



2020. 5. 1

化学の肝

※ゴシック体は重要ワードです。

「化学基礎」編

3章 化学結合

《3章の内容について》

いよいよ最もモヤッとしやすい領域に差し掛かってきました。最後までスッキリいきましょう。

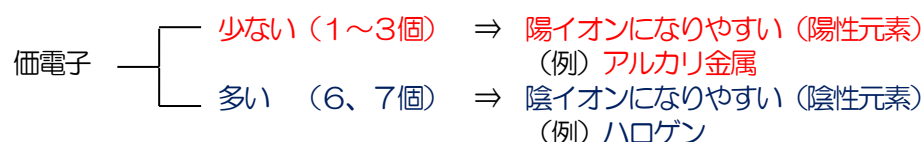
2節 分子と共有結合

1 共有結合とは何か

満を持して「共有結合」について考えていきたいと思います。

これまでも「共有結合」という言葉は何度も登場してきました。化学結合の中では、最も重要なワードと言ってもいいでしょう。

ここで、突然ですが“炭素は幸せになれるのか？ 問題”を考えてみたいと思います。少し前の学習内容を振り返ると、次のようなまとめがありました。



価電子の少ない元素は、電子を放出して、希ガスと同じ安定な電子配置になり幸せになる。
価電子の多い元素は、電子を受け取り、希ガスと同じ安定な電子配置になり幸せになる。

しかし、価電子が4個の炭素は、
“イオンになりにくい = 希ガスと同じ安定な電子配置になれない = 幸せになれない”
これが“炭素は幸せになれるのか？ 問題”です。
なんとかして炭素を幸せにすることはできないでしょうか。

実は、画期的な方法があります。

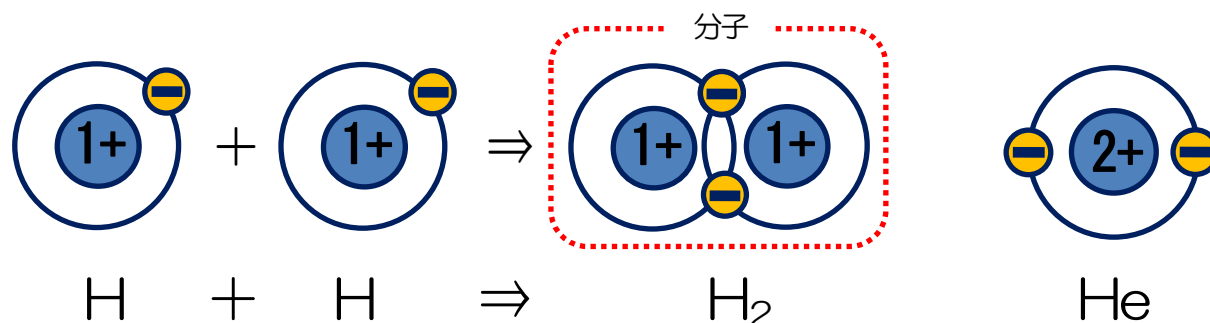
ここでは、水素分子を例に考えます。下の図を見てください。

2個の水素原子が歩み寄り、互いに価電子を一つずつ出し合い、それぞれの価電子を「共有」する形にすると、なんとヘリウムと同じような電子配置になれるではないですか。

つまり、1個しかなかった価電子をお互いに出し合い共有することによって2個になる。(もともと持っていた電子1個+相手の持っている電子1個を共有する=お互いに持っている電子が2個になる) これで、ヘリウムと同じ安定な電子配置になることができるということです。2個の価電子は、君のものでもあり、僕のものでもある、ということですね。共有結合の共有は、正に電子を共有するところからきているわけです。

合言葉は「互いに出し合い共有結合」です。

それに対して、先に学習したイオン結合は、「(電子を) 出して、もらってイオン結合」です。



共有結合 : 価電子を出し合い、互いに電子を共有してつくられる結合
(電子を共有することにより、希ガスと同じ安定な電子配置になる。)

ここで、ある疑問が生じた人がいるかもしれません。

「あれ？ 水素って分子なのに、なぜ、共有結合の話で登場してきたの？」

そう感じた人は批判的思考力があります。いいですね。

その話については、もう少ししたら説明します。

水素分子を例に共有結合を考えました。これをほかの物質にも応用していきたいですね。そのためには、基礎知識が必要です。それは、それぞれの原子が、共有結合に使うことができる電子をいくつ持っているかを明らかにすることです。水素では、価電子1個がそのまま、共有結合に使うことができる電子でしたが、ほかの元素では事情が違ってきます。


