

化 学

(无机分析)

广东农林学院

化学教研组编

1974年1月

化 学

目 录

第一章	化学反应速度与化学平衡	-1-1
§ 1-1	化学反应速度	-1-2
§ 1-2	化学平衡	-1-10
§ 1-3	化学平衡的移动	-1-13
	本章的习题指导	-1-19
	习题	-1-20
第二章	水和溶液	-2-1
§ 2-1	水	-2-1
§ 2-2	溶液	-2-9
	本章的习题指导	-2-27
	习题	-2-28
第三章	电解质溶液	-3-1
§ 3-1	弱电解质的电离平衡	-3-2
§ 3-2	水的电离	-3-10
§ 3-3	同离子效应和缓冲溶液	-3-16
	本章的习题指导	-3-24
	习题	-3-26
第四章	酸碱反应和酸碱滴定法	-4-1
§ 4-1	酸碱中和与盐类水解	-4-1
§ 4-2	酸碱滴定法	-4-5
	本章的习题指导	-4-22
	习题	-4-24
第五章	氧化还原反应和氧化还原 滴定法	-5-1
§ 5-1	氧化还原反应	-5-1

§ 5-2 氧化还原滴定法 - - - - - 5-5

本章学习指导 - - - - - 5-13

习题 - - - - - 5-15

第六章 络合物与络合滴定法 - - 6-1

§ 6-1 络合物 - - - - - 6-1

§ 6-2 络合滴定法 - - - - - 6-8

本章学习指导 - - - - - 6-15

习题 - - - - - 6-16

第七章 比色分析法 - - - - - 7-1

§ 7-1 比色分析的原理 - - - - - 7-2

§ 7-2 比色的方法 - - - - - 7-5

本章学习指导 - - - - - 7-10

习题 - - - - - 7-11

第八章 胶体 - - - - - 8-1

§ 8-1 分散系 - - - - - 8-1

§ 8-2 胶粒的结构 - - - - - 8-4

§ 8-3 离子交换吸附 - - - - - 8-8

§ 8-4 溶胶的稳定性 - - - - - 8-9

§ 8-5 溶胶的聚沉 - - - - - 8-11

§ 8-6 乳状液和悬浊液 - - - - - 8-12

本章学习指导 - - - - - 8-16

习题 - - - - - 8-18

第九章 同位素及其在农业科学上的应用 - 9-1

§ 9-1 原子核的组成和同位素 - - - - - 9-1

§ 9-2 稳定同位素和放射性同位素 放射

性同位素的蜕变 - - - - - 9-2

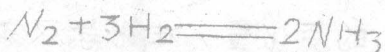
§ 9-2 放射性同位素在农业上的应用 - - 9-4

本章学习指导 - - - - - 9-7

第一章 化学反应速度与化学平衡

自然界里的化学反应，有些进行得很快，例如，炸药的爆炸瞬间即可完成；有些进行较慢，例如，农产品的腐败，植物的光合作用，金属的生锈等；而有些却进行得很慢，例如煤石油的形成，需要经历几千年，甚至几万年。研究化学反应进行的快慢，就是现在我们所要讨论的化学反应速度问题，可见，不同的化学反应，其反应速度是不相同的。

为了贯彻多、快、好、省建设社会主义总路线，在生产中，对于有利的化学反应，我们总是设法使反应进行得快些，例如，用氮和氢合成氨（氮肥），反应是：



我们总是摸索反应的最佳条件，从而使反应进行得快些，因为反应快，就可以在同样的时间和设备里，生产出更多的产品。而对于一些有害的反应，如农产品的腐败，金属的锈蚀，塑料、橡胶制品的老化等，我们则设法抑制反应的进行。但是，如果仅仅考虑反应速度，是不能满足生产斗争和科学实验的需要，还必须同时考虑反应进行的程度问题，即反应物有多少能转变为产物，这个问题就是化学平衡问题。如果一个反应，它的反应速度虽然很快，但反应进行的程度很低，即反应物只有很少的一部份能转变为产品，那么，这个反应在生产上就毫无价值了。因此，我们既要反应速度快，同时也要产率高，这样，才能提高产量，为我们伟大的社会主义祖国服务。本章，主要是对这两个问题的一般规律，作初步的介绍，对于农林专业的同学来说，通过这两方面的讨论掌握平衡与平衡移动的概念，为今后学习化学专业课打下必要的理论基础。

