

いろいろなものの大きさ比較

観測できる宇宙	およそ $1.3 \times 10^{26}$ m	およそ 140 億光年
:		
最も近い恒星	およそ $4.4 \times 10^{16}$ m	プロキシマ・ケンタウリ, 4.22 光年
ボイジャー距離	およそ $1.8 \times 10^{13}$ m	177 億 km (2011 年 8 月)
太陽から土星	およそ $1.4 \times 10^{12}$ m	(149 597 870 km)
太陽から地球	およそ $1.5 \times 10^{11}$ m	( 1 392 000 km)
1 光分	およそ $1.8 \times 10^{10}$ m	( 142 984 km)
太陽の直径	およそ $1.4 \times 10^9$ m	( 12 756 km)
木星の直径	およそ $1.4 \times 10^8$ m	( 3 480 km)
地球の直径	およそ $1.3 \times 10^7$ m	( 200 km)
月の直径	およそ $3.5 \times 10^6$ m	( 13.1 km)
前橋ー福島	およそ $2 \times 10^5$ m	(1828 m)
瀬戸大橋	およそ $1.3 \times 10^4$ m	( 122 m)
赤城山標高	およそ $1.8 \times 10^3$ m	( 10 m)
東京ドーム直径	およそ $1.2 \times 10^2$ m	( 1.7 m)
黄色いアヒル	およそ $1 \times 10^1$ m	(10 cm)
ヒト平均身長	およそ $1.7 \times 10^0$ m	( 4.3 cm)
ソフトボール	およそ $1 \times 10^{-1}$ m	(2~3 mm)
ゴルフボール	およそ $4.3 \times 10^{-2}$ m	(200 μm)
キャビア	およそ $3 \times 10^{-3}$ m	(10 μm)
ゾウリムシ	およそ $2 \times 10^{-4}$ m	(3~5 μm)
綿の繊維幅	およそ $1 \times 10^{-5}$ m	(100 nm)
ヒト精子頭部	およそ $4 \times 10^{-6}$ m	( 10 nm)
ウイルス	およそ $1 \times 10^{-7}$ m	( 1 nm)
細胞膜の厚さ	およそ $1 \times 10^{-8}$ m	(1 Å)
フラーレン C <sub>60</sub>	およそ $1 \times 10^{-9}$ m	
硫黄原子	およそ $1 \times 10^{-10}$ m	
:		
:		
:		
:		
酸素の原子核	およそ $3 \times 10^{-15}$ m	(3 fm)
:		
:		
:		
:		
電子		質量は測定されているが、大きさ (体積) は判っていない。 とても小さい。(実験的に測定することがとても難しい)

