

基礎化学1 第10回(基礎無機分野2)
電子配置と周期表

本日のポイント

電子は1つの軌道に2つまで(スピンは逆向き)

水素以外の原子 → 電子同士の反発

原子核からの引力 - 他の電子による反発

→ 核の電荷が減った, として近似(「遮蔽」)

遮蔽効果は方位量子数により効き方が違う

同じ主量子数なら

- ・s軌道が一番低エネルギー(遮蔽効きにくい)
- ・続いてp, d, fと次第にエネルギーが高くなる

有効核電荷を見積もるスレーターの規則(重要)

周期表の上下方向で最外殻の電子配置が同じ

多電子原子の場合の電子配置

電子の数が2つ以上の場合:

シュレディンガー方程式は厳密には解けない.

→ 解を求めるために, 何らかの近似が必要

非常に単純で, そこそこうまく行く近似

- ・多電子原子でも, 軌道は水素原子に似てるだろう
- ・電子同士の反発は, 平均すれば原子核からの引力を弱めるように働くだらう

水素原子に似た軌道だからと言って、多数の電子をエネルギーの一番低い1s軌道に詰め込む事は、量子論的に許されない。

電子の配置は、以下の2点を考慮する必要がある。

1. 電子はスピンという特性を持つ
2. 異なる電子が完全に同じ状態にはなれない

1. 電子は、「スピン」という特性を持つ。

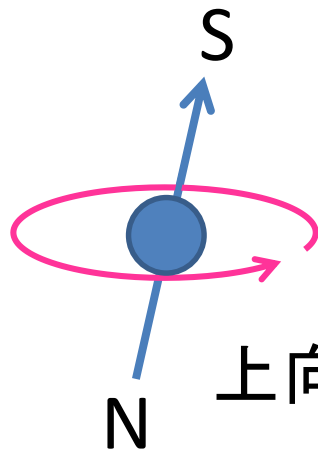
自転に似た回転運動っぽいもの。

(ただし厳密には違う。量子論的な特性)

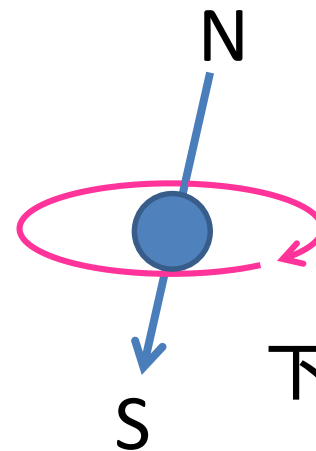
角運動量と磁気モーメントを持つ。

(不正確な比喻だが、自転した棒磁石と言える)

上向き、または下向きという、2つの値をとれる



上向きスピンの
電子



下向きスピンの
電子

2. 二つ以上の電子が同じ状態をとってはいけない。

軌道が違えば違う状態

スピンの違えば違う状態

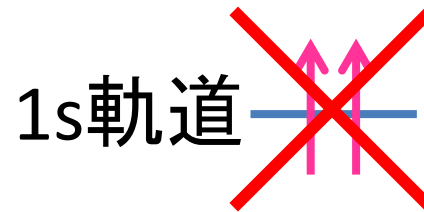
∴ 1つの軌道には逆スピンの2電子まで入れる



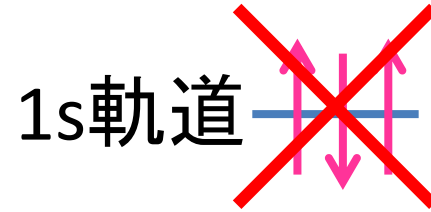
OK
(水素原子)



OK
(He原子)



NG

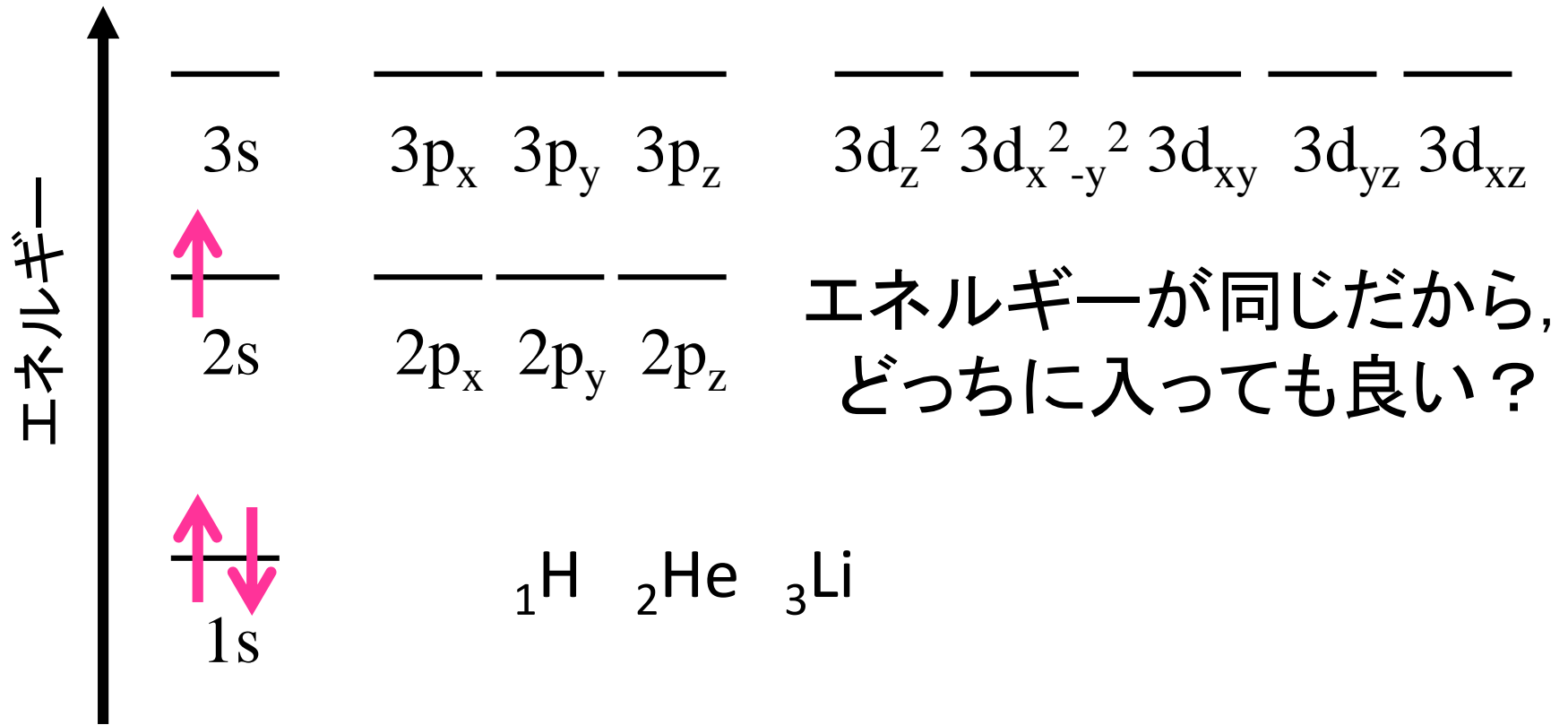


NG

※1つの軌道には
・逆向きスピンの
・2電子まで

あとは、エネルギーの低い順に

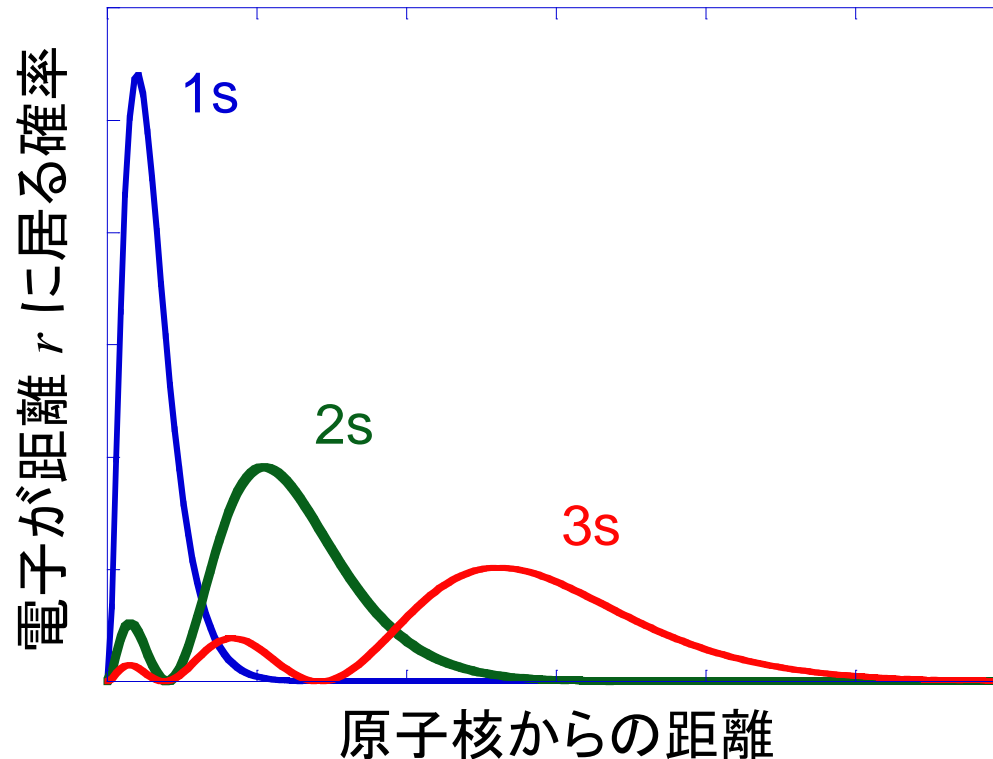
電子をつめていけば良いのか？



ここで、電子の反発を考慮する必要があるが出てくる。

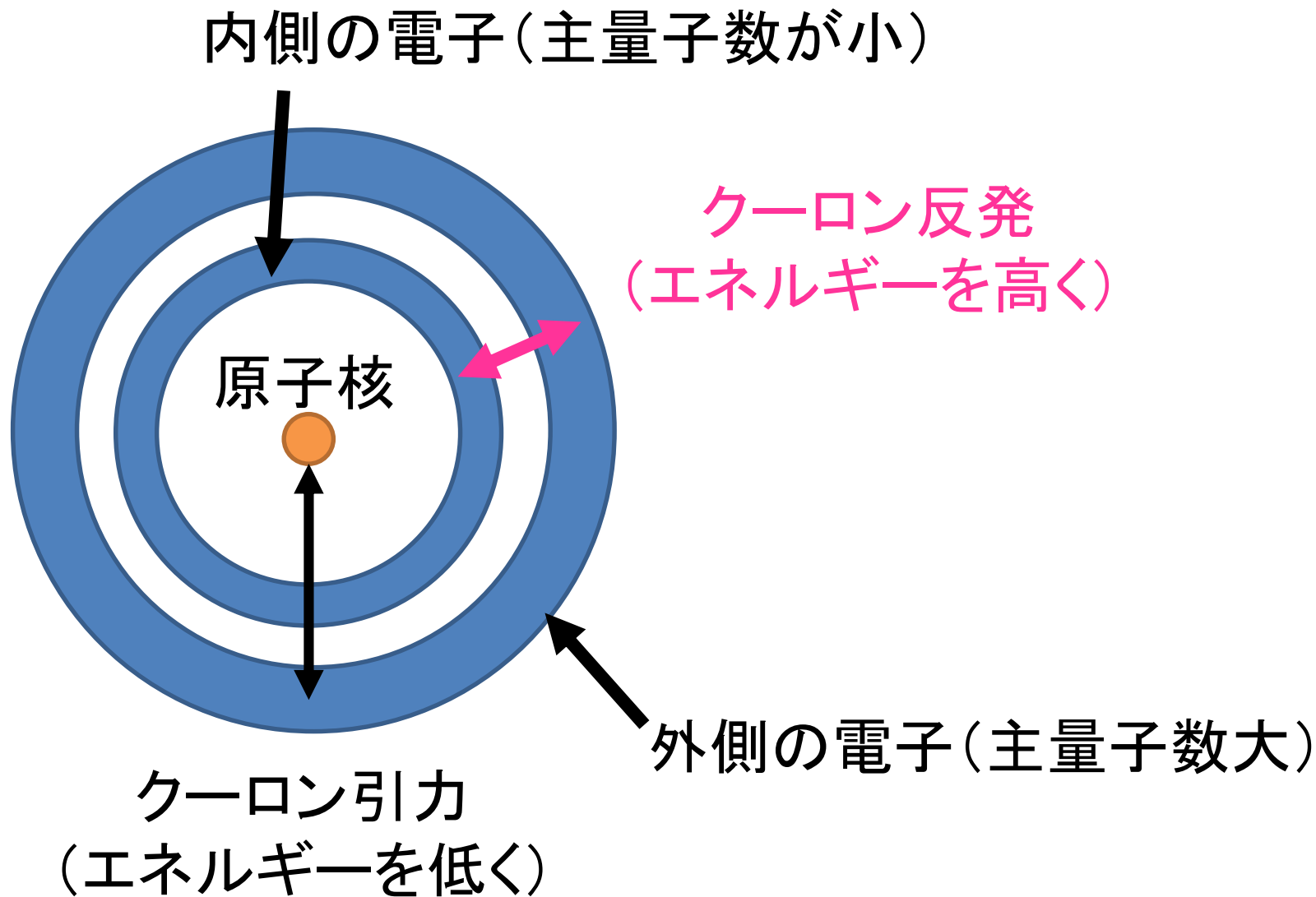
電子間の反発の効果 \div 見た目の核電荷の減少

前回の復習: 主量子数が増えると, 軌道は外側に.



