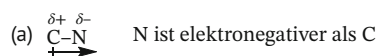


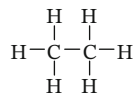
Bindung	Elektronegativitätsunterschied	Bindungstyp
S-H	$2.5 - 2.1 = 0.4$	unpolar kovalent
P-H	$2.1 - 2.1 = 0.0$	unpolar kovalent
C-F	$4.0 - 2.5 = 1.5$	polar kovalent
C-Cl	$3.0 - 2.5 = 0.5$	polar kovalent

**1.10** In einer polaren kovalenten Bindung trägt das elektronegravere Atom eine negative Partialladung ( $\delta^-$ ) und das weniger elektronegravere Atom eine positive ( $\delta^+$ ).

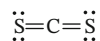


**1.11** Für ungeladene Verbindungen ist die in der Lewis-Formel angegebene Gesamtzahl an Elektronen gleich der Zahl der Valenzelektronen, die insgesamt von allen Atomen beigesteuert werden.

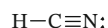
- (a)  $\text{C}_2\text{H}_6$  enthält insgesamt 14 Valenzelektronen (vier von jedem C und eines von jedem H). Weil H nur eine Bindung eingehen kann, ist die gezeigte Atomverknüpfung die einzig mögliche.



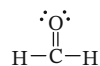
- (b)  $\text{CS}_2$  enthält insgesamt 16 Valenzelektronen (vier vom C und sechs von jedem S). In ungeladenen Verbindungen geht C stets vier Bindungen ein und S, das in der gleichen Gruppe wie O steht, in der Regel zwei.



- (c) HCN enthält 10 Valenzelektronen (eines vom H, vier vom C und fünf vom N). H kann nur eine Bindung eingehen, C in ungeladenen Verbindungen vier und N drei.

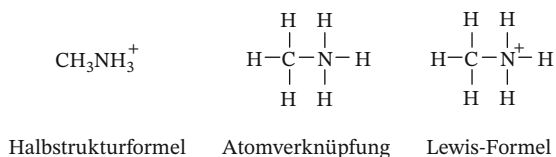


- (d) HCHO enthält 12 Valenzelektronen (eines von jedem H, vier vom C und sechs vom O). Die CHO-Gruppe ist eine Aldehydgruppe, in der das O-Atom eine Doppelbindung zum C-Atom ausbildet.



**1.12** In positiv geladenen Teilchen ist die in der Lewis-Formel angegebene Gesamtzahl von Elektronen gleich der Zahl an Valenzelektronen, die insgesamt von allen Atomen beigesteuert werden, abzüglich der Zahl von Elektronen, die der positiven Ladung entspricht.

- (a)  $\text{CH}_3\text{NH}_3^+$  enthält insgesamt 14 Valenzelektronen (eines von jedem H, vier vom C und fünf vom N, abzüglich eines Elektrons, um die positive Ladung zu berücksichtigen). Die Atomverknüpfung ergibt sich aus der Halbstrukturformel.



Die Formalladung eines Atoms ergibt sich, indem man von der Anzahl der Valenzelektronen im neutralen, ungebundenen Atom die Anzahl der Elektronen in freien Elektronenpaaren und die Hälfte der Elektronen in Bindungselektronenpaaren abzieht.

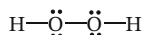
Keines der Atome enthält freie Elektronenpaare. Für das C-Atom ergibt sich die Formalladung aus 4 Valenzelektronen  $- 1/2$  (8 Bindungselektronen; 2 aus jeder Bindung) = 0. Analog ergibt sich für die Formalladung des N-Atoms 5 Valenzelektronen  $- 1/2$  (8 Bindungselektronen; 2 aus jeder Bindung) = +1.

- (b)  $\text{CH}_3^+$  enthält sechs Valenzelektronen (eines von jedem H und 4 vom C, abzüglich eines Elektrons, um die positive Ladung zu berücksichtigen). Die Formalladung des C-Atoms (nur drei Bindungen und kein freies Elektronenpaar) ist demzufolge  $4 - 1/2$  (6 Bindungselektronen; 2 aus jeder Bindung) = +1. Allgemein gilt, dass Kohlenstoffatome mit drei Bindungen ohne freies Elektronenpaar eine Formalladung von +1 haben.

