

上海市高中毕业班用

化学复习参考资料

上海教育出版社

說 明

本书是由我局 1960 年編的上海市高中毕业班化学复习参考資料修改而成，供本屆高中毕业生系統复习时参考之用。各校教师可以結合本校化学教学的具体情况，指导学生进行复习。

本书內容包括学生在課本中所學的一些重要的知識，但其中比較容易的、簡單的、去掉亦不妨碍系統复习的內容，如反应类型、定組成定律、由分子式和原子量計算化合物的分子量等，一般沒有列入。現用的补充教材的內容亦沒有列入，只是原課本中个别观点比較陈旧如有关电离学說的內容，才根据补充教材作了更新。

每一复习內容
的复习要求。建議
一下該部分的复习

現了比較明确和具体
复习內容时，首先研究
高复习的效果。

这次修改，在实验的技能和技巧方面有所加强。例如复习要点中一般都提出了对实验的要求，在每部分的复习題中也增加了有关实验装置和离子鉴别的习题。但实验技能和技巧的进一步培养和巩固，主要应通过实践，所以各校在复习时让学生較系統地做一些有关訓練技能和技巧的重要实验是有必要的。

本书主要供学生按照課本內容来回忆思考，根据自己对哪些內容尚未掌握，哪些內容尚未熟悉，予以重点复习。教师运用本书来指导学生进行复习时，可以不受本书系統的限制，例如有机化学部分一般可以提前复习，有关重要的工业生产可以集中起来进行对比等等。习题亦应灵活运用，不必每題都做。

本书虽經修改,内容上還一定存在缺点,希望教师和同学提出批評和意見。

上海市教育局

1961年1月

目 录

第一部分 基本概念和基本理論	1
一 对原子、分子的基本認識	1
二 元素周期律和周期表	10
三 水和溶液	16
四 电离學說	24
五 氧化物、硷、酸、盐	32
第二部分 化学計算	35
第三部分 非金属元素及其化合物	50
一 氫	50
二 卤族元素	52
三 氧族元素	60
四 氮族元素	68
五 碳族元素	78
第四部分 金属元素及其化合物	84
一 金属总論	84
二 碱金属	91
三 碱土金属	95
四 鋁	98
五 鉄	101
第五部分 有机化合物	108
一 烴	108
二 烴的衍生物	118
三 碳水化合物	129
四 含氮的有机物	132

五 几种有机合成工业.....	135
第六部分 解題示例	139
一 基本理論和基本概念的应用.....	139
二 实验的技能和技巧.....	144
三 物质的鉴定和鉴别.....	148
四 化学生产.....	153

第一部分 基本概念和基本理論

一 对原子、分子的基本認識

要点

1. 原子-分子論要点。

2. 克原子、克分子和克分子体积(阿佛加德羅定律)。

3. 原子結構學說的基本知識:构成原子的各种微粒的性质和分布,原子核的組成及核外电子层的結構(要求繪出原子序为1到20的簡图,对各主族要求知道电子层数及最外层电子数)。

4. 用原子結構學說解釋下列概念:(1)同位素、元素,(2)分子的形成和化合价,(3)氧化-还原反应,氧化剂和还原剂。

內容

1. 原子-分子論要点。

(1) 一切物质都由分子构成。分子是物质的能够独立存在的最小微粒,它保持着这种物质的化学性质。分子相互間都有間隔。

(2) 分子由更小的微粒——原子組成。原子是在化学反应里不能再分的最小微粒。

(3) 一切原子和分子都处于不断运动的状态。

2. 克原子、克分子和克分子体积(阿佛加德羅定律)。

克原子——元素的一定的量,用克做单位来表示,在数目上跟它的原子量相同,这一定的量叫做克原子。例如氢的原子量是1,1(个)克原子氢就是1克;氧的原子量是16,1(个)克原子

氧就是 16 克。克原子通常用 GA 来表示。

1(个)克原子的任何元素都含有同数的原子。这个数大约等于 6.02×10^{23} 。

克分子——物质的一定的量，用克做单位来表示，在数目上跟它的分子量相同，这一定的量叫做克分子。例如水的分子量是 18，那末一(个)克分子水重 18 克。克分子通常用 GM 来表示。