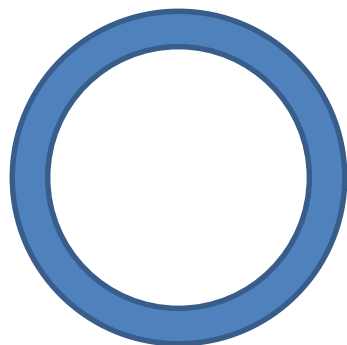
外側に居る電子は, 原子核からの引力に加え,
内側の電子からの反発力も受ける.

模式的に描いてしまうと、こういうことになる。



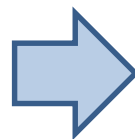
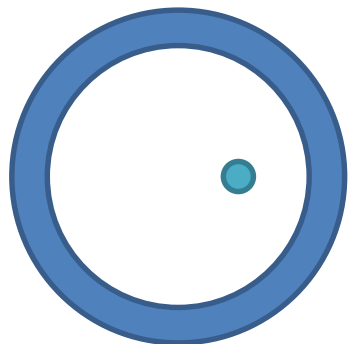
球殻状の電荷によるクーロン力は以下の特徴を持つ

球殻の外から見ると.....



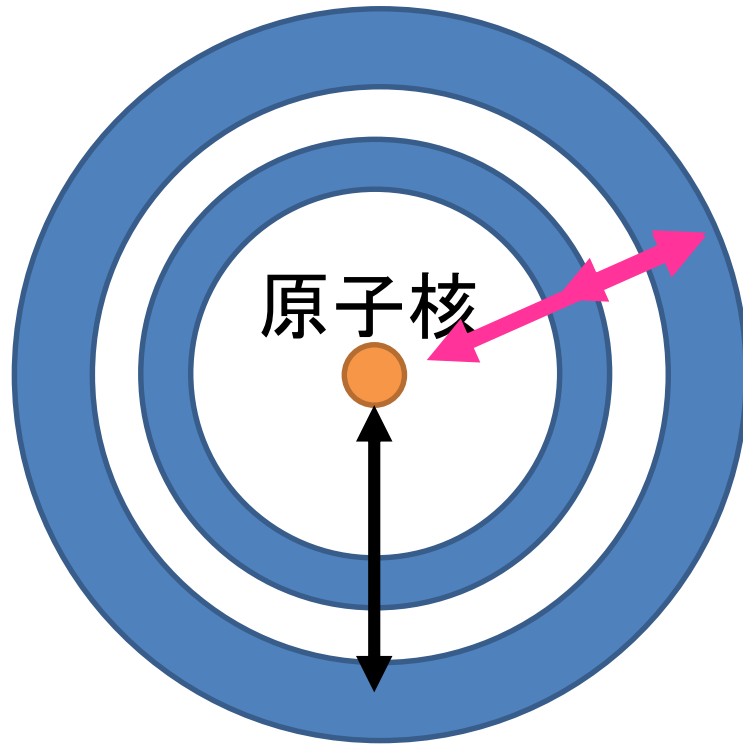
球殻の電荷が中心に集まったのと同じ.

球殻の中から見ると.....



球殻の中に居る電荷は力を受けない

近似として、全ての軌道は球形、として考えよう(不正確)



クーロン反発
(エネルギーを高く)

クーロン引力
(エネルギーを低く)

「遮蔽効果」

外側の電子から見た中心電荷
= 核の本当の電荷
- 内側の電子の電荷
(もっと外側の電子は無関係)

要するに、

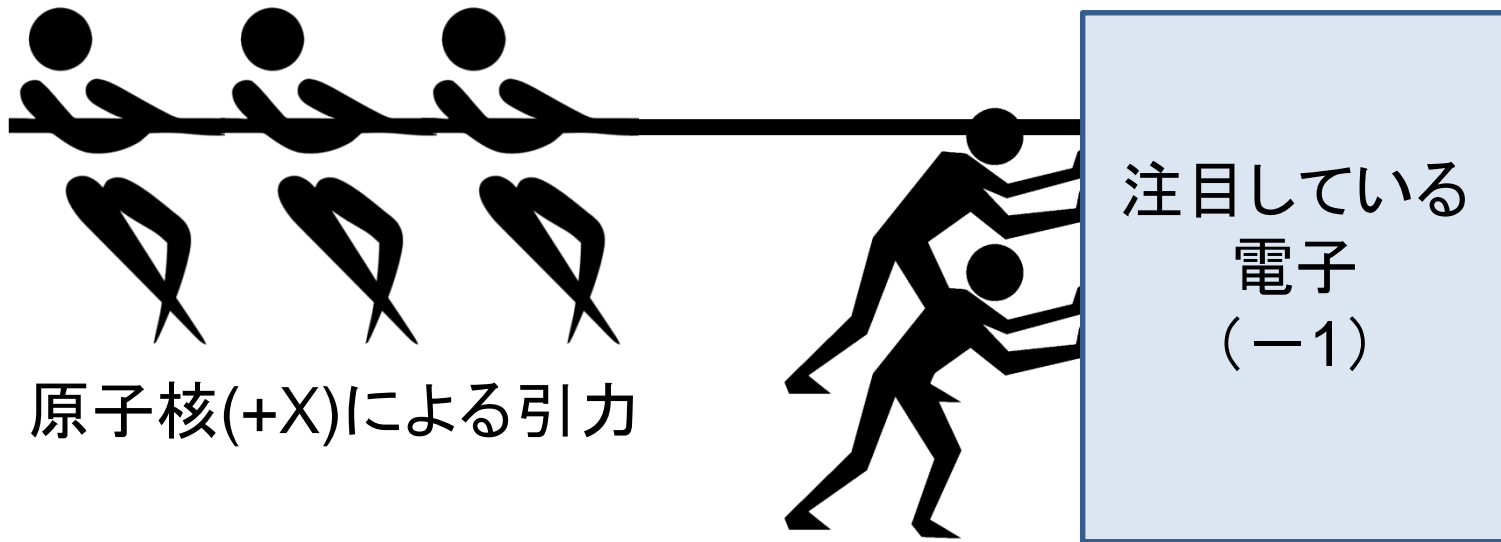
本当は、電子が受けている力は

原子核からの引力 + 内側の電子による反発
(しかし厳密な計算は不可能)

そこで、

原子核の正電荷が小さくなり、
見た目の引力が弱くなっている

と大雑把な近似をしてしまう。
(正確では無いが、計算が楽)



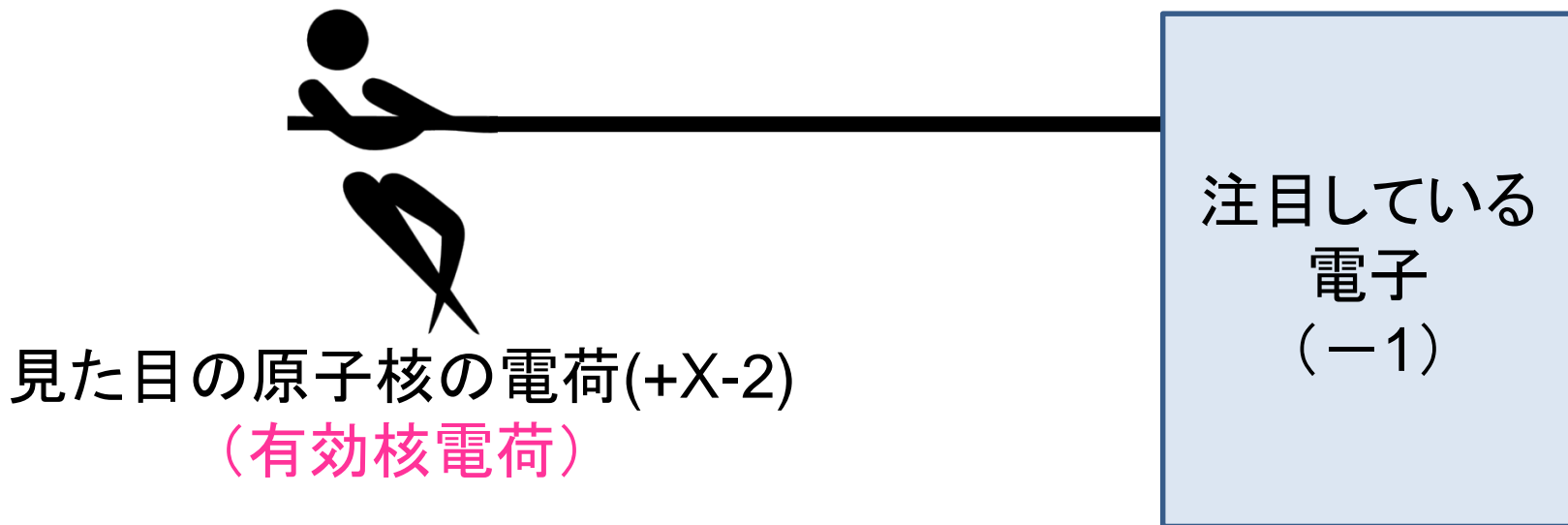
原子核(+X)による引力

注目している
電子
(-1)

他の電子による反発(-2)



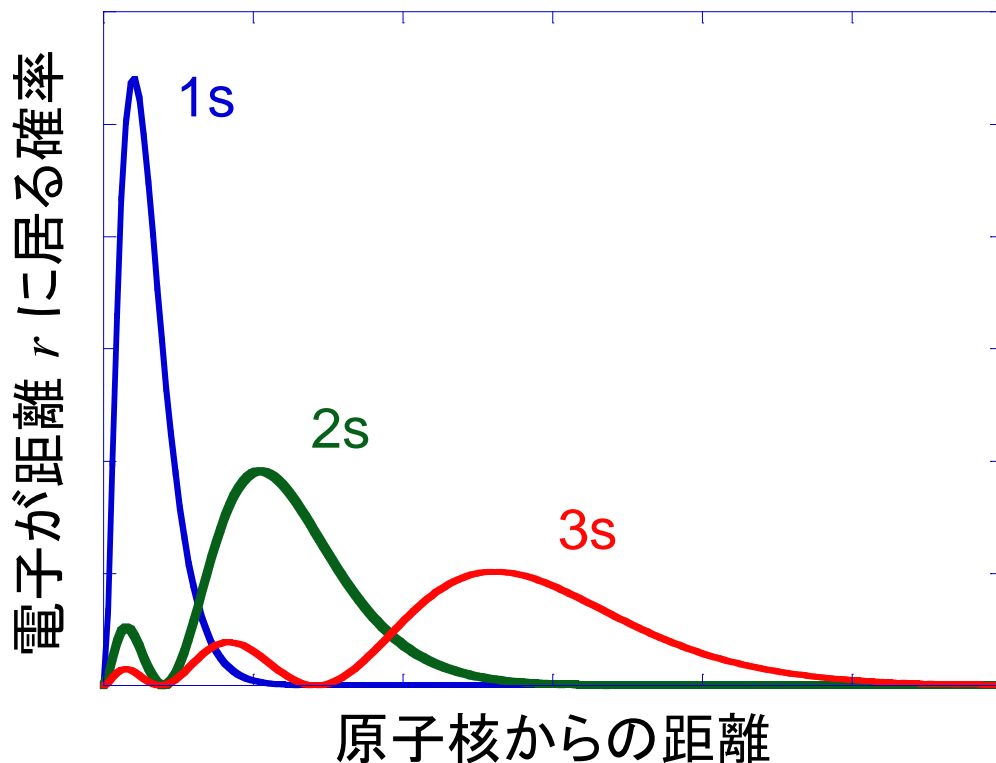
大雑把に近似



見た目の原子核の電荷(+X-2)
(有効核電荷)

