

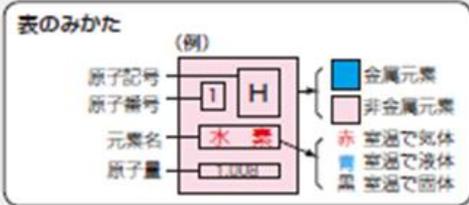
無機化学2

第13回：第17族元素とその化合物

本日のポイント:

- 同じ周期の中で, 一番強く電子を引きつける
- 工業的に多用される
- 反応性の低いポリマー: テフロン
- 多彩なハロゲン間化合物
- C-X結合は強く分極し反応性が高いため,
有機化学的に非常に重要

族周期	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	族周期	
1	1 H 水素 1.008																	2 He ヘリウム 4.003	1	
2	3 Li リチウム 6.941	4 Be ベリリウム 9.012											5 B ホウ素 10.81	6 C 炭素 12.01	7 N 窒素 14.01	8 O 酸素 16	9 F フッ素 19	10 Ne ネオン 20.18	2	
3	11 Na ナトリウム 22.99	12 Mg マグネシウム 24.31											13 Al アルミニウム 26.98	14 Si ケイ素 28.09	15 P リン 30.97	16 S 硫黄 32.07	17 Cl 塩素 35.45	18 Ar アルゴン 39.95	3	
4	19 K カリウム 39.1	20 Ca カルシウム 40.08	21 Sc スカンジウム 44.96	22 Ti チタン 47.88	23 V バナジウム 50.94	24 Cr クロム 52	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 65.39	31 Ga ガリウム 69.72	32 Ge ゲルマニウム 72.61	33 As ヒ素 74.92	34 Se セレン 78.96	35 Br 臭素 79.9	36 Kr クリプトン 83.8	4	
5	37 Rb ルビジウム 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	5	
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 オスマニウム 190.2	77 Ir イリジウム 192.2	78 Pt 白金 195.1	79 Au 金 197	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	84 Po ポロニウム (210)	85 At アスタチン (210)	86 Rn ラドン (222)	6	
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																	7



- ・電気陰性度が非常に大きい(特にフッ素).
- ・価電子は7で, 相手の電子を奪って X^- になりやすい.
- ・他の原子との結合は分極が大きい($A^{\delta+}-X^{\delta-}$).

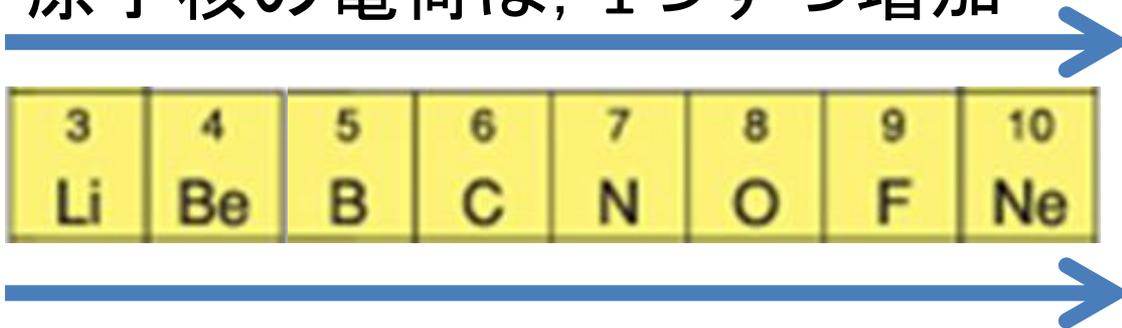
第17族元素の一般的性質

電気陰性度が非常に大きい

→ 周期表の右端近くにいるから
(遮蔽効果と核電荷の関係)

何度も出てきているが、繰り返し復習

原子核の電荷は、1つずつ増加



The diagram shows a horizontal row of eight yellow boxes representing elements from Lithium (Li) to Neon (Ne). Above the boxes, the atomic numbers 3 through 10 are listed. Below the boxes, the element symbols Li, Be, B, C, N, O, F, and Ne are listed. A blue arrow points to the right above the boxes, and another blue arrow points to the right below the boxes, indicating that the nuclear charge increases from left to right.

3	4	5	6	7	8	9	10
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne

最外殻電子(2sや2p)も、1つずつ増加

しかし、2s, 2p電子に対する、他の2s, 2p電子による遮蔽効果は、電子1つあたり0.35にしかならない。

原子番号が1増えると、核電荷が $(1-0.35) = 0.65$ 増えたように見える(= それだけ原子核に強く引きつけられる)

復習もかねて，有効核電荷を計算

3	4	5	6	7	8	9	10
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne

Li: 原子番号3, $(1s)^2(2s)^1$

最外殻電子から見た核の電荷

+3 (核の実際の電荷)

-0.85 × 2 (主量子数が1つ下の電子による遮蔽)

= **+1.3** (最外殻の電子から見た核の有効電荷)

F: 原子番号9, $(1s)^2(2s)^2(2p)^5$

最外殻電子から見た核の電荷

+9 (核の実際の電荷)

-0.85 × 2 (主量子数が1つ下の電子による遮蔽)

-0.35 × 6 (主量子数が同じ電子による遮蔽)

= **+5.2** (最外殻の電子から見た核の有効電荷)

電子を1つ追加する場合

Li: 原子番号3, $(1s)^2(2s)^2$

追加された電子から見た核の電荷

+3 (核の実際の電荷)

- 0.85×2 (主量子数が1つ下の電子による遮蔽)

- 0.35×1 (主量子数が同じ電子による遮蔽)

= **+0.95** (追加された電子から見た核の有効電荷)

