

化学結合

分子とは何か。説明せよ。

配位結合とは何か。説明せよ。

HClとNaClではたっている化学結合の違いについて説明せよ。

金属結合が強くなる要因を説明せよ。

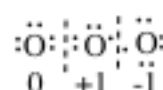
共有結合が強くなる要因を説明せよ。

イオン結合が強くなる要因を説明せよ。

オゾン単体であるが極性分子であることを、点電子式を描いて説明せよ

オゾンの電子式は $\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}$ 表される。

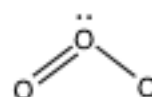
それぞれの原子のあいだに境界線を引いて、「形式電荷」を考えると



となり、左から酸化数0,+1,-1となるため、電子の偏り(分極)が起きていることがわかる。

また、電子どうしの反発により、折れ線型構造となるため、電荷の偏り(分極)は打ち消されず、極性分子となる。

SO₂もオゾンと同じ電子式となり、折れ線型の極性分子となることを確認してみよう。



水素結合とは何か説明せよ。

ファンデルワールス力とは何か説明せよ。

ファンデルワールス力が大きくなる要因を説明せよ。

分子量が大きな分子ほど分子間に強いファンデルワールス力が働く理由を簡潔に説明せよ。

二酸化炭素の分子間にはたらく引力はプロパンC₃H₈分子間にはたらく引力よりも大きい。この理由を答えよ。

沸点がH₂O>HF>NH₃の順になる理由を説明せよ。

水の分子量は18と小さいにもかかわらず、水の気圧下における沸点は100℃とかなり高い。この理由を説明せよ。

N,Clはともに電気陰性度が3.0であるにもかかわらず、NH₃分子間には水素結合が形成され、HCl分子間には水素結合が形成されないのはなぜか。説明せよ。

一酸化炭素は、CとOの電気陰性度の差から予想されるより、遥かに極性が小さい分子である。この理由を電子式を描いて説明せよ。

COの電子式は:C:::O:で表され、(1)原子の形式電荷を考えると炭素Cは-1、酸素Oは+1となる。ところが、(2)電気陰性度は炭素Cよりも酸素Oのほうがずっと大きいので、結合に関わる電子は酸素の方に引き寄せられるはずである。実際は(1)と(2)の要因がお互いに相殺しあって、電子の偏り(分極)は極めて小さくなると考えられる。

つまり、酸素Oは4個の電子、炭素Cは2個の電子を出し合って、三重結合を形成するので酸素はちょっと電子を「損」する…かと思ったら、共有し合う電子全体を酸素側に惹きつけることで、両者の効果がほぼ打

ち消し合ってしまうということです。実際にはわずかに $-\delta:C::O:\delta+$ です。なぜそうまでして三重結合になるのか？もちろん安定な「Ne型電子配置」になるためです！不対電子から共有電子対を作るのは「目的」ではなく「手段」です。共有結合を形成する目的は、閉殻構造の希ガス型電子配置になることです。

四塩化塩素 CCl_4 の沸点は四塩化ケイ素 $SiCl_4$ の沸点よりも高い。この理由を推定せよ。

Na K Liを融点が高い順に並べその理由を説明せよ。

C Ge Siは、いずれも正四面体の繰り返し構造を有する共有結合の結晶となる。これらを融点が高い順に並べ、その理由を説明せよ。

Cl_2 F_2 Br_2 I_2 を沸点が高い順に並べ、その理由を説明せよ。

NaCl KBr MgOはいずれもNaCl型のイオン結晶です。これらを融点が高い順に並べ、その理由を説明せよ。

HF HCl HBrを沸点が高い順に並べ、その理由を説明せよ。

HF NaF KBrを融点が高い順に並べ、その理由を説明せよ。

塩化ナトリウムなどのイオン結晶は金属結晶に比べて割れやすい。この理由を説明せよ。

ペンタン 2-メチルブタン 2,2-ジメチルプロパンを融点が高い順に並べその理由を説明せよ

1-ブタノール 2-ブタノール 2-メチル-2-プロパノールを沸点が高い順に並べその理由を説明せよ。

ダイヤモンドが不導体であるのに対し、黒鉛が電気伝導性を示す理由を答えよ。

ケイ素よりもゲルマニウムのほうが電気伝導性が大きい理由を答えよ。

ある原子によって構成される結晶が体心立方格子から面心立方格子に変化したとき、密度及び充填率は何倍になるか？近接する原子は互いに接し、原子半径は変化しないものとして説明せよ。

氷はなぜ水に浮くのか？以下の言葉をすべて用いて説明せよ。（配位数 水素結合 液体 固体）

同じ陽イオンと陰イオンがNaCl型結晶になるときとCsCl型結晶になるときではどちらの密度が大きくなるか？近接するイオンは互いに接し、原子半径は変化しないものとして説明せよ。

