

第 1 章 物质的状态

一般说来,物质有 3 种不同的聚集状态,即气态、液态和固态。除此以外,还有外观像气体的等离子态以及外观像液体的液晶态。物质处于什么样的状态与外界的温度、压力等条件有关。

1.1 气 体

气体的基本特性是它的无限膨胀性和无限掺混性。不管容器的大小以及气体量的多少,气体都能充满整个容器,而且不同气体能以任意的比例互相混合从而形成均匀的气体混合物。此外,气体的体积随体系的温度和压力的改变而改变,因此研究温度和压力对气体的影响是十分重要的。

1.1.1 理想气体与实际气体

如果我们把气体中的分子看成是几何上的一个点,它只有位置而无体积,同时假定气体中分子间没有相互作用力,那么这样的气体称为理想气体。事实上,一切气体分子本身都占有一定的体积,而且分子间存在相互作用力,所以理想气体只不过是一种抽象,是实际气体的一种极限情况。研究理想气体是为了把问题简化,在对理想气体认识的基础上有时进行必要的修正可用于实际气体。因此理想气体的概念对于我们研究实际气体是十分有用的。

当气体的体积很大(压力很小),而且大大超过气体分子本身的体积时,分子本身的体积可以忽略不计;当气体分子与分子之间的距离较大时,分子与分子之间的相互吸引力与气体分子本身的能量相比,亦可忽略不计。因此,这种情况下的实际气体可看成为理想气体。经验告诉我们,低压、高温下的实际气体的性质非常接近于理想气体。

1.1.2 理想气体定律

1. 理想气体状态方程式

对于一定物质的量的理想气体,温度、压力和体积之间存在如下的关系:

$$pV = nRT \quad (1-1)$$

式中, n ——气体物质的量;

R ——气体常数(也称普适气体恒量);

V ——气体体积;

T ——气体温度；

p ——气体压力。

以上公式各物理量的单位与 R 的数值见表 1-1。

表 1-1 各物理量的单位与 R 的值

物理量	p	V	T	n	R
单 位	Pa	m^3	K	mol	$8.314 \text{Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
	kPa	L	K	mol	$8.314 \text{kPa} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

理想气体状态方程式也可表示为另外一种形式：

$$pV = \frac{m}{M}RT \tag{1-2}$$

式中， m ——质量；

M ——摩尔质量。

例 1-1 已知淡蓝色氧气钢瓶容积为 50L，在 20℃ 时，当它的压力为 1000kPa 时，估算钢瓶内所剩氧气的质量。

解：由式(1-2)得

$$m = \frac{MpV}{RT} = \frac{32 \times 1000 \times 50}{8.314 \times (273 + 20)} = 656.8(\text{g})$$

答：钢瓶内所剩氧气为 656.8g。

2. 理想气体的分压定律与分体积定律

分压指混合气体中某一种气体在与混合气体处于相同温度下时，单独占有整个容积时所呈现的压力。混合气体的总压等于各种气体分压的代数和：

$$p_{\text{总}} = p_1 + p_2 + p_3 + \cdots = \sum_i p_i \tag{1-3}$$

又因为 $p_1V = n_1RT, p_2V = n_2RT, \cdots$

所以 $p_{\text{总}}V = (p_1 + p_2 + p_3 + \cdots)V = (n_1 + n_2 + n_3 + \cdots)RT$

即 $p_{\text{总}}V = n_{\text{总}}RT \tag{1-4}$

由上可得 $\frac{p_1}{p_{\text{总}}} = \frac{n_1}{n_{\text{总}}}, \frac{p_2}{p_{\text{总}}} = \frac{n_2}{n_{\text{总}}}, \cdots$

