

化学键

- (1)离子键 (ionic bonds of electrovalent bonds)、共价键 (covalent bonds)、金属键 (metallic bonds)。
- (2)极性键 (polar bonds) 与非极性键 (non-polar bonds)、极性分子 (polar molecules) 与非极性分子 (non-polar molecules)；
- (3)分子间作用力 (即 van der waals forces)、氢键 (hydrogen bonding)；
- (4)原子晶体 (atomic crystals)、离子晶体 (ionic crystals)、分子晶体 (molecular crystals)、金属晶体 (metallic crystals)。

离子化合物

由阳离子和阴离子构成的化合物。活泼金属 (如钠、钾、钙、镁等) 与活泼非金属 (如氟、氯、氧、硫等) 相互化合时, 活泼金属失去电子形成带正电荷的阳离子 (如 Na^+ 、 K^+ 、 Ca^{2+} 、 Mg^{2+} 等), 活泼非金属得到电子形成带负电荷的阴离子 (如 F^- 、 Cl^- 、 O^{2-} 、 S^{2-} 等), 阳离子和阴离子靠静电作用形成了离子化合物。例如, 氯化钠即是由带正电的钠离子 (Na^+) 和带负电的氯离子 (Cl^-) 构成的离子化合物。在离子化合物里阳离子所带的正电荷总数等于阴离子所带的负电荷总数, 整个化合物呈电中性。

多数离子化合物在固态 (或晶态) 时不能导电, 而它的水溶液或熔化状态则能导电。离子化合物一般说来, 熔点和沸点较高, 硬度较大, 质脆, 难于压缩, 难挥发。

某些碱性氧化物, 如 Na_2O 、 K_2O , 常见的盐类如 NaCl 、 KF , 常见的碱, 如 NaOH 等都属于离子化合物。

离子化合物 (ionic compound) 是存在于:

- 1、活泼金属 (指第一和第二主族的金属元素) 与活泼的非金属元素 (指第六和第七主族的元素) 之间形成的化合物。
- 2、金属元素与酸根离子之间形成的化合物。(酸根离子如硫酸根离子 SO_4^{2-} 、硝酸根离子 NO_3^- 、碳酸根离子 CO_3^{2-} 等等)
- 3、铵根离子 (NH_4^+) 和酸根离子之间, 或铵根离子与非金属元素之间, 例如 NH_4Cl 、 NH_4NO_3 。

离子化合物都是强电解质。在熔融状态下: 有的可以导电, 有的不可以导电 (此类物质加热时易分解或易氧化)。在水中: 有的可以导电, 有的不可以导电 (此类物质易与水反应或不溶于水) [1]。

在原电池中的作用: 形成闭合电路!

共价化合物存在于非金属元素之间, 对于由两种元素形成的化合物。如果存在于同种非金属元素之间那么是非极性共价键, 如是不同种元素之间形成的是极性共价键, 他们都是共价化合物。

离子化合物中一定含有至少一个离子键, 并且可能同时含有共价键。

共价化合物

主要以共价键结合形成的化合物, 叫做共价化合物。不同种非金属元素的原子结合形成的化合物 (如 CO_2 、 ClO_2 、 B_2H_6 、 BF_3 、 NCl_3 等) 和大多数有机化合物, 都属于共价化合物。在共价化合物中, 一般有独立的分子 (有名符其实的分子式)。**非金属氢化物 (如 HCl 、 H_2O 、 NH_3 等)、非金属氧化物 (如 CO_2 、 SO_3 等)、无水酸 (如 H_2SO_4 、 HNO_3 等)、大多数有机化合物 (如甲烷、酒精、蔗糖等) 都是共价化合物**

通常共价化合物的熔点、沸点较低, 难溶于水, 熔融状态下不导电, 硬度较小。

有些离子型化合物中也可能存在共价键结合。例如, NaOH 分子中既有离子键又有共价键。有些共价化合物中局部区域也可能包含离子键的成分, 例如苯酚钠等。以共价键结合的有限分子 (即共价化合物分子), 且靠分子间范德华力作用而凝聚成的晶体, 是典型的分子晶体, 如 CO_2 晶体、苯的晶体等。以共价键结合的无限分子形成的晶体属于共价型晶体或原子晶体, 它是由处于阵点位置的原子通过共价键结合而成的晶体, 如金刚石晶体、单晶硅和白硅石 (SiO_2) 晶体

共价化合物中一定含有至少一个共价键, 且一定没有离子键!