NaClと同じ結晶構造を取るMgOの融点はどちらが高いと考えられるか。理由とともに説明せよ。

共有結合結晶、イオン結晶、金属結晶、分子結晶の違いを簡潔に説明せよ。

塩化アンモニウムの結晶中に存在する全ての化学結合について説明せよ

多くの物質とは異なり、固体の水（氷）は圧縮すると融解して液体となる。その理由を答えよ。

ドライアイスを空気中に置くと白煙が生じる。この現象を説明せよ。

液体窒素を入れたピーカーは、初め白く霜が付いたが、やがて液体が付着して濡れてきた。この現象を説明せよ。

フマル酸はマレイン酸よりも沸点が高い。この理由を説明せよ。

ナトリウムイオン半径 < 銀(I)イオン半径（ボーリングの値）であり、イオン結晶中におけるイオン間距離は $NaF < AgF$ は予想通りなのですが、 $NaCl > AgCl$ さらに $NaBr > AgBr$ となり逆転が起こります。この理由は？

化学結合

分子とは何か。説明せよ。

物質が化学的性質を失わない範囲で、物質を分割しうる最小単位。

高校化学では「非金属元素の原子が共有結合によって結びついたひとかたまりのものが分子」と考えてください。塩化ナトリウムNaClなどのイオン結晶、鉄Feなどの金属結晶は分子を作りません。よって、これらに「分子量」という言葉を使ってはいけません。NaClの「式量」は58.5と表現してください。（塩化ナトリウムを加熱して気体にすると「NaCl分子」もできますが、通常のイオン結晶では分子という表現はダメです。）

電子が足りない非金属どうしは価電子を共有して共有結合を形成し、分子となります。炭素原子は決まった原子数の分子にはならず、共有結合によってどんどん原子どうし結びつきあって、共有結合の結晶（ダイヤモンド）になります。そう考えると、ダイヤモンドは一個の巨大分子と言えなくもないわけですが、普通「ブリリアントカットのダイヤモンド分子の指輪」という言い方はしませんね。

配位結合とは何か。説明せよ。

非共有電子対によって形成される共有結合を配位結合という。

共有結合です。配位結合は共有結合の一種なんだということは強調しておきたいです。アンモニアの非共有電子対に水素イオンが配位結合してできたアンモニウムイオン内には、3つの共有結合と1つの配位結合がありますが、この4つの結合は区別できません。結合し合う原子が、両者とも対電子を出し合って共有電子対を形成するのが共有結合、片方が非共有電子対を一方的に与えて形成されるのが配位結合です。銅(II)イオンにアンモニア分子が配位結合すると錯イオンであるテトラアンミン銅(II)イオンが形成されます。

HClとNaClではたらいっている化学結合の違いについて説明せよ。

HClは原子が互いに共有結合で結びついているのに対し、NaClではナトリウムイオンと塩化物イオンがクーロン力によって結びついている。また、HCl分子間にはファンデルワールス力がはたらく。

HとClが結合するときと、NaとClが結合するときでは何が違うのか？できるモノが違います。HとClはひとつずつ結合して、二原子分子HClとなり、気体になります。HCl分子間には弱い引力（ファンデルワールス力）がはたらきます。NaClは、ナトリウムイオン、塩化物イオンとなって際限なく方向性のない結合を形成して、イオン結晶となります。どちらも水に溶けるとイオンになりますが、全く別物です。

金属結合が強くなる要因を説明せよ。

原子半径が小さいとき、原子の価数が大きいときに強い金属結合が形成される。

基本的に結合は小さな粒子どうしの方が中心間距離が小さくなるので、強い結合が形成されます。さらに、より多くの自由電子が存在すると考えられる金属のほうがより強い結合を作りそうです。例えば、NaとMgでは、マグネシウムのほうが価電子が多く、原子半径も小さいのでより強い金属結合を形成すると考えられます。

共有結合が強くなる要因を説明せよ。

原子半径が小さいとき、共有される電子の数が多いときに強い共有結合が形成される。

基本的に結合は小さな粒子どうしの方が中心間距離が小さくなるので、強い結合が形成されます。さらに、より多くの電子を共有する結合のほうがより強い結合となります。つまり、単結合よりも、二重結合、三重結合のほうがより強い結合となります。例えば、ダイヤモンド、ケイ素とも共有結合によって結びついた共有結合結晶ですが、ケイ素のほうが原子半径が大きいため、原子間の結合力はダイヤモンドに比べると弱く、結合は切れやすくなります。また、二酸化炭素のCO間の結合は二重結合ですが、一酸化炭素のCO間の結合は三重結合であるため、結合エネルギーは一酸化炭素のほうが遥かに大きくなります。

イオン結合が強くなる要因を説明せよ。

イオン半径が小さいとき（イオンの中心間距離が小さいとき）、イオンの価数が大きいときにイオン間にはたらくクーロン力は大きくなり、形成されるイオン結合は強くなる。

基本的に結合は小さな粒子どうしの方が中心間距離が小さくなるので、強い結合が形成されます。さらに、価数の大きなイオンどうしのほうがより強い結合を作りそうです。例として、 Na^+ と Cl^- の間にはたらくクーロン力と、 Mg^{2+} と O^{2-} の間にはたらくクーロン力を比べてみましょう。イオン半径は $\text{Na}^+ > \text{Mg}^{2+}$ 、 $\text{Cl}^- > \text{O}^{2-}$ であり、価数も Mg^{2+} と O^{2-} のほうが大きいため、 Mg^{2+} と O^{2-} の間にはたらくクーロン力の方が大きいと考えられます。

