

无机化学

第三章 原子结构

任课教师：贾卫国

专 业：05级化学

时 间：2005.10

地 点：生化楼教室

安徽师范大学化学与材料科学学院

教学要求：

1. 初步了解原子核外电子运动的近代概念、原子能级、波粒二象性、原子轨道（波函数）和电子云概念；
2. 了解四个量子数对核外电子运动状态的描述，掌握四个量子数的物理意义、取值范围；
3. 熟悉 s 、 p 、 d 原子轨道的形状和方向；
4. 理解原子结构的近似能级图，掌握原子核外电子排布的一般规则和 s 、 p 、 d 、 f 区元素的原子结构特点；
5. 会从原子的电子层结构了解元素性质，熟悉原子半径、电离能、电子亲和能和电负性的周期性变化。

教学内容：

1. 核外电子的运动状态
2. 核外电子的排布和元素周期律
3. 元素基本性质的周期性



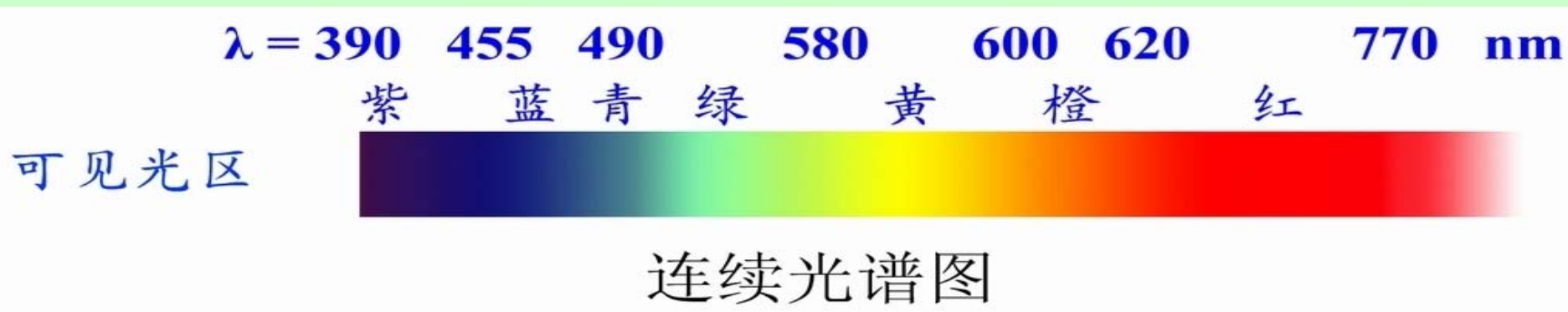
第一节：核外电子的运动状态

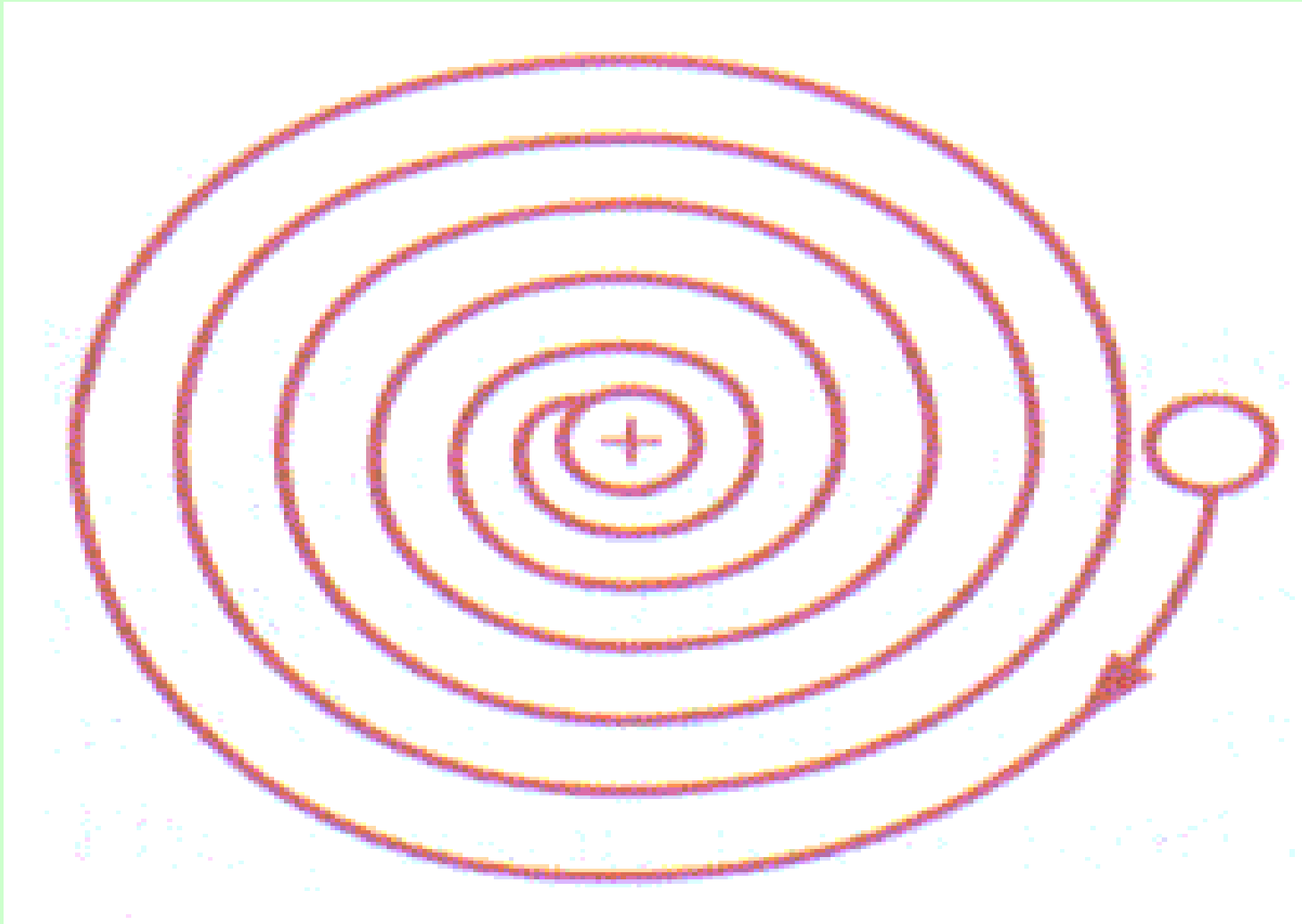
一、原子结构理论的发展简史

- 1、古代希腊的原子理论
- 2、道尔顿的原子理论--19世纪初
- 3、卢瑟福的行星式原子模型----19世纪末
- 4、近代原子结构理论-----氢原子光谱