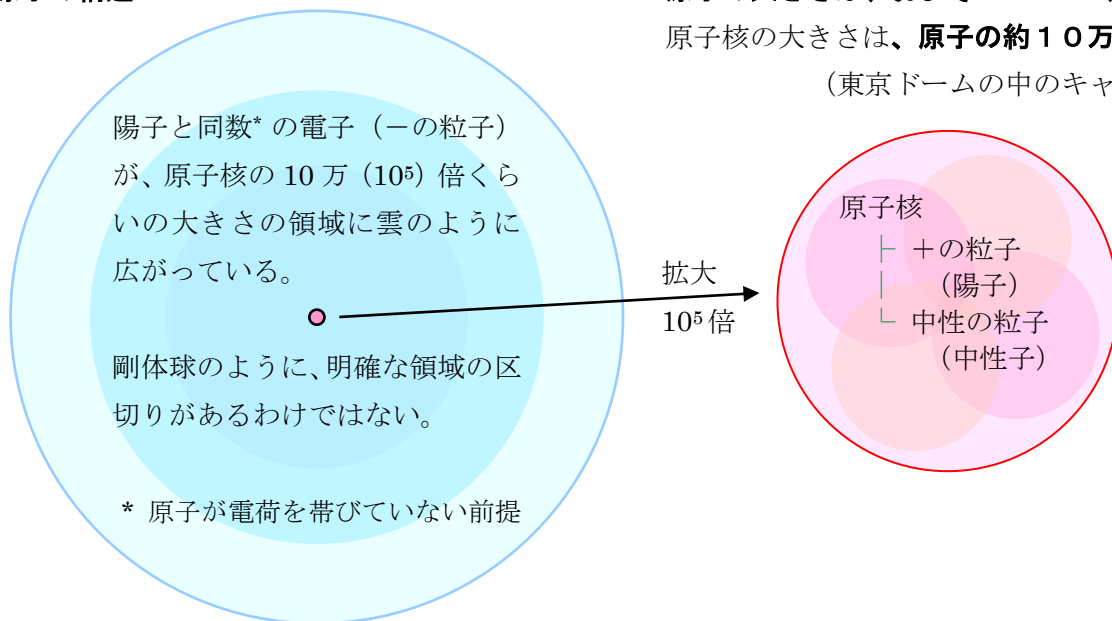


## 原子の構造

原子の大きさは、およそ  $10^{-10}$  m (1Å)

原子核の大きさは、原子の約 10 万分の 1

(東京ドームの中のキャビア 1 粒)



原子核の周りの電子の数が同じ = 同じ元素

原子核の中の陽子の数が同じ = 同じ元素

中性子の数が違えば、同じ元素だけど、別の重さをもつ原子になる。(同位体)

陽子の重さ、中性子の重さは、それぞれ 1 da、電子の重さはその 1/1800。

da は重さの単位で、ドルトンまたはダルトンと読む。

1 da とは、その重さの粒子を、1 モル集めると、1 g になるような重さのこと。

→ アボガドロ定数  $N_A = 6.02214 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  →  $1 \text{ Da} = 1/N_A \text{ g}$

記号の約束  ${}^{12}_6\text{C}$  ← 人間が決めた約束ごとなので、うだうだ言わずに覚える。

左上 12 質量数 : 原子核の「中の陽子の数」+「中性子の数」

左下 6 原子番号 : 原子核の中の「陽子の数」、または、「周囲の電子の数」

中央 C 元素記号 : 原子の種類を表す。

※ 原子番号は、元素の種類を決めるので、原子番号を省略することもある。

※ 「原子量」は、その原子を 1 モル集めたときの重さで、質量数とおよそ一致する。

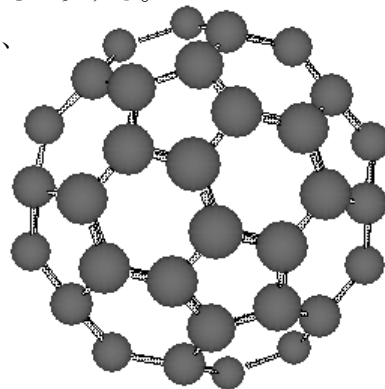
同じ種類の原子 (元素) でも、異なる重さの原子が存在しているから、原子量と質量数が一致するわけではない。また、更に細かい精度まで注目した場合には、その他の理由でのずれも生じる。

(例) 塩素は、全体の 3/4 が  ${}^{35}\text{Cl}$  で、残りの 1/4 が  ${}^{37}\text{Cl}$  である。

そのため、塩素の原子量は、35.5 である。

なお、右下は数を表す。C<sub>60</sub> は、炭素が 60 個集まってできた分子。

右上は、イオンの価数などを書く。Fe<sup>2+</sup> は、鉄原子の周囲から電子が 2 つ奪われて、電子 2 つ分だけの正の電荷に帯電していることを表す。



それぞれの原子（原子番号によって区別される）が、中性子をいくつ持つかは、自然に決まっています、陽子の数とほぼ同じかその 1.5 倍くらい。およその傾向はあるが、一定の法則はない（と思う）。