§ 1—1 化学反应速度

化学反应速度常用单位时间内反应物浓度的减少，或生成物浓度的增加来表示。单位时间内反应物浓度减少得愈多，或生成物浓度增加得愈多，则表示反应速度愈快，这里浓度常以克分子/升 (M) 来表示*，而时间单位则根据具体反应的快慢，而用秒、分、或小时来表示。例如某一反应物，开始浓度是 2 克分子/升，反应经过一分钟后，测出它的浓度降为 1.8 克分子/升，也就是说，在这一分钟内，此反应物因起反应而使其浓度减少了 0.2 克分子/升，那么反应速度便是一 0.2 克分子/升分，即 $V = -0.2$ 克分子/升·分，(因为以反应物浓度的减少来表示，所以用负号)

〔注〕：因为速度是单位时间的变化量，在化学反应中是以分子或离子发生变化，因而这个量用克分子浓度 M 来表示。

然而，人们要问，是什么因素在左右着反应的进行呢？

对于事物的变化，唯物辩证法一贯认为，主要决定于事物内部的矛盾，但也并不排除外界因素的影响。外因是变化的条件，内因是变化的根据，外因要通过内因才能起作用。对于化学反应也是如此，一个反应能否进行，首先要看反应物的本性（由它的结构所决定），例如锌和稀硫酸作用，能产生氢气；而铜与稀硫酸作用得不到氢气，这就因为锌和铜的内部根据不同。除了内因之外，外因则是重要的因素，外因能加速或抑制反应的进行，所有化学反应都要受外界条件的影响，其中最重要的外界因素，是反应物的浓度、温度和催化剂。

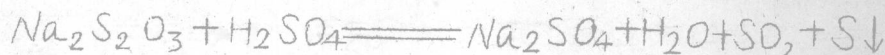
一 浓度对反应速度的影响——质量作用定律

我们都有这样的经验，物质在纯氧中燃烧时比在空气中燃烧要猛烈得多，这是浓度影响反应速度的一个例子，因为纯氧的浓度比

空气中氧的浓度约大四倍，这例子说明反应物浓度愈大，反应速度愈快，我们还可以用实验验证这两者的关系。

〔演示 1—1〕

在两只试管中，分别盛 $0.1\text{ M Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (硫代硫酸钠) 50 mL 和 $0.5\text{ M Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 液 50 mL (注意浓度不同)，然后，同时各加入 $0.1\text{ M H}_2\text{SO}_4$ 20 mL ，结果都发生下列反应：



从溶液的变混浊 ($\text{S} \downarrow$ 析出) 的快慢，可以区分反应速度的快慢，这里，我们将会看到：在同样室温的温度条件下， $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 浓度较大的试管，首先出现白色混浊，这就告诉我们，在同一温度下，反应物浓度愈大，反应速度愈快。

经过前人大量的实验得出这样的规律：在其它条件不变时，化学反应速度与各反应物浓度的乘积成正比。这个规律我们称之为质量作用定律。

对于上面的实验来说，反应速度 V 同 $[\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3][\text{H}_2\text{SO}_4]$ 成正比，即 $V \propto [\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3][\text{H}_2\text{SO}_4]$

写成等式是 $V = K[\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3][\text{H}_2\text{SO}_4]$

这里 $[\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3]$ 表示 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 的浓度

$[\text{H}_2\text{SO}_4]$ 表示 H_2SO_4 的浓度，

K 是比例常数，称为速度常数。

当 $[\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3] = 1$ $[\text{H}_2\text{SO}_4] = 1$ 时， $V = K$ ，

因此速度常数 K 是反应物在单位浓度时的反应速度。显然，反应物浓度的变化不会影响 K 值，但温度以及其他条件的变化， K 值要相应的改变。不同的反应， K 值不同。如果 K 值大，说明在给定的条件下，这个反应进行的速度是较大的。

假如参加反应的某物质不只是一个分子，而是几个分子同时进行，例如下列反应：



这是两个 NO 分子同时与 1 个 O_2 分子作用根据实验结果：反应速度 V 和 $[\text{NO}]^2[\text{O}_2]$ 乘积成正比。

$$V = K[\text{NO}]^2[\text{O}_2]$$

如果反应是按 $m\text{A} + n\text{B} \rightleftharpoons p\text{C}$ 反应式所表示的进行则 $V = K[\text{A}]^m[\text{B}]^n$