共价化合物大多是分子晶体, 故又叫分子化合物。

分子化合物一定是共价化合物。共价化合物包括分子化合物和原子化合物
比如二氧化硅是原子化合物，但是他也是共价化合物
另外，绝大多数的稀有气体间的作用力都是共价键

离子化合物与共价化合物的关系

离子化合物和共价化合物都涉及到电子的移动。

离子化合物是通过离子键形成的化合物，离子键是由电子转移(失去电子者为阳离子,获得电子者为阴离子)形成的。即正离子和负离子之间由于静电作用所形成的化学键。

而共价化合物是通过共用电子构成的共价键结合而成的化合物，共价键是化学键的一种，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，由此组成比较稳定和坚固的化学结构叫做共价键。与离子键不同的是进入共价键的原子向外不显示电性，因为它们并没有获得或损失电子。共价键的强度比氢键要强，与离子键差不太多或甚至比离子键强。

常见的离子化合物： NaCl 、 CsCl 、 Na_2O_2 、 NH_4Cl 碱，以及大多数的盐！并不是所有的酸、碱、盐

键的极性与分子的极性

一、极性键与非极性键

所谓的极性键与非极性键是针对**共价化合物**而言的,即组成化合物的元素都是非金属元素(铵盐除外,它属于离子化合物).化合物中若存在 2 种相同的非金属元素相连,则它们的连接形式称为非极性共价键,如 Cl_2 中 2 个 Cl 原子的连接形式或 $\text{Na}_2\text{O}_2(\text{Na}-\text{O}-\text{O}-\text{Na})$ 中 2 个氧原子的连接形式.若存在 2 种不相同的非金属元素相连,则它们的连接形式称为极性共价键,如 HCl 中 H 与 Cl 的连接形式.

而离子键是针对离子化合物而言的.离子化合物指组成中含金属离子或铵根离子的化合物,金属离子或铵根离子与酸根离子或非金属离子的连接形式称为离子键,比如你自己说的氯化钠中就只存在离子键而没有共价键.而象 Na_2O_2 之类的化合物既有共价键又有离子键.

记住一句话就可判断：**同种元素之间的共价键就是非极性、不同的话就是极性。**

二、极性分子与非极性分子

在任何一个分子中，都可以找到一个正电荷重心和一个负电荷重心。如果分子中正电荷重心与负电荷重心相重合，这种分子叫做非极性分子；如果分子中正电荷重心与负电荷重心不重合，则分子就因显正负两极而形成偶极，这种分子叫做极性分子。如果正负电荷重心分离得很远，这种分子就属于离子型分子。这句话很抽象，下面具体说下极性分子与非极性分子的判断规律。

分子极性的**判断规律**如下：

- (1)由非极性键结合而成的双原子分子一定是非极性分子，如 H_2 、 O_2 、 N_2 、 Cl_2 等
- (2)由极性键结合而成的双原子分子一定是极性分子，如 HCl 、 NO 、 CO 等
- (3)由共价键(极性键或非极性键)结合而成的多原子分子，可能是极性分子，也可能是非极性分子，这主要取决于分子的空间构型。分子空间结构完全对称的是非极性分子，分子空间结构不对称的是极性分子。
- (4)对于 AB_n 型共价分子，若中心原子 A 达到了最高正价，没有孤对电子时，为非极性分子，如 PCl_5 、 SO_3 、 BF_3 等；若中心原子未达到最高正价，有孤对电子时，为极性分子，如 SO_2 、 NH_3 、 PCl_3 等。
- (5)由三种或三种以上元素的原子构成的共价分子一般为极性分子，如 HNO_3 、 CH_3Cl 、 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ 等。

除记住以上分子的极性的判断规律外，还应记住以下关系：

- (1)非极性分子中不一定含有非极性键
- (2)极性分子中不一定含有极性键
- (3)含有非极性键的分子不一定是非极性分子
- (4)只含极性键的分子不一定是极性分子

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。

典型的分子晶体

- ① 所有非金属氢化物
- ② 大部分非金属单质, 如: 稀有气体、卤素(X₂)、氧气、硫(S₈)、氮(N₂)、白磷(P₄)、C₆₀ 等
- ③ 部分非金属氧化物, 如: CO₂、SO₂、SO₃、P₄O₆、P₄O₁₀ 等
- ④ 几乎所有的酸
- ⑤ 绝大多数有机化合物, 如: 苯、乙酸、乙醇、葡萄糖等
- ⑥ 所有常温下呈气态的物质、常温下呈液态的物质(除汞外)、易挥发的固态物质

性质: 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 O₂、CO₂ 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 F₂、Cl₂、Br₂、I₂ 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、H₂O、NH₃、CH₃CH₂OH 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[1]”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 NH₃、HCl 极易溶于水, 难溶于 CCl₄ 和苯; 而 Br₂、I₂ 难溶于水, 易溶于 CCl₄、苯等有机溶剂。根据此性质, 可用 CCl₄、苯等溶剂将 Br₂ 和 I₂ 从它们的水溶液中萃取、分离出来。

