

目 录

第一讲 认识原子结构	1
第二讲 元素周期律	4
第三讲 化学键	7
第四讲 分子构型	9
第五讲 分子性质	11
第六讲 原子晶体与分子晶体	13
第七讲 离子晶体与金属晶体	16
第八讲 《选修三》知识总表	19
参考答案	24
附：化学键 晶体结构	30



第一讲 认识原子结构

【教学目标】掌握能层、能级概念

学会利用构造理论书写 1——36 号元素的核外电子排布

了解原子轨道概念

【教学内容】原子核外电子排布规律

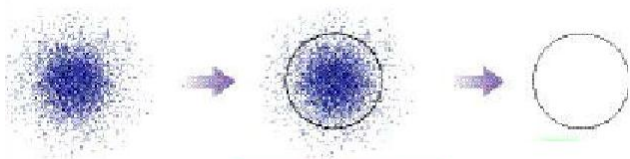
基态与激发态原子辨析

能级、能层概念

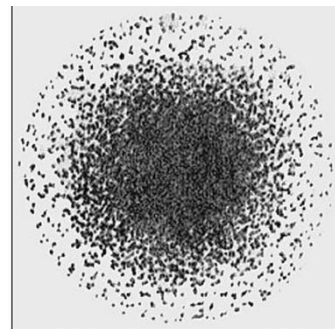
电子云与原子轨道

【知识点 1】电子云

电子是一种微观粒子，在原子如此小的空间（直径约 10^{-10} 米）内作高速运动，核外电子的运动与宏观物体运动不同，没有确定的方向和轨迹，只能用电子云描述它在原子核外空间某处出现机会（几率）的大小。



电子云轮廓图的制作过程



在通常状况下氢原子电子云示意图

以上就是电子云的制作过程，因此，高中阶段涉及的电子层实际就是简单化的电子云。

根据电子云的排布规律，将核外电子排布分为不同的能层和能级。

【知识点 2】能层与能级

由必修的知识，我们已经知道多电子原子的核外电子的能量是不同的，由内而外可以分为：

第一、二、三、四、五、六、七……能层

符号表示 K、L、M、N、O、P、Q…… 能量由低到高

例如：钠原子有 11 个电子，分布在三个不同的能层上，第一层 2 个电子，第二层 8 个电子，第三层 1 个电子。由于原子中的电子是处在原子核的引力场中，电子总是尽可能先从内层排起，当一层充满后再填充下一层。理论研究证明，原子核外每一层所能容纳的最多电子数如下：

能 层	一	二	三	四	五	六	七……
符 号	K	L	M	N	O	P	Q……
最多电子数	2	8	18	32	50……		

即每层所容纳的最多电子数是： $2n^2$ (n ：能层的序数)

但是同一个能层的电子，能量也可能不同，还可以把它们分成能级(S、P、d、F)，就好比能层是楼层，能级是楼梯的阶级。各能层上的能级是不一样的。

能级的符号和所能容纳的最多电子数如下：

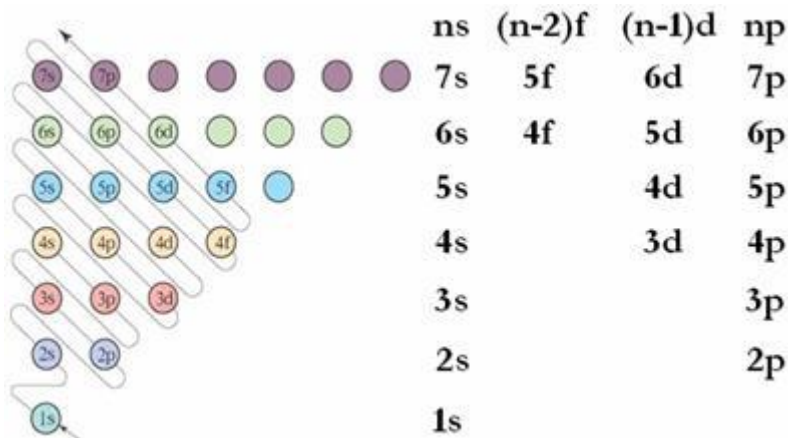
能 层	K	L	M	N	O	……
能 级	1s	2s 2p	3s 3p 3d	4s 4p 4d 4f		……
最多电子数	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14		……
各能层电子数	2	8	18	32	50	……

- (1) 每个能层中，能级符号的顺序是 ns、np、nd、nf……
- (2) 任一能层，能级数=能层序数
- (3) s、p、d、f……可容纳的电子数依次是 1、3、5、7……的两倍

【知识点 3】构造原理

根据构造原理，只要我们知道原子序数，就可以写出几乎所有元素原子的电子排布。

即电子所排的能级顺序：1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s……



构造理论：随核电荷数递增，大多数元素的中性基态原子的电子按顺序填入核外电子运动轨道，叫做构造原理

如：钾 K 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶4s¹ 可简化为：【Ar】4s¹

有少数元素的基态原子的电子排布对于构造原理有一个电子的偏差，如：

铬 ₂₄Cr [Ar]3d⁵4s¹

铜 ₂₉Cu [Ar]3d¹⁰4s¹

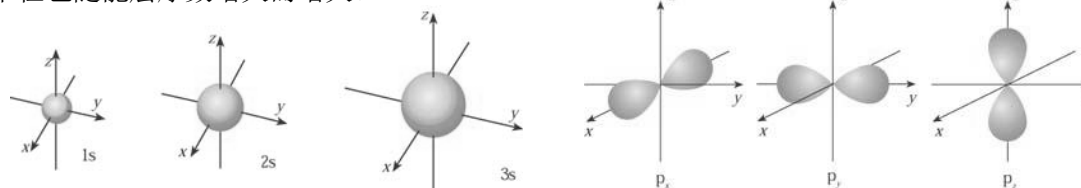
同步练习 1:

原子序数	电子排布式	价层电子排布	周期	族
49				
	1s ² 2s ² 2p ⁶			
		3d ⁵ 4s ¹		
			6	II B

【知识点 4】原子轨道

S 的原子轨道是球形的，能层序数越大，原子轨道的半径越大。

P 的原子轨道是纺锤形的，每个 P 能级有 3 个轨道，它们互相垂直，分别以 P_x、P_y、P_z 为符号。P 原子轨道的平均半径也随能层序数增大而增大。



s 电子的原子轨道都是球形的(原子核位于球心)，能层序数，2 越大，原子轨道的半径越大。这是由于 1s，2s，3s……电子的能量依次增高，电子在离核更远的区域出现的概率逐渐增大，电子云越来越向更大的空间扩展。这是不难理解的，打个比喻，神州五号必须依靠推动(提供能量)才能克服地球引力上天，2s 电子比 1s 电子能量高，克服原子

核的吸引在离核更远的空间出现的概率就比 1s 大，因而 2s 电子云必然比 1s 电子云更扩散。



泡利原理和洪特规则

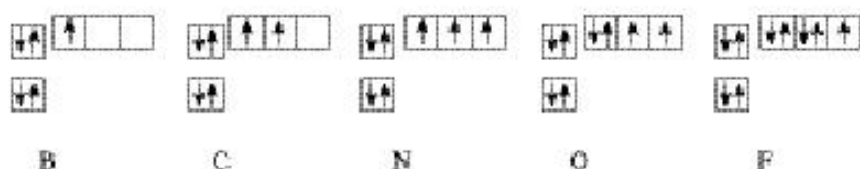
量子力学告诉我们： ns 能级各有一个轨道， np 能级各有 3 个轨道， nd 能级各有 5 个轨道， nf 能级各有 7 个轨道，而每个轨道里最多能容纳 2 个电子，通常称为电子对，用方向相反的箭头“ $\uparrow\downarrow$ ”来表示。

一个原子轨道里最多只能容纳 2 个电子，而且自旋方向相反，这个原理成为**泡利原理**。

推理各电子层的轨道数和容纳的电子数。

当电子排布在同一能级的不同轨道时，总是优先单独占据一个轨道，而且自旋方向相同，这个规则是**洪特规则**。

〔思考〕下列表示的是第二周期中一些原子的核外电子排布，请说出每种符号的意义及从中获得的一些信息。



洪特规则的特例：对于同一个能级，当电子排布为全充满、半充满或全空时，是比较稳定的。

【知识点 5】原子光谱

原子的电子排布遵循构造原理能使整个原子的能量处于最低状态，简称能量最低原理。

处于最低能量的原子叫做基态原子。

当基态原子的电子吸收能量后，电子会跃迁到较高能级，变成激发态原子。电子从较高能量的激发态跃迁到较低能量的激发态乃至基态时，将释放能量。光（辐射）是电子释放能量的重要形式之一。

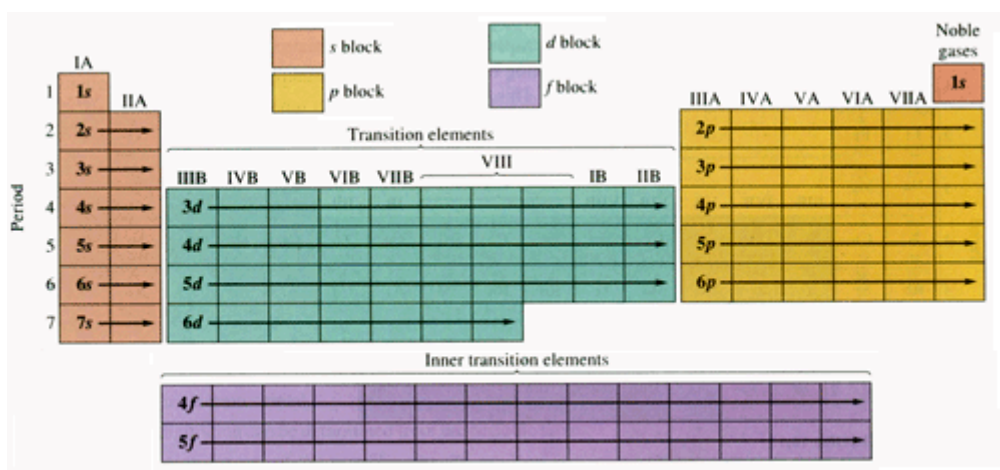
不同元素的原子发生跃迁时会吸收或释放不同的光，可以用光谱仪摄取各种元素的电子的吸收光谱或发射光谱，总称原子光谱。许多元素是通过原子光谱发现的。在现代化学中，常利用原子光谱上的特征谱线来鉴定元素，称为光谱分析。

第二讲 元素周期律

【教学目标】通过核外电子的排布指导对元素性质的学习
熟练掌握电负性、电离能与元素性质的关系
掌握周期律推断的方法

【教学内容】周期表的排布规律
电负性与电离能及其对元素性质的影响
元素原子半径的变化规律及其影响因素
典型例题处理

【知识点 1】认识周期表



s 区包括第一、二主族的全部元素

p 区包括第三主族到第七主族加上零族的元素

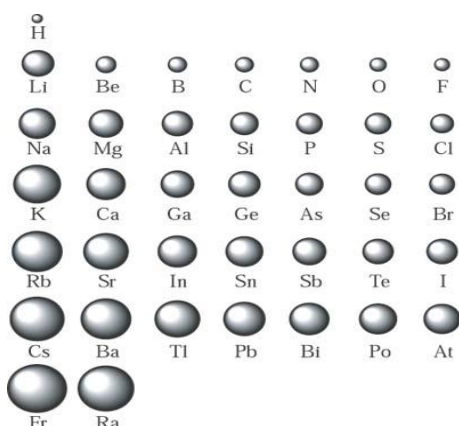
d 区包括第三到第七副族的元素（除掉镧系元素和锕系元素）加上第八族的元素

ds 区包括一、二副族的元素

f 区包括镧系元素和锕系元素

根据是价电子层的排布方式

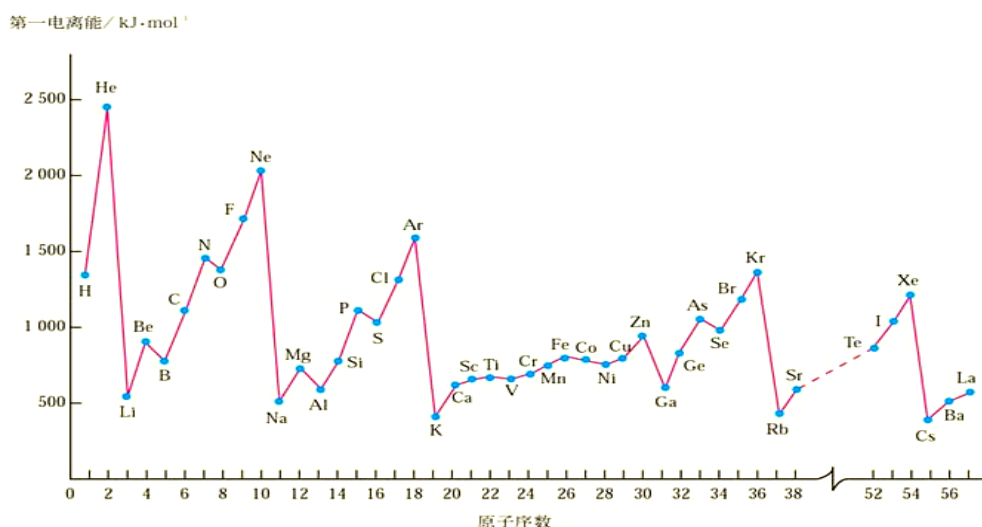
【知识点 2】原子半径



原子半径的大小取决于两个相反的因素：一是电子的能层数，另一个是核电荷数。显然电子的能层数越大，电子间的负电排斥将使原子半径增大，所以同主族元素随着原子序数的增加，电子层数逐渐增多，原子半径逐渐增大。而当电子能层相同时，核电荷数越大，核对电子的吸引力也越大，将使原子半径缩小，所以同周期元素，从左往右，原子半径逐渐减小。