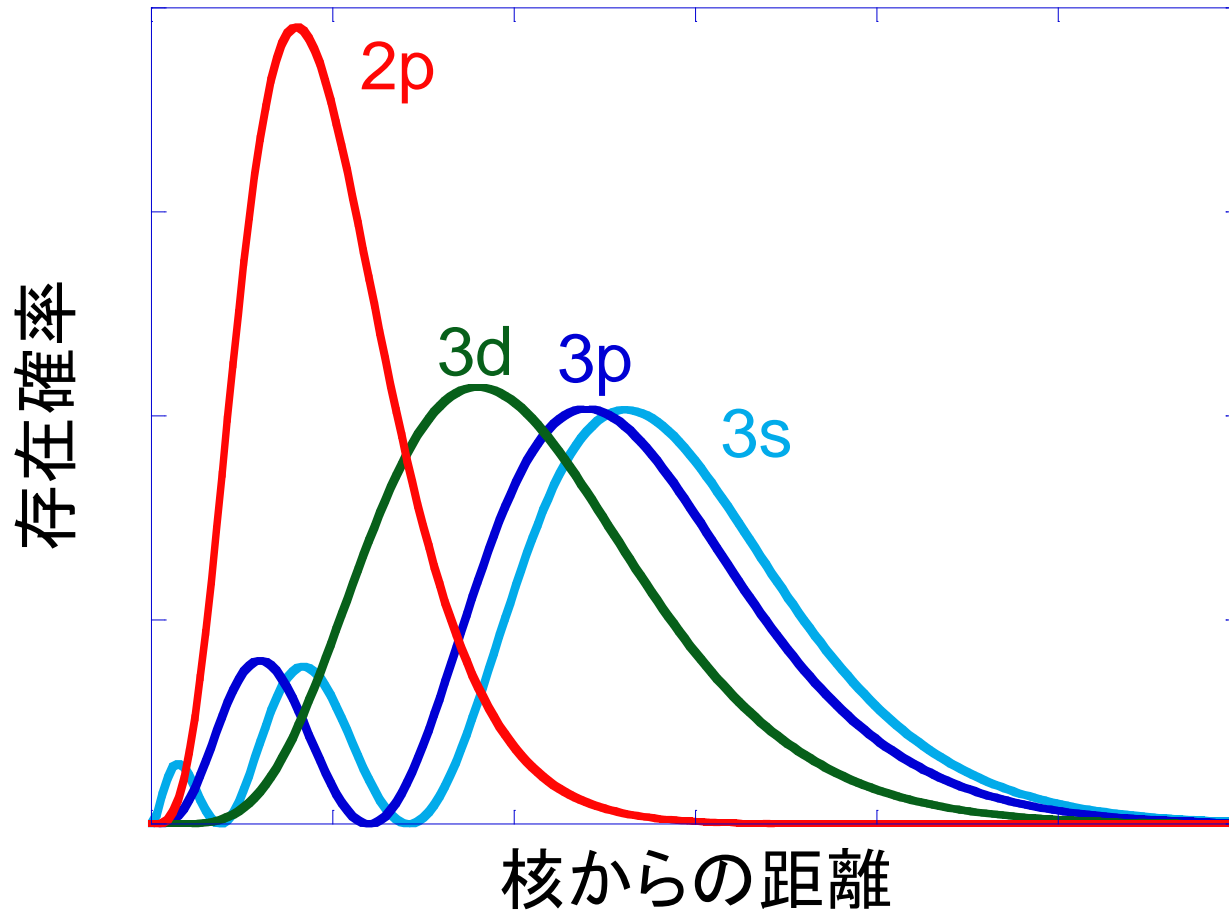
注目している
電子
(-1)

