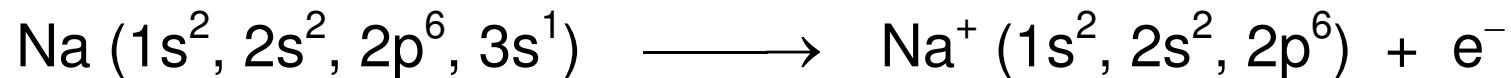


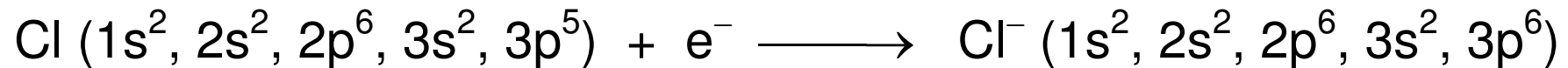
## Bindungstheorie

### Elektronenoktett durch Übertragung von Elektronen: Ionenbindung

NaCl: (Elektronegativität: Na 0.9 Cl 3.1)

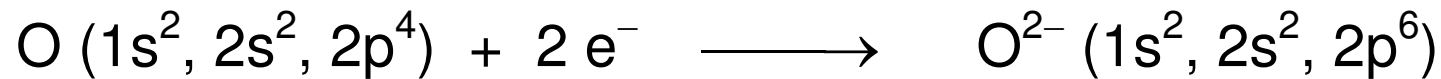
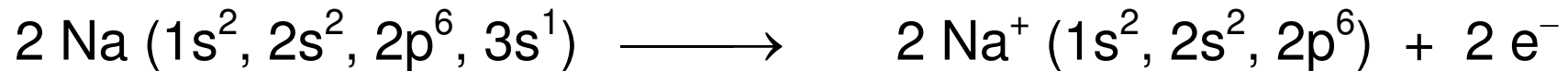


Neon-Konfiguration

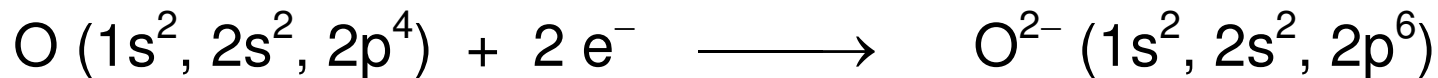
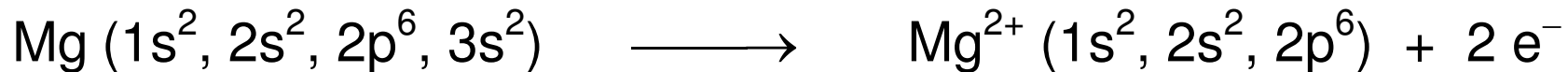


Argon-Konfiguration

Na<sub>2</sub>O (EN: Na 0.9 O 3.5)

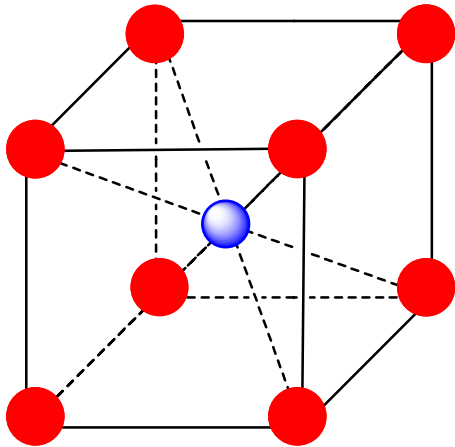


MgO (EN: Mg 1.2 O 3.5)