【知识点 3】电离能



1、气态电中性基态原子失去一个电子转化为气态基态正离子所需要的最低能量叫做第一电离能(用 I_1 表示), 从一价气态基态正离子中再失去一个电子所需消耗的能量叫做第二电离能(用 I_2 表示), 依次类推, 可得到 I_3 、 I_4 、 I_5同一种元素的逐级电离能的大小关系: $I_1 < I_2 < I_3 < I_4 < I_5$即一个原子的逐级电离能是逐渐增大的。这是因为随着电子的逐个失去, 阳离子所带的正电荷数越来越大, 再要失去一个电子需克服的电性引力也越来越大, 消耗的能量也越来越多。

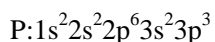
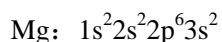
2、第一电离能越小, 越易失电子, 金属的活泼性就越强。因此碱金属元素的第一电离能越小, 金属的活泼性就越强。

3、递变规律

	周一周期	同一族
第一电离能	从左往右, 第一电离能呈增大的趋势	从上到下, 第一电离能呈增大趋势。

4、Be 有价电子排布为 $2s^2$, 是全充满结构, 比较稳定, 而 B 的价电子排布为 $2s^2 2p^1$, 比 Be 不稳定, 因此失去第一个电子 B 比 Be 容易, 第一电离能小。

镁的第一电离能比铝的大, 磷的第一电离能比硫的大, 为什么呢?



那是因为镁原子、磷原子最外层能级中, 电子处于半满或全满状态, 相对比较稳定, 失电子较难。如此相同观点可以解释 N 的第一电离能大于 O, Mg 的第一电离能大于 Al, Zn 的第一电离能大于 Ga。

5、Na 的 I_1 , 比 I_2 小很多, 电离能差值很大, 说明失去第一个电子比失去第二电子容易得多, 所以 Na 容易失去一个电子形成 +1 价离子; Mg 的 I_1 和 I_2 相差不多, 而 I_2 比 I_3 小很多, 所以 Mg 容易失去两个电子形成 +2 价离子; Al 的 I_1 、 I_2 、 I_3 相差不多, 而 I_3 比 I_4 小很多, 所以 Al 容易失去三个电子形成 +3 价离子。而电离能的突变变化, 说明核外电子是分能层排布的。

【知识点 4】电负性

表示两个不同原子形成化学键时吸引电子能力的相对强弱, 是元素的原子在分子中吸引共用电子的能力。

1、金属元素越容易失电子, 对键合电子的吸引能力越小, 电负性越小, 其金属性越强; 非金属元素越容易得电子, 对键合电子的吸引能力越大, 电负性越大, 其非金属性越强; 故可以用电负性来度量金属性与非金属性的强弱。周期表从左到右, 元素的电负性逐渐变大; 周期表从上到下, 元素的电负性逐渐变小。电负性的大小可以作为判断元素金属性和非金属性强弱的尺度。金属的电负性一般小于 1.8, 非金属的电负性一般大于 1.8, 而位于非金属三角区边界的“类金属”的电负性则在 1.8 左右, 他们既有金属性又有非金属性。

2、同周期元素从左往右，电负性逐渐增大，表明金属性逐渐减弱，非金属性逐渐增强。同主族元素从上往下，电负性逐渐减小，表明元素的金属性逐渐减弱，非金属性逐渐增强。



IA		IIA		III A IV A VA VIA VII A				
H 2.1								
Li 1.0	Be 1.5			B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Na 0.9	Mg 1.2			Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
K 0.8	Ca 1.0			Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
Rb 0.8	Sr 1.0			In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
Cs 0.7	Ba 0.9			Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po --	At --

3、在元素周期表中，某些主族元素与右下方的主族元素的性质有些相似，被称为“对角线规则”。



第三讲 化学键

【教学目标】掌握共价键 σ 键、 π 键的意义

掌握键参数的意义

了解等电子体的概念

【教学内容】化学键的概念

共价键、 σ 键、 π 键的形成过程

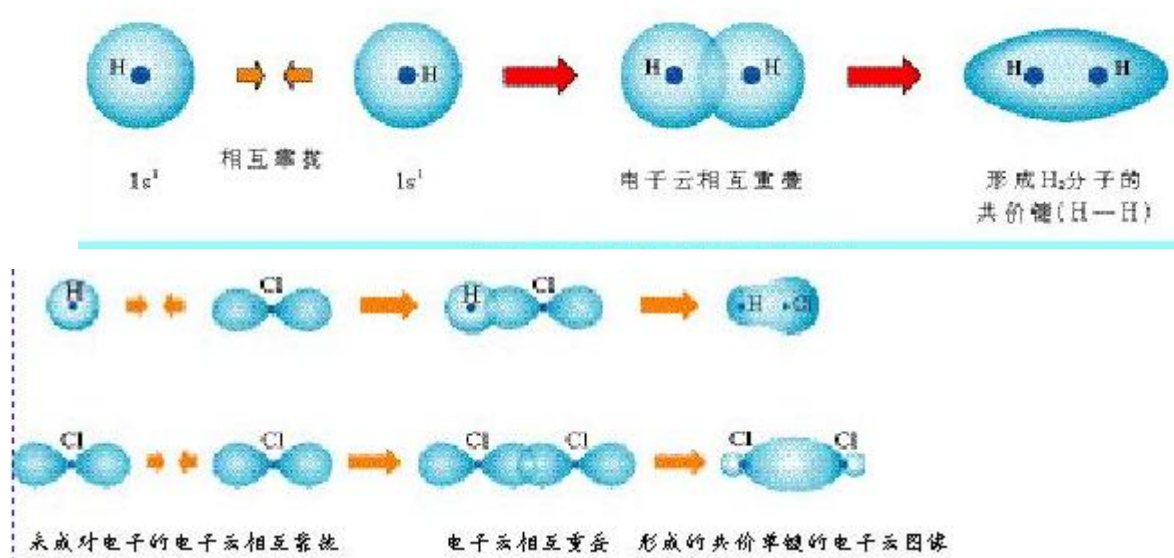
等电子体原理

键参数的分析

【知识点 1】共价键

共价键 (covalent bond) 是化学键的一种, 两个或多个原子共同使用它们的外层电子, 在理想情况下达到电子饱和的状态, 由此组成比较稳定的化学结构叫做共价键。其本质是原子轨道重叠后, 高概率地出现在两个原子核之间的电子与两个原子核之间的电性作用。

共价键与离子键之间没有严格的界限, 通常认为, 两元素电负性差值远大于 1.7 时, 成离子键; 远小于 1.7 时, 成共价键; 在 1.7 附近时, 它们的成键具有离子键和共价键的双重特性, 离子极化理论可以很好的解释这种现象。



饱和性

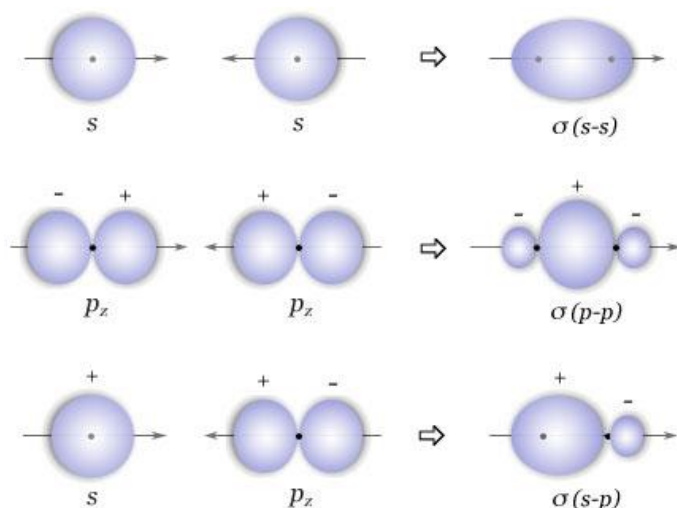
在共价键的形成过程中, 因为每个原子所能提供的未成对电子数是一定的, 一个原子的一个未成对电子与其他原子的未成对电子配对后, 就不能再与其它电子配对, 即, 每个原子能形成的共价键总数是一定的, 这就是共价键的饱和性。

方向性

除 s 轨道是球形的以外, 其它原子轨道都有其固定的延展方向, 所以共价键在形成时, 轨道重叠也有固定的方向, 共价键也有它的方向性, 共价键的方向决定着分子的构形。

影响共价键的方向性的因素为轨道伸展方向

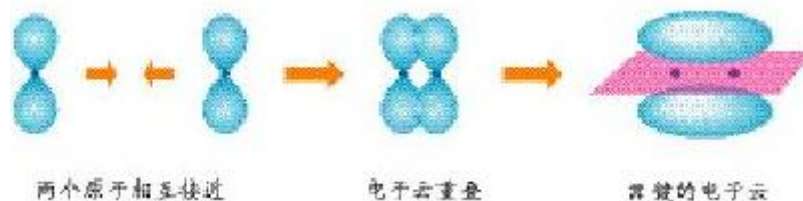
【知识点 2】 δ 键与 π 键



两个原子轨道沿轨道对称轴方向相互重叠导致电子在核间出现概率增大而形成的共价键，叫做 σ 键，可以简记为“头碰头”。

由于 σ 键是沿轨道对称轴方向形成的，轨道间重叠程度大，所以，通常 σ 键的键能比较大，不易断裂，而且，由于有效重叠只有一次，所以两个原子间至多只能形成一条 σ 键。

成键原子的未杂化 p 轨道，通过平行、侧面重叠而形成的共价键，叫做 π 键，可简记为“肩并肩”。 π 键与 σ 键不同，它的成键轨道必须是未成对的 p 轨道。



每个 π 键的电子云有两块组成，分别位于有原子核构成平面的两侧，如果以它们之间包含原子核的平面为镜面，它们互为镜像，这种特征称为镜像对称。

δ 键成单键， π 键成双键、叁键。

【知识点 3】键参数

键长指两个成键原子的平衡核间距离，是了解分子结构的基本构型参数，也是了解化学键强弱和性质的参数。对于由相同的 A 和 B 两个原子组成的化学键，键长值小，键强；键的数目多，键长值小。

键能通常指在标准状态下气态分子拆分成气态原子时，每种键所需能量的平均值。对双原子分子来说，键能就是键的解离能。键能与键焓近似相等，气态分子的原子化能等于全部键能之和。

