





化学基礎編

第1章

～ 物質の構造と結合 ～

族 周期	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	¹ H 水素 1.008																	² He ヘリウム 4.003	
2	³ Li リチウム 6.941	⁴ Be ベリリウム 9.012																⁹ F フッ素 19.00	¹⁰ Ne ネオン 20.18
3	¹¹ Na ナトリウム 22.99	¹² Mg マグネシウム 24.31																¹⁷ Cl 塩素 35.45	¹⁸ Ar アルゴン 39.95
4	¹⁹ K カリウム 39.10	²⁰ Ca カルシウム 40.08	²¹ Sc スカンジウム 44.96	²² Ti チタン 47.87	²³ V バナジウム 50.94	²⁴ Cr クロム 52.00	²⁵ Mn マンガン 54.94	²⁶ Fe 鉄 55.85	²⁷ Co コバルト 58.93	²⁸ Ni ニッケル 58.69	²⁹ Cu 銅 63.55	³⁰ Zn 亜鉛 65.41	³¹ Ga ガリウム 69.72	³² Ge ゲルマニウム 72.64	³³ As ヒ素 74.92	³⁴ Se セレン 78.96	³⁵ Br 臭素 79.90	³⁶ Kr クリプトン 83.80	
5	³⁷ Rb ルビシウム 85.47	³⁸ Sr ストロンチウム 87.62	³⁹ Y イットリウム 88.91	⁴⁰ Zr ジルコニウム 91.22	⁴¹ Nb ニオブ 92.91	⁴² Mo モリブデン 95.94	⁴³ Tc テクネチウム (99)	⁴⁴ Ru ルテチウム 101.1	⁴⁵ Rh ロジウム 102.9	⁴⁶ Pd パラジウム 106.4	⁴⁷ Ag 銀 107.9	⁴⁸ Cd カドミウム 112.4	⁴⁹ In インジウム 114.8	⁵⁰ Sn スズ 118.7	⁵¹ Sb アンチモン 121.8	⁵² Te テルル 127.6	⁵³ I ヨウ素 126.9	⁵⁴ Xe キセノン 131.3	
6	⁵⁵ Cs セシウム 132.9	⁵⁶ Ba バリウム 137.3	⁵⁷⁻⁷¹ ランタノイド	⁷² Hf ハフニウム 178.5	⁷³ Ta タンタル 180.9	⁷⁴ W タングステン 183.8	⁷⁵ Re レニウム 186.2	⁷⁶ Os オスマシウム 190.2	⁷⁷ Ir イリジウム 192.2	⁷⁸ Pt 白金 195.1	⁷⁹ Au 金 197.0	⁸⁰ Hg 水銀 200.6	⁸¹ Tl タリウム 204.4	⁸² Pb 鉛 207.2	⁸³ Bi ビスマス 209.0	⁸⁴ Po ポロニウム (210)	⁸⁵ At アスタチン (210)	⁸⁶ Rn ラドン (222)	
7	⁸⁷ Fr フランシウム (223)	⁸⁸ Ra ラジウム (226)	⁸⁹⁻¹⁰³ アクチノイド	¹⁰⁴ Rf ラザホージウム (267)	¹⁰⁵ Db ドブニウム (268)	¹⁰⁶ Sg シーボークニウム (271)	¹⁰⁷ Bh ボヘリウム (272)	¹⁰⁸ Hs ハツシウム (277)	¹⁰⁹ Mt マイトネリウム (276)	¹¹⁰ Ds ダームスタチウム (281)	¹¹¹ Rg レンドフニウム (280)								

 単体は常温で気体
 (他は固体)
 単体は常温で液体
 (他は固体)

遷移元素 (他は典型元素)
 金属元素 (他は非金属元素)

希ガス元素

ハロゲン元素

(Be, Mg は除く)
アルカリ土類金属

(H は除く)
アルカリ金属

I. 【原子の構造】

■元素■

物質を構成する基本的な成分。現在、約 100 種類の元素が見つまっている。

単体 : 1 種類の元素からなる物質。(例) O₂, H₂, N₂, Fe など

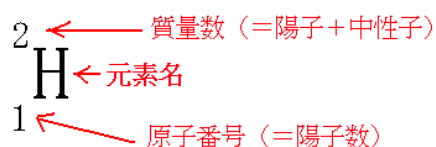
化合物 : 2 種類以上の元素からなる物質。(例) H₂O, NH₃, NaCl など

■原子の構造■

原子は直径 10⁻¹⁰m 程度の粒子で、原子核と電子からできている。

(原子核は直径 10⁻¹⁵~10⁻¹⁴m 程度)

粒子		電荷	質量比
原子核	陽子	1+	1
	中性子	0	1
電子		1-	約 1/1840

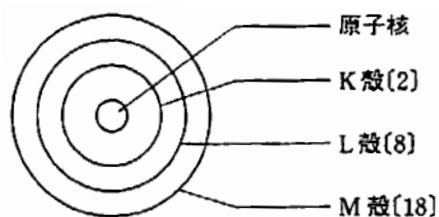


原子番号 : 原子核中の陽子の数はそれぞれの元素に固有のもので、陽子の数が変われば

元素が変わる。 **原子番号=陽子の数= (電子の数)**

質量数 : 原子核中の **陽子の数+中性子の数**

電子殻 : 原子内では、原子核のまわりを原子番号に等しい数の電子が高速でまわっている。これらの電子は、一定個数がグループをつくり、原子核のまわりをいくつかの軌道に分かれて運動している。この軌道の集まりを電子殻という。



