



全国中等卫生职业教育规划教材

供中等卫生职业教育各专业使用

案例版™

医用化学

主编 姚光军



科学出版社

全国中等卫生职业教育规划教材

案例版TM

供中等卫生职业教育各专业使用

医用化学

主 编 姚光军

副主编 陈林丽 侯晓红 左利平

编 者 (按姓氏汉语拼音排序)

陈林丽 范红艳 侯晓红

冀向利 姚光军 翟香萍

张翠萍 左利平

科 学 出 版 社

北 京

· 版权所有 侵权必究 ·

举报电话:010-64030229;010-64034315;13501151303(打假办)

内 容 简 介

本教材是以中等职业学校化学教学大纲为编写依据,结合中等卫生职业教育教学的特点和实际情况而编写的。全书共11章。基本教学时数为64学时(理论50学时、实验14学时),在教学中,教师可以根据各校所定的课时灵活选择使用。

本教材中适当插入“链接”、“知识拓展”相关内容,更贴近社会、生活、专业,丰富了学生的知识,拓展了学生的思维,有利于激发学生的学习兴趣。注重“知识迁移”应用,并结合教学内容设有“考点”提示,以便学生明确学习重点,更有利于学生的自学和学习方法的培养,并及时对所学知识强化巩固。在每节后设有内容小结和检测题,明确了学习的目标和要求,方便教师和学生使用。

本教材可供中等卫生职业教育护理、助产专业使用及医药卫生类相关专业学生选用。

图书在版编目(CIP)数据

医用化学 / 姚光军主编. —北京:科学出版社,2013.3

全国中等卫生职业教育规划教材:案例版

ISBN 978-7-03-036996-3

I. 医… II. 姚… III. 医用化学-中等专业学校-教材 IV. R313

中国版本图书馆CIP数据核字(2013)第043953号

策划编辑:袁琦 / 责任编辑:袁琦 / 责任校对:鲁素

责任印制:肖兴 / 封面设计:范璧合

版权所有,违者必究。未经本社许可,数字图书馆不得使用

科学出版社出版

北京东黄城根北街16号

邮政编码:100717

<http://www.sciencep.com>

骏立印刷厂印刷

科学出版社发行 各地新华书店经销

*

2013年3月第 一 版 开本:850×1168 1/16

2013年3月第一次印刷 印张:7 1/2 插页:1

字数:234 000

定价:17.80 元

(如有印装质量问题,我社负责调换)

前 言

医用化学是中等卫生职业教育护理、助产专业的一门基础课程。本教材是以中等职业学校化学教学大纲为编写依据,结合中等卫生职业教育教学的特点和实际情况而编写的。全书共 11 章。基本教学时数为 64 学时,在教学中,教师可以根据各校所定的课时灵活选择使用。

在编写过程中体现“贴近学生、贴近社会、贴近岗位”的职业教育特色,本着实用、够用、为专业服务的原则,力求教材具有思想性、科学性、适用性、实用性和创新性。坚持以基本的必知、必会内容为基础,与专业培养目标和课程教学基本要求相符合。

编写形式上遵循课程的系统性特点,以章为单位进行课程内容教学。教材中适当插入“链接”、“知识拓展”相关内容,更贴近社会、生活、专业,丰富了学生的知识,拓展了学生的思维,有利于激发学生的学习兴趣。“知识迁移”注重知识的复习巩固和应用,从而提高教学有效性。“考点”提示学习的重点和考核要求,使学习更有针对性,有利于学生学习自主性的养成,能动性的发挥,学习方法的习得。

教材编写得到了各编者所在学校的大力支持,特别是科学出版社编辑的细心指导,在此表示衷心感谢。

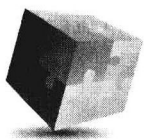
由于编者水平有限,本教材难免存在诸多不妥之处。我们在感谢专家、同行和同学们认可的同时,恳请大家的批评指正,以求进一步完善。

编 者
2012 年 12 月

目 录

第1章 物质结构 元素周期律	(1)
第1节 原子结构	(1)
第2节 元素周期律和元素周期表	(3)
第3节 化学键	(7)
第4节 氧化还原反应	(8)
第2章 溶液	(11)
第1节 物质的量	(11)
第2节 溶液的浓度	(13)
第3节 溶液浓度的换算和溶液的配制与稀释	(15)
第4节 胶体和高分子溶液	(17)
第5节 渗透现象和渗透压	(19)
第3章 化学反应速率 化学平衡	(23)
第1节 化学反应速率	(23)
第2节 化学平衡	(25)
第4章 电解质溶液	(29)
第1节 电解质	(29)
第2节 水的解离和溶液的 pH	(30)
第3节 离子反应	(33)
第4节 盐的水解	(34)
第5节 缓冲溶液	(36)
第5章 元素及其化合物	(38)
第1节 常见非金属单质及其化合物	(38)
第2节 常见金属单质及其化合物	(46)
第6章 有机化合物概述	(51)
第1节 有机化合物的元素组成和特性	(51)
第2节 有机化合物的结构特点	(51)
第3节 有机化合物的分类	(52)
第7章 烃	(55)
第1节 甲烷 烷烃	(55)
第2节 乙烯 烯烃	(58)
第3节 乙炔 炔烃	(60)
第4节 闭链烃	(61)
第8章 烃的衍生物	(64)
第1节 醇 酚 醚	(64)
第2节 醛 酮 羧酸	(68)
第3节 含氮有机化合物	(73)
第9章 糖类	(79)
第1节 单糖	(79)
第2节 双糖	(81)
第3节 多糖	(82)

第10章 脂类 蛋白质	(84)
第1节 油脂和类脂	(84)
第2节 蛋白质	(86)
第11章 高分子化合物	(92)
第1节 高分子化合物的概念和特性	(92)
第2节 三大有机合成材料及用途	(93)
化学实验	(95)
实验1 化学实验基本操作	(95)
实验2 同周期、同主族元素性质的递变规律	(97)
实验3 一定物质的量浓度溶液的配制、溶液的稀释	(97)
实验4 影响化学反应速率和化学平衡的主要因素	(99)
实验5 溶液酸碱性的测定	(100)
实验6 缓冲溶液的配制	(101)
实验7 几种常见离子的检验	(102)
实验8 重要有机化合物的性质	(103)
实验9 糖的性质	(103)
实验10 蛋白质、油脂的性质	(104)
参考文献	(106)
医用化学教学大纲	(107)
目标检测选择题参考答案	(113)
元素周期表	



