

无机化学

第四章 化学键与分子结构

任课教师：贾卫国

专 业：05级化学

时 间：2005.11

地 点：生化楼教室

本章教学内容

一、离子键理论

二、共价键的理论

2.1 价键理论

2.2 杂化轨道理论

2.3 价层电子对互斥理论

2.4 分子轨道理论

2.5 键参数与分子的性质

三、分子间作用力

本章教学要求

1. 理解化学键的本质；
2. 掌握离子键的形成及其特点；
3. 掌握离子的特征，离子极化概念；
4. 掌握价键理论的内容；会用价键理论解释共价键的特征，会用价层电子对互斥理论和杂化轨道理论解释简单的分子结构；
5. 理解分子轨道理论，第二周期元素的分子轨道特点；
6. 了解金属键理论；
7. 认识分子间作用力和氢键的本质，会解释其对物质性质的影响。

1. 什么是化学键

化学键是指原子或离子之间存在着一种直接的，主要的强烈的相互作用力。

离子键，共价键（配位键），金属键

2. 化学键理论发展

化学键

离子键

1916年德国化学家Kossel

共价键

1916年美国化学家 G. N. Lewis

1927年德国化学家Heitler和London

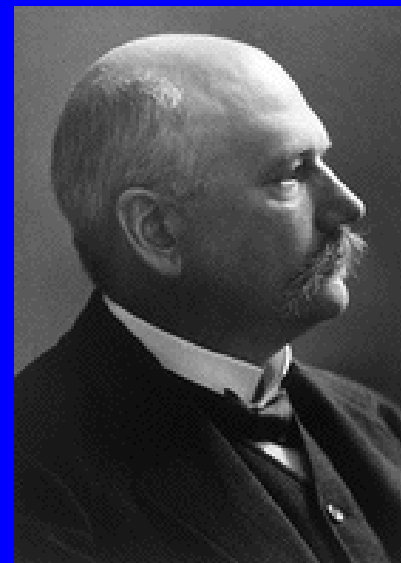
Pauling 提出现代价键理论

杂化轨道理论

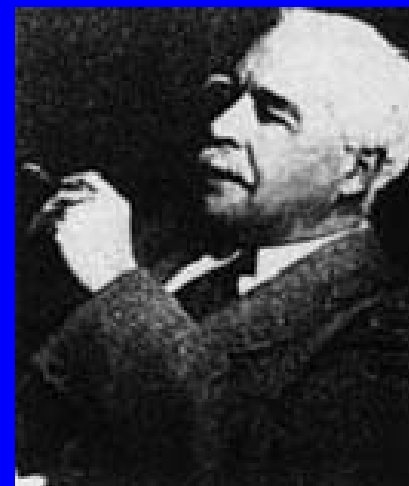
Sidgwick价层电子对互斥理论

Hund和Millikan分子轨道理论

金属键



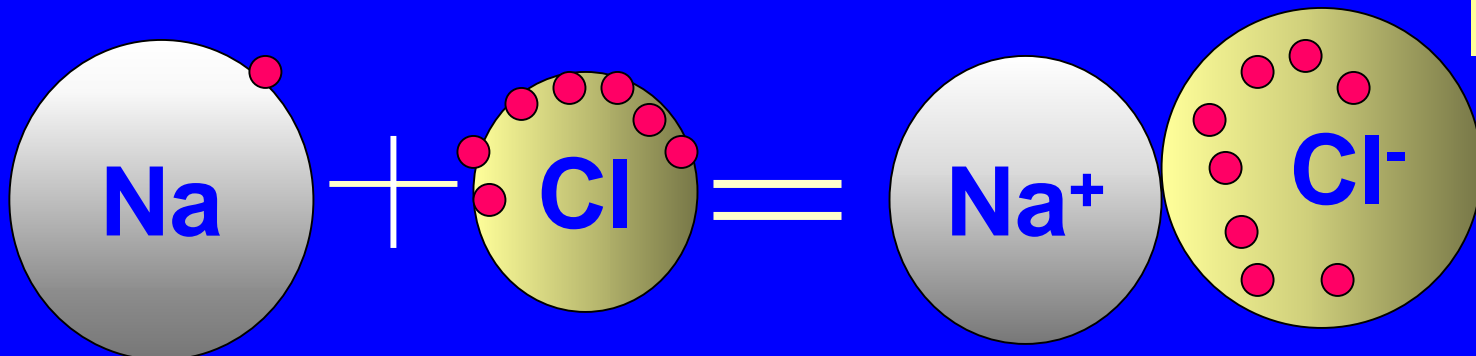
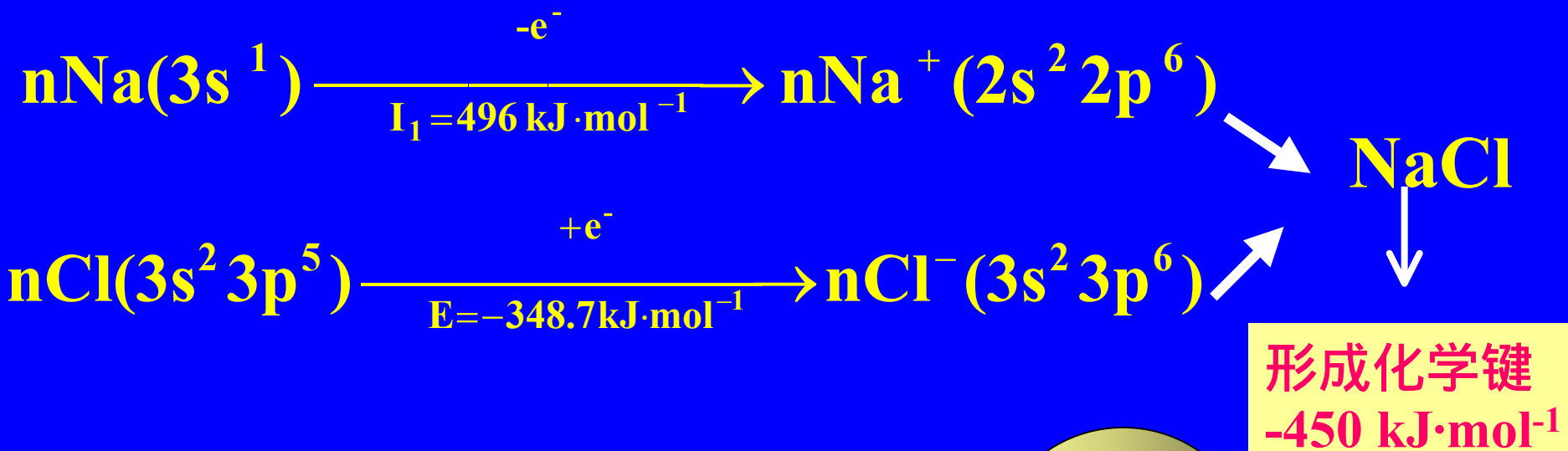
Kossel



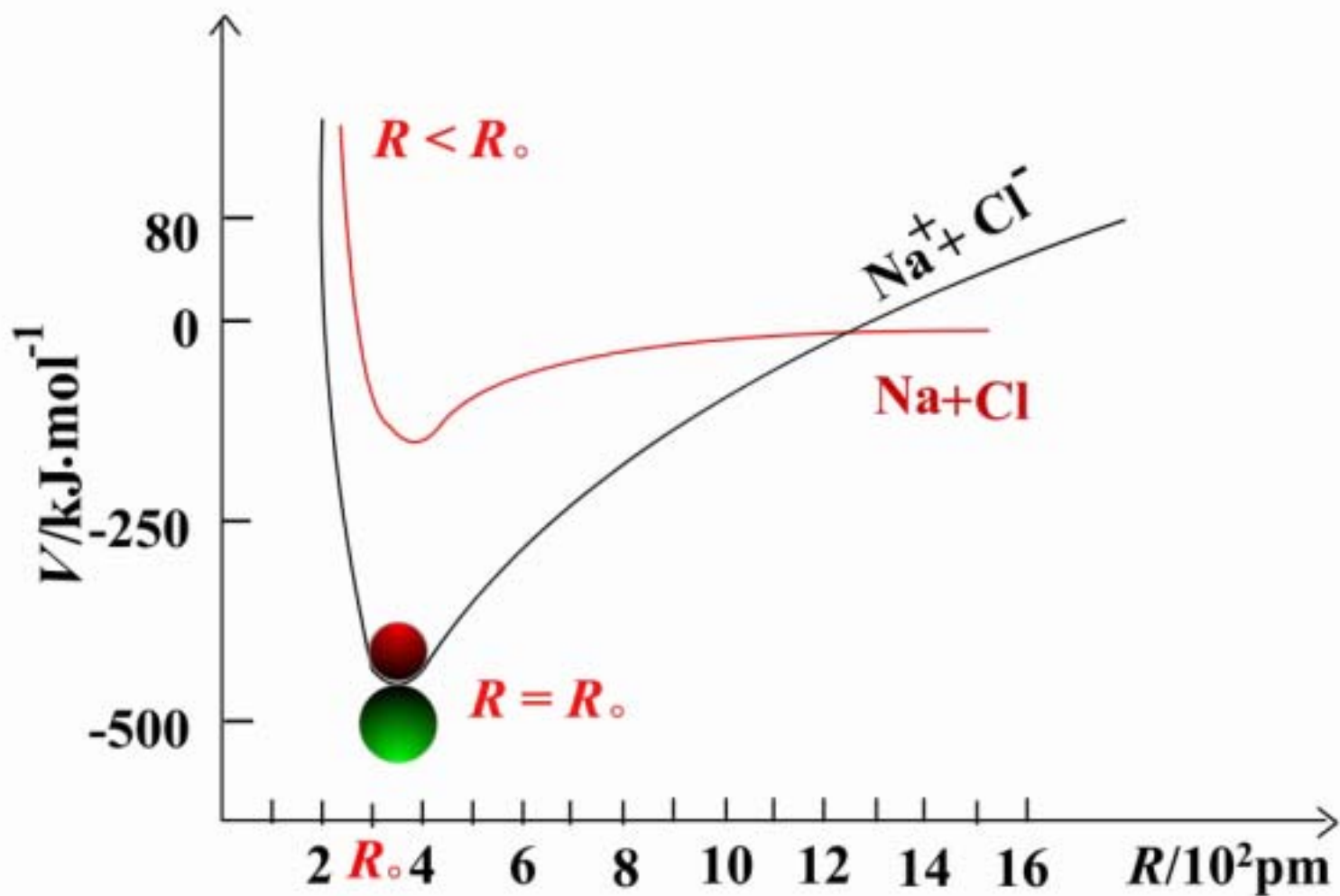
G.N. Lewis

第一节 离子键理

一、离子键的形成



NaCl的势能曲线



离子键：由原子间发生电子的转移，形成正负离子，并通过静电作用而形成的化学键。

离子化合物：由正负离子组成的化合物。

二、离子键的特点

1. 离子键的本质

本质是静电引力（库仑引力）

比较NaCl和MgO离子晶体，哪个的离子键较强？哪个的熔点较大？

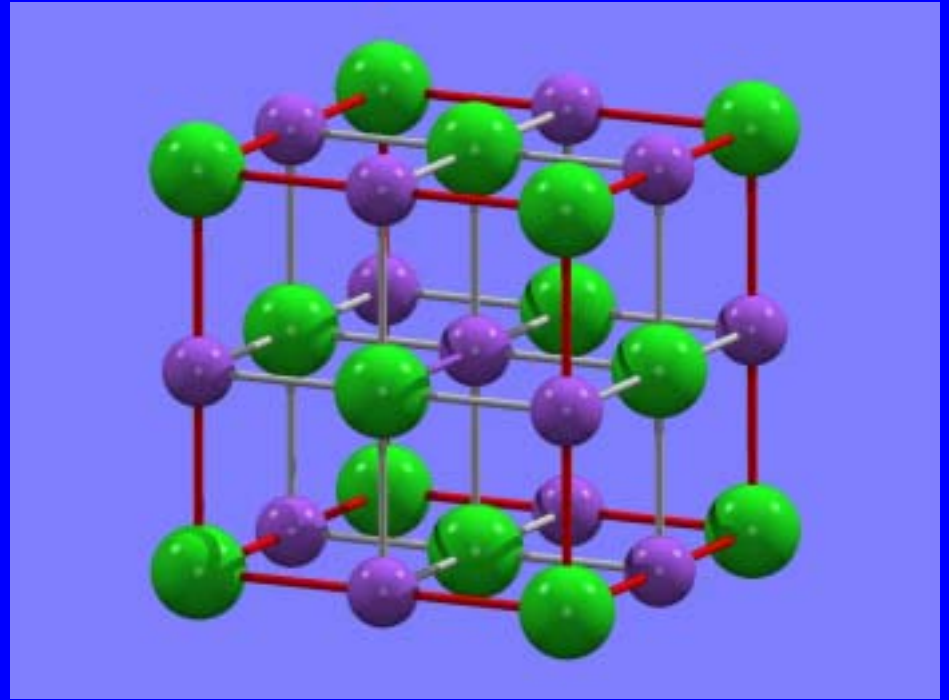
离子键强度： $\text{NaCl} < \text{MgO}$

熔点： $\text{NaCl} (801) < \text{MgO} (2800)$

2. 没有方向性

3. 没有饱和性

4. 强极性键



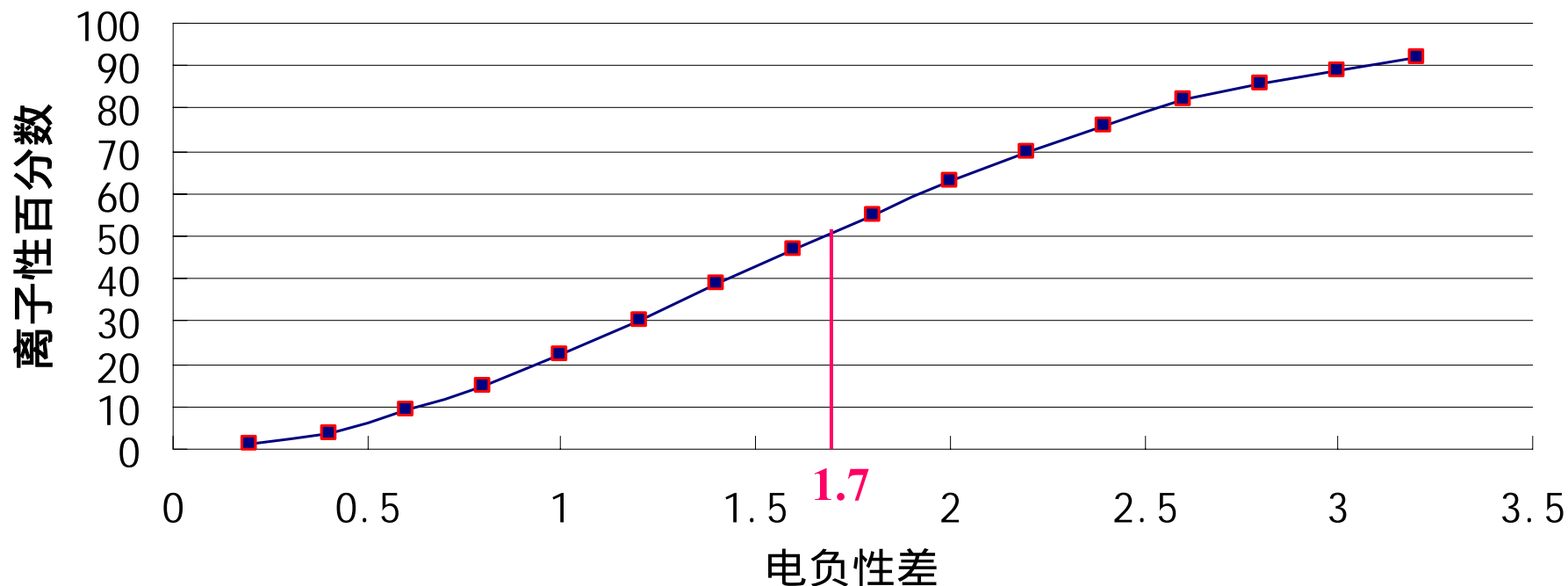
正、负离子的电子云基本上属于正离子或负离子。正、负离子分别为键的两极，所以离子键是具有极性的。

键的极性与元素的电负性有关

单键的离子性与电负性差值的关系

$x_A - x_B$	0.2	0.4	0.6	0.8	1.0	1.2	1.4	1.6	1.8	2.0	2.2	2.4	2.6	2.8	3.0	3.2
离子性百分率(%)	1	4	9	15	22	30	39	47	55	63	70	76	82	86	89	92

单键的离子性百分数与电负性差值之间的关系图



$\Delta X > 1.7$, 形成离子键 ;

$\Delta X < 1.7$, 形成共价键。

键型过渡实例

	AgF	AgCl	AgBr	AgI
Xa - Xb	2.05	1.23	1.03	0.73
	离子键		共价键	
水溶性	溶	不溶	不溶	不溶
颜色	无	白	浅黄	黄

三、离子的特征

1. 离子电荷

原子得失电子数取决于各种原子的电离能和电子亲和能

正离子： $+1$ ， $+2$ ， $+3$ ， $+4$ ；

负离子： -1 ， -2 ， -3 ， -4 ；多数为含氧酸根和配离子。

同一元素形成带不同电荷的离子时，化合物性质明显不同。

2. 离子的电子层构型

稀有气体组态 (8电子和2电子)



18电子组态



18 + 2电子组态



9 ~ 17电子组态



不同类型的正离子对同种负离子的结合力大小:

8 电子构型的
离子

<

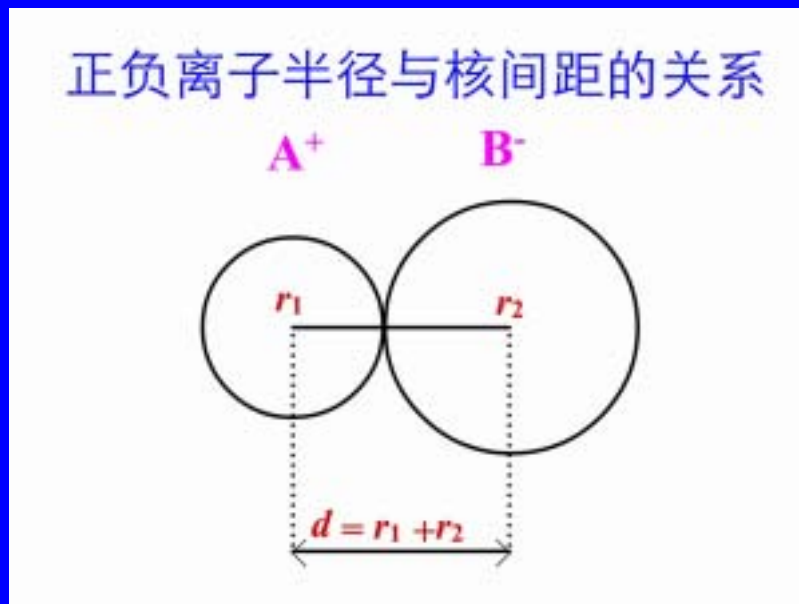
9 ~ 17电子层
构型的离子

<

18或18+2电子
层构型的离子

3. 离子半径

严格讲，离子半径无法确定（电子云无明确边界）。



通常以 $r(O^{2-})=132\text{pm}$, $r(F^-)=133\text{pm}$

推算其他离子的半径

离子半径的变化规律

1) 对同一主族具有相同电荷的离子而言，半径自上而下增大；



2) 对同一周期，自左向右，正离子的电荷增大，离子半径依次减小，而非金属负离子随负电荷的增加稍有增加；

3) 对同一元素能形成几种不同的正离子时，半径随离子电荷升高而减小；



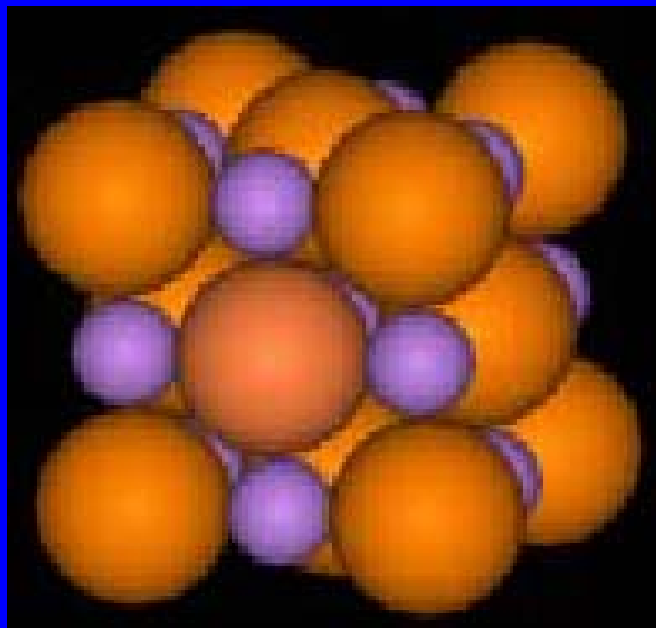
4) 周期表中，处于相邻族的左上方和右下方斜对角线的元素正离子半径接近。



四、离子晶体

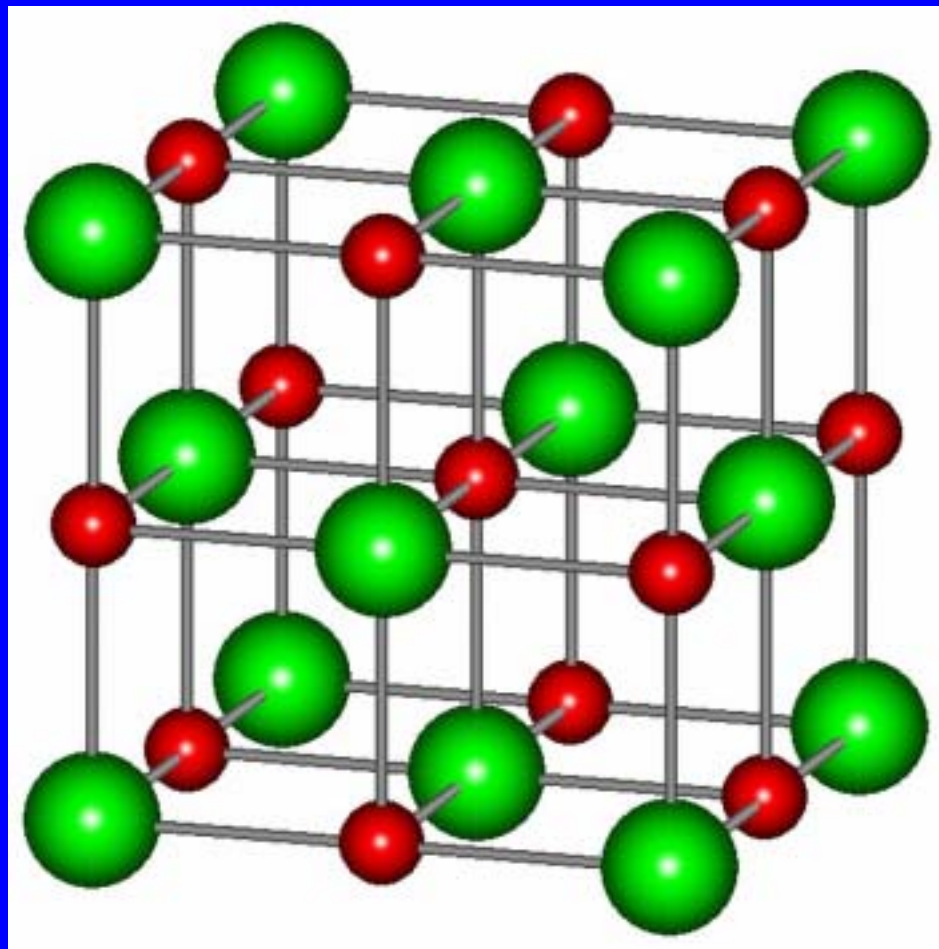
1.离子晶体的特征：

高的熔沸点，硬度大，易击碎，易溶于水，在熔融或水溶中导电。

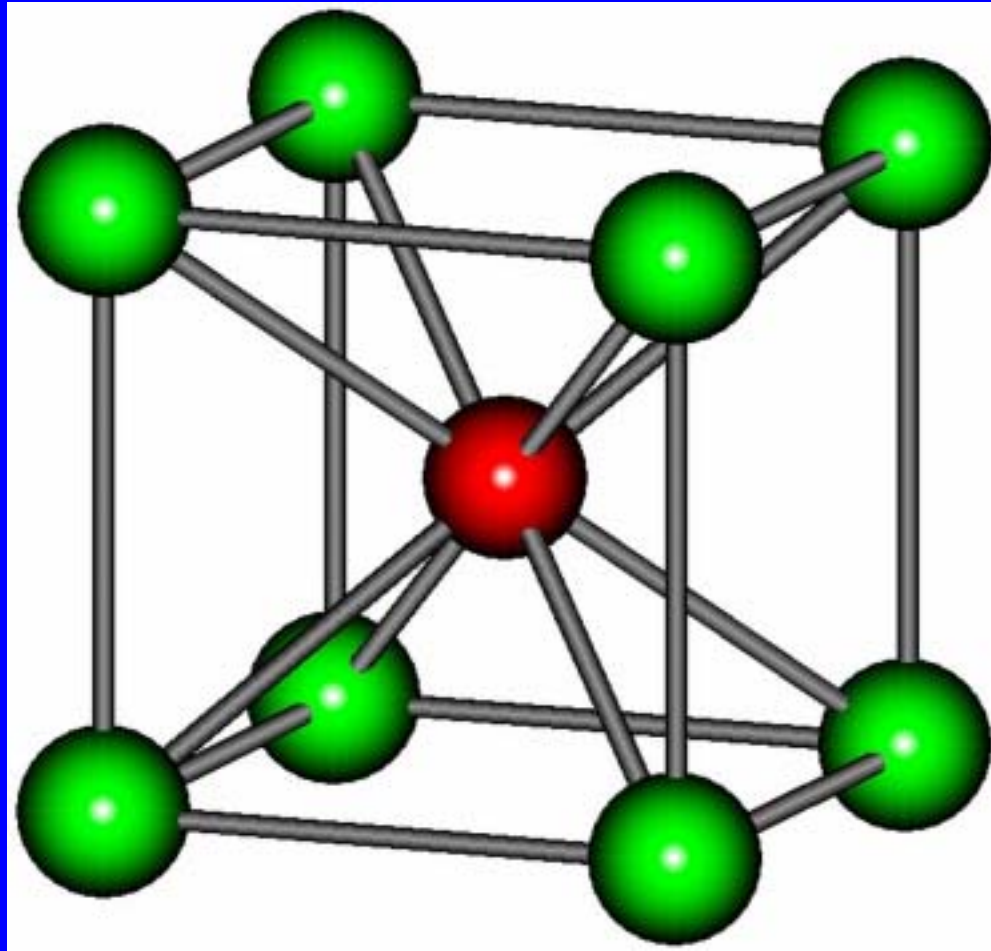


离子晶体中不存在单个分子 无确定的分子量

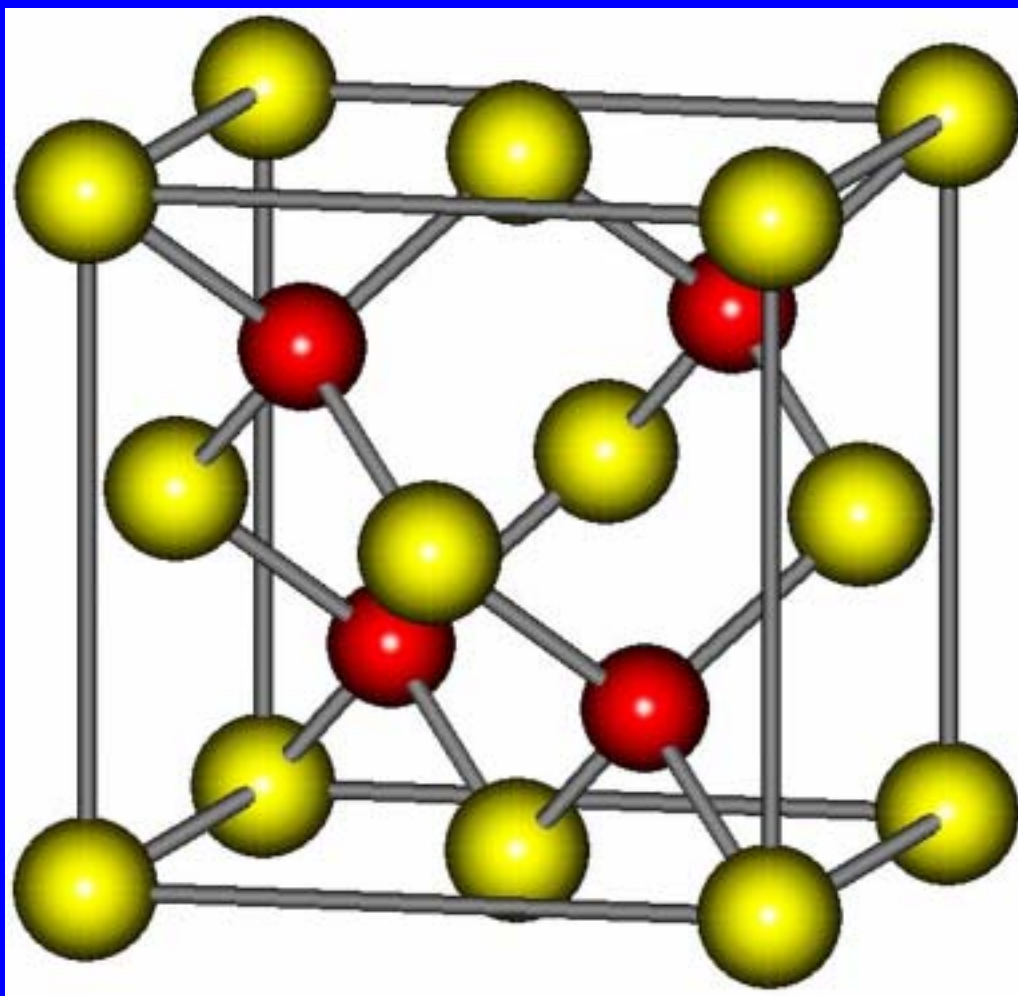
2.离子晶体的类型：



NaCl型晶体 属立方面心晶格

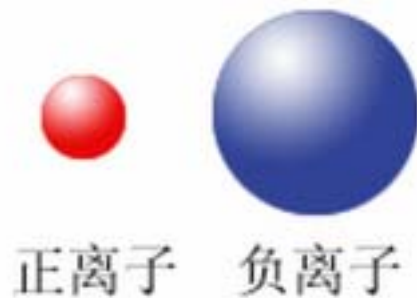
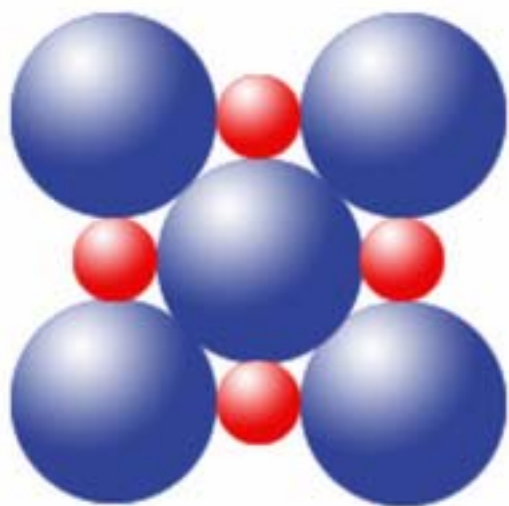


CsCl型晶体 属简单立方晶格

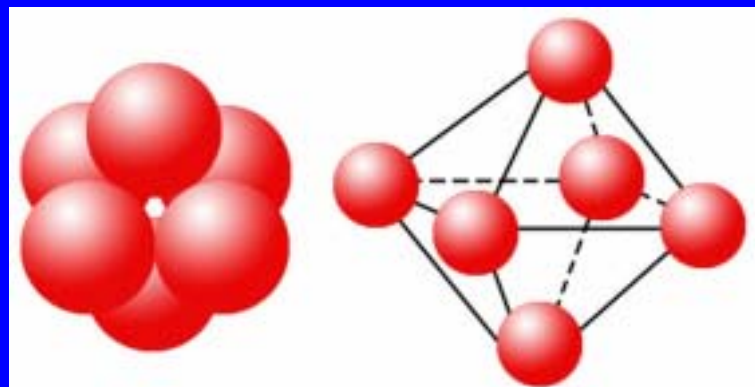


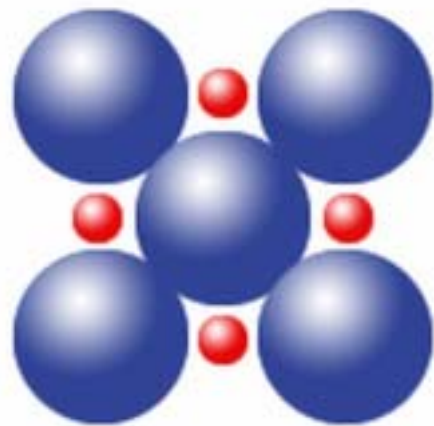
立方ZnS型 属立方面心晶格

3.离子半径比与配位数和具体晶型的关系：

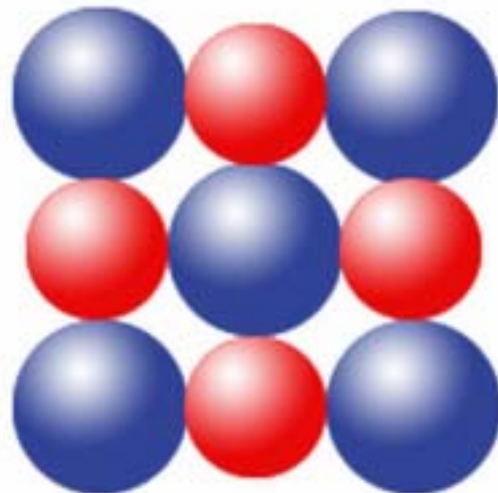


配位数为 6 的晶体中正负离子半径之比



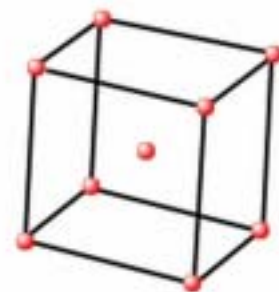
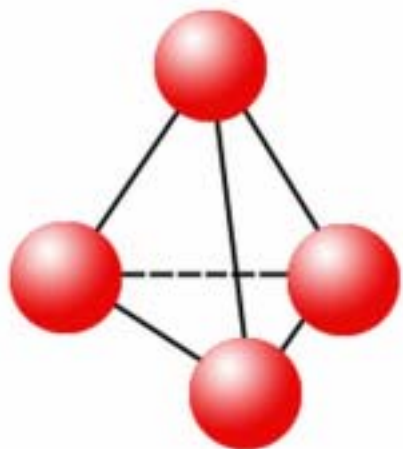


