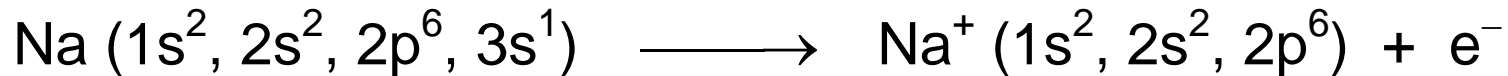


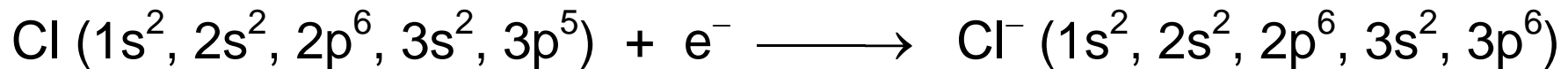
Bindungstheorie

**Elektronenoktett durch Übertragung von Elektronen:
Ionenbindung**

NaCl: (Elektronegativität: Na 0.9 Cl 3.1)

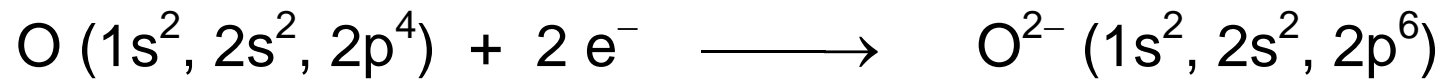
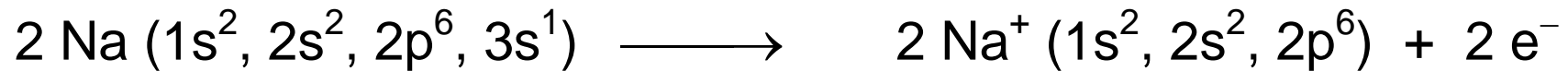


Neon-Konfiguration

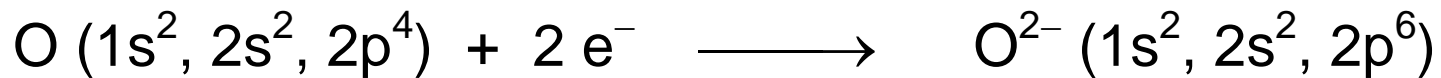
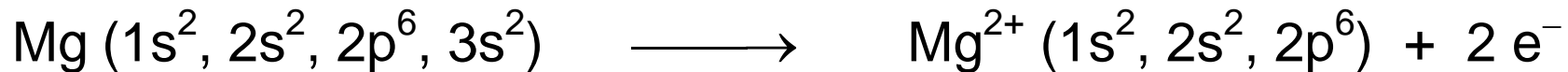


Argon-Konfiguration

Na₂O (EN: Na 0.9 O 3.5)

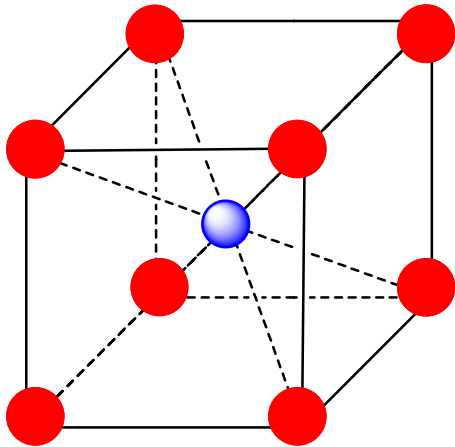


MgO (EN: Mg 1.2 O 3.5)