键角即两共价键的夹角，由于共价键的方向性，共价化合物的键角是一定的，但组成相似的化合物未必有相同的键角，孤对电子对成键电子有较大的排斥作用，可导致键角变小。

键能、键长决定了共价键的稳定性；键长、键角决定了分子的空间构型。

【等电子体】

原子总数相同、价电子总数相同的分子且离子具有相同的结构特征（立体结构和化学键类型），其性质相近。

指两个或两个以上的分子或离子，它们的原子数目相同，电子数目也相同，常具有相似的电子结构，相似的几何构型，而且有时在性质上也有许多相似之处。

注意：等电子体的价电子总数相同，而组成原子的核外电子总数不一定相同



第四讲 分子构型

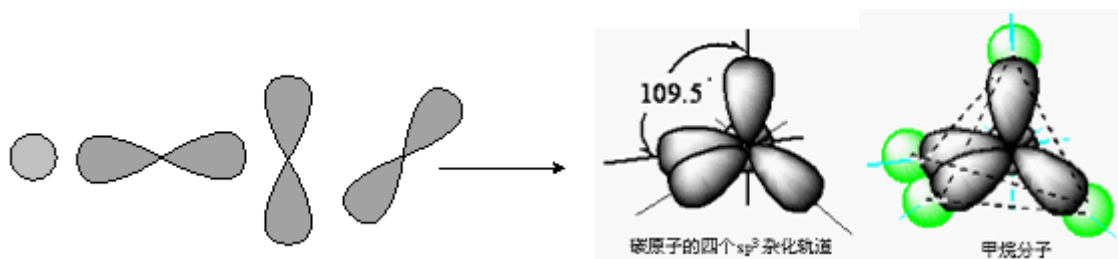
【教学目标】熟练分辨分子的空间结构
掌握轨道杂化的判断技巧
熟悉常见的配合物

【教学内容】分子的空间结构
杂化理论及其判断技巧
配合物的形成

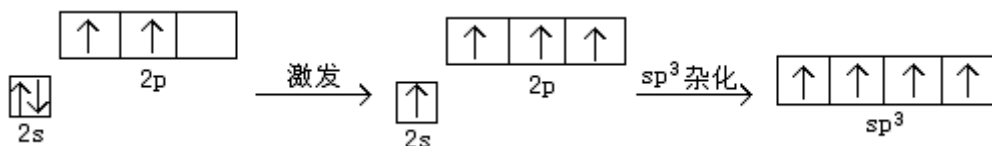
【知识点 1】轨道杂化理论

1、 CH_4 —— sp^3 杂化

轨道排布式：



电子云示意图：



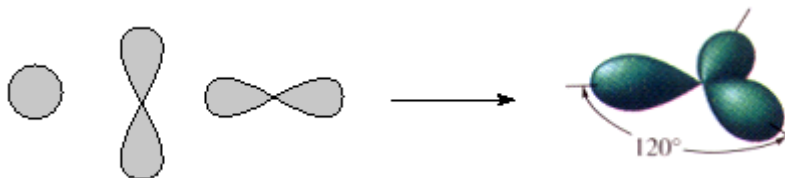
(1) 能量相近的原子轨道才能参与杂化；

(2) 杂化后的轨道一头大，一头小，电子云密度大的一端与成键原子的原子轨道沿键轴方向重叠，形成 σ 键；由于杂化后原子轨道重叠更大，形成的共价键比原有原子轨道形成的共价键稳定，所以 C 原子与 H 原子结合成稳定的 CH_4 ，而不是 CH_2 。

(3) 正四面体结构的分子或离子的中心原子，一般采取 sp^3 杂化轨道形式形成化学键，如 CCl_4 、 NH_4^+ 等，原子晶体金刚石、晶体硅、 SiO_2 等中 C 和 Si 也采取 sp^3 杂化形式。

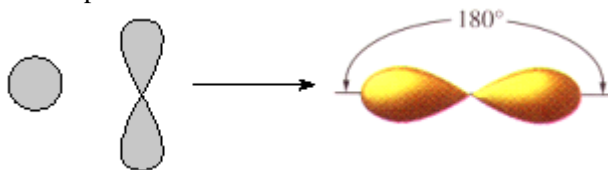
2、 BF_3 —— sp^2 杂化型

用轨道排布式表示 B 原子采取 sp^2 杂化轨道成键的形成过程：



3、气态 BeCl_2 —— sp 杂化型

用轨道排布式表示 Be 原子采取 sp 杂化轨道成键的形成过程：



【知识点 2】价层电子对的互斥理论

价层电子对互斥理论的基础是，分子或离子的几何构型主要决定于与中心原子相关的电子对之间的排斥作用。该电子对既可以是成键的，也可以是没有成键的（叫做孤对电子）。只有中心原子的价层电子才能够对分子的形状产生有意义的影响。

分子中电子对间的排斥的三种情况为：

孤对电子间的排斥（孤-孤排斥）；孤对电子和成键电子对之间的排斥（孤-成排斥）；成键电子对之间的排斥（成-成排斥）。分子会尽力避免这些排斥来保持稳定。当排斥不能避免时，整个分子倾向于形成排斥最弱的结构（与理想形状有最小差异的方式）。

孤对电子间的排斥被认为大于孤对电子和成键电子对之间的排斥，后者又大于成键电子对之间的排斥。因此，分子更倾向于最弱的成-成排斥。



【知识点 3】配合物理论

配位化合物（coordination compound）简称配合物，也叫络合物、络合物，为一类具有特征化学结构的化合物，由中心原子或离子（统称中心原子）和围绕它的称为配位体（简称配体）的分子或离子，完全或部分由配位键结合形成。

高中阶段，一般把金属离子与分子/离子通过配位键形成的化合物称为配位化合物。

水合配合物。为金属离子与水分子形成的配合物，几乎所有金属离子在水溶液中都可形成水合配合物，如 $(\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4)^{2+}$ 、 $(\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6)^{3+}$ 。

氰合配合物。金属离子与氰离子形成的配合物，如 $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

配合物命名：

（1）在配合物中

先阴离子，后阳离子，阴阳离子之间加“化”字或“酸”字，配阴离子看作是酸根。

（2）在配位单元中

①先配体后中心离子（或原子），配体与中心离子（或原子之间）加“合”字。

②配体前面用一、二、三等表示该配体个数。



第五讲 分子性质

【教学目标】熟练辨析键与分子极性的判断

掌握氢键与范德华力的内涵

了解手性碳原子

无机酸的酸性辨析

【教学内容】分子间作用力及其对分子的影响

键与分子极性的辨析

无机酸的了解

手性原子

相似相容原理

【知识点 1】极性与非极性

在化合物分子中，不同种原子形成的共价键，由于两个原子吸引电子的能力不同，共用电子对必然偏向吸引电子能力较强的原子一方，因而吸引电子能力较弱的原子一方相对的显正电性。这样的共价键叫做极性共价键，简称极性键。

一般来说，只要两个非金属原子间的电负性不同，且差距小于 1.7，则形成极性键，大于 1.7 时，则形成离子键。

在单质分子中，同种原子形成共价键，两个原子吸引电子的能力相同，共用电子对不偏向任何一个原子，因此成键的原子都不显电性。这样的共价键叫做非极性共价键，简称非极性键。

非极性键可存在于单质分子中（如 H_2 中 $\text{H}-\text{H}$ 键、 O_2 中 $\text{O}=\text{O}$ 键、 N_2 中 $\text{N}\equiv\text{N}$ 键），也可以存在于化合物分子中（如 C_2H_2 中的 $\text{C}\equiv\text{C}$ 键）。

分子中正负电荷中心不重合，从整个分子来看，电荷的分布是不均匀的，不对称的，这样的分子为极性分子，以极性键结合的双原子一定为极性分子，极性键结合的多原子分子视结构情况而定。

分子中正负电荷中心重合，从整个分子来看，电荷分布是均匀的，对称的，这样的分子为非极性分子。

一般规律：

- 以极性键结合成的双原子分子是极性分子。如： HCl 、 HF 、 HBr
- 以非极性键结合成的双原子分子或多原子分子是非极性分子。如： O_2 、 H_2 、 P_4 、 C_{60} 。
- 以极性键结合的多原子分子，有的是极性分子也有的是非极性分子。
- 在多原子分子中，中心原子上价电子都用于形成共价键，而周围的原子是相同的原子，一般是非极性分子。

【知识点 2】分子间力的作用

分子间作用力又被称为范德华力，按其实质来说是一种电性的吸引力。

范德华力与分子间距离和分子质量相关，影响分子的熔沸点。

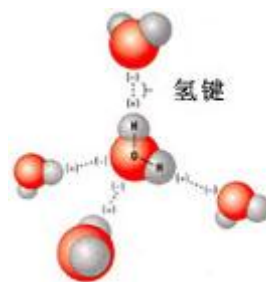
氢键是由已经与电负性大、半径小的原子 X （氟、氧、氮等）以共价键结合，若与电负性大的原子 Y （与 X 相同的也可以）接近，在 X 与 Y 之间以氢为媒介，生成 $\text{X}-\text{H}\cdots\text{Y}$ 形式的键，称为氢键。（ X 与 Y 可以是同一种类原子，如水分子之间的氢键）

同种分子之间

现以 HF 为例说明氢键的形成。在 HF 分子中，由于 F 的电负性（4.0）很大，共用电子对强烈偏向 F 原子一边，而 H 原子核外只有一个电子，其电子云向 F 原子偏移的结果，使得它几乎要呈质子状态。这个半径很小、无内层电子的带部分正电荷的氢原子，使附近另一个 HF 分子中含有负电子对并带部分负电荷的 F 原子有可能充分靠近它，从而产生静电吸引作用。这个静电吸引作用力就是所谓氢键。即 $\text{F}-\text{H}\cdots\text{F}$ 。

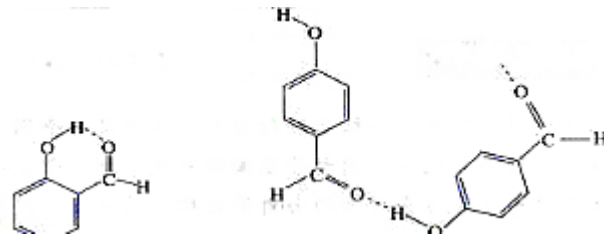
不同种分子之间

不仅同种分子之间可以存在氢键，某些不同种分子之间也可能形成氢键。例如 NH_3 与 H_2O 之间。所以这就导致了氨气在水中的惊人溶解度：1 体积水中可溶解 700 体积氨气。



分子内氢键

某些分子内，例如 HNO_3 、邻硝基苯酚分子可以形成分子内氢键，还有一个苯环上连有两个羟基，一个羟基中的氢与另一个羟基中的氧形成氢键。分子内氢键由于受环状结构的限制， $\text{X}-\text{H}\cdots\text{Y}$ 往往不能在同一直线上。分子内氢键使物质熔沸点降低。分子内氢键必须具备形成氢键的必要条件，还要具有特定的条件，如：形成平面环，环的大小以五或六原子环最稳定，形成的环中没有任何的扭曲。



【知识点 3】相似相容原理

“相似”是指溶质与溶剂在结构上相似；“相溶”是指溶质与溶剂彼此互溶。例如，水分子间有较强的氢键，水分子既可以为生成氢键提供氢原子，又因其中氧原子上有孤对电子能接受其它分子提供的氢原子，氢键是水分子间的主要结合力。所以，凡能为生成氢键提供氢或接受氢的溶质分子，均和水“结构相似”。如 ROH (醇)、 RCOOH (羧酸)、 $\text{R}_2\text{C}=\text{O}$ (酮)、 RCONH_2 (酰胺) 等。当然上述物质中 R 基团的结构与大小对在水中溶解度也有影响。如醇： $\text{R}-\text{OH}$ ，随 R 基团的增大，分子中非极性的部分增大，这样与水(极性分子)结构差异增大，所以在水中的溶解度也逐渐下降。

(1) 有机物一般易溶于有机物中，而无机物一般易溶于无机物中。

有机物如油，酒精等，无机物如水等。沾满机油的手用汽油洗而不用水洗就是这个道理。

(2) 极性分子一般易溶于极性分子组成的溶剂中，而非极性分子一般易溶于非极性分子组成的溶剂中。

(3) 极性分子易溶于极性溶剂；非极性分子易溶于非极性溶剂。极性分子如水分子，氨气分子等。非极性分子如二氧化碳分子，氧气分子等。

【知识点 4】手性

我们知道，生命是由碳元素组成的，碳原子在形成有机分子的时候，4 个原子或基团可以通过 4 根共价键形成三维的空间结构，形成手性碳原子。由于相连的原子或基团不同，它会形成两种分子结构。这两种分子一般拥有完全一样的物理、化学性质。比如它们的沸点一样，溶解度和光谱也一样。但是从分子的组成形状来看，它们依然是两种分子。



【知识点 5】无机含氧酸酸性

无机含氧酸可以看做 $(\text{HO})_m\text{RO}_n$ ， n 值越大，含氧酸酸性越强。



第六讲 原子晶体与分子晶体

【教学目标】掌握分子晶体与原子晶体的构型及其性质

【教学内容】典型分子晶体与原子晶体的构型

分子晶体与原子晶体的导电性、硬度、熔点

均摊法计算键的个数

【知识点 1】晶体与晶胞、均摊法

晶体：

(1) 晶体拥有整齐规则的几何外形。

(2) 晶体拥有固定的熔点，在熔化过程中，温度始终保持不变。

(3) 晶体有各向异性的特点：固态物质有晶体与非晶态物质（无定形固体）之分，而无定形固体不具有上述特点。

晶体是内部质点在三维空间成周期性重复排列的固体，具有长程有序，并成周期性重复排列。

非晶体是内部质点在三维空间不成周期性重复排列的固体，具有近程有序，但不具有长程有序。如玻璃。外形为无规则形状的固体。

(4) 晶体可以使 X 光发生有规律的衍射。

宏观上能否产生 X 光衍射现象，是实验上判定某物质是不是晶体的主要方法

晶胞：晶体中最小的结构单元。能完整反映晶体内部原子或离子在三维空间分布之化学-结构特征的平行六面体单元。其中既能够保持晶体结构的对称性而体积又最小者特称“单位晶胞”，但亦常简称晶胞。