F⁻: 原子番号9, $(1s)^2(2s)^2(2p)^6$

最外殻電子から見た核の電荷

+9 (核の実際の電荷)

- 0.85×2 (主量子数が1つ下の電子による遮蔽)

- 0.35×7 (主量子数が同じ電子による遮蔽)

= **+4.85** (追加された電子から見た核の有効電荷)

-1価にはなりやすいが, -2価(以上)にはなりにくい

フッ素の場合: -2価だと, **最後の電子は3s軌道に入る**

- 3s軌道のエネルギーは, 2s, 2pよりだいぶ高い
- 3s軌道になると, 2s, 2p軌道の電子による遮蔽が強く効く(主量子数が1つ下だから)
 - 核電荷が非常に弱いように見える
(電子を引きつける力が弱い)

F⁻の時の, **最外殻電子(2p)**から見た核電荷

$$+9 - (0.85 * 2) - (0.35 * 7) = +4.85$$

F²⁻の時の, **最外殻電子(3s)**から見た核電荷

$$+9 - (1 * 2) - (0.85 * 8) = +0.2 \text{ (ほとんどゼロ)}$$

→ 引力が弱く, 電子を保持出来ない

周期表の下の元素ほど，電子を引きつける力が弱い

電子を奪って，無理矢理にでも-1価になりやすい
(酸化力が強い)

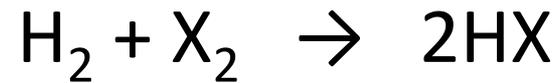


9 F フッ素 19	最外殻軌道: 2p
17 Cl 塩素 35.45	最外殻軌道: 3p
35 Br 臭素 79.9	最外殻軌道: 4p
53 I ヨウ素 126.9	最外殻軌道: 5p
85 At アスタチン (210)	最外殻軌道: 6p

電子を奪う力が弱い(酸化力が弱い)

周期表の下ほど最外殻軌道の主量子数が大きい
→ 原子核から遠く，引力が弱い

ハロゲンと水素や金属は、酸素がなくても「燃える」



<http://www.youtube.com/watch?v=u2ogMUDBaf4>

単体原子は, 7つの最外殻電子を持つ

→ 3つの非共有電子対 + 1本の結合を作る

F-F, Cl-Cl, H-F, H-Cl, R₃C-Br 等

F-F結合は, N-NやO-Oと同じく

- ・結合距離が短い(Cl-Clなどに比べかなり短い)
- ・左右両方の原子が非共有電子対を持つ

という2点があり, 反発が大きく結合が非常に弱い.

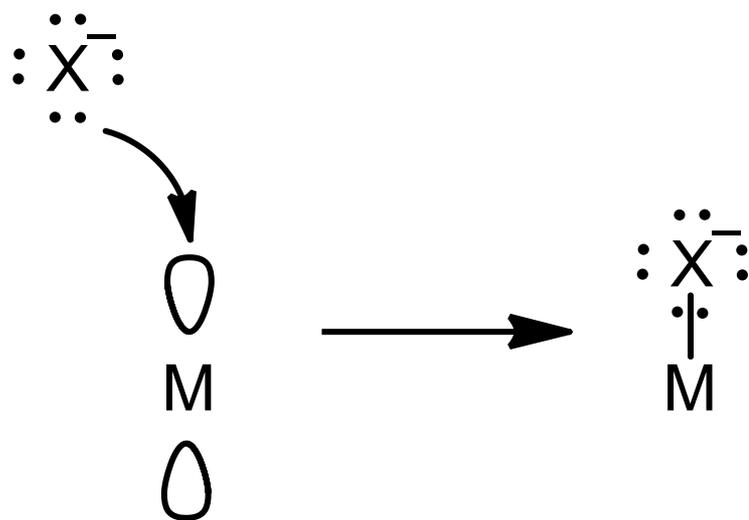
→ F-F結合は切れやすい(F₂の反応性の一因)

F-F(158), Cl-Cl(243), Br-Br(193), I-I(151) 単位:kJ/mol

一方, 非共有電子対を持たない相手との結合では, F原子が小さい事から結合距離が短い&結合が分極してクーロン引力が加算されるため, 非常に強い.

F-F(158), C-F(489), H-F(568), B-F(646) 単位:kJ/mol

ハロゲンのアニオンは，金属イオンに配位して安定化
イオン状態が安定になる = 金属が酸化されやすい
(海，温泉の近くなどでは金属類が錆びやすくなる)
※ただし，配位能はそれほど高くはない。



金属イオンの空の軌道に
ハロゲンアニオンの電子対が配位

他に，表面に出来た酸化物が，塩化物の錯体として
水に溶け出て行く(= 保護層が無くなる)効果も効く

各元素の単離と用途

フッ素: 資源としては蛍石 (CaF_2) が大部分. 鉄の精錬時に
蛍石を加えると融点が下がるのでよく使われた.
現在は, 同じく精錬時に不純物の融点を下げ取り
除く際によく使われる (高品位鋼の生産).

同じように, アルミの精錬時には氷晶石 (Na_3AlF_6)
を使い原料の酸化アルミの融点を下げる. 資源が
枯渇したため, 現在は蛍石から氷晶石を合成し,
それを使ってアルミを作っている.

重要な用途は, フッ素樹脂 (テフロン等) がある.
薬品に強く低摩擦 (相互作用が小) なので, 腐食性
物質を使う部分の保護や, 固体潤滑剤に使用.

フロン系のガス (不燃・不活性ガス) にも利用.

身近なところでは, 歯の保護用に歯磨き粉にF.

塩素: 海水中に多量に含まれる. 鉱物中にも様々な金属の塩化物として存在.

安価な酸として塩酸の製造に使用.