分子晶体熔沸点高低规律

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: At₂>I₂>Br₂>Cl₂>F₂。

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: HF>HI>HBr>HCl。 H₂O>H₂Se>H₂S。 NH₃>PH₃

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: CO>N₂

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

离子晶体

离子晶体是由阴、阳离子组成的, 离子间的相互作用是较强烈的离子键。离子晶体的代表物主要是强碱和多数盐类。离子晶体的结构特点是: 晶格上质点是阳离子和阴离子; 晶格上质点间作用力是离子键, 它比较牢固; 晶体里只有阴、阳离子, 没有分子。离子晶体的性质特点, 一般主要有这几个方面: 有较高的熔点和沸点, 因为要使晶体熔化就要破坏离子键, 离子键作用力较强大, 所以要加热到较高温度。硬而脆。多数离子晶体易溶于水。离子晶体在固态时有离子, 但不能自由移动, 不能导电, 溶于水或熔化时离子能自由移动而能导电。

常见的离子晶体

强碱 (NaOH、KOH)、活泼金属氧化物 (Na₂O、MgO、Na₂O₂)、大多数盐类 (BeCl₂、AlCl₃、Pb(Ac)₂ 等除外)。

离子晶体熔沸点高低比较

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: Al₂O₃>MgO>NaCl>CsCl。

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。如: 金刚石、晶体硅、碳化硅、二氧化硅等

一般键长越短, 熔沸点越高。例如: 金刚石 (C—C) > 二氧化硅 (Si—O) > 碳化硅 (Si—C) > 晶体硅 (Si—Si)

物质熔沸点比较

物质的熔沸点是物质的重要物理性质，物质熔沸点的高低与构成该物质的晶体类型及晶体内部微粒间的作用力有关，比较不同物质的熔沸点，根据不同情况有不同的依据，不同的规律，现分类解析如下：

一、根据作用力类型和大小比较熔沸点

1、不同晶体类型的物质

(1)、一般情况下，原子晶体>离子晶体>分子晶体，而金属晶体的熔沸点差异较大，有的很高（钨），有的很低（汞）。

(2)、对于有明显状态差异的物质，根据常温下状态进行判断。如 $\text{NaCl} > \text{Hg} > \text{CO}_2$

2、同种晶体类型

(1)、同属原子晶体：原子间通过共价键形成原子晶体，原子晶体的熔沸点取决于共价键的强弱。一般，原子半径越大，共价键越长，共价键就越弱，熔沸点越低。如：金刚石（C—C）>碳化硅（C—Si）>晶体硅（Si—Si）

(2)、同属离子晶体：阴阳离子通过离子键形成离子晶体，离子晶体的熔沸点取决于离子键的强弱，离子所带电荷越多，离子半径越小，则离子键越强，熔沸点越高。如： $\text{MgO} > \text{MgCl}_2 > \text{NaCl} > \text{CsCl}$

(3)、同属金属晶体：金属阳离子和自由电子通过金属键形成金属晶体，金属阳离子带的电荷越多，半径越小，金属键越强，熔沸点越高。如： $\text{Al} > \text{Mg} > \text{Na}$

3、分子晶体

分子之间通过分子间作用力形成分子晶体，分子晶体熔沸点比较复杂，有许多具体情况需要分别讨论。

(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，如 $\text{I}_2 > \text{Br}_2 > \text{Cl}_2 > \text{F}_2$ ； $\text{CH}_4 < \text{C}_2\text{H}_6 < \text{C}_3\text{H}_8 < \text{C}_4\text{H}_{10}$

(2)、组成和结构不相似的物质，分子的极性越大，熔沸点越高，如 $\text{CO} > \text{N}_2$

(3)、同分异构体之间

a.一般支链越多，熔沸点越低。如沸点：正戊烷>异戊烷>新戊烷

b.结构越对称，熔沸点越低。如沸点：邻二甲苯>间二甲苯>对二甲苯

(4)、若分子间存在氢键，则熔沸点会反常高，通常含有氢键的物质有氨、冰、干冰，乙醇。如 $\text{HF} > \text{HI} > \text{HBr} > \text{HCl}$

微粒半径比较

要比较微粒半径的大小，可以根据元素间在元素周期表中的位置来判断，它们的判断口诀为：同层核大半径小，同族核大半径大。

但是，这个口诀只能针对原子半径大小的比较，对于其它微粒，比如离子等的比较则无能为力。

对于其它微粒的比较，我们只要按照以下顺序操作即可（注意：需在可以比较的情况下）。

①电子层数.电子层数多,半径大.可以这样理解,电子在原子核外按层排布,类似于洋葱,皮(层)多,洋葱(原子)的半径自然就大.

②如果电子层数相同,则比较核电荷数,核电荷多,则半径小.