二、光和电磁辐射

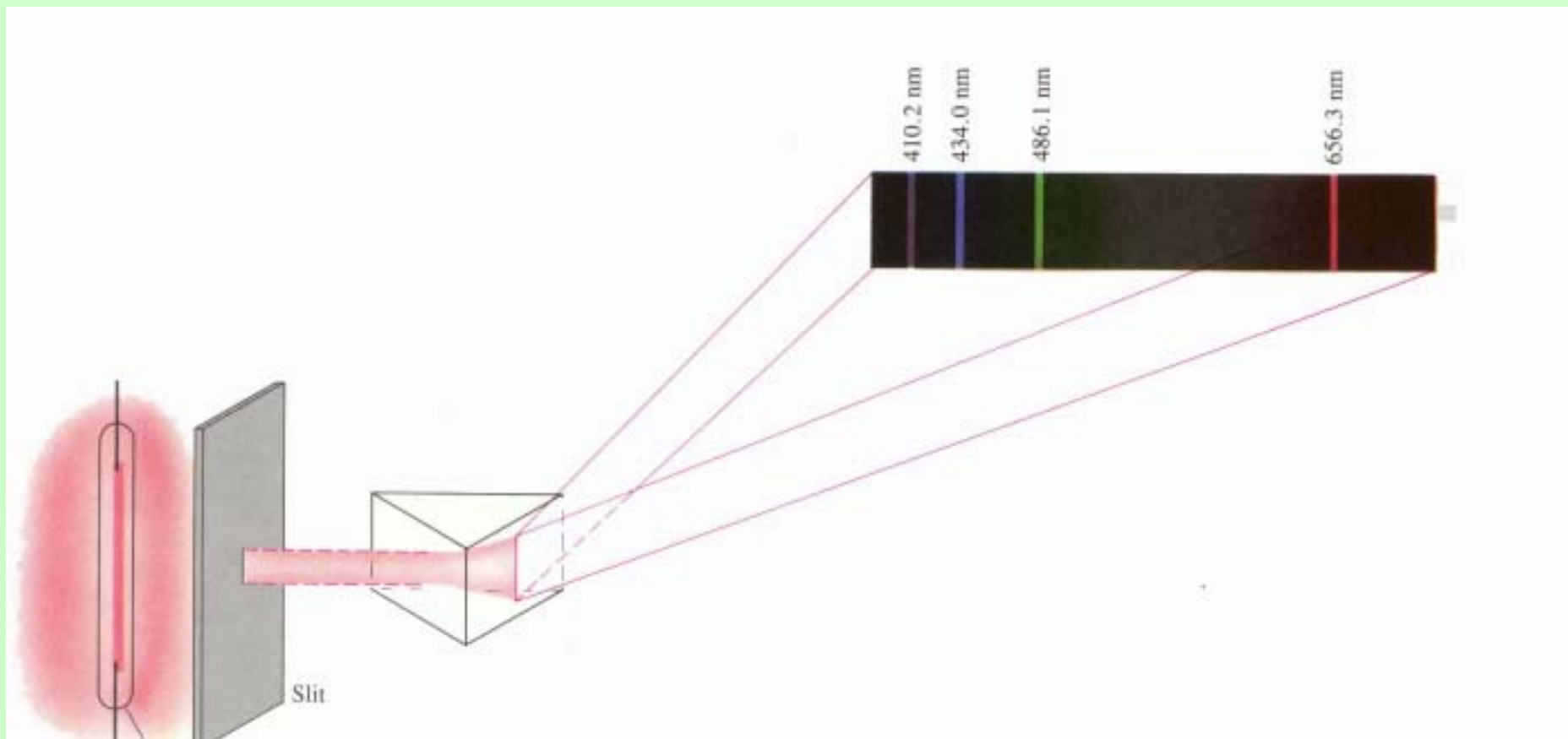
1.连续光谱





an unsatisfactory atomic model

2. 氢原子光谱



氢原子光谱（原子发射光谱）

a. 氢原子光谱特点

I. 不连续的线状光谱

II. 谱线频率符合

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

b.经典电磁理论不能解释氢原子光谱：

经典电磁理论：

电子绕核作高速圆周运动，发出连续电磁波 连续光谱
，电子能量 坠入原子核 原子湮灭

事实：

氢原子光谱是线状（而不是连续光谱）；
原子没有湮灭。

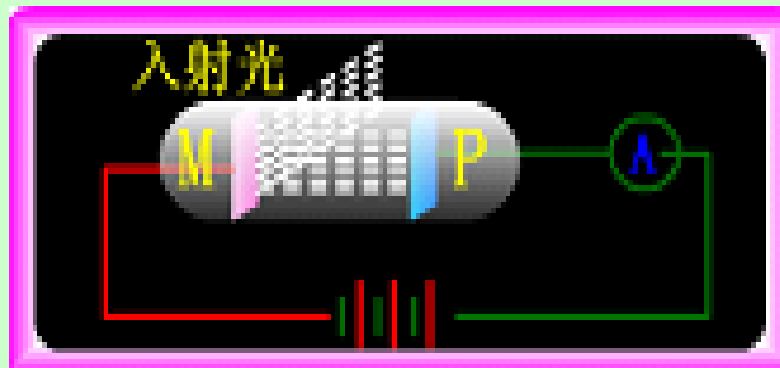
3、玻尔（N.Bohr）原子结构理论

Plank 公式

$$E = h\nu$$

$$h = 6.626 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}_0$$

光电效应

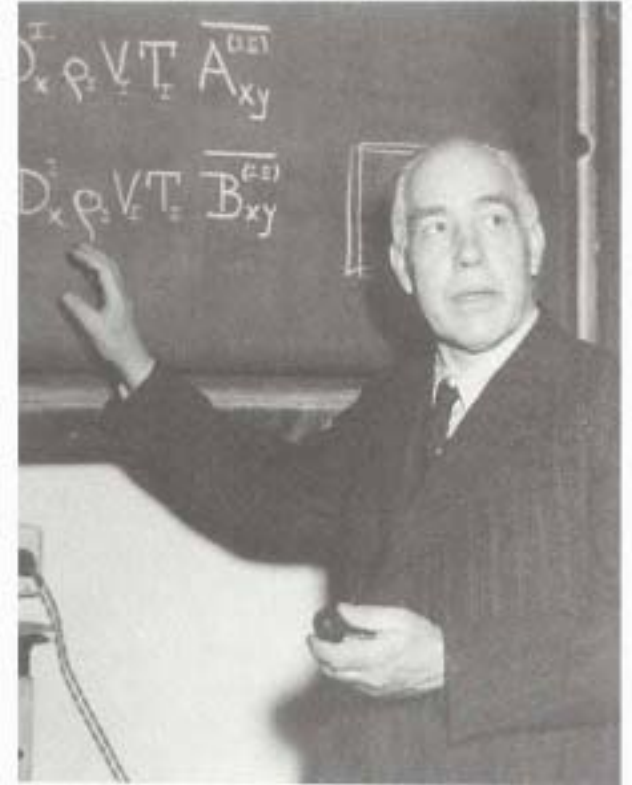


The photoelectric effect

1913年，丹麦物理学家**N.Bohr**根据量子论，光子学说和有核模型提出

Bohr 理论的主要内容

I. 玻尔模型认为，电子只能在若干圆形的固定轨道上绕核运动。固定轨道是指符合一定条件的轨道，这个条件是，电子的轨道角动量 L 只能等于 $h/(2\pi)$ 的整数倍：



$$L = mvr = n \frac{h}{2\pi}$$

符合这种量子条件的“轨道”称为“稳定轨道”。电子在稳定轨道运动时，既不吸收，也不放出能量。

II. 关于轨道能量量子化的概念

电子轨道角动量的量子化也意味着能量量子化。即原子只能处于条件所限定的几个能态，不可能存在其他能态。

定态：

核外电子只能在有确定半径和能量的定态轨道上运动, 且不放出能量。

基态：

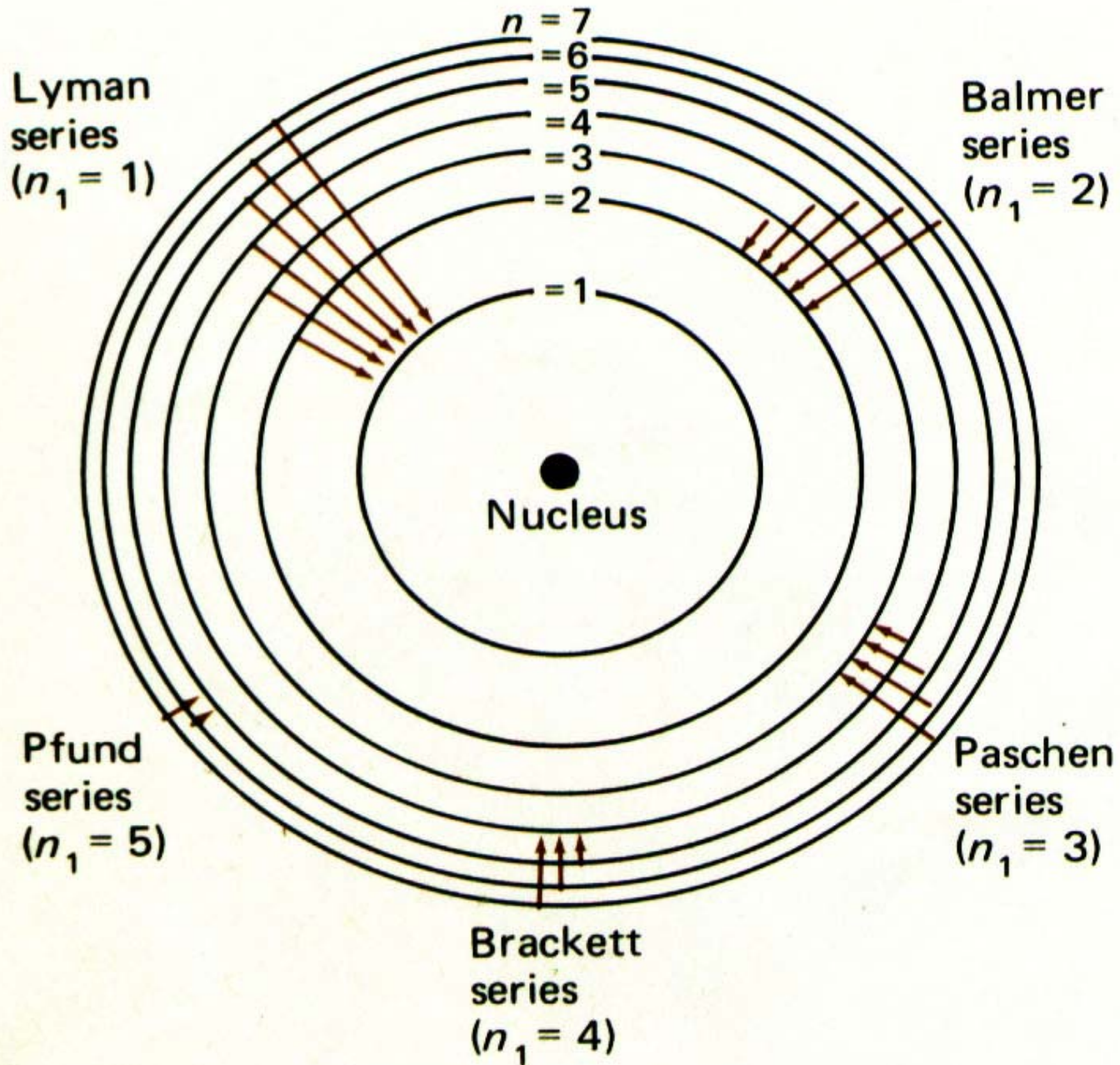
n 值为 1 的定态.通常电子保持在能量最低的这一基态。基态是能量最低即最稳定的状态。

激发态：

指除基态以外的其余定态，各激发态的能量随 n 值增大而增高，电子只有从外部吸收足够能量时才能到达激发态。

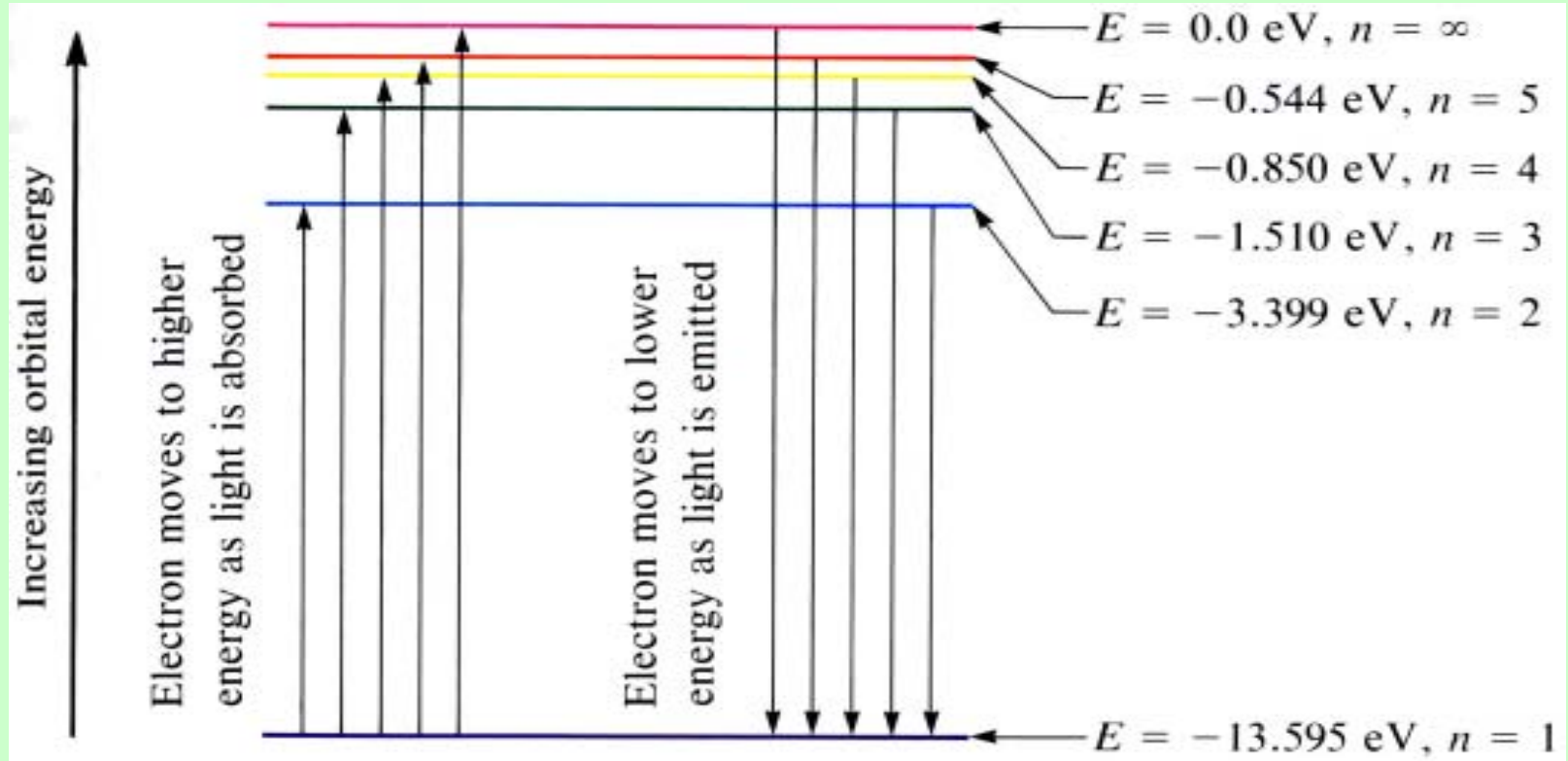
$$E = -\frac{Z^2}{n^2} \times 13.6\text{eV} \quad r = 52.9n^2 \text{ pm}$$

(只适用于氢原子或类氢离子)



III. 关于能量的吸收和发射

$$E = E_2 - E_1 = h\nu$$



波尔理论的成功之处

解释了 H 及 He^+ 、 Li^{2+} 、 B^{3+} 的原子光谱

说明了原子的稳定性

对其他发光现象（如 X 光的形成）也能解释

计算氢原子的电离能

波尔理论的不足之处

不能解释氢原子光谱的精细结构

不能解释氢原子光谱在磁场中的分裂

不能解释多电子原子的光谱

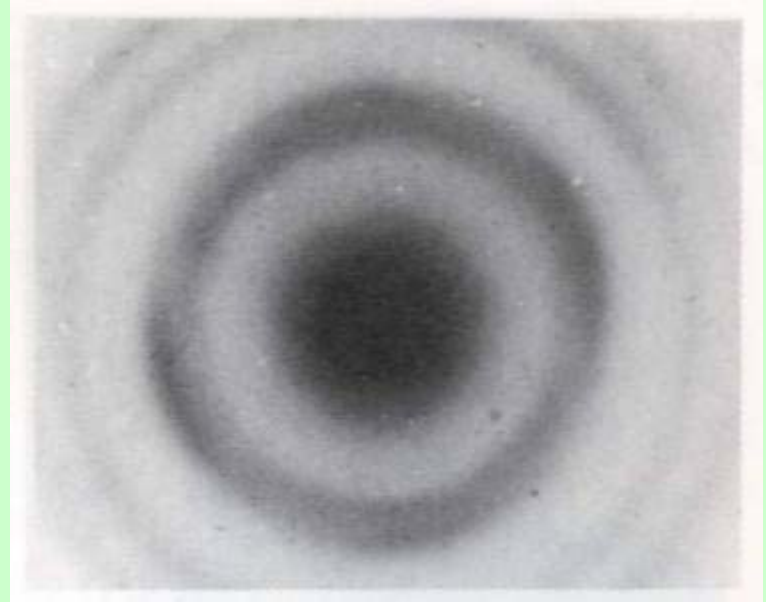
三、微观粒子的波粒二象性

1. 光的波粒二象性

$$P = mc = mc^2 / c = h\nu / c = h / \lambda$$

2. 微粒的波粒二象性

$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{mv}$$



3. 测不准原理

海森堡的测不准原理

如果我们能设计一个实验准确测定微粒的位置，那就不能准确测定其动量，反之亦然。



Heisenberg W

$$\Delta x \cdot \Delta P \geq \frac{h}{2\pi} \text{ 或 } \Delta x \geq \frac{h}{2\pi m \Delta v}$$

不可能同时测得电子的精确位置和精确动量 ！

例：对于 $m = 10$ 克的子弹，它的位置可精确到 $\Delta x = 0.01 \text{ cm}$ ，其速度测不准情况为：

$$\begin{aligned}\Delta v &\geq \frac{h}{2\pi m \Delta x} \\ &= \frac{6.626 \times 10^{-34}}{2 \times 3.14 \times 10 \times 10^{-3} \times 0.01 \times 10^{-2}} \\ &= 1.05 \times 10^{-28} \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}\end{aligned}$$

对宏观物体可同时测定位置与速度



波尔以波的微粒性（即能量量子化概念）为基础建立了他的氢原子模型。



薛定谔等则以微粒波动性为基础建立起原子的波动力学模型。

4. 波函数与原子轨道

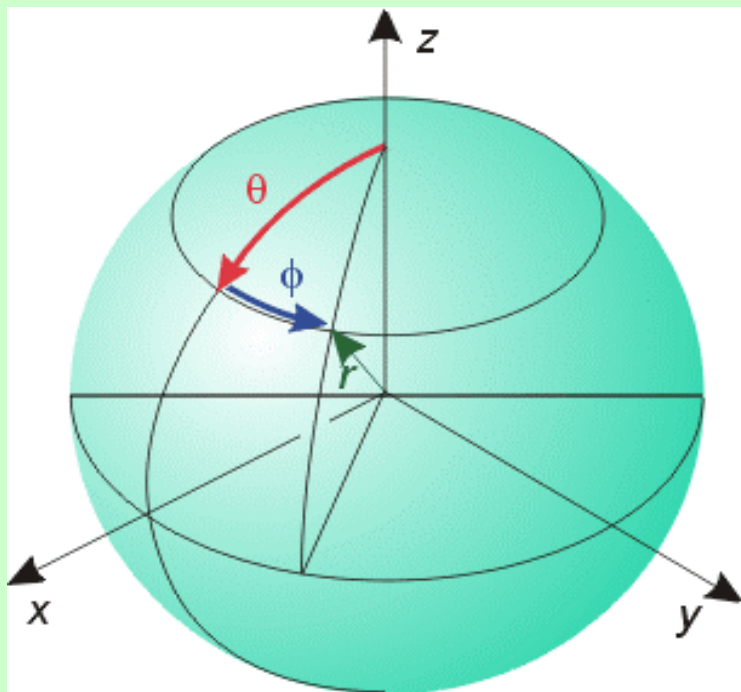
a. 波函数 - 薛定谔方程(1926)



Schrodinger E

$$\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \Psi = 0$$

直角坐标(x, y, z)与球坐标(r, θ, φ)的转换



$$x = r \sin \theta \cos \varphi$$

$$y = r \sin \theta \sin \varphi$$

$$z = r \cos \theta$$

$$r = \sqrt{x^2 + y^2 + z^2}$$

$$\Psi(x, y, z) \Rightarrow \Psi(r, \theta, \varphi)$$

$$= R(r) \cdot Y(\theta, \varphi)$$

径向波函数

角度波函数

b. 描述电子运动状态的四个量子数

像玻尔的固定轨道一样，波动力学的轨道也由量子数所规定。不同的是，原子轨道用三个量子数而不像玻尔轨道只用一个量子数描述。

(1)主量子数 n

- a 确定电子出现几率最大处离核的距离
- b 与电子能量有关，对于氢原子，电子能量唯一决定于 n
- c 不同的 n 值，对应于不同的电子壳层

1 2 3 4 5

K L M N O.....

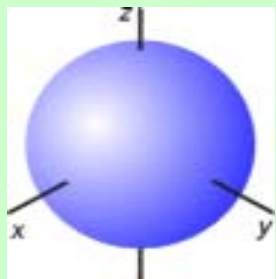
(2) 角量子数 l

a. 与角动量有关，对于多电子原子， l 也与 E 有关

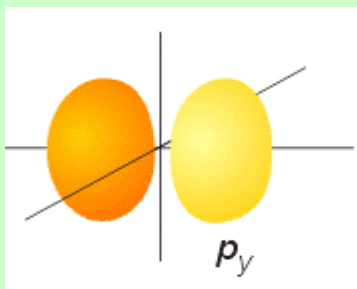
b. l 的取值 $0, 1, 2, 3, \dots, n-1$ (亚层)

s, p, d, f, \dots

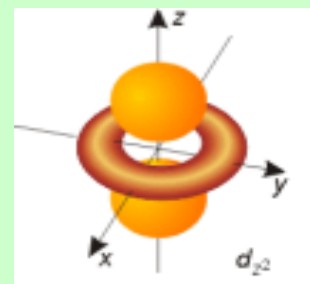
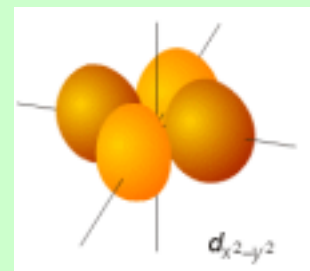
c. l 决定了 的角度函数的形状



s 轨道
球形



p 轨道
哑铃形



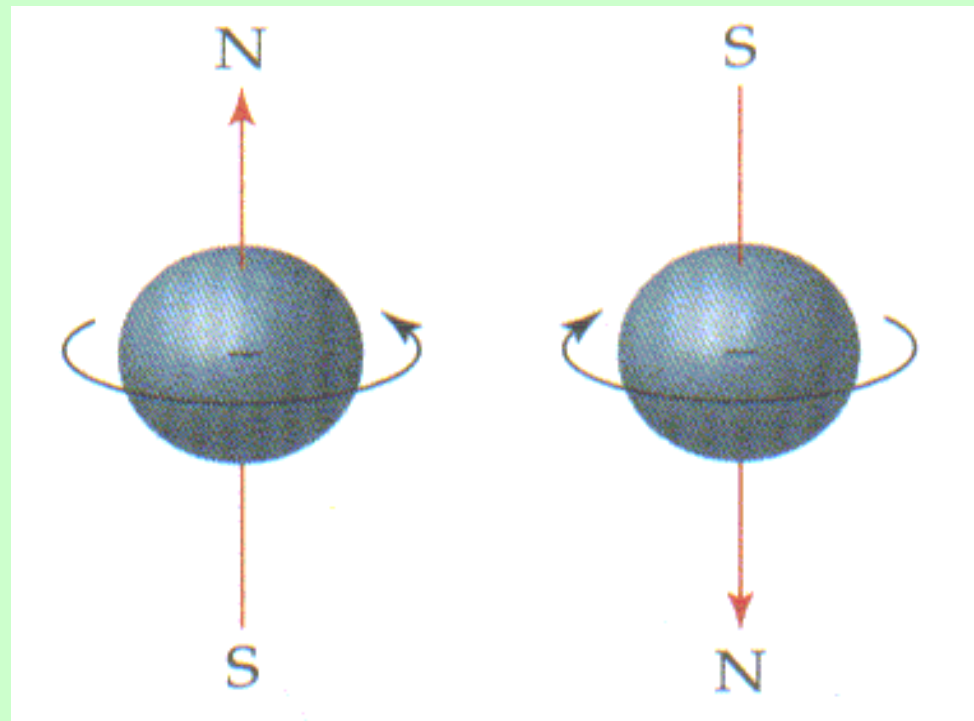
d 轨道有两种形状

(3) 磁量子数 m

- a 与角动量的取向有关，取向是量子化的
- b m 可取 $0, \pm 1, \pm 2, \dots, \pm l$
- c 值决定了 角度函数的空间取向
- d m 值相同的轨道互为等价轨道