同位体 isotope … 同じ元素（=化学反応性が同じ）だが、中性子の数だけが異なる構造をもつ原子  
水素の同位体  ${}^1_1\text{H}$ 、 ${}^2_1\text{H}$ 、 ${}^3_1\text{H}$  などがある。

（それぞれを区別する意図がある場合は、「軽水素」「重水素」「三重水素」などと表記し、これらについて、H, D, T の記号を用いることがある。）

元素名	元素記号	質量数	原子質量 / Da	同位体存在度 / %	平均原子質量 / Da
水素	H	1	1.007825	99.985	1.00794
	(D)	2	2.014102	0.015	
	(T)	3*	3.016049	-	
ヘリウム	He	3	3.016029	0.0001	4.002602
		4	4.002603	99.9999	
炭素	C	12	12 (定義)	98.90	12.011
		13	13.003355	1.10	
		14*	14.003241	※	
酸素	O	16	15.994915	99.762	15.9994
		17	16.999131	0.038	
		18	17.999160	0.200	
窒素	N	14	14.003074	99.634	14.00674
		15	15.000109	0.366	
塩素	Cl	35	34.968852	75.77	35.4527
		37	36.965902	24.23	

→ 水素原子（平均原子質量 1.00794 Da）の重さ

1 モル集めると、1.00794 g

1 個では、 $1.67372 \times 10^{-24}$  g (1.00794/6.02214E23)

→ 水の分子量の計算  $\text{H}_2\text{O}$  (酸素 18 を含む水は、約 0.20%、重水素を 1 つ含む水は約 0.015%)