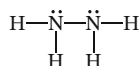


### 1.13

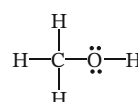
- (a)  $\text{H}_2\text{O}_2$



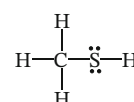
- (b)  $\text{N}_2\text{H}_4$



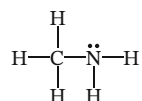
- (c)  $\text{CH}_3\text{OH}$



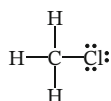
- (d)  $\text{CH}_3\text{SH}$



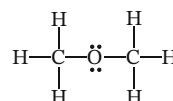
- (e)  $\text{CH}_3\text{NH}_2$



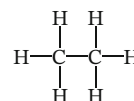
- (f)  $\text{CH}_3\text{Cl}$



- (g)  $\text{CH}_3\text{OCH}_3$



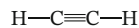
- (h)  $\text{CH}_3\text{CH}_3$



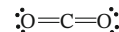
- (i)  $\text{CH}_2\text{CH}_2$



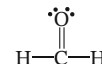
- (j)  $\text{C}_2\text{H}_2$



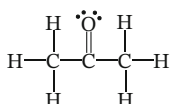
- (k)  $\text{CO}_2$



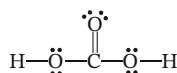
- (l)  $\text{CH}_2\text{O}$



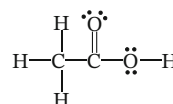
- (m)  $\text{CH}_3\text{COCH}_3$



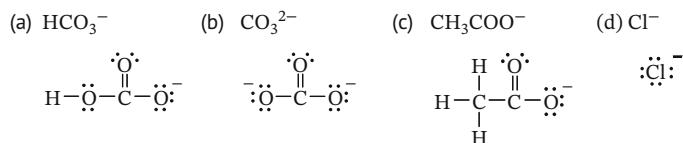
- (n)  $\text{H}_2\text{CO}_3$



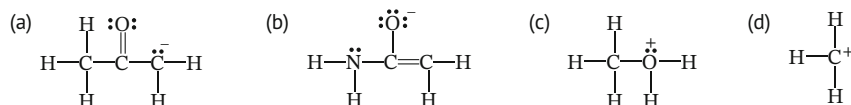
- (o)  $\text{CH}_3\text{COOH}$



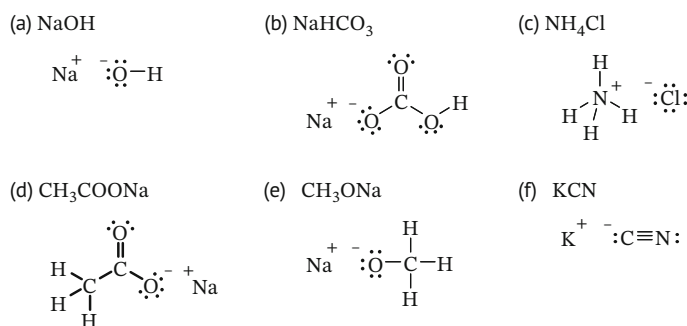
## 1.14



**1.15** Einige Dinge wiederholen sich beim Zeichnen von Strukturformeln immer wieder: So trägt ein einfach gebundenes Sauerstoffatom mit drei freien Elektronenpaaren eine negative Formalladung und ein dreifach gebundenes Sauerstoffatom mit einem freien Elektronenpaar eine positive Formalladung. Ein vierfach gebundenes Stickstoffatom ist positiv geladen, ein Kohlenstoffatom mit drei Bindungen ohne freies Elektronenpaar trägt eine positive Formalladung, während ein dreibindiges C-Atom mit einem freien Elektronenpaar negativ geladen ist.



## 1.16



## Polarität kovalenter Bindungen

**1.17** Die Elektronegativität eines Elements wird durch zwei Parameter bestimmt: die zunehmende (positive) Kernladung von links nach rechts in einer Periode und die Abnahme des Atomradius (durch die der Abstand zwischen Kern und Valenzelektronen reduziert wird) von unten nach oben in einer Gruppe des Periodensystems. Beide Trends führen zu einem Maximum der Elektronegativität rechts oben im Periodensystem – bei Fluor.

**1.18** Die Polarität kovalenter Bindungen nimmt mit zunehmendem Elektronegativitätsunterschied zwischen den gebundenen Atomen zu.

- (a)  $\text{C-H} (0.4) < \text{N-H} (0.9) < \text{O-H} (1.4)$   
 (b)  $\text{C-I} (0) < \text{C-H} (0.4) < \text{C-Cl} (0.5)$   
 (c)  $\text{C-C} (0) < \text{C-N} (0.5) < \text{C-O} (1.0)$   
 (d)  $\text{C-Hg} (0.6) < \text{C-Mg} (1.3) < \text{C-Li} (1.5)$

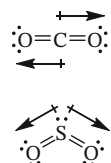
**1.19** Die polarste Bindung ist die, in der der Elektronegativitätsunterschied zwischen den gebundenen Atomen am größten ist.

- (a)  $\text{HSCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ : Die polarste Bindung ist die O-H-Bindung.  
 (b)  $\text{CHCl}_2\text{F}$ : Die polarste Bindung ist die C-F-Bindung.



## Polare und unpolare Verbindungen

**1.23** Damit eine Verbindung polar ist, müssen die Atome so angeordnet sein, dass die Bindungsdipolmomente einander nicht ausgleichen. Im linearen  $\text{CO}_2$  gleichen die Dipolmomente sich gegenseitig aus, während dies im gewinkelten  $\text{SO}_2$  nicht der Fall ist.

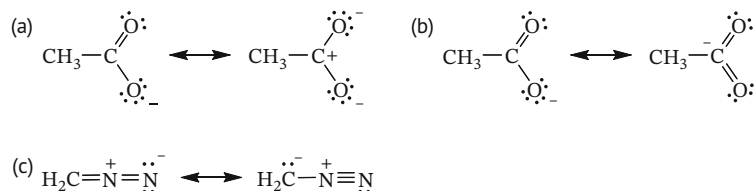


**1.24** Damit Tetrafluorethylen unpolar sein kann, muss es eine räumliche Gestalt aufweisen, in der sich alle Bindungsdipolmomente gegenseitig kompensieren. Die Struktur entspricht der von Ethylen, nur dass alle vier C-H-Bindungen durch C-F-Bindungen ersetzt sind. Obwohl die C-F-Bindungen sehr polar sind, ist das Gesamtdipolmoment der Verbindung null.



## Grenzformeln

### 1.25



Grenzformeln unterscheiden sich nur in der Verteilung der Elektronen und jede Grenzformel muss eine korrekte Lewis-Formel sein. Die Paare in (a) und (c) sind jeweils Grenzformeln eines Resonanzhybrids. Die Strukturen in (b) sind keine Grenzformeln desselben Resonanzhybrids. Obwohl sie sich nur in der Elektronenverteilung unterscheiden, verletzt die rechte Struktur die Oktettregel und ist daher keine korrekte Lewis-Formel.

### 1.26