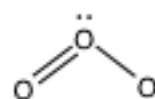
オゾンは単体であるが極性分子であることを、点電子式を描いて説明せよ

オゾンの電子式は $:\ddot{\text{O}}::\ddot{\text{O}}::\ddot{\text{O}}:$ で表される。

それぞれの原子のあいだに境界線を引いて、「形式電荷」を考えると $\begin{array}{ccc} :\ddot{\text{O}}::\ddot{\text{O}}::\ddot{\text{O}}: \\ 0 \quad +1 \quad -1 \end{array}$

となり、左から酸化数0,+1,-1となるため、電子の偏り（分極）が起きていることがわかる。また、電子どうしの反発により、折れ線型構造となるため、電荷の偏り(分極)は打ち消されず、極性分子となる。

SO_2 もオゾンと同じ電子式となり、折れ線型の極性分子となることを確認してみよう。



水素結合とは何か説明せよ。

陰性の強い原子どうしが、水素原子を介して静電的に引き合う結合。

「分子内にF-H O-H N-H結合があると分子間に水素結合が形成されます」なんていう解説をよく聞きますが、これはわかりやすい具体例の一部であって定義としては不完全なんです。例えば、マレイン酸など「分子内」で水素結合を形成するものもありますし、タンパク質のペプチド結合間に形成される水素結合はN-HのHと、O=CのOとの間に形成されます(N-H...O=C)。実際水素結合は「正電荷を帯びたHが、負電荷を帯びたN,O,Fの非共有電子対に引きつけられて静電的に結合した状態」です。これを、短い文章で簡潔に表現すると模範解答のようになります。

ファンデルワールス力とは何か説明せよ。

すべての分子間にはたらく弱い引力をファンデルワールス力という。

分散力です。分子は原子核（正電荷）とその周りを運動している電子（負電荷）から構成されています。電子の位置は均等に分布しておらず、瞬間的に変化するわずかな「偏り」があります。これが瞬間的な「分極」を生み出し、分子間に静電的な引力を生じます。このような、電子の偏りによって生じる静電的な引力を「分散力」といい、すべての分子間にはたらくものです。万有引力とは全く関係ないことは強調しておきたいです。

ファンデルワールス力が大きくなる要因を説明せよ。

表面積が大きい分子、強い極性を有する分子で、分子間にはたらくファンデルワールス力が大きくなる。

万有引力とは全く関係ないことは改めて強調しておきたいです。表面積が大きく、多くの電子を有する分子が互いに接近すると強い分子間力がはたらきます。また、分子内に極性の大きな結合が存在しても強い分子間力がはたらきます。教科書にある「分子量が大きな分子、極性分子ではファンデルワールス力が大きくなる」という説明は何なのでしょう（笑）。大きな分子って意味で分子量って言葉を使うのは、横着すぎます。また、無極性分子であっても分子内の結合が強く分極している場合、強い分子間力がはたらきます。例えば、二酸化炭素、プロパンはともに分子量44で二酸化炭素は無極性分子、プロパンは折れ線型のごく弱い極性分子。で、二酸化炭素のほうが圧倒的に分子間力が大きくなります。これはプロパンのC-H結合に比べて、二酸化炭素のC=O結合が強く分極している（結合の極性が大きい）ためです。

分子量が大きな分子ほど分子間に強いファンデルワールス力が働く理由を簡潔に説明せよ。

大きな分子ほど表面積が大きく、また多くの電子を含むため、瞬間的な電子の偏りによる静電気がより強く働くため。

改めて万有引力とは全く関係がないと言う事は強調しておきます。分子量が大きな分子ほど強い分子間力が働くと言う意味は、大きな分子ほど表面積が大きいたくさんの電子を含むであろうと言うことです。

二酸化炭素の分子間にはたらく引力はプロパンC₃H₈分子間にはたらく引力よりも大きい。この理由を答えよ。

プロパン分子の炭素原子と水素原子に比べて、二酸化炭素分子の酸素原子と酸素原子の電気陰性度の差は大きく、酸素原子と酸素原子の間の結合は強く分極しているため。

同じ分子量44で、二酸化炭素は無極性分子、プロパンは折れ線型のごく弱い極性分子。なのにも関わらず、二酸化炭素のほうが圧倒的に分子間力が大きくなります。これはプロパンのC-H結合に比べて、二酸化炭素のC=O結合が強く分極している（結合の極性が大きい）ためです。つまり、「分子量が大きな分子、極性分子ではファンデルワールス力が大きくなる」という教科書レベルの内容では説明できないということです。ちなみに大阪大学で出題されています。

沸点がH₂O>HF>NH₃の順になる理由を説明せよ。

分子間に形成される水素結合の数が最も多いため、水の分子間にはたらく引力が最も大きくなる。フッ化水素とアンモニアでは、分子間に形成される水素結合の数は同じであるが、フッ素の電気陰性度が窒素の電気陰性度よりも大きいため、フッ化水素の方がより強く分極しており、形成される水素結合は強くなる。よって、水の分子間にはたらく引力が最も大きく、続いてフッ化水素、アンモニアの順になる。