精密に計算したいとき、 $1.00794 \times 2 + 15.9994 = 18.0153$

小数点以下は不要のとき、 $1 \times 2 + 16 = 18$

従って、水 18.02 g が 1 mol である。

水素をすべて「重水素に置き換えた」水もある。

→ 重水の分子量の計算  $\text{D}_2\text{O}$

精密に計算したいとき、 $2.01410 \times 2 + 15.9994 = 20.0276$

小数点以下は不要のとき、 $2 \times 2 + 16 = 20$

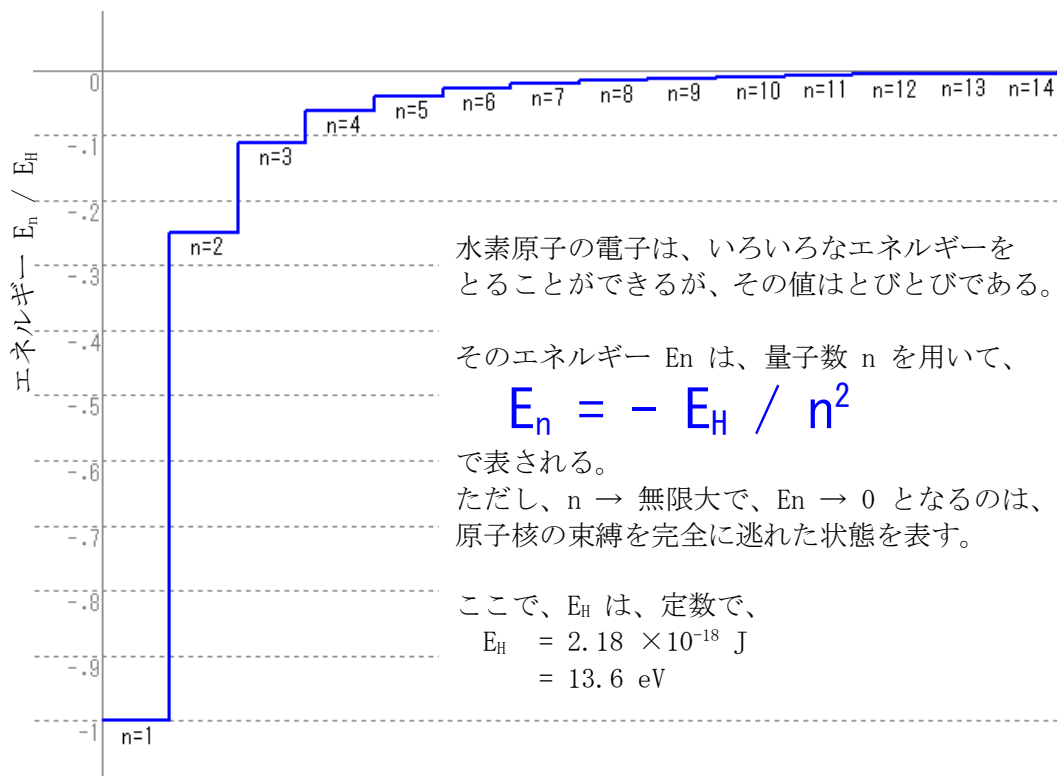
従って、重水 20.03 g が 1 mol である。

重水は、沸点が 101.4℃、比重は 1.107 である。重水でできた氷は、軽水に沈む。

**原子核の周囲の電子**は、そのエネルギーがとびとびの（不連続な）値しかとらない。

水素原子は、周囲に電子を1つだけ持ち、原子核の正電荷にひきつけられている。

下図の  $n=1$  の準位に電子が入っている場合がもっとも**安定**である。

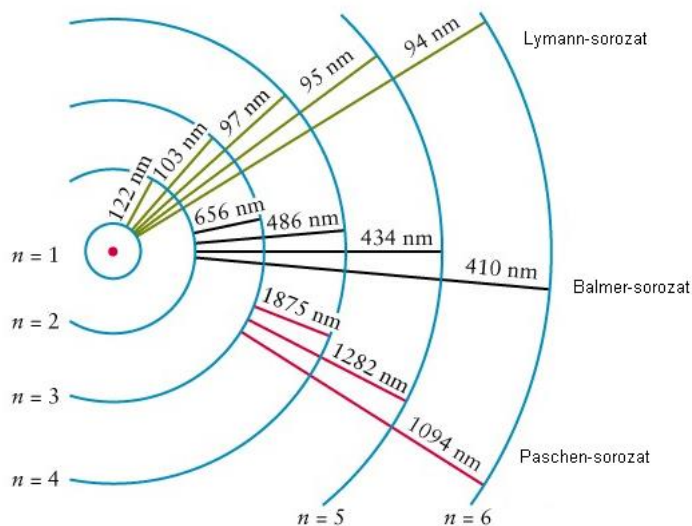


### 水素原子の線スペクトル

光などの形でエネルギーを与えると、電子は、上の準位に遷移できる。水素原子は、特定の波長 ( $\lambda$ ) の光を吸収したり、発光したりする。

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{\nu}{c} = R \left( \frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

上式右辺の係数  $R$  をリュドベリ定数という。ここで、 $\lambda$  [m] は光（線スペクトル）の波長、 $\nu$  [Hz] は振動数、 $c$  [m/s] は光速、 $n, m$  は適当な整数である（但し、 $m > n$ ）。



$n$  に関して、以下のように呼称される。

- $n=1, m=2, 3, 4 \dots$  : ライマン系列 (1906年) (121.6nm 遠紫外線領域)
- $n=2, m=3, 4, 5 \dots$  : バルマー系列 (1885年) (656.3nm 紫外可視光領域)
- $n=3, m=4, 5, 6 \dots$  : パッシュェン系列 (1908年) (1875.1nm 赤外線領域)
- $n=4, m=5, 6, 7 \dots$  : ブラケット系列 (1922年) (4050.0nm 近赤外線領域)
- $n=5, m=6, 7, 8 \dots$  : プント系列 (1924年) (7460.0nm 遠赤外線領域)
- $n=6, m=7, 8, 9 \dots$  : ハンプリース系列 (1953年) (12370nm 遠赤外線領域)

