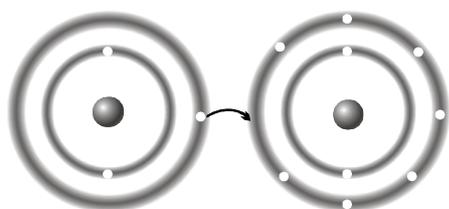


**Lewis' Oktetttheorie für Anfänger:**

Der nächste Schritt war und ist, sich die Kombination von Atomen zu Molekülen vorzustellen. Dabei kam ein Zufall zu Hilfe. Zwischen 1894 und 1900 wurden die **EDELGASE** (mit Ausnahme des schon viel früher im Sonnenspektrum gefundenen Helium) entdeckt. Auch die geschicktesten Chemiker ihrer Zeit konnten sie in keine chemischen Verbindungen einbauen. Auffällig war auch, daß bei ihnen „immer eine Schale gerade voll ist“. Gilbert Newton Lewis (1875-1946) und Walther Kossel (1888-1956) vermuteten, dass die abgeschlossenen Schalen einen besonders energiearmen, also „zufriedenen“ Zustand erzeugen, den **EDELGASZUSTAND**. Ein Atom mit abgeschlossener äußerster Schale hat eine **EDELGASKONFIGURATION**. Ursprünglich wurde die Theorie nur für die Elemente mit teilweise gefüllter zweiter bzw. dritter Schale formuliert, also Lithium bis Fluor und Natrium bis Chlor. Hier werden (pro Schale) maximal acht (griech. οχτο) Elektronen eingebaut, daher heißt die Theorie **OKTETTTHEORIE**.

**Oktetttheorie bei Ionen:**

Lithium reagiert mit Fluor

Einem Fluoratom fehlt gerade ein Elektron zum Oktett. Es hat zwei Möglichkeiten, zu einer vollen Schale (= einem Oktett) zu kommen: die erste erzeugt Ionen. **ION** = geladenes Teilchen (Atom oder Molekül). Das Fluoratom kann einem anderen, schwächeren Atom (dafür eignet sich z. B. Lithium) ein Elektron wegnehmen:

Nun hat Fluor seine (zweite) Schale voll, und Lithium hat auch eine volle äußerste Schale (seine erste, innerste). Da die beiden Teilchen jetzt geladen sind, ziehen sie einander elektrisch an.

Ein Lithiumion ( $\text{Li}^+$ ) hat drei  $\text{p}^+$  im Kern und zwei  $\text{e}^-$  in der Hülle, netto also eine Plusladung. Ionen mit positiver Ladung heißen **KATIONEN**.

Das Fluorid-Ion ( $\text{F}^-$ ) ist negativ geladen, weil zehn  $\text{e}^-$  bloß neun  $\text{p}^+$  gegenüberstehen. Negativ geladene Ionen heißen **ANIONEN**. Bestehen sie aus einem Atom, so enthält ihr Name die Silbe *-id* (vgl. Chlorid).

**Eine neue Schreibweise ...**

Lewis hat sich nun eine neue Schreibweise ausgedacht, bei der er um das Elementsymbol Pünktchen anordnet, und damit die Elektronen der äußersten Schale angibt. (vgl. Folie), Wasserstoff und Helium sehen dann so aus:  $\cdot\text{H}$ ,  $\cdot\text{He}$ .

☞ Ergänze ab Bor:



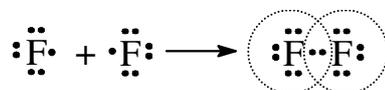
Versuchen wir nun, die Reaktion zwischen Lithiumatom und Fluoratom zu schreiben:



Die Partner sind zufrieden: sie haben ein Oktett (äußerste Schale). Außerdem sind sie geladen (Ionen) und das verschieden: dadurch ziehen sie einander an und bleiben zusammen: **IONENBINDUNG**. Diese ist typisch für salzartige Stoffe.