从反应速度与反应物浓度的依赖关系，不难看出，随着反应的进行，反应速度必然逐渐减少（原因是反应物浓度不断减少），所以当谈到反应速度时应注明是在那一瞬间浓度的速度。在这里还必须指出：当有固态物质参加反应时，由于反应只在固体的表面上进行，这时谈固体的浓度是没有意义的，其反应速度仅与固体的接触面大小和与固体起作用的气体或溶液中反应物浓度有关。因此，质量作用定律的式子中的浓度，仅包括气体或溶液中反应物的浓度，如： $\text{C} + \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{CO}_2$ 反应 $V = K[\text{O}_2]$

思考题：一氧化氮与氧反应生成二氧化氮：



在同一温度下用同样浓度的 NO ，在空气中和在纯氧中的反应那个快？快多少倍？

二、温度对反应速度的影响：

温度对反应速度的影响很显著，例如由实验测得氢和氧化合为水蒸汽的反应，设氢和氧的浓度一定时，在 400°C ，它们完全化合约需 80 天；在 500°C 时约需 2 小时，在 600°C 则发生爆炸反应。

我们也可通过下列的演示实验说明温度与速度的关系。

〔演示 1—2〕

第一组：二支试管，一支盛 $0.005\text{M Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 溶液 50ml
另一支盛 $0.005\text{M H}_2\text{SO}_4$ 50ml，它们都插入

盛有冷水之烧杯中。

第二组：与第一组完全相同。

测出烧杯水温，然后把第一组的试管与烧杯一起加热，当温度比原来的升高 10°C 以上时，将第一组的 H_2SO_4 与第二组的 H_2SO_4 同时倒入同一组的 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 溶液中，我们可以看到，第一组产生白色混浊要比第二组快得多。从实验结果说明了在浓度相同的情况下，温度愈高，反应速度愈快。大量实验证明：温度每升高 10°C ，反应速度一般增加 $2 \sim 4$ 倍，绝大多数的化学反应都符合温度上升，反应速度增快的规律。所以在实验室中欲加速化学反应，常借加热的手段来达到这一目的，就是根据这一道理。

现在让我们应用气体分子运动的原理解释浓度、温度的改变，为什么对反应速度会带来这样的影响。

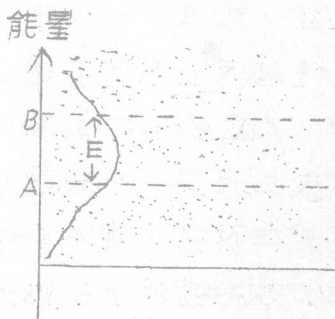
在一个密闭的容器里，气体分子以很大的速度向各个方面运动着，彼此间必然会发生碰撞。显然只有当反应物的分子相互碰撞时，才能发生反应。但是，是否每一次的碰撞，都能发生反应呢？答案是否定的。理论的计算表明，在相同条件（浓度和温度）下，气体分子间的碰撞次数是极多的，如果说分子经碰撞，就发生反应，那么，一切气体反应都可以在瞬间完成。但事实告诉我们，气体反应有快有慢，甚至速度相差很大，这就说明在气体反应中，反应物分子不断发生碰撞，在4万次碰撞中，大多数碰撞并不发生反应，分子碰撞后随即分开，只有少数分子的相互碰撞才能发生反应。这种能够发生反应的碰撞，称为有效碰撞，能够发生有效碰撞的分子称为活化分子。而活化分子是一些比普通一般分子具有较高能量的分子，因此，有效碰撞的次数就取决于单位体积内活化分子的数目，而反应速度的大小与活化分子数目有关。

在一定温度下，反应物分子总数中，活化分子所占的百分数

是一定的，当增加反应物浓度时，单位体积内分子的总数增多，活化分子数目也相应地成正比的增加了。例如，在一升容器里，有A分子100个，在该温度下，活化分子占20%，即有20个活化分子。如果反应物A浓度增加一倍，设含200个，此时活化分子将有40（仍为20%）。因此反应速度就增加一倍。这就说明反应速度和反应物浓度成正比的关系。