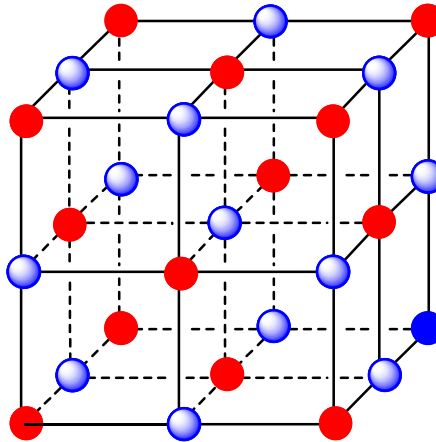


Ionische Verbindungen erfordern eine EN-Differenz > 1.5

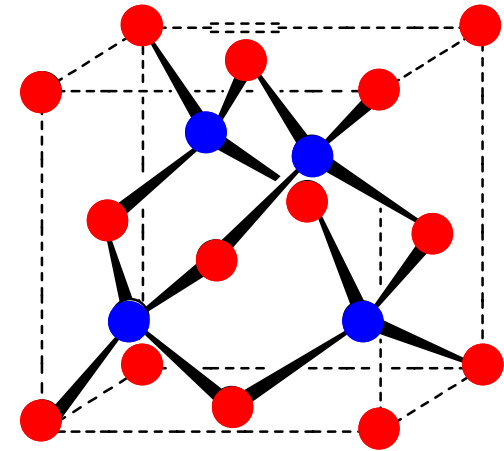
Kristallgitter der Salze des AB-Typs



CsCl - Gitter
KZ: 8
Radienverhältnis > 0.732

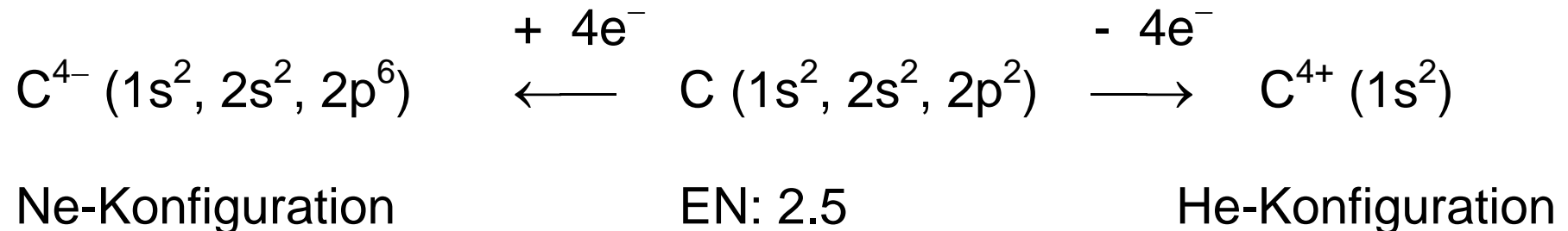


NaCl - Gitter
KZ: 6
Radienverhältnis:
 $0.414 < x < 0.732$



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

Elektronenoktett durch „gemeinsame“ Elektronen: Die kovalente Bindung



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

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

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

Kovalente Bindung

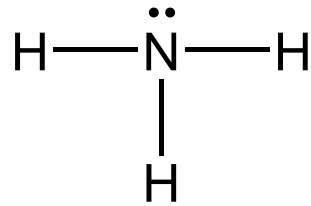
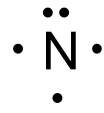
Bindung, die durch gemeinsame Elektronen zwischen zwei Atomen bewirkt wird. Bei einer Einfachbindung ist ein gemeinsames Elektronenpaar vorhanden.

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

Oktettregel

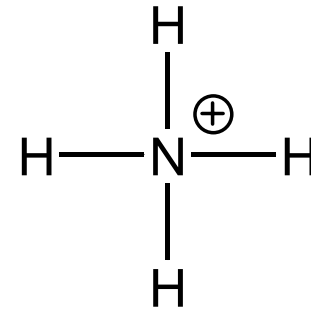
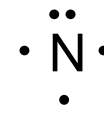
Nichtmetalle (ausser Wasserstoff) gehen so viele kovalente Bindungen ein, bis sie die acht Elektronen (Oktett) der folgenden Edelgaskonfiguration um sich haben. Das sind in der Regel **8-N kovalente Bindungen** (N = Hauptgruppennummer). Elemente der zweiten Periode können das Oktett in keinem Fall überschreiten,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

3 H ·



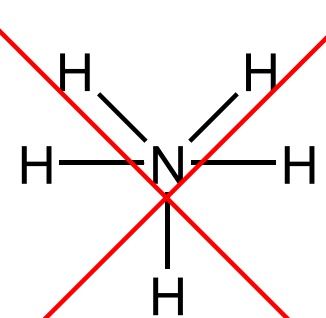
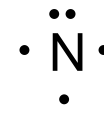
8 Valenzelektronen

4 H ·



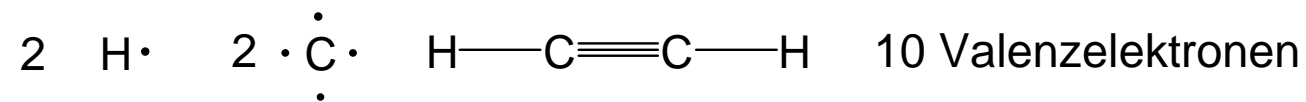
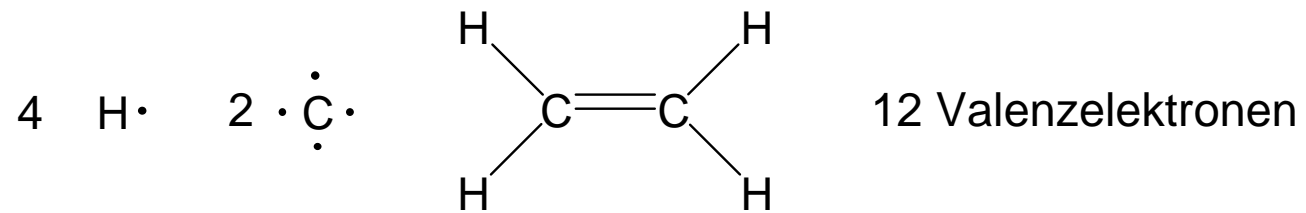
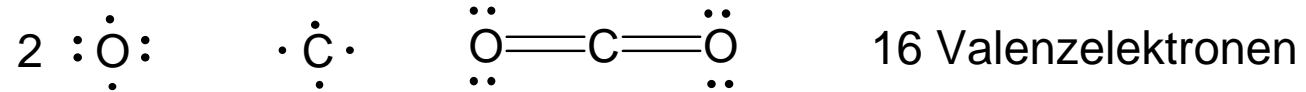
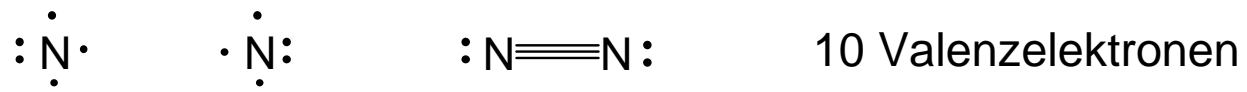
8 Valenzelektronen