電子殻は原子核に近いものから順に

K 殻, L 殻, M 殻, N 殻, …とよばれる。各電子殻に収容できる電子の最大数は、K 殻から順に 2, 8, 18, 32 個, …と決まっている。一般に、内側から n 番目の電子殻には最大 2n² 個の電子が収容される。

電子配置 : ①電子は、原則として内側の電子殻から外側の電子殻へと配置されていく。

②電子は、各電子殻の最大収容数を超えて配置されない。

各電子殻が最大数の電子で満たされた状態を**閉殻**といい、このとき原子は非常に安定な状態となる。

周期 \ 族	1	2	13	14	15	16	17	18
1	¹ H K							² He
2	³ Li K, L	⁴ Be	⁵ B	⁶ C	⁷ N	⁸ O	⁹ F	¹⁰ Ne
3	¹¹ Na K, L, M	¹² Mg	¹³ Al	¹⁴ Si	¹⁵ P	¹⁶ S	¹⁷ Cl	¹⁸ Ar
価電子の数	1	2	3	4	5	6	7	0

価電子：原子の最外殻電子の1～7個の電子を価電子という。価電子数は、18族(希ガス)以外は最外殻電子数に等しく、18族(希ガス)の価電子数は0である。

原子	原子番号	電子殻			
		K	L	M	N
He	2	②			
Ne	10	2	⑧		
Ar	18	2	8	⑧	
Kr	36	2	8	18	⑧

ArではM殻(定員18個)に8個の電子が入った状態となる。このとき、8個の電子はすべて対をつくって安定化しており、この状態は閉殻と同じように安定で、この状態をオクテットであるという。

※原子の化学的性質は価電子によって決まる。

○電子軌道(オービタル)について

K殻以外の電子殻は、それぞれ少しずつエネルギー順位の異なるいくつかの電子軌道(オービタル)に分かれていることが分かった。オービタルはその形状によって、s軌道、p軌道、d軌道、f軌道、…と区別されている。

s軌道…球状の軌道で、原子核からの広がり、 $1s < 2s < 3s < 4s < \dots$ の順になる。

p軌道…亜鈴型の軌道で、形は等しく方向性の異なる3つの軌道からなる。

d軌道…形と方向性の異なる5つの軌道からなる。

f軌道…形と方向性の異なる7つの軌道からなる。

K殻(n=1)…s軌道のみ (1s)

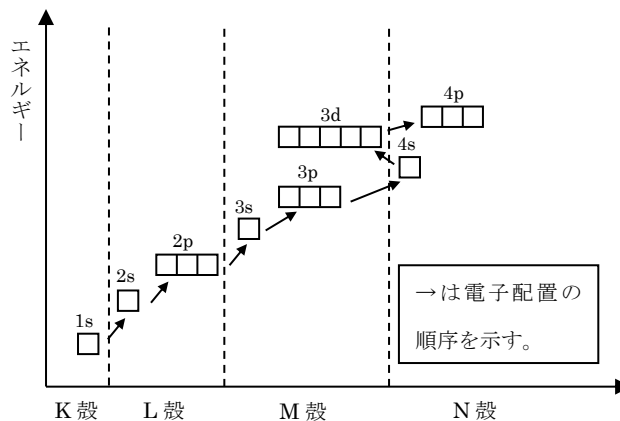
L殻(n=2)…s軌道とp軌道 (2s, 2p)

M殻(n=3)…s軌道とp軌道とd軌道 (3s, 3p, 3d)

N殻(n=4)…s軌道とp軌道とd軌道とf軌道 (4s, 4p, 4d, 4f)

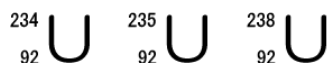
パウリの禁制律

…各オービタルには自転方向の異なる2個の電子しか入ることはできない。



■同位体(アイソトープ)■

原子番号つまり陽子数は同じだが、中性子数が異なる原子同士。



同位体は質量が異なるだけで同じ元素であり、化学的性質はほぼ ウラン234 ウラン235 ウラン238

同じ。天然の多くの元素には同位体が存在し、各元素の同位体の存在比はほぼ一定である。

なお、放射能をもち放射線を放つ同位体を、特に放射性同位体(ラジオアイソトープ)といい、

${}^3\text{H}$, ${}^{14}\text{C}$, ${}^{235}\text{U}$ などがある。これに対し、放射線を出さない安定な同位体を安定同位体という。

■同素体■

同じ元素から成る性質や構造の異なる単体が2種類以上存在するとき、

これらを同素体であるという。

S・・・斜方硫黄・単斜硫黄・ゴム状硫黄

C・・・ダイヤモンド・フラーレン・グラファイト(黒鉛)

O・・・酸素・オゾン

P・・・赤リン・黄リン

■物質の分類■

物質 $\left\{ \begin{array}{l} \text{純物質} \left\{ \begin{array}{l} \text{単体} \\ \text{化合物} \end{array} \right. \\ \text{混合物} \cdots \text{純物質がただ混ざり合ったもの。} \end{array} \right.$

