

化学結合

2009年 S 学院高校 高2 夏期講習 (基礎編・改訂版)

【問題】

- (1) 各元素の原子には電子がそれぞれいくつ存在するか?
- (2) 電子殻とは何か?
- (3) 原子内の各電子はどのように電子殻に配置されるか?
- (4) 価電子とは何か?
- (5) 典型元素の原子の価電子数にはどのような規則性があるのか?
- (6) 原子の状態ですべて存在できる元素は何か?
- (7) 各原子は原子単独の状態ですべて存在できるか?
- (8) 陽性元素とは何か?
- (9) 陰性元素とは何か?
- (10) 陽性元素と陰性元素は周期表ではどの位置にあるか?
- (11) 何故陽性元素は陽イオンになりやすいのか?
- (12) 最も陽性の大きな元素は何か?
- (13) 何故陰性元素は陽イオンになりやすいのか?
- (14) 最も陰性の大きな元素は何か?
- (15) 陽性や陰性の大きさの尺度としてどのようなものがあるか?
- (16) 両性元素とは何か?
- (17) イオン結合とはどのような結合か?
- (18) どのような物質がイオン結合できているのか?
- (19) 共有結合とはどのような結合か?
- (20) どのような物質が共有結合できているのか?
- (21) 原子価とは何か?
- (22) 各元素の原子価は何で決まるのか?
- (23) 構造式的具体例を示せ。
- (24) 何故 NH_3 の原子価は 3 で硝酸の原子価は 5 なのか?
- (25) 構造式で表すことができない例をあげよ。
- (26) 金属結合とはなにか?

【略解】

- (1) 原子内に存在する電子数は、原子核中に存在する陽子数 (原子番号は陽子数で決めている) に等しい。因みに、陽子の持つ + の電荷と電子の持つ - の電荷はその絶対値が等しいので、原子は電氣的に中性の粒子である。
- (2) 電子は原子核の周りを、そのエネルギーに応じて決まった軌道上を運動している。この軌道 (大まかな軌道) を電子殻といい、原子核から近い順に K 殻・L 殻・M 殻…と命名している。
- (3) 電子は原子核に近い電子殻 (原子核に近い電子殻はエネルギーが小さい) から順に入る。 n 番目の電子殻には最大 $2n^2$ 個まで電子は収容できるが、最も外側の電子殻は通常 8 個までしか入らず、それを越えた分は更に外側の電子殻に入る。例えば、原子番号 19 の K 原子では、K 殻=2 L 殻=8 M 殻=10 にはならず、K 殻=2 L 殻=8 M 殻=8 N 殻=2 になる。

更に詳しく理解するには、オービタル理論で考えなければならない。つまり、 n 番目の電子殻は n 個の副殻 (軌道) からなり、副殻の名前は軌道の”形” (or 方向性) で命名される。より外側にある電子殻には、新たな”形”の副殻が登場することになる。K 殻は 1 つの軌道 (1s 軌道) のみで構成され、L 殻は 2 つの軌道 (2s 軌道と 2p 軌道) で構成され、M 殻は 3 つの軌道 (3s 軌道、3p 軌道、3d 軌道) という具合になる。因みに、軌道名の前の数字 (1s の 1、3p の 3) は、その軌道が何番目の電子殻にあるのかを示す (本来的には主量子数という)。どの電子殻にもある s 軌道はいずれも電子は 2 個までしか入らない。p 軌道には直交する 3 方向の各軌道 (エネルギー的に等しい) に 2 つずつ入るので合計 6 つまで入る。d 軌道はエネルギー的に等しい 5 つの軌道からなり、それぞれの軌道に電子は 2 つまで入れるので、合計 10 個まで入れる。基本的には、原子核に近い電子殻を構成する軌道のエネルギーが低いが、電子が沢山配置されるようになると、電子同士の相互作用が起こり、エネルギーが逆転する。例えば、L 殻の 3d 軌道の方が、外側の M 殻の 4s 軌道よりもエネルギー的に低くなる。従って、K 原子の電子配置は、K 殻=2 L 殻=8 M 殻=8 N 殻=2 (1s = 2 : 2s = 2 , 2p = 6 : 3s = 2 , 3p = 6 , 3d = 0 : 4s = 2) となるのである。

- (4) 最外殻 (その原子にとって最も外側の電子殻) の電子は結合に関係する電子 (=原子価を決定する電子) なので、価電子という。
- (5) 典型元素の原子の価電子数は、族番号 (or 族番号 -10) になる。ただし、希ガス元素 (18 族元素) は他の原子と結合しないので、価電子数=0 と決めている。
- (6) 原子の状態で単独に存在できるのは希ガス元素の原子だけである (希ガス元素の原子だけがその電子配置が安定である為である)。因みに、希ガス分子では分子は原子 1 個でできているので、単原子分子と呼ばれている。
- (7) 希ガス原子以外の原子の電子配置は不安定であるので、常温・常圧では原子は単独の状態では存在できない。それ故、希ガス原子以外の原子は様々な結合をして存在することになる。
- (8) 陽イオンになりやすい元素 (電気陰性度の小さな元素) を陽性元素という。金属元素は全て陽性元素であるが、特に価電子数が少ないアルカリ金属元素やアルカリ土類金属元素は陽性は大きい。
- (9) 陰イオンになりやすい元素 (電気陰性度の大きな元素) を陰性元素という。周期表では、希ガスを除いて右斜め上にある元素の陰性が大きい。
- (10) 一般に、周期表では左斜め下にある元素の陽性は大きく、右斜め上にある元素の陰性が大きい (除、希ガス)。
- (11) 価電子数 (最外殻電子) の少ない原子は、価電子が外れると希ガス原子の電子配置と等しくなるので陽イオンになりやすい。