令 $\frac{n_i}{n_{\text{总}}} = x_i$ (x_i 称为 i 组分的摩尔分数)，则

$$p_i = x_i p_{\text{总}} \tag{1-5}$$

分体积是指混合气体中任一气体在与混合气体处于相同温度下，保持与混合气体总压相同时所占有的体积。混合气体的总体积等于各种气体的分体积的代数和：

$$V_{\text{总}} = V_1 + V_2 + V_3 + \cdots = \sum_i V_i \tag{1-6}$$

同样可得

$$V_i = x_i V_{\text{总}} \tag{1-7}$$

由式(1-5)和式(1-7)可得

$$\frac{p_i}{p_{\text{总}}} = \frac{V_i}{V_{\text{总}}} \quad (1-8)$$

上面所述的分压定律是道尔顿(Dalton)在1807年提出来的,所以也称道尔顿分压定律。

例 1-2 实验室用 KClO_3 分解制取氧气时,在 25°C , 101.0kPa 压力下,用排水取气法收集到氧气 $2.45 \times 10^{-1}\text{L}$ (收集时瓶内外水面相齐)。已知 25°C 时水的饱和蒸气压为 3.17kPa ,求在 0°C 及 101.3kPa 时干燥氧气的体积。

解: 令 $T_1 = 298\text{K}$, $V_1 = 2.45 \times 10^{-1}\text{L}$,

$$p_1 = p(\text{O}_2) = p_{\text{湿}} - p(\text{H}_2\text{O}) = 101.0 - 3.17 = 97.83(\text{kPa})$$

令 $T_2 = 273\text{K}$, $p_2 = 101.3\text{kPa}$,则由理想气体状态方程可得

$$\frac{p_2 V_2}{T_2} = \frac{p_1 V_1}{T_1}$$

$$V_2 = \frac{p_1 V_1 T_2}{T_1 p_2} = \frac{97.83 \times 2.45 \times 10^{-1} \times 273}{298 \times 101.3} = 2.17 \times 10^{-1}(\text{L})$$

答: 在 0°C 、 101.3kPa 压力下得干燥氧气的体积为 0.217L 。

1.1.3 实际气体的状态方程式

实际气体与理想气体相比总有一定的偏差,偏差的大小除与气体本身性质有关外,还与温度、压力有关。当压力较低、温度较高时,实际气体可近似看成理想气体。一般在常温常压下的实际气体与理想气体的偏差较小(在 5% 之内)。

对于理想气体有一基本假设:分子间引力可忽略不计。但实际上气体分子间不可能没有引力,所以这种情况下气体分子碰撞器壁时所表现出来的压力要比认为无分子间引力时小,即

$$p_{\text{实际}} < p_{\text{理想}}$$

对于理想气体的另一条基本假设是不考虑分子本身体积。但是,实际气体分子不可能没有体积,这样使得实际气体的体积大于不考虑气体分子体积时的体积,即

$$V_{\text{实际}} > V_{\text{理想}}$$

由上分析可知,若对实际气体的压力($p_{\text{实际}}$)与体积($V_{\text{实际}}$)各引入一个修正项,则理想气体状态方程式便可适用于实际气体。荷兰的物理学家范德华(van der Waals*)对理想气体状态方程进行了如下修正:

对 1mol 气体:

$$\left(p + \frac{a}{V^2}\right)(V - b) = RT \quad (1-9)$$

对 $n\text{mol}$ 气体:

$$\left(p + \frac{a}{(V/n)^2}\right)(V - nb) = nRT \quad (1-10)$$

* van der Waals(1837—1923)提出分子间力和实际气体方程,获1910年诺贝尔物理奖。

上式称 van der Waals 方程。 a, b 称 van der Waals 常数。常见气体的 a 和 b 的值见表 1-2。

表 1-2 一些气体的范德华常数

气体	$a/\text{m}^6 \cdot \text{Pa} \cdot \text{mol}^{-2}$	$b \times 10^3/\text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$	气体	$a/\text{m}^6 \cdot \text{Pa} \cdot \text{mol}^{-2}$	$b \times 10^3/\text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$
He	0.0034	0.0237	HCl	0.372	0.0408
H ₂	0.0274	0.0266	NH ₃	0.423	0.0371
NO	0.136	0.0279	C ₂ H ₄	0.453	0.0571
O ₂	0.138	0.0318	NO ₂	0.535	0.0442
N ₂	0.141	0.0391	H ₂ O	0.554	0.0305
CO	0.151	0.0399	C ₂ H ₆	0.556	0.0638
CH ₄	0.228	0.0428	Cl ₂	0.658	0.0562
CO ₂	0.364	0.0427	SO ₂	0.680	0.0564

例 1-3 1.00mol CO₂ 气体在 0℃ 体积分别为(1)22.4L; (2)0.200L; (3)0.0500L 时, 用理想气体状态方程和用 van der Waals 方程分别计算其压力, 并加以比较。

解: (1)
$$p = \frac{nRT}{V} = \frac{1.00 \times 8.314 \times 273}{22.4} = 101(\text{kPa})$$

查得 van der Waals 常数:

$$a = 0.364\text{m}^6 \cdot \text{Pa} \cdot \text{mol}^{-2}, \quad b = 0.0427 \times 10^{-3}\text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$$

代入 van der Waals 方程:

$$\left(p + \frac{0.364}{(22.4 \times 10^{-3})^2}\right)(22.4 \times 10^{-3} - 0.0427 \times 10^{-3}) = 8.314 \times 273$$
$$p = 1.01 \times 10^5(\text{Pa}) = 101(\text{kPa})$$

由此可见, 在常温常压下由理想气体状态方程与由 van der Waals 方程得到计算结果是相同的。

(2) 由理想气体状态方程:

$$p = \frac{nRT}{V} = \frac{1.00 \times 8.314 \times 273}{0.200} = 1.13 \times 10^4(\text{kPa})$$

由 van der Waals 方程:

$$\left(p + \frac{0.364}{(0.2 \times 10^{-3})^2}\right)(0.2 \times 10^{-3} - 0.0427 \times 10^{-3}) = 8.314 \times 273$$

解得

$$p = 5.33 \times 10^6(\text{Pa}) = 5.33 \times 10^3(\text{kPa})$$

由此可见, 随 CO₂ 气体体积的变小(压力增加)由 van der Waals 方程计算出压力小于由理想气体状态方程计算的结果。这是因为在此条件下 CO₂ 分子间有较强的作用力的缘故。

(3) 由理想气体状态方程:

$$p = \frac{nRT}{V} = \frac{1.00 \times 8.314 \times 273}{0.0500} = 4.54 \times 10^4(\text{kPa})$$

由 van der Waals 方程:

$$\left(p + \frac{0.364}{(0.0500 \times 10^{-3})^2}\right)(0.0500 \times 10^{-3} - 0.0427 \times 10^{-3}) = 8.314 \times 273$$

解得

$$p = 1.65 \times 10^8 \text{ (Pa)} = 1.65 \times 10^5 \text{ (kPa)}$$

由计算可见,当 CO_2 气体体积进一步变小(压力增大)时,由 van der Waals 方程计算出压力要大于由理想气体状态方程计算出的压力。这是因为在很高压力下, CO_2 气体分子占有的体积所引起的。

从上述例题看出,分子间的引力(引力效应)和分子本身体积(体积效应)对分子运动产生压力的影响是相反的。随着压力的增大,一种效应会远大于另一种效应。

van der Waals 方程是一个半经验方程,用其对实际气体进行计算,优于用理想气体状态方程计算的结果。由于实际气体与理想气体有偏差,所以在解决实际问题时应引起重视。