では、内側の電子によって、
核の電荷はどの程度遮蔽されるのか？



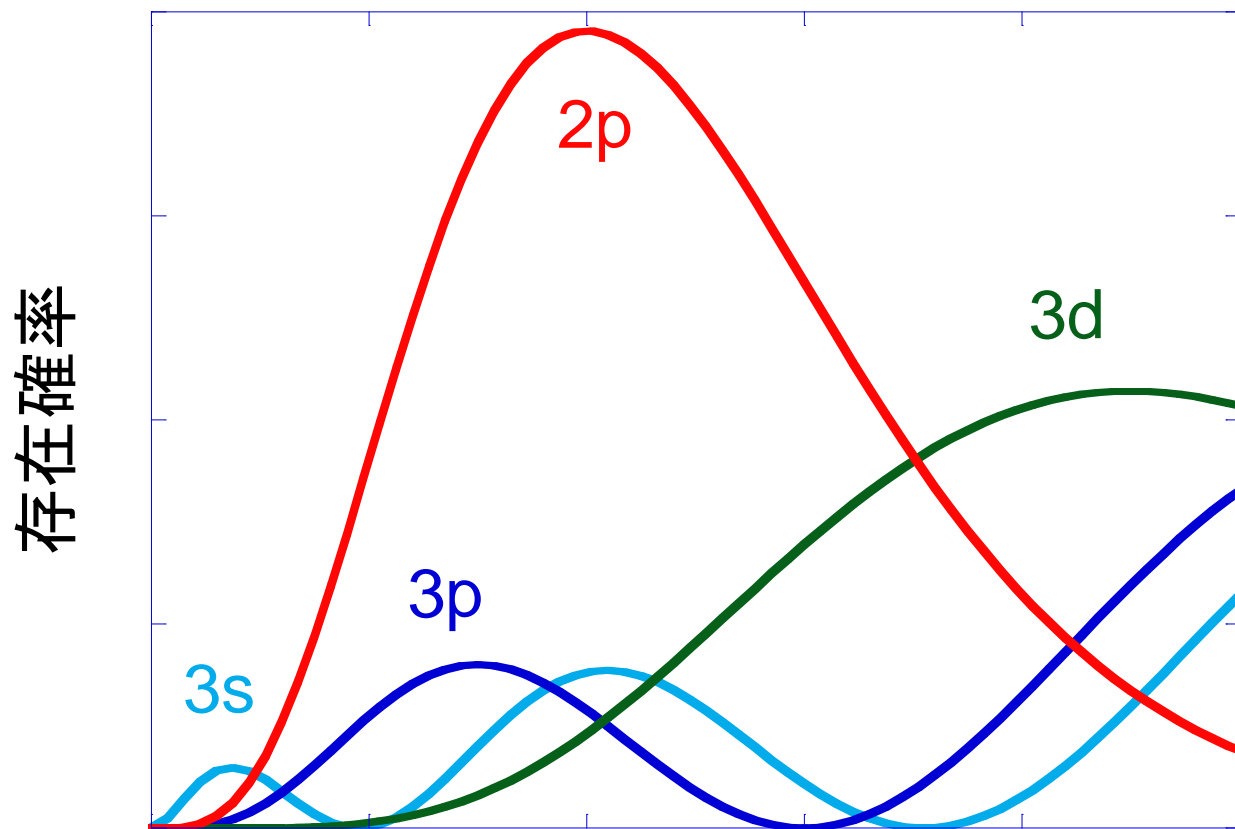
自分より主量子数が小さいほど内側 = 遮蔽効果が高い

方位量子数による差



3s, 3p, 3d軌道の大部分は2p軌道の外に存在
→ 2p軌道による遮蔽を受ける

方位量子数による差

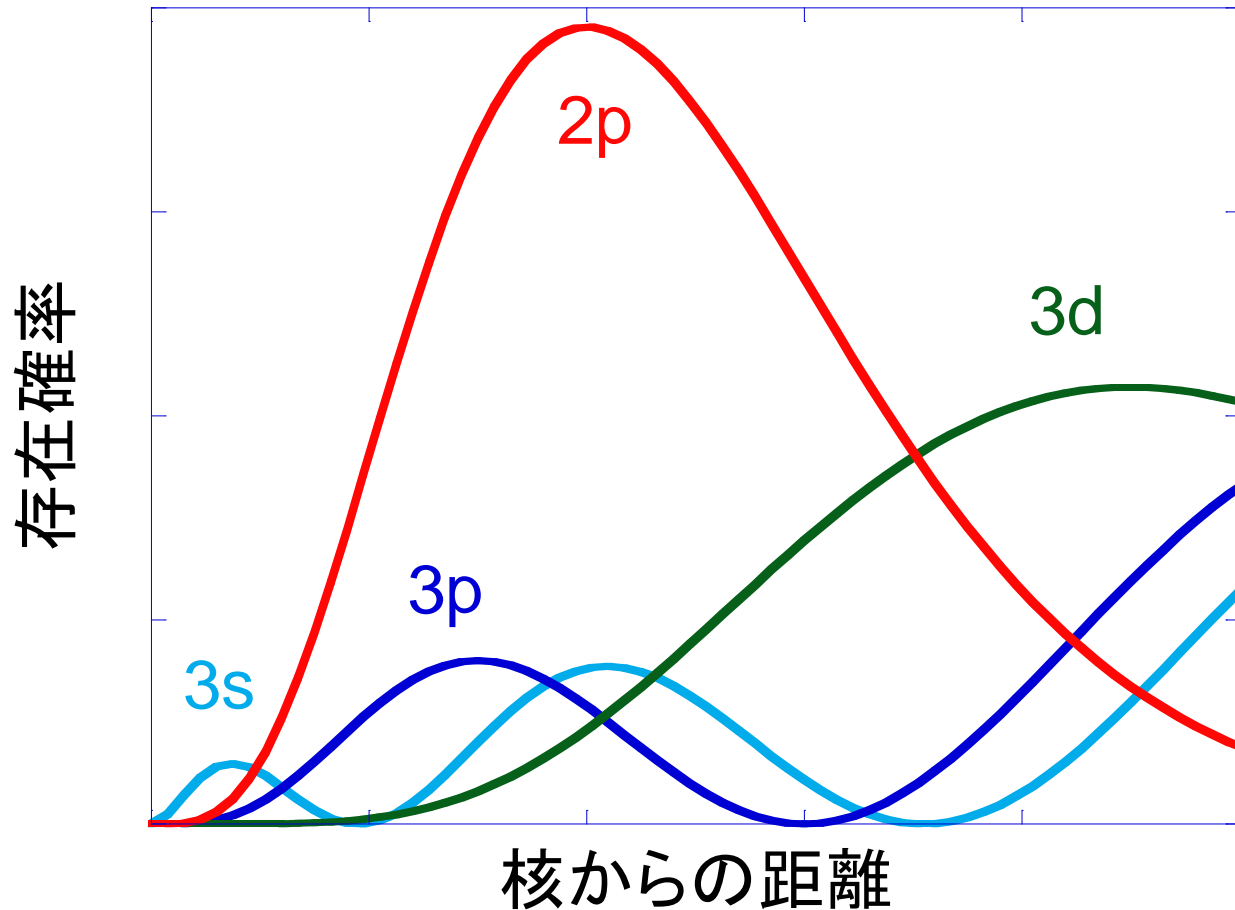


核からの距離

3p軌道の電子: 2p軌道の内寄りにも分布

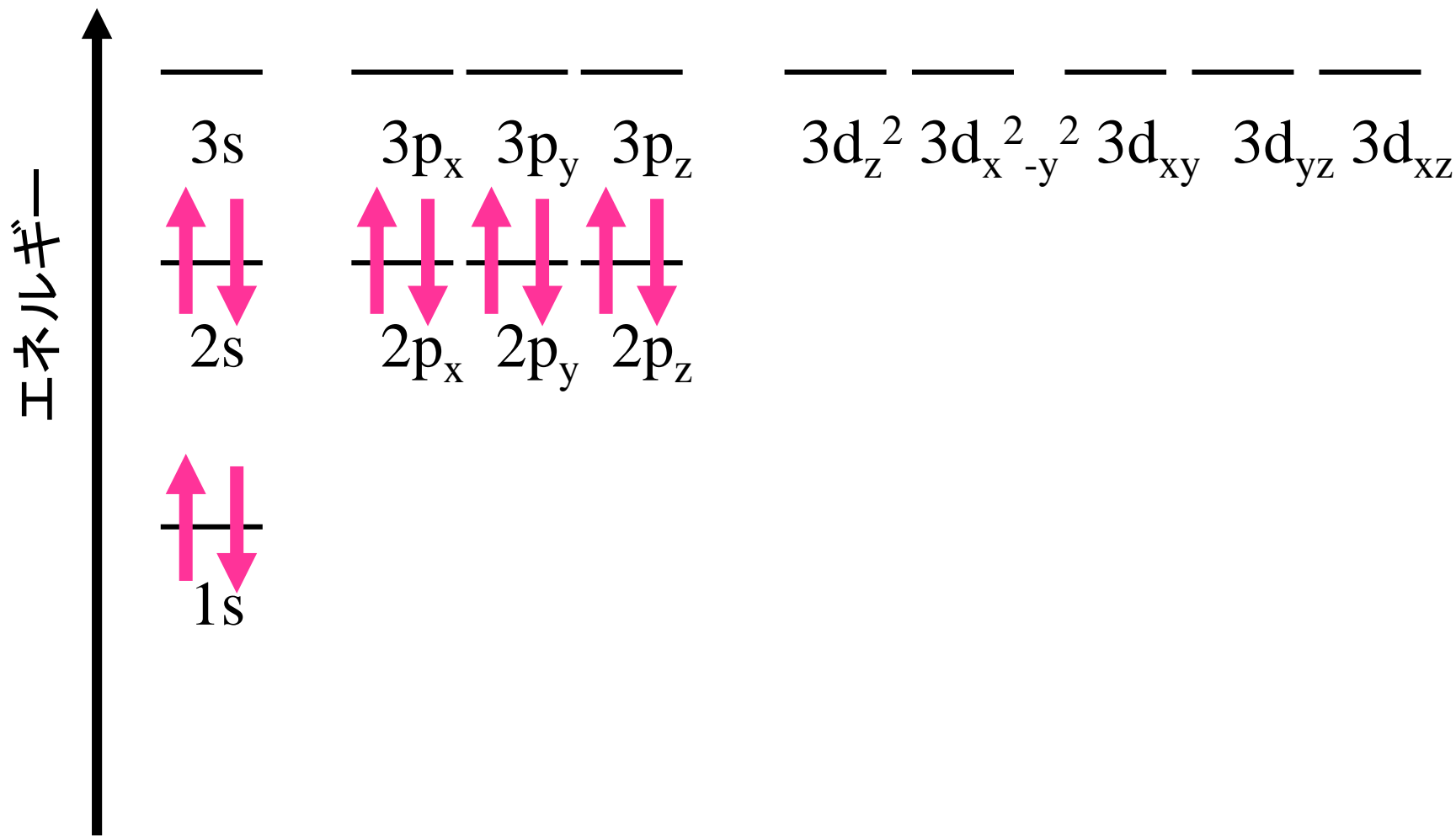
3s軌道の電子: 2p軌道の内側にも存在

方位量子数による差

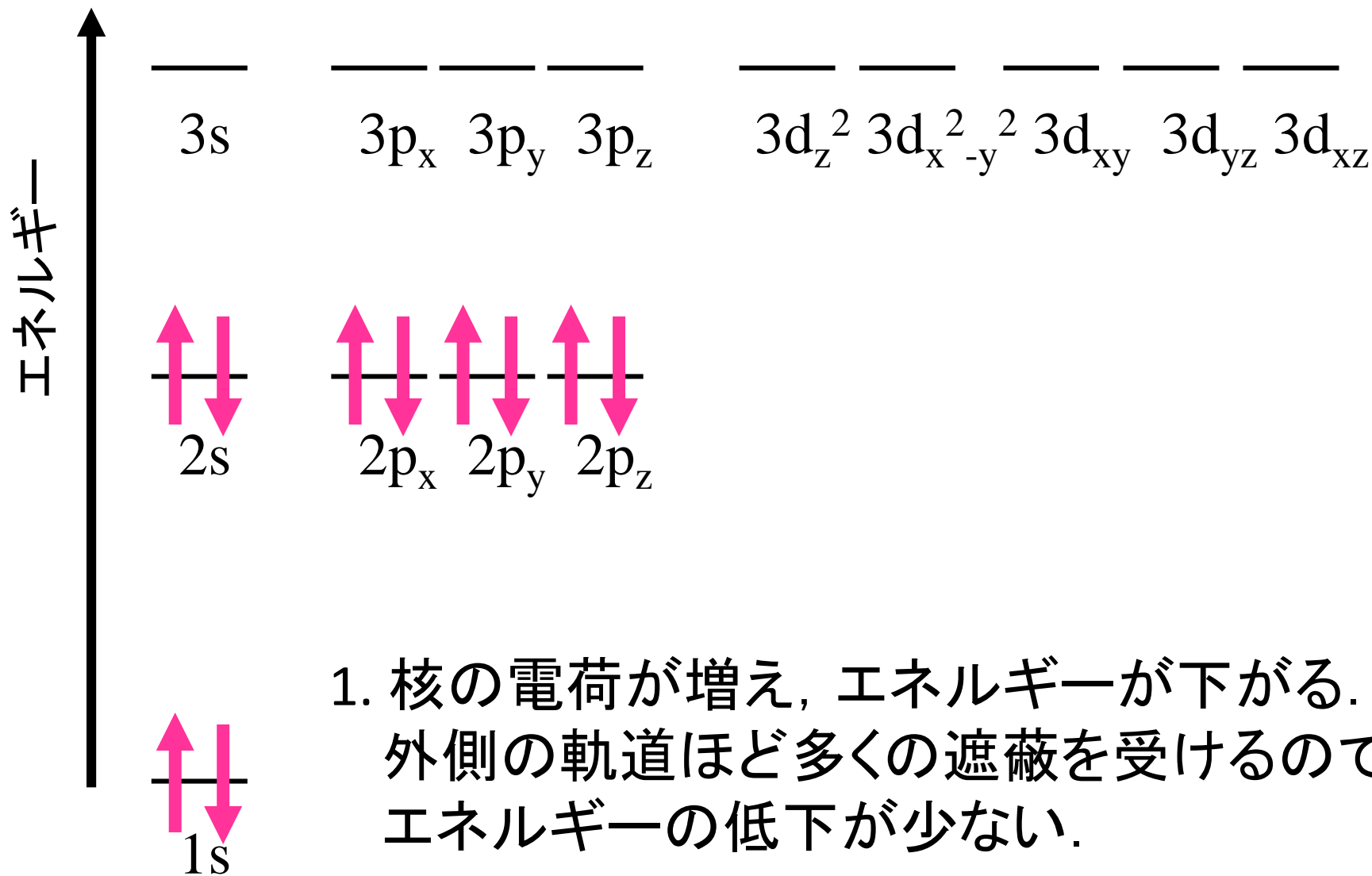


dよりp, pよりs軌道の方が遮蔽の効果を受けにくい
(=原子核の電荷を大きく感じる):「貫入」
∴s軌道が一番半径が縮み, エネルギーも低い

原子番号が増えるとうなるか