一般情况下，晶胞都是平行六面体。整块晶体可以看成是无数晶胞无隙并置而成的。

请注意：

无隙——相邻晶体之间没有任何间隙

并置——所有晶胞都是平行排列的取向相同

均摊法：

在计算晶胞中的微粒时应分析一个微粒被多少个晶胞共享，如果一个微粒被 n 个晶胞共享，那么它属于每一个晶胞的只有 $1/n$ ，这种方法称为均摊法。

确定晶胞中原(离)子数目及晶体化学式

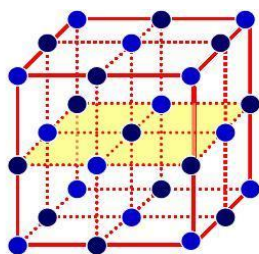
对于平行六面体晶胞而言，用均摊法计算的依据是：

①处于顶点的微粒，同时为 8 个晶胞所共享，每个微粒有 $1/8$ 属于该晶胞；

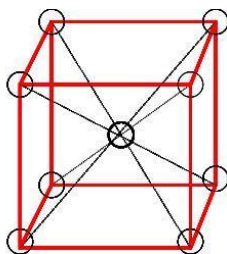
②处于棱上的微粒，同时为 4 个晶胞所共享，每个微粒有 $1/4$ 属于该晶胞；

③处于面上的微粒，同时为 2 个晶胞所共享，每个微粒有 $1/2$ 属于该晶胞；

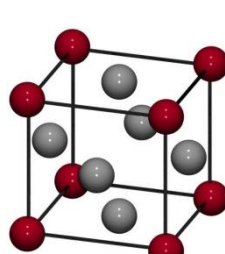
④处于晶胞内部的微粒，完全属于该晶胞。



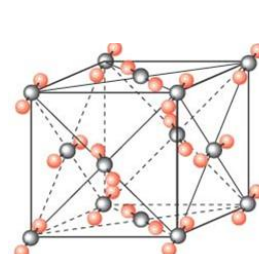
NaCl 的晶胞



CsCl 的晶胞



金属 Cu



CO₂

【知识点 2】原子晶体

相邻原子之间通过强烈的共价键结合而成的空间网状结构的晶体叫做原子晶体

金刚石是典型的原子晶体，熔点高达 3550°C ，是硬度最大的单质。原子晶体中，组成晶体的微粒是原子，原子间的相互作用是共价键，共价键结合牢固，原子晶体的熔、沸点高，硬度大，不溶于一般的溶剂，多数原子晶体为绝缘体，有些如硅、锗等是优良的半导体材料。原子晶体中不存在分子，用化学式表示物质的组成，单质的化学式直接用元素符号表示，两种以上元素组成的原子晶体，按各原子数目的最简比写化学式。常见的原子晶体是周期系第 IVA 族元素的一些单质和某些化合物，例如金刚石、硅晶体、 SiO_2 、 SiC 等。（但碳元素的另一单质石墨不是原子晶体，石墨晶体是层状结构，以一个碳原子为中心，通过共价键连接 3 个碳原子，形成网状六边形，属过渡型晶体。）对不同的原子晶体，组成晶体的原子半径越小，共价键的键长越短，即共价键越牢固，晶体的熔、沸点越高，例如金刚石、碳化硅、硅晶体的熔沸点依次降低。

在原子晶体中，由于原子间以较强的共价键相结合，而且形成空间立体网状结构，所以原子晶体的

- (1) 熔点和沸点很高
- (2) 硬度很大
- (3) 一般不导电
- (4) 难溶于一些常见的溶剂

【知识点 3】分子晶体

分子间通过分子间作用力（包括范德华力和氢键）构成的晶体。

分子晶体是由分子组成，可以是极性分子，也可以是非极性分子。分子间的作用力很弱，分子晶体具有较低的熔、沸点，硬度小、易挥发，许多物质在常温下呈气态或液态，例如 O_2 、 CO_2 是气体，乙醇、冰醋酸是液体。同类型分子的晶体，其熔、沸点随分子量的增加而升高，例如卤素单质的熔、沸点按 F_2 、 Cl_2 、 Br_2 、 I_2 顺序递增；非金属元素的氢化物，按周期系同主族由上而下熔沸点升高；有机物的同系物随碳原子数的增加，熔沸点升高。但 HF 、 H_2O 、 NH_3 、 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ 等分子间，除存在范德华力外，还有氢键的作用力，它们的熔沸点较高。在固态和熔融状态时都不导电。

分子组成的物质，其溶解性遵守“相似相溶”原理，极性分子易溶于极性溶剂，非极性分子易溶于非极性的有机溶剂，例如 NH_3 、 HCl 极易溶于水，难溶于 CCl_4 和苯；而 Br_2 、 I_2 难溶于水，易溶于 CCl_4 、苯等有机溶剂。根据此性质，可用 CCl_4 、苯等溶剂将 Br_2 和 I_2 从它们的水溶液中萃取、分离出来。

分子间作用力越强，熔沸点越高

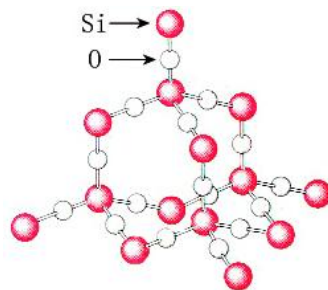
①组成和结构相似的分子晶体，一般相对分子质量越大，分子间作用力越强，熔沸点越高。例如：元素周期表中第 VIIA 族的元素单质其熔沸点变化规律为： $\text{At}_2 > \text{I}_2 > \text{Br}_2 > \text{Cl}_2 > \text{F}_2$ 。

②若分子间有氢键，则分子间作用力比结构相似的同类晶体大，故熔沸点较高。例如： $\text{HF} > \text{HI} > \text{HBr} > \text{HCl}$ 。
 $\text{H}_2\text{O} > \text{H}_2\text{Se} > \text{H}_2\text{S}$ 。 $\text{NH}_3 > \text{PH}_3$

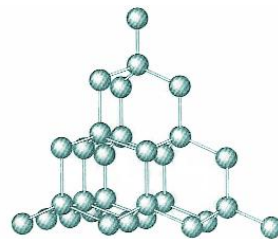
③组成和结构不相似的物质，分子极性越大，其熔沸点越高，例如： $\text{CO} > \text{N}_2$

④在有机物的同分异构体中，一般来说，支链越多，熔沸点越低，例如：正戊烷 > 异戊烷 > 新戊烷

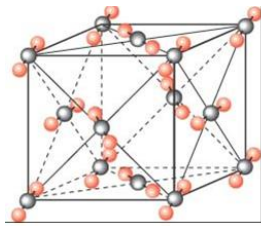
⑤互为同分异构体的芳香烃及其衍生物中，熔沸点顺序为：邻位化合物 > 间位化合物 > 对位化合物



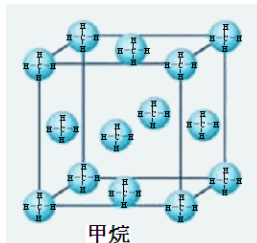
二氧化硅的晶体结构模型



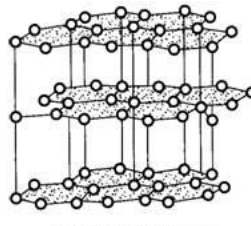
金刚石晶体结构模型



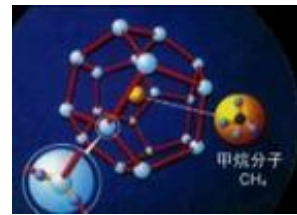
CO₂



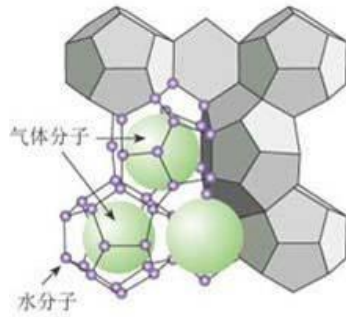
甲烷



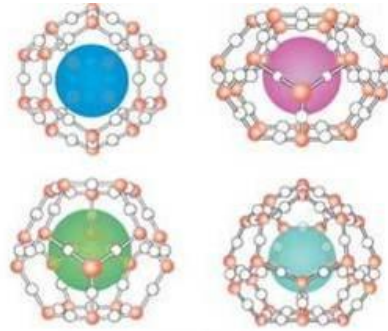
石墨晶体结构



甲烷分子
CH₄



天然气分子藏在水分子笼内



水分子笼是多种多样的

其中，石墨晶体又称为过渡性或者混合型晶体。

第七讲 离子晶体与金属晶体

【教学目标】掌握离子晶体与金属晶体的构型及其性质

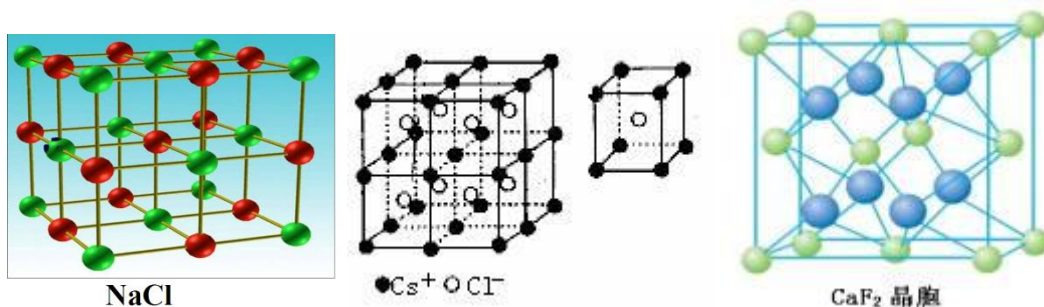
【教学内容】典型离子晶体与金属晶体的构型

离子晶体与金属晶体的导电性、硬度、熔点

晶体组成计算

【知识点 1】离子晶体

离子间通过离子键结合形成的晶体。在离子晶体中，阴、阳离子按照一定的格式交替排列，具有一定的几何外形，例如 NaCl 是正立方体晶体， Na^+ 离子与 Cl^- 离子相间排列，每个 Na^+ 离子同时吸引 6 个 Cl^- 离子，每个 Cl^- 离子同时吸引 6 个 Na^+ 。不同的离子晶体，离子的排列方式可能不同，形成的晶体类型也不一定相同。离子晶体中不存在分子，通常根据阴、阳离子的数目比，用化学式表示该物质的组成，如 NaCl 表示氯化钠晶体中 Na^+ 离子与 Cl^- 离子个数比为 1:1， CaCl_2 表示氯化钙晶体中 Ca^{2+} 离子与 Cl^- 离子个数比为 1:2。



离子晶体的晶格能的定义是气态离子形成 1 摩尔离子晶体释放的能量，通常取正值。下表给出一些离子晶体的晶格能数据。

晶格能越大，形成的离子晶体越稳定，而且熔点越高，硬度越大。

晶格能与阴阳离子的半径成反比，与离子电荷的乘积成正比。离子所带电荷越高，离子半径越小，则离子键越强，熔沸点越高。例如： $\text{Al}_2\text{O}_3 > \text{MgO} > \text{NaCl} > \text{CsCl}$ 。

一、无确定的分子量

NaCl 晶体是个大分子，无单独的 NaCl 分子存在于分子中。NaCl 是化学式，因而 58.5 是式量，不是分子量。

二、导电性

水溶液或熔融态导电，是通过离子的定向迁移导电，而不是通过电子流动而导电。

三、熔点沸点较高

离子晶体中晶格节点上阴、阳离子间静电引力较大，破坏离子晶体就需要克服这种引力，因而离子晶体一般熔点较高，硬度较大，难于挥发。

四、硬度高，延展性差：

因离子键强度大，所以硬度高。如果发生位错正正离子相切，负负离子相切，彼此排斥，离子键失去作用，故无延展性。如 CaCO_3 可用于雕刻，而不可用于锻造，即不具有延展性。

【知识点 2】金属晶体

晶格节点上排列金属原子-离子时所构成的晶体。金属中的原子-离子按金属键结合，因此金属晶体通常具有很高的导电性和导热性、很好的可塑性和机械强度，对光的反射系数大，呈现金属光泽，在酸中可替代氢形成正离子等特性。主要的结构类型为立方面心密堆积、六方密堆积和立方体心密堆积三种（见金属原子密堆积）。金属晶体的物理性质和结构特点都与金属原子之间主要靠金属键结合相关。金属可以形成合金，是其主要性质之一。

