

化学基礎概論

～第Ⅰ章 物質の構成～

佐和高校 2 年
化学基礎副教材・副読本

《はじめに》

皆さん、化学を学ぶということは「長編小説」を読んでいくのによく似ています。それは、小説を読むときに途中の部分を「読まずに飛ばしてしまう」と後の展開が全く判らなくなってしまうことが多いからです。化学で学ぶ内容は最初から最後まで「一本の糸」のようにつながっており、そのつながりをよく理解していないと次につながらない＝全くわからず、面白くもなんともないものを感じてしまいます。化学が始まってから、どのようにして現在の化学につながってきたのかを、化学者たちの素晴らしい「発想力と観察力」の積み重ねから生まれた歴史的な発見（含む裏話）などもちりばめて、ストーリー形式にまとめてみました。教科書ではあまり触れられていない内容を補足する部分もあるのでよく読んで参考にしてください。あえて、「図解」的な表現は行いませんでした。やはり、ある程度「想像力」がないと、正しくその状況を理解することはできないので文章を読みながらその仕組みを考える「トレーニング」も行ってください

2年化学基礎担当

岩木

化学基礎を学ぶ前に一言

(1) 化学とは

化学というと、薬品を扱っているというイメージが強いと思いますが、それは化学のほんの一部分に過ぎません。化学の本質は、世の中の物質の性質について調べたり、学んだりすることにあります。人間はその進化の過程の中で、様々な物質を道具などの素材として活用することを学んできました。その中で「使い勝手がよく、役に立つ＝価値のある」天然素材を自然界の中から多く見つけ出してきましたが、その過程の中でそれらに「手を加える」ともっと役に立つ物質が得られることを知りました。(第1号は、約1万年前に粘土を加熱して熱化学反応を起こさせることで、土器を製造したことだったといわれています。人間の歴史の中で土器の製造が大きな転換点としての意味を持っている理由がここにあります) その後金属の酸化物を炭とともに加熱することで金属の単体を取り出すことを覚え、それらを道具の「主役」として利用しました。その流れの中で、人間は自然な欲求として、もっと役に立つ(＝価値のある)物質を見つけ出したり、作り出したりしたいと思うようになったのです。その結果、どの物質がどんな性質を持っているのかを詳しく調べ、それらを他の物質と水中で混ぜたり、加熱したりすると性質がどのように変化するのかを調べるようになりました。化学はこの《人間の自然な欲求》を満たすために発生・発達してきた学問であるといえます。

(2) 物質のもとになるものは？

物質を構成するもとになるものとしては、古代(2,000年前ぐらい)から《成分》の観点からは元素が考えられ、《粒子》の観点からは原子が考えられてきました。しかし、それらがどんな特性を持っているかについては全く考えが及ばなかったため、その後の道のりはかなり《迷走》を繰り返すことになり、これらについて正しく理解されるようになったのは18世紀の後半ぐらいからです。現在の化学につながる《近代化学》この頃からといえるでしょう。

(3) 錬金術の失敗が近代化学につながる

中世(12～13世紀)のヨーロッパでは、価値の低い金属(卑金属)から金・銀などの価値の高い金属(貴金属)を作り出そうとする《錬金術》という研究が盛んに行われていました。つまり、物質に手を加えることでこの世で最も高価な物質＝金を作ろうとしたわけですが、この研究は数百年間行われたのにもかかわらず、すべて失敗に終わりました。何故なら金は他の物質からは作り出すことができない元素であったからです。(それまでは、ギリシャ時代の哲学者アリストテレスの4元素説＝この世の物質は全て火、水、空気、土の4つの元素から作られていて全てこれらから作り出せるという説が信じられていて、工夫すればどんな物質も合成できると考えられていました。しかし、これは物質が火、つまり加熱によって、固体、液体、気体の「三態」をとることを《拡大解釈》しただけのものでした)しかし、その間に多くの新物質(硫酸や硝酸、塩酸など)も合成され、蒸留などの物質分離に用いる器具も改良されて、その技術も飛躍的に発達することになりました。その結果、ついに他の物質からは合成できない物質の基本成分が存在すること＝元素の概念に気がついた訳です。近代化学の歴史はこうしてスタートすることになりました。

近代化学の幕開け

（４）錬金術からの脱却

錬金術というと、闇雲に金を作ろうとしていた（実際それしか眼中になかった錬金術師たちもいました）と思われるが、金以外であっても価値のあるものが見つかったり作れたりすれば、それはそれで・・・という柔軟な考え方をする人も当然いました。（中には、金なんかよりも金持ちや権力者たちが切実に欲しがっている「靈薬」＝不老不死の薬を最終的には発見・調合したいと真剣に考えていた人（`▽`）もいたぐらいです）その流れの中で、いろいろな物質中に含まれているその成分物質をまず取り出そうとする操作、つまり物質の分離技術が非常に進歩することになりました。物質を分離する技術については後述しますが、何度も分離を重ねていった結果、それ以上もう分離できない物質（＝純物質）が最後に得られることを知りました。そして、各純物質は混合物質では特に定まっていない《固有の物性》をそれぞれが示すことを学んだのです。（純水であれば、密度・融点・沸点などがある条件下では決まった数値《 1.0 g/cm^3 、 0°C 、 100°C 》を示しますが、食塩が溶解したりすると濃度によってその数値が変化してくるのは学びましたね）結果、物質の本質である《純物質》を基準に物質の性質を考えなければならないことにも気づきました。本当の意味での「物質についての理解」が始まったのです。

（５）混合する物質の分離法

各純物質の示す《固有の物性》は基本的に混合物質の中にあっても失われることはありません。（空気の中にあっても酸素はその性質を示せるので、それを呼吸や燃焼に利用できる訳です）その《固有の物性》の差を利用して各成分物質ごとに分けて取り出す操作が分離です。構成物の粒子の大きさ（＝粒径）の差を利用した「ろ過」、沸点の差を利用した「蒸留・分留」、特定の溶媒への溶解性や溶解量の差を利用した「抽出」や「再結晶」、固体から気体への直接変化を利用した「昇華法」などがあります。（コーヒーマーカーには抽出とろ過の分離技術が利用されていますね。抽出したコーヒー成分を低温下での水分蒸発（＝フリーズドライ法）で取り出したものがインスタントコーヒーです。また、昆布から抽出されたグルタミン酸《＝うまみ成分》は化学調味料の主成分です。）なお、分離の最終段階として少量の不純物を除くことを目的に行われる操作は特に「精製」と呼ばれます。

（６）近代化学の元素の概念

《純物質》は分離不可能な物質でしたが、加熱したり通電したりするとそれまでとは全く性質の異なる物質を複数生じる場合があります。これが《分解》です。（水を電気分解すると水素と酸素を生じるのはご存じですね）分解も重ねていくとそれ以上分解できない物質にまでたどり着きました。それが「単体」です（酸素や水素も単体です）。単体は様々な物質の「出発点」となるものなので他の物質からは作り出すことができないことがわかりました（金もその一つでした）。そして、単体を構成している成分物質こそが、「全ての物質の基本成分＝元素」とあるという基本概念が誕生した訳です。そして、単体同士が反応して（＝化合して）生じる《複数の元素からなる純物質》が「化合物」です。そのため、単体は元素名と同じ名称の物質が多く、化合物には（それを構成する）複数の元素名が組み合わされた名称を持つものが多く見られます。元素の種類は約120種ほどありますが高校レベルで登場するのはそのうち40種程度、その表示には元素名（ラテン語表記）の頭文字などを略記した「元素記号」が使用されています。（＝化学の「世界共通の基本言語」です）

物質構成を考える

(7) 元素の概念の成立から原子説へ

元素の概念が成立したことによってある「事実」が判明しました。それは物質を構成している成分元素の種類がその物質の物性に大きく関わっていたということです。つまり、物質がどんな用途に適した性質を示すかを考えたり、調べたりする（＝物質の「適性調査」を行う）のであれば、まず物質が何から構成されているかを調べる（＝物質の「身元調査」を行う）必要が出てきたのです（いわゆる物質の「化学分析」の重要性を理解した訳です。のちにその考え方はその逆の発想、つまり、ある特性を持った物質が欲しい場合、その特性を持つ可能性のあるものを合成するにはどんな元素を含む物質どうしを組み合わせれば反応させれば・・・という発想にもつながりました）。そして、その先にあったのは、そもそも物質はどんな特性を持つ「粒子」からできているのかという素朴な疑問です。物質の構成粒子＝原子とは何か？を考える「原子説」が提唱され始めました。

(8) 科学的・理論的に《根拠・裏付けのある》原子説の成立

物質の最小構成粒子を原子とするいわゆる《極限微粒子論》自体は古代（2,000年前ぐらい）から世界各地で存在していました。有名なものとしてはギリシャ時代の哲学者デモクリトスが、《物質を無限に細分していくとやがてそれ以上には分割できない粒子にたどりつく。その粒子を「a toms」＝原子と命名する》と語った原子論があります。（ちなみに、「a toms」とは、古代のギリシャ語で《分割不可》を意味するものでした。当然、原子を表す英単語（atom）の語源はこれです）しかし、ここで語られている原子は単なる《空想上の産物》であり、その実在を裏付ける科学的な根拠もなければ、ましてやそれがどんな特性を示す粒子なのかも全くわからない状態でした。（とにかく肉眼では確認できないほど小さい粒子であるということ以外は）しかし、1,700年代の終盤になって元素の概念が成立してくると、元素の種類や性質の違いは、その元素（単体）を構成する粒子＝原子の種類や性質が異なるからなのでは？と考える化学者たちが現れてきました。それは、もともとは別の《ルーツ》をもっていた元素（成分）の考え方と原子（粒子）の考え方が《一本化》されることを意味していました。初の科学的な根拠を持つドルトンの原子説（化学的原子説：1,803年提唱）はその流れの中で生まれて来ることになったのです。

(9) ドルトンの原子説の根拠・特徴

ドルトンはそれまでに発見された化学反応や化合物の特徴についての化学法則（質量保存の法則、定比例の法則、倍数比例の法則）を解析していった結果、原子が次のような特性を持つ粒子であり、化学反応は物質を構成する原子どうしの結合や解離（＝組み換え）によって起こると《仮定》すると全ての法則が成立することを矛盾なく説明できることを確認しました（つまりその仮定は正しく、原子はその特性を持つ粒子であるとの根拠を示しました）その《原子像》は、簡潔に言えば

- ①原子は元素ごとに質量の異なるものが元素の種類と同じ種類だけ存在し、
- ②化学反応は物質を構成する原子どうしが原子間の結合を解消したり、新たに形成したりすることと起こる現象である。（＝つまり、反応しても、原子自体は不変である）