酸素との化合物が各種漂白剤(紙・繊維等の漂白, 家庭用漂白剤)に利用される.

塩素を含むポリマーは塩化ビニル(塩ビ)など多数利用されている. 塩素を導入することで難燃性や耐薬品性が増す.

有機溶媒(クロロホルム, ジクロロメタン, クロロベンゼン等)への利用. C-Clが分極しており, ある程度の極性を持ち, ものを溶かしやすい溶媒になる.

また, 農薬, フロン類など様々な化合物で利用.

臭素：海水中に多量に含まれる。かつて海水だった岩塩などを含む層の地下水にも含まれる。

かつては溶媒や農薬・殺虫剤などに臭素を含む化合物が良く使用されたが、臭化アルキル類は毒性が高いため現在ではほとんど利用されない。

臭化銀が写真のフィルムなどに用いられたが、フィルムを用いたカメラ自体が絶滅寸前となった。

ハロン類(ハロゲン化アルキルの総称)として消火用ガスに用いられているが、オゾン層の破壊や温暖化係数が高いこと、人間への毒性などの問題から使用量はかなり削減されている。

ヨウ素：必須元素で海水中や海藻に多く含まれる。チリと日本（千葉）で世界の産出量のほとんどを占める。日本の産出量は世界2位（かつては1位）。

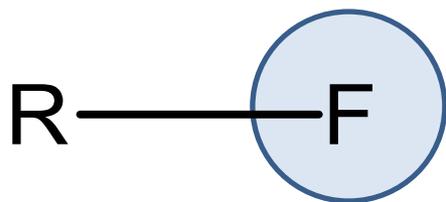
ヨウ素はほどほどに強い酸化力を持ち，殺菌などに使われる（ヨードチンキ，イソジン等）。

必須元素の一つ（甲状腺ホルモンの要素）。海から遠い内陸（モンゴルなど）ではヨウ素欠乏症になる人も多い（世界に欠乏地域は多い）。日本では海風により海から土壌へヨウ素が運ばれること，海藻や海産物を多く食べる習慣から，むしろ過剰摂取が問題になることがある。

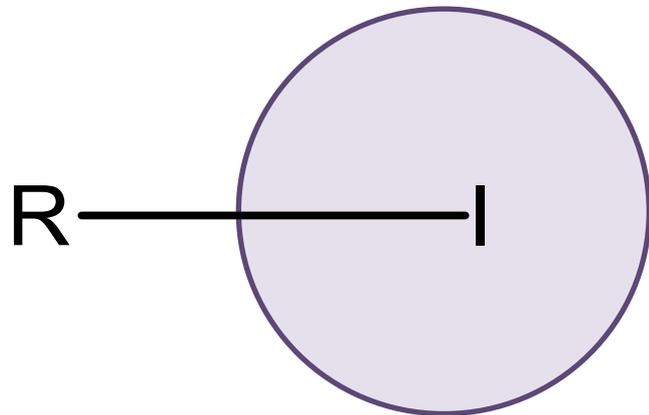
有機合成においてはヨウ素は優秀な脱離基で，様々な合成の途中において「ヨウ素化 → 置換」というステップが利用される。

フッ素とフッ化物

- F_2 : 常温で薄い黄色をした気体.
- フッ素原子は, 酸素より電気陰性度の大きな唯一の元素
(O-F結合は, $O^{\delta+}-F^{\delta-}$ と分極する)
- フッ素原子はかなり小さい. そのため分極しにくい.
→ ファンデルワールス相互作用が弱い
(フッ素原子は, 分子間での相互作用が弱い. テフロン等)



電子が小さいところに強く束縛され, ほとんど動けない.



電子の束縛はゆるく, 範囲も広い. 分布は揺らぎ, 分極が常に生じている.

・フッ素原子は、水素原子に近いサイズの非常にコンパクトな原子(最外殻電子が原子核に近い軌道で、しかも強く引きつけられている)。

このため多数配位することが容易(空きスペースの都合)。

例: SF_6 , PF_6^- , AlF_6^{3-} 等

・フッ素原子は電子を強く引っ張る。このためFを含む分子では、他の部位が $\delta+$ になりやすい。

例: pKa (H^+ の外れやすさ。小さい方が強い酸)の比較

H_2SO_4 : -3

CH_3COOH : 4.8

$\text{C}_6\text{H}_5\text{-OH}$: 10

H-SFO_3 : -10

CF_3COOH : -0.3

$\text{C}_6\text{F}_5\text{-OH}$: 5.5

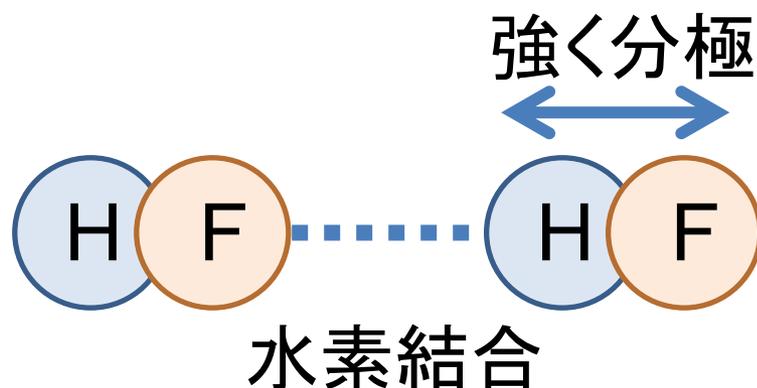
$\text{H-S}(\text{CF}_3)\text{O}_3$: -14

電子がF原子上に強く引っ張られるので、 H^+ が抜けた後の陰イオン状態が安定化される(H^+ がとれやすくなる)。

フッ化水素(HF)とその水溶液(フッ酸)