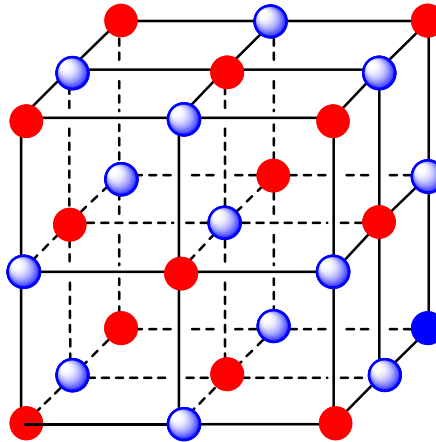


Ionische Verbindungen erfordern eine EN-Differenz > 1.5

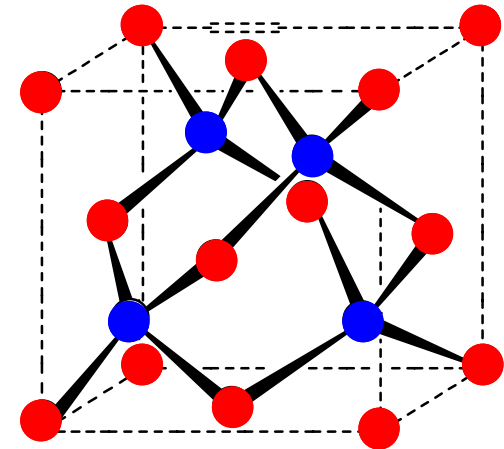
## Kristallgitter der Salze des AB-Typs



CsCl - Gitter  
KZ: 8  
Radienverhältnis  $> 0.732$

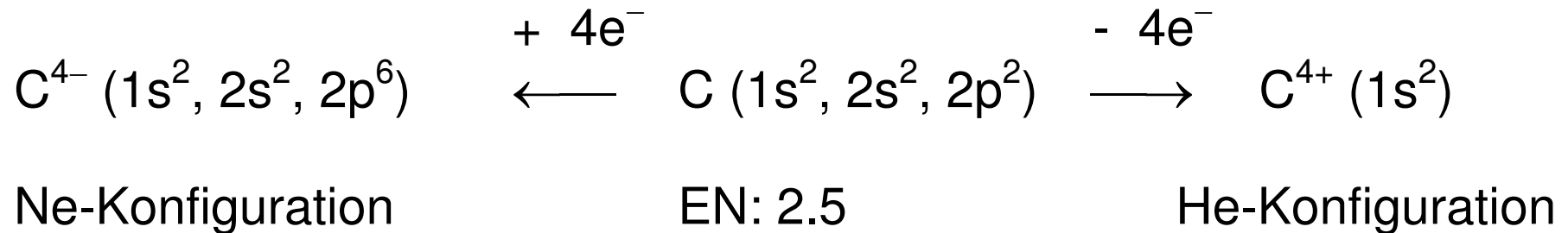


NaCl - Gitter  
KZ: 6  
Radienverhältnis:  
 $0.414 < x < 0.732$



ZnS - Gitter  
KZ: 4  
Radienverhältnis:  
 $0.225 < x < 0.414$

## Elektronenoktett durch „gemeinsame“ Elektronen: Die kovalente Bindung



$\text{C}^{4+} (1s^2)$ : Ionisierungsenergie  $\approx 14280 \text{ kJ/mol}$

Unter normalen Bedingungen existieren keine  $\text{C}^{4+}$  - Ionen.

$\text{C}^{4-}$  - Ionen werden nur mit sehr elektropositiven Kationen gebildet (z.B. Alkalimetalle).

## **Kovalente Bindung**

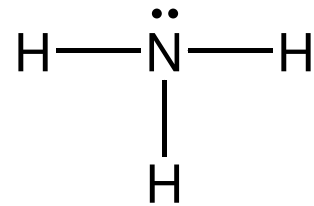
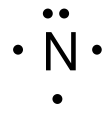
Bindung, die durch gemeinsame Elektronen zwischen zwei Atomen bewirkt wird. Bei einer Einfachbindung ist ein gemeinsames Elektronenpaar vorhanden.

Bei einer Doppel- oder Dreifachbindung sind es zwei bzw. drei gemeinsame Elektronenpaare.

## Oktettregel

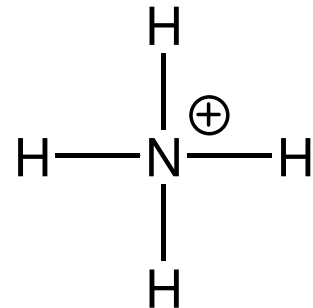
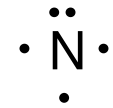
Nichtmetalle (ausser Wasserstoff) gehen so viele kovalente Bindungen ein, bis sie die acht Elektronen (Oktett) der folgenden Edelgaskonfiguration um sich haben. Das sind in der Regel **8-N kovalente Bindungen** (N = Hauptgruppennummer). Elemente der zweiten Periode können das Oktett in keinem Fall überschreiten, da sie nur s- und p-Valenzorbitale besitzen. Bei Elementen höherer Perioden ist hingegen eine Oktettaufweitung möglich.

3 H ·



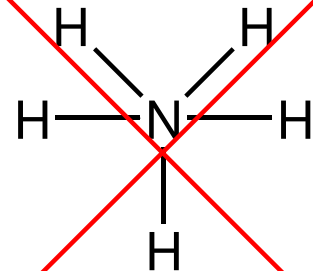
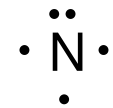
8 Valenzelektronen

4 H ·



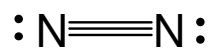
8 Valenzelektronen

5 H ·

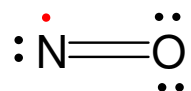


10 Valenzelektronen

verboten!

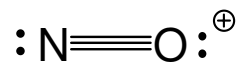


10 Valenzelektronen

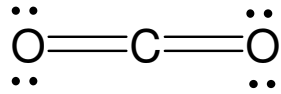
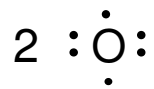


11 Valenzelektronen

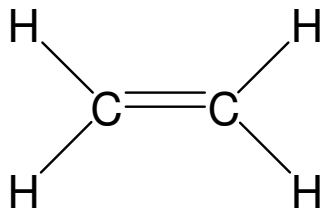
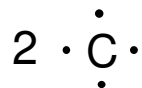
Radikal



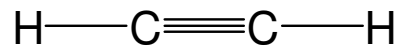
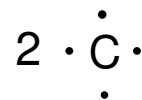
10 Valenzelektronen