「形成される水素結合一箇所あたりの強さ」と「形成される水素結合の数」を比べなくてはなりません。電気陰性度の大きさの差を比べると、 $H-F > H-O > H-N$ なので、最も強く分極してるのは $H-F$ となり、形成される水素結合一箇所あたりの強さは HF が一番強いこととなります。しかし、水素結合は、「正電荷を帯びた H が、負電荷を帯びた N, O, F の非共有電子対に引きつけられて静電的に結合した状態」なので、水素原子と、非共有電子対は1対1の関係でなくてはなりません ($H \cdots O$)。水分子中には2個の水素原子と、2つの非共有電子対があります。よって、水分子が100個あれば、200組の水素結合が形成可能となります。一方、フッ化水素分子中には、1個の水素原子と、3つの非共有電子対があります。よって、フッ化水素分子が100個あれば、100組の水素結合が形成可能となります。つまり、水素原子の2/3は、カップルをつくる相手の非共有電子対がないわけです。同様に、アンモニア分子中には、3個の水素原子と、1つの非共有電子対があります。よって、アンモニア分子が100個あれば、100組の水素結合が形成可能となります。つまり、非共有電子対の2/3は、カップルをつくる相手の水素原子がないわけです。つまり、形成される水素結合の圧倒的な多さによって、水が最も高沸点。続いて、より強い水素結合を形成するアンモニアの沸点が高唸ると考えられます。

水の分子量は18と小さいにもかかわらず、水の大気圧下における沸点は $100^{\circ}C$ とかなり高い。この理由を説明せよ。

水分子を構成する水素原子と酸素原子では電気陰性度の差が大きいため結合の極性が大きくなる。その結果、分子間の水素結合が形成されるため分子どうし強く引き合う。また、水分子には、水素原子及び非共有電子対がそれぞれ2つずつ含まれるため、1つの水分子が周囲の4つの水分子と水素結合を形成し、結果的に多くの水素結合が分子間に形成されるため沸点は高くなる。

13でも説明したように、水分子が100個あれば、200組の水素結合が形成可能となります。つまり、水1molあたり2molの水素結合が形成されるわけです。この数は圧倒的と言っていいでしょう。

N, Cl はともに電気陰性度が3.0であるにもかかわらず、 NH_3 分子間には水素結合が形成され、 HCl 分子間には水素結合が形成されないのはなぜか。説明せよ。

Cl は N に比べて多くの電子を持つため、 HCl 分子における HCl 結合の分極が NH_3 における NH 結合の分極ほど大きくならないためと考えられる。

電気陰性度は $H(2.1)$ に対して、 $F(4.0), O(3.5), N(3.0), Cl(3.0)$ です。電気陰性度の差だけを比べると HCl が水素結合を形成しないのは不思議に思えます。これは、 F, O, N が第二周期元素なのに対し、 Cl だけが第三周期元素であることがポイントです。つまり、最外電子殻がL殻である第二周期元素に比べて、最外電子殻がM殻である第三周期元素は圧倒的に多くの電子を有しています。そのため、水素原子と結合した際、水素原子から引きつける電子の量は N に比べて少なくなると考えられます。もう少し直感的に言えば、 $H-F, H-O, H-N$ の水素は、電気陰性度が大きくしかも電子をあまり持っていない原子と結合してしまったために、激しく電子を奪われて、強く正に帯電してるイメージです。これに対し、 Cl は電気陰性度こそ大きいものの、多くの電子も持つため、水素原子から電子を身ぐるみ剥いでしまうほどガメツイ事はしないよって感じです。

一酸化炭素は、 C と O の電気陰性度の差から予想されるより、遥かに極性が小さい分子である。この理由を電子式を描いて説明せよ。

CO の電子式は $C:::O:$ で表され、(1)原子の形式電荷を考えると炭素 C は-1、酸素 O は+1となる。ところが、(2)電気陰性度は炭素 C よりも酸素 O のほうがずっと大きいので、結合に関わる電子は酸素の方に引き寄せられるはずである。実際は(1)と(2)の要因がお互いに相殺しあって、電子の偏り(分極)は極めて小さくなると考えられる。

つまり、酸素Oは4個の電子、炭素Cは2個の電子を出し合って、三重結合を形成するので酸素はちょっと電子を「損」する…かと思ったら、共有し合う電子全体を酸素側に惹きつけることで、両者の効果がほぼ打ち消し合ってしまうということです。実際にはわずかに $\delta^-:C:::O:\delta^+$ です。なぜそうまでして三重結合になるのか？もちろん安定な「Ne型電子配置」になるためです！不対電子から共有電子対を作るのは「目的」ではなく「手段」です。共有結合を形成する目的は、閉殻構造の希ガス型電子配置になることです。

四塩化塩素 CCl_4 の沸点は四塩化ケイ素 $SiCl_4$ の沸点よりも高い。この理由を推定せよ。

電気陰性度は $Cl > C > Si$ であるため、 $Si-Cl$ 間の分極は $C-Cl$ 間の分極よりも大きい。その結果、 $SiCl_4$ 分子の表面が負の電荷を帯び、静電的な反発力が生じるため分子間力が小さくなると考えられる。

