

高等学校教学用书

普通化学

第二册

H. J. 格琳卡著

高等教育出版社

高等学校教学用书



普通化学

第一册

И. Л. 格琳卡 著
朱慧楠 等 译

(重译本)

高等教育出版社

本書系根据苏联国立化学科技書籍出版社 (Государственное научно-техническое издательство химической литературы) 出版的格琳卡 (Н. Л. Глинка) 著“普通化学” (Общая химия) 1952 年第五版修訂版譯出。原書經苏联高等教育部审定为高等学校非化学系用教科書。

全書計二十六章, 譯本分四册出版。

參加本册翻譯和校对工作的为大連工学院朱慧楠、李相魁、鄭佩珍、俞飞白、陆文汉、張指銘、刘康时七位同志。在翻譯中, 承苏联專家 В. В. 米哈依洛夫 (В. В. Михайлов) 同志給予帮助和指导, 在这里謹向他表示謝意。

本書原由商务印書館出版, 自 1956 年 12 月起改由本社出版。

普 通 化 学

第二册

Н. Л. 格琳卡著

朱慧楠等譯

高等教育出版社出版

北京琉璃廠一七〇号

(北京市書刊出版業營業許可證出字第〇五四号)

天津第一印刷厂印刷 新华書店总經售

統一書号 13010·213 開本 787×1092 1/27 印張 4 2/27 字數 95,000

一九五二年十一月重北教育出版社初版 (共印 20,000)

一九五三年二月商務第一版 (共印 132,000)

一九五六年十二月北京新一版

一九五六年十二月天津第一次印刷

印數 00001—28,000 定價 (8) 50.44

第二冊目次

第八章 化学动力学与化学平衡	207
62. 化学反应的速度	207
63. 化学平衡	214
64. 呂·查德里原理	220
第九章 氫	224
65. 自然界中的氫	224
66. 氫的制取	224
67. 氫的性質和用途	227
68. 原子氫	230
69. 別凱托夫金屬置換順序	231
70. 氧化-还原反应	233
第十章 水·溶液	237
水	237
71. 自然界中的水	237
72. 水的物理性質	238
73. 水的化学性質	242
溶液	243
74. 溶液的性質	244
75. 溶解过程	244
76. 溶液的濃度	245
77. 溶解度	249
78. И. И. 門德雷耶夫的水化学說	253
79. 过饱和溶液	257
第十一章 溶液的性質	258
80. 滲透压力	258
81. 溶液的蒸气压	263
82. 溶液的凝固和沸騰	264
第十二章 电离學說	271
83. 酸、鹼和鹽溶液的性質与根据稀溶液所导出的定律的偏差	271
84. 溶液的电导	274

85. 电离学说	276
86. 离解过程	281
87. 电流通过溶液的机构	284
88. 离解度	287
89. 由溶液的电导测定离解度	290
90. 强电解质和弱电解质	295
91. 离解常数	299
92. 强电解质在溶液中的状况	301
93. 从电离学说的观点来看酸、碱和盐的性质	303
94. 氢氧化物及其离解	305
95. 离子平衡的移动	308
96. 电解质溶液中的反应是其离子的反应	311
97. 离子方程式	313
98. 电解质溶液中互换反应的机构	314
99. 离子方程式的组成方法	320
100. 水的离解	321
101. 盐类的水解	324
102. 对于酸、碱性质的新观点	329

人名对照表

第八章 化学动力学与化学平衡

化学动力学是化学中的一个部門，它研究有关化学反应过程的一般規律。本章的内容就是化学动力学原理的簡要叙述。

62. 化学反应的速度 化学反应的研究告訴我們，反应可以各种極不相同的速度进行。有时反应进行得非常快，以致实际上可認為它是瞬間的；例如，許多在水溶液中进行的鹽、酸及鹼之間的反应，或是所謂爆炸的反应。相反地，在另一些情況下，反应速度非常慢，想要得到微量的反应产物，甚至需要好几年以至几百年。