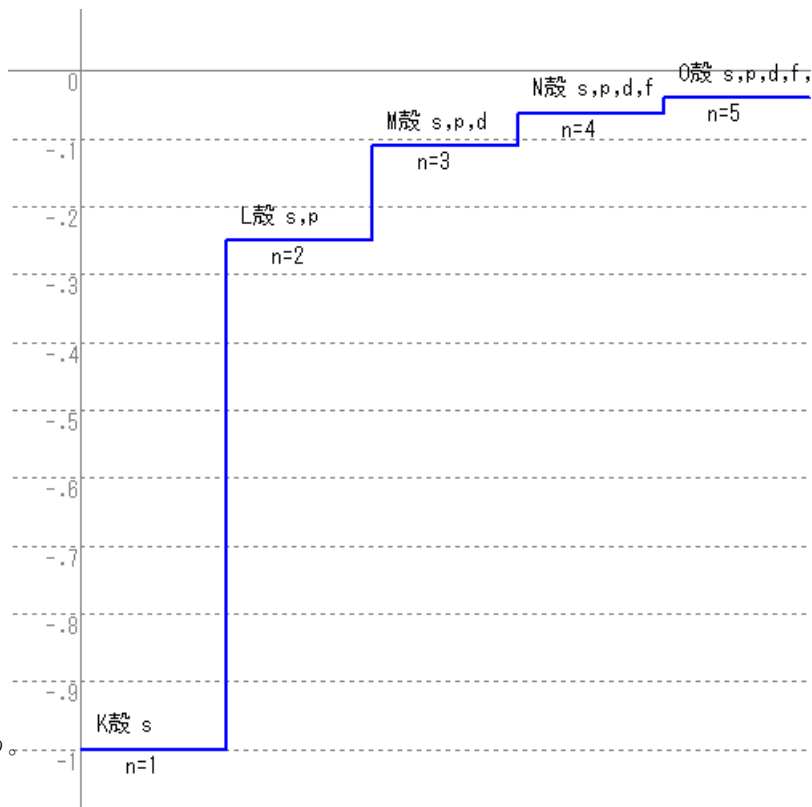
ライマン系列の輝線は、波長が 120nm 以下の紫外線であるため、大気により減衰するので、実験的には、真空紫外線分光器などの大がかりな設備が必要である。

### 原子の中の電子配置

各元素の原子は、原子核中の陽子の数と同じだけの電子をもつ。この電子は、エネルギーの低い軌道から順に埋まっていく。

- H : 電子 1 つ → K 殻に 1 個
- He : 電子 2 つ → K 殻に 2 個
- Li : 電子 3 つ → K 殻に 2 個  
L 殻に 1 個
- Be : 電子 4 つ → K 殻に 2 個  
L 殻に 2 個
- B : 電子 5 つ → K 殻に 2 個  
L 殻に 3 個
- ⋮
- Na : 電子 11 個 → K 殻に 2 個  
L 殻に 8 個  
M 殻に 1 個
- ⋮

最後に電子が入った電子殻を最外殻という。



電子殻	量子数	節の数	副殻 (軌道)	軌道の数	収容電子数
K 殻	n=1	0	1s	1	2 個
L 殻	n=2	1	2s	1	8 個
			2p	3	
M 殻	n=3	2	3s	1	18 個
			3p	3	
			3d	5	
N 殻	n=4	3	4s	1	32 個
			4p	3	
			4d	5	
			4f	7	
O 殻	n=5	4	5s	1	50 個
			5p	3	
			5d	5	
			5f	7	
			5g	9	

→ 教科書 p8

- 1 構成原理 : 最も低いエネルギーの軌道から電子が順に収容される。
- 2 パウリの排他原理 : 1つの軌道には、電子が2つずつまでしか入ることができない。
- 3 フントの規則 : 複数同じエネルギーの軌道がある場合には、はじめにそれぞれに1つずつ (同じスピンの向きで) 電子が入る。

