

原子

- 物质由不可分割的微粒（原子）构成
- 宇宙中的元素

H 88.6%	} 99.7%
He 11%	

- 原子模型的演变

古希腊	提出物质是由不可分割的微粒组成
道尔顿	提出原子学说 每种单质由很小的原子构成，不同单质由不同的原子构成 原子不能被创造，毁灭，在化学变化中不能再切割
汤姆生	<ul style="list-style-type: none"> • 通过阴极射线找出，原子中都有一种共同的带电负电荷的离子（电子） • 原子是由更小的亚原子粒子构成 • 电子的质量约为氢原子质量的$\frac{1}{1836}$ • 原子是不带电的，带有负电的粒子和带正电的粒子（质子） • 原子可使带负电的阴极放出射线，带正电的阳极放出射线，射线的方向和电场或磁场发生弯曲的方向刚好相反，证实了质子的存在 • 葡萄干面包式：他认为原子是一个带正电荷的球，球上镶嵌着负电荷的电子构成
查德威克	<ul style="list-style-type: none"> • 利用 α 粒子轰击铍核，通过云室证明中子的存在 • 中子不带电，质量与质子大约相等
卢瑟福	提出新原子结构模型 原子内有一个很小，密度很大且带正电的中心核，称原子核（用高速运动、带正电荷的 α 粒子，发现大部分的粒子可以直接穿过，内部构造几乎是空的，只有极小部分的粒子直接弹回，原子重心有原子核） 正电荷与外面围绕的负电荷单位数量相同，原子称电中性

粒子	质量(kg)	相对质量	电量/C
质子	1.673×10^{-27}	1.007	1.602×10^{-19}
中子	1.675×10^{-27}	1.008	0
电子	9.109×10^{-31}	$\frac{1}{1836}$	1.602×10^{-19}

原子序数 (atomic number)

- 按照原子的核电荷数由小到大顺序给元素编排的序号
- 质子数又称原子的核电荷数, 符号 Z
- 原子序数=原子的核电荷数=质子数=核外电子数

质量数(mass number)

- 原子核中所有质子和中子的相对质量, 加起来的数值, 符号 A

同位素

- 质子数相同而中子数不同的同一元素的不同原子互称
- 质子数相同, 所有在元素周期表中位置相同
- 核素(nuclide): 具有一定数目质子和一定数目中子的一种原子
- 例如: 氢的核素 ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$, ${}^3_1\text{H}$, 碳的核素 ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{13}_6\text{C}$, ${}^{14}_6\text{C}$, 氧的核素 ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{17}_8\text{O}$, ${}^{18}_8\text{O}$, 铀的核素 ${}^{234}_{92}\text{U}$, ${}^{235}_{92}\text{U}$, ${}^{238}_{92}\text{U}$

稳定同位素(stable isotopes)	同位素中, 在自然界能够稳定存在
放射性同位素(radioactive isotopes)	具有放射, 不能稳定存在

- 元素的相对原子量, 是按照元素各种核素所占的百分比计算出的平均值

氢原子光谱与玻尔理论

- 不同元素由不同特性的线光谱
- 当氢原子吸收电流给予的能量, 会发射出光, 透过三棱镜可分解成四种频率的可见光, 同时释放出不可见的紫外线和红外线
- 氢原子光谱为最简单的线光谱
- 玻尔的原子理论
 - 原子光谱的不连续性表明了能量变化的不连续性, 这与量子论的概念有关
 - 电子在原子核外运动, 有一定符合条件的轨道, 电子在轨道上运动, 不释放和不吸收能量

- 电子所处的各条轨道的能量高低不同，离原子核越远，电子能量越高，轨道分布不连续，由不同的能级
- 电子从低能量轨道向高能量轨道跃迁时，需要吸收能量；电子从高能轨道向低能量轨道跃迁时，会以光辐射的形式放出能量

电子云

- 在原子核周围的球状区域，电子好像带负电电荷的云雾笼罩在原子核周围
- 离原子核越近的范围密度越大（电子越多），离原子核范围越远密度越小（电子越少）

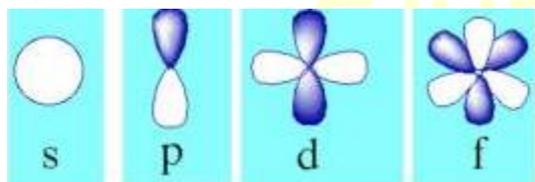
电子层

- 根据电子的能量差异和主要运动区域的不同，将核外电子堪称分层排布

能层 n	1	2	3	4	5	6	7
	K	L	M	N	O	P	Q
最多电子数 $2n^2$ 个							
	2	8	18	32		

电子副层

- 根据同一层中电子能量的差别，将电子层分为一个或几个电子副层，分别用 s,p,d,f 表示不同电子云形状



电子云伸展方向

- S: 电子云呈球形对称，一个伸展方向
- P: 电子云可以有 3 个互相垂直的伸展方向
- D: 电子云有 5 个伸展方向
- F: 电子云有 7 个伸展方向

电子在填充原子轨域时，原子轨域能量高低的规律

- 处于相同电子层的原子轨域能量的高低: $ns < np < nd < nf$
- 形状相同的原子轨域能量的高低: $1s < 2s < 3s < 4s$
- 电子层和形状均相同的原子轨域的能量相等，如 $2px, 2py, 2pz$ 的轨域能量相等
- 电子总是先填充能量低的轨域，再填充能量高的轨域

电子的自旋

- 电子的状态，有顺时针和逆时针两种，通常用上下箭号表示自旋状态相反的电子

核外电子的排布，遵循能量最低原理、鲍利不相容原理和汉德规则

能量最低原理	在原子核外电子的排布中，通常情况下电子总是尽先占据能量最低的轨域，然后依次进入能量较高的轨域，这样使整个原子处于最低的能量状态
鲍利不相容原理	在原子核外电子的排布中，每一个轨域最多只能排布两个电子，且排在同一轨域的两个电子自旋方向必然相反，而自旋方向相同的两个电子肯定处于不同的轨迹
汉德规则	原子核外电子在能量相同的各个轨域中排布时，尽可能占不同的轨域，且自旋方向相同，这样使整个原子的能量最低 当原子序数较大时，可以用简易电子排布式或轨域表示式来表示，如钪(Sn)电子排布式为 $[Ar]3d^14s^2$

特殊稳定态

- 对于同一电子副层，当电子排布为全充满、半充满或全空时，整个体系的能量最低，体系比较稳定。

全充满	p^6 或 d^{10} 或 f^{14}
半充满	p^3 或 d^5 或 f^7
全空	p^0 或 d^0 或 f^0

电子排布图

核电荷数	元素符号	轨域表示式子	电子排布式子
1	H		
2	He		
3	Li		
4	Be		
5	B		
6	C		
7	N		
8	O		
9	F		
10	Ne		
11	Na		
12	Mg		
13	Al		
14	Si		
15	P		
16	S		
17	Cl		
18	Ar		
19	K		
20	Ca		
21	Sc		
22	Ti		
23	V		
24	Cr		
25	Mn		
26	Fe		
27	Co		
28	Ni		
29	Cu		
30	Zn		



SJUEC.COM