<例>海水(NaCl , H_2O など), 空気(N_2 , O_2 など), 石油, 牛乳など

○ 地表付近に存在する元素で、その割合の高い順：1位 O 2位 Si 3位 Al 4位 Fe

■周期表■

元素を以下の原則で配列した表。

- ① 原子番号順に配列する。
- ② 最外殻の種類が同じ元素を横列にする。(周期)第1周期(K殻), 第2周期(L殻), …
- ③ 主に最外殻の電子数の同じ元素を縦列にする。(族)

・・・同族元素: 価電子数が同じであるために化学的性質が類似

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	H																	He
	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
アルカリ金属 →	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	Cs	Ba	La ~Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
	Fr	Ra	Ac ~Lr															

↑ アルカリ土類金属

↑ ハロゲン

↑ 貴ガス

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La ~Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac ~Lr															

← 非金属元素 →

↑ 金属元素

○両性元素 (Al, Zn, Sn, Pb)

金属元素と非金属元素の境界付近に存在する元素を両性元素という。
両性元素は金属と非金属の両方の性質を示す。

○半金属 (B, Si, Ge など)

金属と非金属の中間的な性質を示すもの。

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La ~Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac ~Lr															

← 典型元素 →

↑ 遷移元素

○典型元素 : 族番号とともに価電子数が周期的に変わり、化学的性質も周期的に変わる。

$$(\text{典型元素の価電子数}) = (\text{周期表の族番号(の下1桁)})$$

ただし希ガスは除く

○遷移元素 : 遷移元素の最外殻電子数は族番号によらず 2(または 1)であるため、
同一周期で隣り合っている元素どうしはよく似た性質を示す。

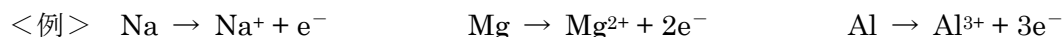
※周期表では、金属元素は左下へいくほど陽性が強く、非金属元素は右上へ行くほど陰性が強くなる。

II. 【イオン】

■イオン式■

〔単原子〕 原子番号の最も近い希ガスの電子配置になる。

陽イオン（元素名＋イオン）：原子が、電子を失って正電荷をもったもの。



陰イオン（～化物イオン）：原子が、電子を得て負電荷をもったもの。



多原子：分子から電子を除いたもの（ NH_4^+ だけ NH_3 に H^+ が配位結合）



■イオン化エネルギー■

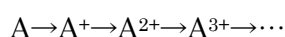
第1イオン化エネルギー：原子(気体)から電子を引き離して1価の陽イオン(気体)にするのに必要な(最小の)エネルギー



これは原子の“自らの電子に対する引きつけ度合い”を示す。

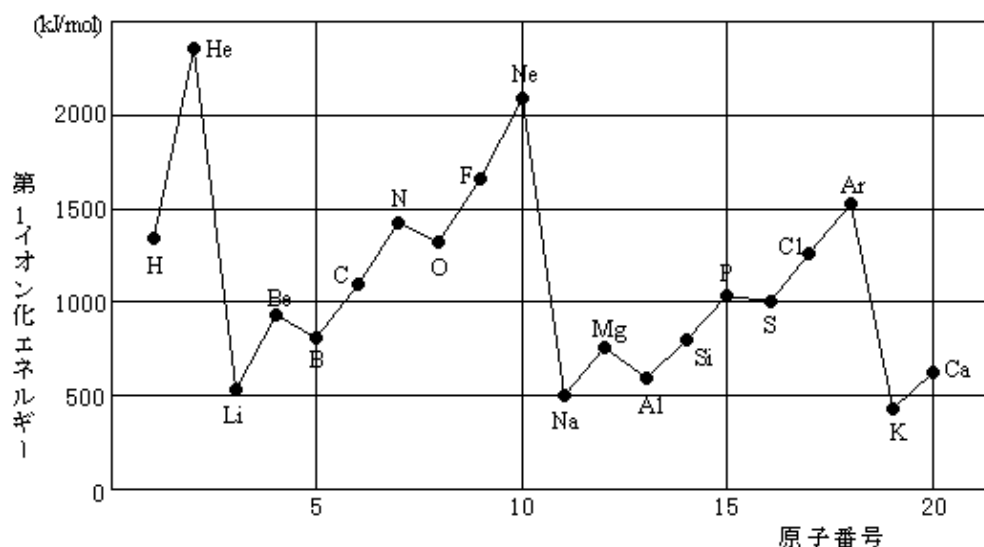
つまり、陽イオンになりにくさを示している。

※第 n イオン化エネルギー



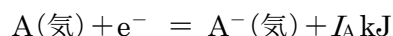
と次々と電子を引き離していくときの各段階に必要なエネルギーを第 n イオン化エネルギーという。

一般に閉殻構造の電子配置を引き離すとき、第 n イオン化エネルギーは急激に増加する。



■電子親和力■

(第1)電子親和力:原子(気体)が電子を得て1価の陰イオン(気体)になるときに放出されるエネルギー



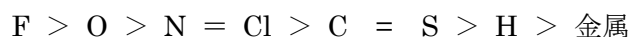
これは、原子の“他原子の電子に対する引きつけ度合い”を示し、17族は特に電子親和力が大きく、陰イオンになりやすい。

cf. 電気陰性度

原子が結合状態で、結合に関与している共有電子対を各原子が引き寄せ、自らを電氣的に陰性にしようとする強さの尺度。

イオン化エネルギーと電子親和力の和が大きいほど大きい。

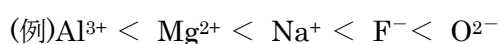
周期表の右上の元素ほど電気陰性度が大きい。(18族は結合しにくいので値を定義しない)