温度升高时，反应速度增加很快，这是因为温度升高不仅能使气体分子的运动增加，从而增加单位时间内分子间的碰撞次数，更重要的是，温度增加，使活化分子的百分数增加了。（因为温度升高，分子具有的能星增大，将有更多的分子变为活化分子，所以活化分子百分数增加），这样，就会在不增加反应物浓度的情况下，增加了单位体积内反应物的活化分子数目，从而使反应速度大大加快，反应速度常数 k 值就增大。

*既然反应的快慢，取决于活化分子的数目，那么活化分子与一般普通分子（同种类物质）相比，有什么特殊性呢？我们知道，在同一温度时，气体分子是具有大小不同的能星，有些能星大些，有些能星小些，一般是用它们能星的平均值，来表示该温度下分子的能星。所谓活化分子，就是指那些能星比较高的，是比平均能星高出一定数值的分子。如果我们粗浅的用示意图表示：图中小点表示气体分子，它们的能星不同，用纵坐标表示，A代表在该温度的平均能星。在能星为A附近的分子碰撞，显然是不能发生反应的，只有那些比平均能星高出一定数值（E）的分子碰撞，才能发生反应也即图中能星B以上的分子才能发生反应。这些高能星的分子称为活化分子，这个一定数值的能星E，称为活化能，常用千卡/克分子表之。不同的化学反应，所需的活化

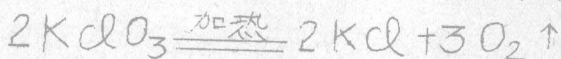


能数值不相同，有些反应活化能很大；有些反应活化能很小，显然在其他条件相同时，活化能正值愈小的反应，将有更多的分子进入活化状态，活化分子数目就愈多，反应速度就较快，K值就较大。相反，反应所需的活化能愈大，能够进入活化状态的分子数就愈少，则该反应的反应速度就较小，K值就较小。下面我们将要介绍催化剂对反应速度的加快，其原因是因为催化剂的加入能降低反应的活化能。

活化分子的概念，同样适用于在溶液中进行反应。

三、催化剂对反应速度的影响：

实验室制取纯氧，常用加热分解氯酸钾的方法：



实验证明：分解纯净的氯酸钾需要很高的温度，若温度不高时，分解极慢。但如果在氯酸钾中加入少量的一氧化锰(MnO_2)，就能大大加快它的分解，而一氧化锰的量和化学性质并没有发生任何变化。这里的一氧化锰仅仅促进了氯酸钾的分解速度。

这和由于加入另一物质或由于另一物质的存在而增大了反应速度的现象，称为催化作用。能增加反应速度而本身的组成量和化学性质在反应前后，保持不变的物质称为催化剂。上例，一氧化锰就是增加氯酸钾分解速度的催化剂。

此外，在合成氨工艺中，正因为使用铁催化剂；在硫酸工艺中使用 V_2O_5 (或 Pt) 作催化剂，才有足够的反应速度。 MnO_2 、铁、 V_2O_5 、Pt 等催化剂均为化学催化剂。

在我们观察无机界的化学反应的同时，也看看生物体内进行的化学反应，催化作用和催化剂是否也同样存在呢？大家都知道，新陈代谢是生命活动的基础，新陈代谢过程本身是由无数个化学反应组成的，这些反应绝大多数与无机界的化学过程不同，它们有很大的速度和明显的方向性，但是反应的进行并不是借助

于高温高压等化学手段，而是决定于那些活性物质——酶。酶亦称为酵素，是由生活细胞产生的有机物质，具有蛋白质本性，和特殊高效的催化能力，能够促进体内生化反应的进行，所以常被称为生物催化剂。酶是维持生命活动的最主要因素，没有酶，生命也就停止了。下面举出几个粗浅的例子，以帮助我们理解酶的重要性和催化作用。