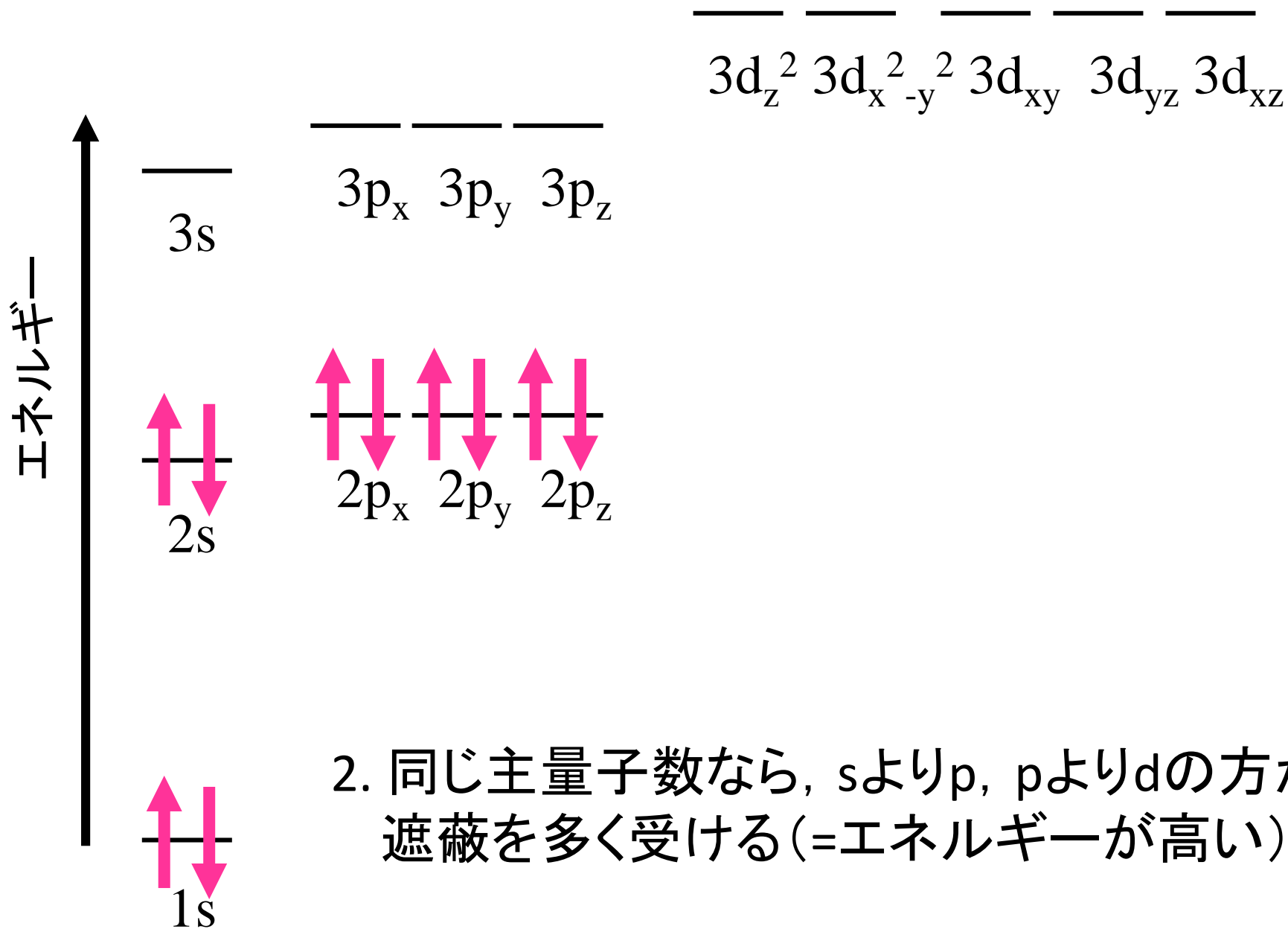


原子番号が増えるとうなるか



1. 核の電荷が増え、エネルギーが下がる。
外側の軌道ほど多くの遮蔽を受けるので、
エネルギーの低下が少ない。

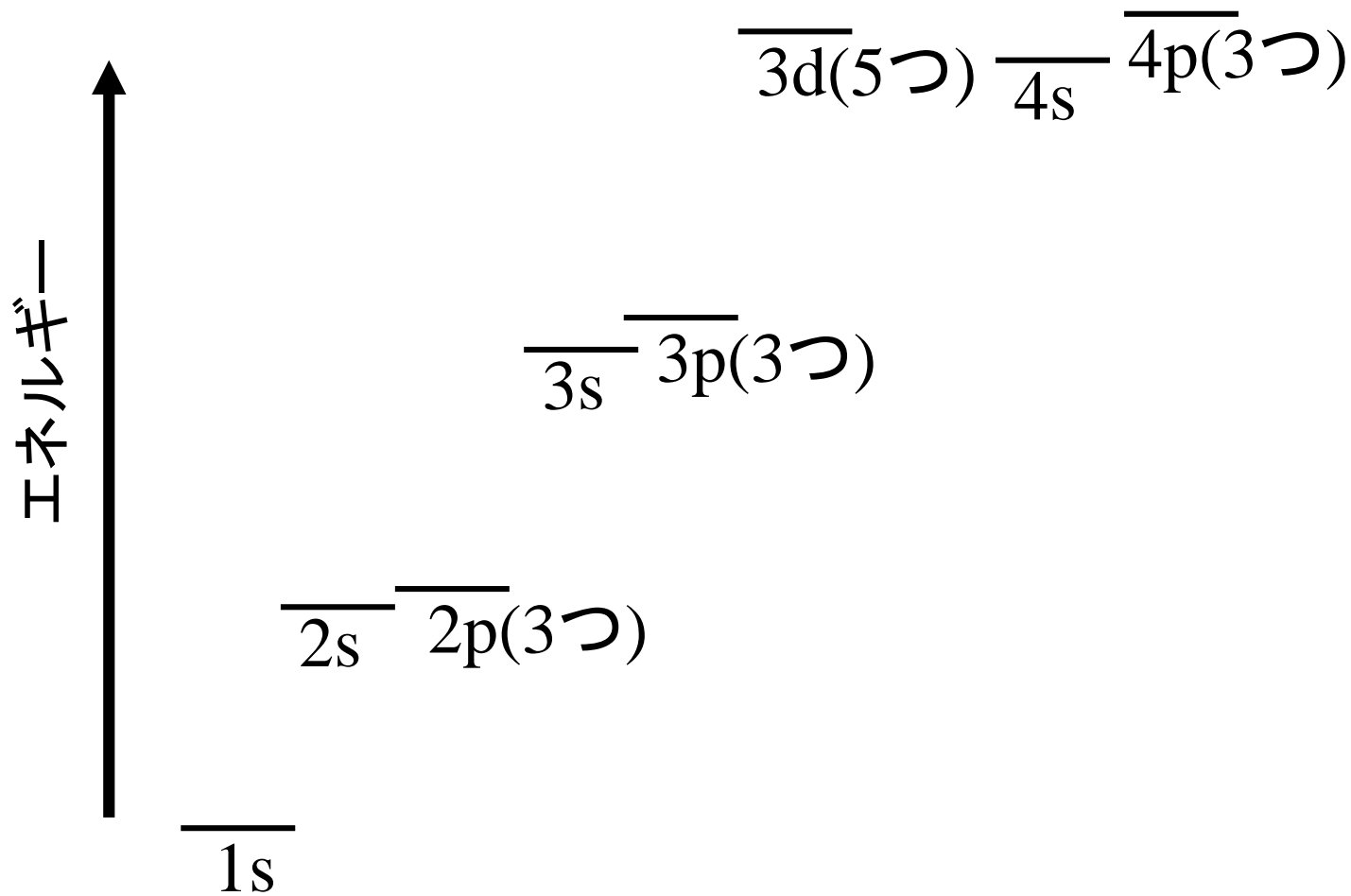
原子番号が増えるとうなるか



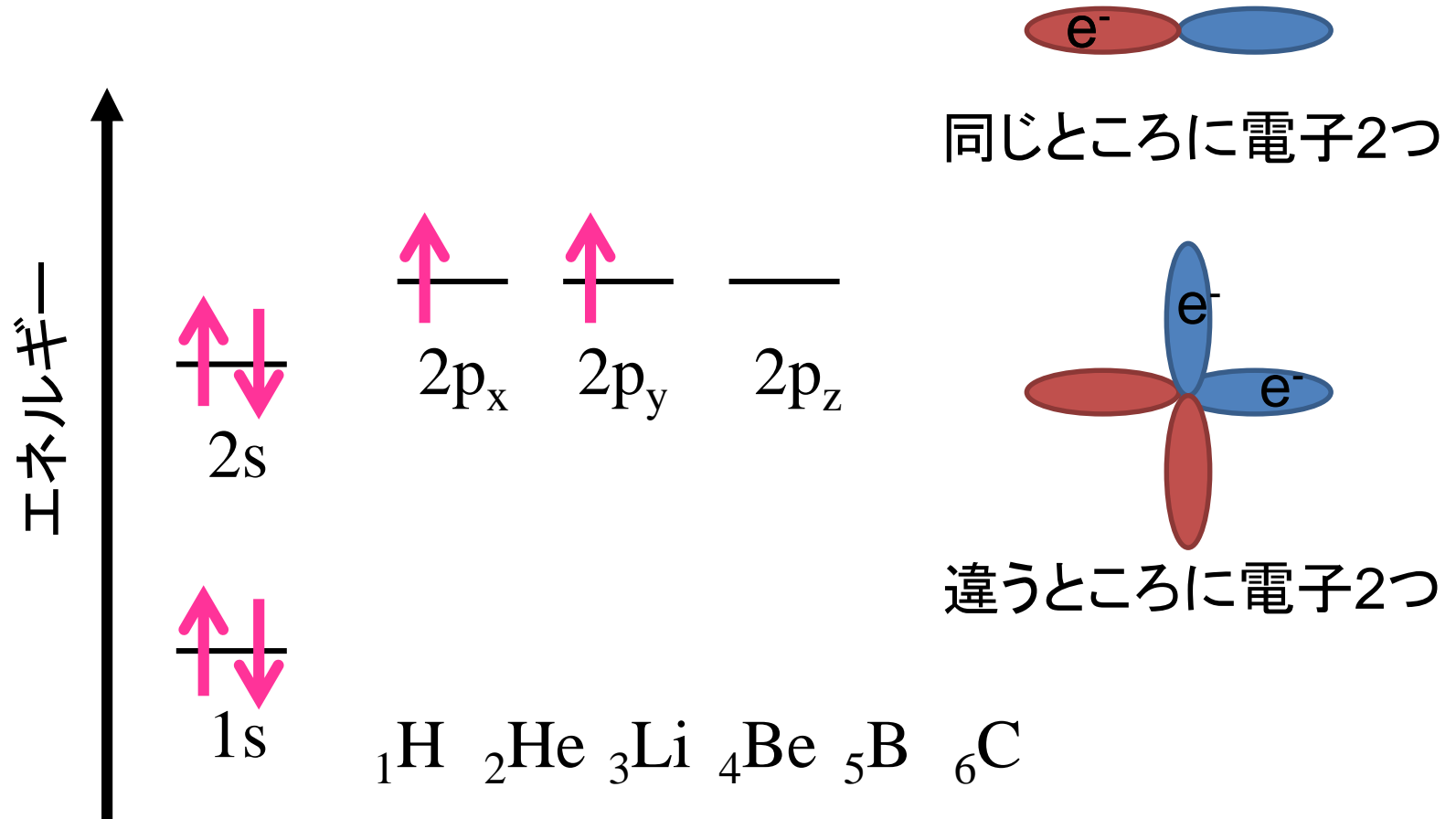
2. 同じ主量子数なら, sよりp, pよりdの方が遮蔽を多く受ける(=エネルギーが高い)

実際の軌道のエネルギー

$\overline{4f(7つ)}$
 $4d(5つ)$



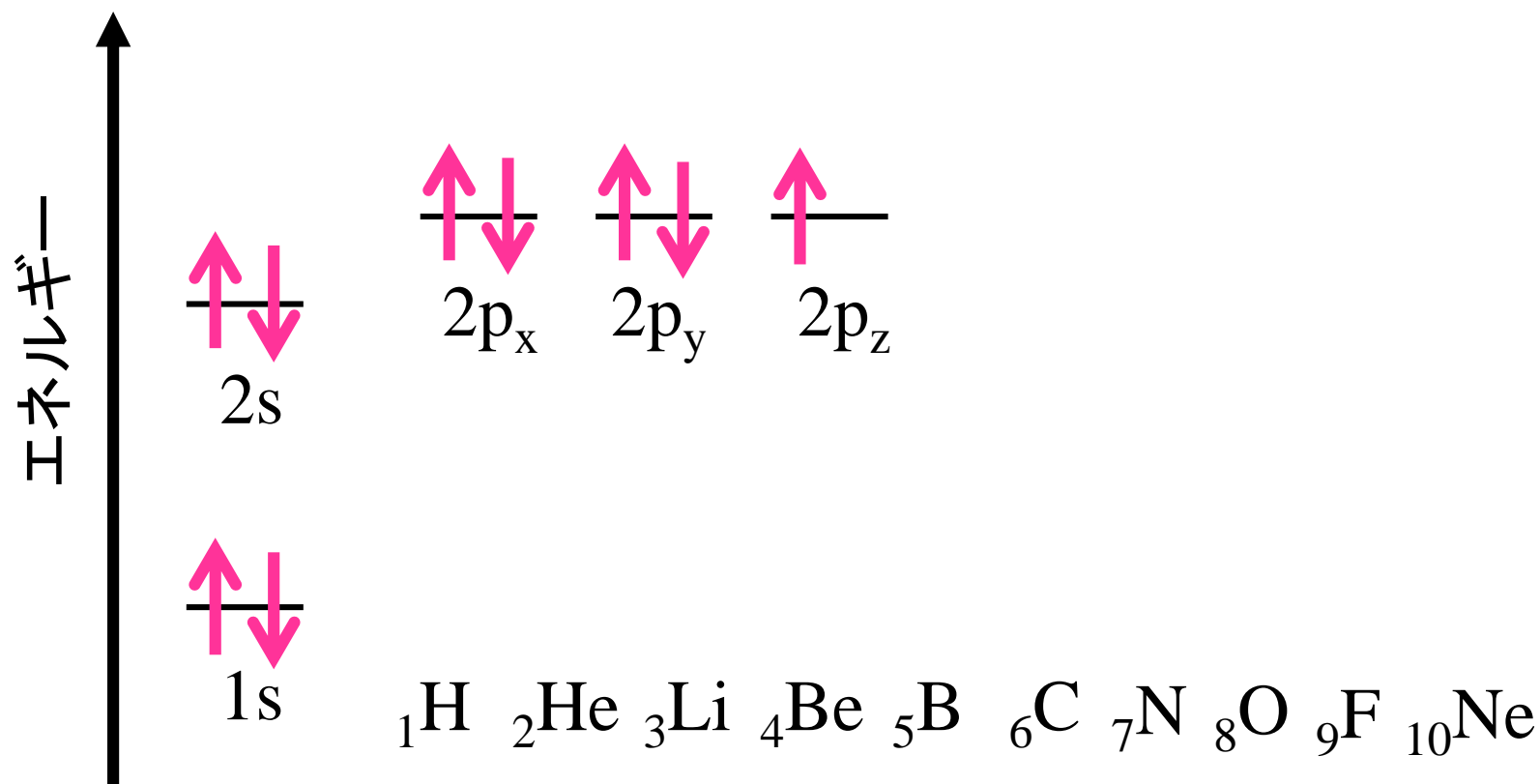
あとは、エネルギーの低い順に電子を詰めていく。

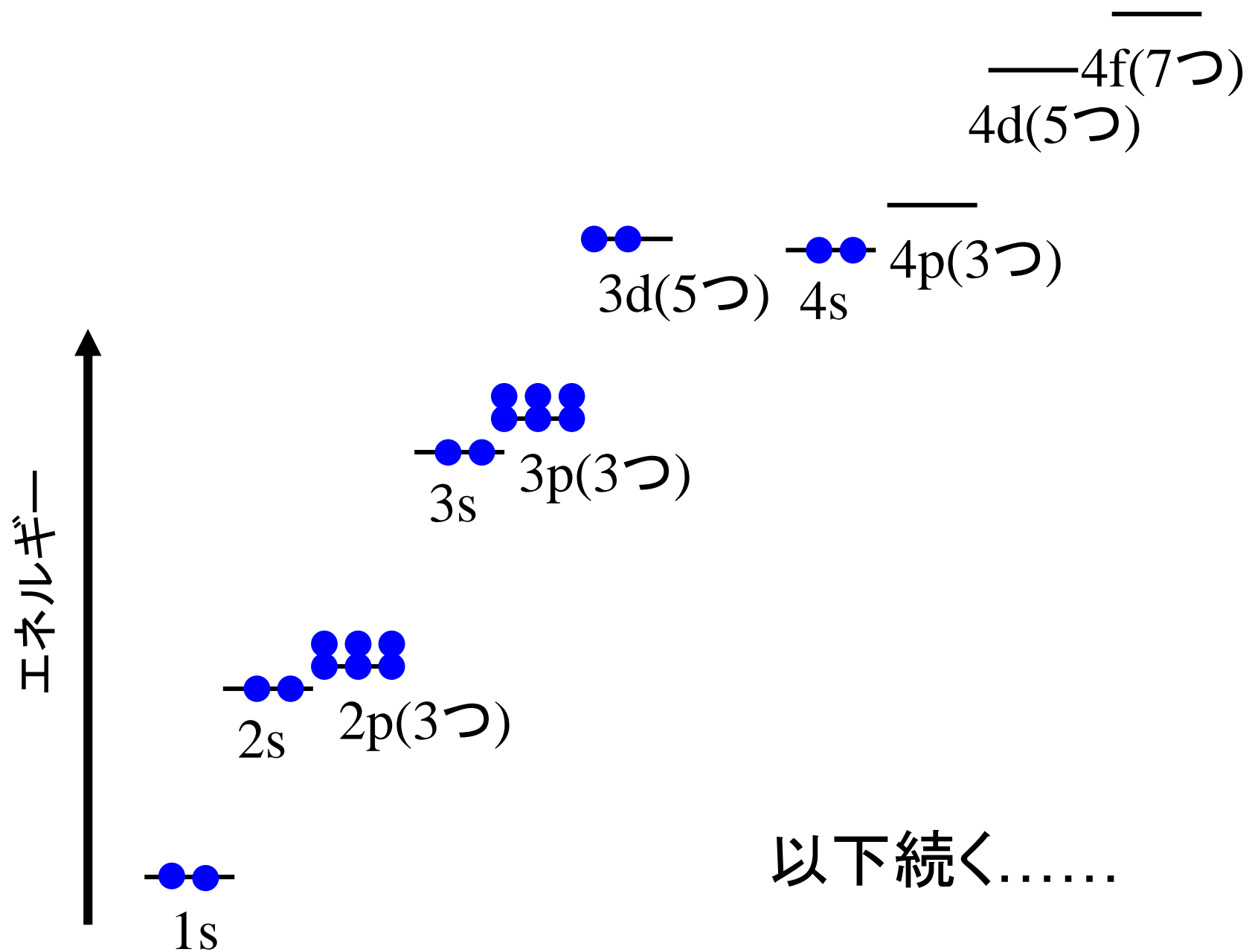


違う軌道に入った方が反発が少ない

さらに、電子はスピンの同じ向きの方が安定(フント則)