(4) 自旋量子数 m_s

- a 描述电子绕自轴旋转的状态
- b 自旋运动使电子具有类似于微磁体的行为
- c m_s 取值+1/2和-1/2，分别用 \uparrow 和 \downarrow 表示



$n=1$ $l=0,$ $m=0,$ $1s$

$n=2$ $l=0,$ $m=0,$ $2s$
 $l=1,$ $m=0,+1,-1$ $2p$

$n=3$ $l=0,$ $m=0,$ $3s$
 $l=1,$ $m=0,+1,-1$ $3p$
 $l=2,$ $m=0,+1,-1,+2,-2$ $3d$

$N=4?$

$n=4,$	$l=0,$	$m=0,$	$4s$
	$l=1,$	$m=0,+1,-1$	$4p$
	$l=2,$	$m=0,+1,-1,+2,-2$	$4d$
	$l=3,$	$m=0,+1,-1,+2,-2,+3,-3$	$4f$

5. 概率密度和电子云

(1) 概率和概率密度

据“测不准原理”，要同时准确地测定核外电子的位置和动量是不可能的：

只能用“统计”的方法，来判断电子在核外空间某一区域出现的多少，数学上称为“概率”

波函数 ψ 的物理意义 — 描述核外电子在空间运动的状态。

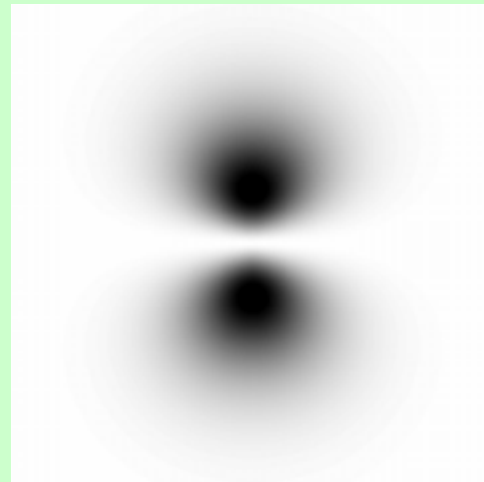
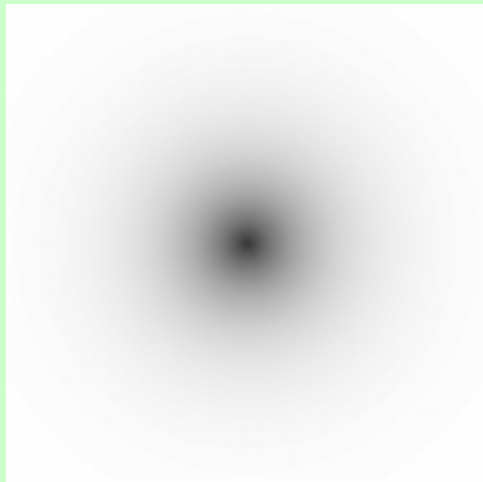
$|\psi|^2$ 物理意义 - 代表在核外空间 (r, θ, φ) 处单位体积内发现电子的几率，即“概率密度”