第1章 物质结构 元素周期律

在初中化学中,我们已初步认识到物质在不同条件下表现出来的各种性质,都与它们的微观结构和化学组成有关,也学习了一些有关原子结构的知识,初步了解了一些离子化合物和共价化合物。本章将进一步学习原子结构、元素周期律和化学键的知识,理解在元素周期表中元素性质的递变规律,从本质上认识氧化还原反应。

第1节 原子结构

一、原子核

我们知道,原子是由位于原子中心的带正电荷的原子核和核外带负电荷的电子构成的。原子很小,原子核更小,它的半径只有原子半径的十万分之一。原子核是由带正电荷的质子和不带电荷的中子构成的。现将构成原子的粒子及其性质归纳于表 1-1-1 中。

表 1-1-1 构成原子的粒子及其性质

构成原子的微粒	质量/kg	相对质量	电性和电量
电子	9.041×10^{-31}	1.007/1836	带 1 个单位负电荷
原子核 {	质子	1.6726 $\times 10^{-27}$	带 1 个单位正电荷
	中子	1.6748 $\times 10^{-27}$	不显电性

一个质子带 1 个单位正电荷,所以原子核所带的正电荷数(即核电荷数)等于原子核中的质子数。一个电子带 1 个单位负电荷。原子作为一个整体不显电性,因此就有:

核电荷数 = 核内质子数 = 核外电子数

一个质子的相对质量是 1.007,一个中子的相对质量是 1.008,一个电子的质量只有一个质子质量的 $1/1836$,对于整个原子电子的质量可以忽略不计,所以,原子的质量主要集中在原子核上。我们把原子核中的质子和中子的相对质量取近似整数值加起来所得的值叫做质量数。质子数用 Z 表示,中子数用 N 表示,质量数用 A 表示,则

质量数(A) = 质子数(Z) + 中子数(N)

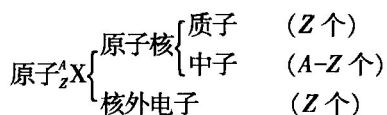
例如,S 原子核中有 16 个质子,16 个中子,质量数就是 32。

因此,只要知道了这三个数值中的任意两个,就

可以推出另一个。例如,知道 O 原子的核电荷数是 8,质量数是 16,就可以推算出中子数。O 原子核中的中子数 $N = A - Z = 16 - 8 = 8$ 。

考点提示: 质子数、中子数、质量数之间的关系

如果用 ${}_Z^AX$ 的形式表示一个质量数为 A ,质子数为 Z 的原子,那么组成原子的微粒间的关系可以表示如下:



知识迁移

原子 ${}_{92}^{235}\text{U}$ 原子核中的质子数为 _____, 中子数为 _____, 质量数为 _____, 核外电子数为 _____。

二、放射性核素及其应用

我们把具有相同核电荷数(即核内质子数)的同一类原子总称为元素。也就是说同种元素原子的质子数一定相同。那么中子数是不是也相同呢?

氢元素有三种原子,分别是氕(${}^1_1\text{H}$)、氘(${}^2_1\text{H}$)、氚(${}^3_1\text{H}$),这三种原子相同的是原子核里都有 1 个质子,原子核外都有 1 个电子,不同的是,氕原子核里没有中子,氘原子核里有 1 个中子,氚原子核里有 2 个中子。人们把质子数相同而中子数不同的同一元素的原子互称为同位素。氕、氘、氚就是氢元素的三种同位素。许多元素都有同位素,例如,碳元素有三种同位素, ${}^{12}_6\text{C}$ 、 ${}^{13}_6\text{C}$ 、 ${}^{14}_6\text{C}$ 。

自然界中的同位素可分为稳定同位素和放射性同位素,放射性同位素能自发地放射出肉眼看不见的 α 、 β 或 γ 射线,稳定同位素则不能。例如,氢元素中的 ${}^2_1\text{H}$ 、 ${}^3_1\text{H}$ 是放射性同位素, ${}^1_1\text{H}$ 是稳定同位素。

天然存在的某种元素,不论是游离态还是化合态,各种同位素所占的原子百分比一般是不变的。用人工方法制造的放射性同位素称为人造同位素。

放射性同位素在医学上有着广泛的应用,可用于临床诊断,放射治疗及医学研究。例如,用 ${}^{131}_{53}\text{I}$ 做示踪原子检测甲状腺的功能状态,用 ${}^{60}_{27}\text{Co}$ 杀死癌细胞。目前,放射性同位素扫描,已成为诊断脑、肝、肾、肺等脏器病变的一种安全简便的检测手段。

考点提示: 同位素的概念

知识迁移

下列各组粒子中,若核电荷数相同,质量数不同,则它们的关系是()

- A. 同一元素的相同原子 B. 同一元素的原子或离子
C. 互为同位素 D. 不同元素的原子或离子

三、核外电子的排布

在含有多个电子的原子中,各个电子的能量并不相同。能量低的电子,通常在离核近的区域运动,能量高的电子,通常在离核远的区域运动,把核外电子运动的区域形象的称为电子层(用 n 表示)。因此,各个电子是在核外不同的电子层上运动的,即核外电子的分层排布。离核由近及远能量由低到高共有七个电子层。1~4 电子层的表示符号及各层最多可排布的电子数,见表 1-1-2。

表 1-1-2 1~4 电子层及最多容纳的电子数

电子层(n)	符号	最多容纳电子数($2n^2$)
第一电子层($n=1$)	K	2
第二电子层($n=2$)	L	8
第三电子层($n=3$)	M	18
第四电子层($n=4$)	N	32

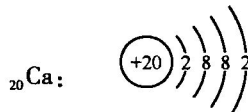
原子核外电子排布的规律可归纳如下:

1. 核外电子总是尽先排布在能量最低的电子层上,只有当能量较低的电子层排满后,才依次排入能量较高的电子层上。

2. 每层最多容纳的电子数是 $2n^2$ 个。

3. 最外层容纳的电子数不超过 8 个(第一层为最外层时最多只有 2 个电子),次外层容纳的电子数不超过 18 个,倒数第三层的电子数不超过 32 个。

通常用原子结构示意图表示原子核外电子的排布。例如,Ca 原子的原子结构示意图为:



知识迁移

画出 Na、C、Cl 元素的原子结构示意图。

不同元素的核电荷数不同,人们按核电荷数由小到大的顺序给元素编号,得到一个序号,我们把这个序号叫做该元素的原子序数。因此,

原子序数=核电荷数=核内质子数=核外电子数
1~20 号元素的原子结构示意图如表 1-1-3。

表 1-1-3 1~20 号元素的原子结构示意图

$_1\text{H}$							$_2\text{He}$
$_3\text{Li}$	$_4\text{Be}$	$_5\text{B}$	$_6\text{C}$	$_7\text{N}$	$_8\text{O}$	$_9\text{F}$	$_{10}\text{Ne}$
$_{11}\text{Na}$	$_{12}\text{Mg}$	$_{13}\text{Al}$	$_{14}\text{Si}$	$_{15}\text{P}$	$_{16}\text{S}$	$_{17}\text{Cl}$	$_{18}\text{Ar}$
$_{19}\text{K}$	$_{20}\text{Ca}$						

考点提示:1~20 号元素的原子结构示意图

小 结

1. 原子的组成 原子_Z^AX $\left\{ \begin{array}{l} \text{原子核} \left\{ \begin{array}{l} \text{质子 带一个单位正电荷}(Z\text{个}) \\ \text{中子 不带电荷}(A-Z\text{个}) \end{array} \right. \\ \text{核外电子 带一个单位负电荷}(Z\text{个}) \end{array} \right.$
2. 同位素 质子数相同而中子数不同的同一元素的原子互称为同位素
3. 原子核外电子的排布 排布规律以及用原子结构示意图表示核外电子的排布

目标检测

一、填空题

1. 原子由_____组成,原子核由_____构成,原子核所带的正电荷来自于_____,每个质子带_____正电荷。
2. 将原子核内所有的质子和中子的相对质量取近似整数值加起来,所得的数值,叫做_____,用符号_____表示,质子数用_____表示,则原子X可表示为_____。
3. 同位素相同的是_____,不同的是_____。
4. 画出 H、F、K 的原子结构示意图_____、_____、_____。

二、选择题

1. $^{131}_{55}\text{I}$ 原子核中的中子数是()
A. 131 B. 53
C. 78 D. 184
2. 若几种微粒的核电荷数不同,核外电子数相同,则它们是()
A. 同一元素的不同原子
B. 同一元素的原子或离子
C. 互为同位素
D. 不同元素的原子或离子
3. 下列结构示意图不正确的是()
A. C $\left(+6 \right) 2 4$ B. Cl $\left(+17 \right) 2 8 7$
C. Na $\left(+11 \right) 2 9$ D. Ca $\left(+20 \right) 2 8 8 2$

第2节 元素周期律
和元素周期表

一、元素周期律

现在把 3~18 号元素的一些性质列成表 1-2-1,看看有什么变化规律。

表 1-2-1 3~18 号元素性质随原子序数的变化情况

原子序数	3	4	5	6	7	8	9	10
元素符号	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
电子层数	2	2	2	2	2	2	2	2
最外层电子数	1	2	3	4	5	6	7	8
原子半径(nm)	0.152	0.089	0.082	0.077	0.075	0.074	0.071	
主要化合价	+1	+2	+3	+4 -4	+5 -3	-2	-1	
金属性和 非金属性	活泼 金属	两性 元素	不活泼 非金属	非金属	活泼 非金属	很活泼 非金属	最活泼 非金属	

原子序数	11	12	13	14	15	16	17	18
元素符号	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
电子层数	3	3	3	3	3	3	3	3
最外层电子数	1	2	3	4	5	6	7	8
原子半径(nm)	0.186	0.160	0.143	0.117	0.110	0.102	0.099	
主要化合价	+1	+2	+3	+4 -4	+5 -3	+6 -2	+7 -1	
金属性和 非金属性	很活泼 金属	活泼 金属	两性 元素	不活泼 非金属	非金属	活泼 非金属	很活泼 非金属	

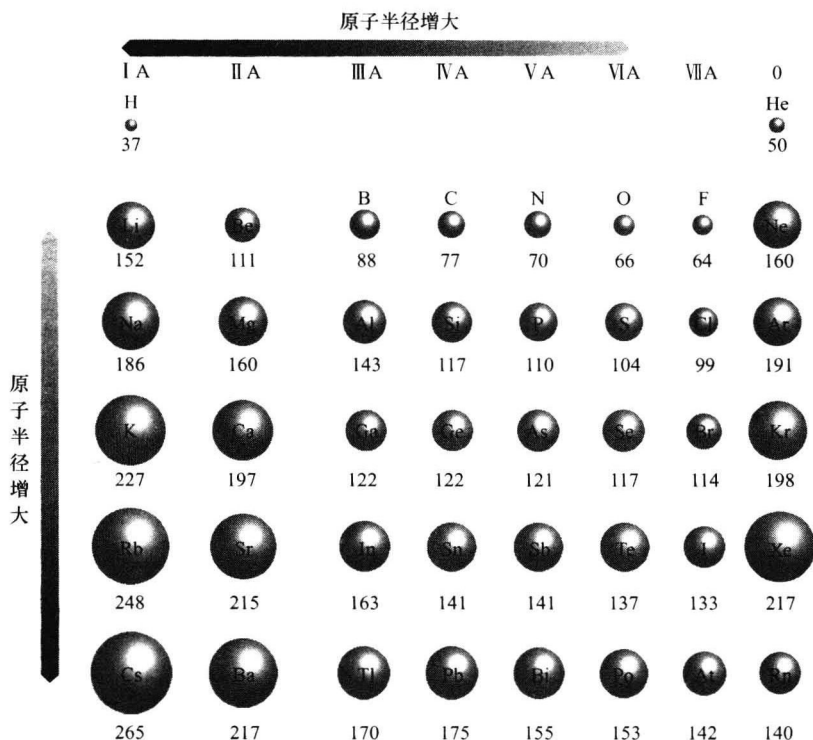
从表 1-2-1 可以看出,随着原子序数的增加,元素的性质并不是持续地变化下去,而是经过一定数目的元素后,又出现和前面相类似的性质。