これは不思議な現象です。通常、「無極性分子は大きい分子ほどファンデルワールス力は大きく沸点も高くなる」はずですから。ところが実際の沸点は CCl_4 76°C $SiCl_4$ 57.6°Cです。この原因としては、 $Si-Cl$ 間の分極が大きく、分子表面が負に帯電していることが原因と考えられます。四塩化炭素が安定な物質であるのに対して、四塩化ケイ素は不安定で、水と反応すると塩化水素に変化することからも、塩素が負の電荷を帯びて、反応性が高くなっていることが推定されます。ちなみに、エタン C_2H_6 と類似の構造を持つ六塩化エタン C_2Cl_6 の沸点は187°C、六塩化二ケイ素 Si_2Cl_6 の沸点は144°Cとなっており、 CCl_4 と $SiCl_4$ の関係と同様の傾向が見られます。

Na K Liを融点が高い順に並べその理由を説明せよ。

金属結晶では、原子半径が小さいものほどより強い金属結合が形成される。よってリチウムの融点が1番高く、カリウムの融点が最も低くなる。

融点が高い理由を問われたら、「粒子間にはたらく引力、結合力が大きいから」です。
基本的に結合は小さな粒子どうしの方が中心間距離が小さくなるので、強い結合が形成されます。

C Ge Siは、いずれも正四面体の繰り返し構造を有する共有結合の結晶となる。これらを融点が高い順に並べ、その理由を説明せよ。

原子半径が小さいほど形成される共有結合は強くなる。よって、炭素の融点が最も高く、ゲルマニウムの融点が最も低くなる。

本質的に結合は小さな粒子どうしの方が中心間距離が小さくなるので、強い結合が形成されます。
ダイヤモンド、ケイ素、ゲルマニウムいずれも共有結合によって結びついた共有結合結晶を形成しますが、原子半径が大きいものほど原子の中心間距離が大きくなり、原子間の結合力は弱く、結合は切れやすくなります。C, Si, Geはいずれも14族の元素なので、原子半径が $C < Si < Ge$ であることは容易に判断でき、融点は $C > Si > Ge$ と推定できます。融点が高い理由を問われたら、「粒子間にはたらく引力、結合力が大きいから」を忘れないように。（Geは金属元素ですが、共有結合結晶を形成することもできます。）

Cl_2 F_2 Br_2 I_2 を沸点が高い順に並べ、その理由を説明せよ。

大きな分子ほどはたらくファンデルワールス力が大きくなる。よって、ヨウ素の融点が最も高く、続いて塩素、臭素、フッ素の順番になる。

表面積が大きく、多くの電子を有する分子が互いに接近すると強い分子間力がはたります。
 Cl F Br I はいずれも17族の元素なので、原子半径は $F < Cl < Br < I$ は容易にわかり、沸点は $F_2 < Cl_2 < Br_2 < I_2$ と推定できます。沸点が高い理由を問われても、「粒子間にはたらく引力、結合力が大きいから」です。

$NaCl$ KBr MgO はいずれもNaC型のイオン結晶です。これらを融点が高い順に並べ、その理由を説明せよ。

価数が大きく、イオン間距離が小さいほど、イオン間にはたらくクーロン力は大きくなる。陽イオンの大きさは、 $Mg^{2+} < Na^+ < K^+$ であり、陰イオンの大きさは、 $O^{2-} < Cl^- < Br^-$ なので、融点はMgOが最も高く、続いて NaCl となり、KBrの融点が最も低い。

基本的に結合は小さな粒子どうしの方が中心間距離が小さくなるので、強い結合が形成されます。さらに、価数の大きなイオンどうしのほうがより大きなクーロン力がはたらき、より強い結合を作ります。言うまでもなく融点が高い理由を問われたら、「粒子間にはたらく引力、結合力が大きいから」ですよ！

HF HCl HBr を沸点が高い順に並べ、その理由を説明せよ。

分子間に水素結合が形成されるフッ化水素の分子間に働く引力が最も大きく、塩化水素と臭化水素では、より大きな分子である臭化水素の分子間には塩化水素の分子間よりも強いファンデルワールス力が働く。よって、沸点は $HF > HBr > HCl$ の順になる。

「ファンデルワールス力の大きさ」と「分子間に水素結合が形成されるかどうか」がポイントです。言うまでもなく沸点が高い理由を問われたら、「粒子間にはたらく引力、結合力が大きいから」です！

HF NaF KBr を融点が高い順に並べ、その理由を説明せよ。

イオン結晶であるフッ化ナトリウム、臭化カリウムの融点は分子であるフッ化水素の融点よりもはるかに高い。またフッ化ナトリウムは、臭化カリウムよりもイオン間の距離が小さいため、より強いクーロン力がイオン間に働く。よって、融点は、 $NaF > KBr > HF$ の順になる。

仲間はずれがいることに注意！HFのみ分子で、残りはイオン結晶。高校野球とメジャーリーグ位の差があります。いかに水素結合をつくらうとも、分子であるHFの分子間力が、イオン結晶を形成するクーロン力にまきこまれることはありません。言うまでもなく融点が高い理由を問われたら、「粒子間にはたらく引力、結合力が大きいから」です