5 H ·

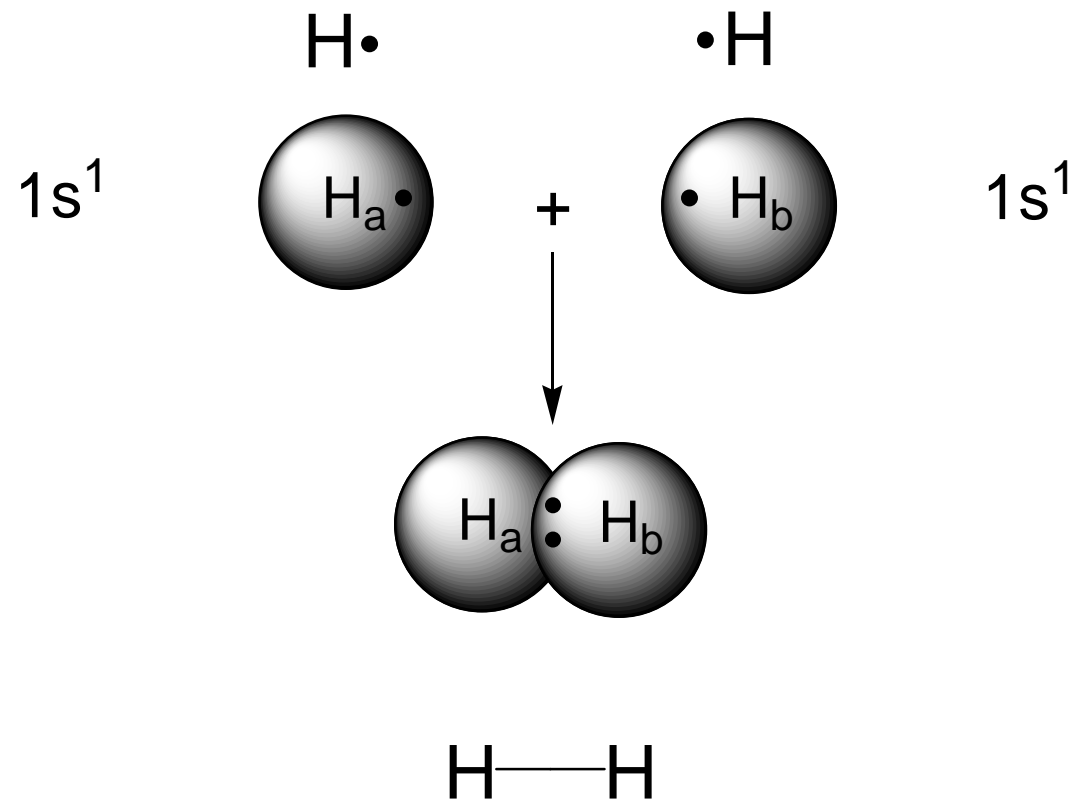


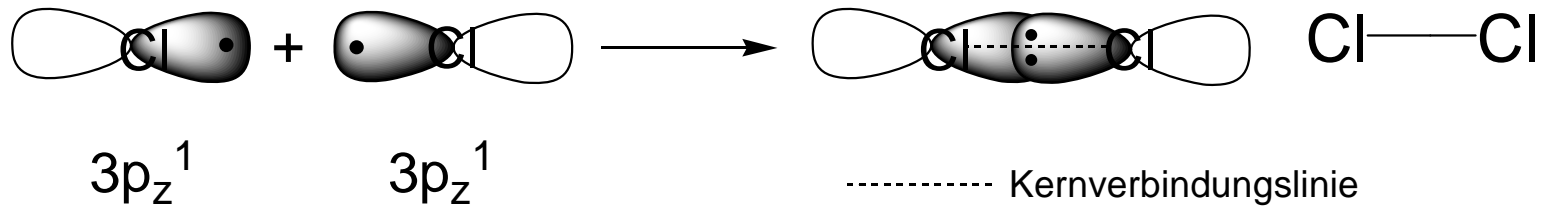
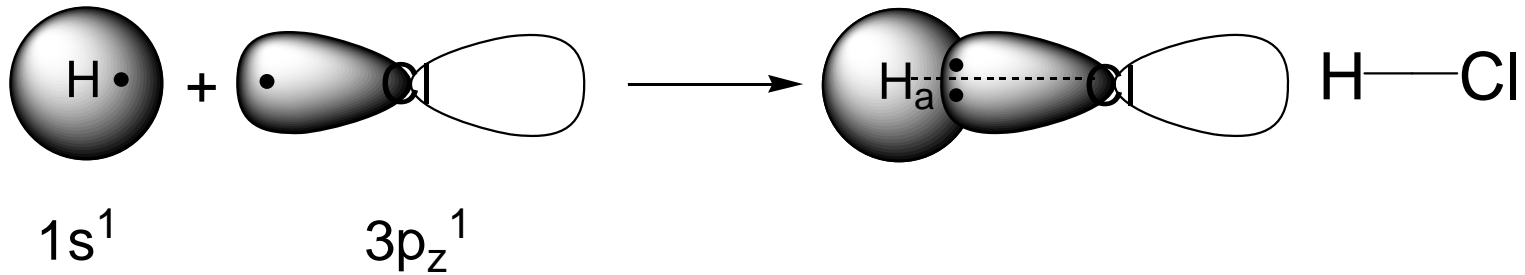
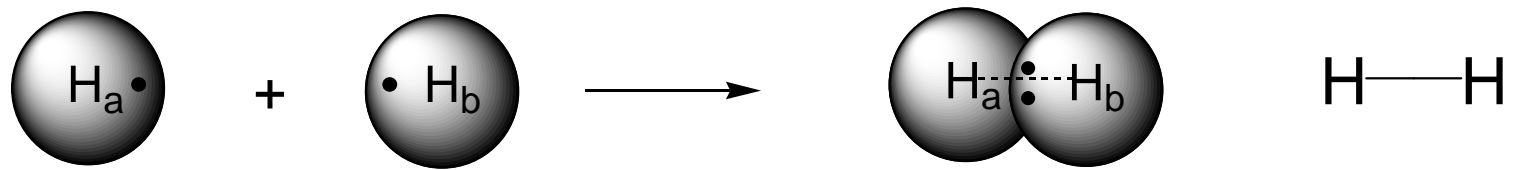
10 Valenzelektronen