■原子半径とイオン半径■

原子半径 ① 同一周期では原子番号とともに減少 } ※周期表で左下へ
② 同族元素では原子番号とともに増大 } 行くほど大きい

イオン半径 ① 一般に陽イオンはその原子半径より小さく、陰イオンは大きい
② 同族の同じ価数のイオンでは、周期表で下のものほど半径は大きい。
③ 同じ電子配置のイオンでは、原子番号が大きいほど半径は小さい。



■ 問題 ■

【1】 (2008 神戸学院大)

次の記述(a)~(e)のうちから、下線を引いた部分が元素ではなく単体を指しているものを2つ選べ。

- (a) 鉄は、ヒトにとって必要不可欠な栄養素である。
- (b) 黄リンと赤リンは、リンの同素体である。
- (c) 塩素の酸化力は臭素の酸化力よりも強い。
- (d) アンモニアは窒素と水素から構成される。
- (e) ナトリウムは水と激しく反応するので石油の中で保存する。

【2】

原子に関する次の記述(1)~(5)のうちから、正しいものを一つ選べ。

- (1) 原子の大きさは、原子核の大きさにほぼ等しい。
- (2) 自然界に存在するすべての原子の原子核は、陽子と中性子からできている。
- (3) 陽子の数と電子の数の和が、その原子の質量数である。
- (4) 中性子の数が等しく、陽子の数が異なる原子どうしを、たがいに同素体という。
- (5) 原子核のまわりの電子の数が原子番号と異なる粒子も存在し、そのような粒子をイオンとよぶ。

【3】

(1) 次の空欄を埋めよ。

元素名	原子	原子番号	質量数	陽子の数	中性子の数	電子の数	価電子の数
	^{19}F						
				19	20		

(2) 水酸化物イオン OH^- 1個に含まれている電子の総数は何個か。

(2008 湘南工科大)

(3) 自然界に存在する水素原子は主に、 ^1H 、 ^2H からなり、酸素原子は、 ^{16}O 、 ^{17}O 、 ^{18}O からなる。次の(ア)~(カ)の水分子のうち、中性子の総数が同じものの組合せを、2組選べ。(2008 神戸大学院)

(ア) $^2\text{H}_2^{18}\text{O}$ (イ) $^1\text{H}^2\text{H}^{18}\text{O}$ (ウ) $^2\text{H}_2^{16}\text{O}$ (エ) $^1\text{H}_2^{17}\text{O}$ (オ) $^1\text{H}^2\text{H}^{16}\text{O}$ (カ) $^1\text{H}^2\text{H}^{17}\text{O}$

【4】(2009 星薬大)

次の記述のうち、正しいものを選べ。

- (ア) 電子親和力の値は、一価の陰イオンから電子1個を取り去るのに必要なエネルギーの値に等しい。
- (イ) 第2周期の原子のうち、イオン化エネルギーが最も大きいものはフッ素である。
- (ウ) 電子親和力が小さい原子ほど、陰イオンになりやすい。
- (エ) イオン化エネルギーが大きい原子ほど、陽イオンになりやすい。
- (オ) アルカリ金属原子のうち、イオン化エネルギーが最も大きいものはリチウムである。

【5】(自治医科大)

次の記述のうち、正しいものを選べ。

- (ア) 原子をイオンにするために必要なエネルギーをイオン化エネルギーという。
- (イ) アンモニウムイオン NH_4^+ には、全部で11個の電子が存在する。
- (ウ) ナトリウム Na では、第一イオン化エネルギーより第二イオン化エネルギーの方が大きい。
- (エ) ナトリウムイオン Na^+ とフッ化物イオン F^- では、 Na^+ の方が大きい。
- (オ) ナトリウムイオン Na^+ とカリウムイオン K^+ では、 K^+ の方が大きい。

III. 【化学結合】

■電子式■

原子中の価電子は、2個で対になったとき安定になる。このように逆向きのスピンをもつ2個の価電子が対になったものを電子対、対にならずに単独で存在する価電子を不対電子という。

電子式…元素記号の周囲に、最外殻電子を点・で表した式。

※元素記号の周りに最外殻電子を4方向にできるだけ対を作らず配置して書く。

<例>

O

■結合の種類■

原子間の相互作用：金属結合、イオン結合、共有結合、(配位結合)

分子間の相互作用：ファンデルワールス力、極性引力、水素結合

分子間力

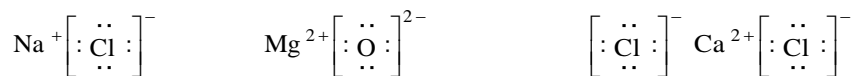
■イオン結合■

陽イオンと陰イオンとの間に働く静電気力による結合。

(金属と非金属による結合。例外：NH₄⁺)

○電子式

<例> 塩化ナトリウム 酸化マグネシウム 塩化カルシウム



○電離：物質がイオンに分かれること。

水溶液中で電離する物質を**電解質**，電離しない物質を**非電解質**という。

■イオン結晶■

イオン結合による結晶。多数の陽イオンと陰イオンが規則正しく配列して固体になっている。

融点・沸点：クーロン力がかなり強いので、かなり高い。

(※価数が大きく、イオン半径が小さいほど、融点は高くなる。)