$$dP = |\Psi|^2 d\tau$$

表示在核外空间 (r, θ, φ) 处发现电子的几率。

(2) 电子云

电子云： $|\Psi|^2$ 的大小表示电子在核外空间 (r, θ, φ) 处出现的几率密度，可以形象地用一些小黑点在核外空间分布的疏密程度来表示。



6.波函数的图形描述

$$\psi_{n,l,m}(r, \theta, \phi) = R_{n,l}(r) \cdot Y_{l,m}(\theta, \phi)$$

对 R 做图，称原子轨道的径向分布图；

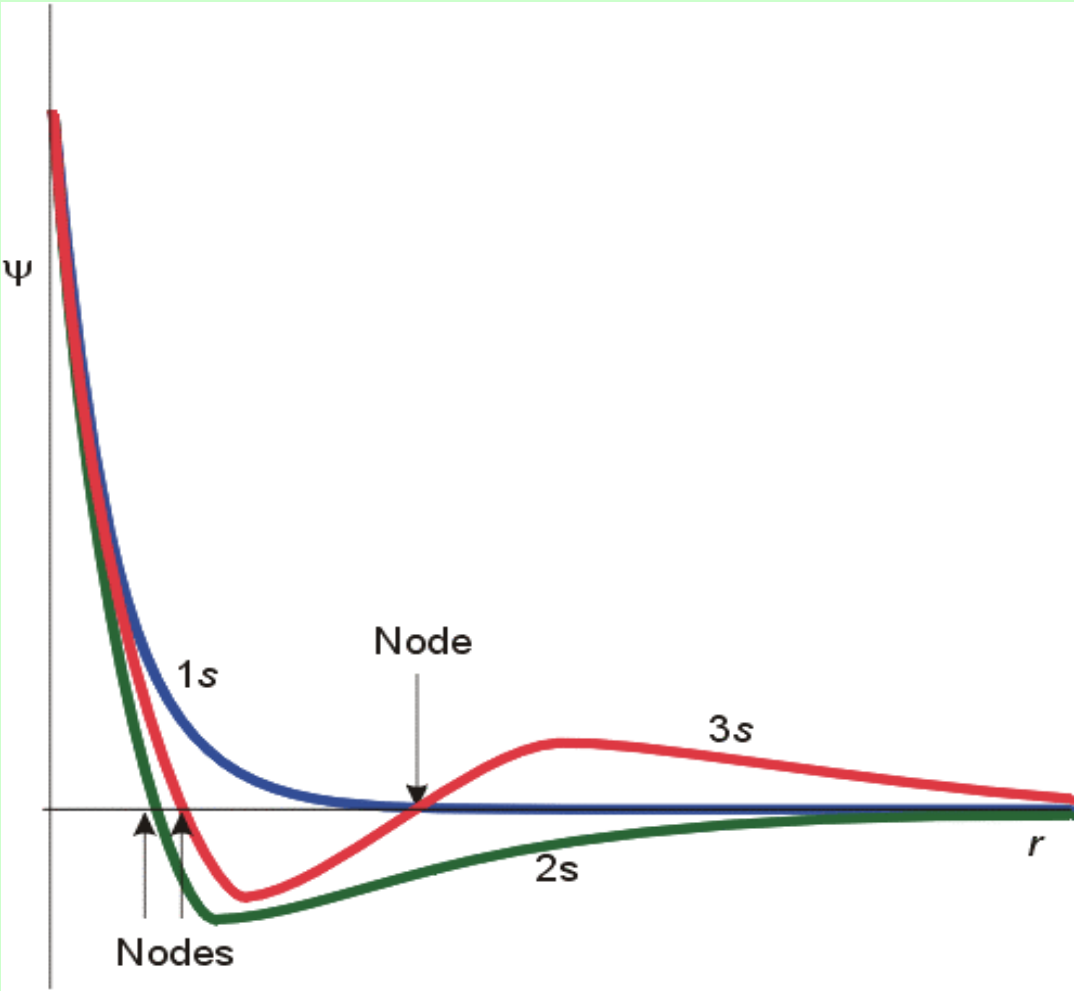
对 Y 做图，称原子轨道的角度分布图；

对 R^2 做图，称电子云的径向分布图；

对 Y^2 做图，称电子云的角度分布图。

原子轨道径向分布图

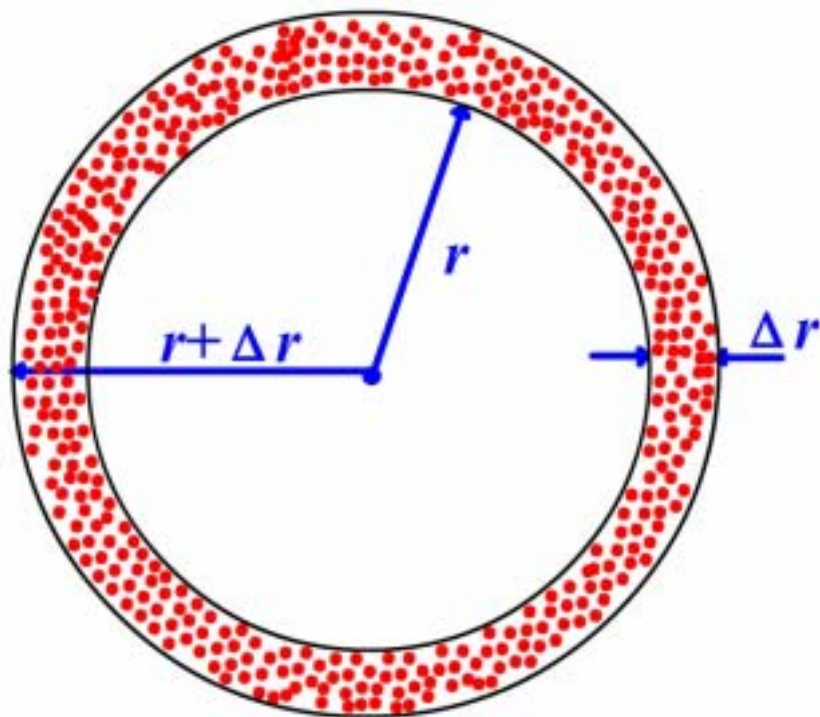
$$R(r)$$



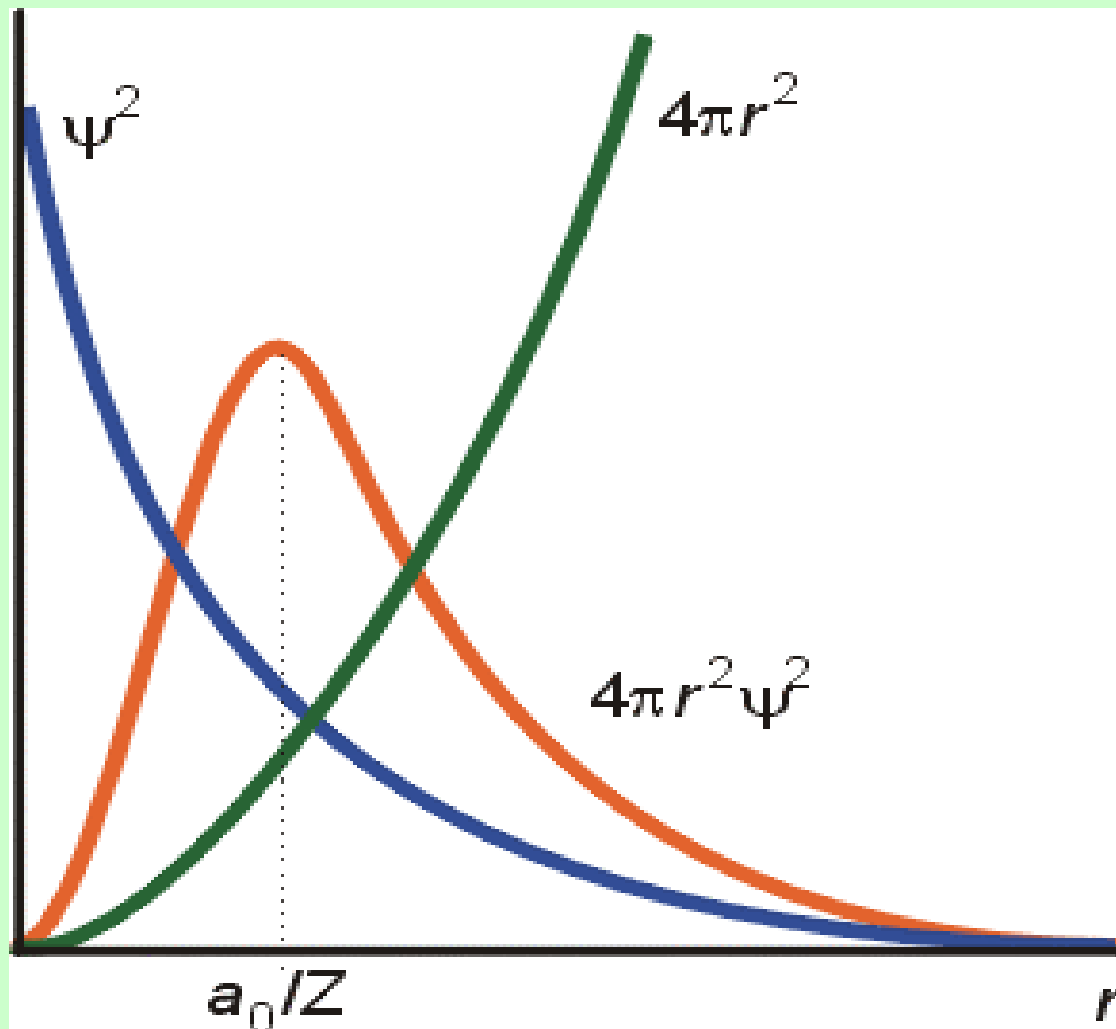
径向分布

$$[\psi^2(r, \theta, \phi) = R^2(r) \cdot Y^2(\theta, \phi)]$$

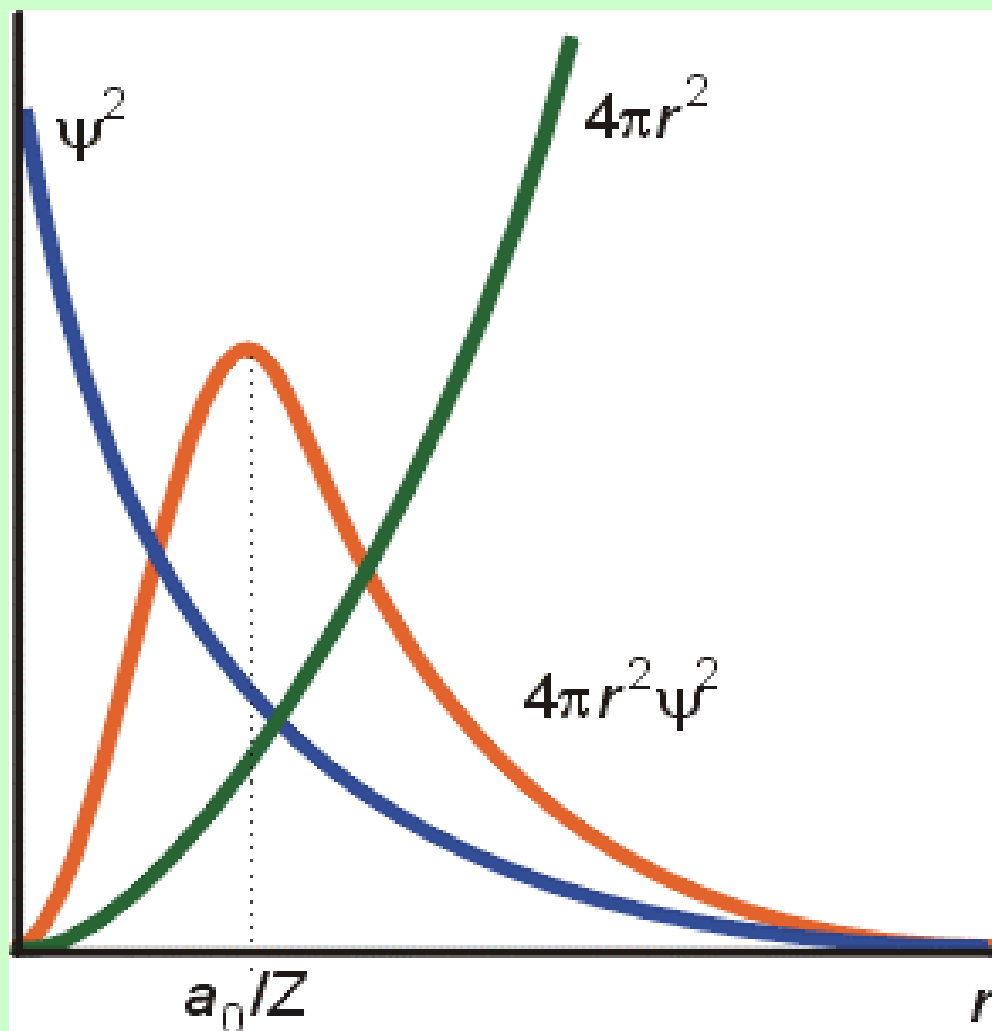
球壳薄层示意图



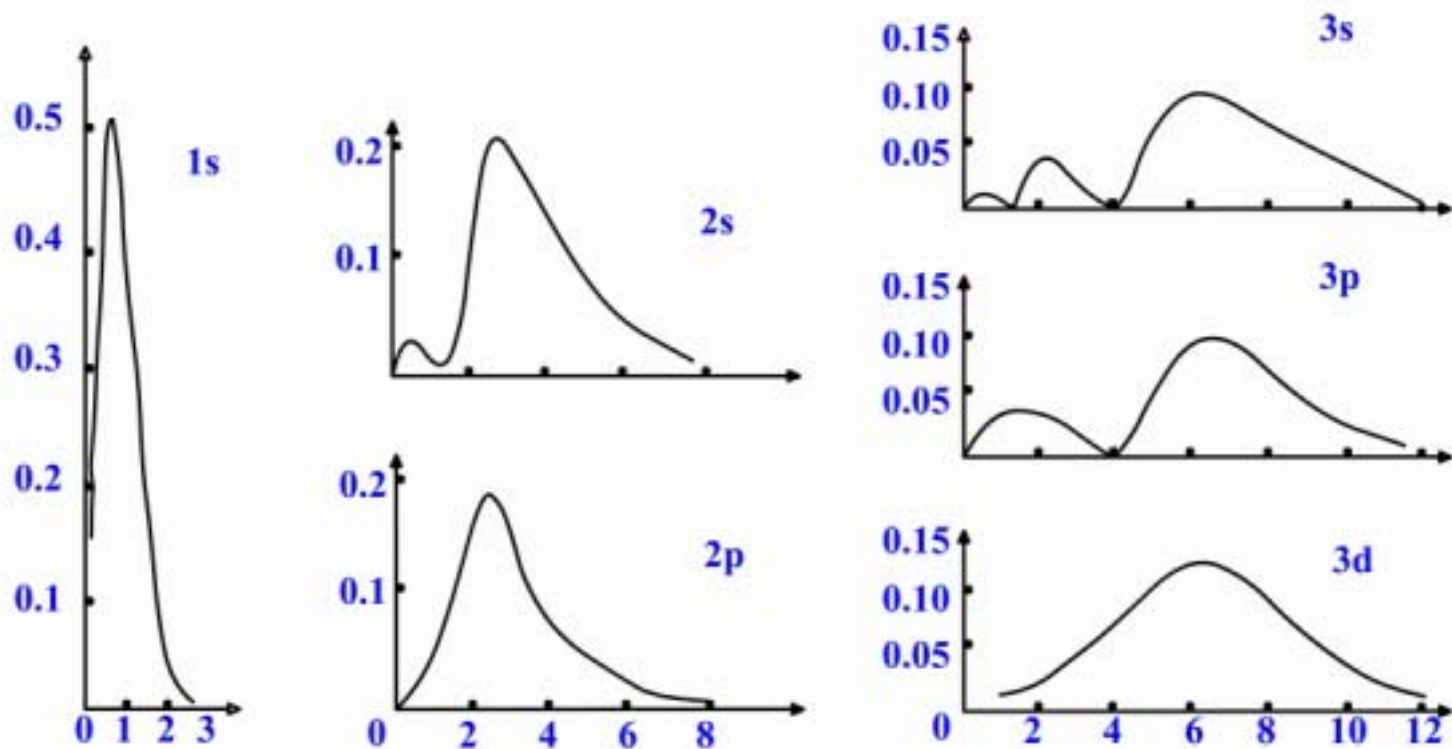
电子云径向密度分布曲线 (蓝色曲线)



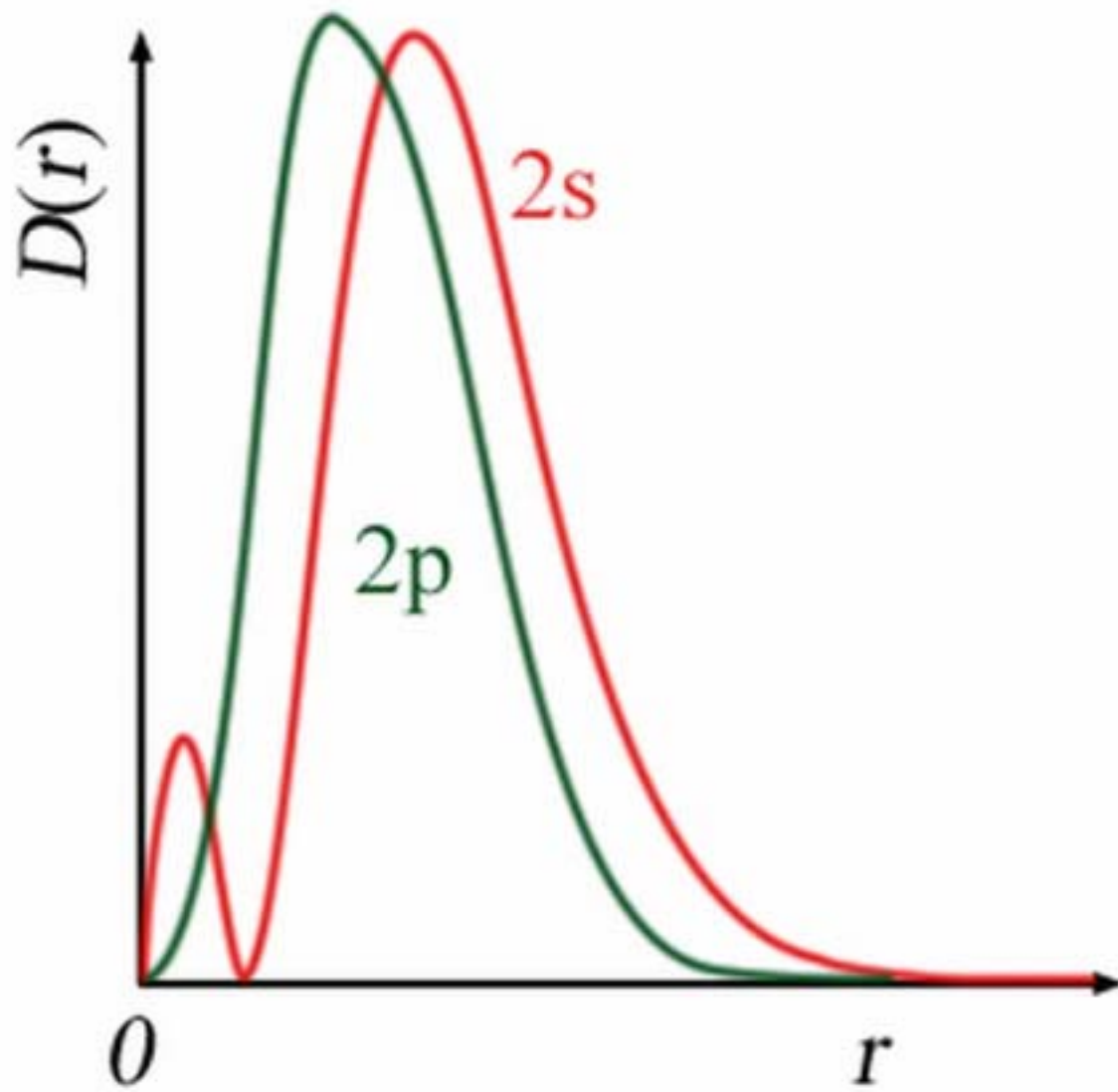
电子云径向分布曲线 (红色曲线)



类氢原子各种状态径向分布图

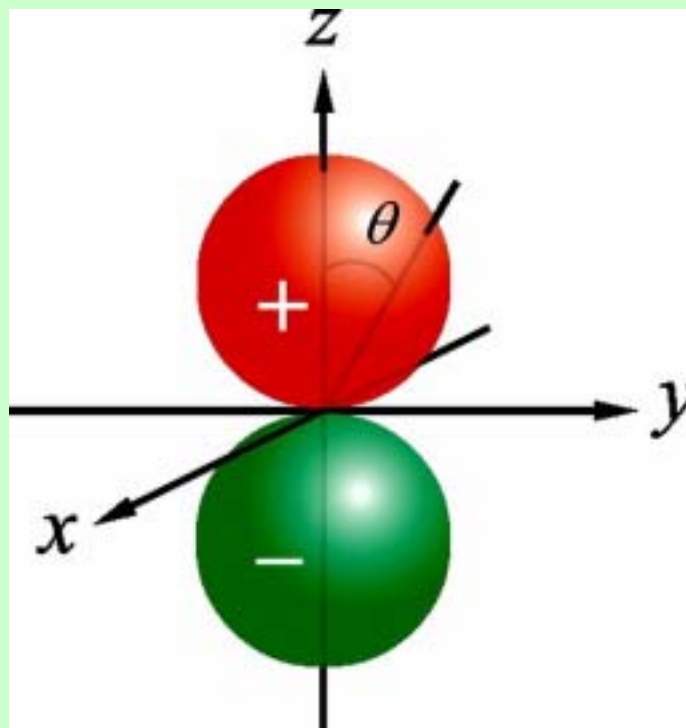


径向分布函数 $D(r)$ 只随半径 r 变化,它是由量子数 n 和 l 决定的。



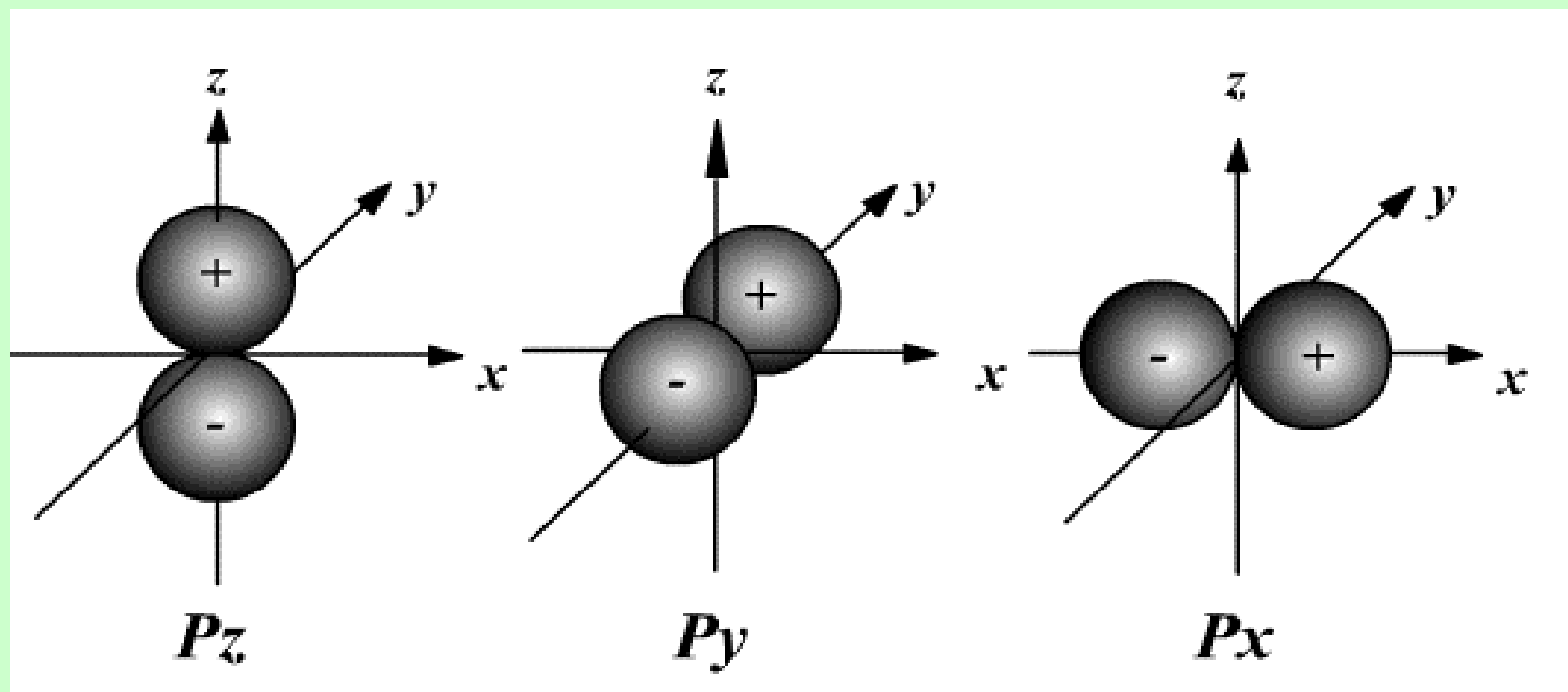
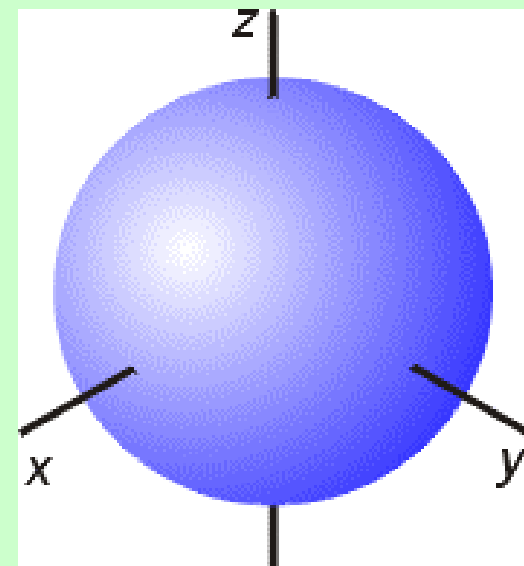
原子轨道角度分布图