例如：没有催化剂，蔗糖在水中^几年不起水解作用，但当加入少量 H^+ 离子或加入蔗糖酶后，不到几分钟，水解过程便可完成可见，酶的催化作用是多么强有力。

又如，食物到人的口中，舌头分泌出唾液淀粉酶，它能很快把淀粉消化为麦芽糖，后者再在小肠被葡萄糖苷酶水解而成为葡萄糖，这些生化反应的进行，都是酶催化作用的结果。

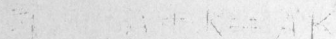
我们都有这样的经验，从地里新收回来的番薯是不甜的，但是如果把它贮藏一些时间，番薯就很甜了，这是因为番薯中的淀粉在酶的作用下变为糖，因而糖分增高。

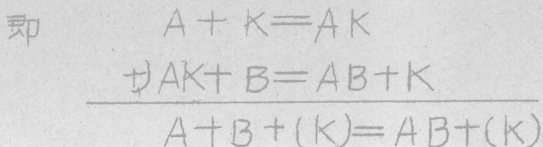
自然界中的酶有700多种，生物体内的酶种类是十分多的，每种酶对生化反应的催化作用都有高度的选择性，能促进蛋白质分解的酶，不能作用于糖或脂肪；能促进糖类水解的酶，不能作用于脂肪和蛋白质。目前，对于酶在体内的催化作用，仍在不断的研究中。

同学们也许会提出为什么物质会产生^{催化}作用？这里我们只介绍中间产物理论。

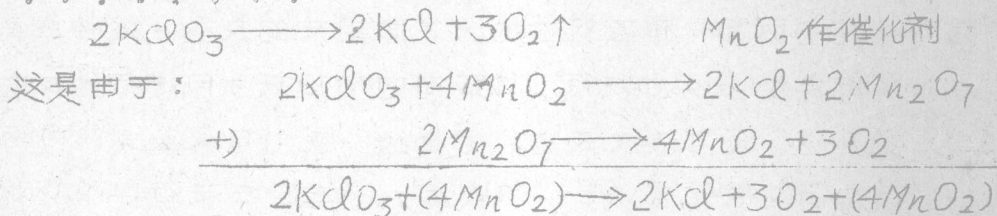
有一类反应如： $A + B = AB$

在没有加入催化剂之前，反应速度是很慢的，当加入催化剂K以后，反应速度增快，这是因为A与K先结合，生成活泼的中间产物AK，AK再与B作用，生成AB，而放出K。





从上述的反应可以看到，催化剂 K 作为参加反应的一员参加了反应，但是 K 的加入为什么会加快反应速度呢？这主要是 AK 的生成反应，以及 AK 和 B 反应的活化能之和较之 $A + B \rightarrow AB$ 的活化能为低，而且 AK 又是活泼分子易与 B 作用，因此催化剂 K 起到降低活化能的作用，如制氧反应：



除了反应物浓度、温度、催化剂对化学反应速度发生影响外，还附带谈光的作用，有些反应物的分子，由于吸收了光能，而被激化，变成了活化分子，使化学反应速度大大增加，例如氯气和氢气混合，在光的照射下，能发生爆炸反应。长期阴雨，作物的长期欠佳，主要原因之一，就是缺乏阳光，不能很好地进行光合作用。

可是，在生产中如果仅仅考虑反应速度，那还是很不够的，例如氨的合成反应： $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ ，根据温度与速度的关系，提高温度，反应岂不是可以大大加快吗？可是，我们还应该同时看到，温度升高， N_2 和 H_2 作用转化为 NH_3 的转化率却大大下降了，转化率下降的原因，是与化学平衡的移动有关的，所以在下一节我们将予以讨论。

§ 1-2 化学平衡

一、可逆反应与化学平衡：

为什么氮不能全部转变为氨呢？毛主席教导我们：“事物发展的根本原因不是在事物的外部，而是在事物的内部，在于事物内部的矛盾性。”浓度、温度、催化剂等都是外部条件，其内部原因是因为在密闭容器内，氮和氢的反应是可逆反应，就是说在 500°C 200~300大气压和以铁为催化剂的条件下，氮和氢能化合为氨；在同样条件下，氨也能分解为氮和氢，即

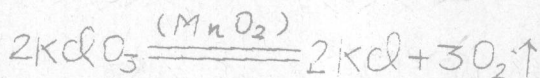


这是两个相互联系、相互对立的、方向相反的反应，这种在同一条件下，既能向某一方进行，又能同时向相反方向进行的反应，叫做可逆反应。为了表示反应是可逆的，我们在反应式内用两个方向相反的箭头来代替等号，习惯上，从左至右进行的反应称为正反应；由右至左的称为逆反应：