機械的性質：硬い。強い外力により簡単に割れる(配列がずれると反発力が働くから)。

電導性：固体ではイオンの位置が固定されており電導性なし。

融解液や水溶液ではイオンが動けるようになり、電導性あり。

水への溶解度：多くは水に溶けやすい。AgCl, BaSO₄, CaCO₃は溶けにくい。

化学式：組成式で表す。

■共有結合■

2個の原子がそれぞれ不対電子を1個ずつ出し合って電子対をつくり、この電子対が2個の原子に共有されることによってできる結合。

共有電子対：2個の原子に共有されている電子対。

非共有電子対：共有結合に関与しない電子対。

○結合の種類

単結合：1組の共有電子対による共有結合（例：水素分子 H_2 ）

二重結合：2組の共有電子対による共有結合（例：酸素分子 O_2 ）

三重結合：3組の共有電子対による共有結合（例：窒素分子 N_2 ）

<問題> 次の原子同士の結合の様子を電子式で表せ。

- ① HとO ② NとH ③ CとH ④ CとO

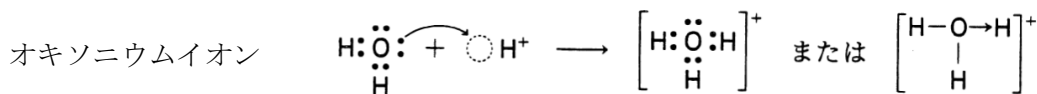
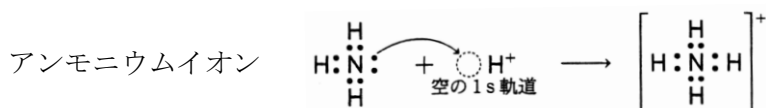
○構造式

1組の共有電子対の代わりに、価標とよばれる1本の線分を使って、分子中の原子間の共有結合のようすを表した化学式。（構造式では、非共有電子対は省略）

非金属原子がいくつか共有結合したもの→分子（希ガス：単原子分子）

■配位結合■

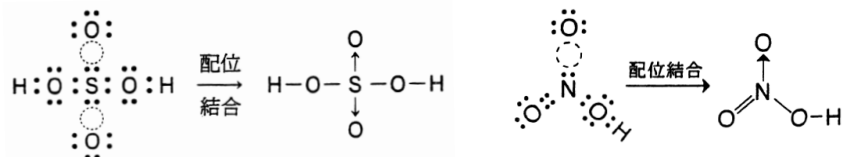
一方の原子からの非共有電子対が、他方の原子からはそれを受け入れる空軌道が提供されてできる共有結合。配位結合は結合のできるしくみが異なるだけで、できた結合はふつうの共有結合とは全く変わらない。



※オキソ酸の分子中

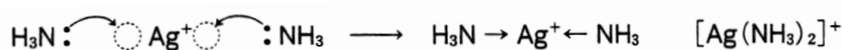
・硫酸

・硝酸



※錯イオン：非共有電子対をもつ分子、イオンが金属イオンに配位結合したもの。

<例>



$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$,

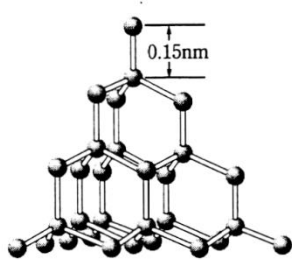
$[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ など

■共有結合の結晶■

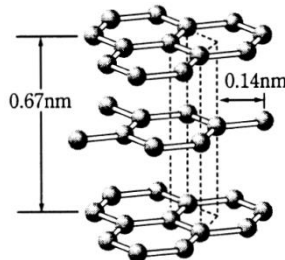
全体が共有結合だけでできた結晶。cf. 分子結晶

<例>

C(ダイヤモンド, グラファイト(黒鉛)), Si(ケイ素), SiO₂(二酸化ケイ素), SiC(炭化ケイ素)



ダイヤモンドの構造



グラファイト(黒鉛)の構造

融点・沸点 : 共有結合が非常に強いので, 非常に高い。

機械的性質 : 極めて硬い。(黒鉛のみ薄くはがれやすく, 軟らかい。)

電導性 : 電導性なし。(黒鉛のみ電導性あり。)

水への溶解度: 溶けない。

化学式 : 組成式で表す。

■ファンデルワールスカ■

極性, 無極性を問わず, すべての分子間に働く弱い引力。

・分子量	大	⇔	小
・分子の枝分かれ	少	⇔	多
[ファンデルワールスカ]	強	⇔	弱
[沸点・融点]	高	⇔	低

■分子の形■

○正四面体ベース

正四面体形	三角錐形	折れ線型
CH ₄ , CCl ₄	NH ₃ , PH ₃	H ₂ O, H ₂ S

○正三角形ベース・直線ベース

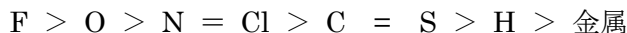
正三角形	折れ線型	直線型
BH ₃ , HCHO	SO ₂ , O ₃	BeF ₂ , BeCl ₂