というものでしたが、全く《正体不明》で、実在するかどうかも曖昧だった原子が初めて《実在する確率が極めて高い粒子》として扱われ、しかもその「素顔」をおぼろげながらも見ることであったのが、この原子説でした。

原子に関する考え方（発展）

（10）原子の質量の違いはどうやって調べたの？

ドルトンの原子説の大きな特徴は元素ごとの原子の違いをその「原子の質量の違い」に注目したところにありました。しかし、ここで素朴な疑問が発生します。どうやって各元素の原子の質量の違いを調べたのでしょうか？考えてみれば、見えない大きさの原子の質量を直接測定することなど当時絶対不可能だった訳ですから。実際ドルトンたちは、原子の質量の測定までは行えていません。しかし、各元素の原子間での「相対的な質量関係」、つまりどの元素の原子の質量が大きく、他の元素の原子の何倍に相当する質量を持っているかについてはある程度推定することができたのです。この原子の「相対質量」（＝原子量）をドルトンたちは利用しました。原子間の相対質量を設定するにあたっては、次のような考え方を利用しました。

①数学的に同個数どうしの質量比は、1 個どうしの質量比と同じである。

＝1 個が 1 g の物体と 2 g の物体は 1 個同士の質量比は 1 : 2 ですが、この関係は同個数どうしであれば何個同士でも（たとえ何億・何兆個以上の個数同士になっても）1 : 2 のままです。

（ $\text{Ag} \times n$ 個 : $\text{Bg} \times n$ 個 = $\text{A} : \text{B}$ です）だから同数の原子が含まれると考えられる物質（単体）の質量比はその構成原子 1 個どうしの質量比を反映するものになります。

②化学反応による単体からの化合物形成がその構成原子どうしが 1 : 1 で結合し合うことで起こるものなら、過不足なく反応し合う単体中に含まれる原子の数は同数どうしであると推定できる。
＝自由参加の合コンパーティーで、全体の参加者総数が不明な場合であっても出口にずっと立っていた人が、「一人で帰った人はいなかった」と証言すれば、参加した男女は同数であった（＝過不足なくカップルが成立した）と推定できます。それと同じ原理で、構成原子どうしが 1 : 1 で結合し合う化学反応なら、過不足なく反応し合う単体中に含まれる原子の数は（何個かは不明でも）同数どうしと考えられる訳です。これらの概念から、過不足なく反応し合う単体の質量比はその構成原子 1 個あたりの質量比を反映すると推定できました。

（例えば、16 g の酸素に過不足なく反応する銅は 64 g でした。これから銅原子の質量は酸素原子の $64 / 16 = 4$ 倍に相当するものであることが推定できました。もちろん、化学反応で原子が結合する割合は 1 : 1 とは限らないので、その関係を確認せずに設定して数値を間違えたケースもあります。実際ドルトンは水 H_2O が水素原子と酸素原子が 2 : 1 で結合して形成されることを知らなかったため、16 g の酸素に過不足なく反応する水素が 2 g だったことから水素原子の質量は酸素原子の（本当は $1 / 16$ なのに） $1 / 8$ に相当するものと考えました。後に、水の電気分解で水素が酸素の 2 倍の体積で発生したことから誤りが判明し、訂正されました。）

これを多くの元素（単体）間で調べることにより、どの元素の原子の質量が大きく、他の元素の原子に対してその何倍に相当する質量を持っているかを推定することができたのです。

ちなみに、原子 1 個が何 g であるかの《絶対的な質量》（ $= 10^{-22}$ g より小）を求められるようになったのは、1,900 年代の中頃からですが、前述の方法などにより原子どうしの質量を比較して、その質量の相対的な関係を調べる（＝原子の相対質量、つまり原子量を設定する）ことはそれから遡ること 100 年以上の、1,800 年代の前半から盛んに行われており、1,800 年代の中頃には現在の（原子量の）数値にかなり近い、精密な質量関係の数値が求められていました。

原子に関する考え方（発展2）

(11)《構成粒子論》から考えた物質の状態変化

物質が原子などの粒子（実際は原子が複数個結合した状態の粒子である分子や原子から電子が出入りして形成された粒子であるイオンの場合もあります）から構成されていて、その物理的な状態（具体的には固体～液体～固体の《三態》の状態）が変化しても構成粒子自体には変化がないということが判ると、では各状態間では何が異なっているのか？という疑問が発生します。それは、一言で言えば、構成粒子の運動状態（＝熱運動状態）の違いで、粒子が広範囲で激しく動き回り、外形も体積も固定できない状態が気体、ある程度は粒子が限られた範囲で動けるので変形は可能だが、体積はほぼ一定な状態に保たれているのが液体、粒子が固定された場所で少ししか動けなくて、外形も体積もほぼ固定された状態にあるのが固体です。これらの状態の違いは物質の構成粒子間に働く引力（結合力）による構成粒子の《束縛》と構成粒子の熱運動によるそれからの《開放》の相互関係によるものと考えてよいでしょう。（熱運動が活発化→粒子間の引力を振り切れるようになる→粒子が自由に動けるパターンや範囲が広がるということです）水蒸気がやかんの蓋を持ち上げることからもわかるように、粒子の熱運動は高温ほど活発化し、粒子の活動範囲が広がるので気体体積はその分膨張します。対して温度を下げていくとその逆となり、気体はどんどん収縮されて体積が小さくなっていくわけですが、1,787年にシャルルがその温度変化に対する気体体積の増減の割合を詳しく調べたところ（実際は途中で凝縮して液体、さらには凝固《または二酸化炭素のように昇華》して固体となったりするのですが）理論上、物質が最後まで気体のままなら、 -273.15°C で気体の体積が0になってしまいそれ以上体積は小さくならなくなる（＝熱運動を完全に停止してしまうので、それ以上温度が下がらなくなる）ことがわかりました。それから生まれたのが、絶対零度（ $-273.15^{\circ}\text{C}=0^{\circ}\text{K}$ ）及び絶対温度（ $T=273.15+t^{\circ}\text{C}$ ）の概念です。

(12)《単一粒子》ではなかった原子、原子の《内部》はどうなっているのか

ドルトンの原子説以後も原子に関する研究は進められていましたが、1,800年代の原子は《名実ともに》物質を構成する最小粒子と位置づけられていました。しかし、1,897年にその《常識》を根底からひっくり返す出来事がありました。トムソンによる電子の発見です。トムソンは陰極線の研究に負（－）の電荷を持った素粒子である《電子》が物質を構成する原子の《中から》飛び出してくることを発見したのです\(@o@)/！これにより、原子もまた《単一粒子》ではなく、より小さい微粒子＝「素粒子」が集まって構成されている《複合粒子》であったことが判明しました。（そのため現在は、原子の定義は《正しくは、「各元素においてその元素としての性質を失わない範囲内」での最小粒子である》と条件付きでの最小粒子の設定となっています）その結果、その後の（＝1,900年代の）原子の研究は原子の内部がどうなっており、原子はどんな性質を持った素粒子から形成されているのかという方向へ向かっていくことになりました。そして原子の内部構造と原子（＝元素）の性質の関係についてもさらに詳しく判明していくことにもなるのです。

原子の《内部構造》の判明

(13) ラザフォード実験に至るまでの流れ

原子の内部構造の研究の第一歩は、原子の内部に存在する正（+）の電荷を持つ部分を特定することでした。原子を構成する素粒子の一つである電子が負（-）の電荷を持っていたにもかかわらず、原子全体では電氣的に中性（＝電荷0）の性質を持っていたので、電子の-に釣り合うだけの+の電荷をもった部分が内部に存在する（＝だから全体では電荷が相殺されて0になっている）ことが確実だったからです。また、先に発見された電子に運動性（＝原子の中から飛び出てきた）があったことから、電子は原子の内部でも運動状態にあると予想されました。粒子が常に運動を継続するパターンとしては回転円運動や振動運動が考えられましたが、そのことは電子が運動を行うための空間（スペース）が原子内に存在しなければならないという《難題》に科学者たちがぶち当たったことを招いてしまいました。（最小粒子の原子の中にそんなスペースの余裕、つまり《十分な隙間空間》が存在するとは、多くの物理学者たちはどうしても発想できなかったようです）結果、原子の内部構造を仮定した「原子モデル」のパターンは物理学者の間で意見が分かれることになりました。どちらかといえば、原子の内部は+の粒子で《充填》されていて、その隙間を縫うように-の粒子である電子が運動しながら《点在》している「ブドウパン」のような構造を考えていた人が多く、対して+の粒子は中心部に《集約》されていて、その周囲を電子が周回しているという「太陽系」のような構造を考えていた人は少数でした（但し、その中には日本の物理学者・長岡半太郎もいました）。事実、後に原子核を発見するラザフォードも当初はブドウパン型を支持していました。1,911年、ラジウムを手に入れたラザフォードは原子の内部構造を確認するためにある実験を行うことにしたのです。（但し、結果は予想を裏切るものになってしまったのですが（`▽`）・・・）

(14) ラザフォード実験の結果・《原子核》の発見

ラジウムを手に入れたラザフォードは、ラジウムから放出される α 線という放射線に注目しました。これは+の電荷を帯びた放射線（但し、光同様に感光剤を変色させる）だったからです。（＝正体は高速で流れるヘリウムの原子核でした）ラザフォードは、ラジウムを放射線を通さない鉛箱に入れ、それに小さい穴をあけて α 線を特定方向に照射する装置を作り、それを暗室内に設置して、鉛箱の穴の前に極薄の金箔を拵げて、その後側を感光紙で覆ったのです。目的は α 線が金箔を通過できるかを確認することでした。つまり、金箔を構成する金の原子の構造が予想通りのもの（ほぼ内部は+の粒子で充填状態）であれば、+どうしは反発するから α 線は反射される（＝後側の感光紙は感光されない）と思ったのです。しかし、実際の結果はそれを思い切り裏切って、 α 線の大半（99%以上）は金箔を通過して後側の感光紙を感光させ、ごく一部のみ《散乱状態》となってその進路を変えて進んだことがわかりました。この結果は、原子の+部分は中心部に非常に密集した状態で存在し、原子は非常に《隙間》の多い構造になっているということ（だから、 α 線の大半は金箔を通過できたが、たまたま中心部の+の部分にぶつかった α 線のごく一部だけが散乱されたという訳。これは、鉄格子越しに、マシンガンを乱射したときの全銃弾の軌跡＝大部分の弾丸は問題なく通過できるが、途中鉄格子にたまたまぶつかった一部の弾丸のみが進路を変えられて散乱状態になる、という状況に近いパターンです）を証明していました。こうして+の電荷を持つ原子の中心核＝《原子核》の存在が明らかになったのです。