構成原理（積み上げ原理）と周期表

副殻のエネルギー	← 内側 → 外側							元素	族
	K 殻	L 殻	M 殻	N 殻	O 殻	P 殻	Q 殻		
	n=1	n=2	n=3	n=4	n=5	n=6	n=7		
高い ↑ ↓ 低い					5f	6d	7p	第7周期	3~8
						7s			遷移
									1,2
				4f	5d	6p		第6周期	3~8
						6s			遷移
									1,2
					4d	5p		第5周期	3~8
				5s			遷移		
							1,2		
			3d	4p			第4周期	3~8	
			4s					遷移	
								1,2	
		3p	3s				第3周期	3~8	
								1,2	
		2p	2s				第2周期	3~8	
								1,2	
	1s						第1周期	1,2	

- \* 入ることのできる電子の数 : s - 2個、p - 6個、d - 10個、f - 14個（それぞれ、1、3、5、7の2倍。）
- \* 同じ周期では、2s → 2p、3s → 3p、4s → 4p、5s → 5p、6s → 6p、7s → 7p が最外殻となる。
- \* d、f 軌道より外側の殻の s 軌道のほうがエネルギーが低いので、d、f 軌道に入る電子は最外殻とならない。
- \* 2p の次は 3s、3p の次は 4s、4p の次は 5s、5p の次は 6s、6p の次は 7s となっている。
- \* 斜めの並びは、(2p-3s、3p-4s、3d-4p-5s、4d-5p-6s、4f-5d-6p-7s、5f-6d-7p-(8s)) の順となっている。

周期表の位置と電子配置

原子番号から、積み上げ原理の順で一番最後に入った電子の軌道（1s, 2s, 2p など）を書きこんでみよう

周期	第1族	第2族											第13族	第14族	第15族	第16族	第17族	第18族	
1	1																	2	
2	3	4											5	6	7	8	9	10	
3	11	12											13	14	15	16	17	18	
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	
6	55	56	57	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
7	87	88	89	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118

元素記号と元素名は、周期表を参照。

	1族	2族											13族	14族	15族	16族	17族	18族
第1周期	1s		構成原理に従って最後に入る電子の軌道															1s
第2周期	2s	2s											2p	2p	2p	2p	2p	2p
第3周期	3s	3s	← 遷移元素 →										3p	3p	3p	3p	3p	3p
第4周期	4s	4s	3d	3d	3d	3d	3d	3d	3d	3d	3d	3d	4p	4p	4p	4p	4p	4p
第5周期	5s	5s	4d	4d	4d	4d	4d	4d	4d	4d	4d	4d	5p	5p	5p	5p	5p	5p
第6周期	6s	6s	4f	5d	5d	5d	5d	5d	5d	5d	5d	5d	6p	6p	6p	6p	6p	6p
第7周期	7s	7s	5f	6d	6d	6d	6d	6d	6d	6d	6d	6d	7p	7p	7p	7p	7p	7p
最外殻電子数	1	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	3	4	5	6	7	8
電子の入り方	s に入る		内殻の d, f 軌道(副殻)の電子が増える (ただし、最外殻電子数が1になる例外もある。※3)										3つの p に 1つずつ入る			3つの p の 2つ目が入る		
1s → 2s → 2p → 3s → 3p → 4s → 3d → 4p → 5s → 4d → 5p → 6s → 4f → 5d → 6p → 7s → 5f → 6d → 7p																		