あとは、エネルギーの低い順に電子を詰めていく。



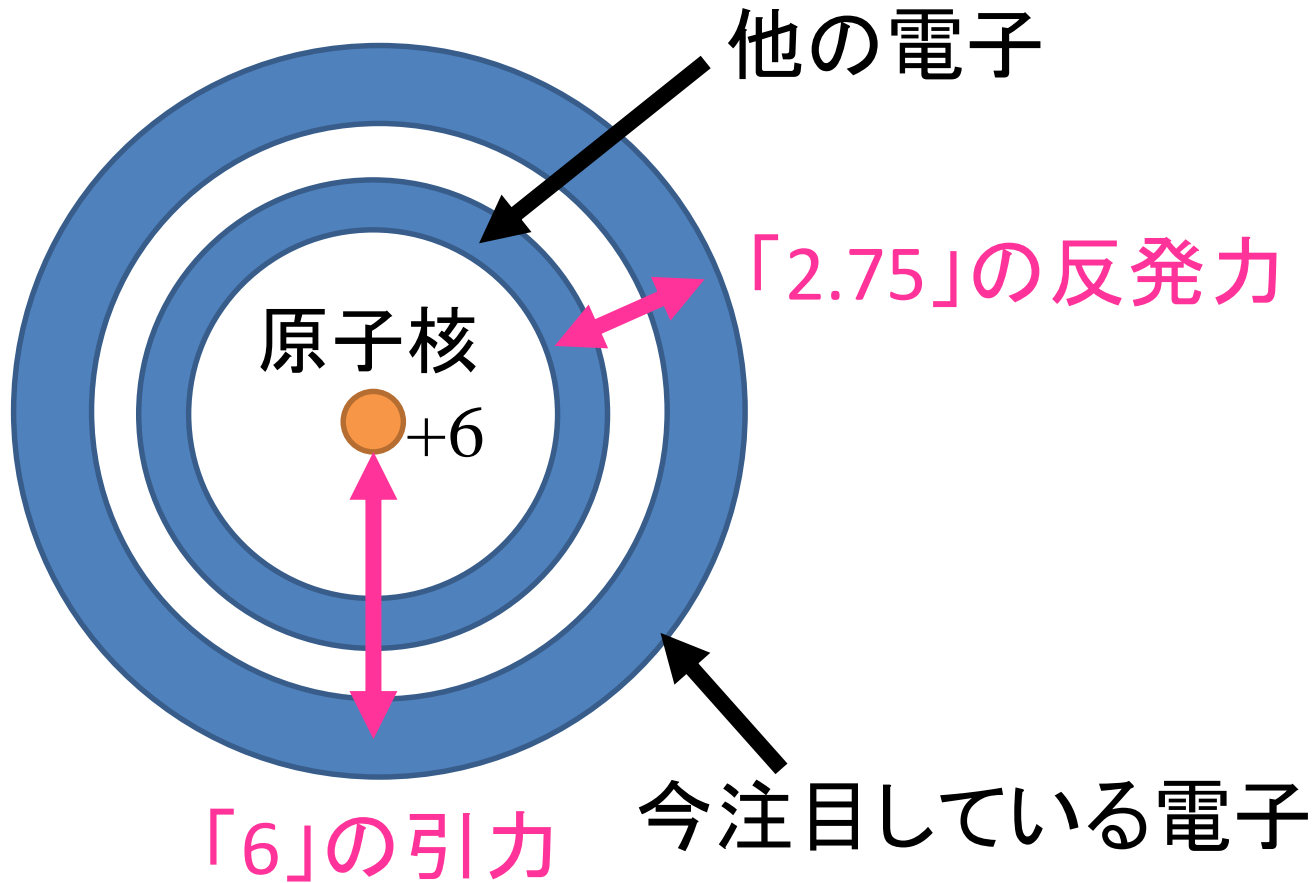


d軌道(およびf軌道)への電子の入り方は、
いろいろ細かい話があるので省略

『スレーターの規則』と有効核電荷
※とても重要なので必ず理解すること！

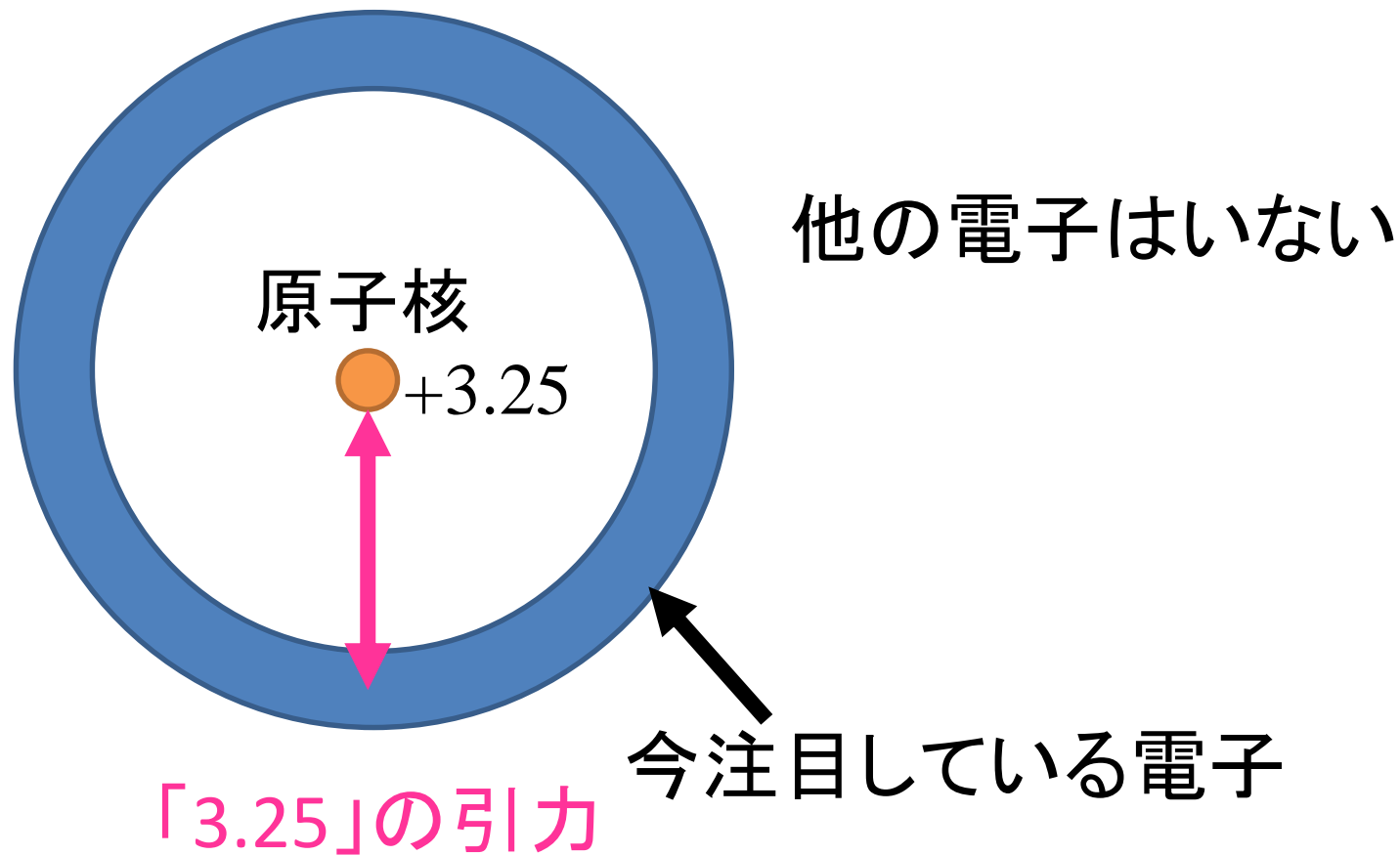
有効核電荷

『原子核の電荷』から『遮蔽効果』を差し引いたもの



$$\text{有効核電荷} = 6 - 2.75 = 3.25$$

有効核電荷が3.25というのは、
今注目している電子からすると.....



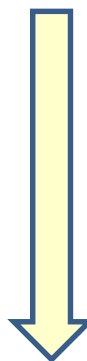
という状態とほぼ等しい, という意味になる.

有効核電荷が大きい(核の電荷から遮蔽を引いた残りが大きい)とはどういうことか？

原子核が、電子を強い力で引きつけている

⇒ 原子核と電子がバラバラにいる時 ($E=0$) より、エネルギーが非常に低い(かなりマイナス)

 原子中: 強い引力で束縛

 引きはがす = エネルギーをゼロにするのに、大きなエネルギーを加える必要がある。



エネルギーゼロ = 相互作用が無いぐらい遠い時

「同じ軌道なら」, 有効核電荷の大小によってこう違う

最外殻電子から見た有効核電荷が大きい

- 最外殻電子は原子核に強く引きつけられている
 - ・その原子から電子を引き抜くのは大変
 - その原子は正イオンになりにくい
 - ・電子は原子核に近づく(半径が小さい)

最外殻電子から見た有効核電荷が小さい

- 原子核が最外殻電子を引っ張る力が弱い
 - ・電子を引き抜きやすく正イオンになりやすい
 - ・電子は核から遠くなりやすい(半径が大き)

有効核電荷は、原子の性質を考える上で重要な情報。
これを何とか簡単に求める手法はないだろうか？

有効核電荷の特徴：

- ・原子核の電荷 - 電子による反発(遮蔽)
- ・量子数が大きい(=外側)の電子は無関係
- ・遮蔽効果は $f > d > p > s$ の順に効く(貫入)

有効核電荷の近似値を簡単に見積もる方法

「スレーターの規則」

スレーターの規則

原子中の、主量子数 n のある1つの電子への遮蔽

1. 主量子数が n より大きい電子は無関係
2. 同じ主量子数の電子の遮蔽効果は0.35(*)
3. 主量子数が $n-1$ (1つ下) の電子による遮蔽は0.85
4. 主量子数が $n-2$ 以下の電子による遮蔽は1

*細かいことを言うと、1s電子の1s電子に対する遮蔽の係数は0.30になるが、今のところはあまりそこまで気にしなくとも良い。またd, f電子が関係する場合にはもう少し細かい規則があるのだが、今のところそれも考えないことにしよう、

具体例1: He原子中の電子の場合

電子配置: $(1s)^2$

最外殻の電子から見た核の電荷

2(核の電荷)

— 0.35×1 (同じ主量子数の電子が1つ)
(*細かい話を考慮するなら, 0.30×1)

= 1.65
(*同, 1.70)

He中の電子は, 中心電荷が+1.65価の原子の1s軌道に入った電子のように振る舞う.

(水素原子より遙かに強く束縛されているが, 本来の+2価よりは電子の反発のせいで弱くなっている)

具体例2: 炭素原子中の最外殻電子の場合

電子配置: $(1s)^2(2s)^2(2p)^2$

最外殻の電子(2s, 2p)から見た核の電荷
6(核の電荷)

$$\begin{aligned} & - 0.35 \times 3 \text{ (同じ主量子数の電子が3つ)} \\ & - 0.85 \times 2 \text{ (1つ下の主量子数の電子が2つ)} \\ & = 3.25 \end{aligned}$$

炭素の最外殻電子は, 中心電荷が+3.25価の原子の2s, 2p軌道に入った電子のように振る舞う.

*Heの時より見た目の核の電荷は大きいですが, 入る軌道が遠くなっているため実際の引力はもっと弱い.

具体例3: 炭素原子中の1s電子の場合

電子配置: $(1s)^2(2s)^2(2p)^2$

1s電子から見た核の電荷

6(核の電荷)

— 0×4 (上の主量子数の電子は無関係)

— 0.35×1 (同じ主量子数の電子が1つ)

= 5.65

炭素の1s電子は, 非常に強く原子核に引きつけられている(見た目の核電荷も大きいし, 入っている軌道も1sで原子核に非常に近い).

具体例4:Fの最外殻電子から見た有効核電荷

電子配置: $(1s)^2(2s)^2(2p)^5$

最外殻の電子(2s, 2p)から見た核の電荷

9(核の電荷)

$$\begin{aligned} & - 0.35 \times 6 \text{ (同じ主量子数の電子が6つ)} \\ & - 0.85 \times 2 \text{ (1つ下の主量子数の電子が2つ)} \\ & = 5.2 \end{aligned}$$

有効核電荷が大きく、電子を引きはがすのは大変.

具体例5: F^- の最外殻電子から見た有効核電荷

電子配置: $(1s)^2(2s)^2(2p)^6$

最外殻の電子(2s, 2p)から見た核の電荷

9(核の電荷)

$$\begin{aligned} & - 0.35 \times 7 \text{ (同じ主量子数の電子が7つ)} \\ & - 0.85 \times 2 \text{ (1つ下の主量子数の電子が2つ)} \\ & = 4.85 \end{aligned}$$

付け加わった電子に対する有効核電荷も十分大きく、負イオンになっても安定だろうと予想できる。

具体例6: F^{2-} の最外殻電子から見た有効核電荷

電子配置: $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^1$

最外殻の電子(3s)から見た核の電荷

9(核の電荷)

$$\begin{aligned} & - 0.85 \times 8 \text{ (1つ下の主量子数の電子が8つ)} \\ & - 1 \times 2 \text{ (2つ下の主量子数の電子が2つ)} \\ & = 0.2 \end{aligned}$$

有効核電荷が非常に小さく, 最外殻電子はすぐに外れてしまうと予想できる ($F^{2-} \rightarrow F^- + e^-$).

フッ素は-1価にはなりやすいが, -2価にはなりにくい.
(-2価になったとしても, 電子を保持できず F^- に戻る)

このスレーターの規則は，原子の性質や，周期表中の特性の違いなどを理解する上で非常に有効.
(イオン化のしやすさ，反応性など)

スレーターの規則の意味と，その計算法は必ず身につけるようにしてください.

注意！

有効核電荷は非常に重要な考え方だが、それだけで全てを説明できるわけではない。

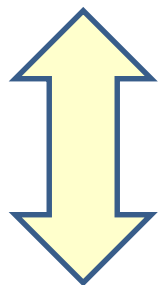
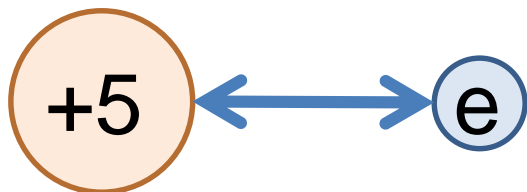
有効核電荷 \neq 原子核が電子を引っ張る力

「有効核電荷が大きければ電子は強く引きつけられている」というのは(間違っているとまでは言えないが)不正確。

電子がどの程度原子核に引っ張られているかを考えるには、主量子数(→電子が原子核からどのぐらい離れているか)も同時に考える必要がある。

例えば「有効核電荷が+5」という場合でも.....