原子の詳しい《内部構造》

(15) 原子核の大きさ、素粒子

ラザフォードの実験以後、原子核についての研究はさらに進み新たな事実がどんどん判明してきました。まず原子核の原子全体に占める割合、半径では原子全体の半径の $1/100,000$ 程度に過ぎなかったのです。(これは原子をほぼ野球場の大きさにまで拡大した場合、原子核はマウンド上に置かれた百円玉ぐらいの大きさという関係になります) つまり、原子は驚くほど《隙間だらけ》の構造を持っていました。ラザフォード実験で α 線の大半 (99%以上) が金箔を通過できたのは当然だったといえるでしょう。(一般的な原子の模式図では原子全体に対して原子核をある程度の大きさで示してありますが、それはかなり実際の大きさ関係よりも《誇張》して示したものであるといえるでしょう) その核の周りの《空間》のところを電子が《超高速で周回》しており、その軌道の内側部分という形で原子全体の体積 (占有スペース) の大半が維持されていたのです。にもかかわらず、(電子は質量をほとんど持たないので) 原子の質量の 99.9%以上は原子核に集中していました。つまり、体積では 1,000 兆分の 1 にも満たない原子核のところに原子のほぼ全質量が集中していたのです。(そのため、原子核の内部は常識では考えられないレベルの《ギュウギュウ詰め状態》＝高密度状態であることが想像できます。そして、この超高密状態の原子核が《破裂 (分裂) ・崩壊》したら・・・を考えると、規格外の巨大エネルギー＝核エネルギーの外部への放出になることも容易に想像できるはずです) さらに、原子核もまた、分裂・崩壊が可能な《複合粒子》でした。電子を含めた《原子や原子核を構成する粒子＝素粒子》についての研究、つまり素粒子学という分野が誕生しました。

(16) 《原子核》を構成する素粒子

原子核を構成する素粒子は非常に多岐に渡りましたが (細かく分類すると 50 種ぐらいになるそうです) 質量の大部分 (原子核の質量の 99.9%以上) を占めたものは陽子と中性子でした。陽子は+の電荷をもった素粒子で陽子 1 個の持っている+の電荷の絶対量は電子 1 個の持っている-の電荷の絶対量と同量 (つまり、陽子 1 個と電子 1 個で+と-の電荷は相殺されて 0 になる関係) でした。原子核が持っている+の電荷は核の中の陽子が持っていた電荷でした。また、中性子は電荷を持たない素粒子でその質量が陽子とほぼ同じ (厳密には中性子が若干大) 粒子でした。陽子 (= 中性子) の質量は電子の約 2,000 倍 (正しくは 1,840 倍) あり、これが原子核に原子の質量のほぼ全てが集中する原因となりました。なお、陽子と中性子以外では《中間子 (ただし、種類がいくつかあります)》という素粒子が比較的よく知られています。これは通常原子核は複数の陽子や中性子を核の中に含みますが、それらが (特に、+の陽子同士が反発し合うことなく) 非常に高密度状態で強く結びつくことが可能なのは、この中間子の働きによるものとされています。ちなみに、この中間子の存在を《中間子理論》(1,932 年) のなかで予言 (後に、その存在が証明される) した湯川秀樹博士は、日本人で初のノーベル物理学賞を受賞しています。(1,949 年) 原子核の中に含まれる陽子の数は核の外側を周回する電子の数と同数であり、そのため原子全体では電荷は 0 (+と-が相殺されている) になっています。(中性子数は核の中に大体陽子数に見合った個数含まれていることが多い) 陽子数はその原子の種類 (その原子がどの元素の原子か) を決定づける (つまり、これが同数なら同じ元素の原子になる) ので《原子番号》と呼ばれています。

原子の質量数、同位体の存在

(17) 原子の質量の大小関係を示す目安となる質量数

先述したように原子の質量の99.9%以上は原子核が占めており、その原子核の質量の99.9%以上は陽子と中性子の質量が占めていることから、実質原子の質量は核の中の陽子と中性子のもつ質量とほぼ同じということになります。また、陽子1個と中性子1個の質量はほぼ等しいので、
$$\text{原子の質量} \approx \text{原子核の質量} \approx (\text{核内の陽子数} + \text{核内の中性子数}) \times \text{陽子(中性子)1個の質量} m$$

の関係になるということです。つまり、原子の質量は、(核内の陽子数+核内の中性子数)に比例して大きくなることになるので、この数値が実質原子の質量を決定する数=質量数となる訳です。原子の質量数は(必要であれば)その原子の元素記号の左上に小数字に示されています。(左下には必要であればやはり小数字でその原子の原子番号(陽子数=電子数)が示されます。そのため核内の中性子数は質量数(左上)－原子番号(左下)により求められます。但し原子番号は元素ごとに決まっている=元素記号から判るものなので、省略されていることもあります)

(18) 原子番号(=陽子数)が同じで質量数が異なる原子=同位体

原子核の中に含まれる陽子の数は各元素の原子ごとに決まった数になっていますが、一緒に原子核に含まれている中性子の数は「ある程度陽子の数に見合った数」(=陽子間の+の電荷同士の反発をある程度緩和するため)になってはいますがその数は多少「幅のある設定」になっています。そのため、同じ元素の原子であっても、核の中の中性子数は異なる(=質量数がことなり、原子の質量が異なる)原子が多くの元素で存在しています(中には中性子数が異なる2種以上の原子を持っていない=同位体が存在しない元素も存在しますが)。それらの原子同士は「同位体(=アイソトープ)」と呼ばれています。水素原子は質量数が1(陽子1、中性子0)の「軽水素」の原子が一般的(自然界では99.9%以上をこれが占めています)ですが、ほかに質量数が2(陽子1、中性子1)の「重水素」の原子や質量数が3(陽子1、中性子2)の「三重水素(=トリチウム)」の原子も存在します。なお、核の中に非常に多くの陽子や中性子を含む原子(=ウランなどの原子番号の大きい原子)の同位体や陽子の数に対して中性子の数が多すぎる(少なすぎる)ような同位体では原子核が不安定になりやすく、原子核が分裂・崩壊(壊変)しやすいものが見られます。原子核が崩壊するとき、原子は放射線(α線、β線、γ線)を外部に放出するので、「放射性同位体(=ラジオアイソトープ)」と呼ばれています。そのため、放射性同位体は時間が経過すると原子核の崩壊(壊変)による放射線の放出により、他の元素の原子に変化する性質を持っています。放射性同位体が原子核の崩壊(壊変)により減少し、当初の半分の数になるまでに要する時間は「半減期」とよばれており、地下に埋没していた過去の遺物の「年代」を推定する「炭素年代測定法」は質量数が14の炭素の放射性同位体の半減期が「5,730年」と非常に長期であることを利用したものです。

原子核の外側、電子の周回軌道

(19) 電子は原子核の外側に「何重もの層」をなすようにして存在

先述したように原子核の外側の空間では、核内の陽子と同数の電子が高速で周回していることになるわけですが、その「分布状況」はどうなっているのでしょうか。原子の原子番号（＝陽子数）が大きい原子になるほど周回する電子の数も多くなってくる訳ですが、当然ながら周回する電子が多数になればその周回軌道は一つではありません（同じ軌道ばかりを電子が多数まわっていたら衝突してしまいます）模式図で見ると電子は全て原子核の「赤道上」を周回しているように錯覚してしまいがちですが、実際の電子の軌道はもっと「立体的」（＝原子核（球体）の周囲を縦方向、横方向、斜め方向に縦横無尽に電子が周回する形）なものになっています。さらに、周回半径の短い（＝核に近いところをまわる）軌道もあれば、周回半径の長い（＝核から遠いところをまわる）軌道もあり、結果として電子は原子核の周囲に「層」を形成するような形で存在することになります。この原子核を取り囲む、ほぼ核から同程度の距離を持つ電子軌道の集合体からなる電子軌道の「層」は《電子殻》と呼ばれます。電子殻は核に近い内側から K 殻、L 殻、M 殻、N 殻（以後、アルファベット順で Q 殻まで）の順で存在します。「電子配置（図）」はその原子の各電子殻に電子が何個ずつ入っているのかを表すものです。なお、その原子で電子が配置されている一番外側の電子殻は「最外殻」と呼ばれ、そこに配置されている電子は「最外殻電子」と呼ばれます。

(20) 各電子殻に収容できる最大電子数、電子が収容される順番

各電子殻に収容可能な最大電子数は内側から（N 殻までは）1 番目の K 殻が 2 個まで、2 番目の L 殻が 8 個まで、3 番目の M 殻が 18 個まで、4 番目の N 殻が 32 個までとなっています。（偶然ですが、ここまでは n 番目なら、 $2 \times n \times n = 2n^2$ 個までという形になっています）原子核から離れて外殻へ行くほど収容できる最大電子数が多くなりますが、これは殻から距離があるほど電子の周回軌道を多く設定できる（それだけのスペースを確保できる）ということなので、当然の流れといえるでしょう。原子番号が大きくなるほど核外の電子は一つずつ増えていきますが、原則として電子は原子核に近い内側の殻から順に配列されていき、内側の殻が満杯になるとその一つ外側の殻に次の電子が入るというのが基本パターンです。（但し、一部その順番が入れ替わっているところがあるのでそこは注意が必要です）なお、各電子殻に収容可能な最大電子数が大きくなっていくのは、それだけ各電子殻に含まれる電子軌道が多くなっていくからで、

- ① K 殻は入れる電子が 2 個までの周回軌道（＝ s 軌道）しか含まれないのに対して、
- ② L 殻では入れる電子が 2 個までの周回軌道（＝ s 軌道）と 6 個までの周回軌道（＝ p 軌道）＝計 8 個までの周回軌道があり、
- ③ M 殻では入れる電子が 2 個までの周回軌道（＝ s 軌道）と 6 個までの周回軌道（＝ p 軌道）と 10 個までの周回軌道（＝ d 軌道）＝計 18 個までの周回軌道があり、
- ④ N 殻では入れる電子が 2 個までの周回軌道（＝ s 軌道）と 6 個までの周回軌道（＝ p 軌道）と 10 個までの周回軌道（＝ d 軌道）と 14 個までの周回軌道（＝ f 軌道）＝計 32 個までの周回軌道があるという仕組みになっています。

原子の化学的性質と最外殻電子

(21) ある程度《予言されていた？》最外殻電子の原子での《立場》

先述したようにドルトンはその原子説の中で、化学反応は原子同士が結合・解離を行うことで起こると述べています。それには当然原子同士が衝突して接触し合うことが《化学反応が起こる前提》となってきます。その場合、化学反応を行う時に、《最前線に立つ当事者》となるのは、原子の一番外側部分＝他の原子たちと直接対峙しあうことになる部分ということになるので、そこがどのような状態になっているかが原子の反応性や結合性に大きく関わってくるであろうことは容易に予想できることでした。実際の原子の構造に当てはめた場合、そこは核外の電子が存在する一番外側の電子殻＝最外殻の部分ということになります。原子がどんな反応性や結合性を示すかなどの《原子の化学的性質》に最外殻電子の状態＝収容電子数が大きく関係することは《必然的な流れ》であったといえるでしょう。最外殻電子は一般に価電子と呼ばれており、（但し、希ガスの場合は除く）価電子（の数）は原子がどのような反応性や結合性を示すのかを決定づける電子として扱われ、実際、価電子が同数の原子同士（Li と Na、F と Cl など）はよく似た化学的性質を示すことがよく知られています。