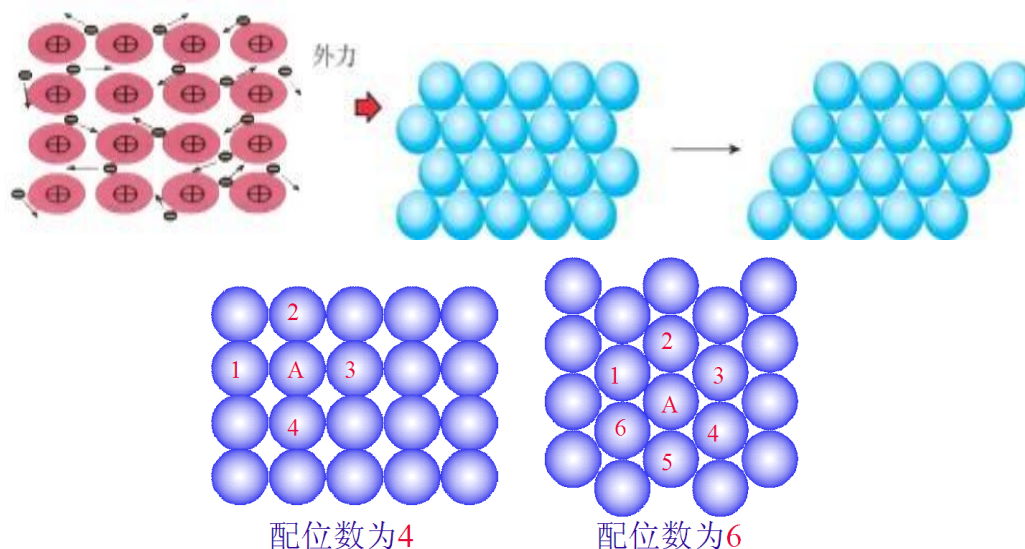
由金属键形成的单质晶体。金属单质及一些金属合金都属于金属晶体，例如镁、铝、铁和铜等。金属晶体中存在金属离子(或金属原子)和自由电子[1]，金属离子(或金属原子)总是紧密地堆积在一起，金属离子和自由电子之间存在较强烈的金属键，自由电子在整个晶体中自由运动，金属具有共同的特性，如金属有光泽、不透明，是热和电的良导体，有良好的延展性和机械强度。大多数金属具有较高的熔点和硬度，金属晶体中，金属离子排列



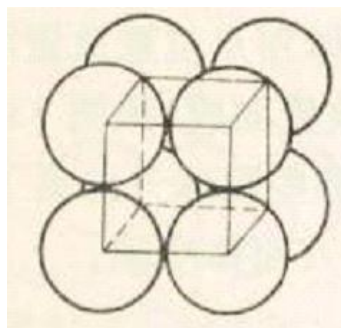
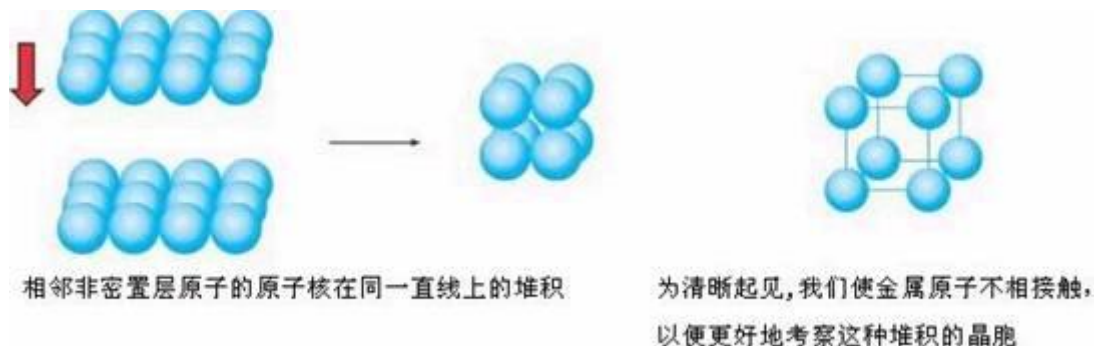
越紧密，金属离子的半径越小、离子电荷越高，金属键越强，金属的熔、沸点越高。例如周期系 IA 族金属由上而下，随着金属离子半径的增大，熔、沸点递减。第三周期金属按 Na、Mg、Al 顺序，熔沸点递增。

金属阳离子所带电荷越高，半径越小，金属键越强，熔沸点越高，硬度也是如此。例如第 3 周期金属单质： $\text{Al} > \text{Mg} > \text{Na}$ ，再如元素周期表中第 I A 族元素单质： $\text{Li} > \text{Na} > \text{K} > \text{Rb} > \text{Cs}$ 。硬度最大的金属是铬，熔点最高的金属是钨。

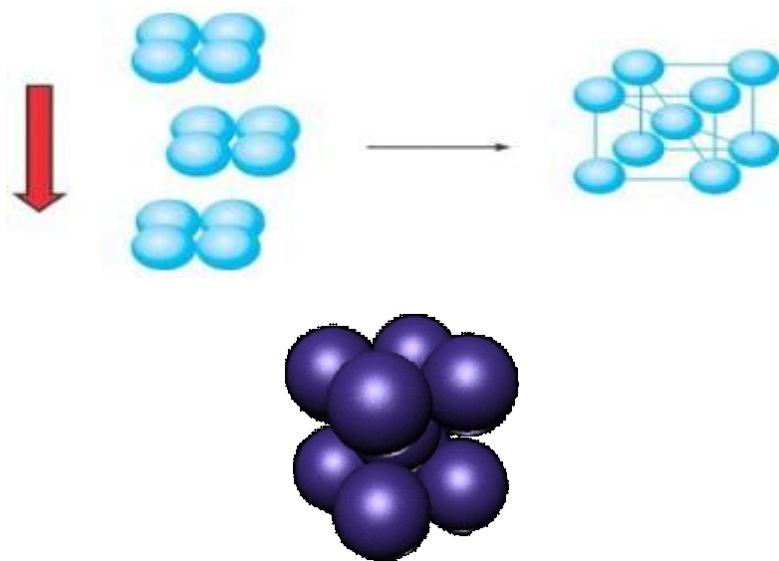
当金属受到外力，如锻压或捶打，晶体的各层就会发生相对滑动，但不会改变原来的排列方式，在金属原子间的电子可以起到类似轴承中滚珠的润滑剂作用。所以在各原子之间发生相对滑动以后，仍可保持这种相互作用而不易断裂。因此金属都有良好的延展性。



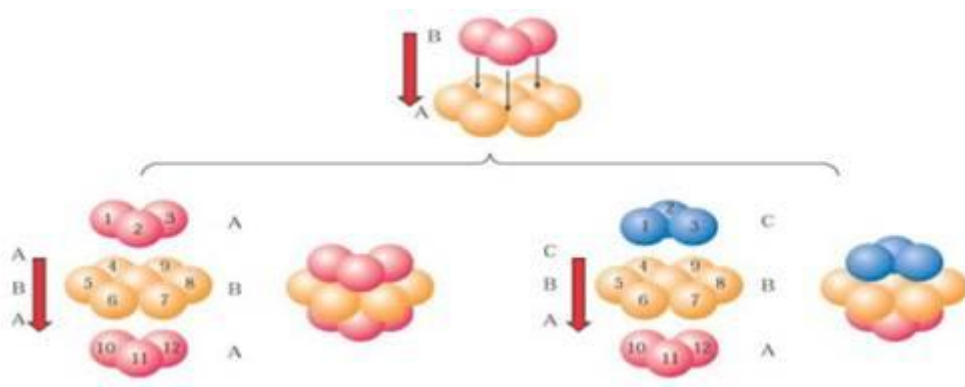
1、简单立方堆积（典型：金属 Po）配位数：6



2、钾型（典型：碱金属）配位数：8



3、镁型与铜型配位数：12（同层 6，上下各 3）



堆积模型	采纳这种堆积的典型代表	空间利用率	配位数	晶胞
简单立方	Po	52%	6	
钾型	Na K Fe	68%	8	
镁型	Mg Zn Ti	74%	12	
铜型	Cu Ag Au	74%	12	



第八讲 《选修三》知识总表

【教学内容】《选修三》各章节重要知识点汇总

《选修三》各章节知识的命题点与解题技巧

【知识汇总】

1、电子云、能层、能级、原子轨道、构造原理

问 1 下列有关电子云及示意图的说法正确的是 ()

- A. 电子云是笼罩在原子核外的云雾
- B. 小黑点多的区域表示电子多
- C. 小黑点疏的区域表示电子出现的机会少
- D. 电子云是用高速照相机拍摄的照片

问 2 下列说法中正确的是 ()

- A. 所有的电子在同一区域里运动
- B. 能量高的电子在离核远的区域运动, 能量低的电子在离核近的区域运动
- C. 处于最低能量的原子叫基态原子
- D. 同一原子中, 1s、2s、3s 所能容纳的电子数越来越多

问 3 元素的分区和族

- 1) s 区: ns^{1-2} , 最后的电子填在 _____ 上, 包括 _____, 属于活泼金属, 为碱金属和碱土金属;
- 2) p 区: ns^2np^{1-6} , 最后的电子填在 _____ 上, 包括 _____ 族元素, 为非金属和少数金属;
- 3) d 区: $(n-1)d^{1-9}ns^{1-2}$, 最后的电子填在 _____ 上, 包括 _____ 族元素, 为过渡金属;
- 4) ds 区: $(n-1)d^{10}ns^{1-2}$, (n-1)d 全充满, 最后的电子填在 _____ 上, 包括 _____, 过渡金属(d和ds区金属合起来, 为过渡金属);
- 5) f 区: $(n-2)f^{1-14}(n-1)d^{0-2}ns^2$, 包括 _____ 元素, 称为内过渡元素或内过渡系。

2、电离能、电负性、半径比较

问 4 已知 X、Y 元素同周期, 且电负性 $X > Y$, 下列说法不正确的是 ()

- A. 第一电离能 Y 小于 X
- B. 气态氢化物的稳定性: H_mY 强于 H_mX
- C. 最高价含氧酸的酸性: X 对应的酸性强于 Y 的
- D. X 和 Y 形成化合物时, X 显负价, Y 显正价

问 5 经验规律告诉我们: 当形成化学键的两原子相应元素的电负性差值大于 1.7 时, 所形成的一般为离子键; 当小于 1.7 时, 一般为共价键。下列判断正确的是 ()

- A. $AlCl_3$ 为离子化合物
- B. P 与 Cl 可形成共价键
- C. $SiCl_4$ 为共价化合物
- D. K 与 Mg 形成共价键

问 6 A、B、C、D 是同一周期的四种元素。A、B、C 的原子序数依次相差 1。A 元素的单质的化学性质活泼, A 元素的原子在本周期中原子半径最大, B 元素的氧化物 2.0g 恰好跟 100mL 0.50mol/L 硫酸完全反应, B 元素单质跟 D 元素单质反应生成化合物 BD_2 。根据以上事实填写下列空白:

(1) A 的原子结构示意图 _____; C 原子的电子排布式 _____; BD_2 的电子式 _____。

(2) 四种元素原子第一电离能的大小顺序为 _____ (用元素符号表示); 四种元素原子半径的大小顺序为 _____ (用元素符号表示); 四种元素简单离子的离子半径大小顺序为 _____ (用离子符号表示)。



问 15 自然界中往往存在许多有趣也十分有意义的现象，下表列出了若干化合物的结构简式、化学式、相对分子质量和沸点。

结构简式	化学式	相对分子质量	沸点/°C
(1) H-OH	H ₂ O	18	100
(2) CH ₃ -OH	CH ₄ O	32	64
(3) CH ₃ CH ₂ OH	C ₂ H ₆ O	46	78
(4) CH ₃ COOH	C ₂ H ₄ O ₂	60	118
(5) CH ₃ -O-CH ₃	C ₂ H ₆ O	58	56
(6) CH ₃ CH ₂ CH ₂ OH	C ₃ H ₈ O	60	97
(7) CH ₃ CH ₂ OCH ₃	C ₃ H ₈ O	60	11

它们的沸点说明什么问题？

问 16 下列叙述中正确的是 ()

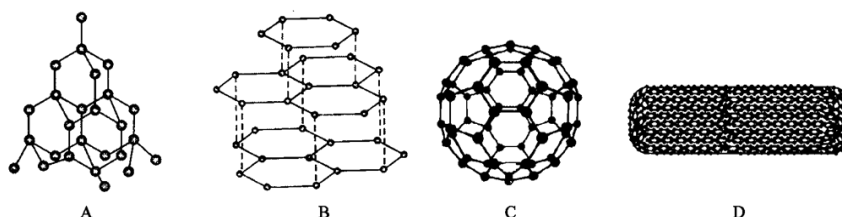
- A. 同主族金属元素的原子半径越大熔点越高
- B. 稀有气体原子序数越大沸点越低
- C. 分子间作用力越弱的分子其沸点越低
- D. 同周期元素的原子半径越小越易失去电子

4、晶体结构

问 17 在下列有关晶体的叙述错误的是 ()