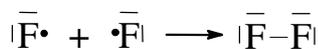
**Die zweite Art ...**

... wie ein Fluoratom glücklich werden kann (glücklich bedeutet energieärmer im Vergleich zum Einzelatom): Wenn nur andere Fluoratome da sind (genauer: niemand, der sich ein Elektron wegnehmen lässt), dann arrangieren sich zwei Fluoratome miteinander:



Jedes Fluoratom bringt sein siebentes (einzelnes, ungepaartes) Elektron in einen „gemeinsamen Topf“ ein: die Bildung eines Paares daraus ist energetisch günstig, beide Fluoratome haben daran Anteil. Außerdem vermindert die Anwesenheit von Elektronen *zwischen* den Kernen deren Abstoßung. Die Umrandung deutet an, welche Elektronen jedes Fluoratom als „die seinen“ betrachtet. Das ist typisch für die **ATOMBINDUNG** (manche nennen sie auch Elektronenpaarbindung), sie wird durch ein **GEMEINSAMES ELEKTRONENPAAR** hergestellt. Die Atombindung hält die Atome der *flüchtigen, hitzezersetzbaren* und *diamantartigen* Stoffe zusammen.

Da das Malen von Pünktchen sicher nicht Deine Lieblingsbeschäftigung ist, hier ein Vorschlag: Wir zeichnen statt zwei Punkten einen Strich (= ein Elektronenpaar). Ein Punkt wird nur gezeichnet, wenn ein Elektron einzeln vorkommt:

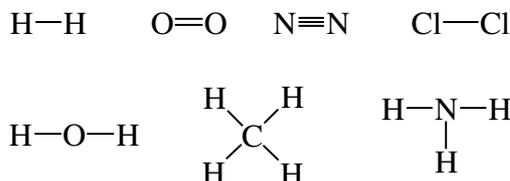


Formeln mit Strichen für Elektronenpaare nenne ich **ELEKTRONENFORMELN** oder **LEWISFORMELN**.

## (5) EINFACHE MODELLE FÜR ATOMKERN, ATOMHÜLLE UND CHEMISCHE BINDUNG.

Die in der Chemie schon im 19. Jahrhundert üblichen Striche („Bindungsstriche“) hat Lewis einfach als **BINDENDE ELEKTRONENPAARE** interpretiert. Zusätzlich zeigen seine Formeln auch noch **NICHTBINDENDE ELEKTRONENPAARE**: diese gehören nur zu einem Atom („ihm privat“). Wir werden noch sehen, daß es sogar Elektronen gibt, die zu mehr als zwei Atomen gehören: **DELOKALISIERTE ELEKTRONEN**.

✎ Ergänze in den folgenden Beispielen die nichtbindenden Elektronenpaare:



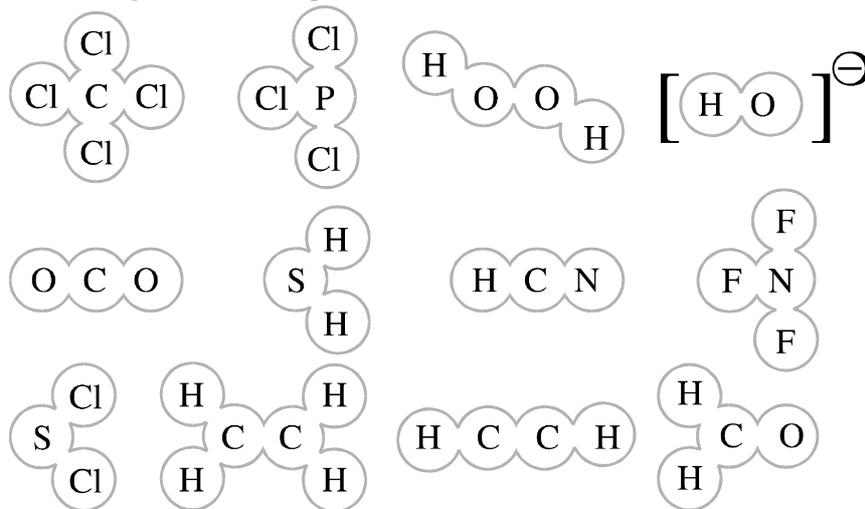
Nichtmetallatome mit weniger als sieben Außenelektronen verbinden sich entweder mit mehreren Partnern oder über Doppel- bzw. Dreifachbindungen.

### Vier Regeln für das Aufstellen von Elektronenformeln:

- (1) Man bestimme zuerst die Zahl der Außenelektronen für jede vorkommende Atomart.
- (2) Man addiere alle Außenelektronen im Molekül zur **GESAMTAUSSENELKTRONENZAHL**: ebenso viele Elektronen müssen auch in der Elektronenformel des Moleküls vorkommen.
- (3) Jedes Atom im Molekül (Ausnahme: Wasserstoff) sollte ein Oktett haben: es soll also von acht Elektronen umgeben sein (Bindungs- plus nichtbindende Elektronen).
- (4) Die typischen Nichtmetalle sollten jeweils eine bestimmte Zahl von Bindungen haben:

H	O	N	C	Cl
1	2	3 oder 5	4	1

✎ Einige „leichte“ Beispiele (links):



Es handelte sich um: Tetrachlormethan  $\text{CCl}_4$ , Phosphortrichlorid  $\text{PCl}_3$ , Wasserstoffperoxid  $\text{H}_2\text{O}_2$ , das Hydroxidion  $\text{OH}^-$ , Kohlendioxid  $\text{CO}_2$ , Schwefelwasserstoff  $\text{H}_2\text{S}$ , Cyanwasserstoff (Blausäure)  $\text{HCN}$ , Stickstofftrifluorid  $\text{NF}_3$ , Schwefeldichlorid  $\text{SCl}_2$ , Ethen (Ethylen)  $\text{C}_2\text{H}_4$ , Ethin (Acetylen)  $\text{C}_2\text{H}_2$  und Methanal (Formaldehyd)  $\text{CH}_2\text{O}$ . Alles geschafft? So weit, so gut. Die bisherigen Beispiele waren leider sorgfältig ausgewählt. Sie sollten Dir eigentlich keine Probleme machen.

✎ Was aber ist mit diesen Molekülen los?

$\text{PCl}_5$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{O}_3$  ...

Bei denen „geht es sich nicht aus“! Wir schließen:

- (1) Es gibt Moleküle, bei denen das (zentrale) Atom mehr als acht Außenelektronen um sich herum hat, wie  $\text{PCl}_5$  oder  $\text{SF}_6$ ...
- (2) Es gibt Moleküle mit ungerader Gesamtelektronenzahl, da muss ein Atom einfach statt eines Oktetts sieben oder neun Elektronen um sich herum haben – es braucht nur ein Atom vorzukommen, das eine ungerade Außenelektronenzahl hat (wie Stickstoff):  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ , ...
- (3) Viele Moleküle ergeben zwar Oktettformeln, aber um den Preis unrichtiger chemischer Bindungszahlen (vgl. S.11) wie:  $\text{CO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ , ...

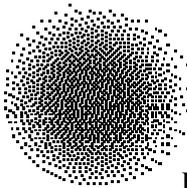
Zusammengefasst gibt es also einige Fälle, wo es statt einer guten nur mehrere (oft gleich) schlechte Formeln gibt.

Und noch ein wichtiger Punkt: Lewisformeln verraten nichts über die wahre Struktur eines Moleküls – beispielsweise ist das Wassermolekül gewinkelt ( $105^\circ$ ), was aus der Elektronenformel nicht hervorgeht!

### Ein (sehr) kurzer Blick auf moderne Vorstellungen:

Das zentrale Problem unserer klassischen physikalischen Vorstellungen (Elektron kreist um den Kern wie die Erde um die Sonne) ist, dass sie nicht stimmen können. 1927 formulierte Werner Heisenberg (1901-1976) sein berühmtes **UNBESTIMMTHEITSPRINZIP**, in dem er ausführt, dass man von einem Elektron im Atom nicht gleichzeitig genau wissen kann, wo es gerade ist und wie schnell es im selben Augenblick ist. Je genauer man weiß, wo es ist, desto ungenauer ist das Wissen von seiner Geschwindigkeit! Man kann sich natürlich mit dem Wissen zufrieden geben, wo das Elektron im (zeitlichen) Durchschnitt ist – das ist O.K.

(5) EINFACHE MODELLE FÜR ATOMKERN, ATOMHÜLLE UND CHEMISCHE BINDUNG.



Du kannst Dir einfach vorstellen, dass man von einem Elektron viele Fotos auf demselben Stück Film macht – so ergäben sich (im Gedankenexperiment) viele Pünktchen (siehe Grafik) – größere Pünktchendichte bedeutet, dass das Elektron dort öfter zu finden ist („hohe Elektronendichte“)!

**Warum tun sich nun Atome zu Molekülen zusammen?**

Elektronen wollen zwar in der Nähe von Kernen sein (Anziehung), aber andererseits wollen sie auch viel Platz („Bewegungsfreiheit“).

Rund um zwei Atomkerne ist aber sicher mehr Platz als um einen!