16 Valenzelektronen



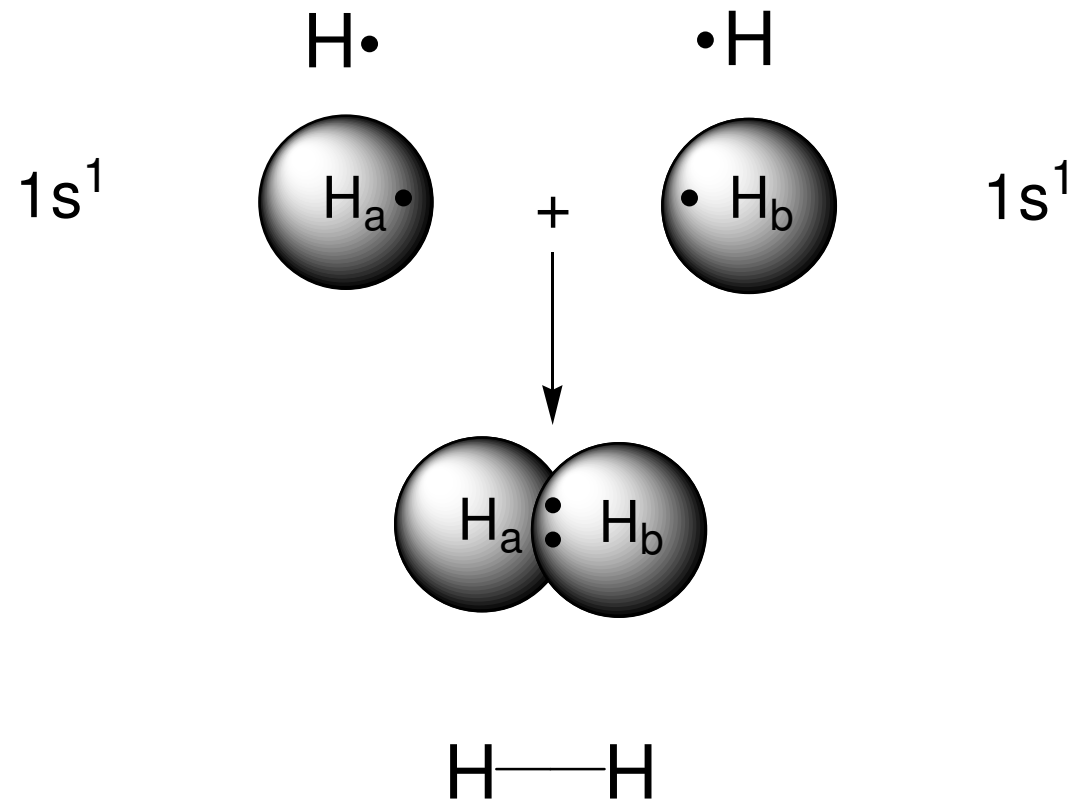
12 Valenzelektronen

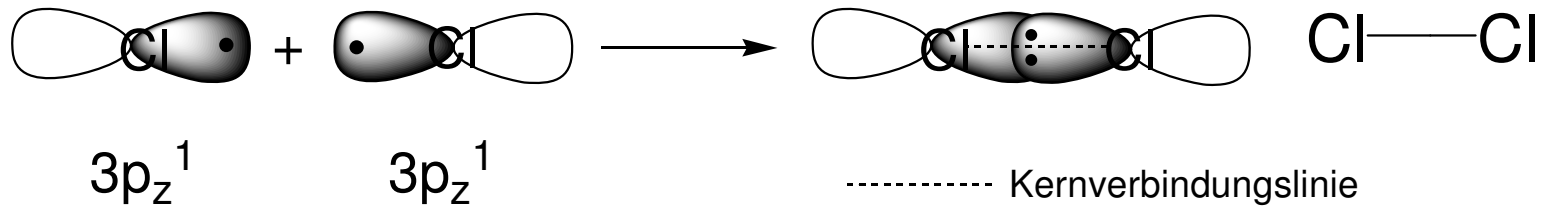
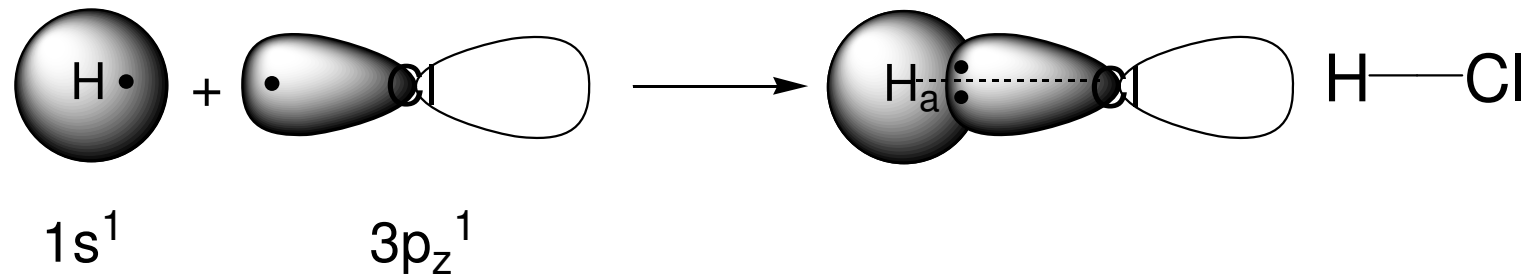
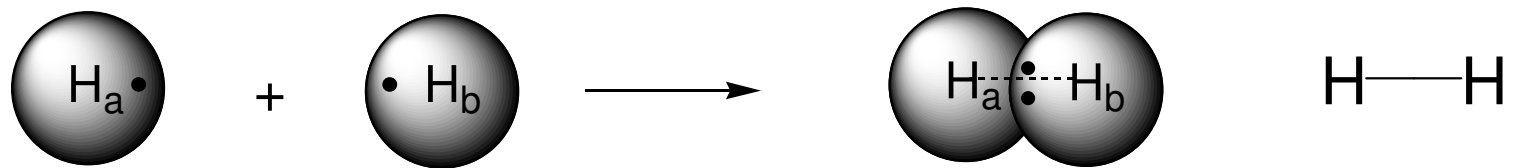