- A. 离子晶体中，一定存在离子键
- B. 原子晶体中，只存在共价键
- C. 离子晶体中可能存在共价键
- D. 分子晶体中有可能存在离子键

问 18 科学家发现 C₆₀ 分子由 60 个碳原子构成，它的形状像足球（图 C），含有 C=C 键，因此又叫足球烯。1991 年科学家又发现一种碳的单质——碳纳米管，是由六边环形的碳原子构成的具有很大表面积管状大分子（图 D），图 A、图 B 分别是金刚石和石墨的结构示意图。图中小黑点或小黑圈均代表碳原子。

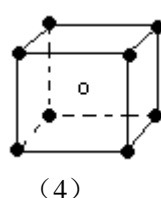
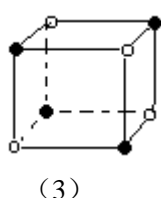
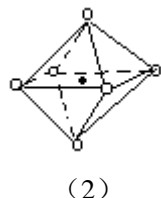
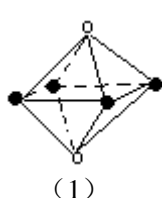


(1) 金刚石、石墨、足球烯和碳纳米管四种物质互称为同素异形体，它们在物理性质上存在较大的差异，其原因是_____；

(2) 同条件下，足球烯、石墨分别和气体单质 F₂ 反应时，化学性质活泼性的比较为足球烯比石墨_____（填“活泼”、“一样活泼”、“更不活泼”）理由是：_____；

(3) 燃氢汽车之所以尚未大面积推广，除较经济的制氢方法尚未完全解决外，还需解决 H₂ 的贮存问题，上述四种碳单质中有可能成为贮氢材料的是：_____。

(4) 下列图象是从 NaCl 或 CsCl 晶体结构图中分割出来的部分结构图，试判断 NaCl 晶体结构的图象是_____



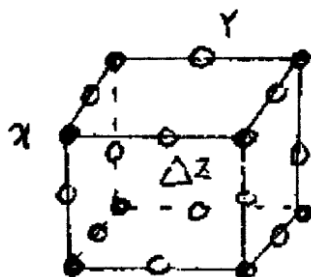
A. (1)

B. (2)

C. (3)

D. (4)

问 19 某晶体最小的结构单元，其化学式是 ()



A. xy_3z xy_3z

B. $x_2y_2z_1$

C. x_3yz

D. x_2y_3z

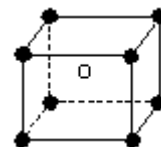
问 20 某离子化合物的晶胞如右图所示立体结构，晶胞是整个晶体中最基本的重复单位。阳离子位于此晶胞的中心，阴离子位于 8 个顶点，该离子化合物中，阴、阳离子个数比是 ()

A. 1 : 8

B. 1 : 4

C. 1 : 2

D. 1 : 1



问 21 石墨是层状晶体，每一层内，碳原子排列成正六边形，许多个正六边形排列成平面网状结构。如果每两个相邻碳原子间可以形成一个碳碳单键，则石墨晶体中每一层碳原子数与碳碳单键数的比是 ()

A. 1 : 1

B. 1 : 2

C. 1 : 3

D. 2 : 3

问 22 磁光存储的研究是 Williams 等在 1957 年使 Mn 和 Bi 形成的晶体薄膜磁化并用光读取之后开始的。右图是 Mn 和 Bi 形成的某种晶体的结构示意图，则该晶体物质的化学式可表示为 ()

A. Mn_2Bi

B. $MnBi$

C. $MnBi_3$

D. Mn_4Bi_3

问 23 在硼酸 $[B(OH)_3]$ 分子中，B 原子与 3 个羟基相连，其晶体具有与石墨相似的层状结构。则分子中 B 原子杂化轨道的类型及同层分子间的主要作用力分别是 ()

A. sp ，范德华力

B. sp^2 ，范德华力

C. sp^2 ，氢键

D. sp^3 ，氢键

问 24 下列叙述正确的是 ()

A. 两种元素构成的共价化合物分子中的化学键不一定是极性键

B. 含有非极性键的化合物不一定是共价化合物

C. 只要是离子化合物，其熔点就一定比共价化合物的熔点高

D. 金属晶体的熔点都比原子晶体低

问 25 下列物质的熔、沸点高低顺序中，正确的是 ()

A. 金刚石 > 晶体硅 > 二氧化硅 > 碳化硅

B. $Cl_4 > CBr_4 > CCl_4 > CH_4$

C. $MgO > O_2 > N_2 > H_2O$

D. 金刚石 > 生铁 > 纯铁 > 钠

问 26 关于氢键，下列说法正确的是 ()

A. 每一个水分子内含有两个氢键

B. 冰、水和水蒸气中都存在氢键

C. 水的熔点比 H_2S 高

D. 由于氢键作用， H_2O 是一种非常稳定的化合物



问 27 有一种蓝色晶体, 它的结构特征是 Fe^{2+} 和 Fe^{3+} 分别占据立方体互不相邻的顶点, 而 CN^- 离子位于立方体的棱上。

- (1) 根据晶体结构特点, 推出其化学式(用最简单整数示)_____。
- (2) 此化学式带何种电荷? 用什么样的离子(用 M^{n+} 表示)与其结合成中性的化学式? 写出此电中性的化学式。
- (3) 指出 (2) 中添加离子在晶体结构中的什么位置。

问 28 金属的下列性质中, 不能用金属的电子气理论加以解释的是 ()

- A. 易导电 B. 易导热 C. 有延展性 D. 易锈蚀

问 29 下列数据是对应物质的熔点, 有关的判断错误的是 ()

Na_2O	Na	AlF_3	AlCl_3	Al_2O_3	BCl_3	CO_2	SiO_2
920°C	97.8°C	1291°C	190°C	2073°C	-107°C	-57°C	1723°C

- A. 只要含有金属阳离子的晶体就一定是离子晶体
B. 在共价化合物分子中各原子都形成 8 电子结构
C. 同族元素的氧化物可形成不同类型的晶体
D. 金属晶体的熔点不一定比分子晶体的高

问 30 现有部分前四周期元素的性质或原子结构如下表:

元素编号	元素性质或原子结构
A	第三周期中的半导体材料
B	L 层 s 电子数比 p 电子数少 1
C	第三周期主族元素中其第一电离能最大
D	前四周期中其未成对电子数最多

- (1) B 单质分子中, 含有_____个 σ 键和_____个 π 键, 元素 B 的气态氢化物的空间型为_____。
- (2) C 单质的熔点_____A 单质的熔点 (填“高于”或“低于”), 其原因是: _____。
- (3) 写出元素 D 基态原子的电子排布式: _____。

问 31 C 和 Si 元素在化学中占有极其重要的地位。

- (1) 写出 Si 的基态原子核外电子排布式_____。

从电负性角度分析, C、Si 和 O 元素的非金属活泼性由强至弱的顺序为_____。

- (2) SiC 的晶体结构与晶体硅的相似, 其中 C 原子的杂化方式为_____, 微粒间存在的作用力是_____。
- (3) 氧化物 MO 的电子总数与 SiC 的相等, 则 M 为_____ (填元素符号), MO 是优良的耐高温材料, 其晶体结构与 NaCl 晶体相似, MO 的熔点比 CaO 的高, 其原因是_____。
- (4) C、Si 为同一主族的元素, CO_2 和 SiO_2 化学式相似, 但结构和性质有很大不同。 CO_2 中 C 与 O 原子间形成 σ 键和 π 键, SiO_2 中 Si 与 O 原子间不形成上述 π 键。从原子半径大小的角度分析, 为何 C、O 原子间能形成, 而 Si、O 原子间不能形成上述 π 键_____。

问 32 下列有关物质性质、结构的表述均正确, 且存在因果关系的是 ()

	表述 I	表述 II
A	在水中, NaCl 的溶解度比 I_2 的溶解度大	NaCl 晶体中 Cl^- 与 Na^+ 间的作用力大于碘晶体中分子间的作用力
B	通常条件下, CH_4 分子比 PbH_4 分子稳定性高	Pb 的原子半径比 C 的大, Pb 与 H 之间的键能比 C 与 H 间的小
C	在形成化合物时, 同一主族元素的化合价相同	同一主族元素原子的最外层电子数相同
D	P_4O_{10} 、 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ 溶于水后均不导电	P_4O_{10} 、 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ 均属于共价化合物

参考答案

第一讲 认识原子结构

同步练习 1、

原子序数	电子排布式	价层电子排布	周期	族
	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^1$	$5s^2 5p^1$	5	IIIA
10		$2s^2 2p^6$	2	0
24	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$		4	VIB
80	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2$	$4f^{14} 5d^{10} 6s^2$		

详解：本题是对物质电子排布式的考查，电子根据 $1s2s2p3s3p4s3d4p5s4d5p6s4f5d6p7s5f6d7p$ 的顺序排列，根据元素的原子序数便可以写出原子的电子排布式；但是要注意洪特规则，既有些元素例如铜，银，金等其价电子会重排，使得各个电子层达到全充满或者半充满状态，这样能量比较低，构型稳定。

第八讲 《选修三》知识总表

问 1 答案：C

详解：

- A，错误，电子云不是实际存在的云雾，而是用来表示电子出现概率大小的抽象概念；
- B，错误，小黑点多的区域表示电子出现的概率大；
- C，正确；
- D，错误，不是拍摄的照片而是抽象出来的；

故选 C

问 2 答案：BC

详解：

- A，错误，电子在核外的排布是分层的；
- B，正确，离核越远的电子能量越大；
- C，正确，考查基态的定义；
- D，错误，s 能层最多只能容纳 2 个电子

故选 BC

问 3 答案：1) ns IA IIA 2) np IIIA-VIIA 以及 0 3) (n-1)d IIIB-VIIB 以及 VIII
4) ns IB-IIIB 5) 镧系和锕系

详解：本题是对元素周期表中各区的价电子以及电子排布规律的考查，s 区包括 IA 族和 IIA 族；p 区包括 IIIA-VIIA 族和 0 族；d 区包括 IIIB-VIIB 以及第 VIII 族，ds 区则包括 IB 和 IIB 族，而 f 区则是包括镧系和锕系元素。

问 4 答案：B

详解：说明 x 的非金属性强于 y，那么 x 在 y 的右侧

- A，x 的非金属性强，那么 y 的金属性就更强，所以第一电离能小；
- B，错误，应该是 X 的气态氢化物更稳定；
- C，正确，因为 x 的非金属性更强；
- D，正确，因为 x 非金属性强，吸引电子的能力强；

故选 B



问 5 答案: BC

详解:

各元素电负性分别是: Al 1.61; Cl 3.16; P 2.19; Si 1.90; K 0.82; Mg 1.31, 所以可知 BC 正确

问 6 答案: (1) $\text{Na} \begin{array}{c} (+11) \\ 2 \quad 8 \quad 1 \end{array}$ 、 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ 、 $[\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}]^-\text{Mg}^{2+}[\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}]^-$

(2) $\text{Cl} > \text{Mg} > \text{Al} > \text{Na}$

(3) $\text{Na} > \text{Mg} > \text{Al} > \text{Cl}$

(4) $\text{Cl}^- > \text{Na}^+ > \text{Mg}^{2+} > \text{Al}^{3+}$

详解:

A 元素化学性质活泼并且原子半径是本周期中最大, 所以推测 A 是 Na, 因为 ABC 原子序数相差 1, 所以 BC 分别是 Mg, Al; B 与 D 反应生成 BD_2 , 所以 D 是 Cl, 所以:

Na 的原子结构为 $\text{Na} \begin{array}{c} (+11) \\ 2 \quad 8 \quad 1 \end{array}$, 电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$, BD_2 是氯化镁, 电子式为:

$[\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}]^-\text{Mg}^{2+}[\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}]^-$, 第一电离能的大小顺序即金属性顺序为: $\text{Na} < \text{Mg} < \text{Al} < \text{Cl}$, 根据元素周期律可知半径大小顺序为: $\text{Na} > \text{Mg} > \text{Al} > \text{Cl}$; 最简单离子半径大小关系为: $\text{Cl}^- > \text{Na}^+ > \text{Mg}^{2+} > \text{Al}^{3+}$

问 7 答案: 气、中、1、能量、小、>

详解:

第一电离能的定义是气态电中性基态原子失去 1 个电子转化为气态正离子所需要吸收的能量; 第一电离能越大说明元素越不容易失去电子, 所以金属活动性越小; 同一元素失去第二个电子要比失去第一个电子所需要的能量高, 故第二电离能大于第一电离能。

问 8 答案: A

详解: 单质是指由同种元素组成的化合物, 所以所有的原子的非金属性是相同的, 所以不可能存在离子键 故选 A

问 9 答案: C

详解:

A, 错误, 反例是 NH_4Cl ;

B, 错误, 反例是 NaOH , 具有共价键, 但是离子化合物;