1(个)克分子的任何物质都含有同数的分子，即 6.02×10^{23} 个分子。

克原子或克分子和重量的换算：

克原子(数) $\times$ 克原子量 = 克(数)；

克分子(数) $\times$ 分子量 = 克(数)。

例 1 24 克氧元素有多少克原子氧？应含有多少个氧原子？

解 氧元素的原子量是 16 个氧单位，所以 1 克原子氧是 16 克。从关系式

$$\frac{\text{克(数)}}{\text{克原子量}} = \text{克原子(数)},$$

得
$$\frac{24}{16} = 1.5 \text{ (克原子)}。$$

$$1.5 \text{ (克原子)} \times 6.02 \times 10^{23} = 9.03 \times 10^{23} \text{ (氧原子)}。$$

例 2 100 克硫酸是几个克分子？

解 $\because$ 硫酸的分子量 $= 2 \times 1 + 32 + 16 \times 4 = 98$ (氧单位)，

$\therefore$ 1 克分子硫酸重 98 克。

从关系式

$$\frac{\text{克(数)}}{\text{分子量}} = \text{克分子(数)},$$

得
$$\frac{100}{98} = 1.02 \text{ (克分子)}。$$

例3 多少克的氫气跟8克的氧气含有相同的分子数?

解 $\because$ 1克分子氧=32克,

1克分子氫=2克。

8克氧气是 $8 \text{ 克} \div 32 \text{ 克/克分子} = 0.25 \text{ 克分子}$ 。

0.25克分子的氧气跟0.25克分子的氫气含有同数的分子。

0.25克分子的氫气重:

$0.25 \text{ 克分子} \times 2 \text{ 克/克分子} = 0.5 \text{ 克}$ 。

所以0.5克的氫气跟8克氧气含有相同的分子数。

克分子体积——1克分子的任何气体,在标准状况下(0°C和760毫米水銀柱的压强)所占的体积,都是22.4升,这个体积叫做气体的克分子体积,常用GMV表示。

应用气体克分子体积可以計算出一定重量的气体的体积(在标准状况下)。

例 2.5公斤的氯气在标准状况下占有多少升?

解 氯的分子量: $35.5 \times 2 = 71$ (氧单位),

1克分子的氯重71克,占22.4升体积(标准状况下)。

$\therefore$ 1公斤=1000克,

$2.5 \text{ 公斤} = 2.5 \times 1000 \text{ 克} = 2500 \text{ 克}$ 。

$2500 \text{ 克} \div 71 \text{ 克/克分子} = 35.21 \text{ 克分子} \cdots \cdots \text{氯气}$

$\therefore$ 1克分子氯气在标准状况下占22.4升,

$\therefore$ 假定35.21克分子氯气在标准状况下占 x 升,則

1克分子: $35.21 \text{ 克分子} = 22.4 \text{ 升} : x \text{ 升},$

$x = 35.21 \times 22.4 = 788.7 \text{ (升)}。$

阿佛加德罗定律——同体积的任何气体,在相同状况下含有同数目的分子。因此各种气体的相同数目分子在相同的状况下占有相同体积。所以不难理解,1克分子的任何气体物质,在

相同情況下占有相同的體積，因為 1 克分子的任何物質含有相同的分子數目。

3. 原子結構學說的基本知識。

構成原子的各種微粒的性質和分布 任何元素的原子都由三種基本質點組成。三種基本質點的名稱和性質如下：

質點名稱	所帶電量	質量
質子	1 個單位正電荷	1 氧單位
電子	1 個單位負電荷	$\frac{1}{1840}$ 氧單位 ✓
中子	不帶電	1 氧單位

質子和中子組成原子核，核外有繞核高速運轉的電子。

原子核的組成 原子核由質子和中子組成。原子核中質子與中子都有質量，核外電子也有質量，但電子質量太小(1/1840 氧單位)，可以忽略不計，故原子的質量可看作幾乎全部集中在核上。核里質子數亦即正電荷數等於元素的原子序數。核里正電量等於核外電子負電量的總和(核內質子數等於核外電子數)，因此原子不顯電性。元素的性質決定於核內質子數。

電子層的結構 電子繞核迅速運轉，由於核對電子的引力不同，因而形成離原子核遠近不同的電子層。離核最近的稱第一層，依次向外發展為第二層、第三層……至第七層。各原子的電子層數由原子的性質和具有電子的多少來決定。每一層上容納電子數都有一定的限度，第一層是 2，第二層是 8，第三層是 18，第四層是 32。已達到了能容納最多電子數的電子層，叫做飽和層，否則就是不飽和層。任何原子的最外層只能容納 8 個電子，次外層不超過 18 個電子。