10 Valenzelektronen



# Die kovalente Bindung im Wasserstoffmolekül





$\sigma$ -Bindungen entstehen durch Überlappung von s- bzw. p-Orbitalen rotationssymmetrisch zur Kernverbindungsline

## **Mesomerie**

Formulierungsmethode für Bindungsverhältnisse in Molekülen, die durch eine einzige Lewisformel nicht richtig wiedergegeben werden können.

Die tatsächlichen Bindungsverhältnisse sind als Mittel zwischen mehreren Grenzformeln anzusehen (Delokalisation von Elektronen).

## **Formalladungen**

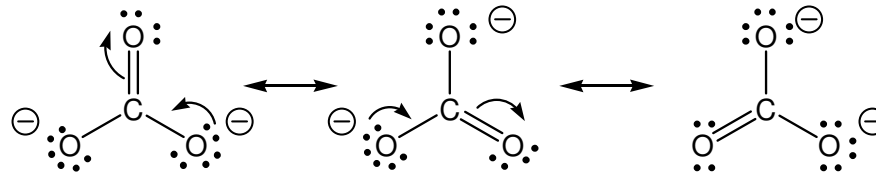
Eine willkürlich dem Atom zugewiesene elektrische Ladung, die sich ergibt, wenn die Bindungselektronen gleichmässig auf die beteiligten Atome aufgeteilt werden. Formalladungen dienen zur Bewertung und Interpretation von Formeln, Struktur und Eigenschaften von Molekülen.

Sie geben nicht in jedem Fall die tatsächliche Ladungsverteilung wieder.

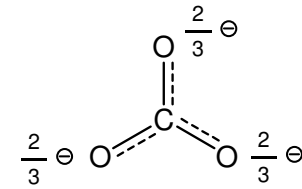
## Äquivalente Resonanzstrukturen

Carbonat  $\text{CO}_3^{2-}$  :

24 Valenzelektronen



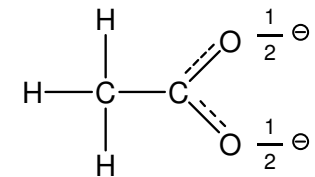
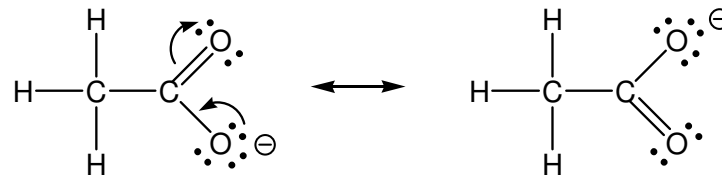
mesomere Grenzstrukturen



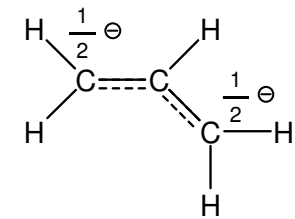
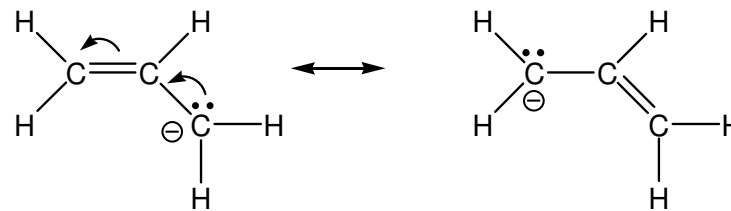
Resonanzhybrid

Das Carbonat-Ion ist ein Resonanzhybrid der drei mesomeren Grenzstrukturen.

