

### 3.3 イオン

殆ど全ての元素の原子は、化学反応で電子を得るか、又は失って、電荷を持った原子又は原子の集団である**イオン(ion)**になります。最も重要で、良く知られた化合物の多くは**イオン性化合物(ionic compound)**として知られています；食卓塩(NaCl)や紙やピクルスを作るのに使われる明礬 $[\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}]$ が正しくそれです。良く目に触れるイオンの電荷、それらの電荷からイオン化合物の式を予測する方法、そして命名の仕方を知ることが大切です。

金属の特徴は、それら原子が反応中に電子を失って、正電荷を持ったイオンを形成することです。普通、そのイオンを**カチオン(cation)**と呼びます。Fig. 3.9 はリチウム原子を図式的に示したもので、3 個の陽子と 3 個の電子を持つので、電氣的に中性です。それが電子を 1 つ失うとリチウムイオンとなります。イオンは、ここで負電荷より 1 つ余分の正電荷を持ち(3 個の陽子と 2 個の電子)；従って正味の電荷  $1+$  を持ちます。これを  $\text{Li}^+$  と表します。1 個以上の電子を失うと、電荷の符号に数字が付きます；例えばカルシウムイオンは  $\text{Ca}^{2+}$  です。

金属とは逆に、非金属は反応でしばしば電子を得て負電荷を持ったイオンになります。これを**アニオン(anion)**と呼びます。Fig. 3.9 は 9 個の陽子と 9 個の電子を持つフッ素原子が、9 個の陽子と 10 個の電子を持ったフッ素イオン( $\text{F}^-$ )になる例を示しています。

Fig. 3.9 リチウム原子は正電荷(3 陽子)と負電荷(3 電子)の数が同じで、電氣的に中性です。1 電子失うと 1 つ余分の正電荷を持ち、 $1+$  となります。生成リチウムイオンを  $\text{Li}^+$  と表します。フッ素原子も正電荷(9 陽子)と負電荷(9 電子)の数が同じで、電氣的に中性です。非金属であり、電子を得ます。 $\text{F}^-$  として、陽子より 1 つ余分の電子を持ち、正味の電荷は  $1-$  です。

#### 単原子イオン上の電荷

**単原子イオン(monatomic ion)**は電子を失ったり、受け取ったりした単原子です。そのようなイオンの典型的な電荷は Fig. 3.10 の周期表に示され、 $1\text{A}$ – $3\text{A}$  族の金属は族数と同じ電荷の正電荷イオンを形成します。

表

Fig. 3.10 一般的な単原子カチオンとアニオンの電荷。金属はカチオンを生成し、典型金属元素ではその正電荷はその族数で示されます(淡青色)。遷移金属では可変で、この図で示される以外も可能です。非金属は 8 から族数を差し引いた数の負電荷のアニオンを生成します。

遷移金属もカチオンを形成します。典型元素とは異なり、遷移金属カチオンではその挙動の予想は、それほど容易ではありません。これらの金属の多くは、いくつかの違ったイオンを形成します。例えば鉄を含む化合物は、 $\text{Fe}^{2+}$  か  $\text{Fe}^{3+}$  イオンのどちらかです。 $2+$  と  $3+$  イオンは多くの遷移金属の中で典型的なものです。

表

非金属はしばしば 8 からその元素の族数を差し引いた数に等しい負電荷を持ったイオンを形成し、それがその元素の 1 原子が受け取る電子の数を表します。例えば N は  $5\text{A}$  族にあり、3 個の電子を受け取るので、 $3-$  の電荷を持ちます。

表

Fig. 3.10 には 2 箇所に水素が示されています；水素原子は、それが会合する原子によって、電子を失ったり、受け取ったりします。

式

最後に、希ガスは極く限られた反応で電子の授受を行います。これらの元素は極めて化学的に安定で、Fig. 3.10 に示すような一般的なイオンはありません。

#### 価電子

もう一つの重要な考え方が Fig. 3.10 のイオンの電荷によって示されます。 $1\text{A}$ 、 $2\text{A}$ 、 $3\text{A}$  族の金属が、 $1+$ 、 $2+$ 、 $3+$  電荷のイオンを形成することを考えてみます；即ちそれらの原子はそれぞれ 1 個、2 個、3 個の電子を失っています。それぞれイオンに残る電子数は希ガス原子の電子数と同じになります。例えば、 $\text{Mg}^{2+}$  は 10 個の電子を持ち、周期表の前にある Ne 原子と同じ数です。

周期表の右側の非金属原子が、低い方の原子番号の希ガス原子と同じ電子数になるには、多くの電子を失う必要があります。(例えば、Cl は Ne と同数の電子を持つには 7 個の電子を失う必要があります) しかし、

非金属原子が、わずかの電子を得ると、高い方の原子番号の希ガス原子と同じ数の電子を持つことになります。例えば、酸素原子は 8 個の電子を持っています。原子当たり 2 個の電子を得ると  $O^{2-}$  になり、即ち 10 個の電子で、これは Ne と同数です。希ガスが周期 8 族にあるので、8 から族数を引いた電子数がイオンの負電荷の数になります。Fig. 3.10 の電荷から明らかなように、希ガス原子と同じ数の電子を持つイオンが化合物の生成に、特に優先されます。

イオンの典型電荷や化学結合を習う化学入門コースの学生を教えていた、アメリカの化学者 G.N. Lewis(1875-1946)は、中心に核があり、原子中の電子がそれを囲む殻に配列しているのではないかと考えました。各殻に、その特徴を示す数の電子を持ち、1 つの原子がもう 1 つと結合する場合は、最外殻の電子のみが係わります。これらの最外殻電子が**価電子(valence electron)**として認められるようになります。例えばマグネシウム原子は二つの価電子を持ち(ネオン原子よりも 2 つ多い電子)、これらの価電子が失われると、 $Mg^{2+}$  イオンが生成します。酸素原子は 6 個の価電子を持ち、(ヘリウム原子よりも 6 個多い)従ってもう 2 つの空きがあり(それがネオン原子と同数にする)； $O^{2-}$  イオンが合理的になります。

例 3.3 イオン電荷を予測する

練習問題 3.4 イオン電荷を予測する。

### 多原子イオン

**多原子イオン(polyatomic ion)**は 2 つ又はそれ以上の原子から成り、全体として電荷を持ちます。例えば、炭酸イオン、 $CO_3^{2-}$  は一般的な多原子アニオンです。これは負電荷を 2 単位持って、1 個の C 原子と 3 個の O 原子から出来ています。最も良く知られた多原子カチオンの一つは  $NH_4^+$ 、アンモニウムイオンです。この場合、4 個の H 原子が N 原子を取り囲み、その集団は 1+ の電荷を持ちます。Tab. 3.2 の一般的な多原子イオンの名前、式、電荷は、是非憶えて下さい。