4. 用原子結構學說解釋下列概念：

(1) 同位素、元素 各种元素的原子核内质子数与中子数各不相同,如核内质子数目相同而中子数目不同,即电量同而质量不同,则互成同位素。如氕、氘、氚,就是同位素。氕中仅有1个质子,氘中有1个质子、1个中子,而氚中有1个质子、2个中子。因此元素是指各同位素的总体,亦即具有相同核电荷数的一类原子的总称。这样,元素的原子量应该是按各同位素所占百分比计算出来的平均值。

(2) 分子形成和化合价 原子最外层上如有8个电子,原子就形成稳定结构,不参加任何化学反应。惰性气体元素原子的最外电子层上都有8个电子(氦原子例外,最外层2个电子就形成稳定结构)。其他元素最外层电子数不满8个电子,都不稳定,因此都有成为稳定结构的倾向。原子相互结合而形成分子,就是由于这种倾向所引起的。

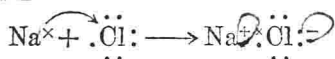
各种原子的电子层结构不同,所以各原子相互结合的方式也各不相同。分子里各个直接相联结的原子间的结合力,叫做化学键。

金属元素原子的最外层电子往往不超过3个,都远没有达到饱和状态,容易失去最外层电子,而使次外电子层变成稳定的最外层,一般含有2个或8个电子。金属原子放出电子而变成稳定结构的时候,就带上了正电。

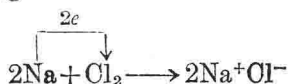
非金属元素原子的最外层电子往往多于3个,最活泼的非金属元素原子的最外电子层都接近于饱和状态,容易吸引其他原子的电子,使自己的最外层电子数达到8个。非金属元素的原子结合电子以后,就带上了负电。

带有电荷的原子(或原子团)叫做离子。由原子得到电子而生成的离子,叫做阴离子,显负价(如 Cl^-);由原子失去电子而生成的离子,叫做阳离子,显正价(如 Na^+)。

离子键 一种金属元素的原子与最活动的非金属元素的原子相遇时,金属原子最外层电子转到非金属原子最外层,使两种元素的原子最外电子层都形成稳定结构。金属元素原子失去最外层电子,变成带正电的阳离子,非金属元素原子最外层得到电子,变成带负电的阴离子。带有异性电荷的质点(阴阳离子)相互吸引而结合成分子。例如氯与钠作用生成氯化钠分子,可用电子式(或称简便图式)的化学方程式表示如下:



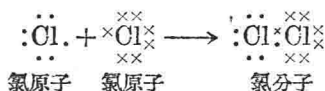
也可以用更简便的电子转移方程式表示如下:



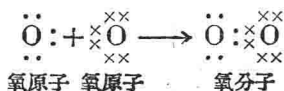
这种原子之间的结合力(化学键)是通过电子得失过程,并使原子变成了阴阳离子,再相互结合起来的化学键。这种键叫做离子键(或电价键);形成的化合物,叫做离子化合物。

原子键 同种原子或性质相近的元素的原子相互结合成分子,不是通过电子得失过程,而是通过它们各个原子核吸引各自对方的最外层电子,构成电子对,而使原子的最外层变成稳定结构。例如 O_2 、 Cl_2 、 N_2 等。

电子对数目,由元素原子的性质和最外层电子数来决定的。象氯原子最外层有 7 个电子,要通过一对电子形成氯分子:



氧原子最外层有 6 个电子,要通过两对电子形成氧分子:

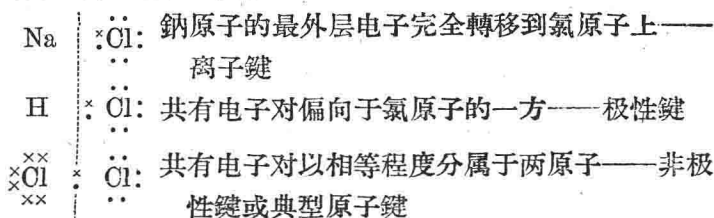


原子間通过电子对形式的結合，叫做原子鍵（或共价鍵）。具有原子鍵的化合物，叫做原子化合物。

单质分子里两个原子均等地共有一个电子对时，这个电子对所形成的共价鍵叫做非极性鍵。如果化合物分子中的共用电子对偏于一个原子，使这个原子部分地带負电，另一个原子部分地带正电，这样形成的共价鍵叫做极性鍵。