Acetat-Ion

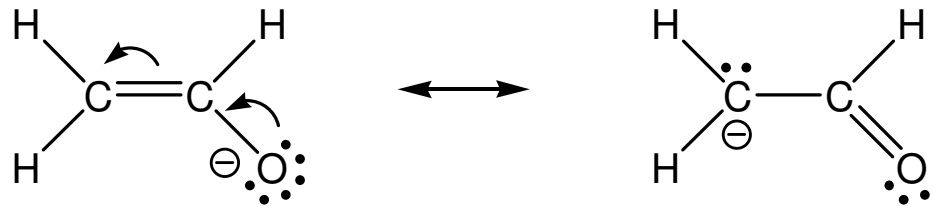


Allyl-Ion



# Nicht-äquivalente Resonanzstrukturen des Enolat-Ions

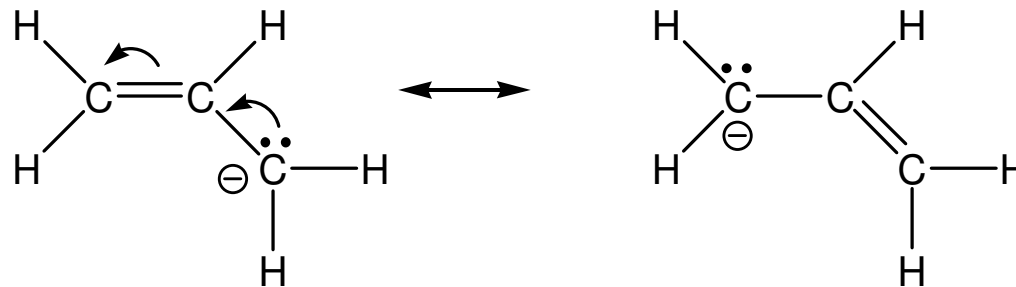
Enolat-Ion



nicht-äquivalente Resonanzstrukturen

zum Vergleich:

Allyl-Ion

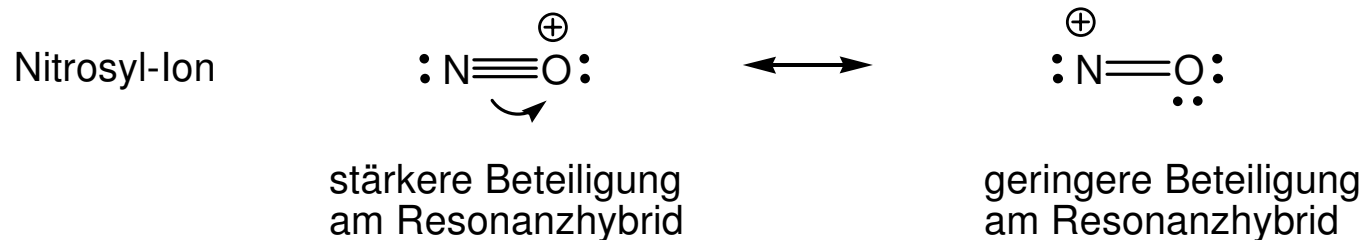


äquivalente Resonanzstrukturen

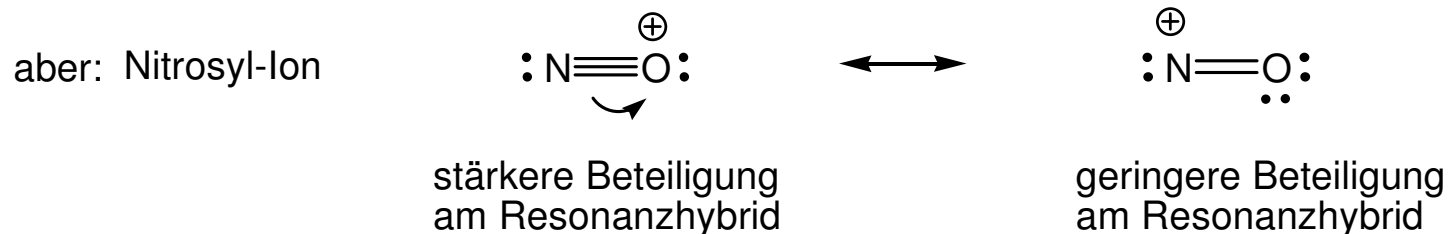
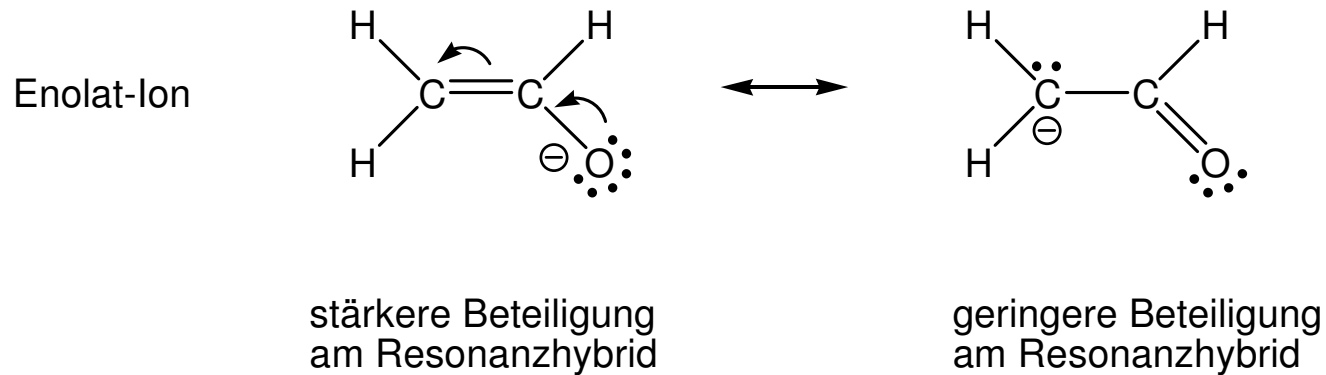
## Regeln zur Formulierung mesomerer Grenzformeln