(22) 《原子の世界の“ひねくれ者？”》希ガス（貴ガス）だけは最外殻電子≠価電子

ほとんどの原子で最外殻電子（数）＝価電子（数）と扱っている中で、18族の希ガスのグループ（He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn）だけは最外殻電子を価電子として扱っていません。最外殻電子数は、He が2個で他の原子（Ne, Ar, Kr, Xe, Rn）は8個ですが、価電子数は全て0個として扱っています。もちろんこれには理由があります。それは希ガスの仲間は全て他の原子との反応性や結合性がほぼないということ。（つまり、最外殻電子が反応性を示す価電子として役割を全くもっておらず、実質価電子が存在しない（＝0個）に等しい）希ガスがなぜそのような性質を示すのかは、その電子配置が大きく関わっています。希ガスでは、最外殻に電子が収容可能な最大数（M殻より外殻ではs、pの軌道の分＝8個）が入っており、この状態は“閉殻（構造）”と呼ばれ、最も安定な電子配置＝他の原子と結合をしたり、電子のやりとりを行ったりしてその状態を崩すことを絶対にしたくない電子配置となっています。そのため希ガスでは、他の原子と反応・結合を行う状態に持って行くのには非常な困難を伴います。そのため、これらの原子は化学反応を行うのに必要な価電子を持っていないから反応性を示さないという、という関係を強調すべく、便宜上価電子数を（最外殻電子数とは関係なく）0個に設定しているのです。（実際、Heの価電子数を2個にしてしまうと、全く性質の異なるMgやCaと価電子数が同数になってしまい“大問題”が発生します。そういう意味ではこれは、He（K殻が最外殻なので2個までしか入りようがない）を最外殻電子数の異なる他の希ガスの原子（最外殻8個）と同じグループに入れるための“配慮”であるともいえるでしょう）

元素の周期律の発見、周期表作成

(23) 謎の周期律は最外殻電子（価電子）の規則的な変化で説明された

先述したように原子番号が大きくなるほど核外の電子は一つずつ増えていきますが、原則電子は原子核に近い内側の殻から順に配列され、内側の殻が満杯になるとその一つ外殻に次の電子が入るというのが基本パターンなので、最外殻が一つ外殻に移るとそこにまた電子が1個から増えていくという形になります。結果、最外殻電子数が同数の原子が（最外殻が一つ外殻に移るごとに）何度も出現するという構図になります。最外殻電子数（価電子数）が同数の原子同士はよく似た化学的性質を示すので、各電子殻に一度に収容できる電子数が決まっていることと合わせて考えると、元素（原子）を原子番号順に配列させていくとある決まった間隔（＝周期）ごとに似た性質を持つ元素（原子）が出現することになります。これが元素（原子）の“周期律”と呼ばれるもので、前述の関係から、原子の最外殻電子（価電子）の数が原子番号の増加に伴い規則的に変化（ $1 \rightarrow 2$ （0） $\rightarrow 1 \rightarrow 2 \rightarrow \dots \rightarrow 7 \rightarrow 8$ （0） $\rightarrow 1 \rightarrow 2 \dots$ ）することによって説明できることが判りました。なお、周期律は原子の内部構造（＝原子番号）が判る以前（1,800年代）からある程度知られているものでした。原子番号の順番が、ほぼ原子の質量の大小の順番（＝原子量の順番）に一致していた（これは陽子とともに原子の質量を決定づける中性子がほぼ陽子数に見合った個数含まれていたため、陽子数が多い原子＝原子の質量も大きい原子という関係にほぼなるため起こった現象でした）ため、理由がわからない“謎の性質”であったものの、原子の相対的な質量が小さい順に元素を並べていくと、ある一定の間隔で似た性質の元素が出現してくるという関係になること（＝周期律）に気づいていました。そのため、原子（元素）の周期律の関係を「表」の形（＝縦方向に似た性質の元素が一行に並ぶ形）で整理した「元素の周期表」は（一部、当時未発見の元素が表記されていない未完状態ではありましたが）1,869年にロシアのメンデレーエフによって作成されています。

(24) メンデレーエフの周期表の作成

メンデレーエフ以前にも周期律の関係にある程度気がついていた人はいましたが、周期表の作成に挑戦した人たちの多くは途中で行き詰まってしまいました。主な理由は周期表を作成しようとして原子の相対質量（＝原子量）順に元素を並べていく過程の中で、実際は“空き番”にしなければならない（つまり、そこには未発見元素が入る）ところを無理に詰めようとして、全体をうまく整理できなくなる（＝縦方向に似た性質の元素が一行に並ぶ形に最終的にできなくなる）というものでした。メンデレーエフはその問題に対して非常に“柔軟な発想”をもって対応しました。彼は周期表作成の過程の中で原子量の順番で当てはめていく中で、どう考えてもそこに適当な元素が存在しないところには、《空欄》を設定しました。（これは、そこに未発見の元素が存在することを予言するもので、事実そのいくつか《Sc, Ga, Ga など》は直後に発見）また逆に、前述の《規則性》からはみ出してしまう（＝余ってしまう）元素がある場合は、原子の結合比の違いから、（水 H_2O が水素原子と酸素原子が2：1で結合して形成されることを知らなかったため、16gの酸素に過不足なく反応する水素が2gだったことから水素原子の質量は酸素原子の（本当は1／16なのに）1／8に相当するものと考えてしまったように）相対質量の計算を間違えている元素があるのではと考え、最も当てはまらない元素の相対質量を再計算し、それが当てはまる《空欄》をいくつも探し出しました。こうして、非常に整理・整頓された形の周期表が作成されることになりました。

周期表の見方、元素の分類

(25) 周期表の縦配列・横配列

周期表は《族》＝縦配列と《周期》＝横配列で構成されており、座標表記と同じで、第1周期・1族＝H原子のように周期表上の周期と族の関係（番号）を示せば、その原子（元素）の種類を特定できます。基本的に同じ族の元素同士は《最外殻電子数（価電子数）が同数の原子同士＝1族なら価電子は1個、2族なら価電子は2個という具合の》関係です。（先述したように、周期表では似た性質を持つ原子（元素）どうしが縦一列に並ぶ形になっているので同じ族に属する元素＝同族元素が一つの（似た性質の）元素グループとして扱われることが多いのが特徴です）それに対して同じ周期の元素は、《電子が配置されている最外殻が同じ原子同士＝第1周期の元素は最外殻が（1番内側の）K殻、第2周期の元素は最外殻が（2番目の）L殻という具合の》関係です。族には1族～18族があり、周期には第1周期～第7周期があります。（但し、第1周期では2族～17族に入る元素、第2、第3周期では3族～12族に入る元素は存在しません）同族元素で特に性質が似ているグループとして取り上げられることが多い1族（除H）、2族（除Be, Mg）、17族、18族にはアルカリ金属、アルカリ土類金属、ハロゲン、希ガスという“元素群名”も付けられています。

《同族元素の元素記号の早覚え語呂合わせ例、①アルカリ金属 ②ハロゲン ③希ガス》

①リ（Li）ツチナ（Na）カ（K）一ちゃん、ルビー（Rb）セシ（Cs）めてフラ（Fr）ンスヘ

②フ（F）ツクラ（Cl）ブラ（Br）ウス、愛（I）のあと（At）

③ヘ（He）んなネ（Ne）コ、ある（Ar）くら（Kr）やみで、くせ（Xe）者と乱（Rn）闘

(26) 典型元素と遷移元素、非金属元素と金属元素

周期表上の元素は大きく分けて典型元素（1～2族、12～18族）と遷移元素（3～11族）及び非金属元素（周期表の右上側の約20種）と金属元素（周期表の左下側の80種以上）に分けられます。遷移元素は第4周期から出現する元素で全て金属元素です。典型元素と遷移元素の違いは周期律がはっきりしているか否かで、《最外殻電子数が原子番号増加に伴い規則的に変化し、周期律もはっきりしていて隣の元素と性質が明らかに異なる＝族番号（1桁部分）が価電子数（除希ガス）》が典型元素で、逆に《最外殻電子数が原子番号が増加してもあまり変化せず、周期律もあいまいで原子番号が増加しても隣の元素との間に大きな性質の違いが見られない＝族番号とは無関係に価電子数は2個または1個》が遷移元素です。遷移元素の最外殻電子数が原子番号が増加しても変化しなくなるのは、M殻よりも外殻では《最外殻が満杯になる前に、一つ外殻に電子が入ってしまう（＝電子が“フライング”をして外殻に入る）ところ》があるためで、M殻は最大18個電子を収容できるのですが、（sとpの軌道に）8個電子が入った後、次の電子とその次の電子は一つ外殻（N殻のs軌道）に入り、その後再びM殻に電子が（残り10個がd軌道に）入るのです。（このとき、最外殻はすでにN殻に移っているためその間最外殻電子数は変化しません。これはN殻より外殻でも繰り返されます）そのため、“最外殻電子の数が変化しない区間”が第4周期以降で発生し、そこが遷移元素の区間となります。また、非金属元素と金属元素の違いは単体が金属の特性（熱・電気伝導性や展性・延性など）を示すのが金属元素で、単体がそれらを示さないものが非金属元素です。但し、“境界付近”には少し曖昧な性質をもつもの（＝条件次第で電気を通したり通さなかったりする半導体になるものなど）も存在します。（金属元素の方が圧倒的に多いのも特徴）

物質の構成粒子の集結＝物質へ

(27) 物質（特に固体）はその構成粒子からどうやって形成されるのか。

先述したように物質には構成粒子である原子（または分子やイオン）が存在しており、物質はそれらの粒子が多数集結し合うことで形成されるものということになります。そこで問題になるのは物質を構成する粒子はどのようにして結合しているのか（しかもそれをどうやって連続させているのか）という点です。それぞれの構成粒子の種類・特性と合わせて、粒子間にどんな引力・結合力が働いているのかを整理していきます。なお、物質の一般的な状態としては構成粒子が規則正しく配列された状態で結びついた構造を持ち、決まった外形をもつ（＝これを結晶構造といいます）固体である《結晶》を考えることにします。