Wir sollten uns also in Zukunft die Elektronen nicht als Planeten – kreisend um die Sonne – vorstellen, sondern eher als „homogene Wolke“, z.B. als „Schwarm unzähliger Mücken“. Diese „Wolke“ oder dieser „Mückenschwarm“ ist allerdings nicht überall gleich dicht, sondern wird nach außen immer dünner. Und nun zur

**Ionenbindung**

Für die bisher vorgekommenen (wenigen) MOLEKÜLE war die ATOMBINDUNG zuständig, die wir durch einen Bindungsstrich darstellten, welcher ein Elektronenpaar symbolisiert. Die Atombindung hält zusammen: FLÜCHTIGE STOFFE (kleine Moleküle), HITZERSETZBARE STOFFE (große Moleküle) und DIAMANTARTIGE STOFFE (der ganze Kristall ist ein einziges Molekül). METALLE halten durch METALLBINDUNG zusammen – und IONEN durch IONENBINDUNG: Sie ist am leichtesten zu verstehen, weil + und – Ladung einander bekanntlich anziehen. Es geht hier klarerweise um die SALZARTIGEN STOFFE, wie wir alle wissen. Es gibt aber doch noch ein paar nicht unwichtige Details dazu...

**Einige Ionen:**

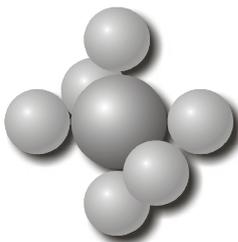
Wie wir bereits beim Lewismodell sehen konnten, ist die Bildung von einfachen Ionen (= Atomionen, das sind geladene Atome) leicht zu erklären – entweder fehlt ihnen ein (2,3,...) Elektron(en) zum Oktett und sie werden durch Aufnahme von e<sup>-</sup> zu ANIONEN: F<sup>-</sup>, Cl<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, I<sup>-</sup>, O<sup>2-</sup>, S<sup>2-</sup>, usw....

... oder sie haben ein (2,3,...) Elektron(en) „zu viel“, diese werden abgegeben und wir erhalten KATIONEN: Li<sup>+</sup>, Na<sup>+</sup>, K<sup>+</sup>, Ca<sup>2+</sup>, Mg<sup>2+</sup>, Al<sup>3+</sup>, usw.... Ionen sind eigentlich etwas Alltägliches, wie die Abbildung zeigt:

Wir haben es im vorletzten Abschnitt gesehen: (Atom-) Ionen haben das erwünschte Oktett – man stellt sich die Elektronenladung gleichmäßig über die Oberfläche einer Kugel verteilt vor – damit lässt sich (physikalisch) gut rechnen.

Modellversuch mit Magneten auf dem Overheadprojektor – es entsteht ein geometrisches Muster als Modell eines „KRISTALLGITTERS“. Da die Eckpunkte des Gitters von Ionen gebildet werden nennen wir es ein

**Ionengitter:**



Ein sehr einfaches Ionengitter heißt „Kochsalzgitter“ – Natriumchlorid (Na+Cl<sup>-</sup>), Kaliumchlorid (K+Cl<sup>-</sup>) und einige andere Salze kristallisieren so. Das Gitter kann man sich so entstanden denken, dass sich jedes Anion mit sechs Stück Kationen umgibt (links):

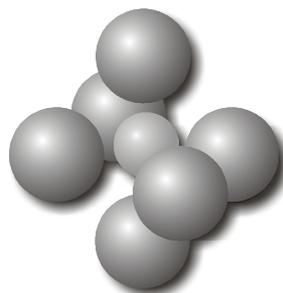
Ebenso geht das mit einem Kation: es umgibt sich mit sechs Anionen: (Abb. rechts unten). Wenn man immer weiter baut, so entsteht schließlich das Ionengitter (wegen des besseren Durchblicks sind die Ionen nach der Art einer Explosionszeichnung etwas voneinander abgerückt):

Sehr oft werden Ionengitter auch als KUGELSTAB-MODELLE konstruiert oder gezeichnet:

Nachteil: es gibt die Realität nicht richtig wieder, weil die Ionen zu klein („geschrumpft“) erscheinen, bzw. die Abstände zu groß. Ihr Vorteil liegt aber im besseren Durchblick.

RAUMERFÜLLENDE MODELLE (oder KALOTTENMODELLE) hingegen geben die Realität besser wieder, man sieht aber die zugrundeliegende Geometrie nicht so gut.

Eine einfache Kennzahl eines Gitters ist die KOORDINATIONSAHL (KZ): es ist die Zahl der nächsten Nachbarn eines Ions im Gitter.



✍ Es ist KZ = ... für das Kochsalzgitter und KZ = ... für das Cäsiumchloridgitter (siehe Modell oder OT).

**Eigenschaften der salzartigen Stoffe:**

LEITFÄHIGKEIT: Im festen Zustand keine – es existieren zwar geladene Teilchen (Ionen), die kön-

Analytiker: Ing. A. J. STEHLIK.