(一) 核外电子排布的周期性变化

原子序数从 3~10 号元素,即从 Li 到 Ne,共有两个电子层,随着原子序数的递增,最外层上的电子数从 1 个依次增加到 8 个,达到稳定结构。原子序数从 11~18 号元素,共有三个电子层,最外层上的电子数也是从 1 个依次增加到 8 个,达到稳定结构。对 18 号以后的元素继续研究的结果表明:每隔一定数目的元素,会重复出现原子最外层上的电子数从 1 个增加到 8 个的情况。也就是说,随着原子序数的递增,元素原子的最外层电子的排布呈现周期性的变化。

(二) 原子半径的周期性变化

原子序数从 3~9 号元素,即从 Li 到 F,随着原子序数的递增,原子半径依次由大到小。从 11~17 号元素,即从 Na 到 Cl,原子半径也是依次从大到小。对 18 号以后的元素继续研究的结果是:随着元素原子序数的递增,元素的原子半径发生着周期性的变化(图 1-2-1)。



各周期末尾稀有气体的半径较大,是范德华(Van der Waals)半径。

图 1-2-1 元素原子半径的周期性变化

(三) 化合价的周期性变化

原子序数从 11~17 号元素,即从 Na 到 Cl,元素的化合价在很大程度上重复着 3~9 号元素 Li 到 F 的化合价的变化。正价从+1(Na)逐渐递变到+7(Cl),从中间开始出现负价,负价从-4(Si)递变到-1(Cl)。对 18 号以后的元素继续研究的结果表明:随着元素原子序数的递增,元素的化合价发生着周期性的变化。

(四) 金属性的周期性变化

元素的金属性指的是元素的原子失去电子的能力,越容易失去电子,金属性就越强。从 3~9 号元素,即从 Li 到 F,随着原子序数的递增,金属性逐渐减弱。从 11~17 号元素,即从 Na 到 Cl,随着原子序数的递增,金属性也是依次减弱。对 18 号以后的元素继续研究,可以得出的结论是:随着元素原子序数的递增,元素的金属性发生着周期性的变化。

(五) 非金属性的周期性变化

非金属性指的是元素的原子得到电子的能力,越容易得到电子,非金属性就越强。从 3~9 号元素,即从 Li 到 F,随着原子序数的递增,非金属性逐渐增强。从 11~17 号元素,即从 Na 到 Cl,随着原子序数的递增,非金属性也是依次增强。对 18 号以后的元素继续研究,可以得出的结论是:随着元素原子序数的递

增,元素的非金属性发生着周期性的变化。

从上面的分析,可以看出,随着元素原子序数的递增,元素的核外电子排布、原子半径、元素的化合价、金属性、非金属性发生着周期性的变化。即元素的性质随着原子序数的递增而呈现周期性的变化,这个规律叫做元素周期律。

二、元素周期表

根据元素周期律,把电子层数相同的各种元素,按照原子序数的递增从左到右排成一横行,再把不同横行中最外层电子数相同的元素,按原子序数的递增从上到下排成一纵列,这样得到一张表,就是元素周期表(见书末附表元素周期表)。

元素周期表是元素周期律的具体表现形式,它反映了元素之间相互联系的规律性。

(一) 元素周期表的结构

1. 周期 在元素周期表中,每一横行就是 1 个周期,共有 7 个周期。周期的序号就是原子具有的电子层数。第一、二、三周期叫做短周期,第四、五、六周期叫做长周期,第七周期叫做不完全周期。

周期的序数=电子层数

2. 族 元素周期表共有 18 列,第八、九、十列合起来叫做第Ⅷ族,其余 15 列,每一列为一族。由短周

期和长周期元素共同构成的列叫做主族,用 A 表示,主族元素的族序数为 I A、II A、III A、IV A、V A、VI A、VII A;完全由长周期元素构成的列叫做副族,用 B 表示,副族元素的族序号为 I B、II B、III B、IV B、V B、VI B、VII B;最后一列是稀有气体,一般不发生化学反应,叫做 0 族。所以元素周期表共有 16 个族,7 个主族,7 个副族,一个第 VIII 族,一个 0 族。

主族序数=最外层电子数

考点提示:元素的原子结构与其在周期表中的位置关系

知识迁移

1. 画出 11 号 Na、17 号 Cl 元素的原子结构示意图,指出它们在元素周期表中的位置。
2. 位于元素周期表的第三周期、第 V A 族的元素,有几个电子层,最外层上有几个电子,其原子序数是多少?说出该元素名称。

(二) 元素周期表中元素性质的递变规律

1. 同周期元素性质的递变规律 在同一周期中元素的原子虽然电子层数相同,但从左到右,核电荷数依次增大,最外层上的电子数依次增多,原子核对最外层电子的吸引力依次增强,导致原子半径逐渐减小,失去电子的能力逐渐减弱,得到电子的能力逐渐增强。因此,同一周期的主族元素,从左到右,金属性依次减弱,非金属性依次增强。除第一周期外,每一周期都是从容易失去电子的碱金属元素开始到容易得到电子的非金属元素卤素结束(稀有气体除外)。

2. 同主族元素性质的递变规律 在同一主族中,虽然元素原子的最外层电子数相同,但从上到下,电子层数依次增多,原子半径依次增大,原子核对最外层电子的吸引力依次减弱,失去电子的能力依次增强,得到电子的能力依次减弱。因此,同一主族的元素,从上到下,金属性依次增强,非金属性依次减弱。

金属性的强弱可以从它的单质与水或酸反应的难易程度,以及最高价氧化物的水化物(氢氧化物)的碱性强弱来判断。非金属性可以从最高价氧化物的水化物的酸性强弱,或跟氢气生成气态氢化物的难易程度以及氢化物的稳定性来判断。