軌道の主量子数:1(原子核に一番近い軌道)



同じ有効核電荷でも、
感じる引力は全然違う

軌道の主量子数:3(原子核からやや離れた軌道)



同じ軌道で比較する時(2pと2p, 5sと5sなど)

有効核電荷が大きい \Rightarrow 強い引力

同じ有効核電荷で比較する時

主量子数が小さい \Rightarrow 核に近く強い引力

「有効核電荷の大小」と「主量子数の大小」
両方を考えないと電子と原子核の引力はわからない。

注意その2

スレーターの規則は非常に単純化した規則であり, s軌道とp軌道の違いは無視している.

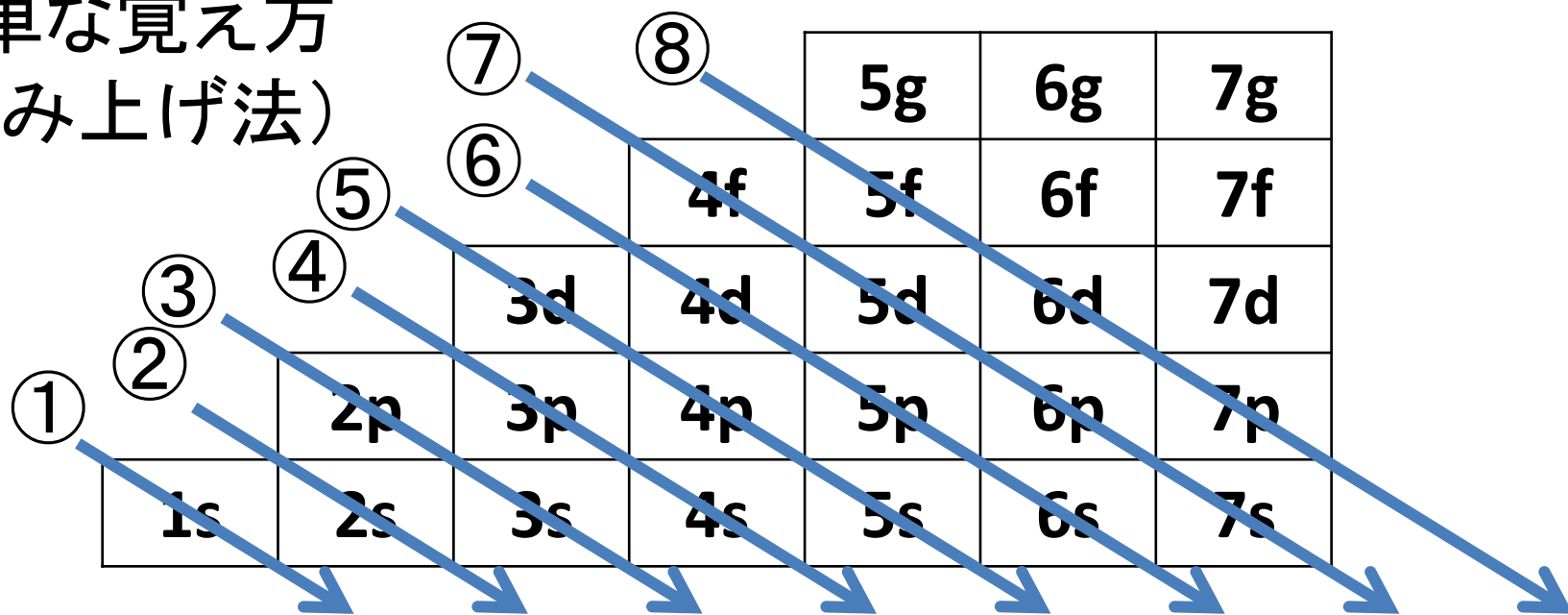
そのためこれら2つの軌道のエネルギー差は, スレーターの規則からは絶対に出てこない!

では、軌道のエネルギーの違いをもとに
「電子配置」を見ていこう

電子はエネルギーの低い軌道から詰まっていく。
各軌道に電子は2つずつ(↑スピンと↓スピン)。

軌道のエネルギーの順序は？

簡単な覚え方
(積み上げ法)



1s → 2s → 2p → 3s → 3p → 4s → 3d → 4p → 5s.....
(ただし, 4s-3d, 5s-4d, 6s-4f-5d, 5f-6dの差は小さい)

この規則に従い，周期表の元素に電子を割り当てる

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	1s ¹																		1s ²
2	2s ¹	2s ²											2s ²	2s ²	2s ²	2s ²	2s ²	2s ²	2s ²
3	3s ¹	3s ²											3s ²	3s ²	3s ²	3s ²	3s ²	3s ²	3s ²
4	4s ¹	4s ²	4s ²	4s ²	4s ²	4s ¹	4s ²	4s ²	4s ²	4s ²	4s ²	4s ²	4s ²	4s ²	4s ²	4s ²	4s ²	4s ²	4s ²
5	5s ¹	5s ²	5s ²	5s ²	5s ¹	5s ¹	5s ¹	5s ¹	5s ¹	5s ⁰	5s ¹	5s ²	5s ²	5s ²	5s ²	5s ²	5s ²	5s ²	5s ²
6	6s ¹	6s ²	La*	6s ²	6s ²	6s ²	6s ²	6s ²	6s ²	6s ¹	6s ¹	6s ²	6s ²	6s ²	6s ²	6s ²	6s ²	6s ²	6s ²
7	7s ¹	7s ²	Ac*	7s ²	7s ²	7s ²	7s ²	7s ²	7s ²	7s ¹	7s ²	7s ²	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og	

1s → 2s → 2p → 3s → 3p → 4s → 3d
 → 4p → 5s → 4d → 5p → 6s → 4f →
 5d → 6p → 7s → 5f → 6d.....

La:ランタノイド

4f ⁰	4f ¹	4f ³	4f ⁴	4f ⁵	4f ⁶	4f ⁷	4f ⁷	4f ⁹	4f ¹⁰	4f ¹¹	4f ¹²	4f ¹³	4f ¹⁴	4f ¹⁴
5d ¹	5d ¹						5d ¹							5d ¹

Ac:アクチノイド

5f ⁰	5f ⁰	5f ²	5f ³	5f ⁴			5f ⁷							5f ¹⁴
6d ¹	6d ²	6d ¹	6d ¹	6d ¹	5f ⁶	5f ⁷	6d ¹	5f ⁹	5f ¹⁰	5f ¹¹	5f ¹²	5f ¹³	5f ¹⁴	6d ¹

sブロック元素：最外殻がs軌道

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1s ¹																	1s ²
2	2s ¹	2s ²											B	C	N	O	F	Ne
3	3s ¹	3s ²											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	4s ¹	4s ²	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	5s ¹	5s ²	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	6s ¹	6s ²	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	7s ¹	7s ²	Ac*	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

La:ランタノイド

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

Ac:アクチノイド

Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
----	----	----	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

pブロック元素: 最外殻がs+p (p軌道に電子が詰まっていく)

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be											2s ²	2s ²	2s ²	2s ²	2s ²	2s ²
													2p ¹	2p ²	2p ³	2p ⁴	2p ⁵	2p ⁶
3	Na	Mg											3s ²	3s ²	3s ²	3s ²	3s ²	3s ²
													3p ¹	3p ²	3p ³	3p ⁴	3p ⁵	3p ⁶
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	4s ²	4s ²	4s ²	4s ²	4s ²	4s ²
													4p ¹	4p ²	4p ³	4p ⁴	4p ⁵	4p ⁶
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	5s ²	5s ²	5s ²	5s ²	5s ²	5s ²
													5p ¹	5p ²	5p ³	5p ⁴	5p ⁵	5p ⁶
6	Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	6s ²	6s ²	6s ²	6s ²	6s ²	6s ²
													6p ¹	6p ²	6p ³	6p ⁴	6p ⁵	6p ⁶
7	Fr	Ra	Ac*	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

La:ランタノイド

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

Ac:アクチノイド

Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
----	----	----	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

典型元素：縦方向（同族）で最外殻の電子配置がそっくり

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

1	1s ¹																	1s ²	
2	2s ¹	2s ²																	2s ² 2p ¹ 2p ² 2p ³ 2p ⁴ 2p ⁵ 2p ⁶
3	3s ¹	3s ²																	3s ² 3p ¹ 3p ² 3p ³ 3p ⁴ 3p ⁵ 3p ⁶
4	4s ¹	4s ²	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn							4s ² 4p ¹ 4p ² 4p ³ 4p ⁴ 4p ⁵ 4p ⁶
5	5s ¹	5s ²	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd							5s ² 5p ¹ 5p ² 5p ³ 5p ⁴ 5p ⁵ 5p ⁶
6	6s ¹	6s ²	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg							6s ² 6p ¹ 6p ² 6p ³ 6p ⁴ 6p ⁵ 6p ⁶
7	7s ¹	7s ²	Ac*	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og	

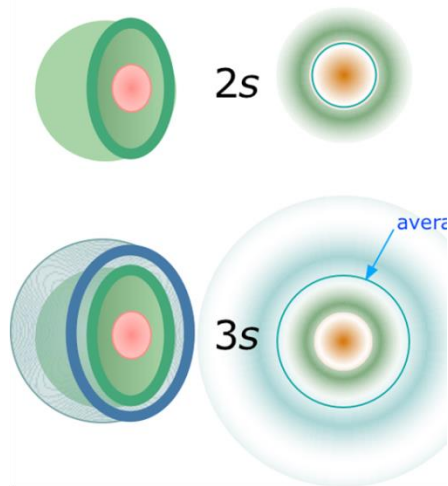
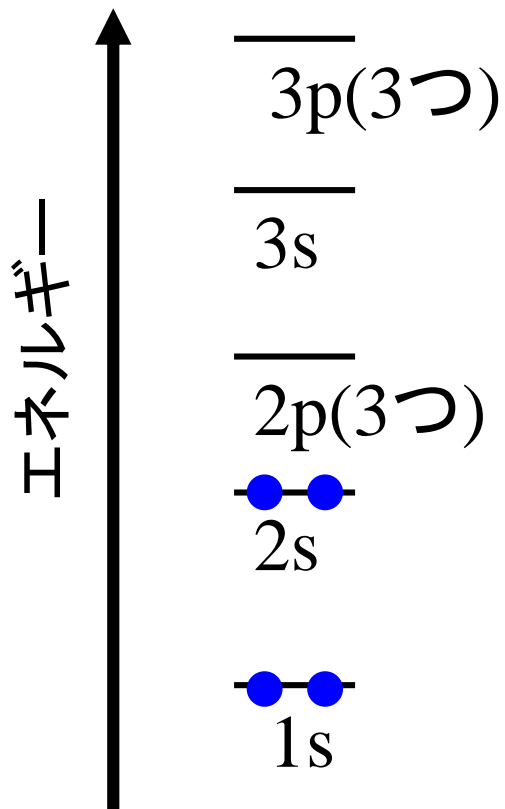
主量子数以外は同じ
→ 性質が縦で似てくる
（「周期」の原因）

La:ランタノイド

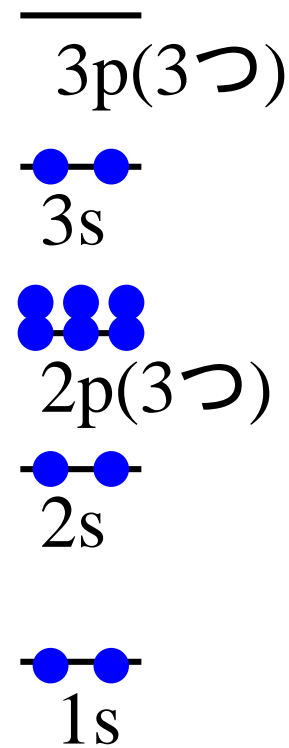
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

Ac:アクチノイド

Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
----	----	----	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