下面我们来分析一下这对矛盾的发生和发展情况。当氮和氢的化合反应一开始时，这对矛盾就产生了。这时由于氮和氢的浓度都很大，氮和氢的化合反应（这里是正反应）速度就很快，是这对矛盾的主要方面；而氨的浓度很小，所以氨分解为氮和氢的分解反应（这里是逆反应）速度很小，但是随着反应不断进行，由于氮和氢的浓度逐渐减少，正反应的速度势必逐步下降；相反，氨的浓度逐渐增大，逆反应速度也逐渐增大，总有那么一个时候，当正反应速度和逆反应速度相等时，正反应与逆反应处于相峙的状态，可逆反应达到这一状态时，称为化学平衡。它的外部特征就是这时反应容器内反应物和生成物的浓度，在条件不改变的情况下，无论经过多长的时间也不会改变，这时反应好像停止进行一样。其实，正逆反应仍在不断地进行着，只不过正逆反应速度相等而已。因此化学平衡实质上是动态平衡。

化学反应中的动态平衡，有力地证实了“平衡是和运动分不开的”的辩证唯物主义观点的正确性。然而这种平衡状态并不是化学运动的停止，而是化学运动过程中的一种特殊状态，是正逆反应速度处于势均力敌的特殊状态，当条件发生变化时，这种特殊状态，就要变化了。这就证实了“所谓平衡，就是矛盾暂时的相对的统一”而“矛盾的斗争性是元条件的，绝对的。”这是化学运动的一条普遍规律。

在这里，还要附带提一下，绝大多数的化学反应即是上述的可逆反应，但也发现有一些称之为不可逆反应。在这些化学反应中，反应物能完全变为生成物。例如氯酸钾在二氧化锰催化剂条件下，加热时，全部分解为氯化钾和氧：



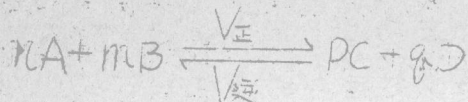
反过来，如以氯化钾和氧气制取氯酸钾，在目前的已知条件下是不可能的，因此，氯酸钾分解反应就被人们误认为是另一类反应——不可逆反应了。其实按照矛盾对立统一的观点，正反应和逆反应这对矛盾的双方都应同时存在的，人们所以看不到其逆反应的进行，可能是因为在该实验条件下，逆反应进行得极其缓慢以致与正反应速度相比，相差极为悬殊，当 $v_{\text{正}} = v_{\text{逆}}$ 时，实际上 KClO_3 几乎尽行分解退却无几了，因此正反应就被认为进行到底了。由此我们认为：可逆反应是化学运动的普遍特征，而不可逆反应可以看作是反应看一个方向进行得比较完全的可逆反应的极限。

思考题：化学平衡有什么特点？在平衡状态时，反应是不是停止了？

二、平衡常数：

利用质量作用定律来研究化学平衡，可以得到平衡常数的公

式，例如在一般的可逆反应中：



其中，正反应速度 $V_{\text{正}}$ 与反应物浓度的关系为：

$$V_{\text{正}} = K_{\text{正}} [A]^n [B]^m$$

逆反应速度 $V_{\text{逆}}$ 与生成物浓度的关系为：

$$V_{\text{逆}} = K_{\text{逆}} [C]^p [D]^q$$

当到达平衡时，

$$V_{\text{正}} = V_{\text{逆}}$$

即

$$K_{\text{正}} [A]^n [B]^m = K_{\text{逆}} [C]^p [D]^q$$

$$\text{移项：} \frac{[C]^p [D]^q}{[A]^n [B]^m} = \frac{K_{\text{正}}}{K_{\text{逆}}} = K$$

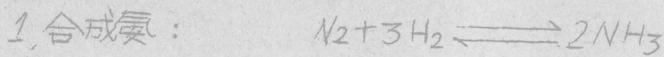
应用这一公式时，注意以下几点：

1. 平衡常数公式中的各物质的浓度都是指反应到达平衡状态时的浓度。
2. 平衡常数公式通常是将平衡时生成物浓度写于分式上面，而反应物浓度写于分式下面，浓度的方次即为化学方程式中该物质分子式前的系数。
3. 平衡常数 K ，不随浓度而变，而是随温度而改变（请思考为什么？）
4. 在有固体参与的可逆反应中，固体的浓度不列入平衡常数公式内（请思考，为什么？）