verboten!



Die kovalente Bindung im Wasserstoffmolekül





σ -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).

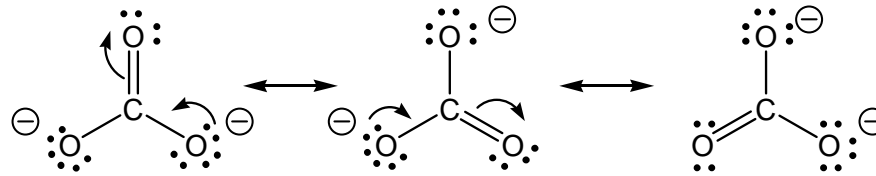
Formalladungen

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.

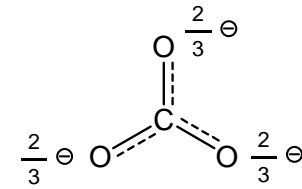
Sie geben nicht in jedem Fall die tatsächliche Ladungsverteilung wieder.

Äquivalente Resonanzstrukturen

Carbonat CO_3^{2-} :
24 Valenzelektronen



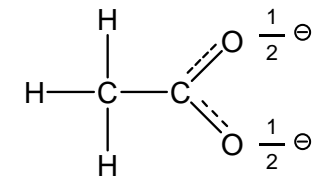
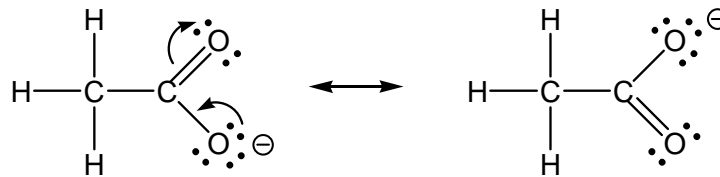
mesomere Grenzstrukturen



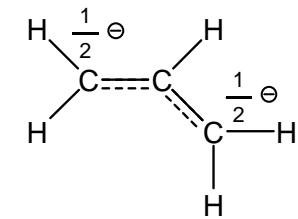
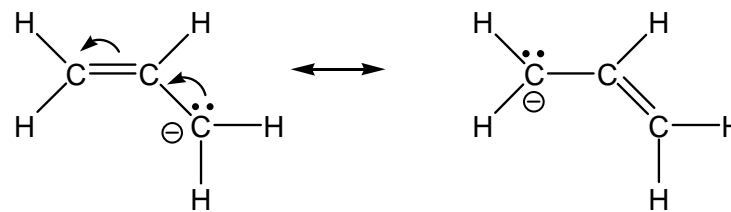
Resonanzhybrid