$$Y_{Pz} = \cos \theta$$



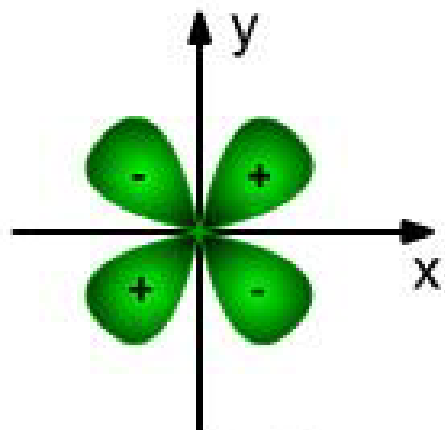
s 轨道

p 轨道

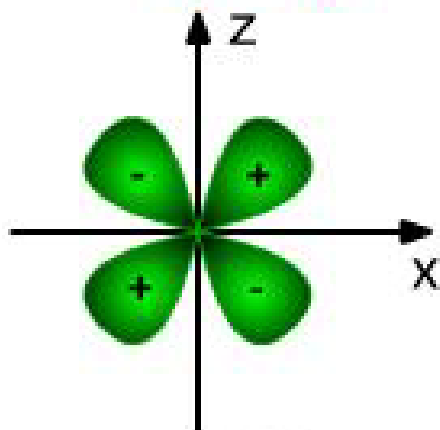


d 轨道

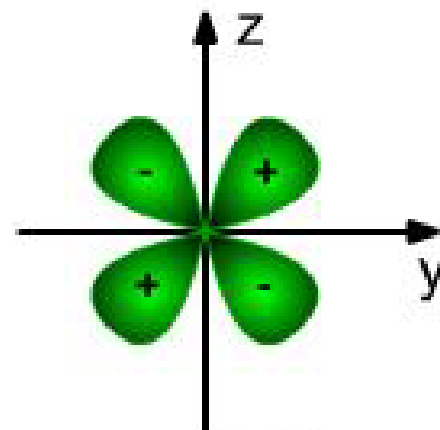
d 轨道



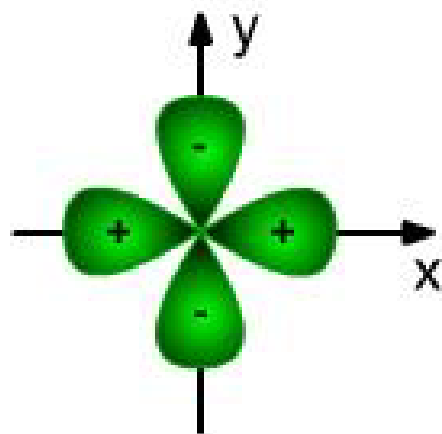
d_{xy} 轨道



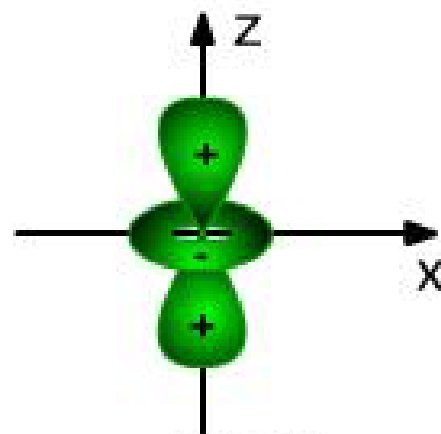
d_{xz} 轨道



d_{yz} 轨道

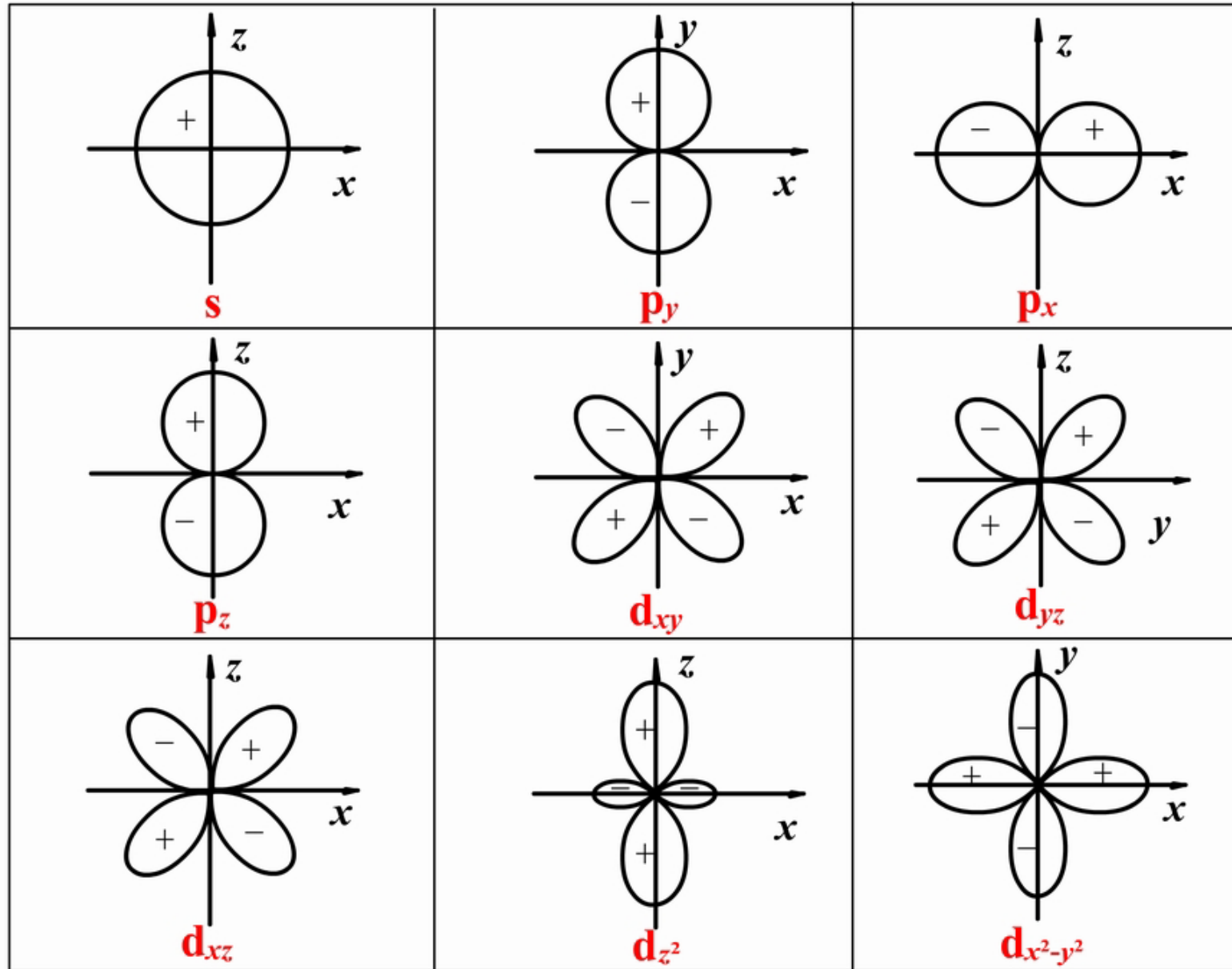


dx^2-y^2 轨道



dz^2 轨道

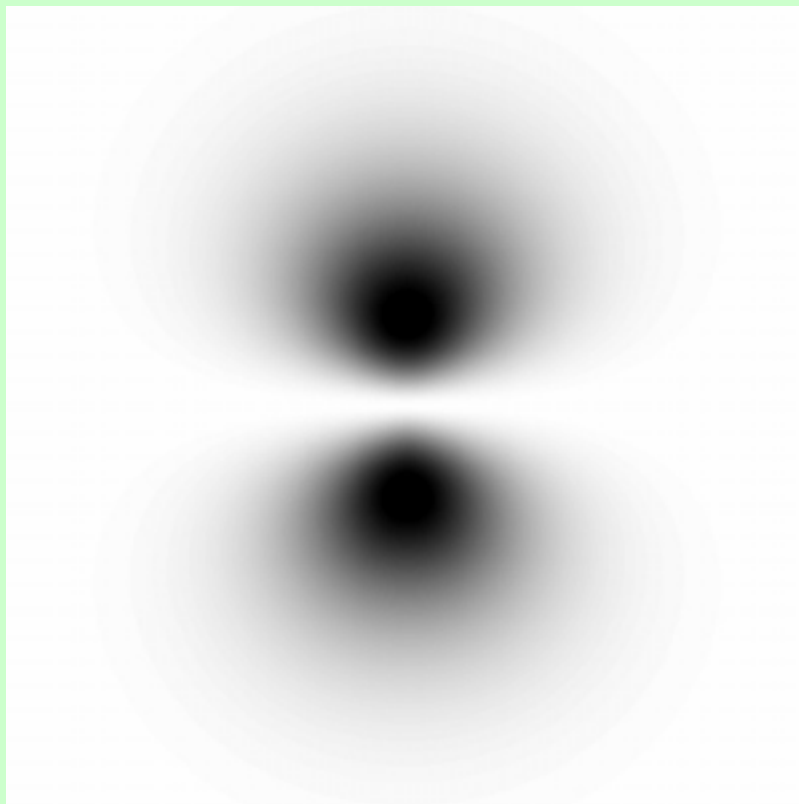
原子轨道的角度分布图



电子云角度分布图

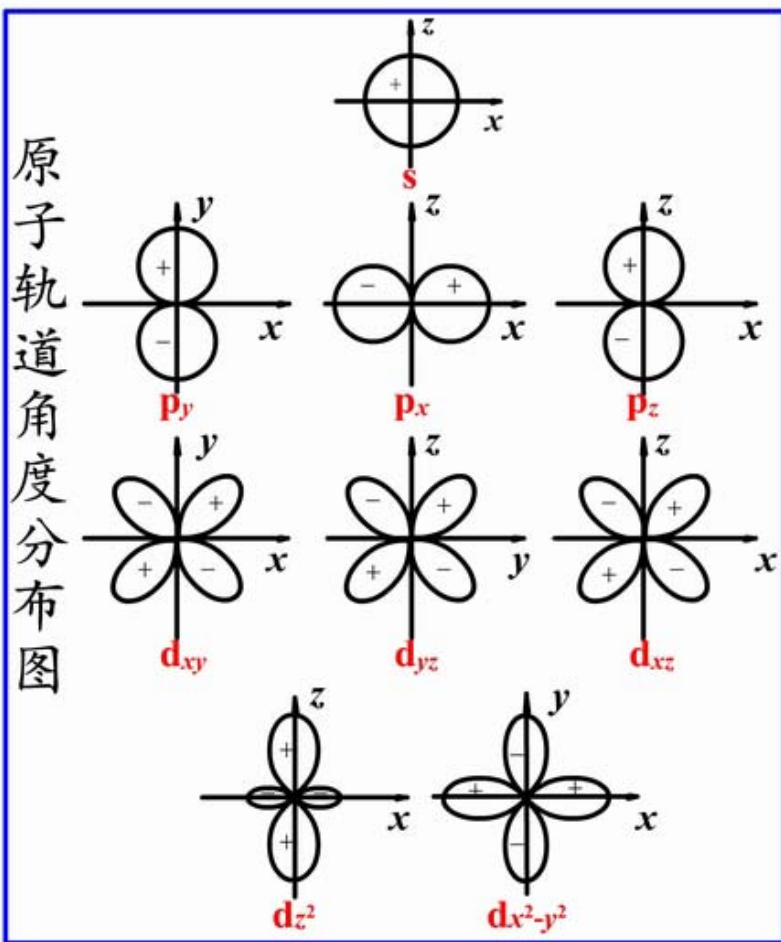
酷似波函数的角度分布图.