实验探究

钠、镁、铝的金属活泼性

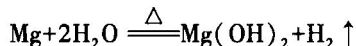
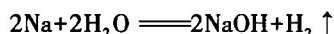
【实验 1-2-1】 向盛有水的小烧杯中滴入两滴酚酞试液,加入绿豆大小的一块金属钠,观察现象。在盛有水的试管中,加入少量镁粉,观察现象,将试管在酒精灯上加热至沸,继续观察现象。

实验内容	实验现象	实验结论

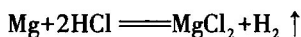
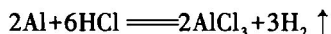
【实验 1-2-2】 将擦去表面氧化膜的一小片铝和一小段镁条分别放到盛有少量稀盐酸的试管中,观察现象。

实验内容	实验现象	实验结论

从实验中可以看出,金属钠与冷水发生剧烈反应,镁与冷水几乎不反应,但加热后能反应而产生大量的气体。化学反应式:



铝和镁都能跟盐酸反应,但镁的反应更剧烈些。



以上实验表明,金属性 $\text{Na} > \text{Mg} > \text{Al}$ 。

从表 1-2-2 中,我们可以看出,在同一周期中,从左到右,主族元素最高价氧化物对应的水化物的碱性逐渐减弱,酸性逐渐增强;它们的气态氢化物的热稳定性逐渐增强。

从以上的实验和分析可得出结论:在同一周期中,随着原子序数的递增,元素的金属性逐渐减弱,非金属性逐渐增强。

表 1-2-2 第三周期元素的化合物性质比较

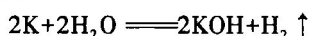
元素	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
最高价氧化物	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
最高价氧化物的水化物	NaOH	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$\text{Al}(\text{OH})_3$	H_2SiO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	HClO_4
酸碱性	强碱	中强碱	两性	弱酸	中强酸	强酸	最强酸
气态氢化物				SiH_4	PH_3	H_2S	HCl
热稳定性比较				很不稳定	不稳定	较稳定	稳定

实验探究

【实验 1-2-3】在盛有水的小烧杯中滴两滴酚酞试液,加入绿豆大小的金属钾,观察现象。

实验内容	实验现象	实验结论

实验证明,K 同 Na 一样,也能与水反应,但 K 与水反应更剧烈,反应放出的热可以使生成的 H_2 燃烧,并发生轻微的爆炸。



金属性 $K > Na$ 。我们可以得出这样的结论:同一主族元素的金属性随着原子序数的递增而逐渐增强。

现将主族元素性质的递变规律列表,如表 1-2-3。

表 1-2-3 主族元素金属性和非金属性的递变

周期 \ 族	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	0
1								
2								
3								
4								
5								
6								
7								

非金属性逐渐增强

金属性逐渐增强

金属性逐渐增强

非金属性逐渐增强

根据主族元素的性质递变规律,在周期表中,非金属元素集中在右上部分,金属元素集中在左下部分,在 B、Si、As、Te、At 与 Al、Ge、Sb、Po 之间画一条折线,这就是金属元素和非金属元素的分界线。位于分界线附近的元素既表现出某些金属性,又表现出某些非金属性。

考点提示:主族元素的性质与其在周期表中的位置关系

知识迁移

1. 根据 Mg、K、Ca 在元素周期表中的位置,判断它们的金属性顺序。
2. 比较 O、F、S 的非金属性强弱。

(三) 元素周期律和元素周期表的应用

元素周期律的表现形式是元素周期表,元素周期表是学习和研究化学的重要工具。根据元素在元素周期表中的位置,可以推测其原子结构和元素性质。

例如,画出 11 号元素 Na、17 号元素 Cl 的原子结构示意图,根据原子结构示意图判断 Na、Cl 元素在元素

周期表中的位置,判断是金属元素还是非金属元素。

根据原子核外电子排布规律,Na、Cl 的原子结构示意图如下:



从钠原子的原子结构示意图,可以得出钠原子有三个电子层,最外层上有 1 个电子,所以钠元素在元素周期表中的位置是第三周期,第 I A 族,是典型的金属元素。

从氯原子的原子结构示意图,可以得出氯原子有三个电子层,最外层上有 7 个电子,所以氯元素在元素周期表中的位置是第三周期,第 VII A 族,是典型的非金属元素。

人们根据元素周期性的变化,对元素进行分类研究,推测元素及化合物的性质。元素周期律的学习对系统研究元素及其化合物的性质有重要的意义。

小结

一、元素周期律

原子核外电子的排布、原子的半径、元素的化合价、元素的金属性、非金属性等随着原子序数的递增发生周期性变化的规律,叫做元素周期律。

二、元素周期表的结构

7 个周期 $\begin{cases} 3 \text{ 个短周期} \\ 3 \text{ 个长周期} \\ 1 \text{ 个不完全周期} \end{cases}$ 16 个族 $\begin{cases} 7 \text{ 个主族} \\ 7 \text{ 个副族} \\ 1 \text{ 个第 VIII 族} \\ 1 \text{ 个 0 族} \end{cases}$

三、元素在周期表中的递变规律

1. 在同一周期中,从左到右,元素的金属性逐渐减弱,非金属性逐渐增强。(稀有气体除外)。
2. 在同一主族中,从上到下,元素的金属性逐渐增强,非金属性逐渐减弱。

目标检测

一、填空题

1. 元素周期表中共有 _____ 个族, _____ 个主族, _____ 个副族, _____ 个 VIII 族, _____ 个 0 族。
2. 同一周期的元素原子, _____ 相同,从左到右, _____ 逐渐减弱, _____ 逐渐增强。同一主族的元素原子, _____ 相同,从上到下, _____ 逐渐减弱, _____ 逐渐增强。

二、选择题

1. 元素的性质随着原子序数的递增呈现周期性变化的主要原因是()
 - A. 元素原子的核外电子排布呈周期性变化
 - B. 元素原子的半径呈周期性变化

- C. 元素化合价呈周期性变化
D. 元素的相对原子质量呈周期性变化
2. 下列金属中,与水反应最剧烈的是()
A. Na B. K C. Mg D. Ca
3. 下列元素中非金属性最强的是()
A. S B. O C. F D. Cl
4. 下列元素中原子半径最大的是()
A. K B. Ca C. Mg D. Na