塩化ナトリウムなどのイオン結晶は金属結晶に比べて割れやすい。この理由を説明せよ。

陽イオンと陰イオンが交互に配列しているイオン結晶では、わずかなイオンのズレが、同符号のイオンどうしの反発力を生じるため。

陽イオンと陰イオンは引き合います。陽イオンどうし、陰イオンどうしは反発し合います。つまり、多くのイオンを含むイオン結晶中では、引力と反発力が微妙なバランスを保っており、このバランスが崩れると、一気に反発力が生じて結晶が崩壊（劈開といいます）してしまいます。

ペンタン 2-メチルブタン 2,2-ジメチルプロパンを融点が高い順に並べその理由を説明せよ

いずれも同じ分子式であらわされる異性体の関係にあるが、直線的な構造を持つ分子の方が分子どうし、より広い表面積で接し合うため、分子間にはたらくファンデルワールス力が増大する。そのため、ペンタンの融点が1番高く、2,2-ジメチルプロパンの融点が最も低い。

陽イオンと陰イオンは引き合います。陽イオンどうし、陰イオンどうしは反発し合います。つまり、多くのイオンを含むイオン結晶中では、引力と反発力が微妙なバランスを保っており、このバランスが崩れると、一気に反発力が生じて結晶が崩壊してしまいます。

1-ブタノール 2-ブタノール 2-メチル-2-プロパノールを沸点が高い順に並べその理由を説明せよ。

一般にヒドロキシ基周辺の立体障害が大きくなるとアルコールの分子間に水素結合が形成されにくくなる。また、枝分かれのない直線的な分子のほうが、分子間にはファンデルワールス力が大きくなる。よって、第3級アルコールである2-メチル-2-プロパノールの沸点が最も低く、1-ブタノールの沸点が最も高くなる。

言うまでもなく融点が高い理由を問われたら、「粒子間にはたらく引力、結合力が大きいため」ですが、2つの要因が考えられます。「分子間の水素結合のしやすさ」と「ファンデルワールス力の大きさ」です。水素結合はOH基どうしで形成されるので、OH基の周辺はなるべく邪魔な構造物はないほうがいい。よって、枝分かれのない直線的な分子のほうが、水素結合を作りやすくなります。また、直線的な分子は分子どうしピッタリ寄り添って広い表面積で相互作用を及ぼすことができるため、枝分かれ構造のある分子よりも強いファンデルワールス力がはたらきます。

ダイヤモンドが不導体であるのに対し、黒鉛が電気伝導性を示す理由を答えよ。

ダイヤモンドでは、炭素原子の4個の価電子が全て共有結合に使われているが、黒鉛では4個の価電子のうち、3個だけが共有結合に使われ、残り1個が移動可能な状態となって電流を導く。

早い話が、黒鉛には共有結合に使われていない価電子が存在し、それが「自由電子のように」振る舞うということです。でも、黒鉛における炭素間の結合は、金属結合ではなくあくまで共有結合なので、「自由電子」という言い方はさげましよう。「移動可能な電子」です。

ケイ素よりもゲルマニウムのほうが電気伝導性が大きい理由を答えよ。

ケイ素とゲルマニウムはともに14族元素であり、よく似た結晶構造の単体となるが、ゲルマニウムの方が原子半径が大きいため原子間の結合が切れやすく、切れた結合を構成していた電子が自由電子を放出されやすいため。または、ケイ素は非金属であるが、ゲルマニウムは金属であるため。

基本的に結合は小さな粒子どうしの方が中心間距離が小さくなるので、強い結合が形成されます。14族元素はC<Si<Ge<Sn<Pbの順に原子半径が大きくなります。すべて共有結合を形成するとすれば、原子半径の小さな炭素が最もつよい結合を形成することになります。しかし、よく見て見ると、炭素、ケイ素は非金属ですが、ゲルマニウム、スズ、鉛は金属です。金属なので、電流をよく導くのは当たり前とも言えます。しかし、このC Si非金属 | 金属Ge Sn Pbという境界線は、絶対的なものではなく、ゲルマニウムも「共有結合結晶」になることが可能です。むしろ、Si,Geは金属、非金属の中間的な性質を示す「半導体」としての性質を理解することが重要です。

ある原子によって構成される結晶が体心立方格子から面心立方格子に変化したとき、密度及び充填率は何倍になるか？近接する原子は互いに接し、原子半径は変化しないものとして説明せよ。

体心立方格子から面心立方格子に変化すると、単位格子内の粒子数は2から4に変化する。つまり、単位格子の質量は2倍になる。一方、単位格子の体積は $(4r/\sqrt{3})^3$ から $(4r/\sqrt{2})^3$ に変化するので、体積は $(\sqrt{3}/\sqrt{2})^3$ 倍になる。よって、密度は(質量/体積)倍になるので、 $4\sqrt{6}/9=1.1$ 倍となる。