但是, 叶瓣不再有“+”、“-”之分。

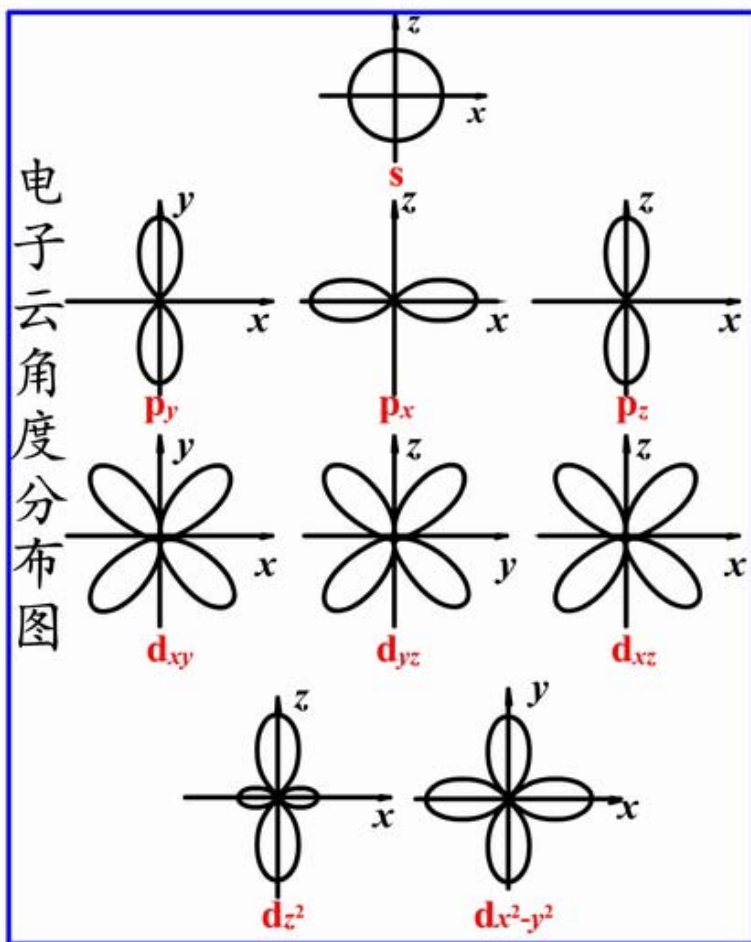


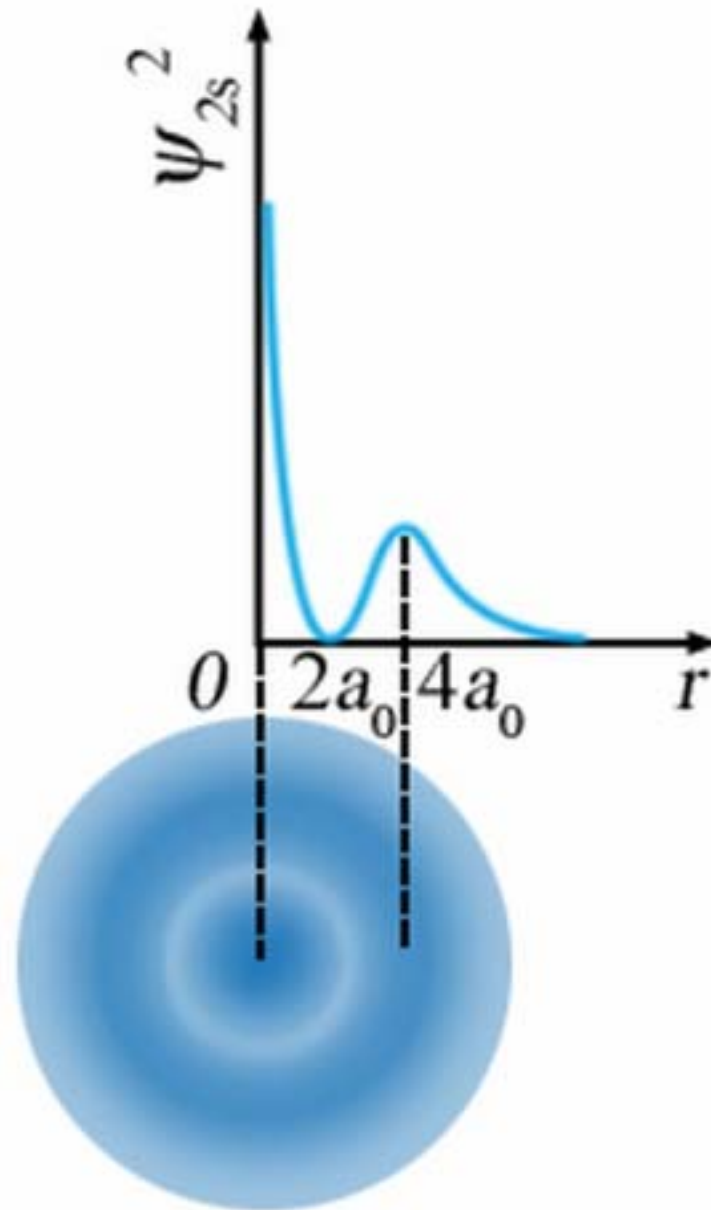
原子轨道与电子云角度分布图比较

原子轨道角度分布图



电子云角度分布图





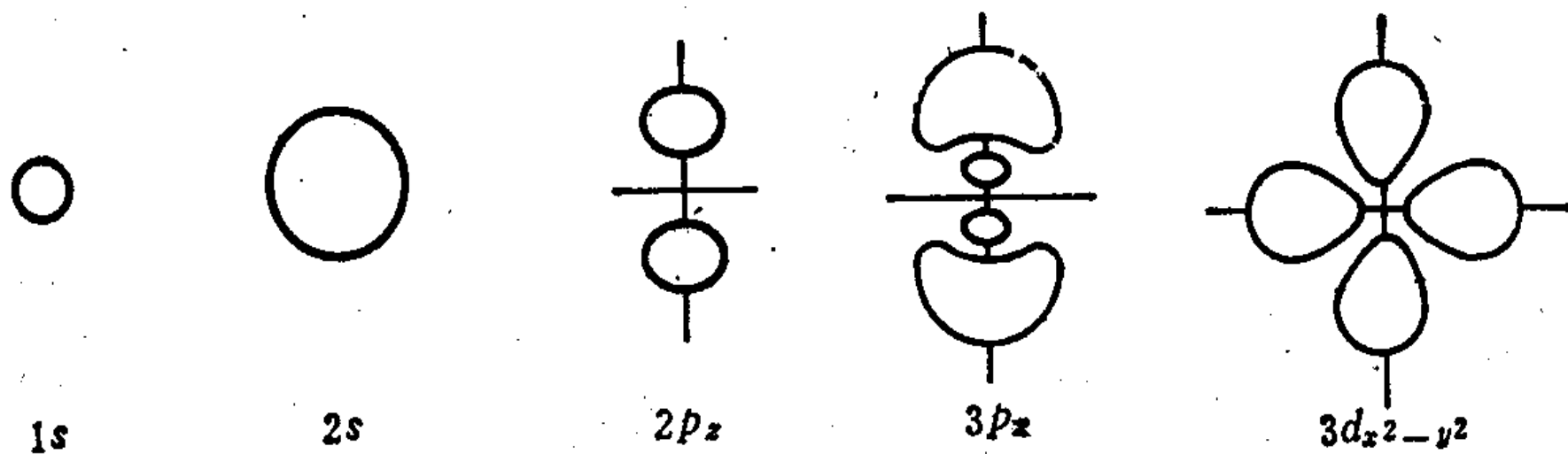


图 6-16 电子云的界面图

第二节 核外电子排布和元素周期表

一、原子的能级

1. 单电子原子

$$E = -\frac{13.6eV}{n^2}$$

2. 多电子原子

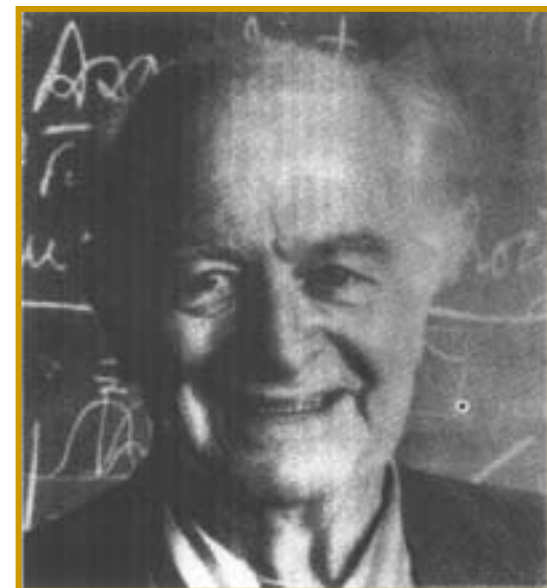
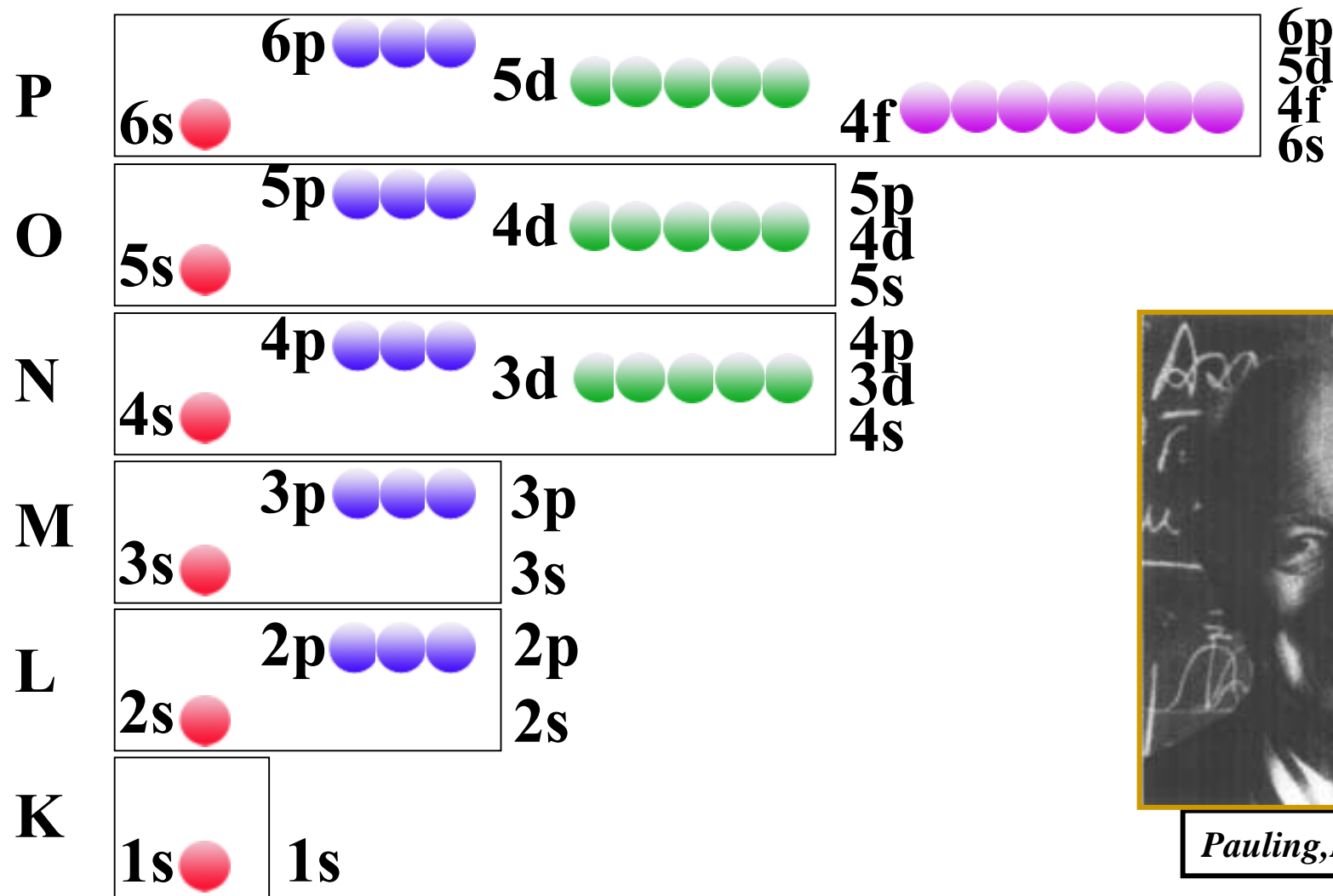
1. l 相同时， n 越大，则 E 越大；

2. n 相同时， l 越大，则 E 越大；

3. n ， l 均不同时，会发生能级分裂。

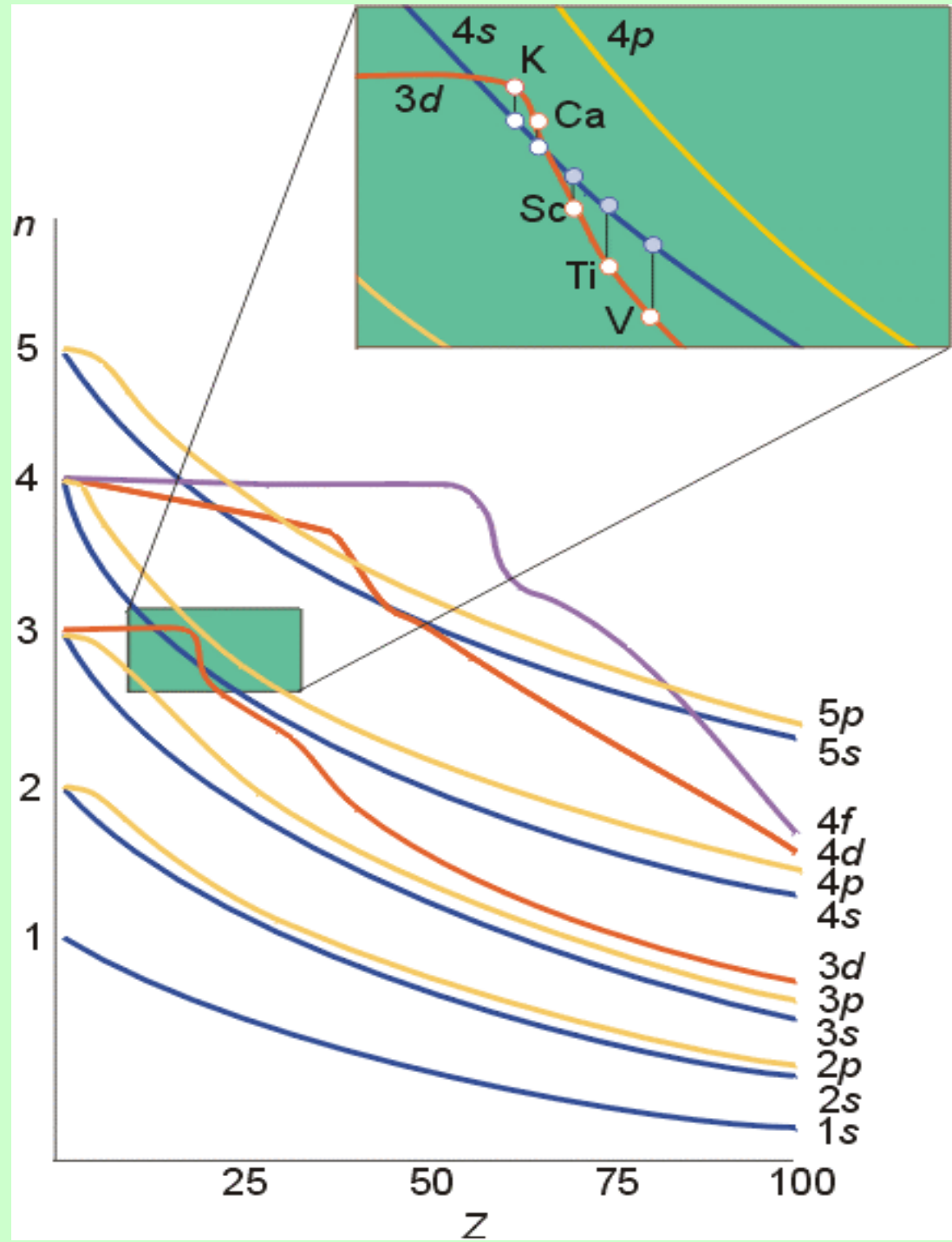
二、多电子原子的轨道能级

1. 鲍林近似能级图



Pauling, L.C. (1901-1994)

2 科顿能级图



3. 徐光宪的 $n+0.71$

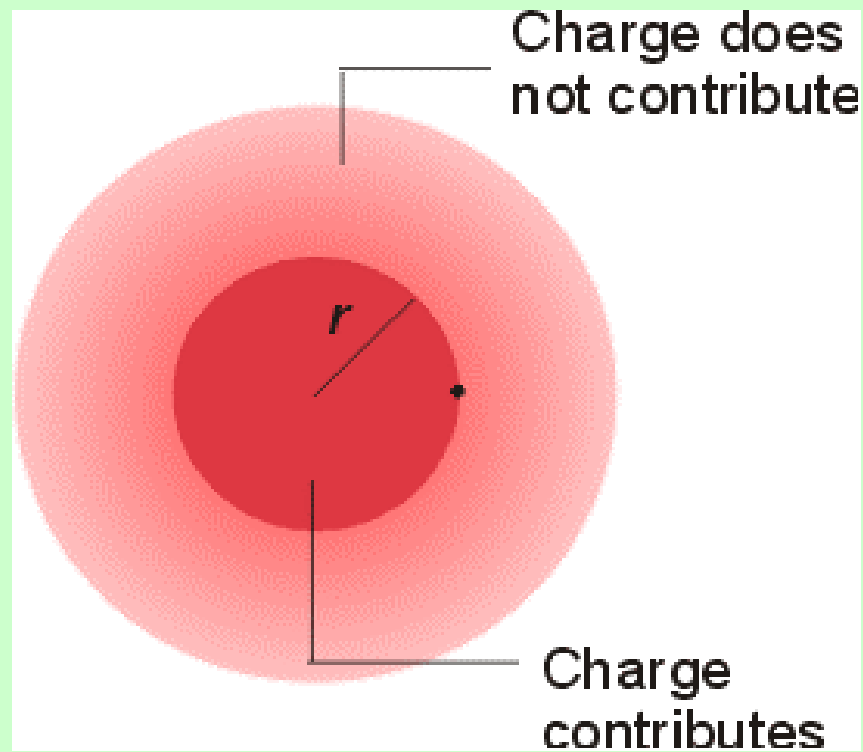


徐光宪

三、屏蔽效应

定义：

多电子原子中，其它电子对某一电子的排斥作用而抵消了一部分核电荷，从而使有效核电荷降低，削弱了核电荷对该电子的吸引。



$$Z^* = Z -$$

$$E = \frac{-13.6(Z - \sigma)^2}{n^2} \text{ eV}$$

$$E = \frac{-2.179 \times 10^{-18} (Z - \sigma)^2}{n^2} \text{ J}$$

屏蔽参数 的大小可由 **Slater** 规则决定，其内容如下：

将原子中的电子分成如下几组：

(1s) ; (2s,2p) ; (3s,3p) ; (3d) ; (4s,4p) ; (4d) ;
(4f) ; (5s,5p) ; (5d) ; (5f)...