Für alle mesomeren Grenzformeln muss die räumliche Anordnung der Atomkerne gleich sein. Grenzformeln unterscheiden sich nur in der Verteilung der Elektronen.

**Regel 1:** *Strukturen mit der grösstmöglichen Anzahl von Elektronenoktets sind bevorzugt.*



**Regel 2:** Negative Ladungen sollten bevorzugt am Atom mit der grössten, positive Ladungen am Atom mit der geringsten Elektronegativität lokalisiert sein.

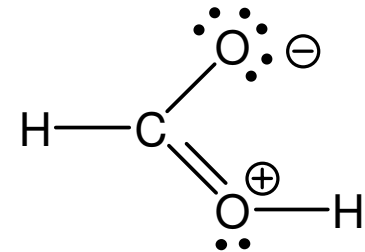
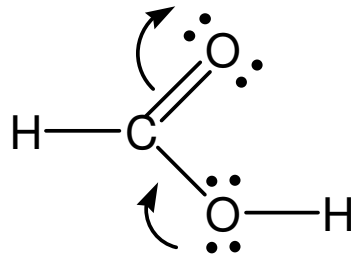


Regel 1 dominiert gegenüber Regel 2!



**Regel 3:** *Strukturen mit geringerer Ladungstrennung sind bevorzugt.*

Ameisensäure:

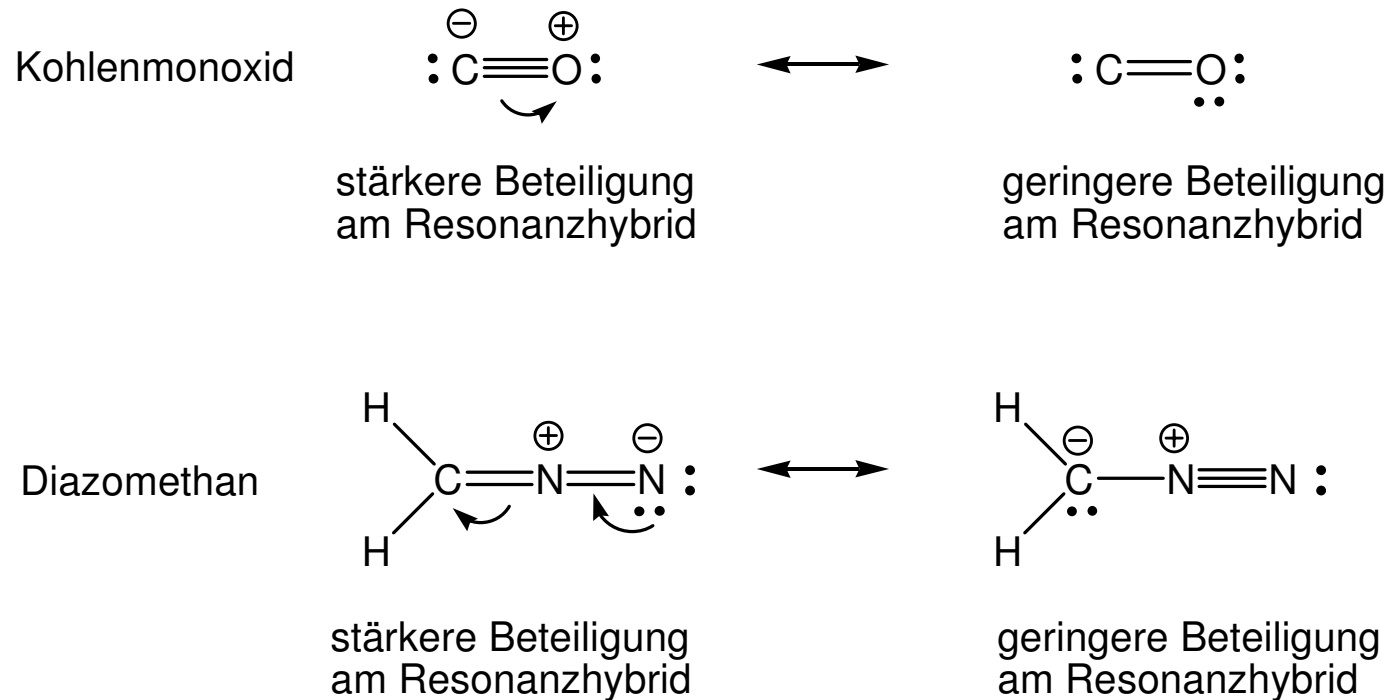


stärkere Beteiligung  
am Resonanzhybrid

geringere Beteiligung  
am Resonanzhybrid

Neutrale Strukturen sind gegenüber dipolaren begünstigt.