例如 $\text{H} \times \ddot{\text{Cl}}:$ 中共用电子对偏向于氯原子的一方，形成了极性鍵。

但离子鍵（电价鍵）和原子鍵（共价鍵）沒有严格的界限，典型的离子鍵和典型的非极性鍵只是极性鍵的两个极端罢了。用下列例子表示它們的关系：



三种或三种以上不同元素所組成的化合物的分子中，一般既有离子鍵，又有原子鍵。例如从氢氧化鈉的分子結構图式中就可以看出有两种化学鍵：



化合价 原子結構理論能够幫助我們了解化合价的本质：

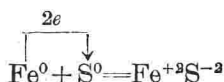
元素在离子化合物里的化合价，其实就是这种元素的原子能够失去或結合多少电子的能力，所以它在数值上就等于生成

的离子所带的电荷数。例如钠生成 Na^+ 离子，所以是正 1 价，氯生成 Cl^- 离子，所以是负 1 价。元素的化合价一般决定于原子最外层电子数。但是副族元素和第 VIII 类元素的化合价，却跟次外层上的电子数亦有关系。同一元素的原子，随着反应条件的不同，有时能失去较多或较少个电子而显变价，例如 Fe^{+2} 、 Fe^{+3} 。

元素在原子化合物里的化合价，其实就是这种元素能通过电子对而跟别种元素相结合的能力，所以它在数值上等于这种元素的原子跟其他元素的原子结合在一起时候的电子对的数目。例如在氯化氢分子里，氢原子和氯原子是通过 1 个电子对来相互结合的，所以氯化氢里的氢和氯都是 1 价。而电子对偏向于氯，所以氯化氢里的氢是正 1 价，氯是负 1 价。

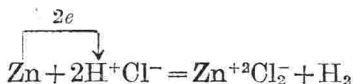
(3) 氧化-还原反应、氧化剂和还原剂 在化学反应里，元素的化合价发生改变的反应叫做氧化-还原反应。在氧化-还原反应里，电子从一个原子或离子转移到另一个原子或离子上去，元素化合价就发生改变。

原子(或离子)放出电子的过程叫氧化过程，放出电子的原子(或离子)就是还原剂，它的化合价必然增高。原子(或离子)结合电子的过程叫还原过程，结合电子的原子(或离子)是氧化剂，它的化合价必然降低。放出电子与结合电子必然同时进行，因此氧化与还原必然相伴而生，而且结合电子的总数必与放出电子的总数相等。例如：

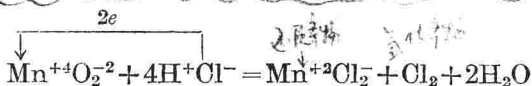


我们可以这样说：“在这个反应里，Fe 被氧化成 Fe^{+2} 是氧化过程，S 被还原成 S^{-2} 是还原过程。Fe 在氧化过程里放出电

子,所以是还原剂, S 在还原过程里結合电子,所以是氧化剂。



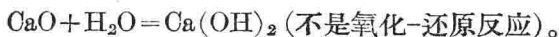
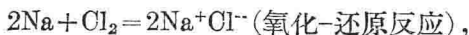
Zn 被氧化,是还原剂, H⁺ 离子被还原,是氧化剂。



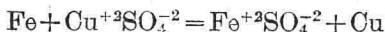
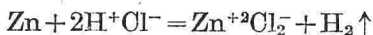
Mn⁺ 被还原,是氧化剂, Cl⁻ 被氧化,是还原剂。

(习惯上說二氧化錳是氧化剂, 氯化氢是还原剂, 同时注意在这反应里, 只有两个氯离子是起还原剂作用的。)

复分解反应一般不是氧化-还原反应, 因参加反应的物质中元素的化合价未起变化, 即并无电子的得失。化合反应和分解反应, 有的是氧化-还原反应, 有的不是氧化-还原反应。如:



置換反应都是氧化-还原反应。如:



总之, 一种反应是不是氧化-还原反应, 要看参加反应物质中的元素化合价有无改变来决定 (即反应过程中有无电子轉移的现象)。

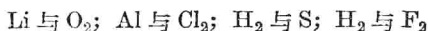
习 題 1

1. 从原子結構理論說明原子序数、同位素、元素、化合价(正、負、可变)、氧化-还原反应。
2. 金属元素和非金属元素的化合价与它們外层电子数有何关系? 并用此来说明金属和非金属性质上的差别。
3. (1) 画出 K、Ca、Al、S、Cl、A 的原子結構簡图。

(2) 画出 Na^+ 、 Mg^{+2} 、 S^{-2} 的离子結構簡圖。

4. 原子結合成分子是由什么原因引起的? 惰性气体元素为什么不参加化学反应? 为什么它們都是单原子分子?