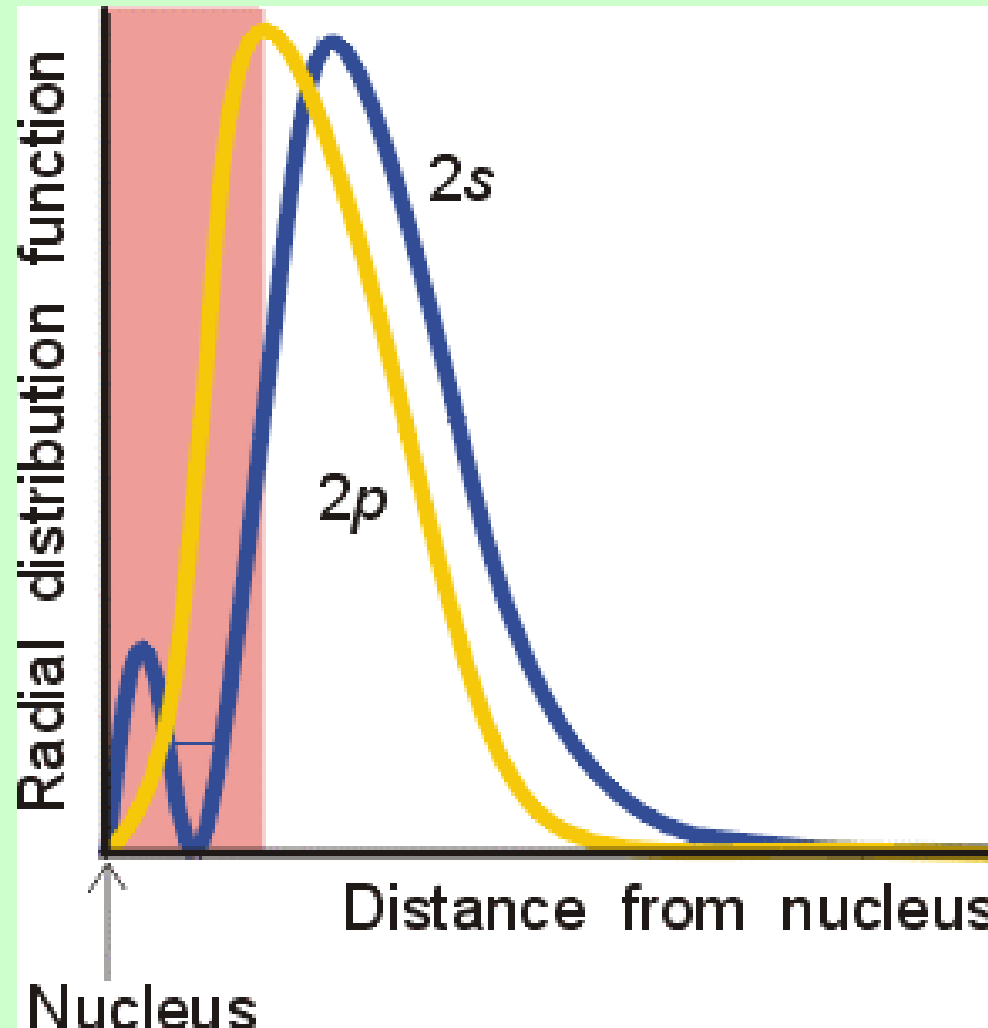
位于被屏蔽电子右边的各组， $\sigma = 0$

1s 轨道上的 2 个电子间 $\sigma = 0.30$ ， $n > 1$ 时， $\sigma = 0.35$

被屏蔽电子为 ns 或 np 时， $(n-1)$ 层对它 $\sigma = 0.85$ ，小于 $(n-1)$ 的 $\sigma = 1.00$

被屏蔽电子 nd 或 nf 时，左边各组 $\sigma = 1.00$

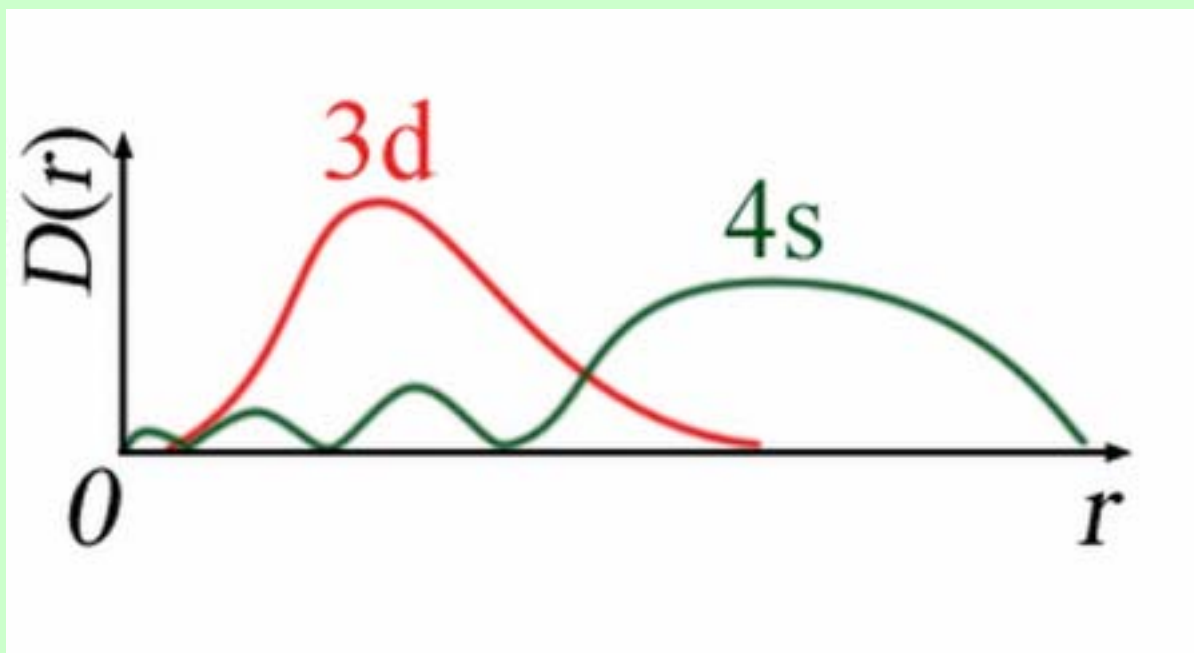
为什么 $2s$ 价电子比 $2p$ 价电子受到较小的屏蔽？



四、穿钻效应

指外层电子钻到离核较近的地方，而引起能量不同的现象。

轨道的钻穿能力通常有如下顺序： $n s > n p > n d > n f$ ，这意味着，亚层轨道的电子云按同一顺序越来越远离原子核，导致能级按 $E(ns) < E(np) < E(nd) < E(nf)$ 顺序分裂)



五、基态原子的核外电子排布

遵循三个定理：

- **能量最低原理**：原子为基态时，电子尽可能地分布在能级较低的轨道上，使原子处于能级最低状态。

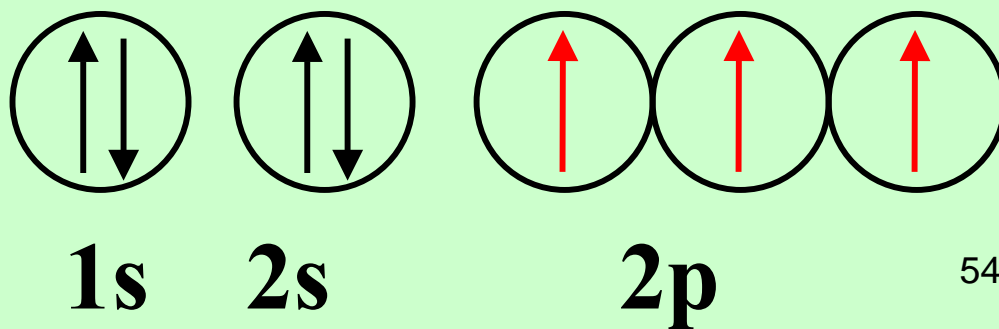
1s 2s 2p 3s 3p 4s 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p

- **泡利不相容原理**：每一个原子轨道，最多只能容纳两个自旋方向相反的电子。

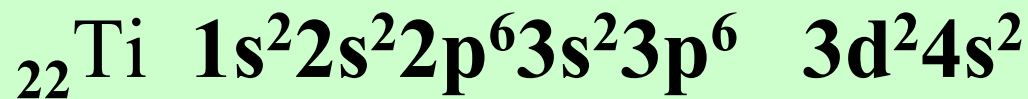
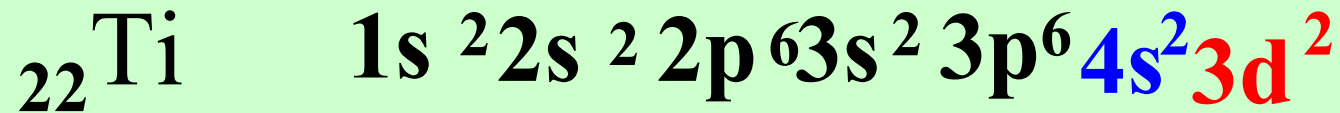
● **洪特规则**：在同一亚层的等价轨道中,电子尽可能地单独分布在不同的轨道上,且自旋方向相同。

电子处于全满(s^2, p^6, d^{10}, f^{14})、半满(s^1, p^3, d^5, f^7)、全空(s^0, p^0, d^0, f^0)时较稳定。

如 ${}_7\text{N}$ $1s^2 2s^2 2p^3$



练习：



原子实 [Ar]

外层电子构型

电子分布式可写为： $[\text{Ar}]3d^2 4s^2$

六、元素周期表



Mendeleev

电子层、分层、原子轨道、运动状态同量子数之间的关系

电子层		分层(能级)				磁量子数(m)	自旋量子数 m_s	电子层中总的轨道数	状态数	
主量子数 n	光谱符号	角量子数 l	原子轨道符号	分层数	轨道数				各轨道	各电子层
1	K	0	1s	1	1	0	$\pm\frac{1}{2}$	1	2	2
2	L	0 1	2s 2p	2	1 3	0 0,+1,-1	$\pm\frac{1}{2}$	4	2 6	8
3	M	0 1 2	3s 3p 3d	3	1 3 5	0 0,+1,-1 0,+1,-1,+2,-2	$\pm\frac{1}{2}$	9	2 6 10	18
4	N	0 1 2 3	4s 4p 4d 4f	4	1 3 5 7	0 0,+1,-1 0,+1,-1,+2,-2 0,+1,-1,+2,-2,+3,-3	$\pm\frac{1}{2}$	16	2 6 10 14	32
				n	$2l+1$			n^2		$2n^2$

周期表

	IA																		0
1	H	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA		He
2	Li	Be											B	C	N	O	F		Ne
3	Na	Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII			IB	IIB	Al	Si	P	S	Cl		Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br		Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I		Xe
6	Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At		Rn
7	Fr	Ra	Ac*	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	110	111	112							

La*	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Ac*	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

根据最后一个电子填入的亚层确定

最后一个电子填入的亚层	区
最外层的 s 亚层	s
最外层的 p 亚层	p
一般为次外层的 d 亚层	d
一般为次外层的 d 亚层, 且为 d^{10}	ds
一般为外数第三层的 f 亚层	f

族

根据区和最外层、次外层电子数确定

区	族
s、p	主族(A)，族号 = 最外层电子数
d	副族(B) 族号 = (最外层 + 次外层d)电子数
ds	副族(B)，族号 = 最外层电子数
f	镧系、锕系

例 ${}_{20}\text{Ca}$

写出电子排布式 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

周期数 = 电子层数 第四周期

最后一个电子填入s亚层 s区元素

族数 = 最外层电子数 = 2 A

Ca 为第**四**周期、**A**族元素

未来周期表

	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	0		
1	H															He		
2	Li	Be										B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg										Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac*	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	110	111	112	113	114	115	116	117	118
8	119	120	121	154	155	156	157	158	159	160	161	162	163	164	165	166	167	168
9	169	170	171	204	205	206	207	208	209	210	211	212	213	214	215	216	217	218

镧系	La*	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
锕系	Ac*	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	
第一超锕系	121	122	123	124	125	126	127	128	129	130	131	132	133▶	153	
第二超锕系	171	172	173	174	175	176	177	178	179	180	181	182	183▶	203	

第三节 元素基本性质的周期性

原子半径，电子亲和能，电离能等。

一、原子半径

金属半径

A 适用金属元素

B 固体中测定两个最邻近原子的核间距一半

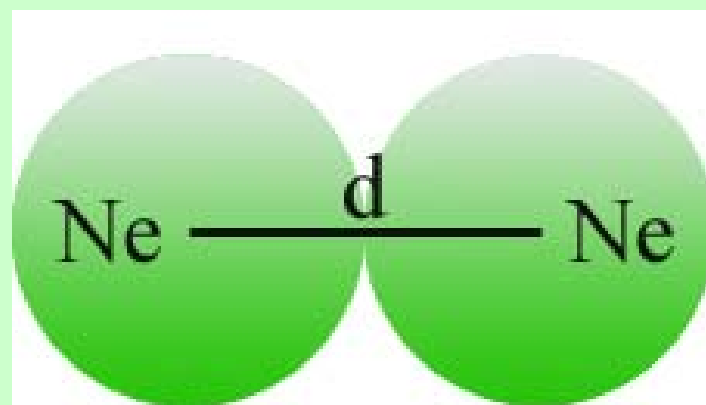
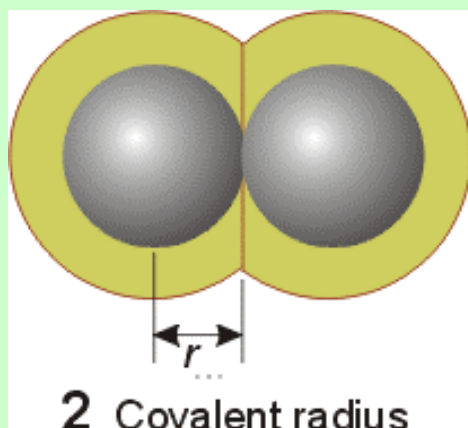
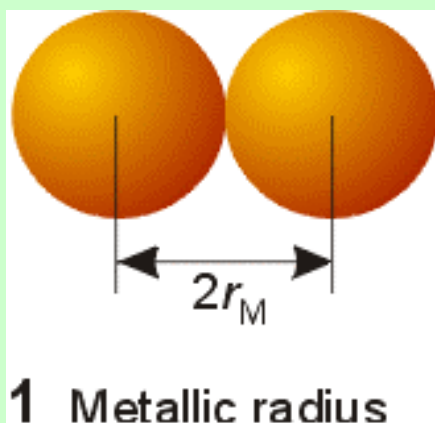
共价半径