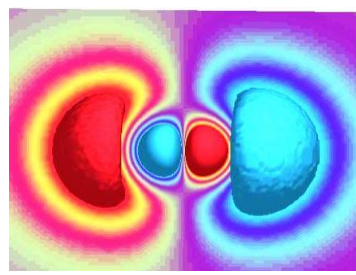
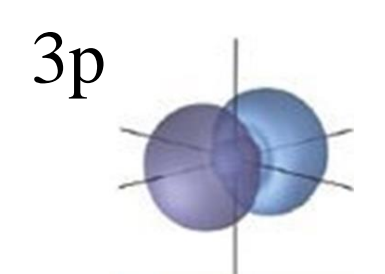
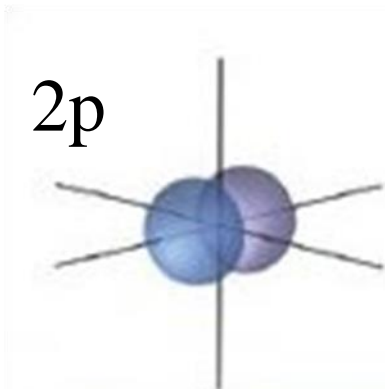
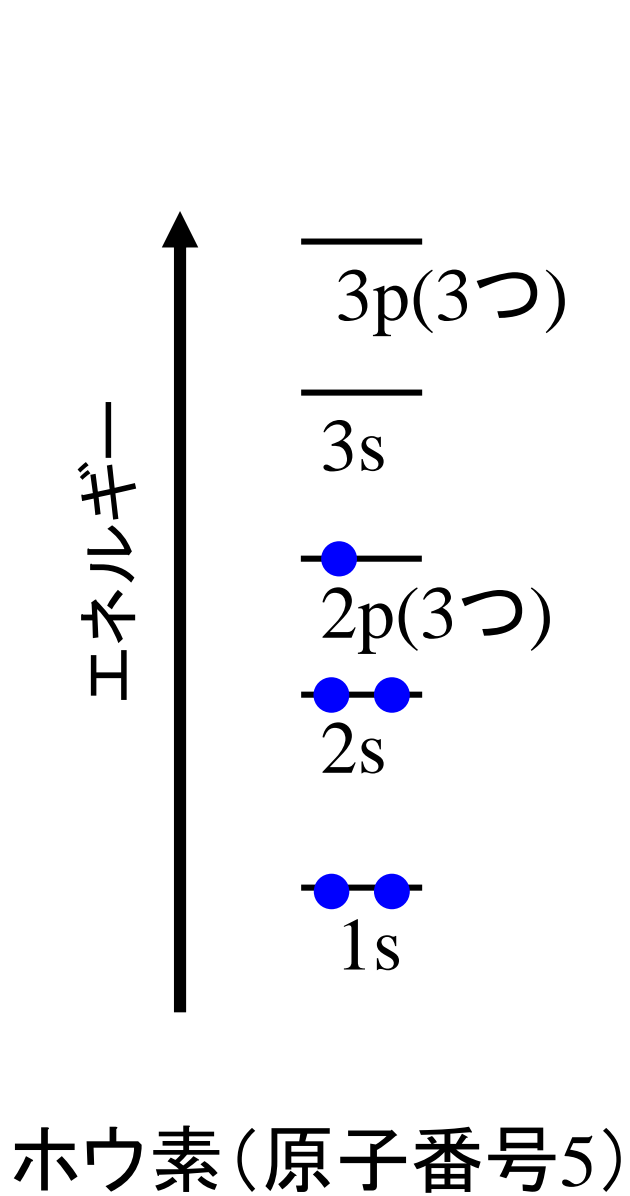


遠くから見ると
そっくり



ベリリウム(原子番号4)

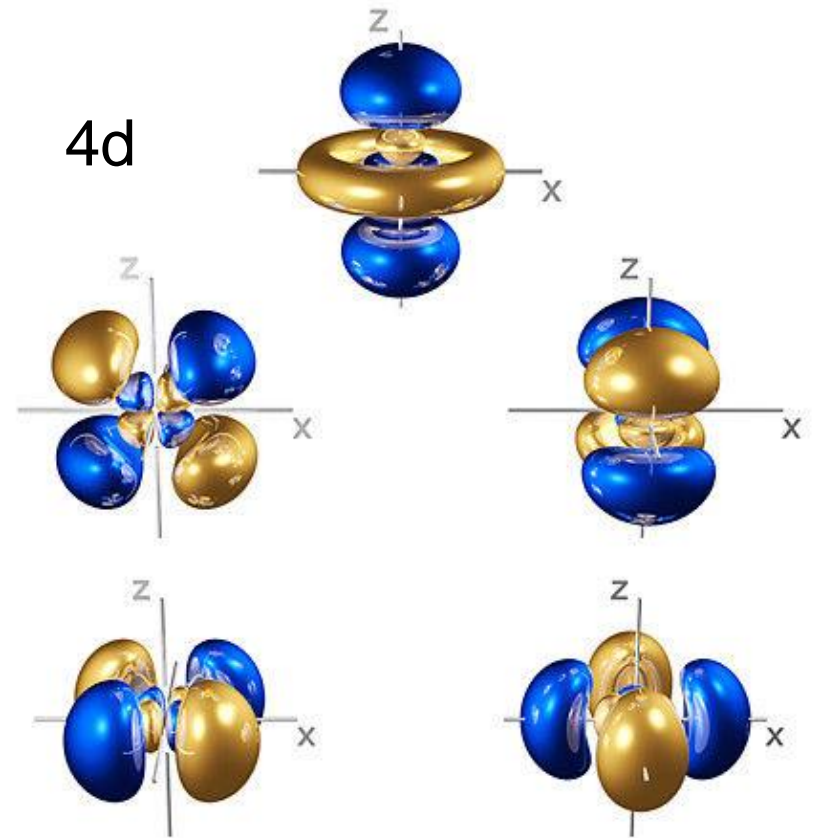
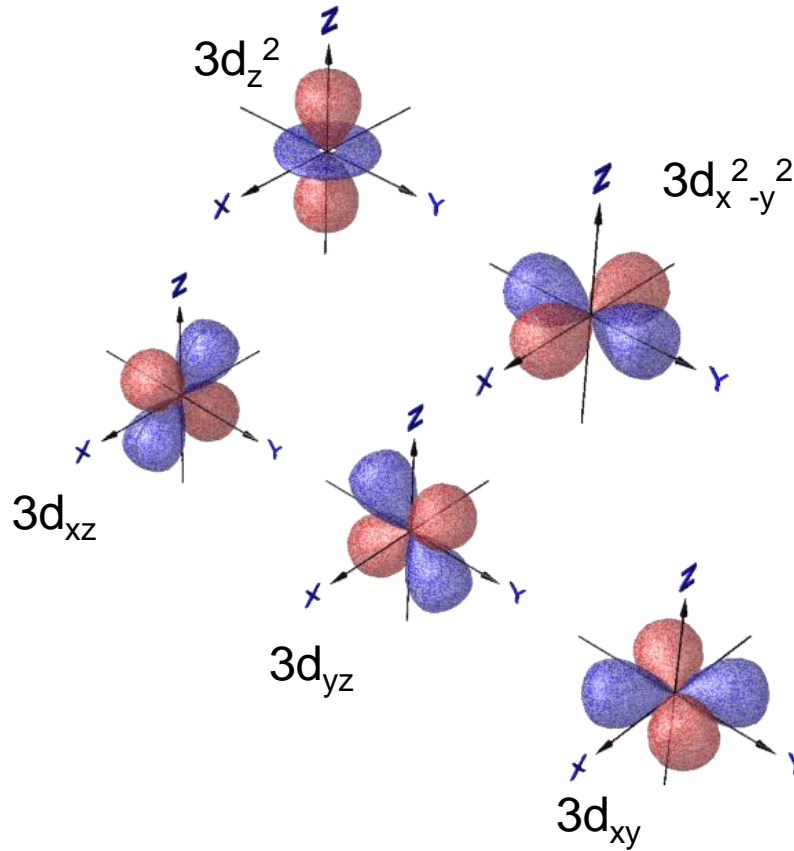
マグネシウム(原子番号12)



遠くから見ると
そっくり



典型元素では関係無いが，d軌道も同じように似た形状



SCIENCEPHOTOLIBRARY

(3d) http://faculty.concordia.ca/bird/c241/notes_ch2-cwp.html
(4d) <http://www.sciencephoto.com/media/2190/enlarge>

最外殻(一番外側で, 他の原子との相互作用に関わる)の電子配置が変化していくs, pブロック元素

→ 典型元素 と呼ばれる

最外殻の電子数が変わるので, 原子番号が1つ増えると化学的性質が大きく変化する.

一方, 周期を縦にずれても最外殻の軌道が似ているので

- ・結合を何本作れるか
- ・どんな角度で結合を作りやすいか
- ・電子を出しやすいか, 奪いやすいか

などの化学的性質が縦方向でそこそこ似てくる.

ただし、下の元素ほど最外殻の主量子数が増えるので

- 電子が遠くなり、半径が少し増える
- 電子のエネルギーが高くなり、正イオンになりやすい
(電子を放出しやすい)

と言った違いが出てくる.

dブロック元素:「内殻」のd軌道に電子が詰まっていく

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

1	H																He	
2	Li	Be																
3	Na	Mg																
4	K	Ca	4s ² 3d ¹	4s ² 3d ²	4s ² 3d ³	4s ¹ 3d ⁵	4s ² 3d ⁵	4s ² 3d ⁶	4s ² 3d ⁷	4s ² 3d ⁸	4s ² 3d ⁹	4s ² 3d ¹⁰						
5	Rb	Sr	5s ² 4d ¹	5s ² 4d ²	5s ¹ 4d ⁴	5s ¹ 4d ⁵	5s ¹ 4d ⁶	5s ¹ 4d ⁷	5s ¹ 4d ⁸	5s ⁰ 4d ¹⁰	5s ¹ 4d ¹⁰	5s ² 4d ¹⁰						
6	Cs	Ba	La*	6s ² 5d ²	6s ² 5d ³	6s ² 5d ⁴	6s ² 5d ⁵	6s ² 5d ⁶	6s ² 5d ⁷	6s ¹ 5d ⁹	6s ¹ 5d ¹⁰	6s ² 5d ¹⁰						
7	Fr	Ra	Ac*	7s ² 6d ²	7s ² 6d ³	7s ² 6d ⁴	7s ² 6d ⁵	7s ² 6d ⁶	7s ² 6d ⁷	7s ¹ 6d ⁹	7s ² 6d ⁹	7s ² 6d ¹⁰						

最外殻はあまり変化無し
→ 化学的性質が似てくる

La:ランタノイド

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

Ac:アクチノイド

Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
----	----	----	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

最外殻の電子配置がほぼ変わらないd, fブロック元素

→ 遷移元素 と呼ばれる

最外殻の電子数がほぼ変わらないので、原子番号が変化しても化学的性質がよく似ている。

特にfブロック元素のランタノイドの元素同士、アクチノイドの元素同士は非常に似通った性質を示す。

例えばランタノイドは元素の性質が非常によく似ているので、セラミック中のあるランタノイドを違うランタノイドで置き換えた化合物の作成が容易（物性の微調整が可能）。

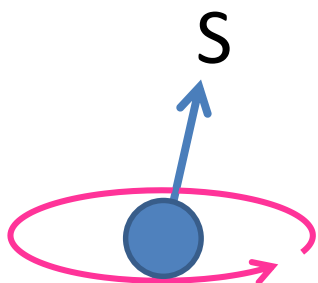
化学的性質がそっくりなため、鉱物中にはランタノイド15種が混ざって存在している（15人兄弟）。

dブロック元素, fブロック元素の電子の入り方はちょっと特殊です.

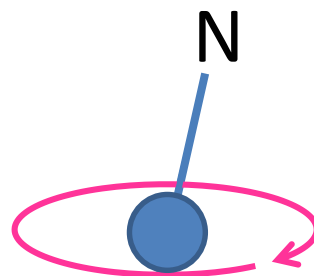
この辺りはかなり細かい話になるので, 興味のある方は私の基礎無機化学の方の講義資料などを参照のこと.

遷移元素(d, fブロック元素)の大きな特徴:磁性

電子は「スピン」を持ち小さな磁石として働く。



上向きスピンの
電子



下向きスピンの
電子

一つの軌道に電子が2つ(↑と↓のペア)入ったり,
結合を作る(この時も1つの軌道に2つ電子が入る)と,
(普通は)この「磁石」は打ち消し合う。

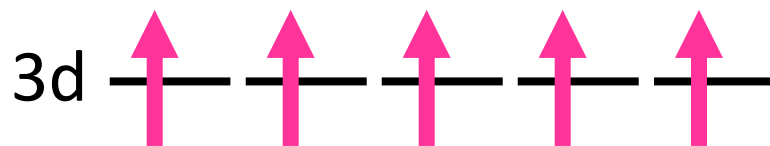
ところが遷移元素の場合

1. 軌道が多数同じエネルギーに存在
(d軌道で5つ, f軌道なら7つ)

→ 電子がペアになっていないことが多い

2. d軌道やf軌道は内殻の軌道

→ 電子が結合に参加せず, ここでもペアにならない



この生き残った「スピン」が, 磁石として働く

とりあえず, 今日にはこれだけは覚えておこう

有効核電荷

核から受ける引力 - 他の電子からの反発
大きいと電子を引き付ける力が強い.

→ 電子のエネルギーが低く, 抜けにくい

遮蔽効果: s軌道で小さく, p, d, fと順に大きくなる

遮蔽が大きい = 引力が電子に遮られている

スレーターの規則 (有効核電荷の簡便な見積もり)

電子配置と周期表

同族元素 (上下) で最外殻の電子配置が類似

→ 化学的性質が似てくる原因

横方向では最外殻の電子数に差 → 違う性質

d, fブロック元素: 最外殻同じで性質が似る