Analyse des Versandwassers :

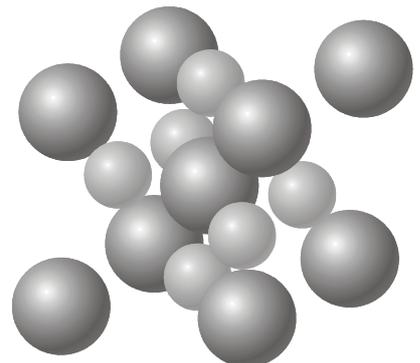
	mg/l	Äquivalent-Anteil (%)
Natrium (Na <sup>+</sup> )	15,2	4,22
Kalium (K <sup>+</sup> )	2,1	0,34
Magnesium (Mg <sup>2+</sup> )	77,9	40,90
Calcium (Ca <sup>2+</sup> )	171,1	54,47
Strontium (Sr <sup>2+</sup> )	0,49	0,07
		100,00
Chlorid (Cl <sup>-</sup> )	4,5	0,81
Sulfat (SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> )	397,5	52,83
Nitrat (NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> )	0,35	0,04
Hydrogencarbonat (HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> )	442,7	46,32
		100,00

m-Kieselsäure (H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>) 25,3

Summe der gelösten festen Stoffe 1137,2

Mit Kohlensäure verstäkt

gelöste freie Kohlensäure : 4,5-5,5 g/Kg

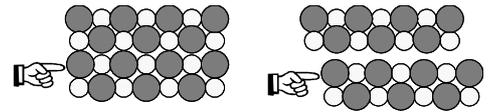


(5) EINFACHE MODELLE FÜR ATOMKERN, ATOMHÜLLE UND CHEMISCHE BINDUNG.

nen aber nicht vom Platz. Im flüssigen Zustand (Schmelze oder Lösung) sind die Ionen beweglich und leiten daher Strom (= transportieren Ladung).

**HOHE SCHMELZ- UND SIEDEPUNKTE:** Folgen aus den starken Kräften zwischen den elektrisch geladenen Teilchen – diese Kräfte müssen ja überwunden werden, wenn sich die Teilchen voneinander lösen sollen.

**SPRÖDIGKEIT:** ist leicht erklärbar: eine ausgeübte Kraft kann eine Kristallebene gegen ihre benachbarte verschieben – so kommen gleichgeladene Ionen zusammen: Abstoßung resultiert: siehe Abbildung.



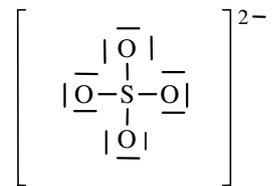
Die Erklärung der **WASSERLÖSLICHKEIT** folgt noch.

**Atomionen und Komplexionen:**

Natriumsulfat ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) ist ohne Zweifel ein Salz – es sieht so aus und hat alle salzigen Eigenschaften (seine Lösung in Wasser ist übrigens ein klassisches Mittel gegen Stuhlverstopfung – der deutsche Chemiker Glauber hat es als erster künstlich hergestellt). Welche Ionen enthält es? ohne Zweifel sind da Natrium-Ionen  $\text{Na}^+$ , was aber ist „Sulfat“? Nun, das Schwefelatom und die vier Sauerstoffatome bilden *zusammen* ein Ion, das gleichzeitig Molekül und Ion ist.

Ein geladenes Molekül heißt **KOMPLEX-ION**.

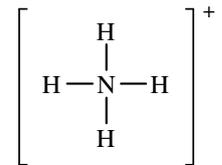
$\text{SO}_4^{2-}$  heißt Sulfat-Ion, und es ist interessant, wieder eine Lewisformel aufzustellen: (Abb.) Solche Komplexionen werden in eckige Klammern gesetzt und die Ionenladung *außerhalb* dieser Klammer geschrieben, da man die Ladung nicht genau einem Atom zuordnen kann.