(解释:电子层相同时,核电荷越多,原子核对核外电子的吸引力越大,原子核自然将电子的距离拉的更近!)

③如果电子层数还是相同时,则比较电子数,电子数多,半径大(形象记忆:多"吃"了一个电子,则长胖了!解释:电子和电子之间存在一个排斥作用力,电子越多,相互之间的排斥越强烈,自然要占据更大的空间)

例题:1、Mg 和 O 的半径大小比较

$\text{Mg} > \text{O}$, 原因: Mg 有三个电子层, 比 O (2 个电子层) 多, 所以半径大

2、 Mg^{2+} 和 O^{2-} 的半径大小比较

它们的电子层都是 2, 但是 O 的核电荷小于 Mg, 故 O^{2-} 的半径大于 Mg^{2+} 的半径。

3、Cl 和 Cl^- 的半径大小比较

它们的电子层数和核电荷数都相同, 但是 Cl^- 比 Cl 多一个电子, 所以半径: $\text{Cl}^- > \text{Cl}$

2010年

8. 只含有极性共价键的直线型非极性分子是 ()

- (A)
- H_2
- (B)
- H_2O
- (C)
- CO_2
- (D)
- SO_3

2009年

6. 下列物质按熔点由高到低顺序排列, 正确的是

- (A) NaCl Na HCl HF
- CH_4
-
- (B) NaCl Na
- CH_4
- HCl HF
-
- (C) Na NaCl HCl HF
- CH_4
-
- (D) NaCl Na HF HCl
- CH_4

12. 原硅酸 (H_4SiO_4) 可通过分子间的脱水生成一种新的硅酸, 其反应式如下:在 $H_6Si_2O_7$ 分子中, 硅氧键数目为

- (A) 2 (B) 4 (C) 6 (D) 8

2008年

17. 下列化合物中, 既含有离子键又含有非极性共价键的是

- (A) NaH (B)
- Na_2O
- (C) NaOH (D)
- Na_2O_2

2006年

4. 下列分子中。属极性分子的是

- (A)
- CO_2
- (B)
- CH_4
- (C)
- Cl_2
- (D)
- NH_3

5. 下列分子中, 含共价键最多的是

- (A) HCl (B)
- H_2O_2
- (C) HClO (D)
- F_2

2004年

8. 下列分子中含有非极性键的极性分子是

- (A)
- H_2O
- (B) HCl (C)
- $CH \equiv CH$
- (D)
- CH_3CH_2Cl

9. 下列各组物质中, 熔点由低到高排列的是

- (A) Al, NaCl,
- SiO_2
- (B) Na, K, Rb
-
- (C) SiC, KCl,
- SO_3
- (D) CO,
- I_2
- , Hg

2003年

3. 氯分子中的化学键属于

- (A) 极性共价键 (B) 共价单键 (C) 共价双键 (D) 共价三键

4. 下列晶体中的微粒之间的相互作用力属于分子间力的是
(A) 硅(矽) (B) 磷 (C) 金刚石 (D) 钾
5. 下列分子中属于由极性共价键结合而成的非极性分子是
(A) CO_2 (B) H_2O (C) O_3 (D) NH_3
9. 下列物质中不存在氢键的是
(A) 液态氨 (B) 氢气 (C) 冰 (D) 水

2002 年

8. 氮分子中的化学键属于
(A) 共价单键 (B) 共价双键 (C) 共价叁键 (D) 极性共价键
10. 下列分子中, 属于由极性共价键结合而成为非极性分子的是
(A) CCl_4 (B) H_2O (C) NH_3 (D) P_4
15. 下列物质中不存在氢键的是
(A) 氟化氢水溶液 (B) 液氨 (C) 苯 (D) 乙醇
16. 晶体微粒之间的相互作用力属于分子间力的是
(A) 干冰 (B) 钠 (C) 食盐 (D) 硅(矽)

2001 年

2. 下列分子中不属于极性分子的是
(A) HF (B) H_2O (C) NH_3 (D) CH_4
4. 下列化合物中阳离子与阴离子的半径比最小的是
(A) KBr (B) $NaBr$ (C) $NaCl$ (D) KCl
5. 下列液态化合物的分子间不存在氢键的是
(A) HF (B) HI (C) H_2O (D) NH_3

2000 年

4. 与 NH_4^+ 所含的电子总数和质子总数都相同的微粒是
(A) Ne (B) Na^+ (C) F (D) Mg^{2+}
14. 下列各组中的粒子, 按半径从大到小的顺序依次排列的是
(A) Mg 、 Si 、 Cl 、 Br (B) K 、 Na 、 Al 、 B
(C) Na^+ 、 Mg^{2+} 、 Al^{3+} 、 Cl^- (D) F 、 O 、 N 、 C