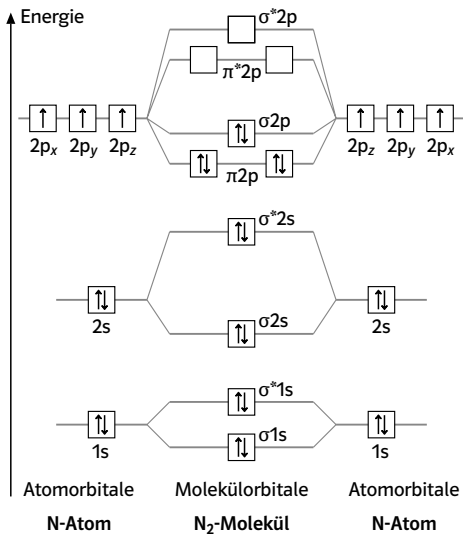


Die beiden MO-Schemata zeigen, dass nur bei der Bildung des H_2 -Moleküls Energie frei wird: Beide Elektronen geben beim Übergang vom $1s$ -Orbital in das bindende σ^{1s} -Orbital Energie ab.

Bei der Bildung des „He₂-Moleküls“ würde diese Energieabgabe mehr als kompensiert, da zwei weitere Elektronen in das antbindende σ^*1s -Orbital übergehen und dabei Energie aufnehmen müssten. Da die Energieaufnahme größer wäre als die Energieabgabe, würde zur Bildung des „He₂-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. B4 im Schülerbuch).

A12

a) Das MO-Schema des N₂-Moleküls sieht ähnlich aus wie das des O₂-Moleküls (s. Kap. 1.24, B3), nur dass insgesamt zwei Elektronen weniger vorhanden sind:



b) Im O₂-Molekül sind zwei antbindende Molekülorbitale mit je einem Elektron besetzt. Das O₂-Molekül ist folglich ein Diradikal, das (wie alle Radikale) relativ reaktionsfreudig ist. Im N₂-Molekül sind diese antbindenden Molekülorbitale nicht besetzt.