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

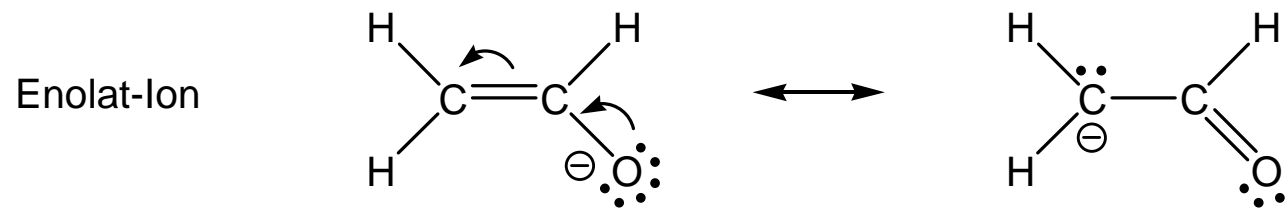
Acetat-Ion



Allyl-Ion

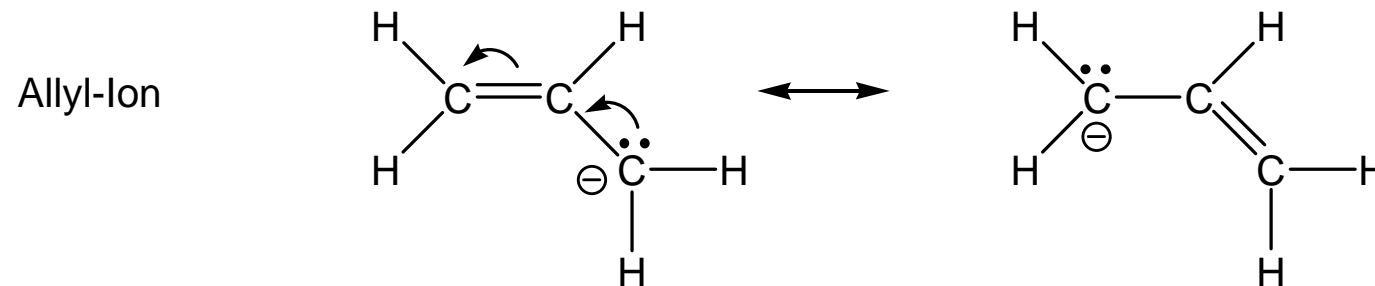


Nicht-äquivalente Resonanzstrukturen des Enolat-Ions



nicht-äquivalente Resonanzstrukturen

zum Vergleich:

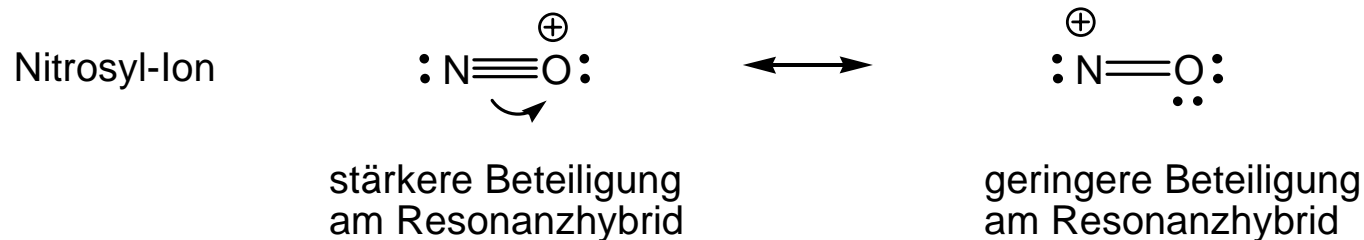


äquivalente Resonanzstrukturen

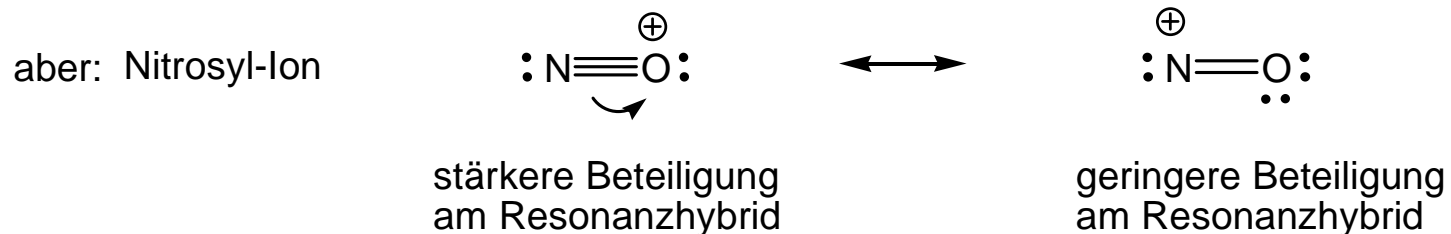
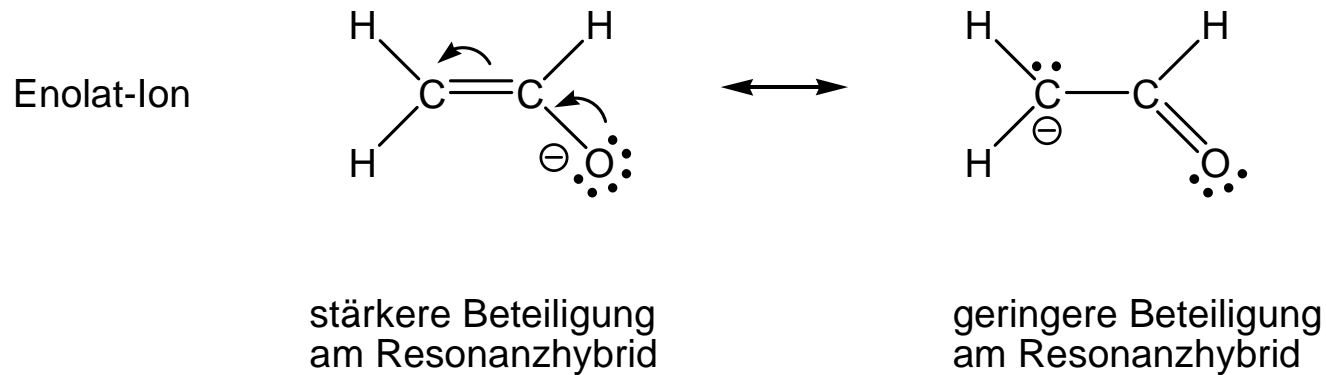
Regeln zur Formulierung mesomerer Grenzformeln

