

## Kapitel 8 - Die kovalente Bindung

- v.a. Nichtmetalle
- Keine Übertragung von Elektronen
- Atome binden sich über  $e^-$ , die dann zu beiden Atomen gehören
- Überlappung von Orbitalen  $\rightarrow$  höhere negative Ladungsdichte zwischen Atomkernen  
 $\rightarrow$  positive Kerne ziehen sich an  $\rightarrow$  kovalente Bindung

### Lewis-Theorie

- Molekülstrukturen werden als Valenzstrichformeln dargestellt (Lewis-Formel)
- Bindende  $e^-$  - Paare als Strich, übrige  $e^-$  als Punkt (Valenz-, freie einsame-, nichtbindende  $e^-$ )
- Erreichen der Edelgaskonfiguration
- Oktettregel
- Mehrfachbindung (Doppelbindung, Dreifachbindung)
- Anzahl an bindenden  $e^-$ :  
 Beispiel:  $2 * (\text{Anzahl H-Atome}) + 8 * (\text{Anzahl der übrigen Atome}) - (\text{Zahl Valenz } e^-)$

### Übergangsformen

In Verbindungen existieren i.d.R. weder eine reine Ionenbindung noch eine reine kovalente Bindung

Ionenbindung	Verzerrte Ionen	Polare, kovalente Bdg.	Kovalente Bdg.
$\text{Cs}^+$ und $\text{F}^-$  (Metall mit niedriger Ionisierungsenergie und Nichtmetall mit hoher Tendenz zur $e^-$ Aufnahme)	Meiste Bindungen  Deformation der $e^-$ -Wolke durch das <u>Kation</u> : Je kleiner und höher die Ladung des Kations, desto stärker ist das Molekül <u>polarisiert</u> (verzerrt, deformiert) <u>Anion</u> : Je höher die Ladung und Größe des Anions, desto stärker ist das Molekül polarisiert	Meiste Bindungen mit partiellen Ladungen  Der Schwerpunkt der $e^-$ Wolke stimmt nicht mit dem Schwerpunkt der positiven Ladung des Kerns überein	Nur zwischen gleichen Atomen (z.B. $\text{F}_2$ )  Die <u>Tendenz</u> kovalente Bindungen einzugehen, nimmt innerhalb einer Gruppe von oben nach unten ab, innerhalb einer Periode von links nach rechts zu  Auch Metalle, die die gleichen Ionen bilden würden, binden kovalent (z.B. Bor)

$\rightarrow$  Konsequenz: Da unterschiedliche Elektronenaffinitäten (keine symmetrische Verteilung von  $e^-$ ) existieren, müssen Partialladungen angegeben werden: ("Polarisation contra Kovalenz")  $\delta^+$  und  $\delta^-$ .

Je größer die elektroanziehenden Unterschiede zwischen Kation und Anion, desto polarer die Bindung (desto höher der Betrag der Partialladung).

**Dipol:** Ein Dipol ist ein Objekt, bei dem der Betrag der Partialladungen (mit Abstand  $d$ ) der gleiche ist (polares / geladenes Molekül).

$\rightarrow$  Drehung zum Magnetfeld

Dipolmoment:  $\mu = q * d$  (Ladung \* Abstand)  
 Einheit =  $\text{C} * \text{m} = \text{D}$  ( $1 \text{ D} = 3,338 * 10^{-3} \text{ C} * \text{m}$ )

## Elektronegativität

**Def.:** Die E. ist ein Maß für die Fähigkeit Elektronen eines Atoms an sich zu ziehen.

- physikalisch nicht exakt, da willkürlich festgelegte Einheiten (relative Werte: F = 4,0)
- Elektronegativität nimmt von links nach rechts innerhalb einer Periode zu und innerhalb einer Gruppe von oben nach unten ab
- Metalle tendieren zur  $e^-$ -Abgabe (niedrige E.), Nichtmetalle zur  $e^-$ -Aufnahme (hohe E.)

Differenz der E. zwischen Atomen entscheidet über Bindungstyp:

- über 1,6 → Ionenbindung (man spricht vom „Ionencharakter“ oder „ionischen Anteil“)
- unter 1,6 → überwiegend kovalent (schwach, mittel oder stark polar)

→ Elektronegativität ist kein exaktes Mittel für Berechnungen, doch qualitative Aussagen sind möglich

## Formalladungen

Am Beispiel  $NH_4^+$  :

N geht 4 Bindungen ein, gegen Oktettregel. Jedem Atom werden aus dem  $e^-$ -Paar ein Elektron zugewiesen, bei N ist ein  $e^-$  zuviel, deswegen wird N eine Formalladung zugewiesen (damit hat N nur vier Valenzelektronen)

Regel:

- möglichst wenig Formalladungen
- keine Formalladungen mit gleichem Vorzeichen nebeneinander
- Kennzeichnung der Formalladung innerhalb der Formel am betreffenden Atom mit „ $\oplus$ “ oder „ $\ominus$ “, die Ionenladung des gesamten Teilchens mit „-“ oder „+“

## Mesomerie (Resonanz)

Die wirkliche Gestalt des Moleküls kann durch keine Lewisformel erklärt werden, deswegen werden mehrere Lewisformeln angegeben (mit  $\leftrightarrow$  verknüpft), eine einzelne Formel heißt mesomere Grenzformel, die wirkliche Gestalt liegt dazwischen (z.B.  $O_3$ ).

→ Kompromisschreibweise

Die Ladung ist delokalisiert, sie kann nicht genau auf ein Atom lokalisiert werden.

Nicht mit einem Gleichgewicht verwechseln!

Regeln:

1. Die räumliche Anordnung der Atome bleibt gleich, nur die  $e^-$ -Konfiguration ändert sich
2.  $\oplus - \oplus$ ,  $\ominus - \ominus$  gibt es nicht
3. geringe oder keine Formalladungen sind die günstigsten Grenzformeln
4. bei Grenzfällen: Elektronegativität  $\cong$  Formalladungen (Elektronegative Atome haben keine positiven Formalladungen)

## Nomenklatur von binären Molekülverbindungen

Di, Tri, Tetra,...	Deutscher Name mit geringer E.	Di, tri, tetra,...	Lateinischer Name mit -id
Bsp. $N_2O_3$ : Di	stickstoff	tri	oxid
Bsp. $N_2O_5$ : Di	stickstoff	pent	oxid