第3节 化学键

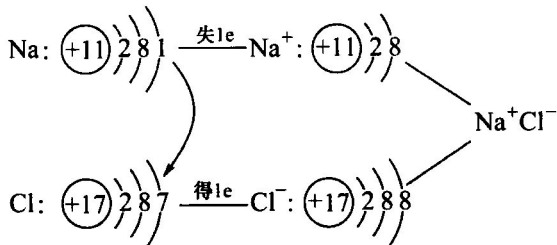
通过元素周期律和元素周期表的学习,我们知道原子结构决定元素的性质。我们已知的元素只有100多种,它们却构成了千万种物质,这些物质形成了五彩缤纷的物质世界。那么原子之间是如何结合的?化合物中原子为什么总是按着一定的数目相结合?下面我们就来讨论这些问题。

在晶体或分子中直接相邻的离子或原子之间存在着强烈的相互作用,这种相互作用我们把它称为化学键。化学键可分为离子键、共价键和金属键。

一、离子键

钠与氯气反应生成氯化钠。钠原子最外电子层上有1个电子,容易失去这个电子使次外层变成最外层,达到8个电子稳定结构成为钠离子;氯原子最外电子层上有7个电子,容易得到1个电子,使最外层达到8个电子的稳定结构成为氯离子。钠离子和氯离子这两种带有相反电荷的离子,靠着静电相互作用,形成了稳定的化合物氯化钠。

用原子结构示意图表示的氯化钠的形成过程



像氯化钠这样,阴、阳离子之间通过静电相互作用所形成的化学键称为离子键。

活泼的金属容易失去电子,形成阳离子;活泼的非金属容易得到电子,形成阴离子,因此,活泼的金属和活泼的非金属之间易形成离子键。如氯化镁、氯化钠中的化学键就是离子键。靠离子键形成的化合物称为离子化合物。离子化合物的化学式只表示阴、阳离子的个数比。

链接

氯化钠晶体

在常温、常压下,离子化合物都是晶体。在离子化合物的晶体中,阴离子、阳离子按一定规律在空间排列。在氯化钠晶体中,每个 Na^+ 同时吸引6个 Cl^- ,每个 Cl^- 同时吸引6个 Na^+ ,因此,在氯化钠晶体中不存在单个的氯化钠分子。又因钠离子和氯离子的个数比为1:1,所以氯化钠的化学式是 NaCl (图1-3-1)。

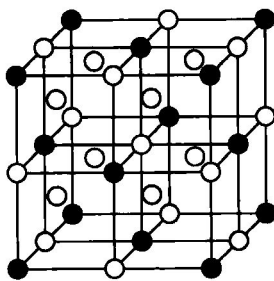


图 1-3-1 氯化钠晶体结构模型

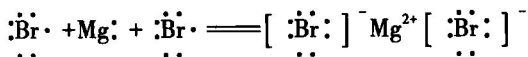
在化学反应中,通常都是原子最外层的电子参加反应,为方便起见,我们可以用电子式表示原子的结构,也就是在原子符号的周围用点“·”或小叉“×”表示最外层的电子数,例如。镁、氢、氟、钙原子的电子式为



氯化钠的形成过程可用电子式表示如下:



溴化镁的形成过程可用电子式表示如下:



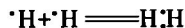
知识迁移

1. 写出 K、C、O 的电子式。
2. 用电子式表示溴化钠、氯化钙、氧化钠的形成过程。

活泼的金属与活泼的非金属原子之间易形成离子键,那么非金属与非金属原子之间又是怎样结合的呢?

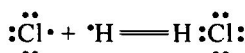
二、共价键

在氢分子中,两个氢原子吸引电子的能力相同,电子不能从一个原子转移到另一个原子,只能通过各提供一个电子形成一对共用电子对,达到最外层2个电子的稳定结构。像氢分子这样,原子间通过共用电子对所形成的化学键叫做共价键。

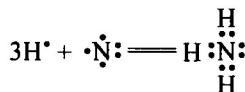


在 HCl 分子中,H原子与Cl原子也是通过共价键相结合的,Cl原子比H原子吸引电子的能力强,共用电子对偏向于Cl原子,偏离H原子,所以在 HCl 分

子中 H 的化合价是+1, Cl 的化合价是-1。



当 N 原子与 H 原子结合时, N 原子最外层上有 5 个电子, 要达到 8 个电子的稳定结构, 还需要 3 个电子, 每个 H 原子有 1 个电子, 因此, 1 个 N 原子可与 3 个 H 原子结合形成 NH_3 分子, 其形成过程用电子式表示如下:



化学上常用一根短线表示一对共用电子对, 这种式子叫做结构式。因此, H_2 、 HCl 的结构式为:

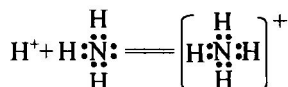


知识迁移

画出 Cl_2 、 N_2 、 H_2O 、 CH_4 的电子式和结构式。

三、配位键

在一些化合物中, 还存在着一种特殊的共价键。这种共价键的共用电子对是由其中的一个原子单独提供的, 这种化学键叫做配位键。如 NH_3 和 H^+ 生成的 NH_4^+ 就是通过配位键形成的。



非金属元素之间一般都是通过共价键结合而形成共价分子, 如 HCl 、 H_2O 、 NH_3 、 CO_2 、 H_2 、 Cl_2 等, 分子之间存在着较弱的作用力(图 1-3-2)。另外, 原子可以通过共价键直接构成晶体, 金刚石就是碳原子直接以共价键结合而形成的, 原子之间存在着较强的作用力(图 1-3-3)。

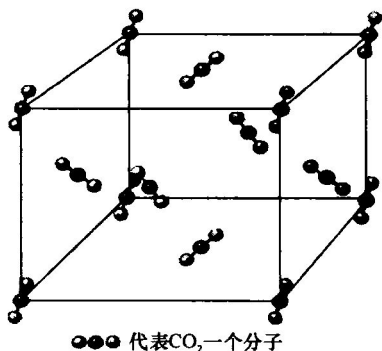
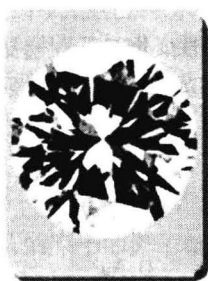