■電気陰性度■

原子が結合状態で、結合に関与している共有電子対を各原子が引き寄せ、自らを電氣的に陰性にしようとする強さの尺度。

イオン化エネルギーと電子親和力の和が大きいほど大きい。

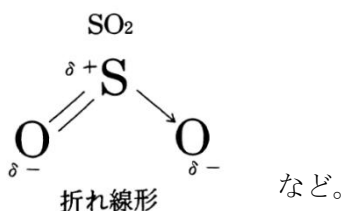
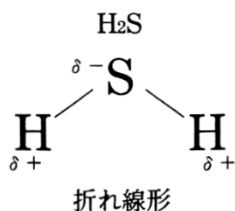
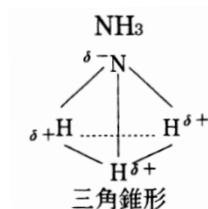
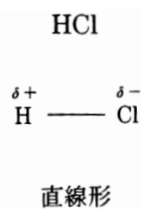
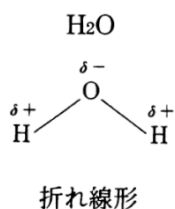
周期表の右上の元素ほど電気陰性度が大きい。(18族は結合しにくいので値を定義しない)



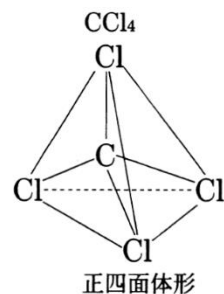
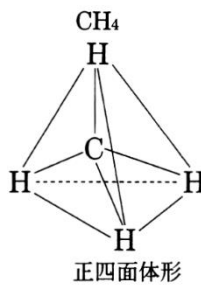
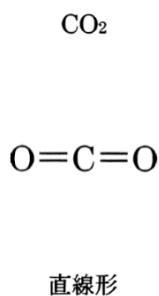
■結合の極性■

電気陰性度の異なる原子が共有結合すると、電気陰性度の大きい原子のほうが小さい原子より共有電子対をより強く引きつけるため、原子間に電荷のかたよりを生じる。このような電荷のかたよりを極性という。また、結合に極性があっても、その極性が互いに打ち消しあって、分子全体としては無極性分子になることもある。分子全体としての極性の有無は、正電荷の重心と負電荷の重心が一致するかどうかを調べる。

○極性分子



○無極性分子



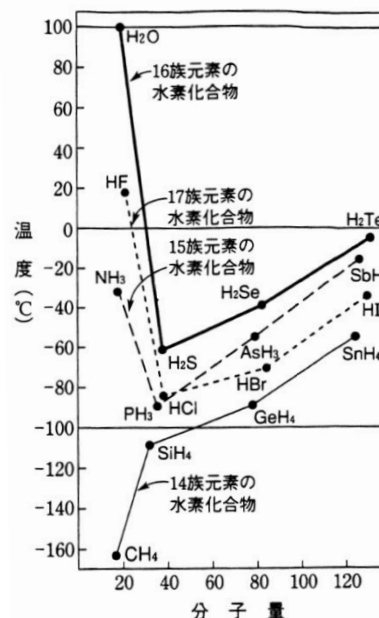
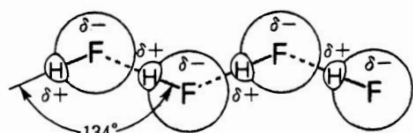
など。

○極性引力

極性分子の間には、分子の極性に基づく静電気力がはたらく。この力を極性引力という。

■水素結合■

電気陰性度が非常に大きい F, O, N 原子に直接結合し、正に帯電した水素原子と、他の分子または分子内の負に帯電した F, O, N 原子間にはたらく静電気力に基づく弱い結合を水素結合という。



水素結合の強さは、化学結合（共有結合、イオン結合、金属結合）に比べるとずっと弱いですが、ファンデルワールス力よりは強い。したがって、水素結合を形成している物質は、水素結合を形成しない同程度の分子量をもつ分子性物質に比べて、融点や沸点および蒸発熱も異常に大きい。

○氷…1 個の水分子と他の 4 個の水分子との水素結合による正四面体構造

ほとんどの物質では、融解に際して粒子 1 個あたりの運動空間が広がって体積が増加（密度が減少）するが、水は 4°C で最大密度（体積最小）を示す。

- ① 融解の際、水素結合の一部が切断されるため、結晶中のすき間を埋めるように、自由になった水分子が入り込む。そこで急激に体積が減少（密度が増加）する。
- ② (i) 0°C を過ぎても液体の水の中には部分的な氷の構造（クラスター構造）が残っているため、温度を上げるとこの構造がこわれて体積はさらに減少する。
- (ii) 温度が上がると水分子の熱運動が激しくなり、1 分子の占める運動空間が大きくなり、体積は増加（密度は減少）する。

4°C 以下では (i) の効果 > (ii) の効果、(i) の効果 < (ii) の効果となるため、4°C で密度最大となる。

○分子の沸点

ファンデルワールス力がほぼ同じ場合(主に分子量が同じ場合)の沸点の高さ

水素結合のある分子 > 極性分子 > 極性が打ち消されて無極性分子になった > 無極性分子

(H₂O, HF, NH₃ など) (HCl など) (CO₂, CCl₄ など) (H₂, Ar など)