そこで、共有結合に使うことができる電子が何個かを明らかにするために、原子の「電子式」を書けるようにします。書き方は次のとおりです。

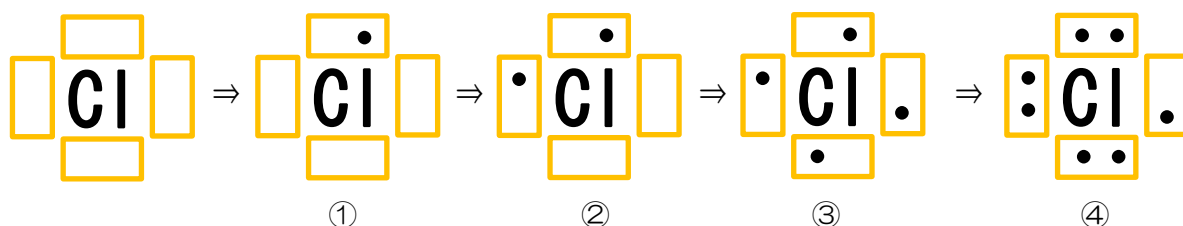
電子式 : 元素記号の周囲に、最外殻電子を点・で表した式を電子式という。

2 【原子の電子式の書き方】

- (1) 元素記号の上下左右に4つの場所を考え、それぞれに2個ずつ最大8個の電子が入る。
- (2) 4個目までの電子は、それぞれ別の場所に1個ずつ入れる。
- (3) 5個目からの電子は、既に1個ずつ入った電子と対(ペア)をつくるようにして入れる。
このようにして書いた原子の電子式は次のようになる。

◎ それでは、具体的に塩素原子を例に書いてみましょう。

- 1 塩素原子を例に考えてみます。塩素の最外殻電子(価電子)は7個(これは学習済)です。
- 2 二人掛けのベンチが4つあり、一人ずつバラバラに座っていくと考えましょう。
(わかりやすいように  を書いてますが、本来は書く必要はありません。)
座る場所は自由です。1個目はどこに書いても構いません。
例えば、①のような図になります。
バラバラに入るので、2個目は例えば②のように入ります。
- 3 4個目まで入ると③のようになります。
- 4 5個目からは、既に1個ずつ入った電子と対(ペア)をつくるようにして入っていく、7個の価電子がすべて入ると④のようになります。



最後のページに、原子の電子式を練習する表を準備しました。記入して、教科書 p69 で確認してください。

3 電子対と不對電子 共有電子対と非共有電子対

それでは、共有結合に使うことができる電子の説明を、用語の確認とともにしていきます。

塩素原子の電子式を見てください。

最外殻電子（価電子）は7個ありますが、そのうち、6個ははじめから電子が対（ペア）になっているため原則、結合には使われません。このような電子対を **非共有電子対** と呼びます。

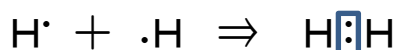
一方、対になっていない電子が、塩素では1個あります。これが、共有結合に使われる電子です。これを **不對電子** と呼びます。

したがって、塩素の場合は、7個ある最外殻電子のうち、共有結合に使える電子（不對電子）は1個だけということになります。

次で説明しますが、この不對電子の数をその原子の **原子価** といいます。私は、「手の数」と呼んでいます。つまり、塩素は手が1本の元素ということですね。この数を知ることが共有結合ではとても役に立ちます。

ここで、電子式を用いて水素分子の成り立ちを表した式を下に示します。

□ で囲んだ電子対は、2個の水素原子が、お互いに電子を1個ずつ出し合いできた電子対です。このような電子対を **共有電子対** といいます。



《用語の整理》

電子対：原子の最外殻電子のうち、2個で対となった電子

{	共有電子対 □ ：	原子間で共有されている電子対
	非共有電子対 □ ：	原子間で共有されていない電子対

不對電子 **□**：対になっていない電子

電子式については、ほかにも学ぶべきことがあります。今回はここまでにします。

4 構造式と原子価

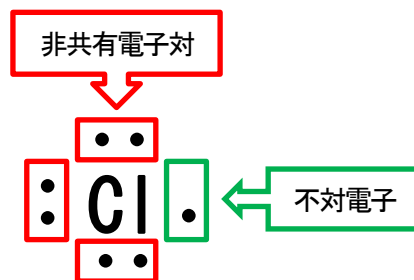
3で登場した「手」を使って表した式を構造式と言います。水素は、手が1本ですから、手を1本ずつ出し合って結合している様子がわかります。

水素ではわかりませんが、構造式では、非共有電子対は省略されています。

不對電子の数をその原子の**原子価**と説明しましたが、正式の定義は次のとおりです。

構造式：共有電子対の1組（:）を価標と呼ばれる1本の線（—）に対応させ、分子中での原子のつながりを表した式。

原子価：1つの原子から出ている価標の数。その原子が、ほかの何個の原子と結合するかを知る目安となる。



【原子の電子式と原子価】

手の数は、理解した上で覚えておくとう便利です。それでは、手の数は最大何本でしょうか、確認してみます。

族の番号	14	15	16	17	18
最外殻電子数	4	5	6	7	8
電子式					
原子価 不対電子の数 (手の数)	4	3	2	1	0

原子価(手の数)は最大で4です。つまり、共有結合で結合する原子の手の数は、1~4本の範囲ということです。希ガスの場合、最外殻電子は2または8個ですが、不対電子はありません。原則、結合しないということでしたね。

【原子の電子式と原子価(練習)】

		族	1	14	15	16	17	18
第1 周期	原子の 電子式		H·	/	/	/	/	He
	手の数 (原子価)		H-	/	/	/	/	He
第2 周期	原子の 電子式			C	N	O	F	Ne
	手の数 (原子価)			C	N	O	F	Ne
第3 周期	原子の 電子式			Si	P	S	Cl	Ar
	手の数 (原子価)			$\begin{array}{c} \\ -\text{Si}- \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} -\text{P}- \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} -\text{S}- \end{array}$	Cl-	Ar
不対電子の数 (原子価)								