1.2 液 体

1.2.1 液体的蒸发和蒸气压

液体的气化有两种方式:蒸发和沸腾。这两种现象有区别也有联系。现在我们首先讨论液体的蒸发。

1. 蒸发过程

蒸发是常见的物理现象。一杯水敞口放置一段时间,杯中的水减少。洗过的衣服经晾晒一段时间以后,衣服变干,等等。

液体分子也与气体一样在不停地运动,当运动速度足够大时,分子就可以克服分子间的引力,逸出液面而气化。这种在液体表面气化的现象叫蒸发,而在液面以上的气态分子叫蒸气。液体的蒸发是吸热过程,吸收的热量用蒸发焓来表示,在一定温度下液体的蒸发焓参看表 1-3。

表 1-3 一些液体在 298K 时的蒸发焓 $\Delta H_{\text{蒸发}}$

液 体	$\Delta H_{\text{蒸发}} / \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
乙醚($(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$)	29.1
甲醇(CH_3OH)	38.0
乙醇($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$)	42.6
水(H_2O)	44.0

气体(或蒸气)冷凝成液体叫凝结。凝结是蒸发的逆过程,所以

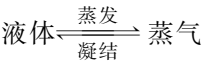
$$\Delta H_{\text{凝结}} = -\Delta H_{\text{蒸发}}$$

蒸发是一个吸热过程,所以凝结是放热过程, $\Delta H_{\text{凝结}} < 0$ 。

2. 蒸气压

液体从周围环境吸收热量,液体可继续蒸发。液体不停地蒸发,又不断地从环境吸收热量,直到在敞口容器中的液体全部蒸发完为止。若将液体装在密闭的容器中,情况就大不相同。

同。在恒定温度下,液体蒸发出一部分分子成为蒸气,但处于密闭容器中的蒸气分子在相互碰撞过程中又有重新回到液面的可能。当蒸发速度与凝结速度相等时,体系达到平衡:



这种平衡称为相平衡。我们把在一定温度下液体与其蒸气处于动态平衡的这种气体称为饱和蒸气,它的压力称为饱和蒸气压,简称蒸气压。

液体的蒸气压是液体的重要性质,它与液体本性和温度有关。同一温度下,不同液体有不同的蒸气压;同一种液体,温度不同时蒸气压也不同。因为蒸发是吸热过程,所以升高温度有利于液体的蒸发,即蒸气压随温度的升高而变大。表 1-4 列出水在不同温度下的蒸气压数据。

表 1-4 水的蒸气压

$t/^{\circ}\text{C}$	p_{V}/kPa	$t/^{\circ}\text{C}$	p_{V}/kPa	$t/^{\circ}\text{C}$	p_{V}/kPa
10.0	1.228	60.0	19.92	110.0	143.3
20.0	2.338	70.0	31.16	120.0	198.6
30.0	4.243	80.0	47.34	130.0	270.2
40.0	7.376	90.0	70.10	140.0	361.5
50.0	12.33	100.0	101.325	150.0	476.2

1.2.2 液体的沸腾和沸点

升高温度,液体蒸气压增大。当液体蒸气压与外界压力相等时,称为沸腾。在沸腾时,液体的气化是在整个液体中进行的,与蒸发在液体表面进行是有区别的。液体的沸腾温度与外界压力密切相关。外界压力增大,沸腾温度升高;外压减小,沸腾温度降低。我们把外压等于一个标准大气压(101.325kPa)时液体的沸腾温度称做正常沸点,简称沸点(t_{b})。水的沸腾温度,随外界压力的变化如表 1-5。

表 1-5 各种压力下水的沸腾温度

p/kPa	$t_{\text{b}}/^{\circ}\text{C}$	p/kPa	$t_{\text{b}}/^{\circ}\text{C}$	p/kPa	$t_{\text{b}}/^{\circ}\text{C}$
47.34	80	270.2	130	792.3	170
71.00	90	361.5	140	1004	180
101.325	100	476.2	150	1554	200
198.6	120	618.3	160	3978	250