Anionen heißen genauso wie das betreffende Salz. Alle Anionen der Sauerstoffsäuren sind Komplexionen. **SAUERSTOFFSÄUREN** sind Säuren, die außer dem charakteristischen

Salpetersäure	$\text{HNO}_3$	Nitration	$\text{NO}_3^-$	Nichtmetall, das meist den Namen prägt (z.B. Schwefelsäure), noch Sauerstoff (und, wie alle Säuren, Wasserstoff) enthalten:
Phosphorsäure	$\text{H}_3\text{PO}_4$	Phosphation	$\text{PO}_4^{3-}$	
Perchlorsäure	$\text{HClO}_4$	Perchloration	$\text{ClO}_4^-$	

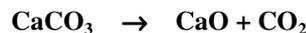
Bitte Strukturen (Lewisformeln wie für Sulfat) für die Anionen der Tabelle zeichnen. Beispiel für ein komplexes Kation: das Ammonium-Ion  $\text{NH}_4^+$  – Namen tragen die Endung: -onium:



Versuche für das Hydroniumion  $\text{H}_3\text{O}^+$  (was ist das?) eine Struktur aufzustellen.

Wenn man schließlich verschiedene Salze miteinander vergleicht, so fallen einem doch Unterschiede auf in: Wasserlöslichkeit, Schmelzpunkt und Stabilität gegen Zersetzung.

Komplexionen sind thermisch nicht stabil –zersetzen sich beim Erhitzen, sie enthalten ja Moleküle und die sind daher weniger stabil als die Atomionen (z.B.  $\text{Cl}^-$  oder  $\text{O}^{2-}$ ). Technisch wichtige: das Kalkbrennen:



Dazu ist eine Temperatur  $>900^\circ\text{C}$  nötig. Es entsteht das thermisch stabilere Calciumoxid (*Branntkalk*).

**Zunächst noch einige Lerntipps zu den nachfolgenden Tabellen:**

Wichtige Säuren:		
Formel	Name der Säure	Name Salz
HF	Fluorwasserstoffsäure	Fluorid
HCl	Chlorwasserstoffsäure	Chlorid
HBr	Bromwasserstoffsäure	Bromid
HI	Iodwasserstoffsäure	Iodid
$\text{H}_2\text{S}$	Schwefelwasserstoffsäure	Sulfid
$\text{H}_2\text{SO}_3$	schweflige Säure	Sulfit
$\text{H}_2\text{SO}_4$	Schwefelsäure	Sulfat
$\text{H}_2\text{CO}_3$	Kohlensäure	Carbonat
$\text{HNO}_3$	Salpetersäure	Nitrat

Wichtige Basen:		
Formel	Name der Base	umgangssprachlich
$\text{NH}_3$	Ammoniak	Salmiakgeist
$\text{NaOH}$	Natriumhydroxid	Natronlauge, Ätznatron
$\text{KOH}$	Kaliumhydroxid	Kalilauge, Ätzkali
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	Magnesiumhydroxid	—
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Calciumhydroxid	Ätzkalk, Lösungen <sup>1)</sup>

<sup>1)</sup> Lösungen: Kalkwasser ist eine Lösung, Kalkmilch eine Suspension von Calciumhydroxid in Wasser. Löschkalk ist ein Baustoff mit variablem Wassergehalt.

- (1) Die ersten fünf Formeln haben einiges gemeinsam: kein Sauerstoff, nur Wasserstoff und das typische (namengebende) Element. Name allg.: **ELEMENTWASSERSTOFFSÄURE**.
- (2) Die Salze der Elementwasserstoffsäuren enden alle auf -id (typisch für eine Verbindung aus zwei Elementen).
- (3) Halogene verbinden sich immer mit einem, Schwefel mit zwei H-Atomen. Warum?
- (4) Eine **SAUERSTOFFSÄURE** enthält ein oder mehrere Sauerstoffatom(e). Daher finden wir in einer Formel drei Elemente: Wasserstoff, das namengebende Nichtmetall und Sauerstoff.
- (5) Die stabilste Sauerstoffsäure (bei mehreren desselben Elements) bekommt den Namen **ELEMENTSÄURE**. Ihre Salze enden alle auf -at.
- (6) Säuren des Elements mit einem O-Atom weniger als die Elementsäure heißen **ELEMENTIGE SÄURE**. Ihre Salze enden auf -it.
- (7) Viele Basen der AO Chemie sind Hydroxide. Die Plusladungen des Metallkations ( $\text{Li}^+$ ,  $\text{Be}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ , ...) werden durch seine Gruppennummer angegeben (Li: 1, Be: 2, Al: 3, ...). Es bindet dann eben so viele Minusladungen [in Form von Hydroxidionen  $\text{OH}^-$ :  $\text{LiOH}$ ,  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ].
- (8) Die Klammer fasst mehrere gleichartige Teile zusammen. Ein Beispiel dazu:  $\text{Al}(\text{OH})_3$  – drei Hydroxidionen mit einem  $\text{Al}^{3+}$ .