- ・実は弱酸(Fが小さく, H-Fが短い結合距離で繋がっているため外れにくい. なおH-F間は共有結合である)
- ・しかし, 危険性は非常に高い.
解離しないのでイオンでは無く, 皮膚表面の油脂層を容易に通り抜けて内部に浸透する.
酸としては弱いので, この時ほとんど痛みも無い内部で体内のカルシウムイオンを奪い CaF_2 になる.
→ 神経や心筋などの筋肉が正常に動かない
(気づかない間に手遅れになりがち)
- ・ガラスやシリコンを溶かす(H_2SiF_6 を生成)
→ ガラス産業, 半導体産業でよく使用
(事故が起きる事がある)

フッ化水素(HF)は、水素結合も強い

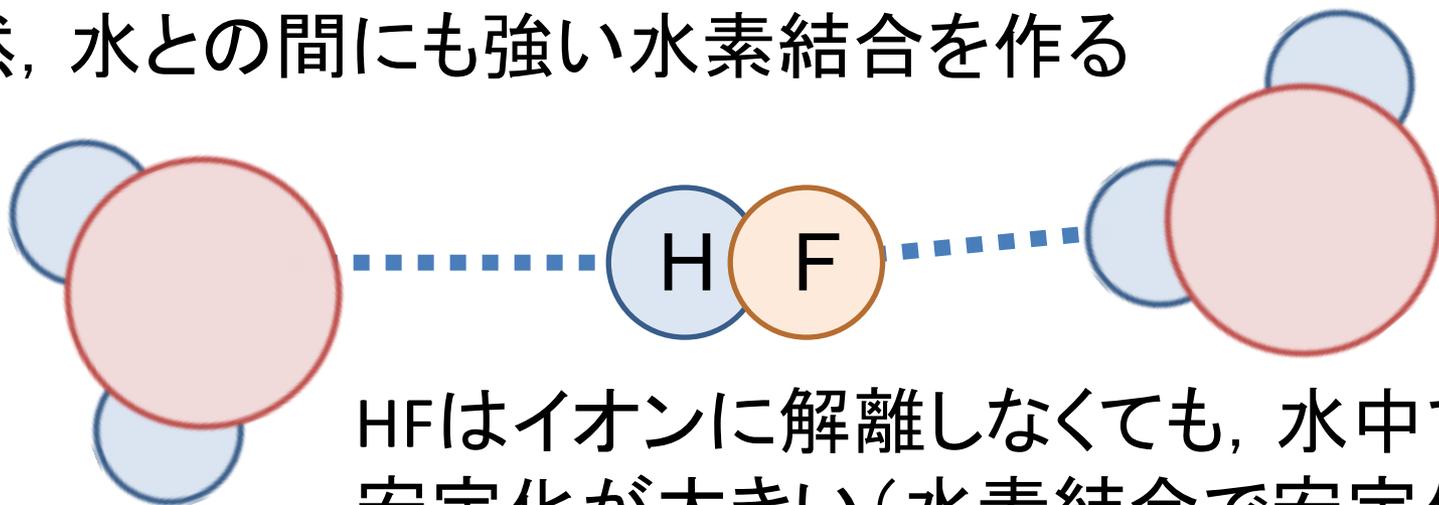


例えば沸点

HF:+20 °C

HCl:-85 °C

当然、水との間にも強い水素結合を作る



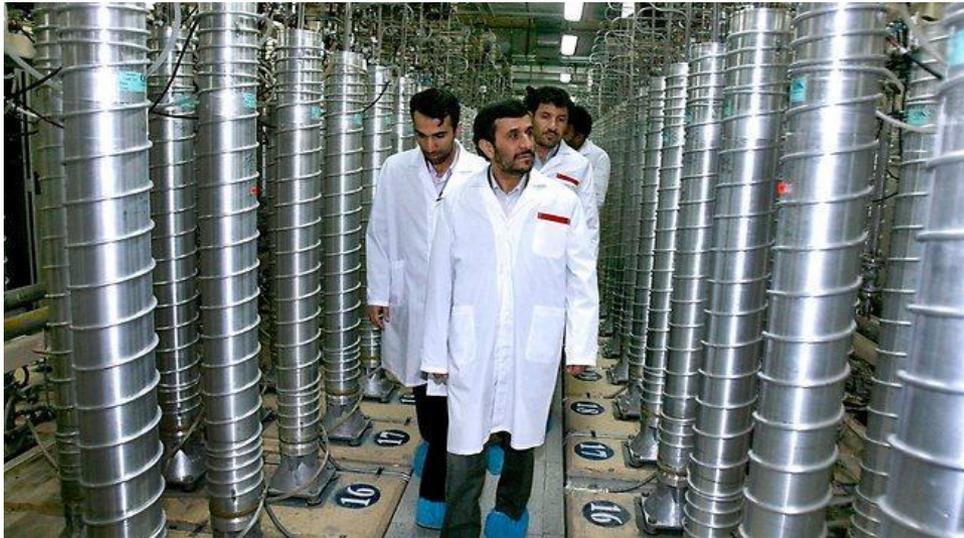
HFはイオンに解離しなくても、水中での安定化が大きい(水素結合で安定化).