$$r_+/r_- < 0.414$$



$$r_+/r_- > 0.414$$

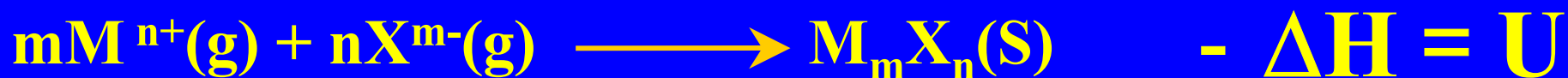
半径比与配位数的关系



五、晶格能 - 离子键强弱

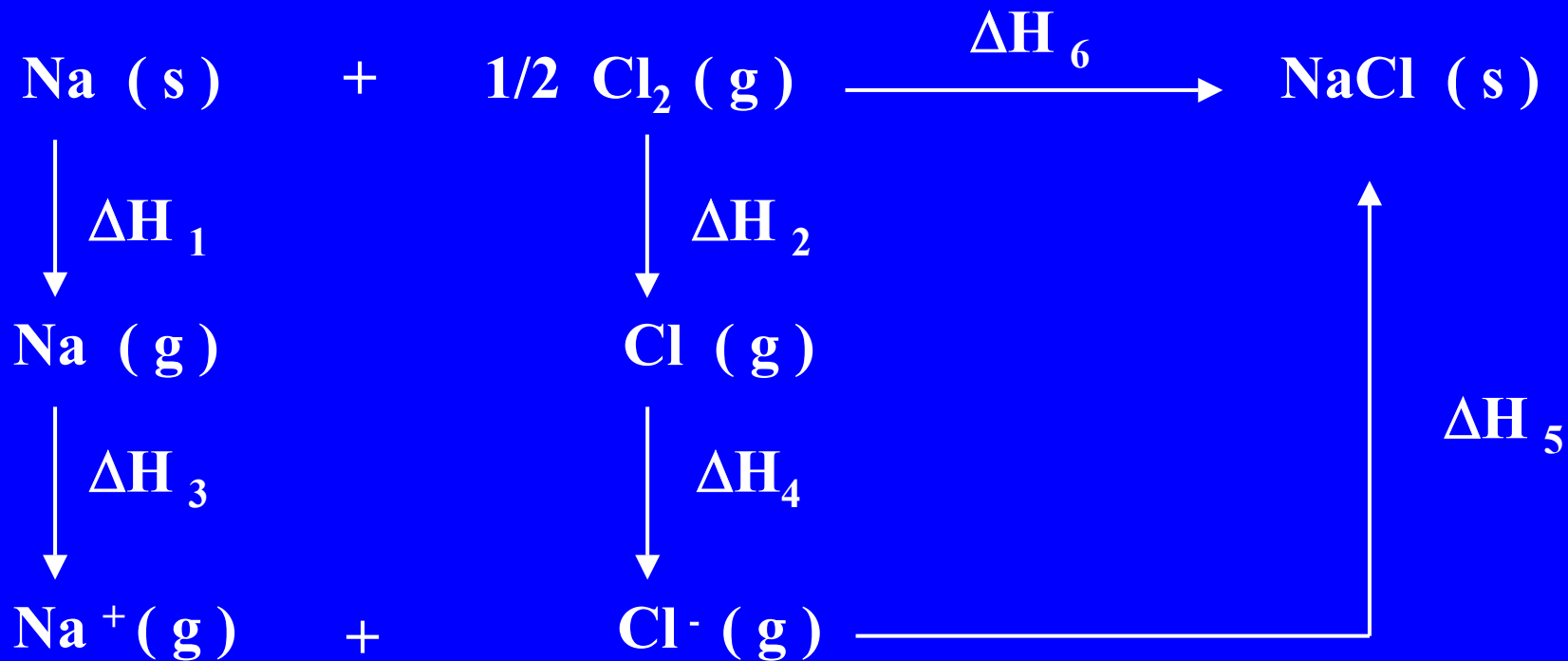
1. 概念：

相互远离气态正负离子彼此靠近，形成1mol 离子晶体所释放的能量，以符号U 表示。



衡量离子键的强度。晶格类型相同时，U与正、负离子电荷数成正比，与离子间距离 r_0 成反比。

2. 计算： 波恩-哈勃循环 Born - Haber Circulation



$\Delta H_1 = S$: Na (s) 的升华热 S ;

$\Delta H_2 = 1/2 D$: $\text{Cl}_2(\text{g})$ 的离解能 D 的一半 ;

$\Delta H_3 = I_1$: Na 的第一电离能 I_1 ;

$\Delta H_4 = -E$: Cl的电子亲和能 E 的相反数 ;

$\Delta H_5 = -U$: NaCl 的晶格能 U 的相反数 ;

$$\Delta_f H^\theta = S + I + \frac{1}{2}D + (-E) + (-U)$$

$$\therefore U = -\Delta_f H^\theta + S + I + \frac{1}{2}D - E$$

3. 影响因素：

1. 离子的电荷；
2. 离子的半径；
3. 晶格类型与电子构型

4. 对物理性质的影响：

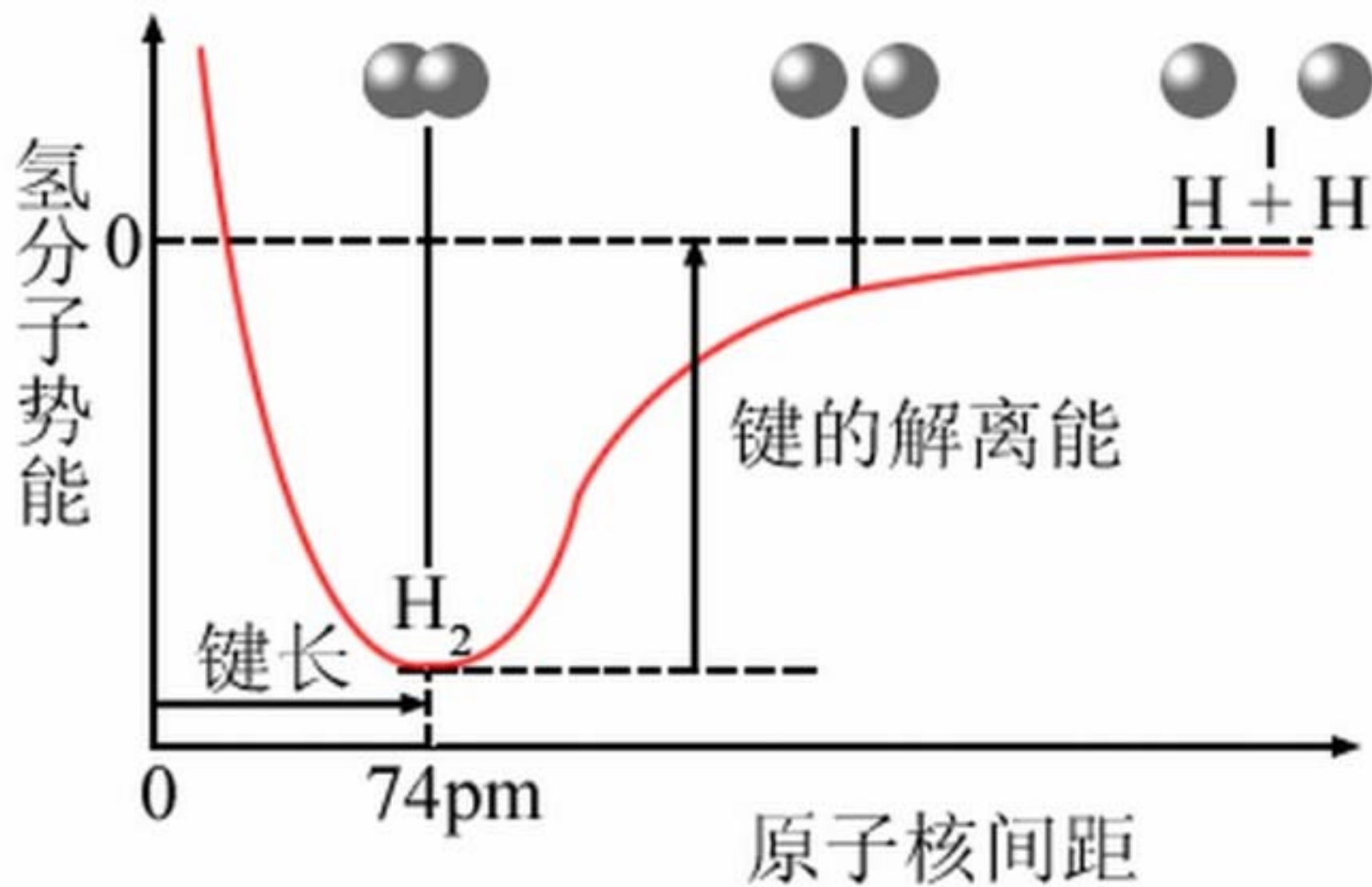
晶格能越大，离子晶体的熔沸点越高，硬度越大。

第二节 共价键理论

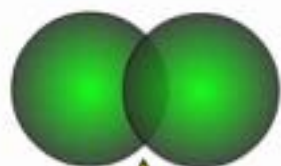
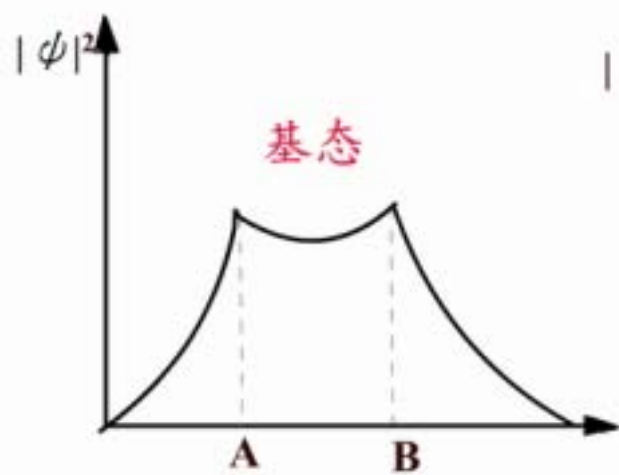
一、价键理论

1. 共价键的本质和特点

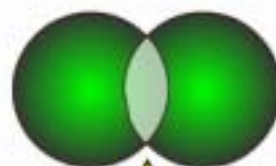
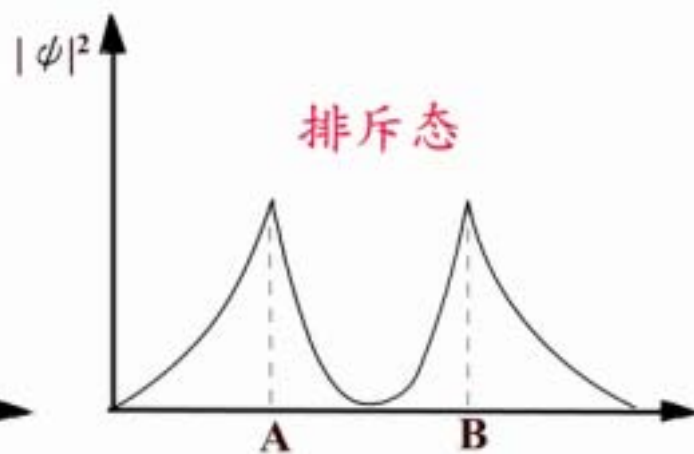
两个原子(例如A和B)彼此接近的过程中,系统能量的变化可表示为两核之间距离的函数。



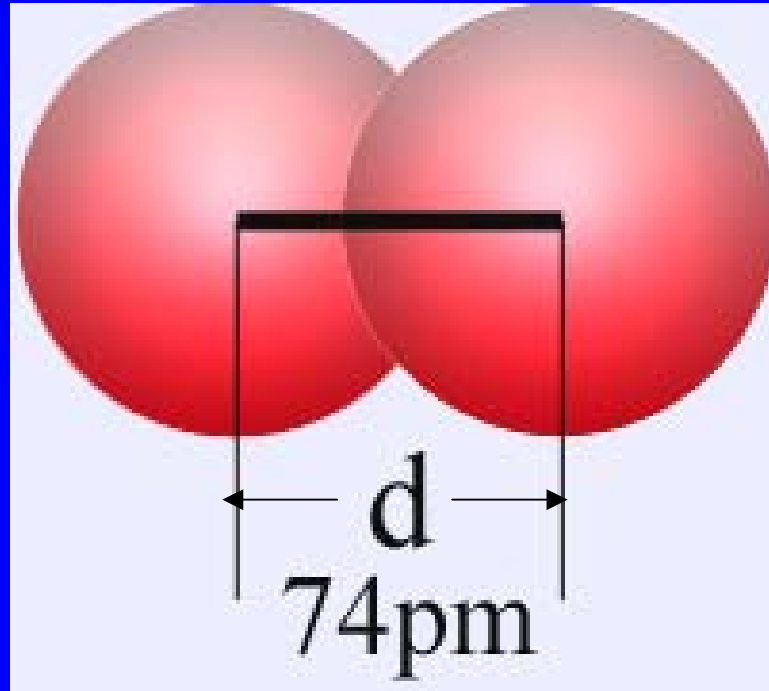
H₂分子两种状态的 $|\psi|^2$ 和原子轨道重叠示意图



概率密度增加
能量降低



概率密度减少
能量升高



共价键：原子间由于成键电子的原子轨道
重叠而形成的化学键

两个中性原子间通过共用电子对相连形成分子，是基于电子定域于两原子之间，形成了一个密度相对大的电子云（负电性），这就是价键理论的基础。

共价键的形成条件为：

电子配对原理；

能量最低原理；

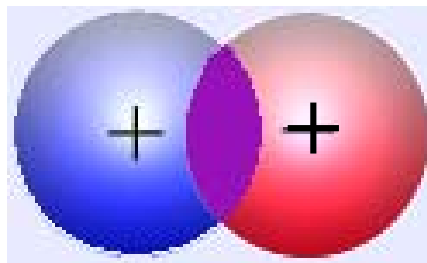
键合双方原子轨道应尽可能最大程度地重叠。

2. 共价键的特点

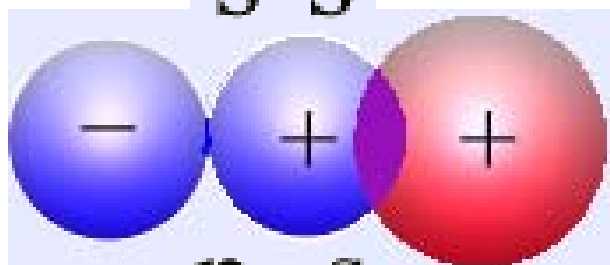
- a. 结合力的本质是电性的；
- b. 原子轨道重叠，两核之间电子云密度最大；
- c. 具有饱和性（是指每种元素的原子成键的总数以及单键联接的原子数目是一定的）；
- d. 具有方向性 - 最大重叠原理（决定了分子的空间构型）