(28) 構成粒子《イオン》の形成、イオン結合

物質の構成粒子の基本は《原子》ですが、原子がそのままの状態では物質の構成粒子になるとは限りません。まず原子から電子（-）が出入りして（+や-の）電荷を帯びた状態の粒子になり、それらが（+と-の電荷を持つものの間に働く）静電的な引力（＝クーロン力）によって連続的に結合される（＝イオン結合、+の粒子と-の粒子を交互に並べる状態で配列すれば連続させることが可能）ことで多数の粒子が集結し、物質（イオン結晶）を形成するというパターンがあります。このとき原子からの電子の出入りによって形成される荷電粒子が《イオン（ion）》と呼ばれる構成粒子で、イオンには+の電荷をもつ陽イオンと-の電荷を持つ陰イオンがあります。イオンはイオンからなる物質の多くが水溶液中で陽イオンと陰イオンに分かれて電離する性質（＝電解質の性質）を持っていた（＝+と-の荷電粒子として水中に存在していた）ことから、水中においてその存在が確認されています（1, 833 年、ファラデー発見）。ファラデーは電流をよく通じる水溶液（＝電解質の水溶液）の電気分解を行っている最中に、水中を負極と正極の両電極に向かって【移動していく】+と-の荷電粒子が存在することに気がつき、その水中を動き回る荷電粒子を《イオン》と命名しました。（そのため、イオンという名称には、本来【動くもの・移動するもの】という意味があります）もちろん、イオンがなぜ電荷を帯びた粒子になるのかについて、その仕組みが判ったのは原子の内部構造（＝先述した電子の存在とその核外での分布状況）が判ってからということになります。

(29) イオン形成の仕組み

原子から電子が出入りしてイオンは形成されますが、出入りする電子は先述の通り、-の電荷を持つ素粒子なので、電荷が 0 の原子から-の電子が出て行った状態のものは+の荷電粒子＝陽イオンとなり、電荷が 0 の原子に-の電子が入ってきた状態のものは-の荷電粒子＝陰イオンとなります。イオン形成に当たって原子は外部と電子の出し入れを行います、その《現場》はもちろん外部と直面する《最外殻》ということになります。そのため、イオン形成には、その原子の最外殻電子＝価電子（の数）が大きく関わることになるのですが、まず、最初に考えなければならないことは、原子は《何を目指して＝目的として》電子の出し入れを行っているのか？という素朴な疑問（＝原子も何の理由・目的もなくわざわざ電子の出し入れを行ったりしません）についてです。その答えは、原子は最外殻で電子の出し入れを行うことにより非常に安定な希ガス型の電子配置（最外殻 8 個、但し He は 2 個）をとれるという“メリット”があるということ、つまり、原子は“安定な環境”を求めて電子の出し入れを最外殻で行っているのです。

陽イオン、陰イオンとなる《傾向》

(30) 希ガス型電子配置への道のり、どちらが楽か？

原子の最外殻を希ガス型にする方法としては、①最外殻にある電子を放出して（＝この電子殻を空っぽにして）、一つ内側の電子殻（ここは電子が 8 個入っている）に最外殻を“譲る”という方法と②最外殻に電子を（電子が 8 個入るまで）吸収して、その最外殻を希ガスと同じ状態にする方法があります。原子がどちらを《志望》するかは、当然その時の原子の最外殻電子の個数が、どちらを《容易に》行える状態にあるかで決まります。もちろん、最外殻電子が少ない（1～3 個レベル）原子であれば、①の方に傾きやすく、反対に最外殻電子が多い（6～7 個レベル）原子であれば、②の方に傾きやすくなります。（＝出入りする電子の数が少なくて済む＝その方が楽ということ）つまり、前者の原子は電子を放出して、陽イオンになりやすい原子、後者の原子は電子を吸収して、陰イオンになりやすい原子、ということになります。（そして、最外殻電子数が《中途半端＝4～5 個》の原子はどちらにも傾きにくい＝イオンにはあまりならない原子ということになります。もちろん、もともと 8 個《He は 2 個》の希ガスは、絶対にどちらにも傾かない＝陽イオンにも陰イオンにもならない原子です）イオンの持つ電荷の大きさは原子から出入りした電子の数で決まります。1 個の電子が持っていた電荷（ $= -1.6 \times 10^{-19} \text{ C}$ ） $\times$ 原子から出入りした電子の個数分、陽イオンなら＋、陰イオンなら－の電荷をイオンは持つことになります。そのため、イオンの持つ電荷の量を実質決定づけることになる原子から出入りした電子の個数は、《イオンの価数》と呼ばれます。イオンの価数は先述の理由により、その原子の電子数（＝原子番号）が《最寄りの希ガス》と比べて何個多いか（または少ないか）で決まります。（当然、多い方が電子を最外殻から外すことになるので陽イオンに、少ない方が最外殻に電子を加えることになるので陰イオンになります）イオンを表す化学式である《イオン式》は単原子イオンであれば、そのイオンの元になった原子の元素記号（＝多原子イオンの場合は、もとになった《原子団》の化学式）の右上に小数字で、その価数（但し、1 ならば省略）と陽イオン・陰イオンの別を（＋と－で）示したものとなります。

Na（原子番号 11） $\rightarrow$ 希ガス Ne（原子番号 10）より電子が 1 個多い $\rightarrow \text{Na}^+$ （1 価の陽イオンに）

Cl（原子番号 17） $\rightarrow$ 希ガス Ar（原子番号 18）より電子が 1 個少ない $\rightarrow \text{Cl}^-$ （1 価の陰イオンに）

(31) 陽イオン・陰イオンになりやすい原子の目安は？

具体的にある原子が陽または陰イオンになりやすいかを判断する目安として用いられるのがイオン化エネルギーと電子親和力です。（第一）イオン化エネルギーは原子から電子を 1 個放出させるのに必要なエネルギーで、この値が小さくて済むほど“電子を外しやすい原子”という扱いになり、（1 価の）陽イオンになりやすい原子ということになります。それに対して、（第一）電子親和力は原子が電子を 1 個吸収する時に、外部に放出するエネルギーで、この値が大きくなるほど、“電子を放出して安定化する原子”という扱いになり、（1 価の）陰イオンになりやすい原子ということになります。原則、周期表の左下側の原子ほどイオン化エネルギーが小さい＝陽イオンになりやすい（＝陽性大）原子となり、対して周期表の右上側（但し 18 族の希ガスは除く）の原子ほど電子親和力が大きい＝陰イオンになりやすい（＝陰性大）原子となります。（先述のように希ガスはどちらも×なのでイオン化エネルギーは最大、電子親和力は最小です。特に He は最大・最小です）

イオンの特徴、イオン結合

(32) 原則、金属原子＝陽性原子、非金属原子＝陰性原子（除く希ガス）

周期表上の位置関係からも推定できますが、金属原子は周期表の左下側にあるので（＝イオン化エネルギーが小さくなるので）陽イオンになりやすい《陽性原子》となります。（金属原子が電子を受け取り陰イオンになることはまずありません。そのため、金属原子同士が陽イオンと陰イオンに分かれてイオン結合を行う＝化合物を作ることもあり得ません）それに対して、非金属原子は（イオンにならない希ガスを除いてですが）周期表の右上側にあるので（＝電子親和力が大きくなるので）陰イオンになりやすい《陰性原子》となります。（但し、周期表の左側（1 族）の H 原子は陽性もあり、陽イオン（ H^+ ）になることもあります。また、先述のように非金属原子でも《価電子数が中途半端な数であるため、なれないことはないが》あまり陰イオンにはならない原子も存在します。）そのため、陽イオンと陰イオンがイオン結合を行って形成する物質は原則（陽イオンになる）金属と（陰イオンになる）非金属の化合物ということになります。

(33) 陽イオン・陰イオンの大きさは？

陽または陰イオンになることで、元になった原子より生じたイオンの半径が大きくなるか小さくなるかについては簡単に考えて結構です。陽イオンは原子の最外殻から電子がなくなり、最外殻が原子の時より一つ内側の電子殻に移ってしまうことになるので、当然半径は小さくなります。逆に陰イオンでは原子の最外殻に“余分な電子”が入り込むことになる（＝結果、電子殻自体が膨らんでしまう）ため、原子の時より半径は大きくなってしまいます。また、同族元素のイオンでは、当然原子番号の大きい方が、最外殻が外側の電子殻になるのでイオンの半径は大きくなります。

よく問題になるのは“同じ電子配置＝核外電子が同数どうし”のイオンや原子の大きさで、ある希ガス原子とその希ガス原子に原子番号が前後する原子の陽イオン・陰イオンはすべてその希ガスと同じ電子配置になりますが、その場合原子番号の大きい原子のイオンの方が半径が小さくなります。

$(O^{2-} > F^- > Ne > Na^+ > Mg^{2+} > Al^{3+})$ 原子番号 8～13 の原子のイオン（Ne は原子）の半径の大小
これは原子核から周囲の核外電子に働く引力が原子番号の大きい原子核ほど（陽子数が多く、+ が大きいので）強く働き、周囲の電子を強く中心に引きつける形で全体が“収縮”＝最外殻までの距離が短くなることが原因です。

(34) イオン結合とイオン結晶

陽・陰イオンの間に働く静電的な引力（＝クーロン力）によって生じる結合がイオン結合で、これは＋と－の粒子を交互（＋、－、＋、－・・・の順）になるように配列すれば連続させることが可能です。（磁石を何個もつなげていくのと同じ原理）イオン結合は（粒子を結びつける）化学結合の中では強い方ですが、“イオンの種類”によってかなりその強さに差があります。一般に、イオン価数が大きいイオン同士であるほど（1 価どうしよりも、2 価や 3 価の陽・陰イオンどうしの方が）電荷大の分結合が強くなり、またイオン半径が小さいもの同士の方が（イオン同士の“密着性”が高まるため）半径が大きいものや多原子イオンどうしするときより結合が強い傾向があります。連続したイオン結合で多数の陽・陰イオンが配列・結合して生じた結晶がイオン結晶です。先述のように、イオンは＋と－がきちんと交互の形でないとまとまらない（＋・－どうしが隣接は反発）ので、結晶構造を持つ固体が多く、決まった結晶の形（塩化ナトリウムは立方体型）を持っています。