→ 弱酸(解離しにくい)の理由の一つ

六フッ化ウラン (UF_6)

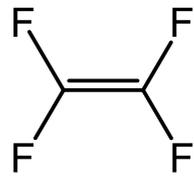
天然ウラン (^{238}U が99%以上)を加工し ^{235}U の濃度を上げ、核燃料や核兵器用ウランとする際に使用。フッ素は分子間力が弱いので、 UF_6 も分子間の相互作用が弱く沸点が低い(約 56°C)。

このためほんの少しの加熱でガスとなり、そのガスを遠心分離にかけることで少しずつ軽い成分(= ^{235}U)の割合を増やしていく事ができる。

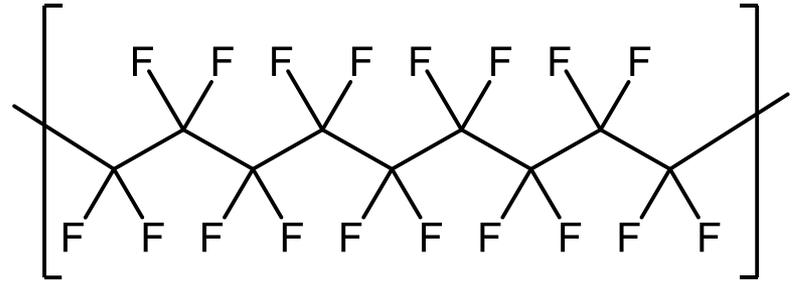


近年問題となっているイランの核開発施設にある遠心分離器。数千基以上が並ぶ。(質量差が小さいので10-30段程度は重ねないと分離出来ない。それを100並列程度にし、生産量を稼ぐ)

テフロン: poly-tetrafluoroethylene (PTFE)



tetrafluoroethylene



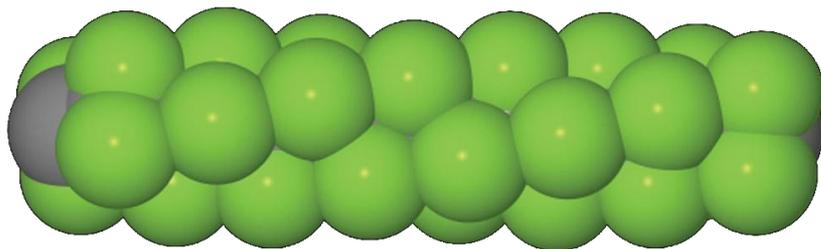
PTFE

多くの優れた特性を持つ

- ・ほとんどの薬品と反応しない
- ・摩擦が非常に小さい
- ・熱を加えても溶け出さない(軟らかくはなる)

PTFEの特性はどこから来るのか？

化学的安定性



F原子が炭素鎖を隙間無く覆っており、反応する場所が無い。またFは小さいため、C-F結合は短く非常に安定な結合となる。

さらにF原子自体も分極しにくく、反応のきっかけが無い。

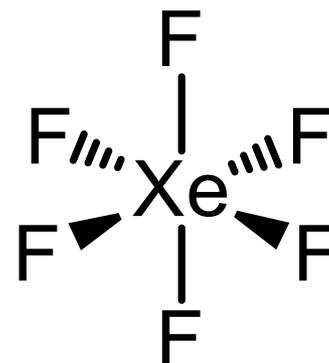
低摩擦

PTFEは鎖状の分子で、さらにFがHよりも大きくサイズがギリギリなため、炭素鎖が曲がりにくい。このためポリマー鎖同士の絡み合いが少なく、滑るように変形する。

さらにF原子は分極しにくいいため、分子間相互作用がきわめて弱い(=分子がくっつかず、滑る)。

希ガスのフッ化物

フッ素は非常に強烈に電子を引っ張るので、通常では反応しない希ガス元素との間にも化合物を作る。
(結合は全て、 SF_6 などと同様な3中心4電子結合)



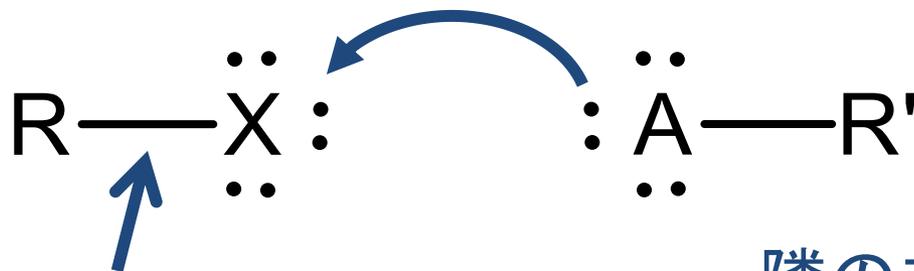
電子の束縛が弱く、分極もしやすい大きな元素(周期表で下の方の元素)ほど結合を作りやすい。

例えばH-Ar-Fは非常に不安定で、孤立した小数の分子として合成されるだけなのに対し、フッ化キセノンは種類も多く、単結晶が作成出来る。

塩素・臭素・ヨウ素とその化合物

- Cl_2 : 常温で薄い黄色-黄緑色をした気体.
- Br_2 : 常温で濃い茶色-黒色の液体.
- I_2 : 常温で銀黒色の固体. (→ 重くなるほど固体に近づく)
- 全て強い酸化力を持つが, 周期の下ほど酸化力は弱い
- 下の元素ほど大きく, 動的な分極を生じやすい
→ 分子間での相互作用が強い
- ハロゲン結合を作る(水素結合に似た結合)

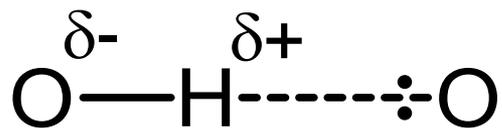
ハロゲンX: 電子をもらって X^- になりたい



結合に電子がとられるので,
 X^- の時より電子密度が下がる

隣 non 共有電子対を
分けてもらって安定化

ハロゲン結合は、水素結合によく似ている



水素結合:

電子が足りなくなった水素が、隣の原子の電子対を分けてもらって安定化.