結晶の密度を比較する問題は単位格子の「質量」と「体積」の変化に注目しましょう。体積そのまま質量が2倍になると密度は2倍になり、質量そのまま体積3倍になると密度は1/3倍になるのは簡単ですね？では質量2倍、体積は3倍になると密度は2/3倍になると容易に判ると思います。同様に、二種類の結晶の密度を比べるときは、密度は「質量の変化」と「体積に変化」に注目するのがシンプルに計算できるポイントです。

水はなぜ水に浮くのか？以下の言葉をすべて用いて説明せよ。

位数 水素結合 液体 固体

水が固体の水になるとき、水分子は周囲の4個の水分子と水素結合を形成し、配位数4の繰り返し構造を取る。これは隙間の大きな構造であるため、液体の状態に比べて体積が大きくなり、固体の密度が液体の密度よりも小さくなる。よって、氷は水に浮く。

まあ、「軽いから」です(笑)。もちろん、「軽いから」とか「密度が小さいから」では小学生の答えなので、なぜ密度が小さいのかを答えねばなりません。結晶格子の単元で配位数を確認したはず。体心立方格子は8配位、面心立方格子、六方最密構造は12配位と、粒子が密に詰まるほど、多くの粒子が互いに接し合って配位数が大きくなります。そこで水ですが、正四面体の繰り返し構造となって、4配位です。これは体心立方格子の半分で、とても隙間が大きな構造です。同様の構造を取る結晶としてダイヤモンドが挙げられます。これも隙間の大きな構造です。ダイヤモンドの充填率は答えられますか？

同じ陽イオンと陰イオンがNaCl型結晶になるときとCsCl型結晶になるときではどちらの密度が大きくなるか？近接するイオンは互いに接し、原子半径は変化しないものとして説明せよ。

NaCl型結晶からCsCl型結晶に変化すると、単位格子内のイオン数は陽イオン4、陰イオン4から陽イオン1、陰イオン1に変化する。つまり、単位格子の質量は1/4倍になる。一方、単位格子の体積は $(1/\sqrt{3})^3$ 倍になる。よって、密度は(質量/体積)倍になるので、 $(1/4)/(1/\sqrt{3})^3=3\sqrt{3}/4=1.3$ 倍となるので、CsCl型結晶のほうが高密度となる

結晶の密度を比較する問題は単位格子の「質量」と「体積」の変化に注目しましょう。体積そのまま質量が2倍になると密度は2倍になり、質量そのまま体積3倍になると密度は1/3倍になるのは簡単ですね？では質量2倍、体積は3倍になると密度は2/3倍になると容易に判ると思います。同様に、二種類の結晶の密度を比べるときは、密度は「質量の変化」と「体積に変化」に注目するのがシンプルに計算できるポイントです。

NaClと同じ結晶構造を取るMgOの融点はどちらが高いと考えられるか。理由とともに説明せよ。

価数が大きく、イオン間距離が小さいMgOの融点が高いと考えられる。

イオン結晶は陽イオンと陰イオンがクーロン力によって結びつきあった結晶です。イオン結晶に十分熱を加えると、イオンどうしの結合が切れて気体状のイオンに分解されます。このとき必要な熱の大きさを格子エネルギーといいます。当然、イオン間にはたらくクーロン力が強い結晶ほど、結合を切断するには大きな熱が必要となり、格子エネルギーは大きくなります。イオンの大きさは $Mg^{2+} < Na^+, O^{2-} < Cl^-$ なので、イオンの価数も大きく、イオン半径も小さいMgOのほうが、大きな格子エネルギーとなります。よって融点もMgOの方が高いと考えられます

共有結合結晶、イオン結晶、金属結晶、分子結晶の違いを簡潔に説明せよ。

共有結合結晶はすべての原子が互いに共有結合によって結びついている。

イオン結晶は陽イオンと陰イオンがクーロン力により交互に結びついている。

金属結晶は原子どうしが自由電子を共有することにより結びついている。

分子結晶は分子どうしが分子間力によって結びついている。

早い話が、「結合している粒子」と「結合力」の種類が違うわけです。どんな粒子がどんな力で結合しているかを確認しましょう。分類方法としては共有結合の結晶が単体ならば炭素とケイ素何化合物でも二酸化ケイ素と炭化ケイ素のみを覚えておけば良いです。イオン結晶は金属と非金属元素で構成されるものは全て当てはまると考えて良いでしょう。ただしアンモニウムイオンは非金属ですが良いようになるので塩化アンモニウム、硫酸アンモニウムなどは非金属のみ

で構成されますがイオン結晶なので要注意。その他の非金属のみで構成されている結晶（ドライアイス、ナフタレン、ヨウ素など）はすべて分子結晶と考えて良いです。金属結晶は見ればわかりますね。

塩化アンモニウムの結晶中に存在する全ての化学結合について説明せよ

塩化アンモニウムは、アンモニウムイオン NH_4^+ と塩化物イオン Cl^- が「イオン結合」によって結びついたイオン結晶である。アンモニウムイオンはアンモニアに水素イオンが「配位結合」して形成される。アンモニアは水素と窒素が「共有結合」して形成される。

イオン結晶を形成している粒子は、アンモニウムイオン NH_4^+ と塩化物イオン Cl^- です。その粒子であるアンモニウムイオンの中に配位結合、共有結合が含まれています。