5. (1) 用电子式写出下列各种化合反应的化学方程式:

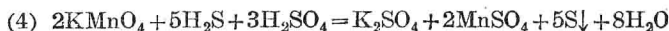
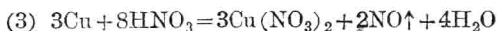
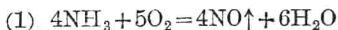


(2) 用电子式和結構式表示下列各分子的結構, 并注出原子間化学鍵的性质。



6. 在硫和鐵作用变成硫化亚鐵、硫和氧作用变成二氧化硫两个反应里, 用电子轉移关系来分析硫是氧化剂还是还原剂。

7. 分析下列氧化-还原反应中的电子轉移情况, 并指出: 何者被氧化, 何者被还原, 何者是氧化剂, 何者是还原剂, 說明为什么。



二 元素周期律和周期表

要点

1. 元素周期律。

2. 对元素周期表的認識(对同一周期內元素及其化合物性质递变的規律性和同一主族內元素及其化合物性质递变的規律性, 要求能举出有关的具体事实)。

3. 用原子結構的观点說明周期律和周期表的本质。

4. 元素周期表的应用。

內容

1. 元素周期律 把元素依照原子序数逐漸增加的順序排列时, 发现元素性质发生了周期性的变化, 因此元素周期律表述

如下：元素和它的单质及化合物的性质随着元素的原子序数的递增而有周期性的变化。这里周期性的变化是指每隔一定数目的元素后面的元素的性质，基本上重复出现着前面元素的性质。如从 Li 开始的 18 个元素按原子序数排列如下：

Li Be B C N O F Ne
Na Mg Al Si P S Cl A
K Ca

其中自 Na 以后的元素的性质就基本上重复了上一列元素的性质。元素性质的周期性变化可以用第三周期的元素为例来说明。

	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	A
原子序数	11	12	13	14	15	16	17	18
最高氧化物	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇	—
(氧化物的水化物)	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃ H ₃ AlO ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄	—
气态氢化物	—	—	—	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl	—
化合价	正 +1	+2	+3	+4	+5	+6	+7	0
	负 —	—	—	-4	-3	-2	-1	0

从上表中可看出，自左至右：

(1) 元素的金属性由强而弱，非金属性由弱而强，最后出现一个惰性气体元素。

(2) 元素的氧化物及其对应水化物的碱性由强而弱，酸性由弱而强。

(3) 正化合价由小而大，增加到一定限度即降低为 0；负化合价由大而小(绝对值)，再至 0。

2. 对元素周期表的认识。

(1) 周期 从一种最活动的金属元素开始到惰性气体元素

为止，并按原子序数递增的顺序排列的一系列元素（除第一、第七周期）。

表内有 3 个短周期和 4 个长周期，各周期的元素数目如下：

短周期 第一周期有 2 种元素，第二、第三周期各有 8 种元素。它们都是短周期。

长周期 第四、第五周期各有 18 种元素。第六周期有 32 种元素。第七周期不完全，有 16 种元素。以上都是长周期。

到目前为止已发现 102 种元素，第七周期元素还没有完全发现，故称不完全周期。

(2) 列 在周期表里每一横行元素称一列。短周期各占 1 列，长周期各占 2 列（第七周期只有 1 列），因此周期表里共有 10 列。

同一周期里，元素的非金属性质依照原子序数递增而增强。

(3) 类 元素周期表里排在同一纵行的元素组成了类。周期表里的元素共分 9 类，依次为 I、II、……、VIII、0。

同类元素有共同性，象最高正化合价都相同，并等于它们的类序数；最高氧化物通式以及相对应的水化物通式和气态氢化物通式（IV～VII 主族）都相同；和氢化合时的（负价）价数都等于 8 减去类序数。第 VIII 类是过渡元素，它们上下不相似，它们的化合价通常都是 +2 或 +3 价。惰性气体元素的化合价是零。

(4) 族 第四周期起元素分成 2 列，在同一类里，偶数列偏左（金属性强），奇数列偏右（金属性弱），这样就形成 2 小纵行，即 2 族，包含短周期元素的族称主族，不包含短周期元素的族叫副族。第 VIII 类元素不分族。惰性气体元素也不分族。

在同一族里，元素的金属性依照原子量递增而增强。

元素的性质和它们在周期表中位置的关系如下图：