图 1-3-2 固体二氧化碳的结构示意图



金刚石

图 1-3-3 金刚石的结构示意图

小结

化学键	离子键	共价键
形成过程	得失电子	形成共用电子对
成键粒子	阴、阳离子	原子
实质	阴、阳离子间的静电作用	原子间通过共用电子对形成的相互作用

目标检测

一、填空题

- 化学键是_____。
- 离子键是_____。
- 共价键是_____。
- 当_____元素和_____元素形成化合物时, 易形成离子键。
- 当_____元素和_____元素形成化合物时, 易形成共价键。

二、选择题

- 下列化合物中只有离子键的是(), 只有共价键的是()
A. O_2 B. CaCl_2 C. KOH D. NH_4Cl
- 下列各组原子之间能以离子键结合的是()
A. F 与 Ca B. C 与 O C. H 与 O D. Cl 与 Cl

第 4 节 氧化还原反应

对于化学反应初中已经学过两种不同的分类方法。

根据反应物和生成物的类别以及反应前后物质的种类的多少, 把化学反应分为化合反应、分解反应、置换反应和复分解反应(表 1-4-1)。

表 1-4-1 四种基本类型的反应

反应类型	表达式	举例
化合反应	$\text{A} + \text{B} \longrightarrow \text{AB}$	$\text{C} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$
分解反应	$\text{AB} \longrightarrow \text{A} + \text{B}$	$2\text{KClO}_3 \xrightarrow[\Delta]{\text{催化剂}} 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$ $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$
置换反应	$\text{A} + \text{BC} \longrightarrow \text{AC} + \text{B}$	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
复分解反应	$\text{AB} + \text{CD} \longrightarrow \text{AD} + \text{CB}$	$\text{NaOH} + \text{HCl} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

根据反应中物质是否得到氧或失去氧,把化学反应分为氧化反应和还原反应(表 1-4-2)。

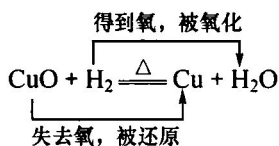
表 1-4-2 氧化还原反应的分类

反应类型	得失氧的情况	举例
氧化反应	物质得到氧的反应	$\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$
还原反应	物质失去氧的反应	在 $\text{CuO} + \text{H}_2 \xrightarrow{\Delta} \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ 的反应中,氧化铜失去氧而变成单质铜的反应。

下面我们从化合价的升降及电子的得失,来进一步学习氧化还原反应。

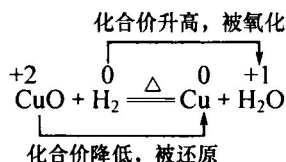
一、氧化还原反应

在氢气与氧化铜的反应中,氧化铜失去氧发生还原反应,氢气得到氧发生氧化反应,这两个截然相反的过程是在一个反应中同时发生的。



像这样一种物质被氧化,同时另一种物质被还原的反应叫做氧化还原反应。

我们从化合价的升降来分析一下这个反应。



从上面的化学反应方程式可以看出,氧化铜中铜的化合价由+2价降低到0价,我们说,氧化铜被还原了;同时氢元素的化合价由0价升高到了+1价,我们说氢被氧化了。

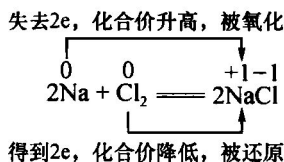
由此我们得出结论:物质所含元素的化合价升高的反应是氧化反应,物质所含元素的化合价降低的反应是还原反应。化合价有升降的化学反应是氧化还原反应。在同一个反应中有化合价升高,就有化合价降低,并且化合价升高的总数与化合价降低的总数是相等的。所以有氧化反应就有还原反应,它们共存于同一反应中。没有化合价升降的反应不是氧化还原反应。

在化学反应中无论有无得氧失氧,只要有化合价的升降就是氧化还原反应。

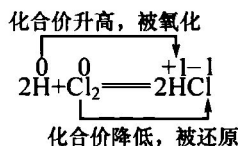
氧化还原反应的实质是什么呢?我们以钠与氯气的反应、氢气与氯气的反应为例来加以分析。

钠原子最外层上有1个电子,容易失去1个电子。氯原子最外层上有7个电子,容易得到1个电

子。当钠与氯反应时,钠就把这个电子给了氯原子,结果钠变成了带1个单位正电荷的钠离子,氯变成了带1个单位负电荷的氯离子。



在氢气与氯气反应生成氯化氢的反应中,没有电子的得失,而是共用电子对的偏移,共用电子对偏离氢原子而偏向于氯原子,在氯化氢中氢的化合价是+1,氯的化合价是-1。



氧化还原反应的实质是,反应中有电子的转移(得失电子或共用电子对的偏移)。

考点提示:氧化还原反应中被氧化的物质、被还原的物质

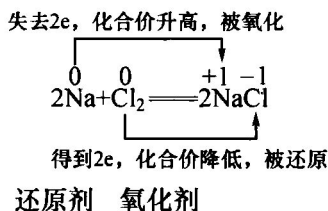
知识迁移

分析表 1-4-1 中的各类反应,看看哪类反应一定是氧化还原反应,哪类反应一定不是氧化还原反应,哪类可能是也可能不是。

二、氧化剂和还原剂

在氧化还原反应中,化合价降低的物质是氧化剂,化合价升高的物质是还原剂。氧化剂具有氧化性,还原剂具有还原性。氧化剂、还原剂指的都是反应物。

在钠与氯的反应中,钠失去了电子,化合价升高,它是还原剂;氯得到了电子,化合价降低,它是氧化剂。

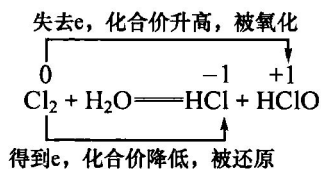


知识迁移

分析表 1-4-1 中的氧化还原反应,指出反应中的氧化剂和还原剂。

在有些反应中,有的物质既是氧化剂又是还原剂。例如:

在 $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{HClO}$ 反应中, Cl_2 既作氧化剂又作还原剂。