思考题：平衡常数与反应速度常数有什么关系？影响平衡常数的因素与影响反应速度常数的因素是否相同？

下面举几个实例，来说明平衡常数式的写法：

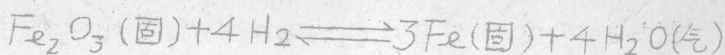
1. 合成氨：



达平衡时

$$K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$

2. 红热的 Fe_2O_3 与 H_2 作用：



达平衡时

$$K = \frac{[H_2O]^4}{[H_2]^4}$$

§ 1-3 化学平衡的移动

上面已指出：一切平衡都只是相对的和暂时的，而不平衡是绝对的。在一个进行着可逆反应的容器里，正反应和逆反应是一对相互联系，而又相互对立的矛盾，当反应达到平衡时，这对矛盾是处于相峙阶段（ $V_{\text{正}} = V_{\text{逆}}$ ）这时平衡只有在条件不变的情况下才能保持下去，当条件发生变化时，平衡就要遭到破坏，这是因为外界条件（浓度、压力、温度）对正逆反应发生了不同程度的影响，从而改变了两者的均等状态，直到它们和新的条件相适应的情况下，才又重新达到平衡。在新的平衡状态下，反应器中各物质的浓度较之原先平衡时的浓度发生了相应的改变，这是因为平衡的改变而引起浓度改变的过程，叫做平衡的移动。下面我们将分别讨论，外界条件的改变对化学平衡是怎样影响的。

一、浓度对平衡的影响

设在密闭容器中，可逆反应：



到达平衡时，

$$V_{\text{正}} = V_{\text{逆}}$$

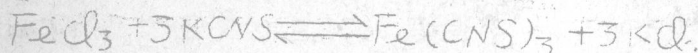
如果往容器中通入水蒸气，增加了 H_2O 的浓度，显然正反应速度加快，此时 $V_{\text{正}} > V_{\text{逆}}$ ，平衡状态因此而被破坏，反应向着生成 CO_2 及 H_2 方向进行。

但是，随着正反应的加速进行， CO 和 H_2O 的浓度必然逐渐减少，而 CO_2 和 H_2 的浓度逐渐增加，因此，在打破平衡以后，正反应的速度逐渐少，而逆反应的速度却逐渐增大直至正逆两反应的速度再一次相等时，体系^{*}又重新建立平衡，这时，四种物质的浓度，不再是原来的浓度，其中 CO_2 和 H_2 的浓度比之原先平衡时的浓度增大了，这种情况，我们说是由于水蒸气浓度增大，使平衡向生成 CO_2 和 H_2 的一方（右方）移动。

同理，如果在已达平衡体系中，减少某种物质（如上例减少 CO 浓度），平衡也要破坏（因为 $V_{\text{正}} < V_{\text{逆}}$ ），平衡向生成 CO 和 H_2O 一方移动，直至建立新的平衡为止。

再以实验来看浓度对平衡的影响。

〔演示 1—3〕 在三氯化铁溶液中加入硫氰酸钾（ KCNS ）由于产生的硫氰酸铁，而使溶液呈血红色，反应：

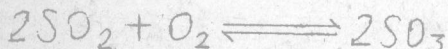


如果加入一些 FeCl_3 ，或 KCNS 溶液，我们将会观察到溶液血红色加深，这说明 FeCl_3 ， KCNS 浓度增加，平衡向右方移动。

注* 各种物质之间总有或多或少的联系，但为了研究的方便，我们常把其中一部份作为研究的对象，称为体系。例如一杯水，一瓶气体或一个装有反应物质的容器都可以称为体系。

应用上述原理，工业生产上常采取下列措施，以提高产率

1. 为了尽可能利用某一物质，必须加入过量的另一物质与之作用。例如硫酸工业中，为了尽量利用 SO_2 ，使它充分转化为 SO_3 ，必须用过量的氧（空气）和它起作用，提高 SO_2 转化率。



2. 不断地分离出生成物之一，则平衡向着产生这个生成物的