イオン結晶の特徴、組成式

(35) イオン結晶の特徴

イオン結晶はその基本になっているイオン結合がかなり強いいため、結晶は硬く、融点もかなり高いものが多いのが特徴です。(融解は構成粒子の熱運動が活発化することによって、その固体の結晶構造を崩壊させる現象です。当然結合が強く、堅牢な結晶ほどそれを崩壊させるのには激しい熱運動＝高温が要求されてきます。また、結晶はその構成上、全体が同じ構造・強度を持つので、熱運動による内部からの崩壊《＝融解》では、あるポイント《＝温度》で全体が一気に崩壊《＝液体化》する形になります。純粋な結晶であれば、融点が一定の温度を示す《＝融点が一定ならその結晶の純度が高い》ことになる理由がそこにあります。)先述のように、陽・陰イオンの価数が大きく、イオン半径の小さい(＝イオンの元になる原子の原子番号が小の)イオン同士でイオン結合は強くなるので、そのパターンにあてはまる酸化マグネシウム MgO (Mg^{2+} と O^{2-}) や酸化アルミニウム Al_2O_3 (Al^{3+} と O^{2-}) などの結晶は特に融点が高い (2,000℃以上) ことで知られます。また、イオン結晶は硬度はあっても外力が加わると、案外もろくあっさりと全体が崩壊する(＝少しでも変形すると踏ん張りが全くきかない) という特徴があります。これはイオン結合の特性を反映するもので、少しでも配列がずれると(＝ $+$ ・ $-$ 粒子どうしが隣接してしまい)かえって構成粒子同士が反発してまとまらなくなり、全体が一気に崩壊することを意味します。また、先述のように(水溶性のものが多く、水中では電離する)電解質であり、構成粒子のイオンが自由に動ける状態(＝水溶液中や融解液の状態)であれば、電気を導きます。(固体状態ではイオンが動けないので不可)

(36) イオン結晶(イオンからなる物質)の構成を表す化学式＝組成式

イオン結晶の構成を表す化学式としては組成式が用いられます。組成式はその物質を構成する原子やイオンの数比を表す化学式で、イオン結晶の、その構成の基本構造となる“1単位分”を表したものとなります。一般に、陽イオンのイオン式を左側、陰イオンのイオン式を右側に示し、(但し、右上の価数と $+$ 、 $-$ は省略)、その構成数比をそれぞれの式の右下に小数字(但し、1は省略)で付記する形になりますが、多原子イオンが複数の比になるときだけ、式を()で囲んで右下に小数字で数比を示します。イオン式の組み合わせは、陽イオン・陰イオンの電荷の釣り合いがとれる形(＝数比)で行います。(陽イオン・陰イオンそれぞれの価数から、何個と何個の割合で組み合わせれば、 $+$ と $-$ のバランスがとれる(＝合計して0になる)のかを考えてください)

《組成式の例》

NaCl ＝物質全体は Na^+ ($+1$) と Cl^- (-1) が 1 : 1 の割合で含まれる形で構成される

MgCl_2 ＝物質全体は Mg^{2+} ($+2$) と Cl^- (-1) が 1 : 2 の割合で含まれる形で構成される

MgO ＝物質全体は Mg^{2+} ($+2$) と O^{2-} (-2) が 1 : 1 の割合で含まれる形で構成される

Al_2O_3 ＝物質全体は Al^{3+} ($+3$) と O^{2-} (-2) が 2 : 3 の割合で含まれる形で構成される

NaOH ＝物質全体は Na^+ ($+1$) と OH^- (-1) が 1 : 1 の割合で含まれる形で構成される

$\text{Al}(\text{OH})_3$ ＝物質全体は Al^{3+} ($+3$) と OH^- (-1) が 1 : 3 の割合で含まれる形で構成される

Na_2SO_4 ＝物質全体は Na^+ ($+1$) と SO_4^{2-} (-2) が 2 : 1 の割合で含まれる形で構成される

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ＝物質全体は Al^{3+} ($+3$) と SO_4^{2-} (-2) が 2 : 3 の割合で含まれる形で構成される

共有結合と小さい分子

(37) 小さい分子の形成

非金属元素どうしの化合物や単体の多くはその構成粒子として小さい分子を形成します。分子はそれを構成する原子の種類やその数を元素記号と右下の小数字（但し、1は省略）で示した化学式である《分子式》で表されます（例：水分子 H_2O = H 原子 2 個と O 原子 1 個から構成）当然、分子を形成するには非金属の原子同士を互いに結びつけることが必要になりますが、非金属の原子同士は（原則、両方とも陰性原子で、+と-の粒子にはならないので）イオン結合を行うことはできません。非金属原子どうしはどうやって反発し合うことなく互いに結合し合っているのでしょうか？

(38) 分子内の非金属原子間の結合＝共有結合の形成

分子を形成するときに非金属の原子同士が行う化学結合は《共有結合》とよばれる化学結合です。この結合は、原子が互いの最外殻電子を何個か（互いの最外殻を《重ね合う》ことによって）共有し合うことによって形成されるものです。（これは、複数の原子同士が互いの体の一部を《融合》させあうことになるので、簡単には引き離せない＝非常に強い結合状態になることを意味します。例えるなら、表面部分を《接着させた状態》ではなく、本体部分を互いの内部まで《食い込ませあった状態》になるのに近いといえます）結合を形成する理由は、イオン形成と同じで“原子が非常に安定な希ガス型の電子配置（最外殻 8 個、但し He は 2 個）を求めて”ということになります。イオンは、最外殻電子が“希ガス型”よりもやや多い金属原子が、最外殻電子が“希ガス型”よりもやや少ない非金属原子に電子を与えることで（陽イオン・陰イオンになって）互いに“win, win”の形で希ガス型の電子配置をとることができました。（同時に+と-の粒子間にクーロン力が働き、イオン結合が形成されました。）しかし、非金属原子同士では、どちらも“希ガス型”よりも少ないことになるので、“最外殻電子が《希ガス型》より足りないもの同士”の関係となります。この場合、どちらかが“犠牲になって電子を譲る“ようなことは当然できないので、“ないもの同士が協力するしかない”ということになります。（原理は、“共有スペース”を設けて共同生活を行うことで、低所得者たちでも高い家賃をまかなうことができる“ルームシェア”に近いと思います）まず、複数の原子同士が互いの最外殻の一部を重ね合わせ、“共有スペース”を作り、そこに最外殻電子を何個か互いに“出し合う”形で配置します。（最外殻電子が 6 個の O 原子どうしなら、互いに 2 個ずつ出し合い、4 個が最外殻の“共有部分“に入ります）そこに配置された最外殻電子は、両方の原子の最外殻電子として機能するので、両方の原子の最外殻電子数を増やすことが可能になり、両方の原子が安定な希ガス型の電子配置（最外殻 8 個、但し He は 2 個）をとることが可能になります。（最外殻電子が 6 個の O 原子どうしなら、どちらも“共有していない 4 個” + “共有部分の 4 個“=8 個の《=希ガス型の》最外殻電子状態になれます。その結果、酸素の分子 O_2 が形成されます）これにより、イオン形成とは異なる方法で、非金属原子同士は互いに“win, win”の形で希ガス型の電子配置をとることができ、同時に原子同士が強く結びつくことができます。（むしろ、原子同士離れられなくなるのに近いのですが・・・）ただし、この結合を“無数の原子間で連続的に行う”ことができるのは、共有結合性の大きい C 原子や Si 原子などに限られており、共有結合の連続だけで一気に“物質（＝巨大な分子）形成”となるケースはあまり多くありません。（小さい分子同士が多数結びついて物質になるときに、分子同士を結びつける引力は分子間力で、共有結合ではありません）

共有結合の表し方, 分子の形

(39) 電子式

分子内の原子間の共有結合は、原子どうしが互いに何個ずつ最外殻電子（＝価電子）を共有しあっているかを考えなければなりません。それには各原子が何個の最外殻電子（＝価電子）を持っていて、何個《共有》を行えば《希ガス型》に持って行けるのかを考える必要があります。各原子の最外殻電子数は基本族番号（1 桁部分）です（＝1 族の H は 1 個、14 族の C や Si は 4 個、15 族の N や P は 5 個、16 族の O や S は 6 個、17 族の F や Cl は 7 個、18 族の Ne や Ar は 8 個《但し、He は 2 個》という具合です）そのため、各原子が他の原子と共有しあって、増やさなければならない最外殻電子の数は 8 《但し、H は He 型を目指すので 2》－族番号（1 桁部分）ということになり、これは必然的に共有結合するために相手原子に自分も提供しなければならない（＝共有スペースに配置しなければならない）自分の最外殻電子の数ということになります（＝1 族の H は 1 個、14 族の C や Si は 4 個、15 族の N や P は 3 個、16 族の O や S は 2 個、17 族の F や Cl は 1 個、18 族の He や Ne や Ar は 0 個《＝共有をしない》となります）この関係がよくわかるように、各原子の最外殻電子数を元素記号の周りに・で示したのが原子の電子式です。電子式では、共有結合行うときに他の原子との共有スペースに配置する予定の電子は“単独・孤立”（＝不対電子）の形で示され、共有スペースに配置されない電子は 2 個一対（＝非共有電子対）の形で示されます。（つまり、先述の“8 《但し、H は He 型を目指すので 2》－族番号（1 桁部分）”は電子式の不対電子の数です）原子間の共有結合の形成は、各原子がこの不対電子を（共有スペースに）互いに出し合って“2 個一対（＝共有電子対）”の状態にすることで行われることになります。そのときの原子同士の不対電子の共有関係（及び非共有電子対）を示した電子式が“分子の電子式”ということになります。原子間で不対電子を 1 個ずつ共有（＝共有電子対を一対形成）する形の共有結合は単結合、原子間で不対電子を 2 個ずつ共有（＝共有電子対を二対形成）する形の共有結合は二重結合、原子間で不対電子を 3 個ずつ共有（＝共有電子対を三対形成）する形の共有結合は三重結合とよべれます。

(40) 構造式、分子の形

電子式を“簡略化”した形の化学式に構造式があります。各原子の不対電子を価標（－）に置き換えたもの（非共有電子対は省略）を元にして、その価標を互いにつなぎ合わせることで共有結合の形成を表します。原子の持つ価標（＝不対電子）の数は原子ごとに決まっています（＝原子価）構成原子の価標が全て“過不足のない状態”で組み合わせる（＝つなぐ）ことができれば、その分子の構造式が成立します。但し、構造式は分子内の原子間の結合関係（どの原子とどの原子が直接結合しているかなど）を示してはいますが、分子の形までは反映していません。（そもそも分子は“立体構造”を持っているので、“ある視点から見た”平面への投影図にすぎない構造式では十分に全体形は表せません）分子の立体的な形は、“直線形”（ O_2 、 H_2 、 N_2 、 CO_2 、 HCl 等）の他に、“折れ線形”（ H_2O 、 H_2S 等）や“三角錐型”（ NH_3 、 PH_3 等）、“正四面体形”（ CH_4 、 CCl_4 等）などの立体構造をもつ分子があり、これらは構造式から判断することはできません。