C, 正确, 只要含有离子键就是离子化合物;

D, 错误, 也可能是离子之间的强烈相互作用

故选 C

问 10 答案: D

详解:

A, 依次是共价键, 离子键, 离子键和共价键;

B, 依次是共价键, 离子键, 共价键;

C, 依次是离子键, 离子键和共价键, 共价键;

D, 都是共价键

故选 D

问 11 答案: B

详解:

- ①错误, 还有氢键; ②错误, 不一定的例如 AlCl_3 就是共价化合物;
- ③错误, 既有阴离子和阳离子之间的相互吸引也有电子之间的相互排斥等作用力;
- ④错误, 这是在溶液中存在的电离方程式不是在熔融条件下存在的;
- ⑤错误, 氯化氢不是离子化合物而是共价化合物两者之间是形成公用电子对的

故选 B

问 12 答案: (1) 正确 (2) 错误 (3) 正确

详解:

- (1) 氯化氢是极性分子, 水是极性分子而苯是非极性分子, 所以说法正确;
- (2) 碘是非极性分子不易溶于水, 错误;
- (3) 食盐是离子晶体是极性的, 易溶于水不易溶于非极性的汽油, 正确;

问 13 答案: C

详解:

H_2O , HF , NH_3 中因为含有氢键, 所以其沸点高于同族其他元素的氢化物

故选 C

问 14 答案: D

详解:

- A, 因为共价键的键能依次减小, 所以热稳定性依次减弱;
- B, 两者都是原子晶体, 由于金刚石中碳碳键键能大于硅硅键键能, 所以金刚石的硬度和熔沸点更高;
- C, 因为熔化的时候克服的是离子键, 所以熔点依次下降与离子键的键能依次下降有关;
- D, 这是因为相对分子质量依次增大导致分子间作用力依次增大;

故选 D

问 15 答案: (1) 组成和结构相似的分子化合物, 相对分子质量越高, 沸点越高。

(2) 分子间存在氢键, 会使其沸点升高, 分子极性越大, 氢键越强, 沸点越高。

详解:

CH_3OH 和 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ 结构相似, 但是后者相对分子质量大, 所以后者沸点高, 说明:

组成和结构相似的分子化合物, 相对分子质量越高, 沸点越高; $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ 和 CH_3OCH_3 相对分子质量相同, 但是前者极性更强并且分子间可以形成氢键, 所以其沸点高, 所以可知:

分子间存在氢键, 会使其沸点升高, 分子极性越大, 氢键越强, 沸点越高。

问 16 答案: C

详解:

- A, 错误, 因为离子键逐渐减弱, 所以一般是呈下降趋势的;
- B, 错误, 原子序数越大分子间作用力越强, 沸点越高;
- C, 正确, 分子化合物沸点与分子间作用强弱成正相关;
- D, 错误, 原子半径越小对核外电子束缚力越强, 越不易失电子, 故选 C



问 17 答案: D

详解:

A, 正确, 离子晶体中肯定存在离子键; B, 正确, 原子晶体中只有共价键没有离子键;

C, 正确, 离子晶体可以存在共价键, 但是共价型晶体中肯定不存在离子键;

D, 错误, 分子晶体中肯定不存在离子键, 否则就是离子晶体了

故选 D

问 18 答案: (1) 碳原子排列方式不同; (2) 活泼, 足球烯含有 C=C 键容易加成; (3) 2:3

(4) 6, $109^{\circ}28'$ (或 109.5°); (5) 碳纳米管; (4) BC

详解:

(1) 都是碳元素的单质, 但是由于碳原子在空间的排布方式不同, 所以性质会有极大差异;

(2) 足球烯中含有碳碳双键, 所以比石墨活泼, 更易于 F_2 发生加成反应;

(3) 碳纳米管具有极大的表面积可以吸附 H_2 , 所以最可能称为储氢材料;

(4) 氯化钠是 6 个 Na(或 Cl)形成的正八面体中间包围一个 Cl (或 Na), 其晶胞是一个正方体, 所以 BC 都是

问 19 答案: A

详解:

x 的数目为 $8 \times 1/8 = 1$, y 的数目为 $12 \times 1/4 = 3$, z 的数目是 1, 所以化学式是 xy_3z

故选 A

问 20 答案: D

详解:

一个晶胞中含有白色原子一个, 含有黑色原子 $8 \times 1/8 = 1$ 个, 所以阴阳离子个数比是 1: 1

故选 D

问 21 答案: D

详解:

一个六边形占有的碳原子数目是 $6 \times 1/3 = 2$, 占有的碳碳单键数目是 $6 \times 1/2 = 3$, 所以碳原子数与碳碳单键数之比为 2: 3

故选 D

问 22 答案: B

详解: 含有 Mn 的个数为: $12 \times 1/6 + 2 \times 1/2 + 6 \times 1/3 + 1 = 6$

含有 Bi 的个数为: 6 所以化学式表示为 $MnBi$

故选 B

问 23 答案: C

详解:

与石墨相似的层状结构, 说明 B 与三个 -OH 共面, 所以 B 是 sp^2 杂化, 同层分子间由于有 -OH 的存在所以主要是氢键相互作用

故选 C

问 24 答案: AB

详解:

- A, 正确, 例如 C_2H_2 中还可以含有非极性键;
- B, 正确, 例如过氧化钠是离子化合物;
- C, 错误, 有些共价化合物是原子晶体, 熔点很高;
- D, 错误, 有些金属晶体的熔点例如钨高于很多原子晶体

故选 AB

问 25 答案: B

详解:

- A, 二氧化硅中共价键强于硅中共价键, 所以二氧化硅熔点高于晶体硅;
- B, 正确, 因为分子间作用力依次减弱;
- C, 错误, 由于 H_2O 中含有氢键, 所以 H_2O 的熔沸点高于 O_2 和 N_2
- D, 错误, 生铁是铁碳合金, 其熔点低于纯铁的熔点

故选 B

问 26 答案: C

详解:

- A, 错误, 水分子内部含有的是 H-O 共价键;
- B, 错误, 水蒸气中由于分子间距离比较大所以不存在氢键;
- C, 正确, 因为 H_2O 分子间存在氢键;
- D, 错误, H_2O 很稳定, 是因为 H-O 键键能很大

故选 C

问 27 答案: (1) $FeFe(CN)_6^-$; (2) 带一个单位负电荷, 可用 Na^+ , K^+ , Rb^+ (用 M^+ 表示)与之结合 $MFeFe(CN)_6$;
(3) M^+ 在每隔一个立方体的体心上。

详解:

- (1) 含有的 Fe^{3+} 和 Fe^{2+} 数都是 $4 \times 1/8 = 1/2$, 含有 CN 数目是 $12 \times 1/4 = 3$, 所以最简式为 $FeFe(CN)_6^-$
- (2) 带有一个单位负电荷, 用带一个正电荷的阳离子例如 Na^+ , K^+ , Rb^+ 等形成 $MFeFe(CN)_6$
- (3) 因为正方体的顶点, 还有棱都被占据了, 只有体心没被占据, 所以位于立方体的体心。

问 28 答案: D

详解:

电子气理论可以解释金属的导电导热性, 还有延展性, 不能解释其为什么容易腐蚀

故选 D

问 29 答案: AB

详解:

- A, 错误, $AlCl_3$ 熔点很低, 说明是分子晶体;
- B, 错误, BCl_3 分子中 B 原子只达到 6 电子结构;
- C, 正确, 例如 CO_2 是分子晶体, 而 SiO_2 是离子晶体
- D, 正确, 例如 Na 的熔点只有 $97.8^\circ C$, 而 $AlCl_3$ 的熔点却是 $190^\circ C$

故选 AB



问 30 答案: (1) 1, 2, 三角锥形; (2) 低于; Cl_2 晶体属于分子晶体, Si 晶体属于原子晶体, 原子晶体中原子之间以很强的共价键结合, 而分子晶体中分子间以较弱的分子间作用力结合, 因而原子晶体的熔点比分子晶体的熔点高; (3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$

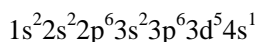
详解:

A 是第三周期的半导体, 那么 A 是 Si ; B 原子 L 层的 s 电子是 2, 那么 p 电子数是 3, 所以原子序数是 $2+2+3=7$, 所以是 N 元素; C 的第一电离能最大所以是 Cl 元素; D 在前四周期中的未成对电子数最多所以其价电子构型为 $3d^5 4s^1$

(1) B 的单质是 N_2 , 含有 1 个 σ 键和 2 个 π 键, B 的气态氢化物是 NH_3 , 其空间构型是三角锥形;

(2) C 的单质是 Cl_2 , A 的单质是 Si , 后者是原子晶体, 所以熔点是 $C < A$

(3) 根据价电子构型为 $3d^5 4s^1$, 再根据电子排布规律可知 D 的电子排布式为:



问 31 答案: (1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ $O > C > Si$;

(2) sp^3 共价键;

(3) Mg Mg^{2+} 半径比 Ca^{2+} 小, MgO 的晶格能大;

(4) C 的原子半径较小, C、O 原子能充分接近, p—p 轨道肩并肩重叠程度较大, 形成较稳定的 π 键。而 Si 原子半径较大, Si、O 原子间距离较大, p—p 轨道肩并肩重叠程度较小, 不能形成稳定的 π 键。

详解:

(1) Si 是 14 号元素, 其电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$, 得电子能力越强的非金属性活泼性越大, 所以顺序是 $O > C > Si$;

(2) 根据 Si 晶体中 Si 原子之间形成四面体可知杂化方式为 sp^3 , 由于是原子晶体, 所以存在的作用力是共价键;

(3) SiC 含有 $6+14=20$ 电子, 所以 M 的原子序数为 $20-8=12$, 所以 M 是 Mg 元素, MgO 的熔点比 CaO 高时因为 Mg^{2+} 半径小于 Ca^{2+} , 所以其离子晶体中晶格能比较大

(4) 能否形成稳定 π 键要看原子的 p 轨道之间是否能够充分重叠, 这就要求原子半径足够小, 原子可以充分靠近, 所以原因是: C 的原子半径较小, C、O 原子能充分接近, p—p 轨道肩并肩重叠程度较大, 形成较稳定的 π 键。而 Si 原子半径较大, Si、O 原子间距离较大, p—p 轨道肩并肩重叠程度较小, 不能形成稳定的 π 键

问 32 答案: B

详解:

A, 表述 I 是正确的, 表述 II 不能解释表述 I, NaCl 之所以溶解度大是因为 NaCl 和 H_2O 都是极性的;

B, 正确;

C, 表述 I 不正确, 例如 VIA 族的 O 元素和 S 元素, O 一般是 -2 价的, 而 S 可以是 -2, +4, +6 价;

D, 表述 I 不正确, P_4O_{10} 溶于水后可以与水反应生成 H_3PO_4 是可以导电的

故选 B

附：化学键 晶体结构

<一>化学键

1、离子键

电子式：用“×”或“·”表示原子最外层电子

金属元素原子与非金属元素原子或原子团反应，金属元素原子失去电子形成金属阳离子，非金属元素原子或原子团得到电子形成阴离子。阴阳离子之间存在相互吸引的静电作用，这种作用叫做离子键。

形成离子键的实质：有电子的得失。

形成离子键的粒子：阴阳离子

课堂练习：

1、写出 Na_2O 、 Mg_3N_2 、 MgCl_2 的电子式；

2、金属键

金属单质只能够失电子，形成能够自由移动的电子，叫做自由电子。金属阳离子与自由电子间的相互吸引叫做金属键。

金属的通行学习中，我们知道金属能够导电、导热并具有延展性，金属的这些性质是因为自由电子的存在。

知识拓展

金属导电性前三位依次是 Ag、Cu、Al；延展性最好的金属是 Au

3、共价键

非金属元素原子之间没有电子的得失，它们通过共用电子的形式达到 8 电子稳定结构。这种共用电子的结合叫做共价键。

共用电子对：共用电子的不同元素原子各自提供相同数目的电子结合

孤对电子：由原子本身电子结合成对的电子

结构式：用“—”代替共用电子对，其他电子不必写出的形式就是结构式。

不同种元素原子对电子吸引能力不同，因此不同元素原子间的共用电子对会有所偏移，这种共价键叫做极性共价键。如： HCl

同种元素原子对电子吸引能力相同，同种元素原子间的共用电子对没有偏移现象，这种共价键叫做非极性共价键。如 H_2

4、配位键

H 与酸根结合，酸根对电子吸引能力强，使 H 接近于失电子状态。而 NH_3 中 N 元素原子存在孤对电子，接近于失电子状态的 H 结合 N 的孤对电子，从而失去电子形成 NH_4^+ 阳离子。