ハロゲン結合:

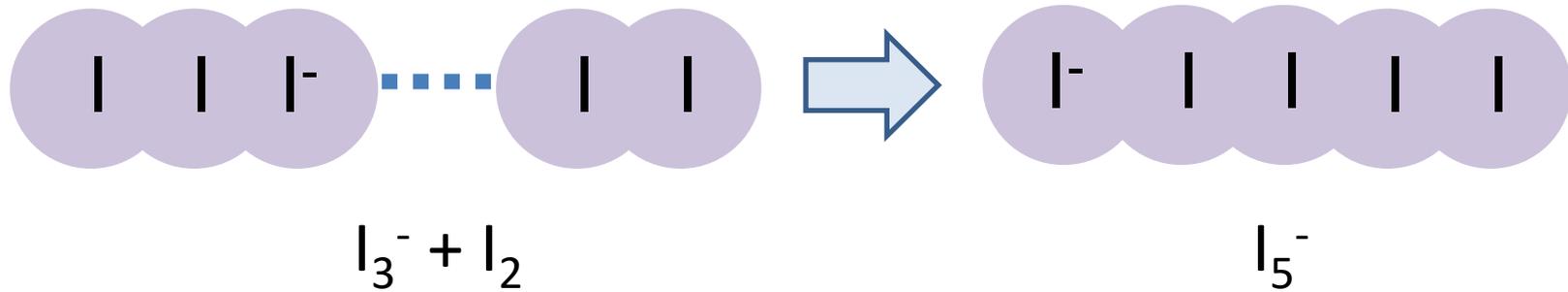
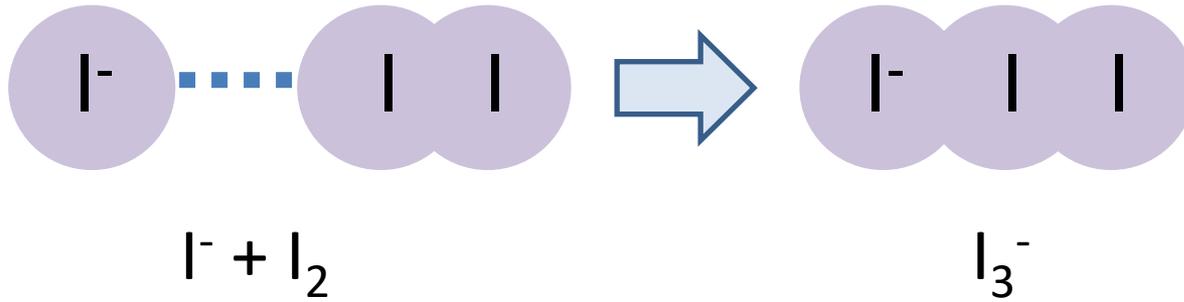
電子をもっと欲しいハロゲンが、隣の原子の電子対を分けてもらって安定化.

A: 酸素, 窒素, ハロゲン等,
非共有電子対を持つ原子

ハロゲン結合の作りやすさは, $\text{I} > \text{Br} > \text{Cl} > \text{F}$.

Fはそもそも結合相手から電子を引っ張ってくるので、電子を沢山持っておりハロゲン結合も作りにくい.

ヨウ素などはハロゲン結合を使ってポリアニオンを作る



I_7^- , I_9^- ... や, Cl_3^- , Br_3^- , BrI_2^- など様々な組み合わせがある.

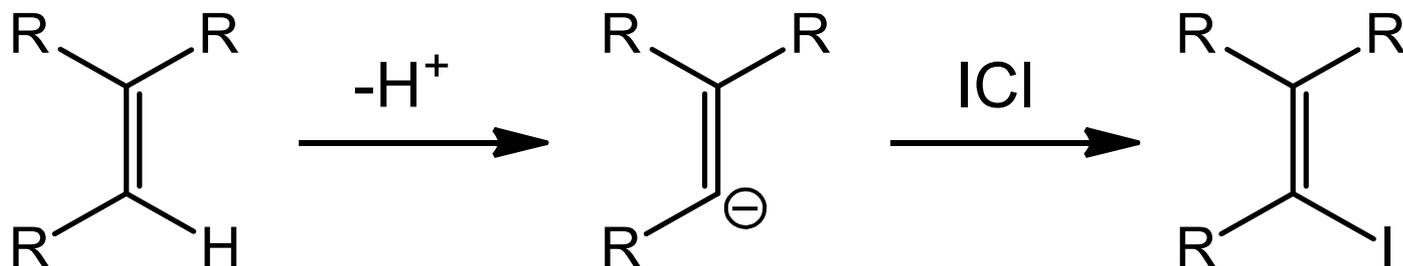
ハロゲン間化合物

異なるハロゲン原子が化合した化合物が存在



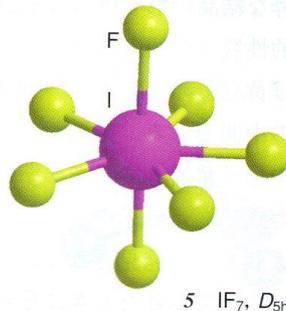
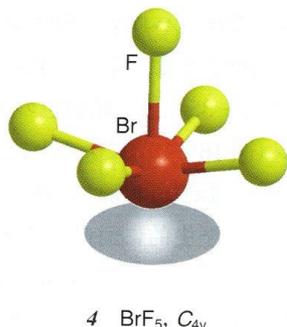
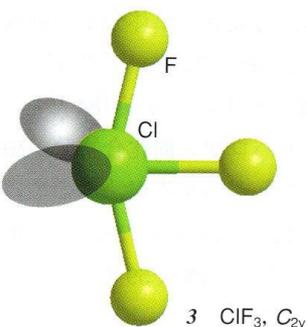
これらはハロゲン単体と異なり，電気陰性度の差から分極を生じている（例： $\text{I}^{\delta+}\text{-Cl}^{\delta-}$ ）。