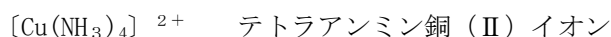
配位結合と錯イオン形成

(41) 配位結合

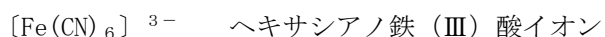
通常、共有結合は原子が互いに最外殻電子の中の不対電子を（共有スペースに）出し合う形で形成となりますが、それを“片方の原子のみに依存する”状態で形成することになる“特定条件下での共有結合”が配位結合です。（つまり、共有電子対を“割り勘”ではなく、“一方の負担だけ”で形成するということ。）非共有電子対を持っている分子や陰イオンであれば、分子内の原子は“共有結合に使われていない最外殻電子”を2個持っているので、“相手の分”まで共有電子対を形成するための最外殻電子（＝不対電子）を“肩代わり”してやるのが可能です。それらの分子や陰イオンに（不対電子を出したくても出せない）最外殻電子を失った状態の原子（＝陽イオン）が接近すると、分子や陰イオンが自身の非共有電子対を用いて（最外殻電子を持たない）陽イオンとの間に共有結合と同じ結合を形成することがあります。（＝配位結合の形成）よく知られているのが、（非共有電子対をもつ）アンモニア分子 NH_3 や水分子 H_2O への水素イオン H^+ の配位結合によるアンモニウムイオン NH_4^+ やオキソニウムイオン H_3O^+ の形成です。なお、 H^+ との配位結合で形成される（N や O の非共有電子対を利用して作られた）共有電子対は、通常の（不対電子を互いにし合って作られる）共有電子対と全く変わりなく、“電子の出所が異なる”ことを除けば配位結合は共有結合と同じ結合ということになります。

(42) 錯イオン形成

配位結合は H^+ 同様に最外殻電子を持っていない金属イオンと非共有電子対を持っている分子や陰イオンの間でも形成可能で、これにより生じた金属イオンと分子（陰イオン）の“集合体”の体裁を持つイオンは《錯イオン》とよばれます。厳密に言えば、水中の金属イオンの多くは水分子 H_2O を配位させた《アクア錯イオン》になっているものが多く、水溶液の色（例えば、硫酸銅水溶液の青色）もこのアクア錯イオンが示す色であることが多いのですが、これらは特に指定がない限り《取り上げられずに》単に《水和イオン》として錯イオンとは別扱いにされています。よく取り上げられるのは、金属イオン（ Cu^{2+} 、 Zn^{2+} 、 Ag^+ 、 Fe^{3+} 等）にアンモニア分子 NH_3 やシアン化物イオン CN^- を配位結合させた（＝配位子とした）もので、金属イオンごとに配位結合できる配位子の数（＝配位数）が決まっています。（ Cu^{2+} 、 Zn^{2+} は4個、 Ag^+ は2個、 Fe^{3+} は6個等）なお、錯イオンの名称は、配位子の数（2→ジ、4→テトラ、6→ヘキサ等）配位子名（ NH_3 →アンミン、 CN^- →シアノ等）元になった金属イオン名とその価数（ Cu^{2+} →銅（Ⅱ）イオン、 Fe^{3+} →鉄（Ⅲ）イオン、 Ag^+ →銀（Ⅰ）イオン等）に示されますが、（配位子が陰イオンで）全体が－のイオンになるときは・・・酸イオンという名称になります。



（＝銅（Ⅱ）イオンにアンモニア分子（電荷0）が4個配位した錯イオンで全体は+2のイオン）



（＝鉄（Ⅲ）イオンにシアン化物イオン（電荷－1）が6個配位した錯イオンで全体は

$$\langle +3 \rangle + \langle -1 \rangle \times 6 = \underline{\underline{-3}} \text{のイオン}$$



（＝銀（Ⅰ）イオンにアンモニア分子（電荷0）が2個配位した錯イオンで全体は+1のイオン）

分子の極性と分子間の引力

(43) 分子の極性

共有電子対は、共有結合している原子の間に形成されますが、通常異なる元素の原子どうしの場合、その電子対を自身の方に引っ張り込もうとする傾向（これを、電気陰性度、もしくは単に陰性とよびます）に差があるため、電子対はどちらかの原子側に偏る形で存在することになります。（但し、非金属の原子同士の場合は、通常どちらかの《完全勝利＝価電子の完全譲渡＝陽イオン・陰イオンの形成》にまではいかない。金属原子と非金属原子との間ではそれが起こる）イオン形成ほどはっきりした形にはなりませんが、やはり電子が分子の中で《偏在》することになるので、分子の中に（電子がやや多めで）やや－を帯びた部分と（電子がやや少なめで）やや＋を帯びた部分が存在することになり、この分子内の原子間の結合で生じる電荷の偏りが“極性”とよばれるものです。

（先述のように、この偏りがあるレベルを超えると、価電子の“完全譲渡”の状態となり、イオン形成となります。よって極性は分子にも多少、“イオン性”のようなものを持っている仲間がいる＝水中で電離してイオンを生じる分子もいることにつなげて考えていける性質でもあります）

(44) 極性分子・無極性分子

原子間の極性は“陰性の差がない”同じ原子間であれば無し、“陰性の差がある”異なる原子間であれば有りとなります。そのため、同じ原子からなる単体の分子は基本的に無極性の分子ということになり、異なる原子からなる化合物の分子は極性のある分子になりそうな気がしますが、実際には化合物の分子でも無極性の分子は存在します。（ CO_2 や CH_4 など）これは原子と原子の間には極性（＝電荷の偏り）があっても分子全体の形を立体的に視ると、それらがうまく相殺される構造になっている場合があるからです。（＝一直線上の両側から同じ力で引っ張れば、実際には力が働いていても、相殺されて力が働いていないのと同じ状態になると似ています）例えば CO_2 分子は C 原子とその一直線上の両側にある 2 個の O 原子の間には極性がありますが、その電荷の偏りが両方とも同じだけあるため、分子全体ではそれがうまく相殺されて無極性の分子になります。

(45) 分子間の引力（＝分子間力）

分子が多数集結して物質になる（＝整然と配列されて固体になれば、分子結晶になる）のには、分子どうしを結びつける引力（＝結合力）が必要になりますが、その結合力は（陽イオン・陰イオン間に生じる）イオン結合や（非金属の原子同士間に生じる）共有結合に比べるとはるかに弱く、“表面的な結びつき”となります。（分子同士の結びつきが、“分子結合”ではなく、“分子間力”と表現されるのは、その結びつきがイオン結合や共有結合のような“結合”とよべるものほど強いものではないことを示しています）そのため、熱運動があまり激しくない低温下でも、容易にその“粒子間の引力の束縛”を振り切ることが可能なので、分子からなる物質には室温では気体や液体のものが多く、たとえ固体（結晶）になっても、その粒子間の引力の弱さから一般に軟らかく、融点や沸点が低い物質が多くなります。また、無極性分子の結晶（ドライアイス、ヨウ素、ナフタレンなど）にはよく“昇華性（固体が直接気体化）”がみられます。これは、粒子間の結束力が乏しいので、不安定ながらも粒子が集結し合っている状態＝液体状態を維持できず、結晶が崩壊すると構成粒子が一気に完全にバラバラな状態＝気体状態までいってしまいやすいことを意味しています。（結束力のない寄せ集め軍隊の兵たちが、負け戦気味になると全員霧散状態で逃げ出すのと同じです）

分子間力の強弱

(46) ファンデルワールス力

分子間に働く引力の基本(=最低保障的なもの)がファンデルワールス力で、無極性の分子では、ほぼこれが分子間力の全てです。分子(の質量)が大きいものほど強くなる傾向があり、その関係をよく表すものとして、ハロゲンの単体(F_2 、 Cl_2 、 Br_2 、 I_2)の沸点が(構成原子の原子番号が大き)分子(の質量)が大きいものほど高くなっていき($F_2 < Cl_2 < Br_2 < I_2$)、分子間の引力が強くなっていくことを示しています。無極性の分子からなる物質で、分子結晶を室温で形成する物質(=融点が室温よりも高くなる物質)が分子(の質量)の大きいものばかり(ナフタレンやヨウ素など)になってしまうのは、この関係からくるものです。

(47) 極性

分子の中に(電子がやや多めで)やや $-$ を帯びた部分と(電子がやや少なめで)やや $+$ を帯びた部分が存在する“極性分子”は、(イオン結合ほどははっきりとしたものにはなりませんが)ある程度は分子間に静電的な引力も作用します。そのため、(分子の大きさが同程度の)無極性分子よりも分子間力は強くなる傾向があり、その傾向は分子内の極性(=電荷の偏り)が大きいものほど(つまり、“イオン性”が大きくなるほど)大きくなります。(=融点や沸点も高くなります)

(48) 水素結合

非金属の原子の電気陰性度(=陰性)は周期表の右上側(但し、18族は除く)へ行くほど大きくなり(特に、F、O、Nが大きい)、共有結合したときに共有電子対を強く自身の方へ引き寄せます。これらの原子がH原子と共有結合して分子(HF 、 H_2O 、 NH_3 等)を生じると、その分子間には“桁違いに強い”分子間の引力が働きます。この場合の分子間力は、“結合並み”の強い結びつきを分子間に生じる(2分子を共有結合並みに結びつけ、実質1分子の状態=二量体にすることもある)ので特に“水素結合”と呼ばれています。水素結合を生じる要因は、水素原子の特性と関係しています。原子番号1の水素原子は(希ガスのHeを除けば)一番内側のK殻を最外殻とする唯一の原子であり、そこに存在する“最外殻電子”も1個のみです。その原子に1個しかない電子が陰性の大きい原子と共有結合を行った場合、その共有電子対をかなり“結合相手の原子側”に強く引っ張られて持って行かれてしまうため、水素原子の“共有電子対の反対側”はいわば、“電子の空白地帯”(=言い換えれば、原子核《陽子》がほぼむき出しになった状態)となりやすく、原子核の(+の)電氣的な引力が(それ以外の極性分子よりも)かなり強く作用することになり、それが分子間に強い結合力をもたらすのです。(早い話が、重ね着状態の女の子の上着をつかんで強く引っ張っても、肌が露出することはないのでさほど問題になりませんが、Tシャツ1枚しか着ていない女の子のTシャツをつかんで思いっきり引っ張ったら・・・当然、《一大事》ということでしょうか)水素結合を行う物質としては水 H_2O が代表的です。そのため水は非常に身近な物質でありながら、(分子間の結合が水素結合によって異常に強くなっているため)小さく簡単な構造をもつ分子からなる物質としてはかなり特異な性質(=高い沸点、大きな比熱、液体状態での安定性、溶媒としての高い適性など)を持っており、“代用品がほぼ存在しない”この特殊な物質が大量に存在できたことが地球という星に極めて特異な環境(含む生命の誕生と存在)をもたらしたともいえます。