考点提示: 氧化还原反应中的氧化剂和还原剂

链接

医药上常用的氧化剂和还原剂

1. 过氧化氢(H_2O_2) 市售的过氧化氢是质量分数为30%的水溶液, 常称为双氧水。在医药上常用的是3%的过氧化氢溶液, 用作消毒剂。它具有很强的杀菌能力, 能急剧反应产生气泡冲掉患处的细菌和污物。有腐蚀性, 使用时要注意。

2. 高锰酸钾(KMnO_4) 高锰酸钾是紫黑色有蓝色光泽的固体, 在医药上简称为PP粉, 其水溶液呈紫红色, 医药上用其稀溶液做外用局部消毒和除臭。

3. 硫代硫酸钠($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) 常用的是五水合硫代硫酸钠, 具有还原性。在医药上, 其水溶液可外用治疗疥疮、癣等皮肤病, 还可作为一些重金属离子中毒时的静脉解毒药。

小结

氧化还原反应	凡是反应前后化合价有改变的反应就是氧化还原反应
氧化反应	化合价升高的反应是氧化反应
还原反应	化合价降低的反应是还原反应
氧化剂	化合价降低的物质是氧化剂
还原剂	化合价升高的物质是还原剂
氧化还原反应的实质	反应中有电子的得失或共用电子对的偏移 得到的电子数=失去的电子数

目标检测

一、填空题

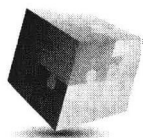
- 氧化还原反应中, 氧化剂化合价降低的总数与还原剂化合价升高的总数_____。
- 氧化还原反应的标志是_____; 实质是_____。
- 在氧化还原反应中, 我们将_____的物质称为氧化剂; 将_____的物质称为还原剂。氧化剂具有_____, 发生_____反应; 还原剂具有_____性, 发生_____反应。

二、选择题

- 下列变化过程属于还原反应的是()
 - $\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2$
 - $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+$
 - $\text{CO} \rightarrow \text{CO}_2$
 - $\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}$
- 下列反应属于氧化还原反应的是()
 - $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \longrightarrow 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
 - $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 2\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \longrightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \xrightarrow{\Delta} \text{Fe}_3\text{O}_4$

三、指出下列氧化还原反应中的氧化剂和还原剂

- $2\text{KI} + \text{Br}_2 \longrightarrow 2\text{KBr} + \text{I}_2$ 氧化剂_____ 还原剂_____
- $\text{KClO}_3 + 6\text{HCl} \longrightarrow \text{KCl} + 3\text{Cl}_2 \uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$ 氧化剂_____ 还原剂_____
- $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$ 氧化剂_____ 还原剂_____
- $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{HClO} + \text{HCl}$ 氧化剂_____ 还原剂_____



第2章 溶 液

第1节 物质的量

日常生活中,我们都离不开水、食盐等生活必需品。如果我们每次喝180ml(质量约为180克)水,每天摄入5.85克食盐(NaCl),那么你知道有多少水分子、 Na^+ 和 Cl^- 进入到我们的身体中吗?“物质的量”将会帮助我们解决这类有关宏观物质和微观粒子(分子、原子、离子、电子、质子等)之间的问题,因为“物质的量”是连接它们的桥梁和纽带。

一、物质的量的定义

物质的量(四个字缺一不可)与长度、时间、质量等一样,是国际单位制(SI)的七个基本物理量之一。

表 2-1-1 国际单位制(SI)

物理量名称	物理量符号	单位名称	单位符号
长度	l	米	m
时间	t	秒	s
质量	m	千克	kg
温度	T	开[尔文]	K
发光强度	I_v	坎[德拉]	cd
电流	I	安[培]	A
物质的量	n	摩[尔]	mol

不同的物理量表示不同的物理意义。例如,长度是表示物体长短的物理量,温度是表示物体冷热程度的物理量,而物质的量是用来表示一定量的宏观物质中所含微观粒子数目多少的物理量。符号为 n_B 或 $n(B)$ 。B表示这种微观粒子(基本单元)的化学式。

例如,氢原子的物质的量: n_{H} 或 $n(\text{H})$

钠离子的物质的量: n_{Na^+} 或 $n(\text{Na}^+)$

硫酸(分子)的物质的量: $n_{\text{H}_2\text{SO}_4}$ 或 $n(\text{H}_2\text{SO}_4)$

二、物质的量的单位

1. 物质的量的单位 每一个物理量都有其对应的单位,如,长度的单位为米,时间的单位为秒。1971年第十四届国际计量大会(CGPM)上规定:物质的量的单位是摩尔,简称为摩,符号是mol。

物质的量表示微观粒子数目的多少,那么1mol

的物质含有多少个微粒?国际上规定:1mol任何粒子集体所含的粒子数与0.012kg ^{12}C 所含的碳原子数相同,这个数值称为阿伏伽德罗常数(图2-1-1)。

0.012kg ^{12}C 所包含的碳原子数到底是多少呢?经大量实验测得其近似值为 6.02×10^{23} 。

阿伏伽德罗常数用符号 N_A 来表示,其单位是 mol^{-1} ,所以 $N_A \approx 6.02 \times 10^{23} \text{mol}^{-1}$ 。

因此,可以说:1mol任何物质都含有阿伏伽德罗常数个微粒,约 6.02×10^{23} 个。



图 2-1-1 阿伏伽德罗

考点提示:物质的量的单位 阿伏伽德罗常数

知识迁移

1. 判断正误,并说明理由。

1mol 氧

1mol O

1mol H_2O

1mol 苹果

2. 1mol CO_2 中有____mol C原子,____mol O原子。

2. n_B 、 N_A 和 N (微粒数)之间的关系 1mol 水中有 6.02×10^{23} (即 N_A 个)个水分子,那么2mol、3mol、0.5mol水中有多少水分子?我们将其统计于表2-1-2中。

表 2-1-2 不同物质的量 H_2O 分子数的计算

$n(\text{H}_2\text{O})$	计算过程	$N(\text{H}_2\text{O})(\text{个})$
1mol		6.02×10^{23}
2mol	$2 \times 6.02 \times 10^{23}$	1.204×10^{24}
3mol	$3 \times 6.02 \times 10^{23}$	1.806×10^{24}
0.5mol	$0.5 \times 6.02 \times 10^{23}$	3.01×10^{23}