利用液体沸腾温度随外界压力而变化的特性,我们可以通过减压或在真空下使液体沸腾的方法来分离和提纯那些在正常沸点下会分解或正常沸点很高的物质。工业上及实验室中所使用的减压(或真空)蒸馏操作就是基于这一原理。

1.2.3 气体的液化——临界现象

在描述沸点时,我们做了一个重要的限制:沸腾是液体暴露在大气条件下的敞口容器

中发生的。如果液体在密闭容器中加热,在沸点时沸腾并不发生。这是因为蒸气压随温度连续上升,压力可达到若干个大气压。通过实验发现,在密闭容器中加热液体,随着温度的升高,液体的密度不断减小,蒸气的密度逐渐增加,直到二者密度相等。此外,液体的表面张力逐渐变为零,液体和蒸气之间的界面逐渐消失。

我们将液体和蒸气变为不可区分的状态叫临界现象。临界现象时的温度叫临界温度, T_c ; 此时的压力叫临界压力, p_c 。临界温度和临界压力代表液体能够存在的最高温度和最高压力,一些物质的临界温度 T_c 和临界压力 p_c 列于表 1-6。

表 1-6 一些物质的临界温度 T_c 和临界压力 p_c

物 质	$T_c / ^\circ\text{C}$	$p_c / 100\text{kPa}$
室温不可液化气体		
H_2	-240.2	12.9
N_2	-146.9	34.0
CO	-140.2	35.0
O_2	-118.4	50.8
CH_4	-82.6	46.0
室温可液化的气体		
CO_2	31.0	73.8
HCl	51.5	83.2
NH_3	132.4	112.8
Cl_2	144.0	79.1
SO_2	157.9	78.2
Br_2	311.0	103.4
H_2O	374.2	221.2

当温度低于临界温度时,气体才可能被液化。如果临界温度低于室温,则在室温时,增加多大的压力气体也不能被液化,这叫做室温不可液化气体。如表 1-6 中的 H_2 , N_2 , O_2 等;如果临界温度高于室温,则在室温时,只要增加足够的压力,气体是可以液化的,这叫室温可液化气体。如表 1-6 中的 CO_2 , NH_3 , Cl_2 , H_2O 等。

1.2.4 相图

对于纯物质,温度和压力对物质状态的影响,用图形表示出它们间的关系,叫单一组分相图。

我们可以预测,当温度较高,压力较小时,物质的原子、离子或分子运动加剧,呈气态;当温度较低,压力较大时,物质的原子、离子或分子排列更规则,呈固态;当温度、压力在上述两者之间时,呈液态。相图中的每一点都存在对应的温度和压力。下面以碘的相图为例介绍相图的有关知识。

碘的相图如图 1-1 所示。图中 OC 线是液体碘的蒸气压曲线,也叫汽化曲线。这条曲线表示液体碘和气体碘的平衡。我们知道,若在恒温下对此两相平衡系统加压,或在恒压

下,使其降温,都可以使气体碘凝结成液体碘。反之,在恒温下减压或在恒压下升温,则可使液体碘气化为气体碘。故图中 OC 线以上区域为液相区, OC 线以下区域为气相区。 OC 线上端终止于临界点 C 。图 1-1 中 OB 线是固体碘的饱和蒸气压曲线,也叫升华曲线。这条线表示固体碘和气体碘的平衡。同样可知, OB 线以上的区域为固相区, OB 线以下区域为气相区。图中近乎垂直的 OD 线表示压力对碘的凝固点的影响,也叫熔化曲线。