原子轨道对称性重叠

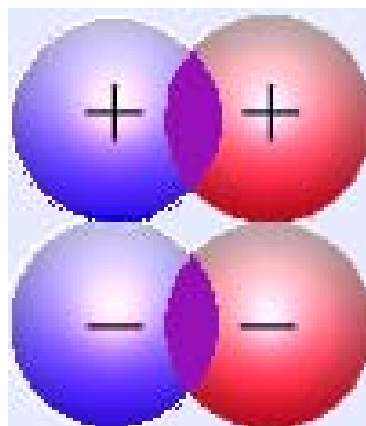
只有当原子轨道对称性相同的部分重叠，原子间的概率密度才会增大，形成化学键。



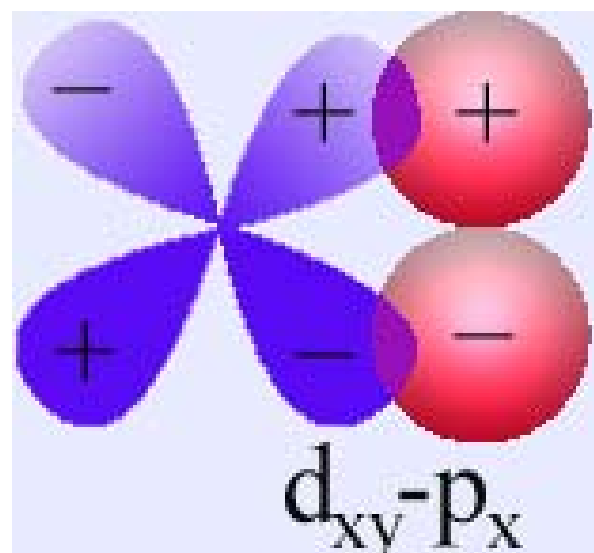
S-S



p_x-S



p_y-p_y

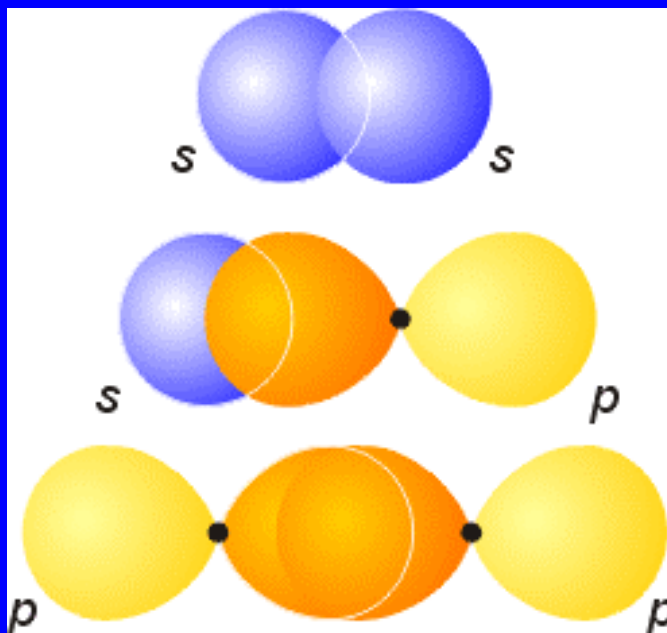


d_{xy}-p_x

3. 共价键的键型

键：重叠轨道的电子云密度沿键轴方向的投影为圆形，表明电子云密度绕键轴（原子核之间的连线）对称，形象的称为“头碰头”。

轨道可由各种方式组成

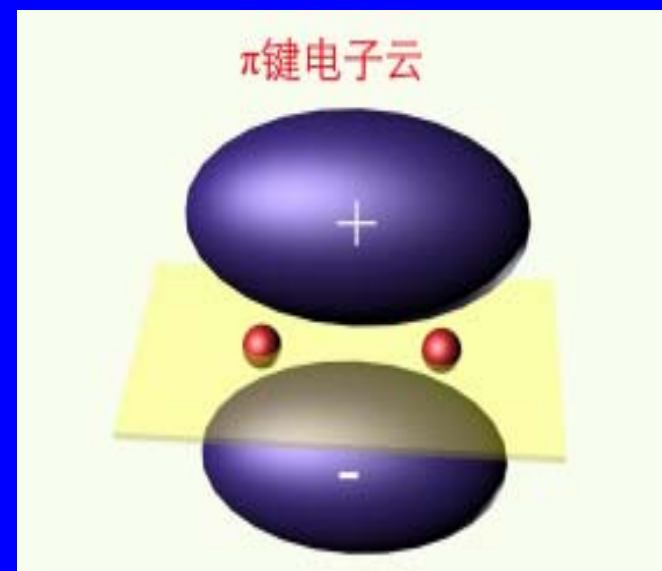
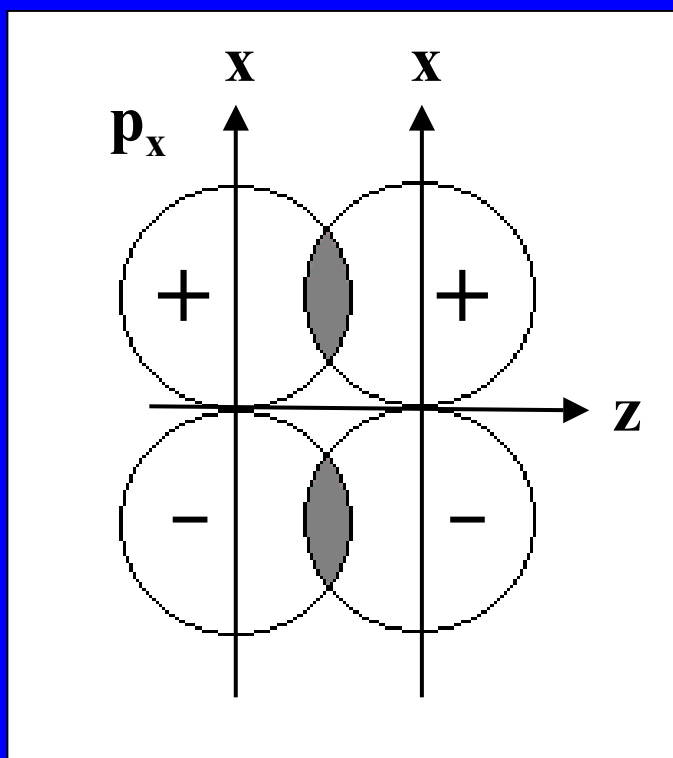


S - S

S - P

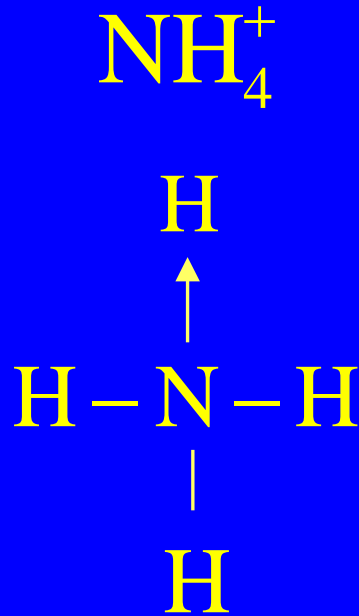
P - P

键：重叠轨道的电子云密度绕键轴不完全对称。形象的称为“肩并肩”



配位键（共价键里的一种特殊形式）

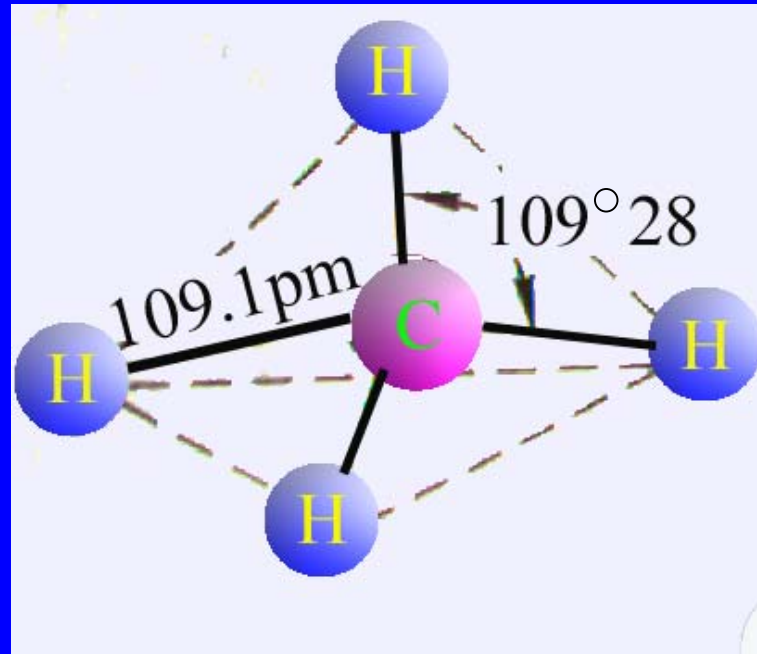
形成条件：成键原子一方提供孤对电子，另一方提供空轨道。



4. 评价

- 价键理论能较好地说明一些双原子分子价键的形成
- 不能很好地说明多原子分子的价键形成和几何构型

如 CH_4



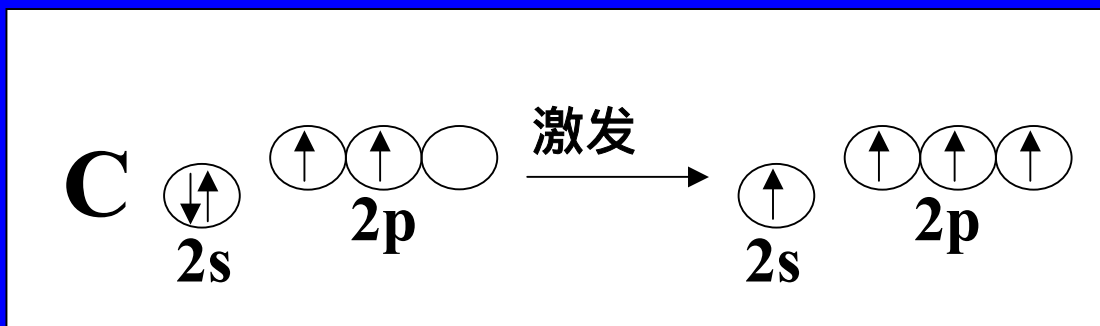
二、杂化轨道

为解决价键理论的局限性，鲍林在价键理论中引入了杂化轨道的概念。

1. 杂化轨道理论的要点

原子在结合成分子时，必须首先进行杂化，其共价键的形成经历了激发、杂化，轨道重叠。

a. 激发



b. 杂化

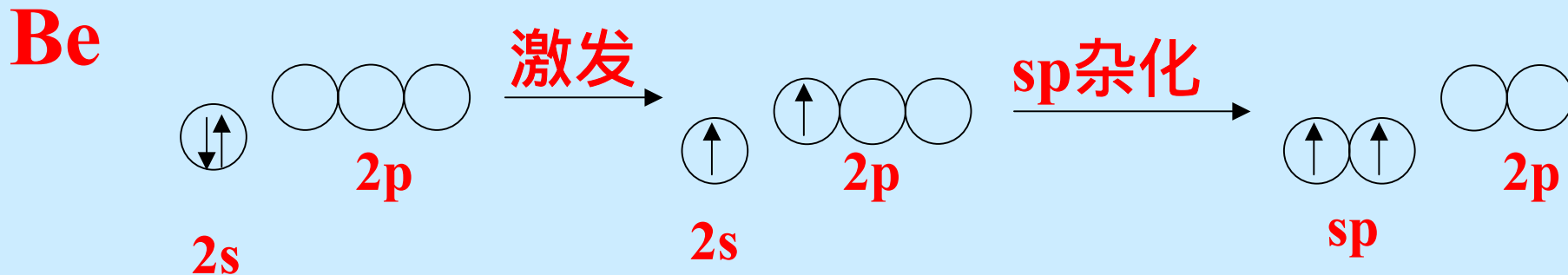
处于激发态的几个不同类型，能量相近的原子轨道混合起来，重新组合成一组新轨道。(杂化轨道)，这一过程叫原子轨道的“杂化”。

- 杂化轨道的数目等于参与组合的原子轨道的数目。有几个原子轨道参与杂化，就形成几个杂化轨道。
- 只有能量相近的原子轨道才能发生杂化。
- 杂化轨道有一定的伸展方向，构成了杂化轨道形状。

2. 杂化类型

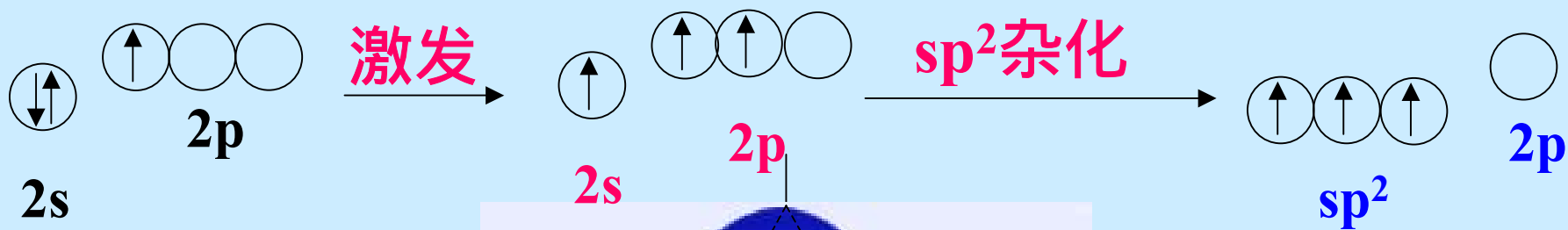
sp杂化——1个s轨道 + 1个p轨道

例 BeCl_2

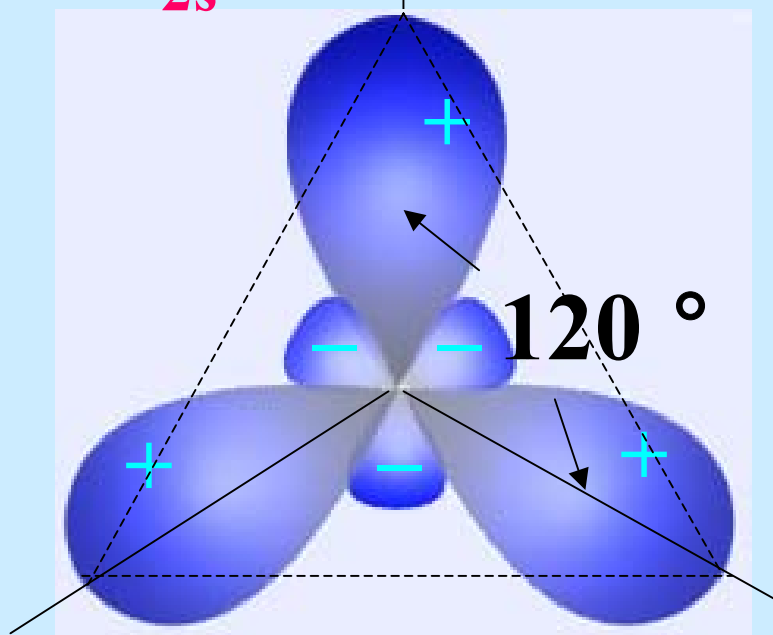


sp^2 杂化——1个s轨道+2个p轨道

BF₃

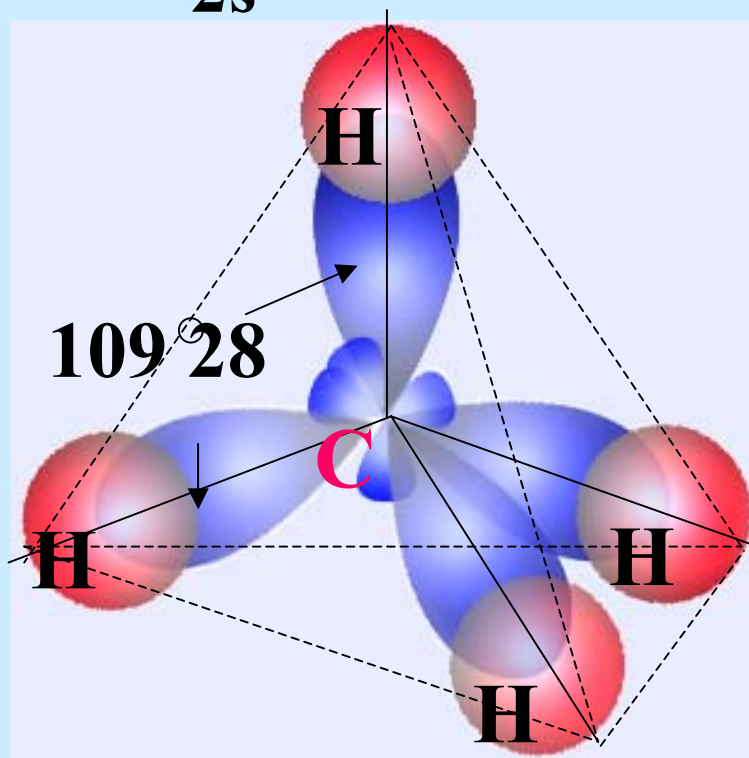
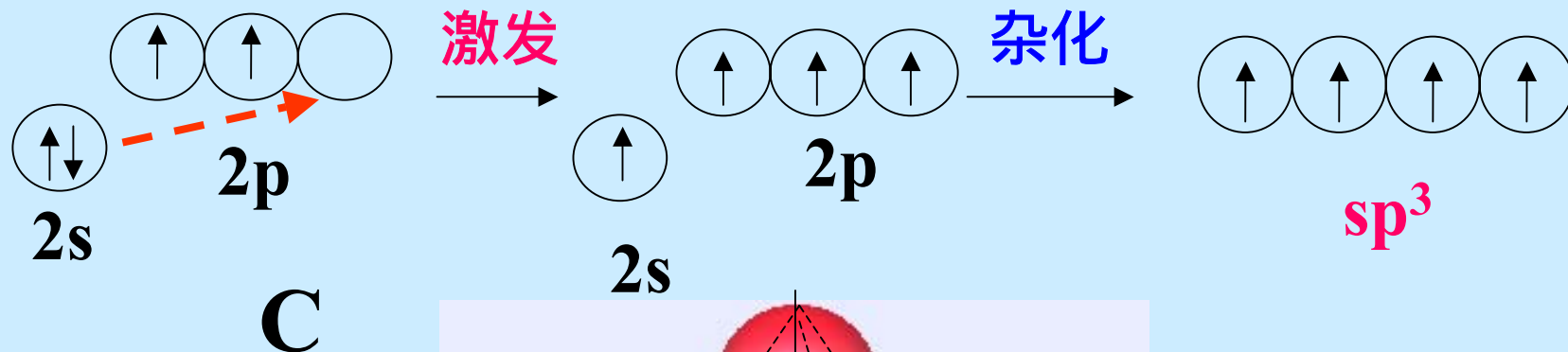


B



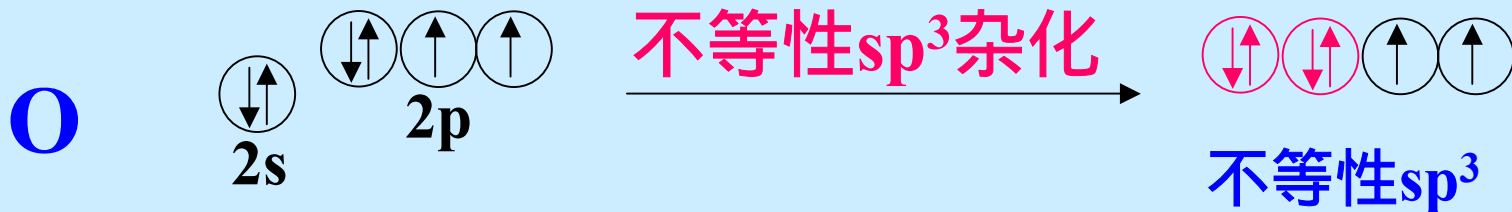
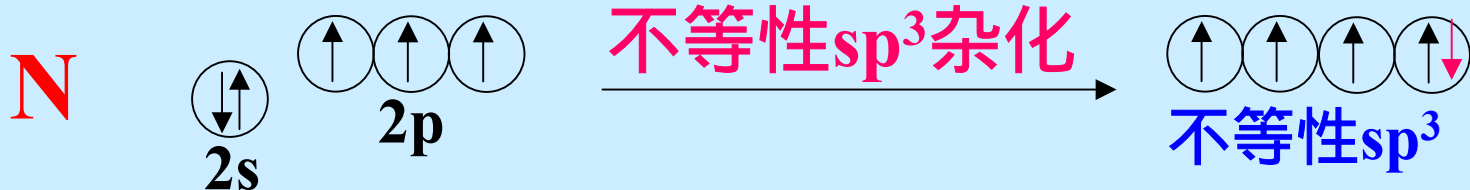
sp^3 杂化——1个s轨道+3个p轨道