これを利用し，有機反応によく使われる。



3原子以上からなるハロゲン間化合物も存在

*複数原子が付く場合，大抵はフッ素（小さく，場所をとらない）



シュライバー・アトキンス「無機化学」第4版

表 16・6 代表的なハロゲン間化合物

XY	XY ₃	XY ₅	XY ₇
ClF 無色 沸点 -100 °C	ClF ₃ 無色 沸点 12 °C	ClF ₅ 無色 沸点 -13 °C	
BrF [†] 薄茶色 沸点 -20 °C	BrF ₃ 黄色 沸点 126 °C	BrF ₅ 無色 沸点 41 °C	
IF [†]	(IF ₃) _n 黄色 -28 °C で分解	IF ₅ 無色 沸点 105 °C	IF ₇ 無色 5 °C で昇華
BrCl [†] 赤褐色 沸点 5 °C			
ICl 赤色固体	I ₂ Cl ₆ 明るい黄色 融点 101 °C (16 atm)		
IBr 黒色固体			

† きわめて不安定.

構造はほぼVSEPR理論(*)で説明出来る.

*電子対間の反発を一番小さくする構造をとるが，非共有電子対の反発の効果は大きい，という近似

ハロゲン化水素 (HCl, HBr, HI)

電気陰性度は, $F > Cl > Br > I$, つまりアニオンの安定性としては $F^- > Cl^- > Br^- > I^-$ である.

ここからすると一見, 酸の強さ (H^+ の解離しやすさ) は $HF > HCl > HBr > HI$ になりそうに思えるが, 実際には

酸の強さ: $HF < HCl < HBr < HI$

となっている (フッ酸は弱酸, それ以外は強酸).

これは, 周期表を下がることでの共有結合の弱体化 ($H-I$ の共有結合が一番弱い) が, アニオンの安定性の影響よりももっと強く効いているためである.

ハロゲンの酸化物

フッ素とそれ以外で大きく違う

フッ素：酸素より電気陰性度が大きい ($F^{\delta-}-O^{\delta+}$)
酸化物(酸素のフッ化物)は $F-O-F$, $F-O-O-F$.
(水や過酸化水素のHをFで置換した構造)
酸化力が強く, 非常に不安定(特に F_2O_2)

他のハロゲン：酸素より電気陰性度が小さい ($X^{\delta+}-O^{\delta-}$)
 Cl_2O や Br_2O もあるが, 主にオキソ酸 (XO_n^-) が中心

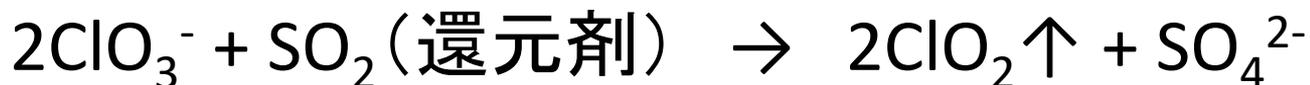
特に重要なのが塩素のオキソ酸類(工業的に多用)

ClO₂: 重要な漂白剤・殺菌剤. SO₂⁻やS₃⁻と電子的に等価.

正電荷を持つ塩素原子があり, さらにラジカルのため非常に反応性(酸化力)が強い.

塩素ガスが使われていた分野で, 代替品として使用が広まる(紙パルプの漂白, 水道水の殺菌).

塩素と異なり, 必要な際にその場で発生させ利用.



*塩素同様, 有機物との反応で塩化物(ジクロロメタン, クロロホルム等)が出来る事が問題となり, オゾンや過酸化水素による漂白が徐々に行われるようになってきている.

ClO: オゾン層破壊のサイクルにおいて重要な寄与

フロン類: メタン, エタン, プロパンの水素原子を, フッ素, 塩素, 臭素で置換したもの. 例えば CClF_3 , $\text{CClF}_2\text{CClF}_2$ 等.

- ・C-Fが安定なので, 分子自体の安定性が高い(PTFE類似)
- ・重いClを入れることで, 沸点が上がる(使いやすい)
- ・Fより分極しやすいClのおかげで分子間相互作用が強い(有機溶剤によく溶ける, 油とよく混じる)

と, 多くの利点を持ち多用された. しかしその安定性ゆえに成層圏までそのまま上昇, そこで紫外線による光化学反応で分解され, $\text{Cl}\cdot$ や $\text{Br}\cdot$ などのラジカルを放出, これが O_3 と反応する事で $\text{ClO}\cdot$ や $\text{BrO}\cdot$ を作る(ここで O_3 が分解).

これが再度 O_3 と反応すると $\text{Cl}\cdot$ が再生(ここでも O_3 が分解). このサイクルが繰り返され, O_3 が迅速に消費される.

塩素のオキソ酸(身の周りでもよく使われる)

ClO_4^- (過塩素酸イオン), ClO_3^- (塩素酸イオン), ClO_2^- (亜塩素酸イオン), ClO^- (次亜塩素酸イオン).

酸化力の強さは, 大雑把に $\text{ClO}^- > \text{ClO}_2^- > \text{ClO}_3^- > \text{ClO}_4^-$

Na^+ClO^- が家庭用漂白剤として利用される.

(次亜塩素酸は比較的安定性が高く, 長持ち)

これら塩素酸類は, 酸素を放出して分解する傾向が強い. そのため, 乾燥させると爆発性を示す(連鎖的に酸素を放出し爆発する)塩も多く, 用いる場合には注意が必要となる. 特に塩を作る相手が酸化されやすいカチオン(有機物や Fe^{2+} など)だと, 急速な酸化還元反応も起こるため危険性が上がる.