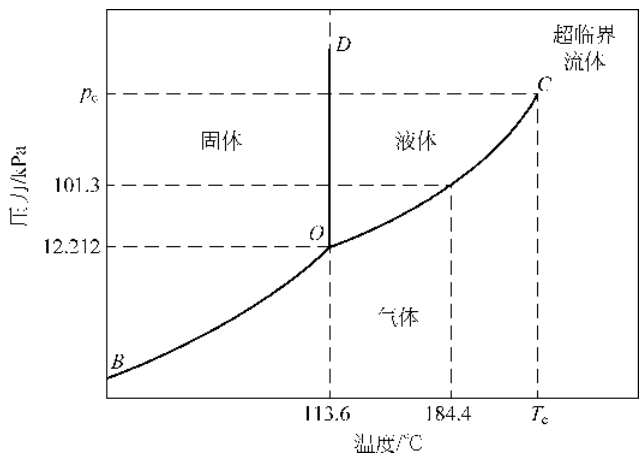


图 1-1 碘的相图

图 1-1 中 OC,OB,OD 3 条线将图分成 3 个区域,这是 3 个不同的单相区。每个单相区表示一个双变量系统,温度和压力可以在一定范围内独立改变而无新相产生。

3 条两相平衡线(OC,OB,OD)表示 3 个单变量系统。这类系统中的温度和压力中只有一个是能独立改变的。如图中 OC 线上任一点表示气液平衡状态。若指定两相平衡的温度,两相平衡的压力即确定了,反之亦然。

图 1-1 中 O 点具有特殊的意义, O 点是碘的气、液、固三相共存的点,称为三相点,它是个无变量系统。系统的温度(113.6°C)、压力(12.212kPa)均不能改变。

液体碘的沸点是 184.4°C ,由 OD 线可见压力对熔点几乎不影响,通常熔点与三相点的温度几乎相等,为 113.6°C 。

1.3 固 体

我们将气体降低温度,它会凝结成液体。如果将液体降低温度,液体会凝固成固体,这个过程称为液体的凝固。相反的过程称熔化。凝固是放热过程,熔化则是吸热过程。

自然界中大多数固体物质都是晶体,本节简要讨论晶体的基本类型及其一般特性。

1.3.1 晶体的一般特性

1. 有一定的几何外形

自然界的许多晶体都有规则的几何外形,如图 1-2 所示。发育完整的食盐是立方体,水

晶(即石英晶体—— SiO_2)是六角棱柱,方解石(CaCO_3)晶体是菱形体(也称三方晶体)。

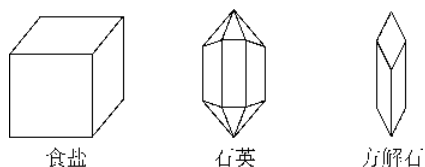


图 1-2 几种晶体的外形

不过,有一些物质,在形成晶体时由于受到外界条件的影响,并不具备整齐的外形,却具有晶体的性质。如很多矿石和土壤的外形不像水晶等那样有规则,但它们基本上属于结晶形态的物质。大多数无机化合物和有机化合物,甚至植物的纤维和动物的蛋白质都可以以结晶形态存在。非晶体如玻璃、松香、石蜡、动物胶和沥青等,无一定的几何外形,所以常称为无定形态。可见,几何外形并不是晶体与非晶体的本质区别。

2. 有固定的熔点

在一定的外界压力下,将晶体加热到某一温度(熔点)时,晶体开始熔化。在全部熔化之前,继续加热,温度不会升高,直到晶体全部熔化。然后,继续加热,温度才能升高。这一事实说明晶体具有固定的熔点。而非晶体则不同,加热时非晶体首先软化(塑化),继续加热,黏度变小,最后成为流动性的熔体。从开始软化到全熔化的过程中温度不断升高,没有固定的熔点。我们把非晶体开始软化时的温度叫软化点。