CH_4



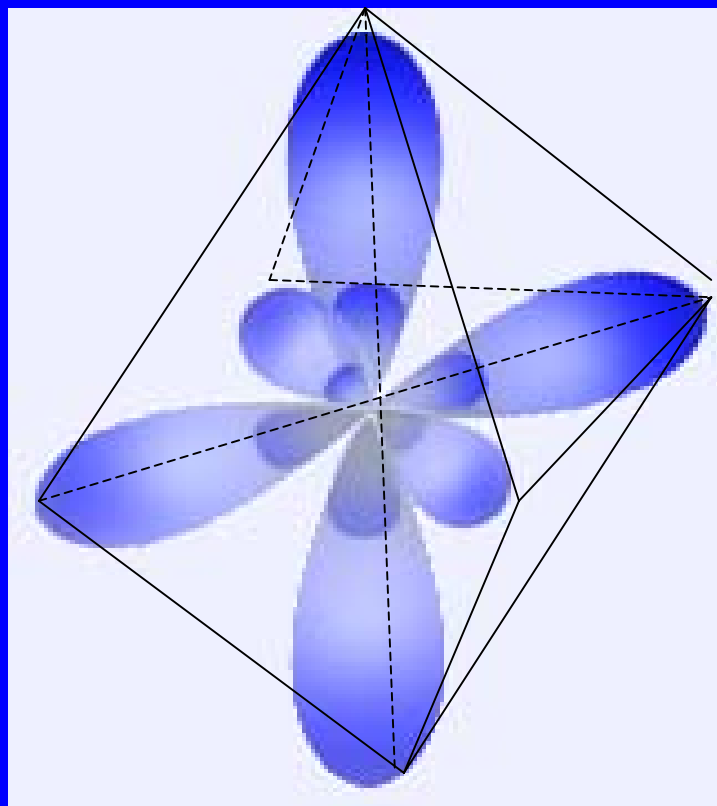
不等性杂化

参与杂化的原子轨道中，不仅包含成单电子的原子轨道，还有成对电子的轨道。


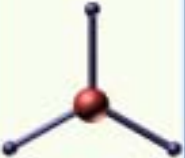



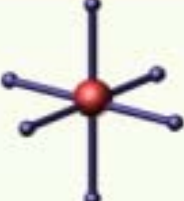



- 其它杂化类型 —— 如 s-p-d 或 d-s-p

例 SF_6 —— sp^3d^2 杂化



杂化轨道类型、空间构型及成键能力之间的关系

杂化类型	sp	sp ²	sp ³	dsp ²	sp ³ d	sp ³ d ²
用于杂化的原子轨道数	2	3	4	4	5	6
杂化轨道的数目	2	3	4	4	5	6
杂化轨道间的夹角	180°	120°	109.5°	90° 180°	90° 120° 180°	90° 180°
空间构型						
成键能力	依次增强 					
实例	BeCl ₂ CO ₂ HgCl ₂ Ag(NH ₃) ₂ ⁺	BF ₃ BCl ₃ NO ₃ ⁻ CO ₃ ²⁻	CH ₄ CCl ₄ SO ₄ ²⁻ PO ₄ ³⁻	Ni(H ₂ O) ₄ ²⁺ Cu(NH ₃) ₄ ²⁺ CuCl ₄ ²⁻	PCl ₅	SF ₆ SiF ₆ ²⁻

三、价层电子对互斥理论 VSEPR

1. 基本要点

1. AB_n 型分子的几何构型取决于中心 A 的价层电子对（孤对电子和成键电子）的相互排斥作用。分子的构型总是采取电子对排斥力最小的结构。

$$\begin{array}{ccccccc} \text{VP} & = & \text{BP} & + & \text{LP} \\ \text{价层} & & \text{成键} & & \text{孤对} \end{array}$$

2. 排斥力的大小取决于电子对的数目，电子对的类型和电子对的夹角大小。

- a. 价层电子对与空间构型和杂化轨道的关系
- b. 价层电子对尽可能远离, 以使斥力最小



- c. 重键电子云密度大, 斥力大于单键



- d. 电子对间的夹角 夹角越小, 斥力越大



2. 分子构型的预测

首先先确定中心原子A的价层电子对数VP

$$VP = 1/2[A的价电子数 + m \times B提供的价电子数 \pm 离子电荷数]$$

1. 当氧族元素的原子作为配位原子时，规定每个原子提供价电子数为0；
2. 当卤素原子作为配位原子时，规定每个卤素原子提供1个价电子；

3. 若为正离子，减去正电荷数；若为负离子，加上电荷数；
4. A与B间为双键或三键，只作一对电子对；
5. 计算所得的若等于小数，则处理成整数。

确定电子对的空间排布和分子的几何构型

价电子对包括成键电子对和孤电子对，分子的空间构型主要取决于成键电子对的数目。

$$VP = BP \quad VP \quad BP$$

例



- CH_4 : C价层电子总数=4+1 × 4=8
- 价电子几何构型 : 正四面体
- 分子几何构型 : 正四面体

3. 对键角的影响

a. 孤对电子对越多，键角越小；

b. 配体的电负性；

I. A相同，B不同，B的电负性越大，键角越小；

II. A不同，B相同，A的电负性越大，键角越大；

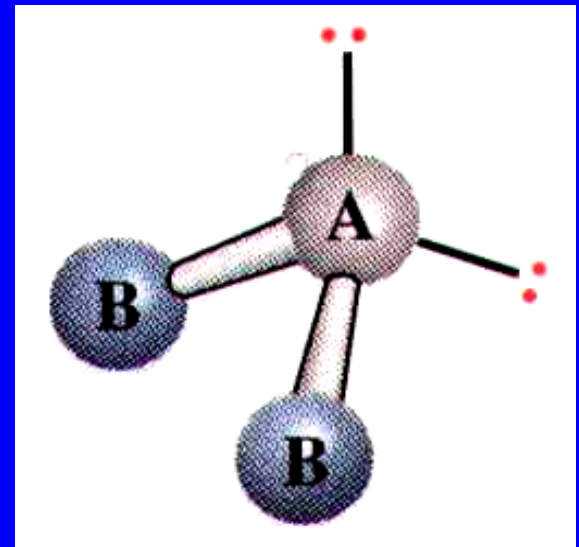
c. 双键的影响，包含多重键时，键角比只包含单键时键角大。

4. 评价

不能说明成键原理和键的相对稳定性

判断 OF_2 分子的基本形状。

中心原子价层有 4 对电子。4 对价电子的理想排布方式为正四面体，但考虑到其中包括两个孤对，所以分子的实际几何形状为角形。



四、 分子轨道理论

1930年，由美国R.S.Mulliken和德国的Hund提出

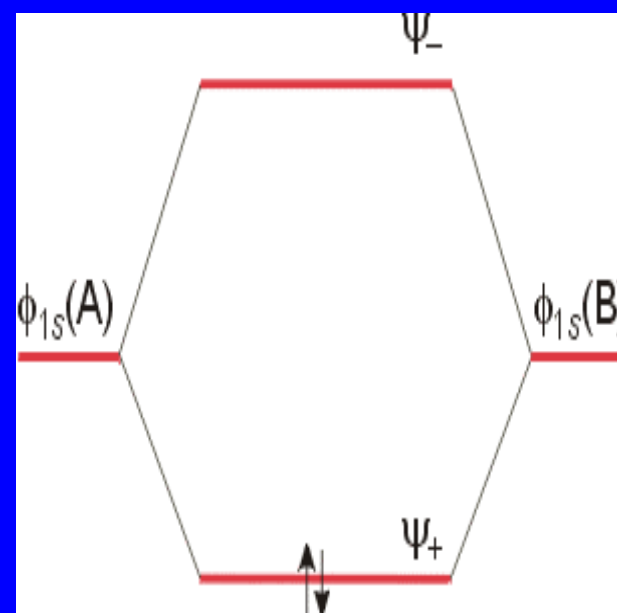
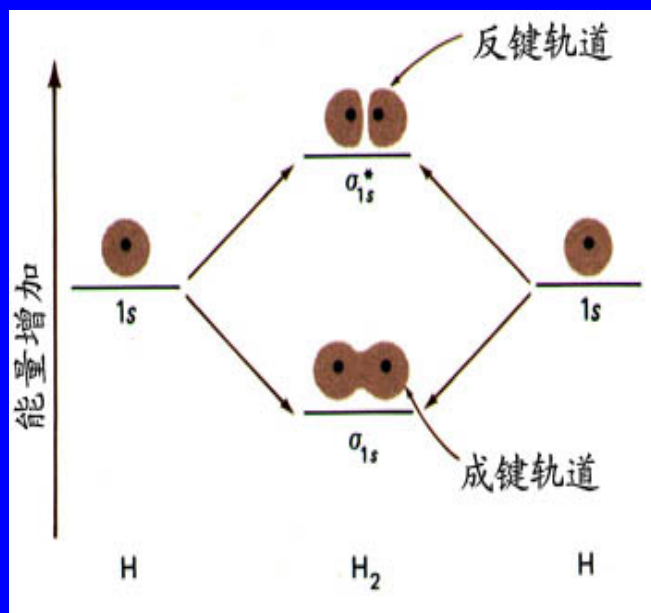
强调分子中的电子在整个分子的势场中运动（非定域键）而VB法的共价键局限于成键两原子之间，是“定域键”。

1、分子轨道理论基本要点

a. 分子中电子运动的整体性，分子中电子不从属于某些特定的原子，而是遍及整个分子范围；分子中电子在空间运动的状态用分子轨道波函数 ψ 来描述。

b. 分子轨道 (MO) 由原子轨道 (AO) 线性组合而成，而且分子轨道的数目与参与组合的原子轨道数目相等。每一个分子轨道都有一相应的能量和图象；电子的排布也遵从原子轨道电子排布的原则；

H+H H₂



$$\begin{cases} \Psi_+ = C_1\psi_1 + C_2\psi_2 \\ \Psi_- = C_1\psi_1 - C_2\psi_2 \end{cases}$$

c. 原子轨道组合成分子轨道时，遵循成键三原则。

能量相近原理

最大重叠原理

对称性匹配

} 决定成键的效率

—— 决定是否能成键

A. 能量相近

B. 最大重叠

原子轨道重叠越大，越易形成分子轨道，或说共价键越强

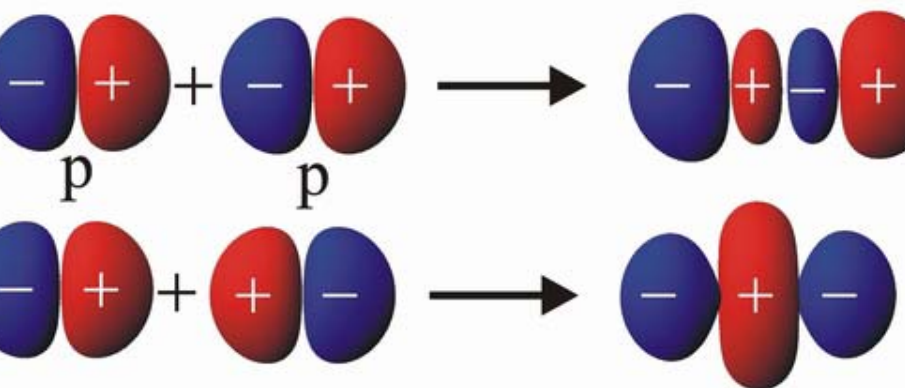
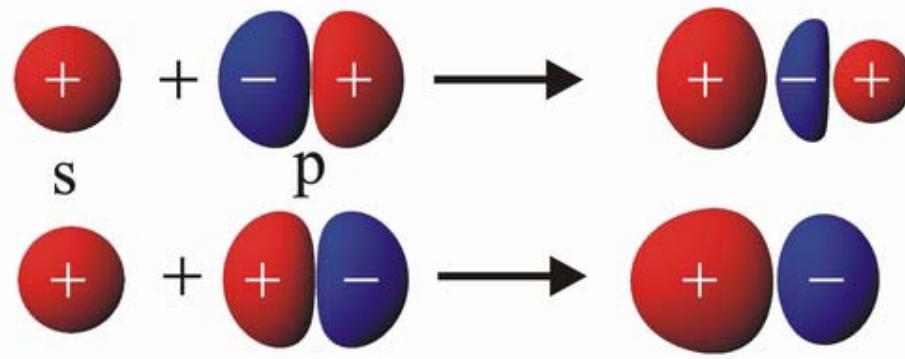
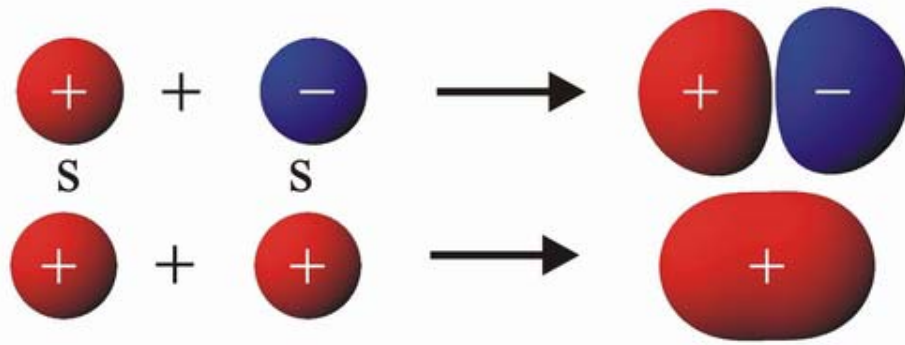
C. 对称性一致

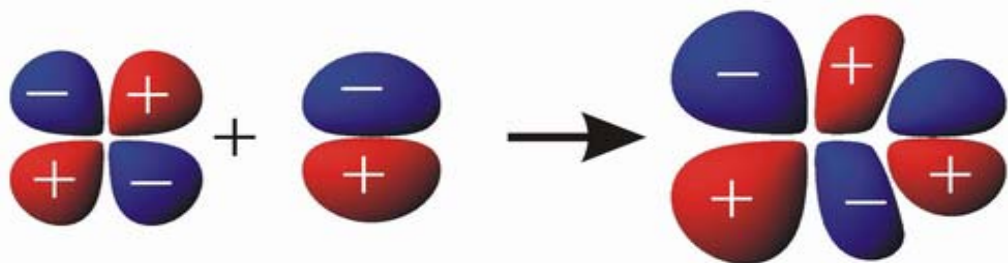
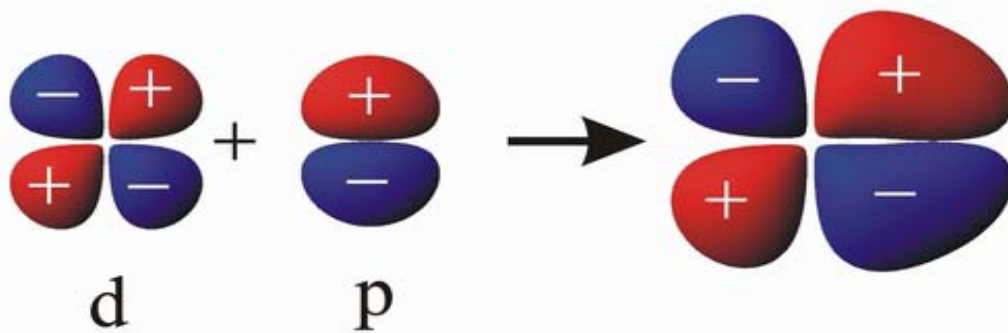
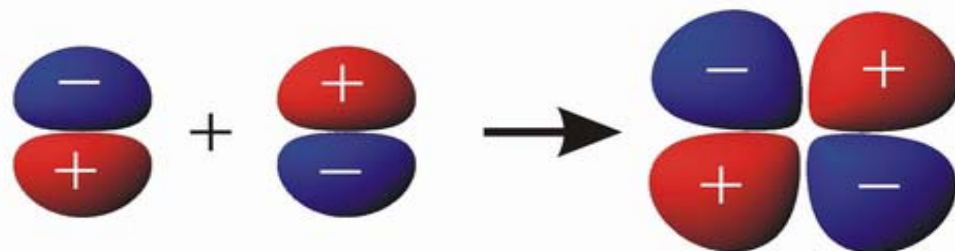
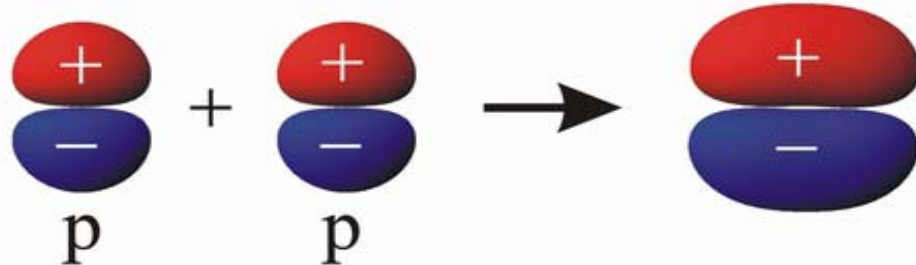
对称性相同的原子轨道才能组成分子轨道。即重叠部分的原子轨道的正、负号相同。