■分子結晶■

いくつかの非金属原子が共有結合により結合して分子になり、その分子がさらに分子間力によって多数結合して固体になったもの。

<例>ドライアイス CO_2 ，ナフタレン C_{10}H_8 ，ヨウ素 I_2 など

融点・沸点：分子間力が弱いので低い。昇華しやすいものが多い。

機械的性質：軟らかくてもろい。

電導性：電導性なし。

水への溶解度：溶けにくい。

化学式：分子式

■金属結合■

金属において、荷電子は原子核の束縛から解放されており、互いにつながった電子殻に入り、特定の金属原子に固定されることなく、金属全体を動き回ることが出来る。

このような電子を自由電子という。すなわち、自由電子は、正の電荷をおびた金属原子のまわりを動き回ることによって、ばらばらになろうとする多数の金属原子を結ぶつける働きをしている。

これを金属結合という。金属結合は共有結合ほど強くないが、1原子あたりの自由電子の数が多いほど、金属結合は強くなる。

■金属結晶■

融点・沸点：典型元素－多様(アルカリ金属，Hgなどは低い)，遷移元素－かなり高い

機械的性質：展性(二次元的) $\text{Au} > \text{Ag} > \text{Pt} > \dots$ ，

延性(一次的) $\text{Au} > \text{Ag} > \text{Cu} > \dots$

(例外 Hg は液体)

伝導性：よく導くが、高温になるほど金属原子の熱運動が激しくなり、自由電子が結晶中を通過しにくくなり電気抵抗が大きくなる。

水への溶解：溶けない。

化学式：組成式

IV. 【化学式】

分子式—分子の場合

組成式—イオンや金属, B, C, Si, P, S などの場合 (元素記号そのもの)

○いろいろな化学式

・名称のルール

化学式(i) 陽イオン→陰イオンの順に並べる

(ii) 複数の陽イオンや陰イオンを含む場合: アルファベット順

<例>Al・K(SO₄)₂, MgCl(OH)など

(iii) アルファベットが同じ場合: 単原子イオン→多原子イオンの順

<例>MgO(OH)

名称 (i) 陰イオン + 化 + 陽イオン

(ii) 複数の陽イオンを含む場合: 陰イオンに近い順

<例>Al・K(SO₄)₂: 硫酸カリウムアルミニウム

(iii) 複数の陰イオンを含む場合: 陽イオンに近い順

<例>MgCl(OH) : 塩化水酸化マグネシウム

(iv) 複数の価数をもつ金属イオンの場合: 名称の後に括弧+ローマ数字

<例>FeSO₄ : 硫酸鉄(II)

① イオンの名称

F⁻ フッ化物イオン

Cl⁻ 塩化物イオン

Br⁻ 臭化物イオン

I⁻ ヨウ化物イオン

OH⁻ 水酸化物イオン

CN⁻ シアン化物イオン

O²⁻ 酸化物イオン

S²⁻ 硫化物イオン

C₂²⁻ 炭化物イオン

N³⁻ 窒化物イオン

NO₃⁻ 硝酸イオン

SO₄²⁻ 硫酸イオン

HSO₄⁻ 硫酸水素イオン

SO₃²⁻ 亜硫酸イオン

CO₃²⁻ 炭酸イオン

HCO₃⁻ 炭酸水素イオン

PO₄³⁻ リン酸イオン

CH₃COO⁻ 酢酸イオン

ClO⁻ 次亜塩素酸イオン

ClO₂⁻ 亜塩素酸イオン

ClO₃⁻ 塩素酸イオン

ClO₄⁻ 過塩素酸イオン

C₂O₄²⁻ シュウ酸イオン

S₂O₃²⁻ チオ硫酸イオン

CrO₄²⁻ クロム酸イオン

Cr₂O₇²⁻ 二クロム酸イオン

SCN⁻ チオシアン酸イオン

MnO₄⁻ 過マンガン酸イオン

② 陽イオンと陰イオンによる組成式(水素イオンは参考)

化学式 について	OH ⁻ 水酸化物 イオン	O ²⁻ 酸化物 イオン	Cl ⁻ 塩化物 イオン	S ²⁻ 硫化物 イオン	NO ₃ ⁻ 硝酸 イオン	CO ₃ ²⁻ 炭酸 イオン	SO ₄ ²⁻ 硫酸 イオン	PO ₄ ³⁻ リン酸 イオン
H ⁺ 水素イオン (共有結合)	H ₂ O 水	H ₂ O 水	HCl 塩酸	H ₂ S 硫化水素	HNO ₃ 硝酸	H ₂ CO ₃ 炭酸	H ₂ SO ₄ 硫酸	H ₃ PO ₄ リン酸
NH ₄ ⁺ アンモニウム イオン			NH ₄ Cl 塩化アンモ ニウム	(NH ₄) ₂ S 硫化アンモ ニウム	NH ₄ NO ₃ 硝酸アンモ ニウム	(NH ₄) ₂ CO ₃ 炭酸アンモ ニウム	(NH ₄) ₂ SO ₄ 硫酸アンモ ニウム	(NH ₄) ₃ PO ₄ リン酸アン モニウム
Na ⁺ ナトリウム イオン	NaOH 水酸化ナトリ ウム	Na ₂ O 酸化ナトリ ウム	NaCl 塩化ナトリ ウム	Na ₂ S 硫化ナトリ ウム	NaNO ₃ 硝酸ナトリ ウム	Na ₂ CO ₃ 炭酸ナトリ ウム	Na ₂ SO ₄ 硫酸ナトリ ウム	Na ₃ PO ₄ リン酸ナト リウム
Ca ²⁺ カルシウム イオン	Ca(OH) ₂ 水酸化カルシ ウム	CaO 酸化カルシ ウム	CaCl ₂ 塩化カルシ ウム	CaS 硫化カルシ ウム	Ca(NO ₃) ₂ 硝酸カルシ ウム	CaCO ₃ 炭酸カルシ ウム	CaSO ₄ 硫酸カルシ ウム	Ca ₃ (PO ₄) ₂ リン酸カル シウム
Cu ²⁺ 銅(II)イオン	Cu(OH) ₂ 水酸化銅(II)	CuO 酸化銅(II)	CuCl ₂ 塩化銅(II)	CuS 硫化銅(II)	Cu(NO ₃) ₂ 硝酸銅(II)		CuSO ₄ 硫酸銅(II)	Cu ₃ (PO ₄) ₂ リン酸銅(II)
Al ³⁺ アルミニウム イオン	Al(OH) ₃ 水酸化アルミ ニウム	Al ₂ O ₃ 酸化アルミ ニウム	AlCl ₃ 塩化アルミ ニウム	Al ₂ S ₃ 硫化アルミ ニウム	Al(NO ₃) ₃ 硝酸アルミ ニウム		Al ₂ (SO ₄) ₃ 硫酸アルミ ニウム	AlPO ₄ リン酸アル ミニウム