3. 某些性质各向异性

晶体的某些性质(如光学性质、力学性质和电学性质等)各向异性。如云母呈片状分裂,石墨晶体的电导率沿石墨层方向比垂直层方向大得多。非晶体是各向同性的。

4. 有一定的对称性

通过一定的操作,晶体的结构能完全复原,我们把这一性质称为对称性。若晶体绕某直线旋转一定的角度($360^\circ/n$, n 为整数)使晶体复原,则晶体具有轴对称性,此直线为 n 重旋转轴(也叫 n 重对称轴),记为 C_n ; 若绕直线旋转 180° 后使晶体复原,则为二重旋转轴,记为 C_2 ; 若旋转 120° 后使晶体复原,则为三重旋转轴记为 C_3 , 等等。若晶体和它在镜中的像完全相同,且没有像左右手那样的差别,则晶体具有平面对称性,此镜面为对称面,用 m 表示。若晶体中任一原子(或离子)与晶体中某一点连一直线,将此线延长,在和此点等距离的另一侧有相同的另一原子(或离子),那么晶体具有中心对称性,此点叫对称中心,用 $\bar{I}$ 表示,此外,还有其他的对称性。总之,晶体可有一种或几种对称性,而非晶体则没有。

5. 面角守恒

晶体内部的有规则的平面称为晶面。对于特定的晶体来说,它的晶面与晶面之间夹角(晶面角)是特定的。对于某一确定物质的晶体来说,不论是完整的晶体,还是外形不规则的晶体,其晶面角总是不变的。如果把晶体破坏,甚至碾成粉末,最后所得的每一颗粒仍具有

相同的晶面角。因此,只要我们能测出晶面间的夹角,即知晶轴的夹角,也就能准确推测出任一晶体所属的晶系种类。

1.3.2 晶格和晶格的分类

1. 晶格

为了便于研究晶体的几何结构,将晶体中的微粒(原子、离子或分子)抽象地看成几何上的点(称为结点)。这些点的总和就称为晶格(或点阵)。事实证明,不同类型的晶体微粒在空间排列的规律性(即晶格类型)是不同的。对于同一类型的晶体,这种规律性是相同的。

2. 晶胞

组成晶体的微粒位于空间晶格的结点上,并呈现有规律的周期性排列。在晶格中划出一个最小的结构单元(——平行六面体),它能表现出晶体结构的一切特性,同时它在三维空间无限的重复能形成宏观的晶体。我们把这样的最小的结构单元叫晶胞。所以,通过研究晶胞便可获知整个晶体的情况。

3. 晶格(或晶胞)的分类

晶胞是很小的平行六面体,可以用 3 条互不平行的棱 a , b , c 和各棱之间的夹角 α (b 与 c 夹角)、 β (a 与 c 夹角)、 γ (a 与 b 夹角)来表示,如图 1-3 所示。 a, b, c 及 α, β, γ 称为晶胞常数(也称点阵常数)。

各种晶胞的边长关系有 3 种 $a=b=c$, $a=b \neq c$ 和 $a \neq b \neq c$ 。根据 a, b, c 和 α, β, γ 之间的关系可分为 7 种晶系(见表 1-7 所示)。而每种晶系又可能有简单、体心、面心和底心之分,如立方晶系有简单立方、体心立方和面心立方 3 种,这样共有 14 种晶格,见图 1-4。

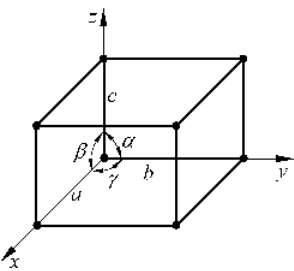


图 1-3 晶体的晶胞常数

表 1-7 晶胞常数与 7 种晶系

边 长	角 度	晶 系
$a=b=c$	$\alpha=\beta=\gamma=90^\circ$	立方晶系
$a=b \neq c$	$\alpha=\beta=\gamma=90^\circ$	四方晶系(正方晶系)
	$\alpha=\beta=90^\circ, \gamma=120^\circ$	六方和三方晶系
$a \neq b \neq c$	$\alpha=\beta=\gamma=90^\circ$	正交晶系
	$\alpha=\gamma=90^\circ, \beta \neq 90^\circ$	单斜晶系
	$\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$	三斜晶系