2. 原子轨道线性组合的类型

σ 分子轨道 (σ 键) , π 分子轨道 (π 键)

s-s重叠、s-p重叠、p-p重叠、p-d重叠、d-d重叠





3. 分子轨道的能级

成键分子轨道能量 < 原子轨道能量 (非键轨道能量) < 反键轨道能量

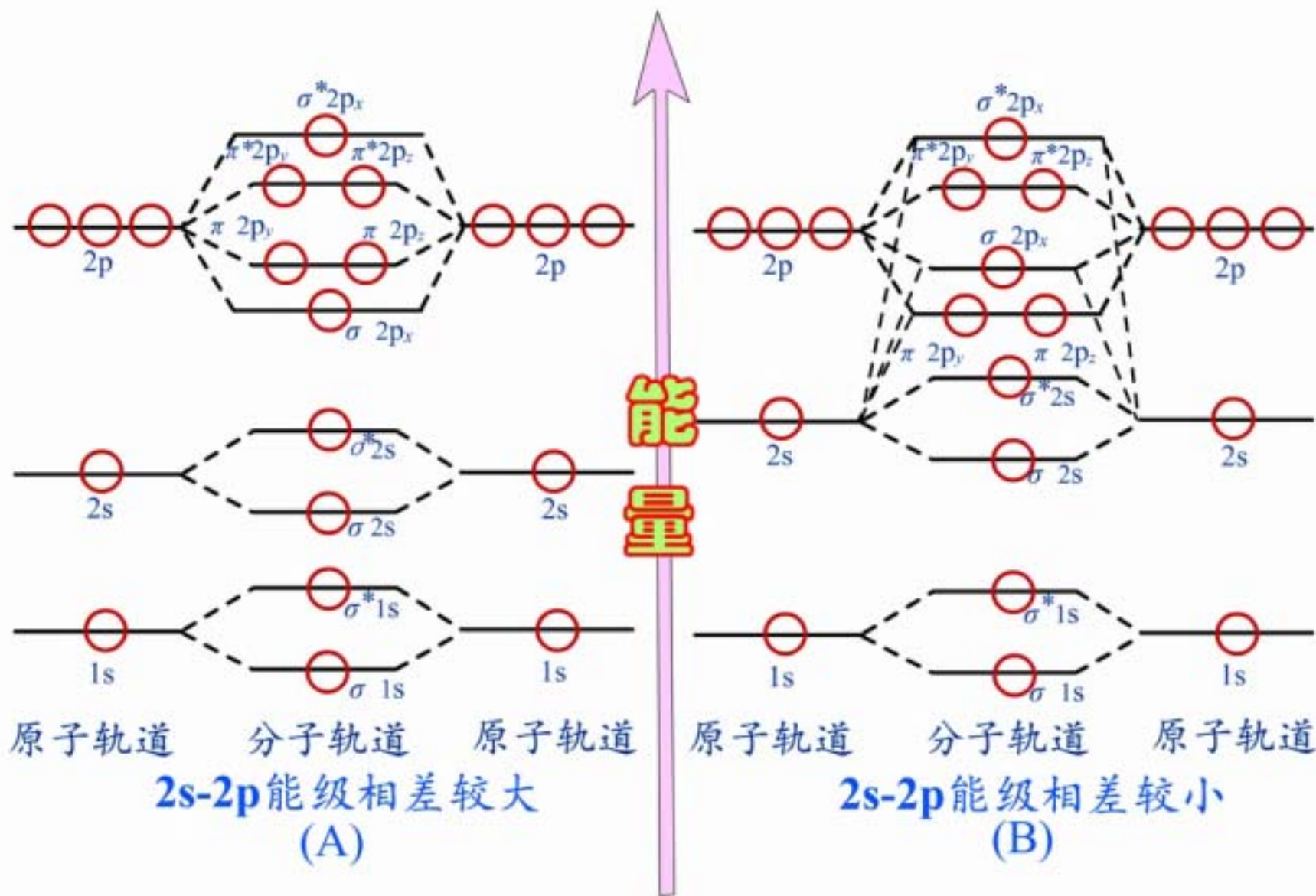
处理分子轨道的方法

首先弄清分子轨道的数目和能级; 再由原子算出可用来填充这些轨道的电子数; 最后, 按规则将电子填入分子轨道, 像写原子的电子组态那样写出分子的电子组态。

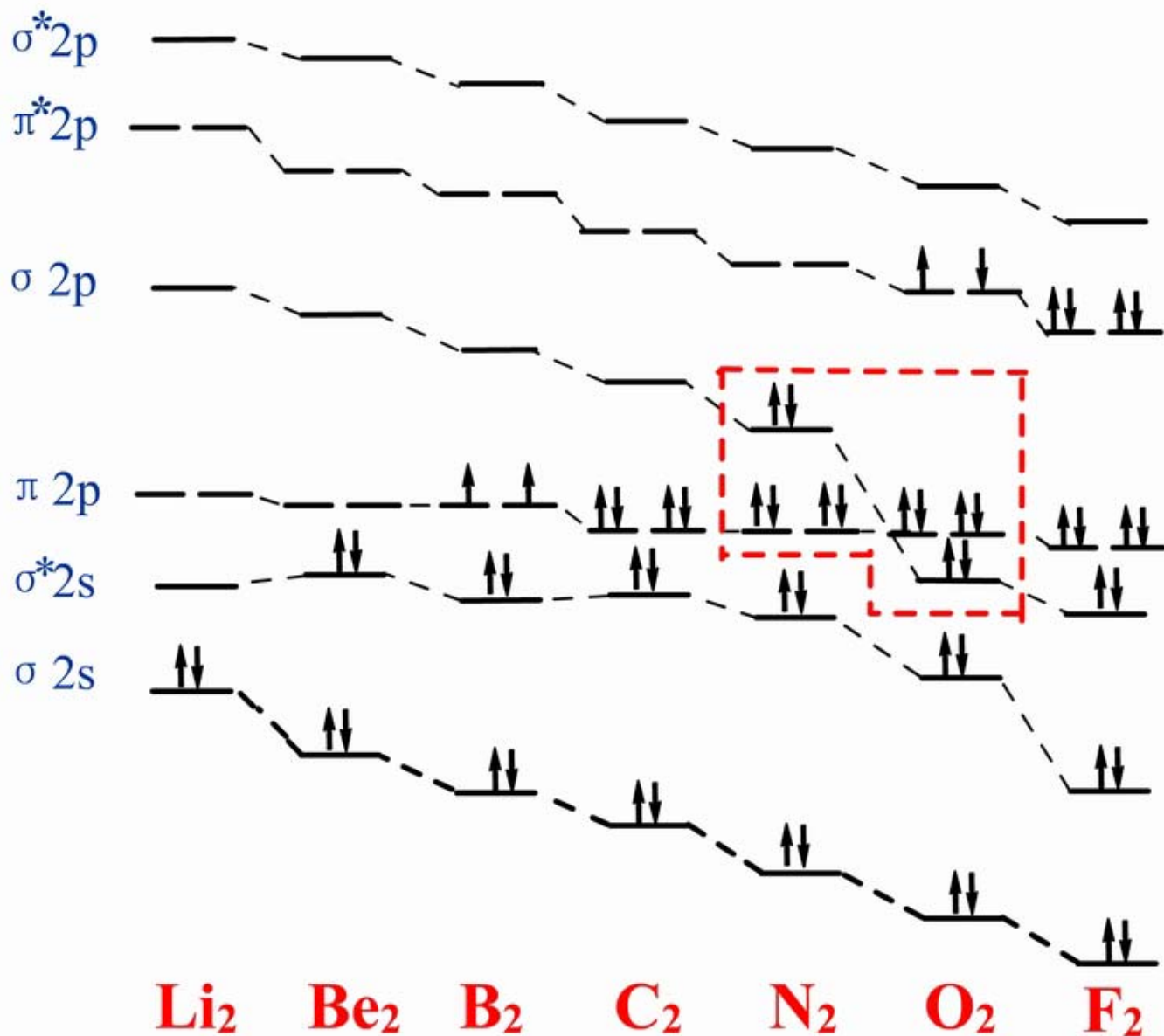
电子填入分子轨道时服从以下规则

1. 能量最低原理
2. 泡利原理
3. 洪特规则

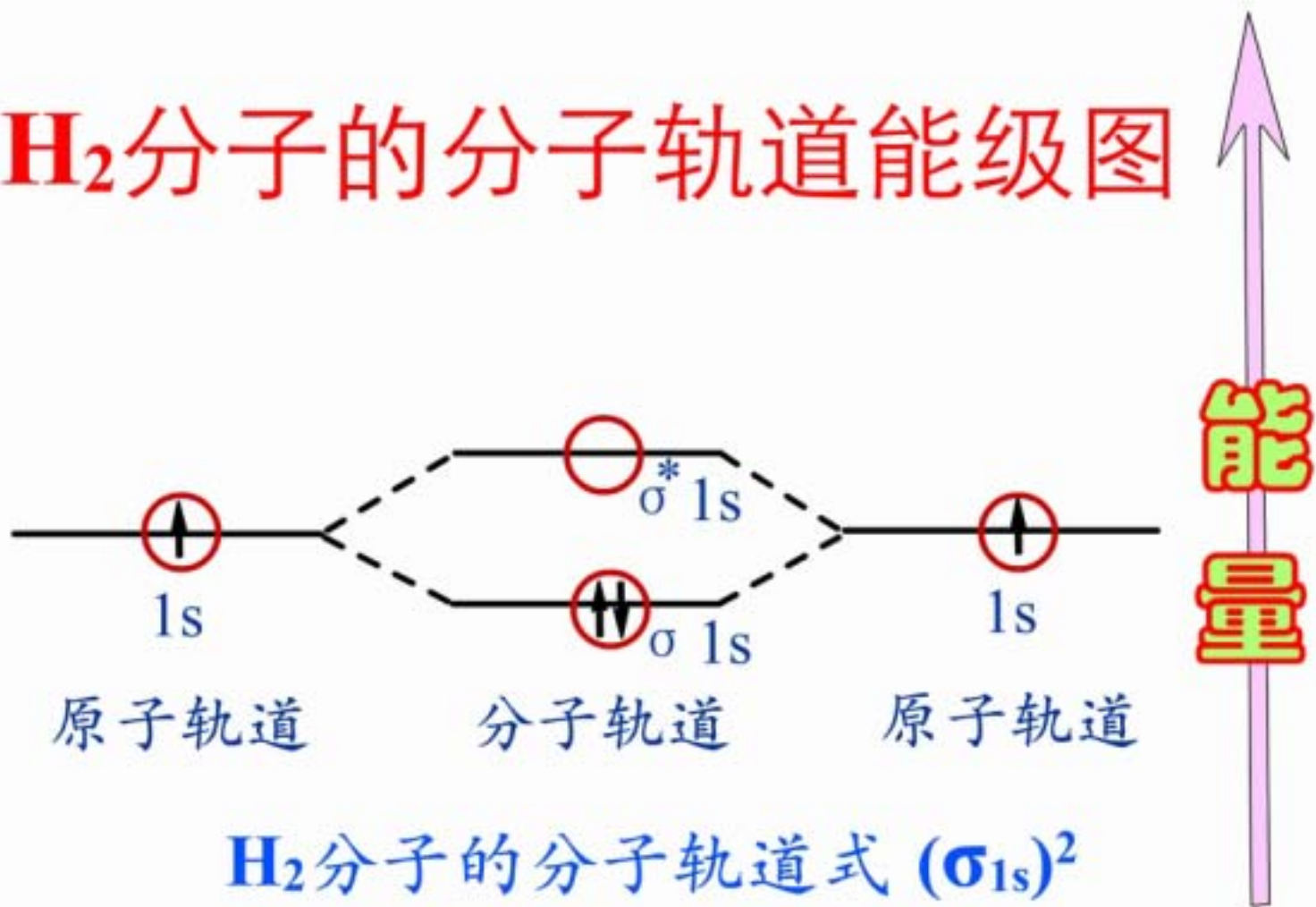
同核双原子分子的分子轨道能级图



第二周期的双原子分子
 的核轨道能级变化
 的原子轨道能级变化



H₂分子的分子轨道能级图



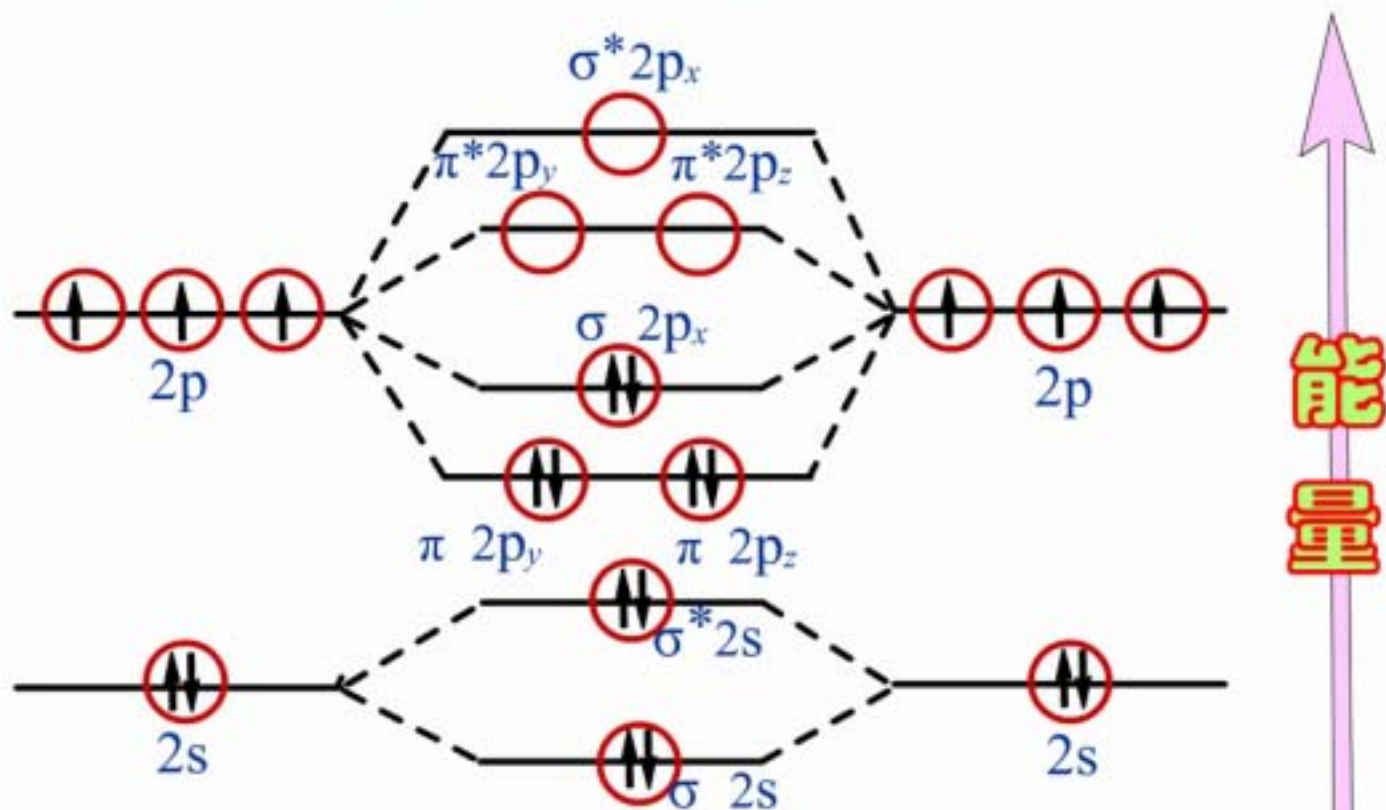
H₂分子的分子轨道式 $(\sigma_{1s})^2$

$$\text{键级} = \frac{\text{成键分子轨道电子数} - \text{反键分子轨道电子数}}{2}$$

键级越大，键能越高，键长越短，分子越稳定

键级 = 0，则不能形成分子。

N₂分子的分子轨道能级图

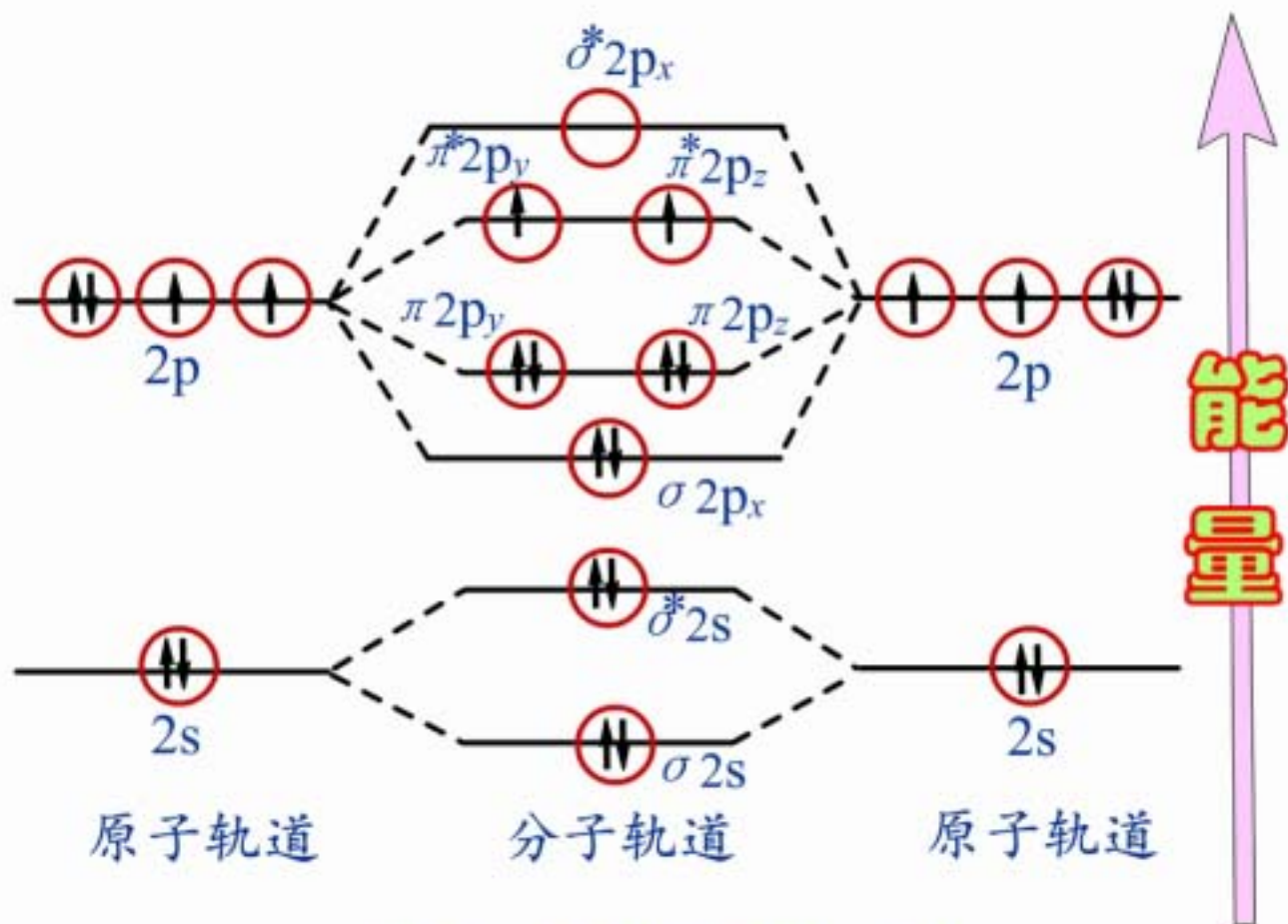


原子轨道 分子轨道 原子轨道

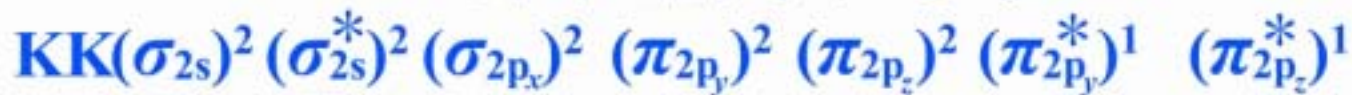
N₂分子的分子轨道式:



O₂分子的分子轨道能级图



O₂分子的分子轨道式:



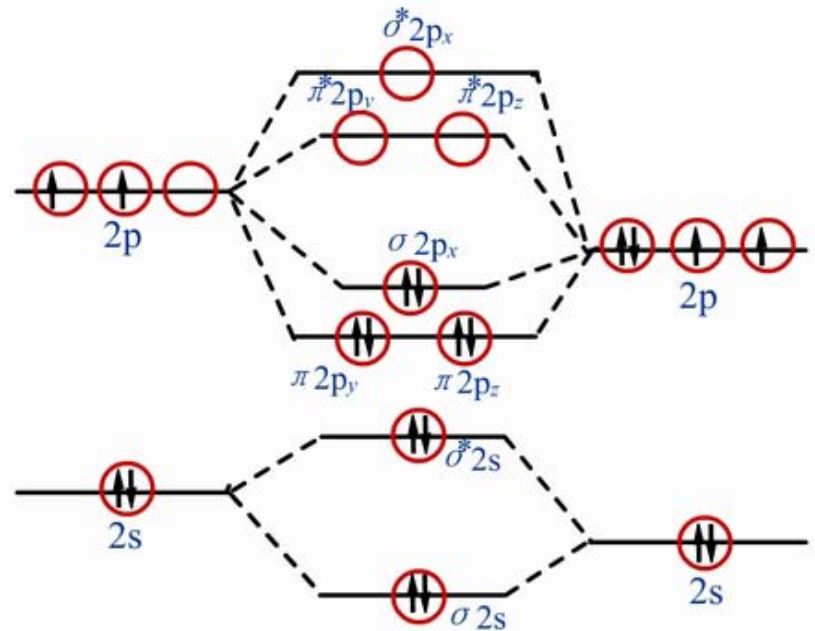
第2周期元素双原子分子的电子组态

形成分子轨道后，按填充原理填充电子就得到**分子轨道排布式**。

第2周期元素同核双原子分子包括 Li_2 ， Be_2 ， B_2 ， C_2 ， N_2 ， O_2 ， F_2 和 Ne_2 分子。

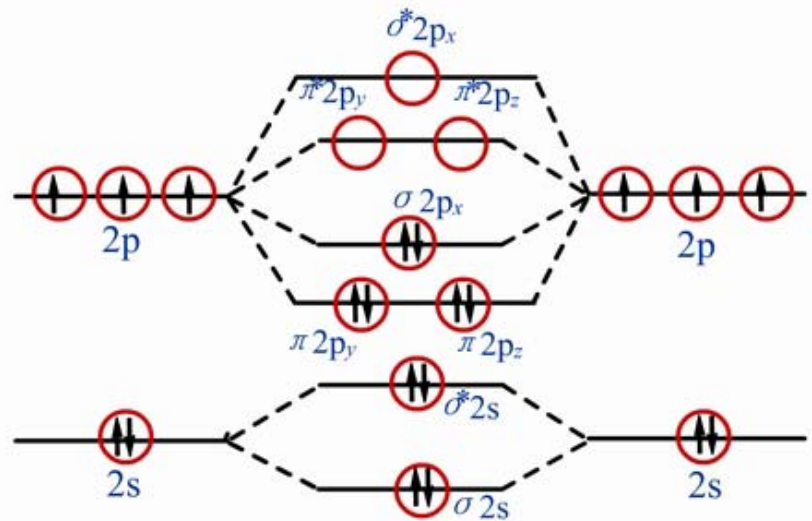
异核双原子分子处理：

N₂和CO分子轨道能级图



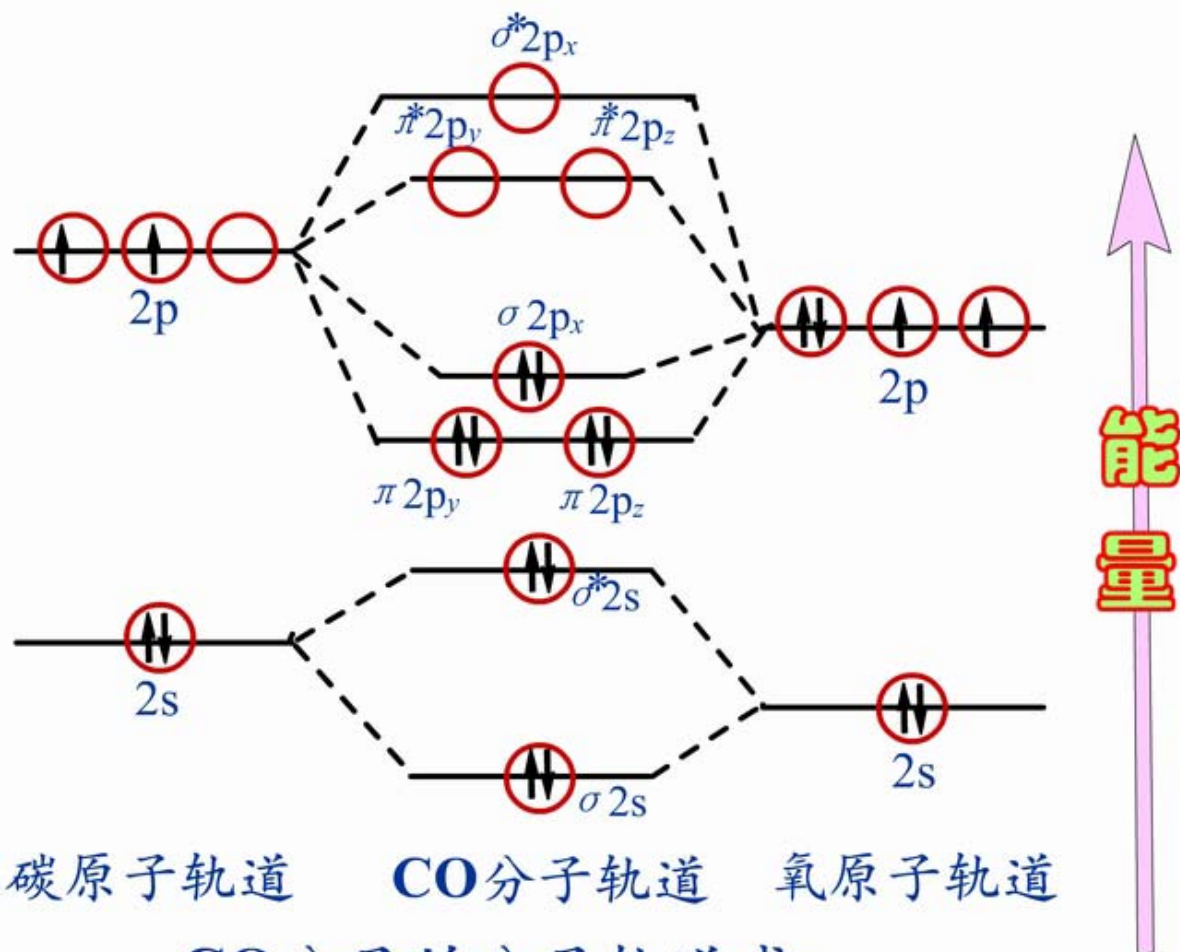
碳原子轨道 CO分子轨道 氧原子轨道
CO分子的分子轨道能级图

↑
能量



原子轨道 分子轨道 原子轨道
N₂分子的分子轨道能级图

CO分子的分子轨道能级图



CO分子的分子轨道式:



5. 键参数与分子的性质

键级、键能、键长、键角和键的极性。

a. 键能

表示在通常外界条件下物质原子间相互作用的强弱。

AB分子的键离解能 $D(A-B)$ ：绝对零度下，将处于基态的双原子分子AB拆开成也处于基态的A原子和B原子时所需要的能量。双原子分子离解能就是键能

例如 NH_3

$$E(\text{N-H}) = \frac{D_1 + D_2 + D_3}{3} = \frac{427 + 375 + 356}{3} \\ = 386 \text{ (kJ} \cdot \text{mol}^{-1}\text{)}$$

b. 键长： 分子中两个原子核间的平均距离

键长越短，键能越大，化学键越牢固

c. 键角： 分子中键与键之间的夹角

这两个参数可以通过X射线单晶衍射等实验手段测量得到

d. 键的极性：

极性共价键

非极性共价键

分子的极性

产生：每个分子都由带正电的原子核和带负电的电子组成。由于正负电荷数量相等。所以整个分子是电中性的。

如果分子的正电荷中心和负电荷中心不重合在同一点上, 那么分子就具有极性。

分类： 极性分子和非极性分子

影响因素： 键的极性和分子空间构型

偶极矩 (μ)

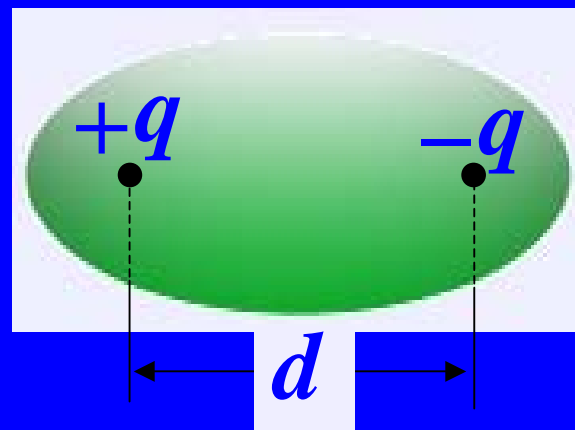
分子中电荷中心的电荷量(q)与正、负电荷中心距离(d)的乘积。

$$\mu = q \cdot d$$

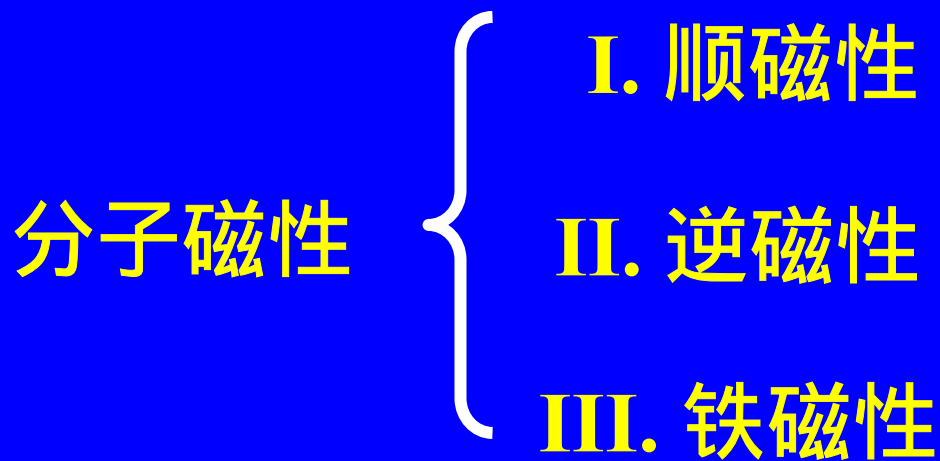
d —偶极长度; μ —库·米(C·m)

$\mu = 0$ 非极性分子

$\mu \neq 0$ 极性分子, μ 越大, 分子极性越强。



分子的磁性



$$\mu = \sqrt{n(n+2)}$$

μ —磁矩，单位为波尔磁子，符号 B.M.

n —未成对电子数

6. 分子晶体、原子晶体和金属晶体

a. 分子晶体

共价型非金属单质和化合物分子（卤素、氢、卤化氢、水、氨、二氧化碳等）

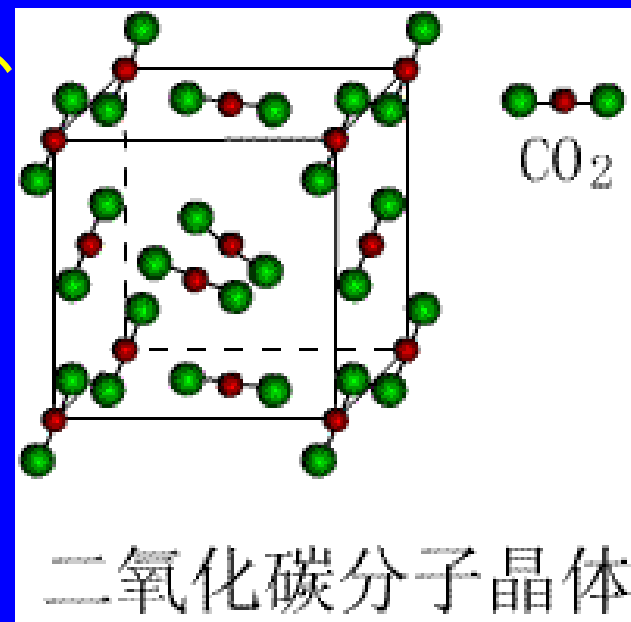
作用力：

晶格的质点是分子；质点间的作用力是分子与分子之间的作用力。

性质：

熔点、沸点较低，硬度较小；一般不导电。

溶解性：相似相溶原理



b.原子晶体

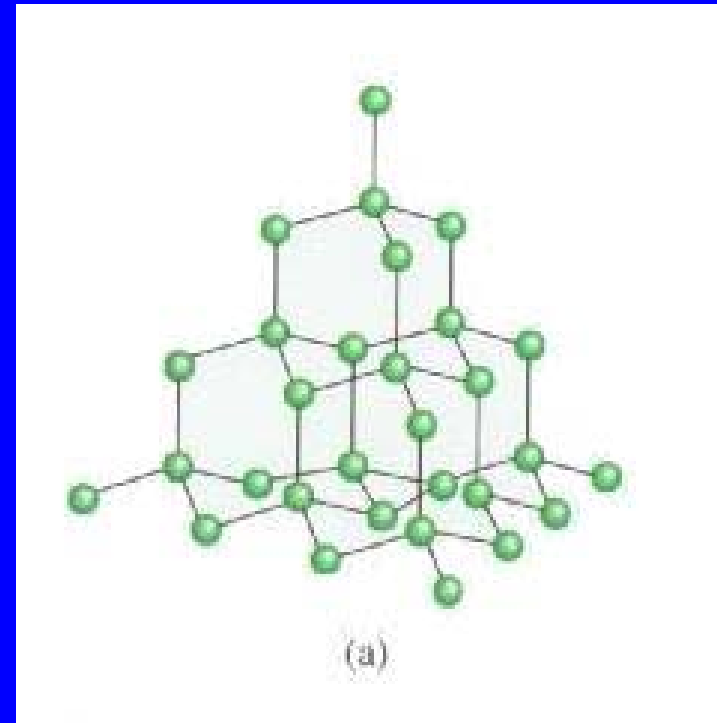
一些共价型非金属单质和化合物分子（ SiC 、 SiO_2 、 BN 等）

特点：

晶格的质点是原子；原子间是通过共价相互结合在一起的。

性质：

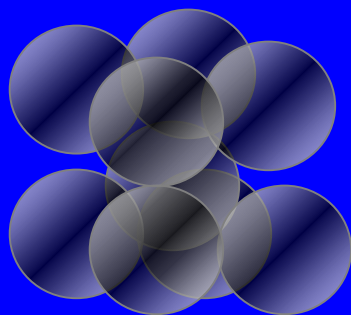
熔点、沸点较高，硬度较大；一般不导电，难溶



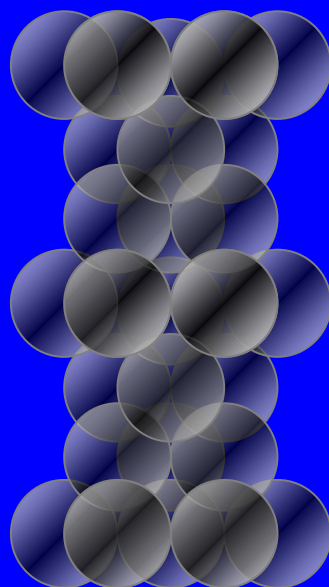
c. 金属晶体

为使电子的能级可以尽可能多的重叠，形成“少电子多中心”键，金属在形成晶体时倾向于组成极为紧密的结构。

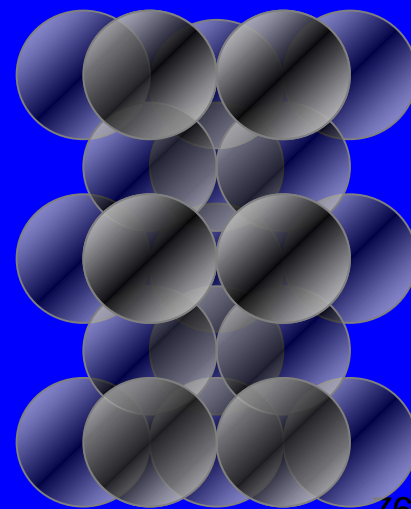
晶格	{	立方体心堆积	——	K, Rb, Cs, Cr等
		面心立方紧密堆积	——	Sr, Ca, Ag, Au等
		六方紧密堆积	——	La, Y, Mg等