- ・ 電子殻 (K, L, M …) は、その中に副殻 (軌道) (s, p, d, f) をもつ。
- ・ 電子の数が原子核中の陽子の数と同じで、**電氣的に中性になる状態**が安定である。
- ・ 電子は、エネルギーの低い順に入る。この順は大雑把に、K 殻 (1s) < L 殻 (2s, 2p) < M 殻 (3s, 3p, 3d) … だが、d, f の副殻は、一つ外側の電子殻の s と順序が入れ替わっている。
- ・ ひとつの軌道 (副殻) には、電子が2つまで入ることができる。ただし、同じエネルギーの軌道は、s は1つだが、p は3つある。d は5つ、f は7つ。(p の3つを区別する時、直交座標の軸の方向を用い、p<sub>x</sub>, p<sub>y</sub>, p<sub>z</sub> と呼ぶことがある。
- ・ 各周期とも、最外殻の s で始まって、p で終わっている。同じエネルギーの副殻が複数ある場合は、まずそのすべてが1つずつ埋まり、次いで、2つ目がはいる。
- ・ **周期表の縦は、最外殻の電子の数が同じである。(ヘリウムだけ例外。ただし、閉殻<sup>(※2)</sup>となっている点は、ヘリウムを含む第18族すべてに共通である。)**

## → 最外殻の電子数が、元素の化学的な性質を支配する！

- ・ つまり、同じ族の元素は化学的に似た性質をもつ。
- ・ 第1族～第2族、第12族～第18族を「**典型元素**」とよぶ（第12族は、dブロック元素であるが、典型元素として扱うことが多いので注意）。
- ・ 第3族から第11族を「**遷移元素**」とよぶ。遷移元素は、最外殻の電子ではなく、内殻の電子数が増える。このため、典型元素で見られるような周期性はあまりはっきりせず、化学的な性質も互いに似ているものが多い。
- ・ fブロック元素（上表、マゼンタ）であるランタノイド系列（原子番号 57～71）、アクチノイド系列（原子番号 89～103）を「**内部遷移元素**」とよぶことがある。最外殻から数えて2つ内側の電子殻のf軌道で電子が増えるため、物理、化学的な性質が互いによく似ているものが多い。

(※<sup>2</sup>) 最外殻のsとpが全部埋まったような電子配値（K殻では2個、それ以外の殻では8個の電子が入った構造）を「閉殻」という。**原子は、閉殻になったときに安定となる。（オクテット則）**

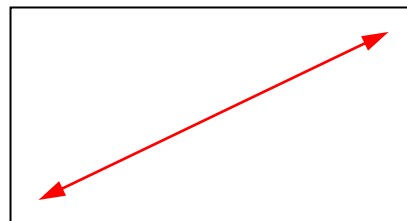
第18族の元素は、単原子が閉殻となっているため、そのまま安定に存在し、化合物を作らない。それ以外の元素は、1) 最外殻の電子を他の原子に与えたり（例  $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$  , 教科書 p31 図 3.2）、2) 他の原子から電子を受け取ったり（例  $\text{Cl} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$  , 教科書 p31 図 3.3）、3) 他の原子と電子を共有したりして（例  $\text{H}\cdot + \cdot\text{H} \rightarrow \text{H}:\text{H}$  , 教科書 p70）閉殻になろうとする。

(※<sup>3</sup>) なお、3つのp軌道に電子が1つずつすべて入った状態（第13族）、5つのd軌道に電子が1つずつすべて入った状態（第7族）を、**半閉殻**といい、同様に安定性を示す。この閉殻、半閉殻の電子配置の安定性のため、 ${}_{24}\text{Cr}$  と  ${}_{29}\text{Cu}$  は、例外的な電子配値をもち、本来 4s に2つ入るべき電子のうち1つが、内殻である 3d 軌道に昇位している。（教科書 p39、図 3.5 電子配値）



**元素の周期的な性質**

- ・ 電子配値（最外殻の電子の数）
- ・ 結合の数。酸化物や塩素化物を作るときの酸素、塩素の数。
- ・ 原子半径、イオン半径
- ・ イオン化エネルギー
- ・ 電子親和力
- ・ 電気陰性度

**原子半径**

- 同一周期上で、原子番号が大きい方が小さい。  
同じ電子殻だが、 $n^+$  と  $n^-$  の引力は、 $n$  が大きい方が大きいから。
- 同族元素間で、原子番号が大きい方が大きい。  
周期が下にあるほど外側の電子殻に電子が入っているから。