**Regel 4:** *Trennung von Ladungen kann durch die Oktettregel erzwungen werden.*

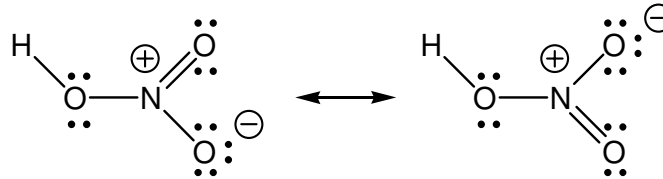


Regel 1 besitzt höhere Priorität als Regel 3. Bei mehreren ladungsgetrennten Resonanzstrukturen dominiert Regel 2.

## Mesomere Grenzstrukturen von Säuren und ihren konjugierten Basen

Salpetersäure  $\text{HNO}_3$  :

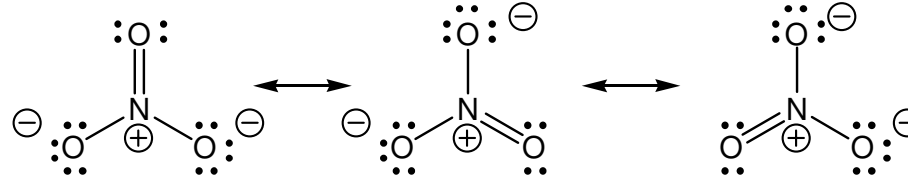
24 Valenzelektronen



Oktettregel  
streng gültig

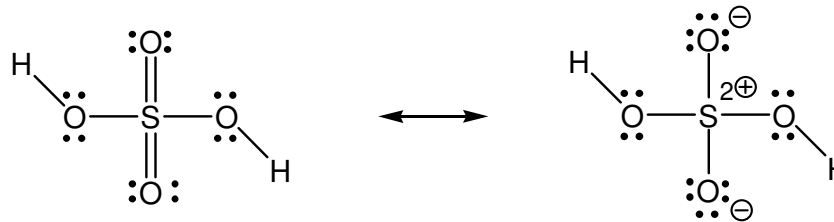
Nitrat  $\text{NO}_3^-$  :

24 Valenzelektronen



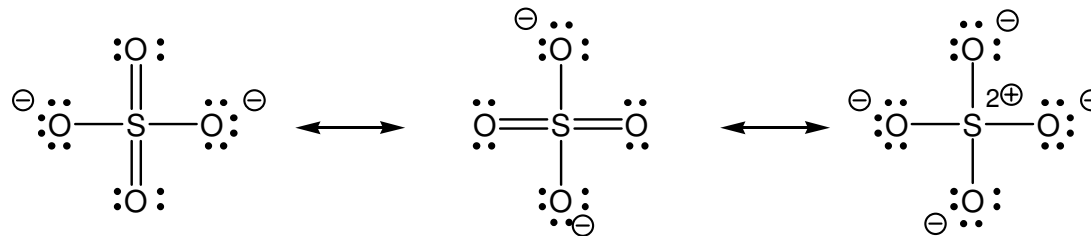
Schwefelsäure  $\text{H}_2\text{SO}_4$  :

32 Valenzelektronen



Sulfat  $\text{SO}_4^{2-}$  :

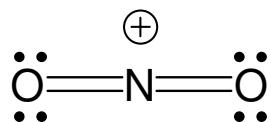
32 Valenzelektronen



# Struktur der Verbindungen EO<sub>2</sub>

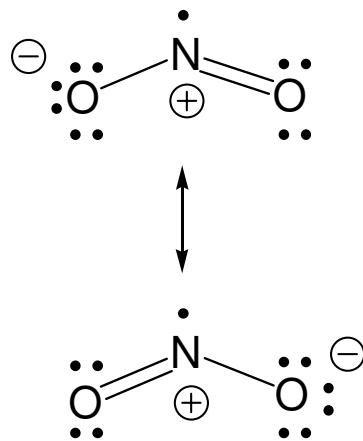


16 Valenzelektr.



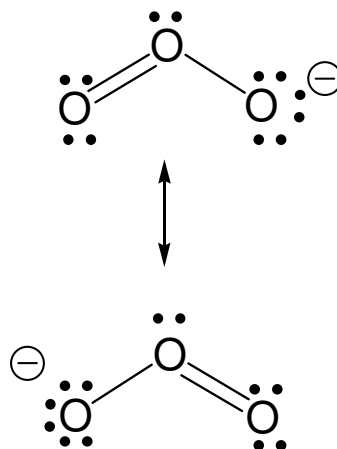
17 Valenzelektr.