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.*

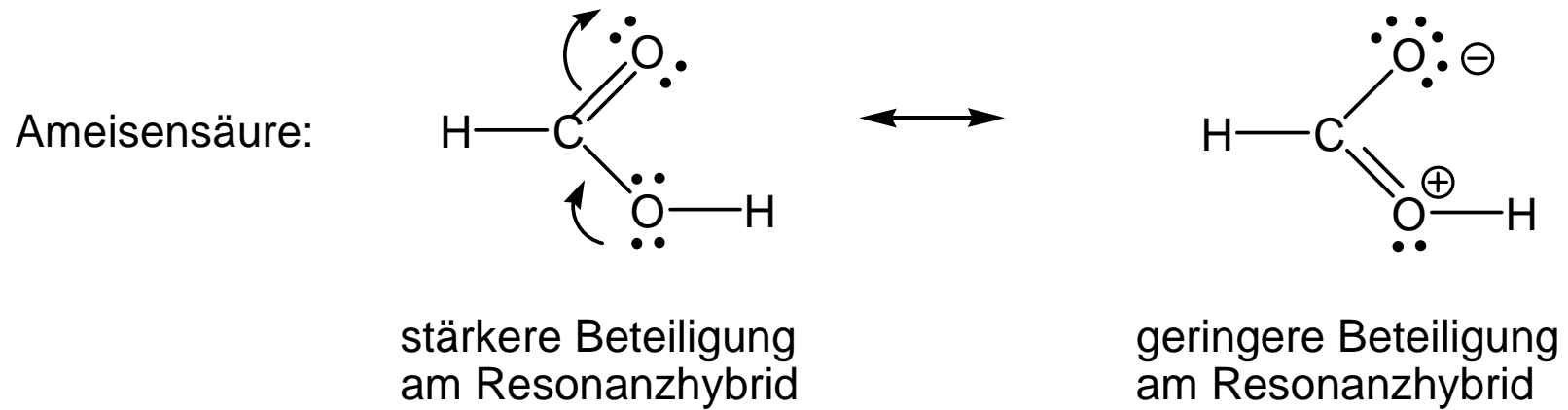


Regel 2: Negative Ladungen sollten bevorzugt am Atom mit der grössten, positive Ladungen am Atom mit der geringsten Elektronegativität lokalisiert sein.



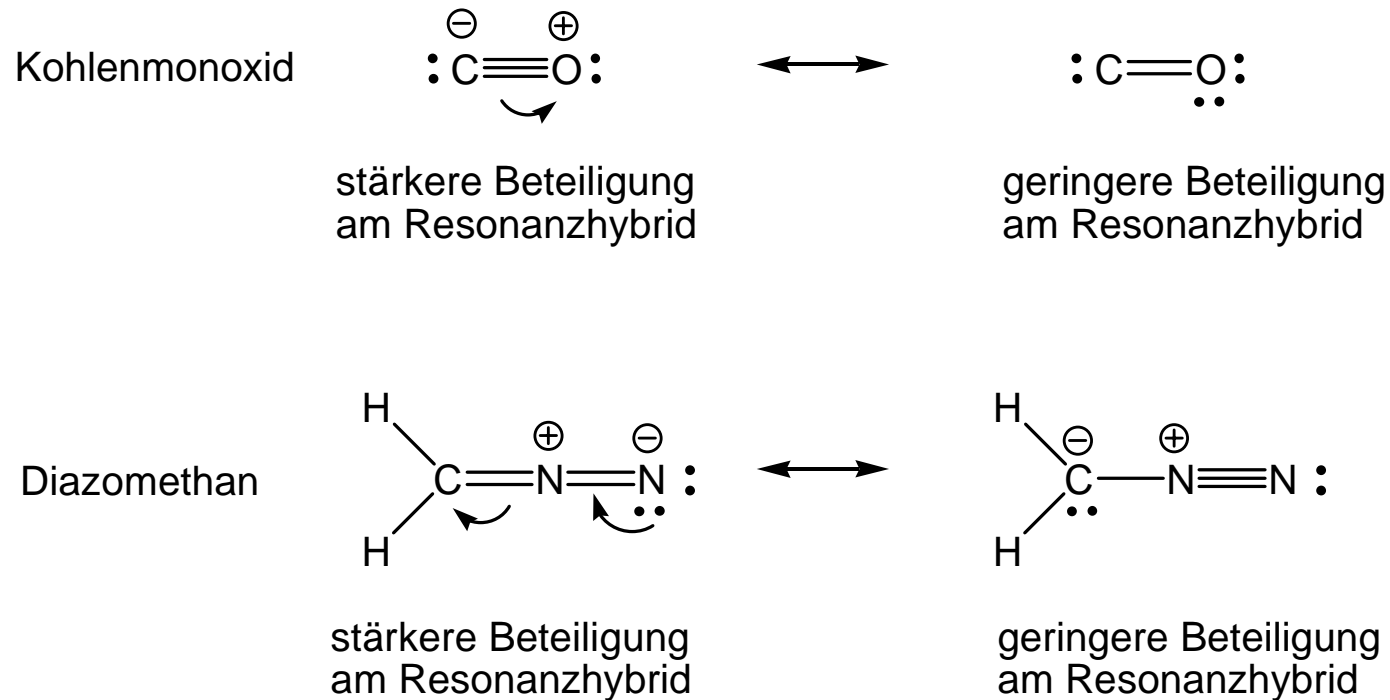
Regel 1 dominiert gegenüber Regel 2!