A 适用非金属元素

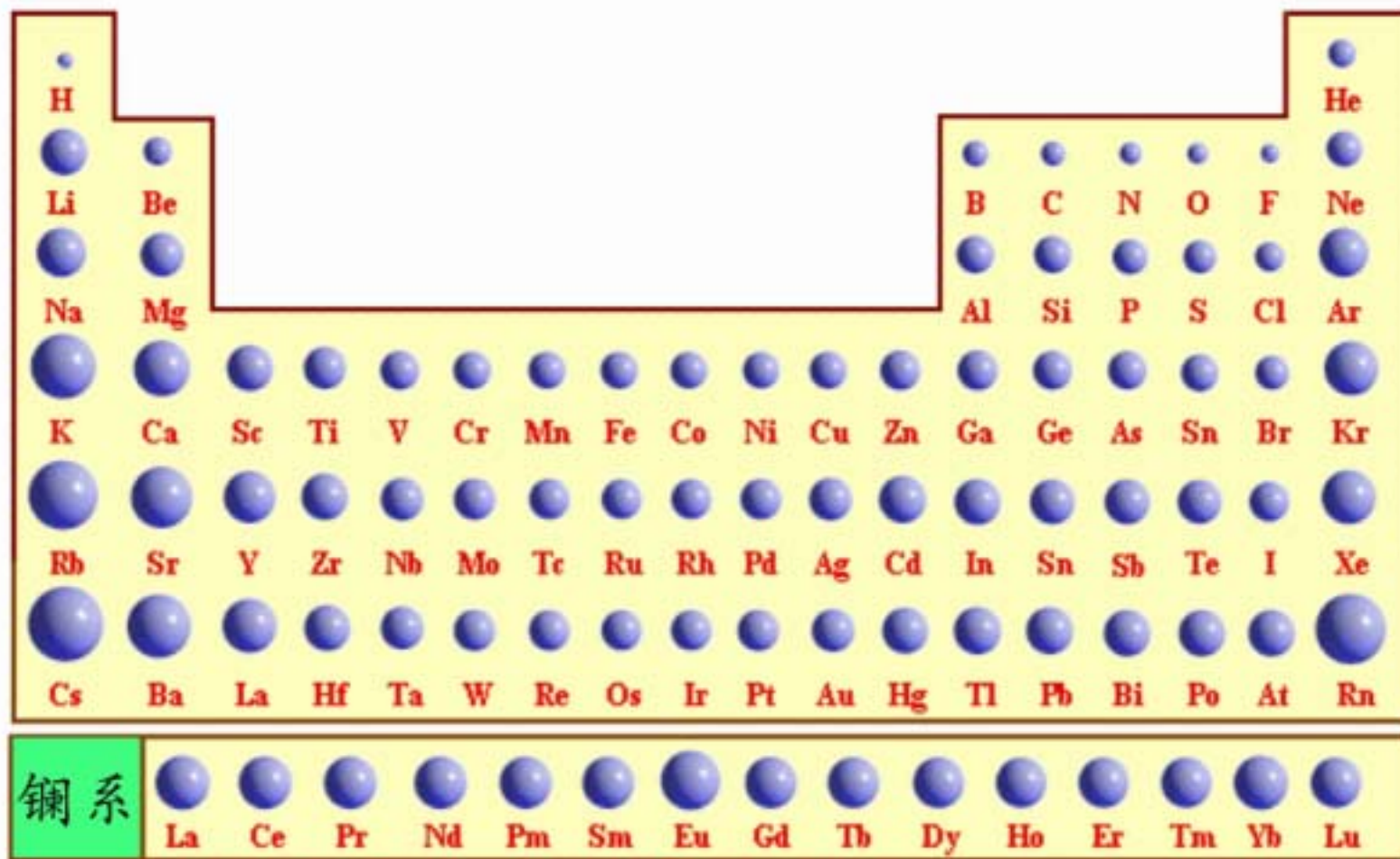
B 测定单质分子中两个相邻原子的核间距一半

范德华半径

分子晶体中，两个相邻分子核间距离的一半。



原子半径的周期性

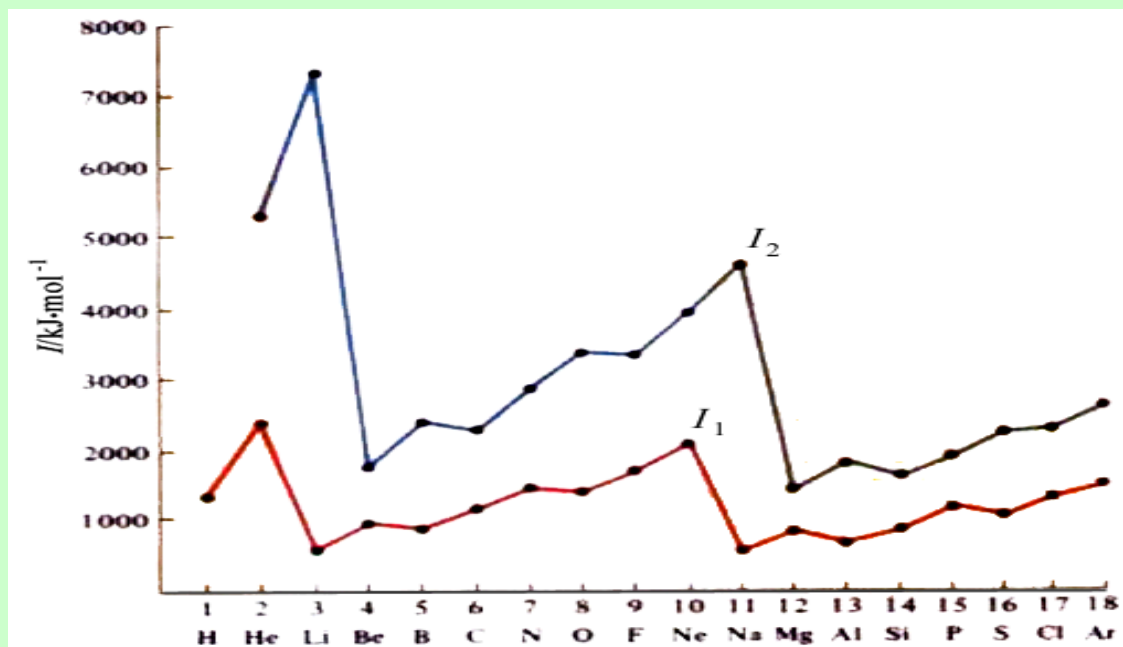


二、电离能

基态气体原子失去最外层一个电子成为气态+1价离子所需的最小能量叫第一电离能。再从正离子相继逐个失去电子所需的最小能量则叫第二、第三、...电离能。



$$I_1 < I_2 < I_3 < I_4$$

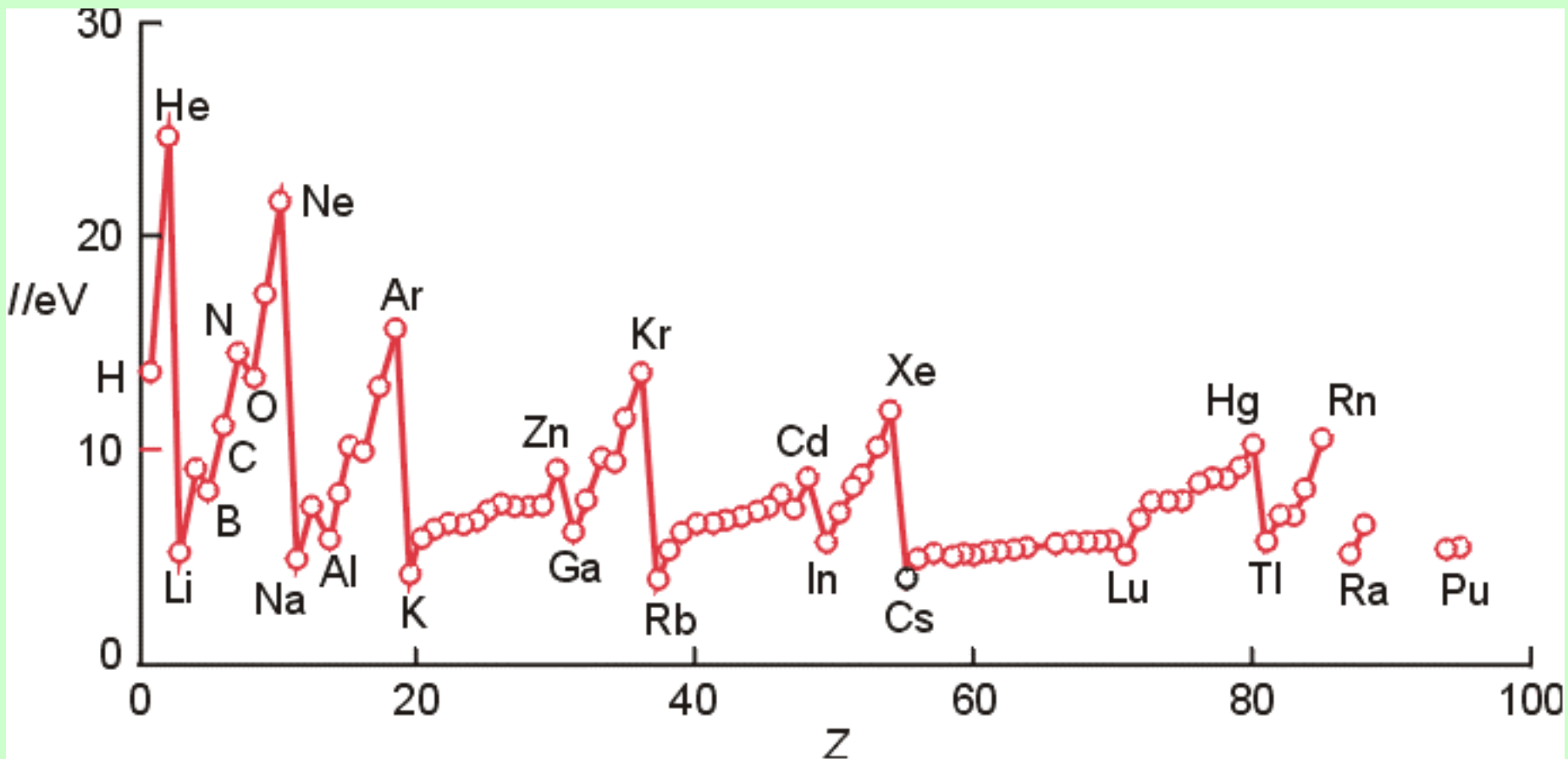


元素的第一电离能(kJ·mol⁻¹)

IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIII				IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	0
H																		He
1312.0													B	C	N	O	F	Ne
Li	Be												800.6	1086.4	1402.3	1313.9	1681	2080.7
520.2	899.5												Al	Si	P	S	Cl	Ar
495.8	737.7												577.5	786.5	1011.8	999.6	1251.2	1520.6
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
418.8	589.8	633.1	658.8	650.9	652.9	717.3	762.4	760.4	737.1	745.5	906.4	578.8	762.2	947	940.9	1139.9	1350.7	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
403.0	549.5	599.9	640.1	652.1	684.3	702.4	710.2	719.7	804.4	731.0	867.8	558.3	708.6	830.6	869.3	1008.4	1170.3	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
375.7	502.8	538.1	658.5	728.4	758.8	755.8	814.2	865.4	864.4	890.1	1007.1	589.3	715.6	702.9	812.1	912	1037.1	

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
538.1	534.4	527.2	533.1	538.4	544.5	547.1	593.4	565.8	573.0	581.0	589.3	596.7	603.4	523.5

电离能用来衡量气态原子失去电子的难易
 电离能越小，原子越易失去电子；
 电离能越大，原子越难失去电子。

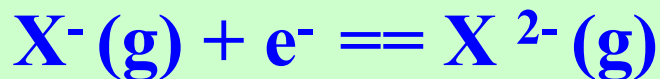
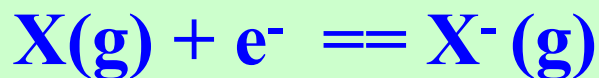


同周期总趋势： 自左至右增大

同族总趋势： 自上至下减小

三. 电子亲和能

电子亲和能是指一个气态原子得到一个电子形成负离子时放出或吸收的能量，常以符号 E_A 表示。像电离能一样，电子亲和能也有第一、第二、...之分。元素第一电子亲和能的正值表示放出能量，负值表示吸收能量。



$$A = -\Delta_r H_m$$

I. 电子亲和能是气态原子获得一个电子过程中能量变化的一种量度。

II. 与电离能相反，电子亲和能表达原子得电子难易的程度。

III. 元素的电子亲和能越大，原子获取电子的能力越强，即非金属性越强。

元素的电子亲和势(kJ·mol⁻¹)

IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIII	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	0		
H 72.9																He -21	
Li 59.8	Be -240											B 23	C 122	N -52	O 141	F 322	Ne -29
Na 52.9	Mg -230											Al 44	Si 120	P 74	S 200.4	Cl 348.7	Ar -35
K 48.4	Ca -156	Sc	Ti 37.7	V 90.4	Cr 63	Mn	Fe 56.2	Co 90.3	Ni 123.1	Cu 123	Zn -87	Ga 36	Ge 116	As 77	Se 195	Br 324.5	Kr -39
Rb 46.9	Sr	Y	Zr	Nb	Mo 96	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd -58	In 34	Sn 121	Sb 101	Te 190.1	I 295	Xe -40
Cs 45.5	Ba -52	La	Hf	Ta 80	W 50	Re 15	Os	Ir	Pt 205.3	Au 222.7	Hg	Tl 50	Pb 100	Bi 100	Po 180	At 270	Rn -40
Fr 44.0																	

递变规律：

同周期总趋势：自左至右增大,总趋势逐渐增大。

同族总趋势：自上至下减小,总趋势降低，但
第二周期 < 第三周期。

同一元素， E_{A1} 为正值， E_{A2} 为负值。

四、电负性

原子对核外电子的吸引能力。

原子吸引电子的趋势相对强弱。

电负性有不同的标度，因而会看到不同的数据表。

电负性越**大**，元素原子吸引电子能力越**强**，

即 元素原子越**易**得到电子，越**难**失去电子；

电负性越**小**，元素原子吸引电子能力越**弱**，

即 元素原子越**难**得到电子，越**易**失去电子。

元素的电负性

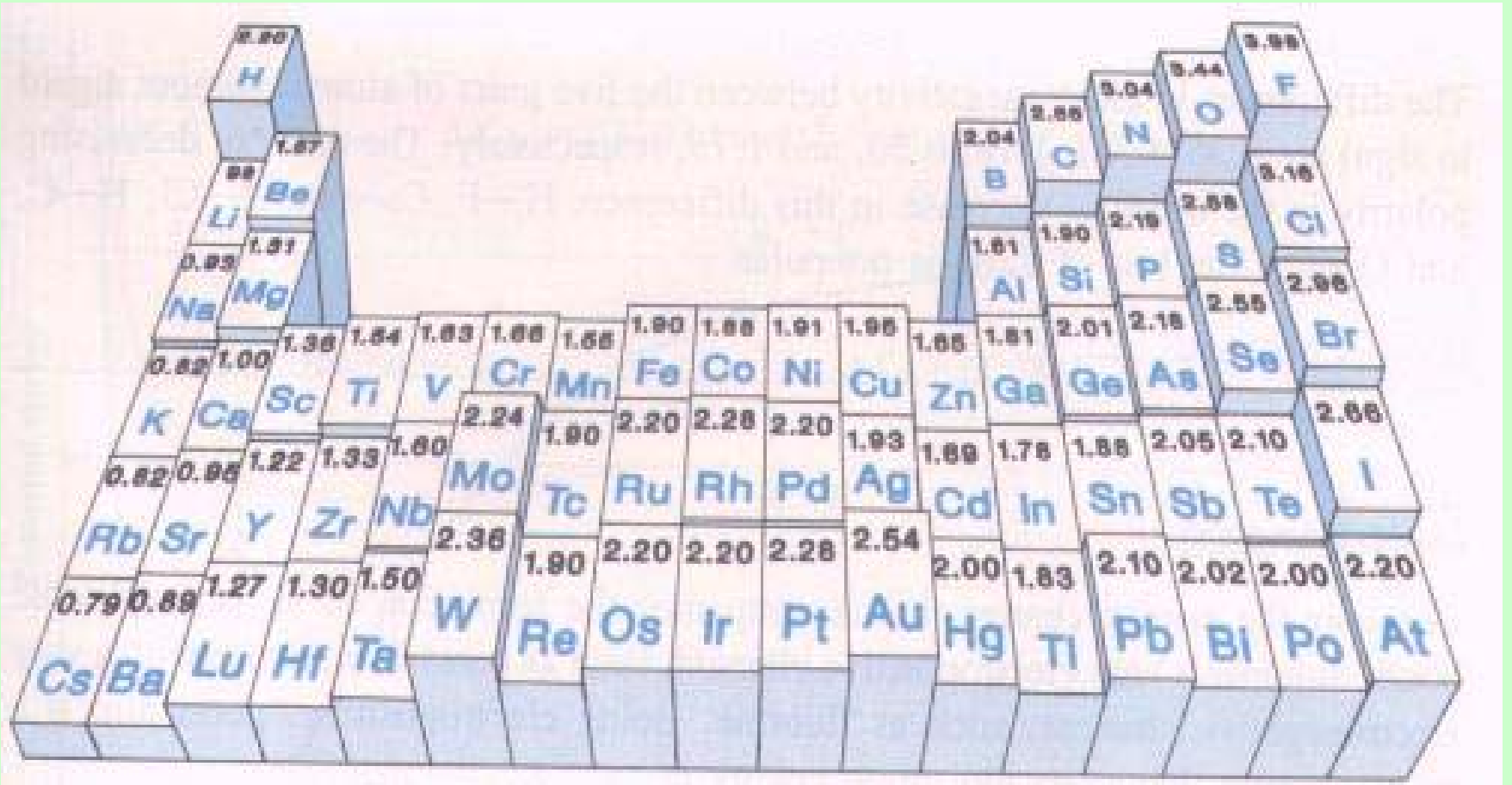
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIII	IB	IIIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA		
1	H 2.1																
2	Li 1.0	Be 1.5										B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	
3	Na 0.9	Mg 1.2										Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
5	Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
6	Cs 0.7	Ba 0.9	La 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2

同一主族，从上到下，电负性逐渐减小。

同一周期，从左到右，电负性逐渐增大。

同一副族，从上到下，**B~ B**电负性逐渐减小，
B~ B电负性逐渐增大。

电负性变化的形象表示



本章作业：

教材117-118：3，4，5，12，15，17

本节课到此结束，谢谢！