共有結合の結晶（巨大な分子）

（49）共有結合の連続＝共有結合の結晶の形成

非金属原子の共有結合はあまり連続しない＝小さい分子を形成することが多く、（構成粒子である）分子は（強力な結合である）共有結合で形成されていても、分子同士は（弱い結びつきである）分子間力で多数集まって物質（分子結晶）になることが多いのですが、（価標が4本あるので共有結合を多数・多方向に展開できるために）非常に共有結合性が強い14族のC原子やSi原子を主体とする物質の中には連続的な共有結合で多数の隣接し合う原子が途切れることなく互いに結びついて、（物質内の全ての原子が共有結合で結びついた状態の）1個の巨大な分子＝1個の物質にまでなるものがあります。この構成が非常に発達していて、全体の構成粒子が整然とした配列状態を持つ固体が“共有結合の結晶”です。Cの単体（ダイヤモンドや黒鉛）やSiの単体、酸化物SiO₂（水晶の主成分）、SiC（炭化ケイ素）などがその例です。共有結合の結晶はその原子間結合の種類やその“完成度”（＝共有結合が抜けている部分が結晶内にどの程度あるのかということ）によって、多少差が生じますが、その構成粒子全体の結合力（＝結束力）がほぼ“強力無比な”共有結合であることを反映して、極めて硬く（＝ダイヤモンドは“史上最高の強度”（＝硬度10）を誇り、「ダイヤモンドを砕ける物質はダイヤモンドしかない」と言われています。ちなみに硬く丈夫なものの“代名詞”である《鋼》の硬度は5～6のレベルです）、融点も極めて高い（ダイヤモンドは約4000℃）のが特徴です。原子のもつ価電子（4個）のほぼ全てが共有結合に使われている（＝固定されて動けない状態にある）ダイヤモンドは電気を導きませんが黒鉛は、共有結合に使われているのが（4個のうち）3個だけであるため、残り（1個）は「自由電子」と同じように結晶内を移動できるという《非金属物質としては、極めて例外的な性質である》電気伝導性を示すのが大きな特徴です。（Siの単体もかなり不十分ですが、一部これに似たところがあります。そのため、条件次第で電気を通じたり、通じなかったりする“ファジーな性質”＝半導体の性質をSi単体は持っており、電子機器に不可欠な素材になっています）

（50）低分子化合物→高分子化合物

小さい分子の中で原則C原子を主体とする化合物は有機化合物（有機物質）と呼ばれます。（対して、それ以外は無機物質）有機化合物の中には、含まれているC原子の共有結合性を“駆使させる”ことによって、多数の分子を連結させて巨大な分子を形成していくものもあります。（これは、多数の人が次々に手を繋いでいくことで、巨大な“人間の鎖”や“人間の環”を形成できるのと同じ原理です）こうして形成されていく巨大な分子が（有機）高分子化合物です。この場合、“元になる”小さい分子は“単量体（＝モノマー）”、形成された巨大な分子は“重合体（＝ポリマー）”をよばれます。（小さい分子を繋げていく反応は“重合（反応）”です）こうして形成された巨大な分子（＝高分子化合物）はそれほど“完全な形”で全ての原子を共有結合で結びつけている訳ではないので、構成粒子が整然とした粒子配列の状態＝結晶構造をもつまでには至らない（無定型固体状態になる）ことが多い上、物質全体も（繋げた小さい分子の数が特定個数に固定されている訳ではないため）様々な大きさの分子（但し、基本構造は類似している分子）を何種類も含んだ“実質、混合物の状態”になるので、共有結合の結晶とはかなり異なる性質を示すことになります。

金属結合と金属結晶

(51) 金属結合の特徴

同じ元素の金属原子どうしも互いに多数結びついて物質（金属の単体）を形成しますが、このとき金属原子間に生じる化学結合が“金属結合”と呼ばれるものです。（異なる金属元素同士の化合物の場合は何結合？というのは“愚問”です。異なる金属原子同士は、どちらも陽性の原子《＝つまり、反発し合う関係》なので結合し合うことは無い＝化合物を作ることは無い関係になっています）金属結合は、イオン結合とも共有結合とも異なる結合形式をとっています。一言で言えば、物質中の金属の原子は全て最外殻電子（＝価電子）を《放棄して》陽イオン状態になっており、放棄された最外殻電子（＝価電子）は、物質中の全ての金属原子（の陽イオン）の間を自由に動き回る（＝言い換えれば、物質内の全ての金属原子間で共有状態にある）“自由電子”となって物質中に存在しているということです。これは、最外殻電子（＝価電子）が少ない（大体 1～3 個の）金属原子どうしでは、（イオン結合形成の時のように）非常に安定な希ガス型の電子配置（最外殻 8 個、但し He は 2 個）を最外殻電子（＝価電子）を他の原子に放出してとりたくても、その“引き取り手”が存在せず、かといって（共有結合形成の時のように）非常に安定な希ガス型の電子配置を隣接する原子間だけでの価電子の共有という形でとりたくても、明らかに最外殻電子数不足になってしまうため、このような形（＝全原子で価電子を放棄して、それを全原子で共有する形）でしか安定な結合状態を維持できないという“事情”があるためです。金属の単体（固体なら、金属結晶）の持っている特性は、この金属結合の特徴（＝自由電子の存在）を大きく反映したものになります。

(52) 金属結晶の特性

金属単体の中の金属結合の強さは、その金属原子（元素）の種類でかなり差があります。全体的に視ると、典型元素（1～2 族、12～18 族）の金属では弱め、遷移元素（3～11 族）の金属では強めの傾向があり、そのため結合力が大きく影響してくる融点や硬度は遷移金属の方が、高め・強めのものが多くなっています。金属というと“高融点で硬い”というイメージがありますが、それは実用金属の多く（特に Fe や Cu など）が遷移金属に属しているためで、金属単体の中にはおよそ金属のイメージにあてはまらないもの（密度が小さく水に浮くもの→Li など、バター並みの硬度しかなく、カッターで容易に切り出せるもの→Na など、融点が室温より低く、室温で液体状態のもの→Hg）もあることは知っておく必要があります。金属単体に共通する性質としては、次の 3 つがあります。

①金属光沢＝金属単体の表面部分が特有の波長（色）の光を散乱させることによって、金属ごとに特有の“輝き”（Au なら黄金色、Cu なら赤銅色で多くは銀白色）を放つ性質。金属単体の表面から飛ぶ出してきた自由電子が光を散乱させることで生じる。

②熱・電気伝導性＝固体・液体状態で電気や熱をよく導く性質を持つ。物質中の自由電子が物質内を自由に動き回り、“伝道者”としての役割をよく果たすことで生じる。

③展性・延性＝固体が変形に対して強い“耐性”をもっており、薄く展開させて“箔の状態＝金箔やアルミ箔など”にしたり、長く延ばして“線の状態＝銅線や鉄線など”にすることが可能な性質。金属結合は自由電子により、隣接原子間の結合が固定されていない（物質内の全原子間との）結合なので、変形で中の原子が移動してもそこでまた結合を“新たな隣人”と形成することができる“柔軟性”があるため、変形されても強度を維持し、破壊されにくい。（道具の素材として最適な理由）

様々な金属、様々な結晶

(53) 様々な金属の特性

先述のように金属単体はその元素の種類が異なるとかなり性質が異なり、日常生活の中ではその特性に合わせた“用途に適した使い分け”が行われています。古来から鉄 Fe が最も多用されているのは、地球の表面部分（＝地殻）に含まれる金属元素では 2 番目に多く（1 位は Al）簡単かつ大量に原料（砂鉄や鉄鉱石など）を手に入れられる上、比較的簡単な方法で製造可能（＝酸化物を炭素から生じる CO で還元可能）ということ（＝製造コストが小さく、廉価で大量生産・供給が可能）が大きく、さらに実用金属としての十分な強度を持ち、炭素の含有量を変えることで“硬度と柔軟性”を調整できるという特性が“使い勝手の良さ”につながったというところにあります。（昔から赤熱した鉄を槌などで叩いて火花を飛ばして鍛えるという作業が“鍛冶屋”で行われていました。《＝鉄は熱いうちに打て！ですね》これを誤解している＝叩くと鉄は強度や硬度が上がると思っている人が結構多いのですが、鉄は炭素分を含むほど硬くなる（但し、もろく折れ《＝壊れ》やすくなる）ので、熱い鉄をたたいて火花（＝炭素分）を放出させた場合、硬度は下がるが柔軟性の高い（つまり、折れにくく粘り強い）素材となります。（この方が壊れにくく長持ちします）《鉄を鍛える》のは、“表面上の強さではなく、簡単にはくたばらない辛抱強さを身につけさせる”のに通じるものがあるのです。なお、日本人はこの鉄の特性を古くから熟知していたところがあり、その“最高傑作”とされるのが、世界一の切れ味を誇る“日本刀”です）20 世紀以降多用されるようになってきたのがアルミニウム Al で、これは単体を電気分解でしか取り出せないために実用金属としての“デビュー”がかなり遅れました。さらに、製造コストが高くつく上、軟らかく強度的に劣るという弱点を持っていましたが、鉄などの遷移金属よりはるかに低密度（つまり、軽い）でしかも鉄よりも（内部までは）錆びにくく長持ちしやすいという特性をもっていたため、鉄の弱点を補える金属素材として多用されています。銅 Cu はその強度が鉄に劣っていたため、“実用金属の主役”の座を明け渡す（青銅器時代→鉄器時代）ことになりましたが、熱や電気の伝導性が非常に大きいことを“買われて”調理器具や電線の素材に利用されています。合金は金属結合に“柔軟性”がある（＝結合できない異種の金属原子同士でも、ある程度なじみあい一様になれる）ことを利用した混合物で、主体となる金属に他の金属を加えることでその“弱点”をある程度克服させつつ、長所は維持させることを目的に製造されます。よく知られている合金には、ステンレス鋼（主体の Fe に Cr や Ni を加えることで、鉄の強度を生かしつつ錆びにくい素材にする）やジュラルミン鋼（主体の Al に Mn や Mg を加えることでアルミニウムの軽さを生かしつつ強度の大きい素材とする）などがあります。

(54) 様々な結晶の特徴の比較

先述したように、結晶のタイプには 4 種類（イオン結晶、分子結晶、共有結合の結晶、金属結晶）あり、それぞれ異なる構成粒子や元素（陽・陰イオン《金属と非金属の元素》、分子《同種・異種の実非金属元素》、非金属原子《主に 14 族元素》、金属原子＝陽イオンと自由電子《同種の金属元素》）や化学結合（イオン結合、分子間力、共有結合、金属結合）から形成されています。各結晶の特徴（硬度、融点・沸点、電気伝導性など）はその構成粒子の違い（＝帯電している粒子があるか？など）や粒子間の結合の強度やその“多様性・柔軟性”の違いをよく反映しているので、結晶ごとにその点をよく整理・整頓しておく必要があります。