③ 非金属元素同士の化合物の名称

CO	一酸化炭素	CO ₂	二酸化炭素
CCl ₄	四塩化炭素	NO	一酸化窒素
NO ₂	二酸化窒素	N ₂ O	一酸化二窒素
N ₂ O ₃	三酸化二窒素	N ₂ O ₄	四酸化二窒素
N ₂ O ₅	五酸化二窒素	SO ₂	二酸化硫黄
SO ₂	二酸化硫黄	SO ₃	三酸化硫黄
CS ₂	二硫化炭素	PCl ₃	三塩化リン
PCl ₃	三塩化リン	PCl ₅	五塩化リン
P ₂ O ₅	五酸化(二)リン (十酸化四リン)	NaH	水素化ナトリウム
H ₂ O ₂	過酸化水素		

④ 遷移元素の価数

銀：1価(Ag ⁺)	コバルト：2価(Co ²⁺)	ニッケル：2価(Ni ²⁺)
バナジウム：5価(V ₂ O ₅ [五酸化バナジウム, 酸化バナジウム(V)]しか出てこない)		
亜鉛：2価(Zn ²⁺)	カドミウム：2価(Cd ²⁺)	
Cu：Cu ⁺ , Cu ²⁺	Fe：Fe ²⁺ , Fe ³⁺	Sn：Sn ²⁺ , Sn ⁴⁺
Pb：Pb ²⁺ , Pb ⁴⁺	Hg：Hg ₂ ²⁺ , Hg ²⁺ (1価の水銀は, その状態から特に <u>Hg₂²⁺</u> と書く)	
Mn：Mn ²⁺ , Mn ⁴⁺ , (Mn ⁷⁺)	cf. Mnには1価から7価まで総てある。	
Cr：Cr ³⁺ , (Cr ⁶⁺)	cf. Crには1価から7価まで総てある。	

■問題■

【1】（高知女子大）

次に示す化合物を，構造式および電子式で書き表せ。

- (ア) 水 (イ) アンモニア (ウ) 二酸化炭素 (エ) 窒素 (オ) 過酸化水素
(カ) 四塩化炭素

【2】（金沢大）

結晶は粒子間の結合の仕方で4種類に大別される。

- (1) イオン結晶 (2) 共有結合の結晶 (3) 分子結晶 (4) 金属結晶

下のA群にはそれぞれの結晶を構成する粒子の種類が，B群にはその粒子間を結びつけている結合の種類が，C群には4種類の結晶の特徴的な性質が，D群には各種の結晶の実例が示してある。各群より上の(1)～(4)に対応するものを選んで記号で答えよ。

ただしD群よりは2個ずつ選べ。

A群 (ア) 原子 (イ) 分子 (ウ) 原子と自由電子 (エ) 陽イオンと陰イオン

B群 (オ) 自由電子による結合 (カ) 静電的な引力 (キ) 電子対の共有による結合
(ク) ファンデルワールス力

C群 (ケ) 極めて硬く，融点も高い。(コ) 展・延性を有し，電気伝導性がよい。

(サ) 電気伝導性はないが，水溶液や融解状態では電気を伝導する。

(シ) 一般に軟らかく，融点が低い。昇華性を示すものもある。

D群 (a) ヨウ素 (b) 塩化鉄(III) (c) ナトリウム (d) 臭化カリウム

(e) クロム (f) 炭化ケイ素 (g) ドライアイス (h) ダイヤモンド

【3】（日本医科大）

次の(ア)～(キ)の分子について、下の問いに記号で答えよ。

(ア) CH_4 (イ) CO_2 (ウ) N_2 (エ) NH_3 (オ) H_2O (カ) HF (キ) BF_3

- (1) (a) 二重結合をもつ分子を選べ。 (b) 三重結合をもつ分子を選べ。
- (2) (a) 無極性分子のうち非共有電子対が最も多い分子を選べ。
(b) 無極性分子のうち非共有電子対をもたない分子を選べ。
- (3) 分子間で水素結合を生成する分子を選べ。
- (4) 分子の形が (a) 正四面体形のものを選べ。 (b) 三角錐形のものを選べ。
(c) 正三角形のものを選べ。 (d) 折れ線形のものを選べ。