多くの物質とは異なり、固体の水（氷）は圧縮すると融解して液体となる。その理由を答えよ。

氷は隙間の大きな四面体構造を形成するため、液体の水よりも密度が小さくなる。圧力を大きくすると、より密度が大きな構造に変化するため、氷は水に変化する。

物質にかかる圧力を大きくすると、物質は圧縮されて体積が小さくなります。つまり密度が大きくなります。通常の物質の密度は気体<液体<固体なので、気体を圧縮すると 気体→液体→固体へと変化します。ところが、水の場合、密度の大きさは気体（水蒸気）<固体（氷）<液体（水）なので、水蒸気を圧縮すると、気体（水蒸気）→固体（氷）→液体（水）へと変化していきます。「固体（氷）の密度が、液体（水）よりも小さい例外的な物質」であることがポイントです。なぜそうなるのか？氷の結晶中で水分子は周囲の水分子4個と水素結合を形成し、正四面体の繰り返し構造を形成。これは「4配位」ということです。結晶格子を思い出しましょう。面心立方格子、六方最密構造は12配位、体心立方格子は8配位でした。配位数が少ないということは、周りに接する粒子が少ない、つまり密度が小さいということです。

ドライアイスを空気中に置くと白煙が生じる。この現象を説明せよ。

ドライアイスにより空気中の水蒸気が昇華、凝縮して形成された氷、水滴が白煙となる。

ドライアイスは -79°C （もちろん覚える必要はないです）で昇華して気体の二酸化炭素になります。これによって、空気中の水蒸気が冷やされて、氷の粒や水の粒に変化して白く見えます。

液体窒素を入れたビーカーは、初め白く霜が付いたが、やがて液体が付着して濡れてきた。この現象を説明せよ。

液体窒素により空気中の水蒸気が冷却され氷となりこれが霜となる。さらにその後、空気中の酸素が液体酸素となるため、霜が溶ける。

液体窒素は -196°C （もちろん覚える必要はないです）で沸騰してして気体の窒素になります。これによって、空気中の水蒸気が冷やされて、氷の粒が生成して白い霜が付きます。しばらくすると、更に空気中の酸素（沸点 -183°C ももちろん覚えなくて良い）が凝縮して液体酸素が生成し、これがビーカーの表面を濡らします。ここで、なぜ、窒素の沸点<酸素の沸点となるかということ、電気陰性度の大きな酸素原子どうしの共有結合は、非常に激しく電子を奪いあっており、ファンデルワールス力の原因となる瞬間的な電子の偏りがとても大きくなり、強い引力が働くためです。分子間力が窒素<酸素なので、沸点は窒素<酸素となります。ちなみに、液体窒素を入れた容器ジュワー瓶（でっかい魔法瓶のようなもの）の蓋を開けっ放しにしておくと、液体窒素の表面に液体酸素が層を作ります（青い！）。液体酸素は強力な爆発を起こす可能性があり、とても危険なのでこれやると研究室ではとっても怒られます（笑）。

ちなみに、液体窒素を入れた容器ジュワー瓶（でっかい魔法瓶のようなもの）の蓋を開けっ放しにしておくと、液体窒素の表面に液体酸素が層を作ります（青い！）。液体酸素は強力な爆発を起こす可能性があり、とても危険なのでこれやると研究室ではとっても怒られます（笑）。

フマル酸はマレイン酸よりも沸点が高い。この理由を説明せよ。

シス型のマレイン酸は、分子内のカルボキシ基どうしが接近しているため、分子内水素結合を形成するのに対して、トランス型のフマル酸はカルボキシ基どうしが離れているため、分子内では水素結合を形成できず、分子間に水素結合を形成する。その結果、分子間に働く引力は、マレイン酸よりのフマル酸のほうが大きくなるためフマル酸の沸点はマレイン酸の沸点よりも高くなる。

言うまでもなく沸点が高い理由を問われたら、「粒子間にはたらく引力、結合力が大きいため」です！
水素結合を形成できるカルボキシ基を2つ持つ分子ですが、分子内のカルボキシ基どうしで水素結合作ってしまうと、隣の分子との間に水素結合を作れませんね。「皆さん手をつなぎましょう！」と言われたときに自分の右手と左手をつないでしまっているのが、マレイン酸というわけです。

ナトリウムイオン半径 < 銀(I)イオン半径 (ポーリングの値) であり、イオン結晶中におけるイオン間距離は $\text{NaF} < \text{AgF}$ は予想通りなのですが、 $\text{NaCl} > \text{AgCl}$ さらに $\text{NaBr} > \text{AgBr}$ となり逆転が起こります。この理由は？

電気陰性度の差が小さくなると、共有結合性が大きくなり、イオン結合よりも結合力が大きくなります。よって、陽イオンと陰イオンの中心間距離が小さくなると考えられます。

イオンの大きさが一定ではないんです。というより、イオンの大きさがどうやって決まるかというと、イオン結晶を形成している陽イオンと陰イオンの中心間距離を測って決めています。つまり、イオン結合よりも共有結合は強い結合なので、結合力が大きくなるとイオンどうし接近して、中心間距離が小さくなり、イオン半径は小さく測定されてしまうというわけです。