過塩素酸塩は熱や衝撃で分解して酸素を出す。

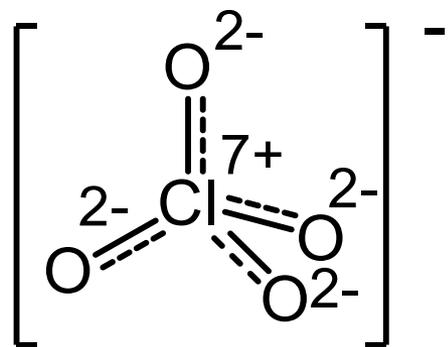
そこで可燃性物質と組み合わせて、ロケットやミサイルの酸化剤として利用される。点火されると過塩素酸塩が分解して酸素を放出、それが混合された燃料であるポリマーや金属粉末を燃やすことで推力を得る。

また、さらに酸化力の強い過ヨウ素酸塩(IO_4^-)は有機合成における酸化剤としてよく利用されている。

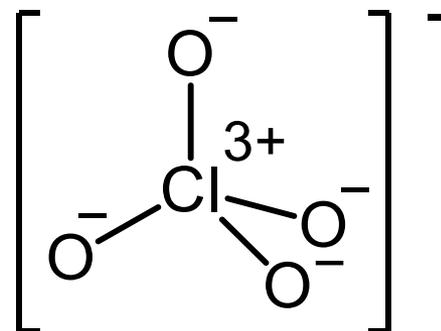
(BrO_4^- は不安定でほぼ単離出来ない)

なお, ClO_4^- アニオンに関しては, 硫酸イオンなどと同じく以前は1.5~2重結合だと考えられていた.

しかしこれも硫酸イオン, リン酸イオンなどと同じく, 量子化学計算からは単結合 (プラス Cl^{3+} と O^- の間のイオン結合) が示唆されている.



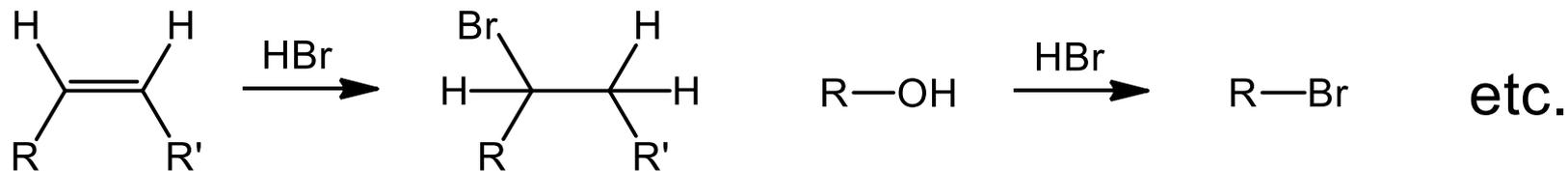
昔の推定構造



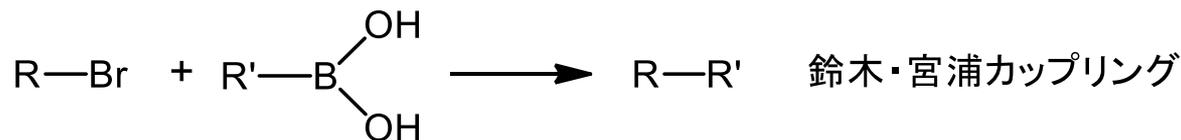
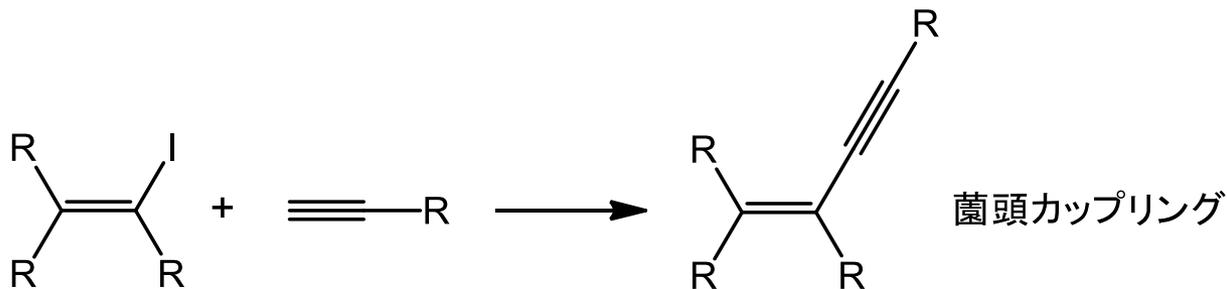
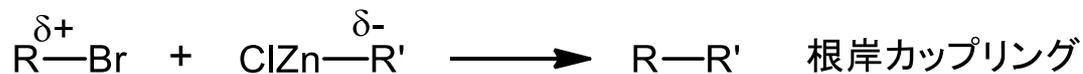
現代の推定構造

有機化学とハロゲン

ハロゲン，特に臭素やヨウ素は脱離基として優れており，
R-Xは有機合成の中間物質としてよく利用される．



このようにして生成したハロゲン化アルキルから，違う
置換基へと展開出来る．特にC-C結合を作る反応は貴重．



このため,

- ・有機分子の様々な部位をハロゲン化する反応
- ・ハロゲンを様々な置換基に変換する反応

が多数存在し, 現在も新たな反応が開発されている.

本日のポイント:

- 同じ周期の中で、一番強く電子を引きつける
- 工業的に多用される
- 反応性の低いポリマー: テフロン
- 多彩なハロゲン間化合物
- C-X結合は強く分極し反応性が高いため、
有機化学的に非常に重要