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



Neutrale Strukturen sind gegenüber dipolaren begünstigt.

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

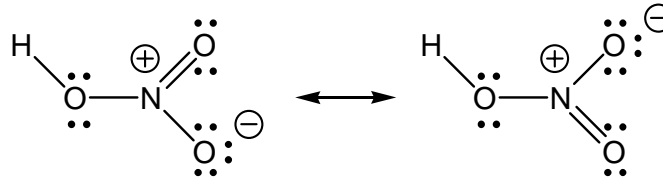


Regel 1 besitzt höhere Priorität als Regel 3. Bei mehreren ladungsgetrennten Resonanzstrukturen dominiert Regel 2.

Mesomere Grenzstrukturen von Säuren und ihren konjugierten Basen

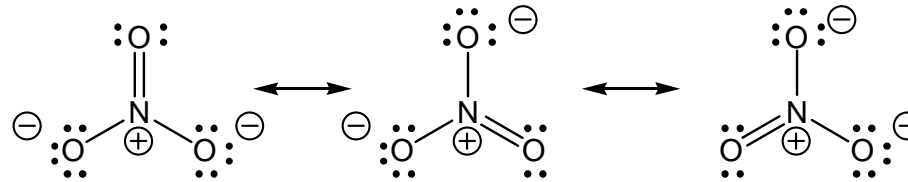
Salpetersäure HNO_3 :

24 Valenzelektronen



Nitrat NO_3^- :

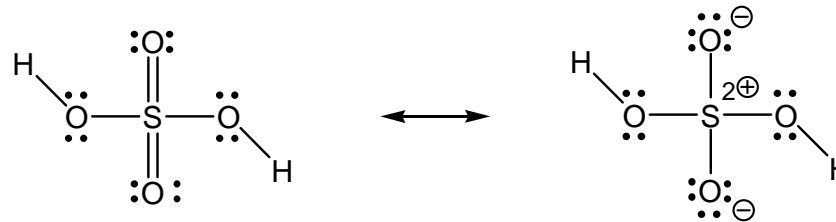
24 Valenzelektronen



Oktettregel
streng gültig

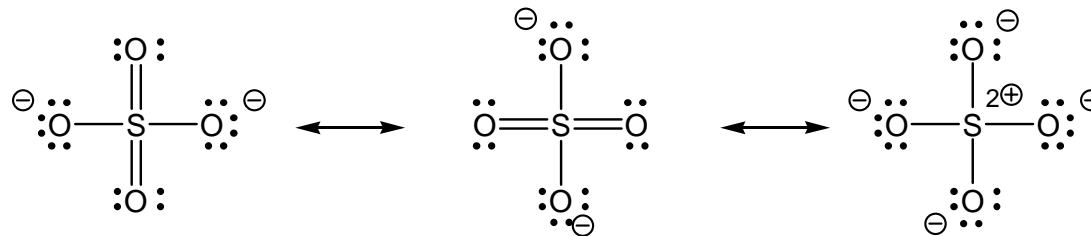
Schwefelsäure H_2SO_4 :

32 Valenzelektronen



Sulfat SO_4^{2-} :

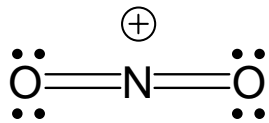
32 Valenzelektronen



Struktur der Verbindungen EO₂

CO₂

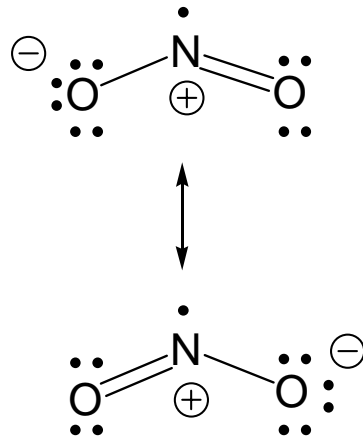
16 Valenzelektr.