- (12) Fr(フランシウム；アルカリ金属で最も下に位置する)
- (13) 価電子数(最外殻電子)の多い原子は、最外殻に電子を取り込むことで希ガス原子の電子配置と等しくなるので陰イオンになりやすい。
- (14) F(フッ素)
- (15) 電気陰性度(結合している原子が電子を引きつける能力の大きさ)が小さいものが陽性が大きく、電気陰性度の大きいものが陰性が大きい。イオン化エネルギー(原子から電子を取り去るのに必要なエネルギー)が小さいものが陽性が大きく、電子親和力(原子が電子を受け取った時に放出されるエネルギー)が大きいものが陰性が大きい。
- (16) 金属元素は全て陽性を示す(電気陰性度が小さい)。従って、金属元素と非金属元素の間はイオン結合性の大きな結合になる。しかし、周期表で非金属元素の領域(右斜め上)に近い金属元素は陰性も多少大きくなる為、非金属元素との間で共有結合性が生じることになり、その水酸化物が塩基性のみならず酸性も示すことになる。
- (17) 陽イオンと陰イオンの間の静電引力により形成される化学結合をイオン結合という。例えば NaCl はイオン結合でできている物質(イオン結晶)であるが、多数の Na^+ と多数の Cl^- の間で結合していることに注意すべきである。ただし、イオン結合全体の大きさ(強さ)は、陽イオンと陰イオンがどのように配置されるかも大きく影響する(陽イオンと陰イオンどうしの引力だけではなく、陽イオン同士・陰イオン同士の斥力も関係してくる為)。
- NaCl 結晶中では、1 個の Na^+ が 1 個の Cl^- とのみ静電陰極で引き合っているのではないことに注意しなければならない。これに対して、共有結合の場合は、特定の原子同士の結合になる。
- (18) 陽性元素(金属元素)と陰性元素(非金属元素)でできている物質はイオン結合でできた物質と考える。ただし、 NH_4^+ などの非金属原子だけでできた陽イオンも存在するので注意すべきである。従って、 NH_4Cl や $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ はイオン性物質である。
- (19) 電子対が 2 つの原子に共有されて形成する化学結合を共有結合という。ここで、共有結合に関与する電子対を共有電子対といい、共有電子対 1 組で結合する場合を単結合、2 組で結合する場合を二重結合、3 組で結合する場合を三重結合という。
- (20) 非金属原子同士の結合が共有結合となる。因みに、共有結合には、共有結合で分子と呼ばれるグループを形成するの分子性物質(分子どうしの結びつきは分子間力と呼ばれる弱いものになる 軟らかく低融点)と、原子が直接共有結合で物質全体を形成する共有結合結晶(硬くて高融点になる)があるので注意すべきである。
- (21) ある元素の原子が他の原子(基本的には H 原子)と単結合(共有結合)をいくつ作れるかを表わす数を原子価という。原子価は、 $\text{H}=1$ 、 $\text{O}=2$ 、 $\text{N}=3(\text{or}5)$ 、 $\text{C}=4$ 、 $\text{Cl}=1(\text{etc.})$ となる。
- (22) 典型元素では、閉殻構造(希ガス原子と同じ電子配置)をとるために非共有電子対を作るものを除いた価電子の個数が原子価になっているものが多い。ただし、第 3 周期以降では、内側の電子殻電子も結合に参加するので、必ずしもこの関係が成り立つ訳ではない。
- (23) 構造式的具体例

| | | | | |
|-----|----------------|--|---|------------------------------|
| 分子 | 水 | アンモニア | メタン | 酸素 |
| | H—O—H | $\begin{array}{c} \text{H—N—H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ | $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H—C—H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ | O=O |
| 構造式 | | | | |
| 分子 | 二酸化炭素 | エチレン | 窒素 | アセチレン |
| | O=C=O | $\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & \diagdown & / \\ & \text{C}=\text{C} & \\ & / & \diagdown \\ \text{H} & & \text{H} \end{array}$ | $\text{N}\equiv\text{N}$ | $\text{H—C}\equiv\text{C—H}$ |
| 構造式 | | | | |

- (24) 原子価というものはそもそもそれまで発見されていた分子内の原子の結合を説明する為に編み出されたアイデアである。Nの原子価が3になるのは、その最外殻が5で閉殻構造を取るのに3つ軌道に空席があり、それを満たす為に3つの軌道で電子を共有すれば閉殻になるからである。 $\text{HNO}_3(\text{H-O-NO}_2)$ に於いてNの原子価を形式的に5とするのは、N原子の5個の最外殻電子が全て共有結合に参与している(と考える)為である。
- (25) CO 、 NO 、 NO_2 、 O_3 など構造式で表すことが困難な例は少なくない。
 CO を無理矢理構造式で書くと、 $^-\text{C}\equiv\text{O}^+$ となるが、電気陰性度が $\text{O} > \text{C}$ で在るため、分極の度合いはこの分小さくなる。尚、 CO は三重結合をしているのでCとOの結びつきが強く、従って常温で O_2 と共存してもなかなか酸化されことはない。
- (26) 金属元素の原子が多数集まって金属結晶となる場合の結合が金属結合である。典型金属の場合は、価電子(この場合は最外殻電子)が特定の原子の束縛を離れ全体に共有される形で結合することになる。この(元)価電子を自由電子といい、結晶全体に広がる為に、金属は導電性を持ち、金属光沢を持ち、変形性(展性や延性)も大きくなる。