**イオン化エネルギー ionization energy**

原子 A から電子を引き離すのに必要なエネルギー。[A] と [A<sup>+</sup> と、無限遠の e<sup>-</sup>] とのエネルギーの差。前者に対して後方でエネルギーが高いとき、正になる。

電気的中性になるまで電子を入れた状態が安定、つまり電子を引き離した状態のエネルギーの方がエネルギーが高いので、すべての元素が正の値をもつ。その値は次の傾向に従う。

- 同一周期上で、イオン化エネルギーは原子番号とともに増大する。
  - 同族元素間で、イオン化エネルギーは原子番号とともに減少する。
  - 遷移元素間では、最外殻が同じなのでイオン化エネルギーはほとんど変化しない。
- つまり、イオン化エネルギーが小さいもの（周期表の左方、下方）ほど陽イオンになりやすい。なお、「陽イオンになりやすい」性質を「金属性」という言い方をすることがある。

**電子親和力 electron affinity**

原子 A に電子を与えたときに放出されるエネルギー。[A と、無限遠の e<sup>-</sup>] と [A<sup>-</sup>] とのエネルギーの差。前者に対して後方でエネルギーが低いとき、正になる。

ハロゲンのように、電気的中性を超えて、更に電子を入れた方が安定になるようなものでは、後者の方がエネルギーが低くなり、従って、正の値となる。

電子親和力が正で大きいものほど陰イオンになりやすい。

- 同一周期上で、電子親和力は原子番号とともに増大。ハロゲンで最大になる。希ガスでは最小。
- 同族元素間で、電子親和力は原子番号とともに減少する。

**電気陰性度 electro-negativity**

化合物をつくったりする際に、それぞれの原子がどれだけ電子を引付けやすいかの尺度。

希ガス以外の元素に対して定められている。何種類かの計算式が提唱されている。

- 異なる電気陰性度の原子間で結合をつくると、数値の大きい元素がマイナスになりやすい。
- 電気陰性度の差が、およそ2程度より大きいと、イオン結合になりやすい。

## L.ポーリングによる電気陰性度の表

下図は、<http://ja.wikipedia.org/wiki/電気陰性度> からの引用の上、改変。

\*ランタノイド系列、\*\*アクチノイド系列は省略

族	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
周期																		
1	H 2.2																	He
2	Li 0.98	Be 1.57											B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98	Ne
3	Na 0.93	Mg 1.31											Al 1.61	Si 1.9	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16	Ar
4	K 0.82	Ca 1	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.9	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr
5	Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.2	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe
6	Cs 0.79	Ba 0.89	*	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.36	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.28	Au 2.54	Hg 2	Tl 1.62	Pb 2.33	Bi 2.02	Po 2	At 2.2	Rn
7	Fr 0.7	Ra 0.9	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn						

→ 酸素、窒素、ハロゲンが電気陰性度が大きい。フッ素が最大、次いで酸素。

→ 周期表、左、下方ほど電気陰性度が小さくなる傾向がある。これは、「陽イオンになりやすい」、つまり「金属性」が高いことを示す。

## 金属元素と非金属元素

上の周期表、黒線より右および上を非金属元素、それ以外を金属元素とよぶ。

この境界付近の元素、B, Si, Ge, As, Te, 場合により Po, At 等を半金属とよぶこともある。

## 化学的な金属の定義

金属結合をもつもの。(教科書、第7講)

原子核が規則正しく並んだ周囲を、自由電子が動きまわるような状態。

## 材料としての金属の性質

1. 常温で固体である(水銀を除く)。
2. 塑性変形が容易で、展延加工ができる。
3. 不透明で輝くような金属光沢がある。
4. 電気および熱をよく伝導する。
5. 水溶液中でカチオン(陽イオン)となる。