体心立方晶格



面心立方紧堆晶格



六方紧堆晶格

第三节 分子间作用力

一、分子间作用力

分子间弱的相互作用称为分子间作用力。

分子间力是决定物质的沸点、熔点、溶解度等性质的主要因素

分子间力的种类

色散力

诱导力

取向力

分子间力的产生

分子的偶极=固有偶极+诱导偶极+瞬间偶极

取向力：固有偶极间的作用力。

诱导力：诱导偶极与固有偶极分子间的作用力。

色散力：分子间由于瞬间偶极所产生的作用力。

非极性分子与极性分子之间

I. 由于电子与原子核的相对运动，极性分子也会出现瞬间偶极，所以非极性分子与极性分子之间存在**色散力**。

II. 非极性分子在极性分子固有偶极作用下，发生变形，产生诱导偶极，诱导偶极与固有偶极之间的作用力称为**诱导力**。

极性分子与极性分子之间

I. 极性分子相互靠近时，发生定向极化，由固有偶极的取向而产生的作用力称为取向力。

II. 极性分子定向极化后，会进一步产生诱导偶极，存在诱导力。

III. 存在色散力。

分子间力的特点

- 是一种电性作用力。
- 作用距离短,作用范围仅为几百皮米(pm)。
- 作用能小,一般为几到几十千焦每摩尔。比键能小 1 - 2 个数量级。
- 无饱和性和方向性。
- 对大多数分子来说,以色散力为主(除极性很大且存在氢键的分子,如 H_2O 外)

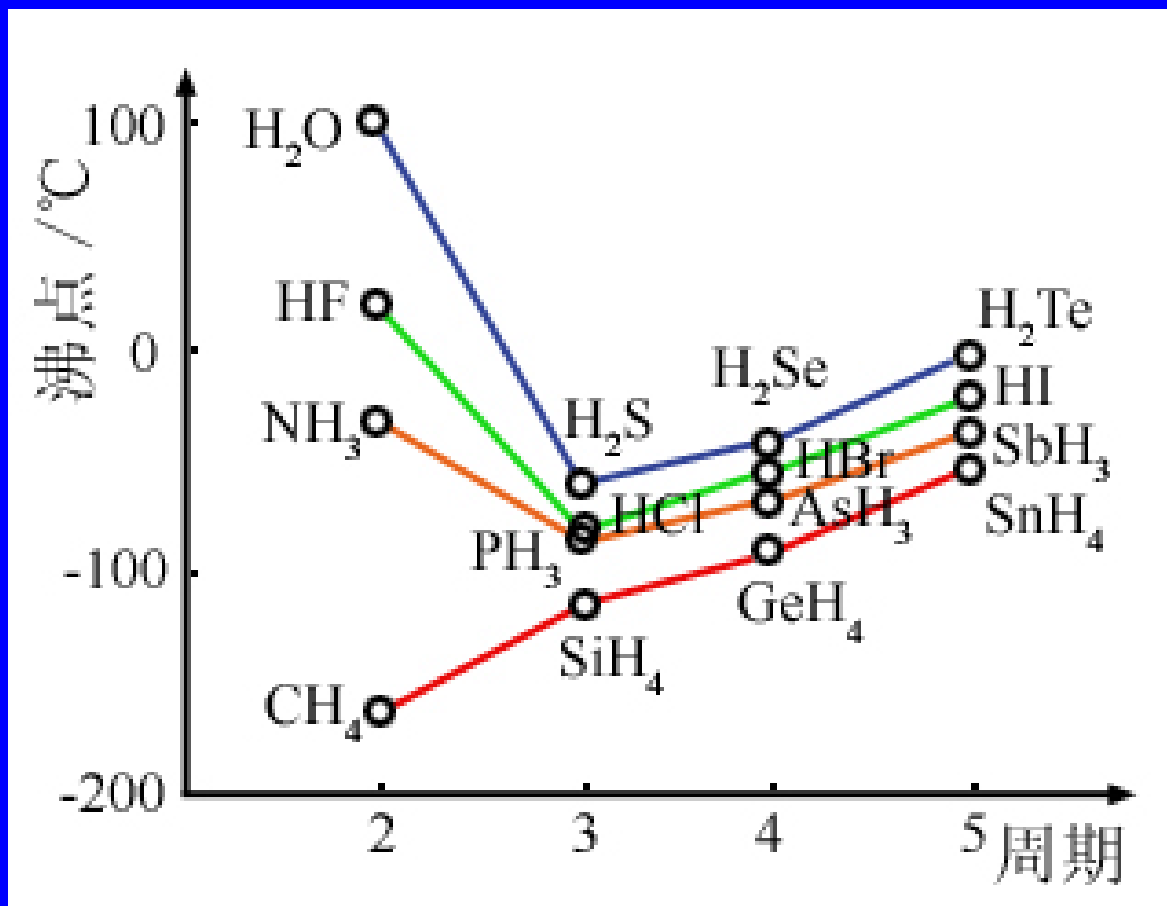
分子间力的影响因素

- 分子间距离：分子间距离越大，
分子间力越弱。
- 取向力：温度越高，取向力越弱
分子的偶极矩越大，取向力越强。
- 诱导力：
极性分子的偶极矩越大
非极性分子的极化率越大 **诱导力越强**
- 色散力：分子的极化率越大，色散力越强。

二、氢键

1. 氢键存在的证明

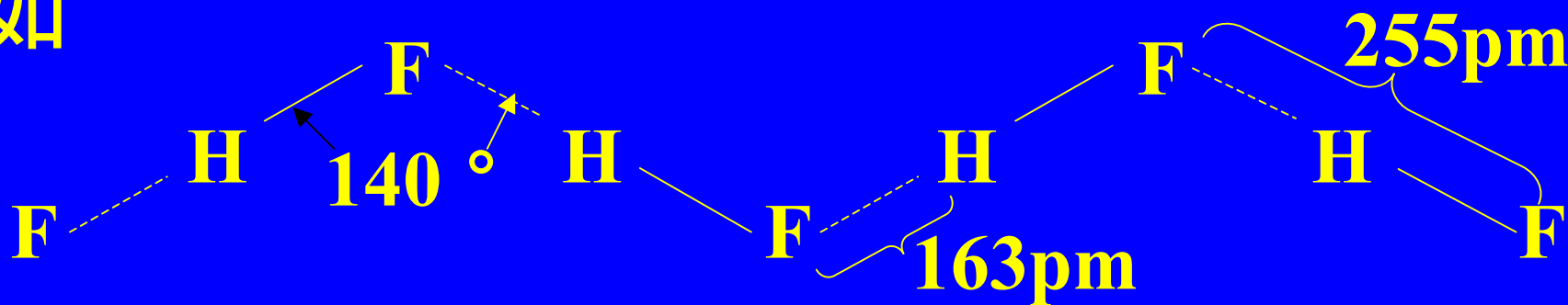
氢键也是弱的分子间作用力



2. 氢键的形成

● 同种分子间的氢键

如



F的电负性大，其共用电子对强烈偏向F，H只有一个电子，其电子云偏向F后，几乎呈质子，对附近另一个HF分子中的F产生静电吸引作用，该静电吸引作用力为氢键。

不同种分子间的氢键

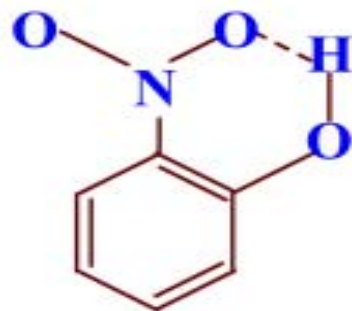


通式：X—H····Y

H_2O 氢键键能为 $18.83 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, $\text{O}-\text{H}$ 键能为 $463 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

分子内的氢键

如



邻硝基苯酚
分子内氢键

分子内氢键由于受环状结构的限制，
 $X-H \cdots Y$ 往往不在同一直线上。

3. 影响因素

- a. A, B电负性, 电负性越高, 氢键越强;
- b. B的半径, 半径越小, 氢键越强;
- c. 相邻原子的电负性。

4. 特点

- a. 方向性;
- b. 饱和性;
- c. 作用力弱于化学键

氢键形成对物质性质的影响

a. 熔、沸点

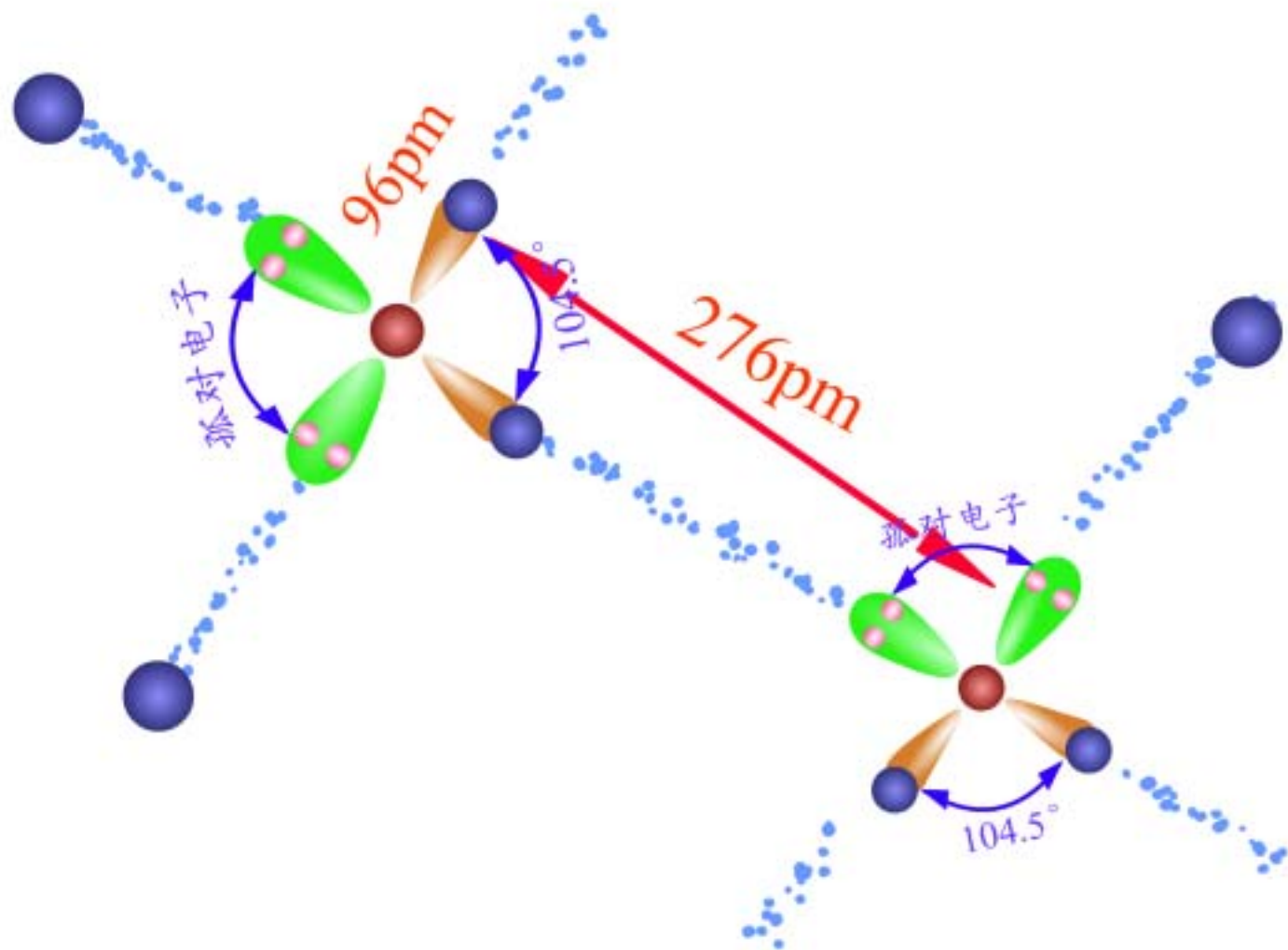
分子间的氢键存在使熔、沸点升高。

分子内的氢键存在使熔、沸点降低。

b. 溶解度

在极性溶剂中，若溶质和溶剂间存在氢键，则会使溶质的溶解度增大。

HF、NH₃ 在H₂O的溶解度较大。



水中氢键的结构

三、 离子极化

离子的极化

在阴阳离子自身电场的作用下，使周围带异号电荷的电子云发生变形的作用。

极化作用：一种离子使异号离子极化而变形的作用。

变形性：被异号离子极化而发生电子云变形的性能。

负离子的半径一般较大，外壳上有较多的电子，易于被诱导，变形性大。通常研究离子间的相互作用时，一般考虑正离子的极化作用和负离子的变形性。

极化作用和变形性

极化作用的强弱：影响极化作用的强弱因素决定于离子的半径、电荷和电子构型。

- a. 电荷越高，半径越小，则极化作用越强。
- b. 电子构型的影响。
- c. 氢离子的极化作用特强。

变形性的大小：离子的半径愈大，变形性愈大。

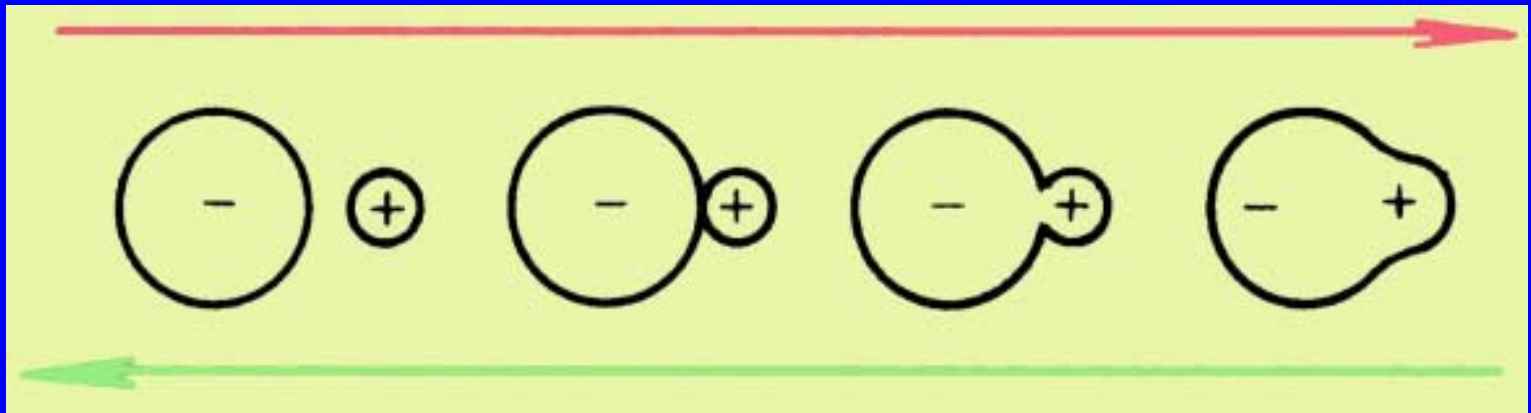
- a. 负电荷越高，半径越大，则变形性越大。
- b. 电子构型的影响。
- c. 复杂阴离子：对称性高，变形性小

附加极化作用 负离子被极化后，在一定程度上增强了负离子对正离子的极化作用，结果正离子变形被极化，正离子被极化后，又增加了它对负离子的极化作用。这种加强的极化作用称为附加极化。

离子极化对化合物性质的影响

随着离子极化的增强，离子间的核间距缩短，会引起化学键型的变化，键的性质可能从离子键逐步过渡到共价键。

离子相互极化的增强



键的极性增大

理想离子键 (无极化)	基本上是离子键 (轻微极化)	过渡键型 (较强极化)	基本上是共价键 (强烈极化)
----------------	-------------------	----------------	-------------------

离子极化对化合物性质的影响

- a. 熔点和沸点降低
- b. 溶解度降低
- c. 化合物的颜色变深
- d. 晶格类型的转变

为什么下列各物质溶解度依次减小，颜色逐渐加深？

AgF (白色)



AgCl (白色)



AgBr (淡黄色)



AgI (黄色)

为什么 Na_2S 易溶于水， ZnS 难溶于水？

本章小结

一、离子键理论

a. 价键理论

b. 杂化轨道理论

c. 价层电子对互斥理论

d. 分子轨道理论

二、共价键理论

三、分子间作用力

四、离子极化

练习：

1. 判断N和N₂的第一电离能的大小？
2. 判断NO和N₂的第一电离能的大小？
3. 判断NH₃和NF₃的偶极距？
4. 判断邻硝基苯酚和对硝基苯酚的在水中的溶解度？
5. 判断NO₂⁺和NO₂⁻的键角大小？
6. 判断顺式 - C₂H₂Cl₂和反式C₂H₂Cl₂的沸点？？
7. 分别列出OF，OF⁺，OF⁻的分子轨道排布式，并比较三者的键能，键长和磁性的大小？

作业P210 : 2 , 7 , 9 , 10 (任选5) ,
15 , 19

本节课到此结束，谢谢！