同样道理 H_3O^+ 也是有配位键结合生成的。

中学阶段接触到的有配位键的物质只有 NH_4^+ ， H_3O^+ 存在配位键是酸溶液能够导电的主要原因。

化学键对比

金属键	— 金属单质 — 失电子 — 金属阳离子+自由电子	失
离子键	— 金属+非金属原子（团） — 金属阳离子+阴离子（团）	得失
配位键	— NH_3 +酸 — NH_4^+ +阴离子（团）	借用
共价键	— 非金属元素之间 — 不同种元素—偏移—极性	共用
	同种元素—无偏移—非极性	



<二>分子间力的作用

元素原子间通过共价键结合生成封闭结构的分子，分子间就存在着比化学键弱的多的分子间的作用。

1、分子间作用力

分子间相互吸引的能力，类似于万有引力。分子间作用力很小，其大小主要取决于分子量的大小。分子式量越大，分子间作用力也越大。

2、氢键

构成氢键的条件

- 非金属元素与氢结合生成氢化物
- 与氢结合的非金属元素对电子吸引足够强，使氢接近失电子状态
- 与氢结合的非金属元素核外有孤对电子
- 氢与孤对电子形成氢键，但氢没有失去自己的电子，因此氢键没有构成化学键
- 分子间距离要足够小，否则接近失电子的氢无法与孤对电子形成氢键

符合构成氢键条件的非金属元素有 N、O、F

存在氢键的物质：只要分子间距离足够小，并且有氢与 N、O、F 直接相连就有氢键的存在。氢键不是化学键，有氢键的存在对物质性质却有较强的影响，在以后的学习中要特别注意有氢键的物质。

存在氢键的物质

- 无机物
 - H₂O
 - HF
 - NH₃
- 有机物
 - 醇
 - 酸
 - 蛋白质、DNA、氨基酸

<三>化学键与熔沸点

三态变化的实质：粒子间距离的变化。

{ 粒子间距离大—气态
粒子间距离较大—液态
粒子间距离小—固态

化学中所提及的粒子主要是指：分子、原子(团)、离子(团)，也可以指电子、中子、质子，所以在学习中要注意区分所涉及的粒子到底是指那种粒子。

了解了三态变化的实质，也经过了化学键及分子间作用的学习，就不难理解在化学学习中对熔沸点的讨论实质就是分析两个问题：

{ 熔化、沸腾时破坏的是什么键/作用
破坏键/作用所需能量的大小

键能比较：化学键 > 氢键 > 分子间作用力

{ 离子键键能比较：应用库仑定律比较离子键键能大小 { 离子间距离
离子带电量的大小
共价键键能比较：主要看原子核之间距离

从前面的学习中知道原子每增加一个电子层，原子半径扩大很多，因此，化学键键能的主要影响因素是键长——粒子半径之和。当键长相近时再考虑带电量的影响。

<四>晶体知识

晶体的特点 { 有规则的几何形状
有固定溶沸点
固态纯净物

1、金属晶体

由金属单质形成的晶体，金属单质失去电子形成能够自由移动的电子。金属阳离子与自由电子间以金属键连接。

一个金属阳离子同时吸引多个自由电子；一个自由电子同时吸引多个金属阳离子，金属阳离子与自由电子相互吸引形成无限延展的规则结构(金属晶体)。

金属晶体的特点：

1)、金属晶体的熔沸点：金属晶体熔化时破坏的是金属键，不同金属生成的自由电子个数不同，且不同金属阳离子对自由电子吸引能力不同，这两方面的影响共同造成了金属晶体的熔沸点不一定

$\left\{ \begin{array}{l} \text{熔沸点最高——金属钨——灯丝——} 3000^{\circ}\text{C} \\ \text{熔沸点最低——金属汞——常温液态} \end{array} \right.$

2)、金属晶体的导电性

金属晶体中存在能够自由移动的电子，在外接电源条件下，自由电子定向移动可导电。

金属熔化破坏金属键，也存在自由移动的电子，可以导电。

金属不存在溶液状态，一部分金属遇到水与水反应，其他金属不溶于水也不与水反应，因此不讨论金属水溶液导电问题。

3)、金属晶体的导热性和延展性

自由电子从高温区移动到低温区，从而表现为导热性。

自由电子与金属阳离子间的金属键连接使金属在被碾压很薄的情况下也不至于断裂，这种性质叫做金属的延展性。

4)、金属晶体的硬度

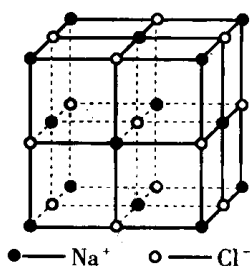
绝大多数金属硬度较大，但类似于金属钠比较反常，金属钠的物理性描述为质软——硬度小。

2、离子晶体

阴、阳离子既可以看作是带电的质点，又要以看作是带电的球体，其中，阳离子总是尽可能的多吸引阴离子、阴离子又总是尽可能多的吸引阴离子（只要空间条件允许的话）这种结构向空间延伸，即晶体多大，分子就有多大，晶体内根本不存在单个的小分子，整个晶体就是一个大分子。

1)、典型离子晶体构型

A、氯化钠晶体结构构型



距一个钠离子距离最近且相等的氯离子有六个，钠离子与六个氯离子构成正八面体结构

氯化钠晶体是无限延展结构，氯化钠的化学式不能代表其真实组成，只代表组成元素的个数比

晶胞概念：晶体中无限重复的最小结构单元。

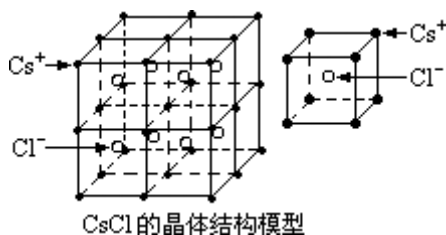
用均摊法确定氯化钠晶体中离子个数：

$\left\{ \begin{array}{l} \text{处于顶点的粒子同时为 8 个晶胞所共有，每个粒子有 } 1/8 \text{ 属于该晶胞} \\ \text{处于棱上的粒子同时为 4 个晶胞所共有，每个粒子有 } 1/4 \text{ 属于该晶胞} \\ \text{处于面心的粒子同时为 2 个晶胞所共有，每个粒子有 } 1/2 \text{ 属于该晶胞} \\ \text{处于体心的粒子，完全属于该晶胞} \end{array} \right.$

$\left\{ \begin{array}{l} \text{晶胞中钠离子个数：} 8 \times 1/8 + 6 \times 1/2 = 4 \\ \text{晶胞中氯离子个数：} 12 \times 1/4 + 1 \times 1 = 4 \end{array} \right.$



B、氯化铯晶体结构构型



2)、离子晶体的熔沸点

在离子晶体中，构成晶体的粒子和构成离子键的粒子是相同的，即都是阴、阳离子。离子晶体发生三态变化，破坏的是离子键。也就是离子键强弱即决定了晶体熔、沸点的高低，又决定了晶体稳定性的强弱。

离子键的强弱可以由库伦定律进行判断。

3)、离子晶体的导电性

离子晶体中阴阳离子通过离子键形成无限延展结构，没有自由移动的阴阳离子，因此不能够导电。

离子晶体熔化是破坏的是离子键，离子键断裂形成可以自由移动的阴阳离子，可以导电。

离子晶体溶解，在水的作用下形成能够自由移动的阴阳离子，可以导电。

4)、离子晶体的硬度

硬度较高，且脆。

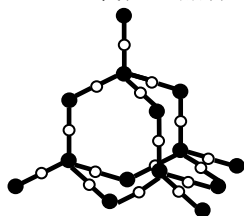
3、原子晶体

元素原子通过共价键形式结合生成无限延展结构，构成原子晶体。因此，原子晶体的化学式只代表组成元素的个数比，不能代表其真实结构。

中学阶段典型的原子晶体：金刚石、晶体硅、二氧化硅（俗名石英）、碳化硅。

1)、典型原子晶体结构：

A、二氧化硅晶体结构



每个硅周围以极性共价键与 4 个氧原子结合
每个氧原子与 2 个硅原子结合
二氧化硅中硅原子与硅氧键之比为 1：4

B、金刚石晶体结构

每个碳以非极性共价键形式与周围四个碳原子结合。

金刚石中碳原子与碳—碳键的个数比为 1：2。

2)、原子晶体熔沸点

原子晶体熔化时破坏的是共价键。

成键的原子半径越小，键长越短，键能越大，晶体熔点越高：如金刚石> SiO₂>SiC>Si

3)、原子晶体导电性

原子晶体中不存在导电的自由电子或阴阳离子，原子晶体熔化时破坏共价键形成原子并且原子晶体不溶于水，因此可以说原子晶体不导电。

4)、原子晶体硬度

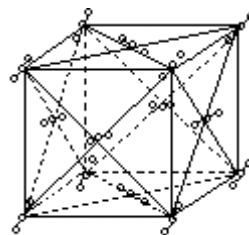
原子晶体一般硬度很大，并具有一定的耐磨性。原子晶体中硬度最大的是金刚石。

4、分子晶体

元素原子之间通过共价键形式结合生成封闭的晶体结构。

1)、典型晶体结构—— CO_2

在 CO_2 晶体结构中，每个质点都是一个小分子，该晶体为立方体结构。每个立方体顶点上都有一个 CO_2 分子。在立方体的六个面心也有一个 CO_2 分子存在。每个 CO_2 分子与 12 个 CO_2 分子相邻。



干冰及其晶体结构模型

白磷真实结构：白磷的真实分子式为 P_4 ，真实结构为正四面体。

2)、分子晶体熔沸点

分子晶体以封闭结构的分子构成，熔化时破坏的是分子间作用力，因此分子晶体的熔沸点较低。分子间作用力类似于万有引力，一般情况下分子晶体熔沸点高低由分子式量决定，分子式量越大，熔沸点越高。

例外情况 { 存在氢键的分子晶体，熔化时破坏分子间作用力和氢键，所以熔沸点较高
有机物分子支链越多，熔沸点越低

3)、分子晶体导电性

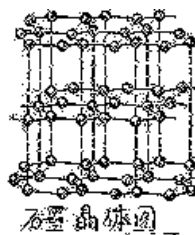
分子晶体中只存在分子，不能导电；分子晶体熔化时破坏的是分子间作用力/氢键，形成的仍然是分子，也不能导电。

分子晶体的水溶液 { 酸——在水中形成 H_3O^+ ，形成能导电的离子
溶于水形成酸可以导电
在水中仍以分子形式存在，不能够导电

4)、分子晶体的硬度：很小

5、混合晶体(过渡晶体)

1)、典型晶体结构——石墨



石墨晶体结构图

石墨的结构：每个碳原子以非极性共价键形式与周围三个碳原子结合形成无限延展的层状结构，并以另外一个电子形成层间的自由电子。

石墨中碳原子与碳—碳键的比例为 1: 1.5。

2)、石墨的熔沸点

石墨熔化破坏的是 { 分子间作用力
非极性共价键

石墨的熔沸点与稳定性都比金刚石强。

3)、石墨的导电性

石墨层间存在自由电子，可以导电。因为石墨的化学性质稳定并且能够导电，因此常被用作惰性电极。

4)、石墨的硬度

很软—用作铅笔芯，石墨含量越高，铅笔芯越软、写的字越黑。

小提示：共价化合物形成无限延展结构就形成了原子晶体，原子晶体的化学式只能代表组成元素个数比，不能代表真实结构；类似于 C_{60} 、 N_{200} 之类能够看出其所代表的是由有限个原子形成的封闭结构的大分子。



<五>分子极性

按照封闭结构的分子空间构型上分子的重心与电荷中心是否重叠将分子分为极性分子和非极性分子。

1、分子极性判断

- A—A 型：非极性
- A—B 型：极性
- AB_n 型：看中心原子 A 最外层电子
 - 全部参与成键——非极性
 - 未全部参与成键——极性
- A_mB_n 型：看其是否能形成对称结构

分子极性判断要看两个方面

- 分子中心
- 分子电荷中心

注意：

- 分子极性判断是指分子的构型
- 键的极性判断是指形成共价键的元素对电子吸引能力方面

整体 内部

2、分子极性与 8 电子

这是两个不同的问题，主要集中在共价化合物中。

- 典型的不能形成 8 电子的物质
- H 元素—最外层只能形成 2 个电子结构
 - 第二周期的金属元素—形成 2 个电子结构
 - CO —C 最外层达到 6 电子结构
 - SF₆ —S 最外层达到 12 个电子
 - BF₃ —B 最外层达到 6 个电子
 - AlCl₃ —Al 最外层达到 6 个电子

非金属元素间通过共价键形式结合生成共价化合物，以对电子吸引能力强的元素原子先达到 8 电子稳定结构为主。

相似相溶原理：极性分子易溶于极性溶剂，难溶于非极性溶剂。

有机化合物一般是非极性或弱极性的，它们难溶于极性较强的水，易溶于非极性的汽油或弱极性的酒精等有机溶剂。