16 + 1



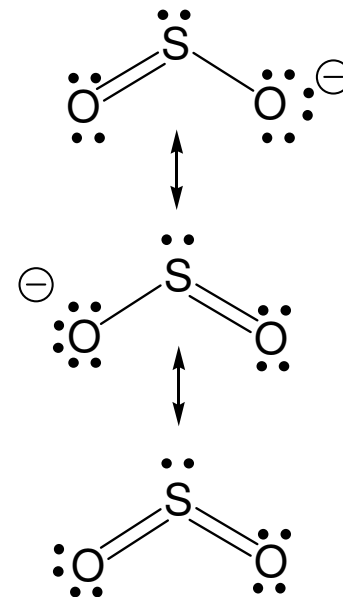
18 Valenzelektr.

16 + 2

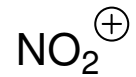


18 Valenzelektr.

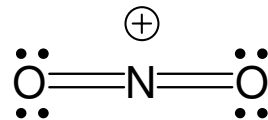
16 + 2



# Struktur von NO<sub>2</sub> sowie der vom Oxid abgeleiteten Ionen



16 Valenzelektr.

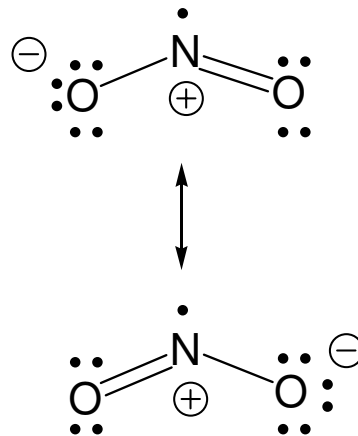


Abstand: 115 pm  
Winkel ONO: 180°

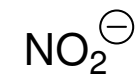


17 Valenzelektr.

16 + 1

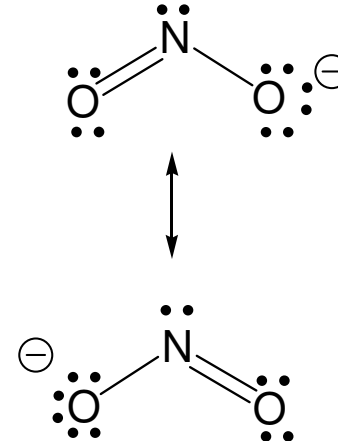


119 pm  
134°



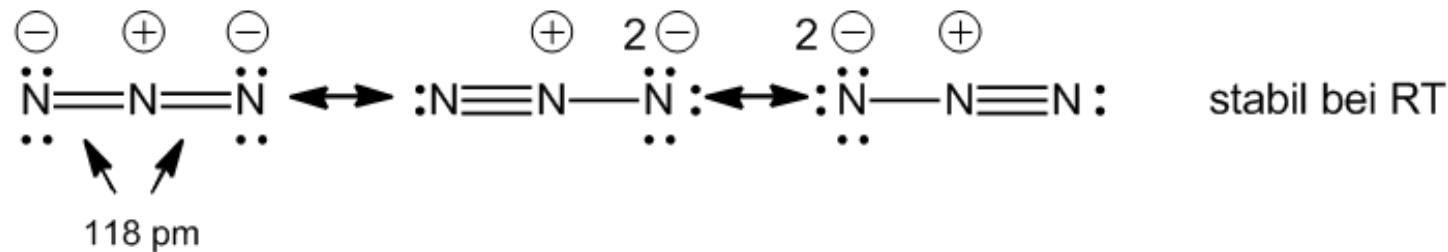
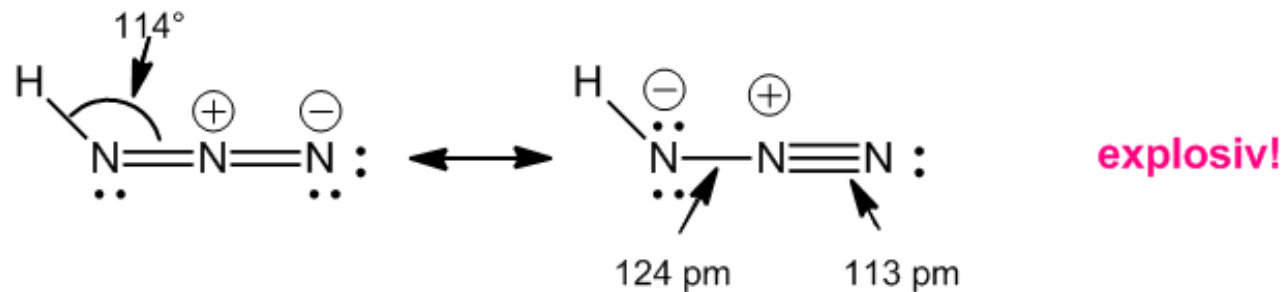
18 Valenzelektr.

16 + 2



124 pm  
115°

# Struktur-Reaktivitätsbeziehung am Beispiel der Stickstoffwasserstoffsäure $\text{HN}_3$



Mittlere Bindungslängen:	$\text{N}—\text{N}$	$140 \text{ pm}$
	$\text{N}=\text{N}$	$120 \text{ pm}$
	$\text{N}\equiv\text{N}$	$110 \text{ pm}$