NO₂

17 Valenzelektr.

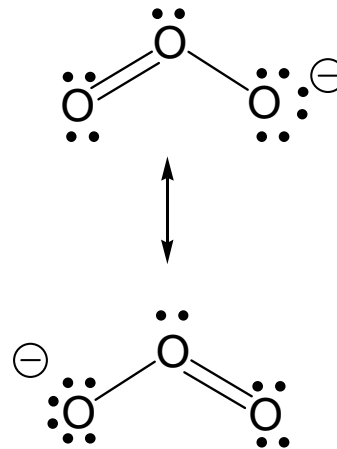
16 + 1



O₃

18 Valenzelektr.

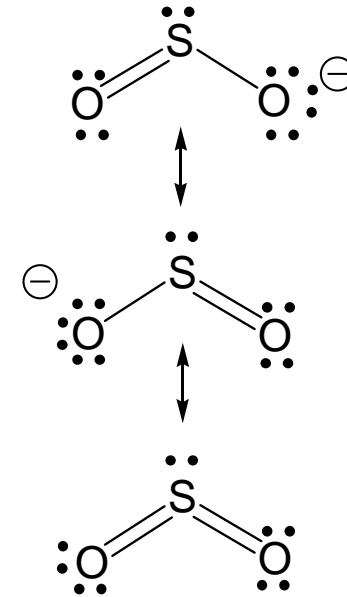
16 + 2



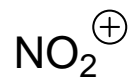
SO₂

18 Valenzelektr.

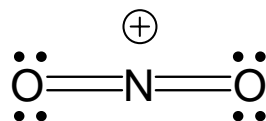
16 + 2



Struktur von NO_2 sowie der vom Oxid abgeleiteten Ionen



16 Valenzelektr.

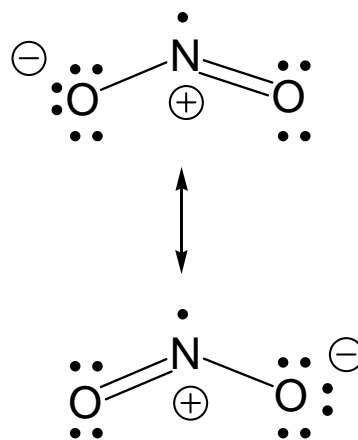


Abstand: 115 pm
Winkel ONO: 180°



17 Valenzelektr.

16 + 1

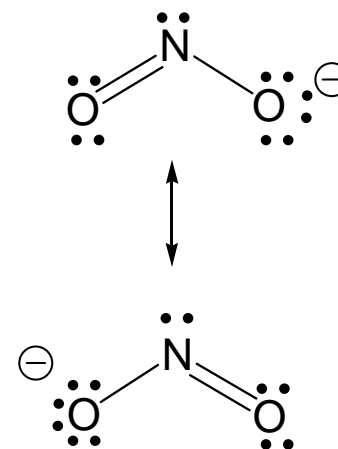


119 pm
134°



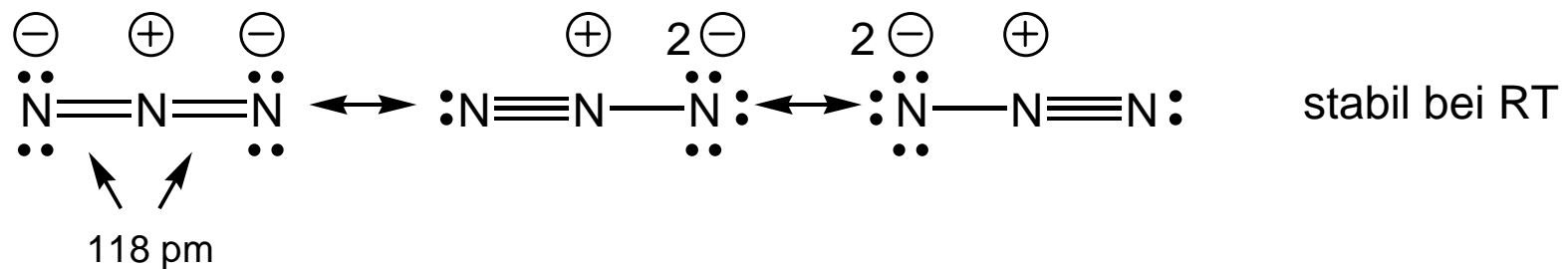
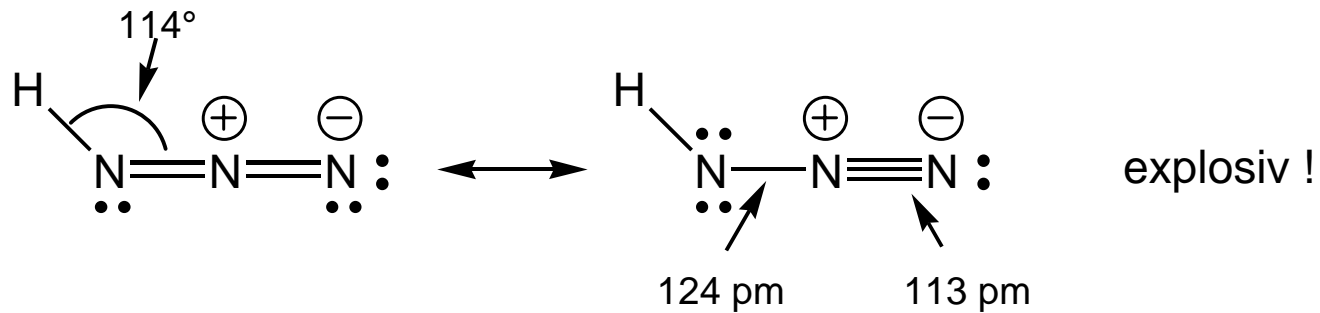
18 Valenzelektr.

16 + 2



124 pm
115°

Struktur-Reaktivitätsbeziehung am Beispiel der Stickstoffwasserstoffsäure HN_3



Mittlere Bindungslängen:

$\text{N}-\text{N}$	140 pm
$\text{N}=\text{N}$	120 pm
$\text{N}\equiv\text{N}$	110 pm