反应速度是用單位時間內作用物濃度的变化来測定的。單位体積內所含物質的量称为濃度。在測定反应速度时，濃度通常是用 1 升內所含物質的克分子数来表示。假定在某一瞬間，某一作用物的濃度在 1 升內是 2 克分子，經過 1 分鐘后，其濃度在 1 升內成为 1.8 克分子，因此，在 1 分鐘內濃度就减少了 0.2 克分子。濃度的减少証明了在 1 分鐘內，1 升中所含的該物質里有 0.2 克分子發生了作用。所以，濃度变化的大小，可以作为單位時間內物質發生变化的量的尺度，亦即反应速度的尺度。根据这一点，反应速度以單位時間內 1 升中克分子数的变化来表示。在上述情形下，反应速度为 0.2 克分子/分。

因为物質是按当量發生作用的，所以可根据任一作用物濃度的变化，来决定反应的速度。

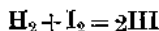
每一反应的速度除与作用物性質有关外，还要看反应进行时所处的条件而定。这些条件中最重要的是：濃度、溫度和催化剂。首先，我們来討論濃度对反应速度的影响。

根据分子运动学說的概念，很容易了解反应速度和作用物濃度的关系。我們以一定溫度下某一体积內互相混合的两种气态物質間的反应为例来研究之。

气体分子以很大的速度向各个不同的方向运动，因此不可避免地要互相接触，互相碰撞。显然，分子間的相互作用只有在它們碰撞时方可能發生。因此，分子碰撞愈頻繁，則作用物变为新的产物愈快，反应速度也愈大。而分子碰撞頻率，又首先与單位体积內的分子数有关，亦即与作用物的濃度有关。

不应認為分子間每一碰撞都必定生成新的分子。我們可以充分証明，事实并不如此。应用分子运动学說可以計算出，在單位時間內，当一定濃度和一定溫度下，作用物分子間应發生多少次碰撞，同时，由实验測定的反应速度告訴我們在这一段時間內实际上有多少分子發生作用。結果發現，后一数目总是小于前一数目。显然，在分子間具有一定百分数的較“活化”的分子，亦即在碰撞时具有較大能量的分子；只有当这些活化分子碰撞时，才發生化学的相互作用，其他的分子則在碰撞后就分开，并不發生变化。但不管在个别情况下活化分子的百分数如何，它們在單位体积內的絕對数目，以及由此而决定的有效碰撞数，將隨濃度的增加而增大，因此反应速度也將增大。

現在讓我們試行确定反应速度和作用物濃度間量的关系。为了这个我們要來討論某一具体反应，例如，由碘和氫生成碘化氫的反应：

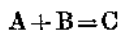


假定在某一溫度下，將等体积的氫和碘蒸气混合于容器中，并將混合物压縮到每一气体的濃度等于 0.1 克分子/升。这时反应开始。設在这些条件下，在 1 分鐘內 H_2 及 I_2 各有 0.0001 克分子变为 HI，即反应速度等于 0.0001 克分子/分。假使增加某一气体（例

如氫)的濃度到二倍、三倍或四倍时(即在該容器內加入相当量的氫),則在單位時間內 H_2 和 I_2 分子間的碰撞數顯然也增加到同样的倍数,因此,它們間的反應速度也增加到同样的倍数。当兩種气体的濃度同时增加时,假定一种气体增加到兩倍,而另一种气体增加到四倍,則反應速度就增加到八倍,而成为: $0.0001 \times 2 \times 4 = 0.0008$ 克分子/分。由此得出下面的結論:

化學反應的速度与各作用物濃度的乘积成正比。俄国科学家 H. H. 別凱托夫在 1865 年首先得出这个对化学非常重要的結論。后来这結論称为質量作用定律。

現在讓我們从最簡單的反应着手,研究如何用数学式来表示質量作用定律。这种最簡單的反应,正如 HI 的生成一样,是一种物質的一个分子与另一物質的一个分子互相作用所發生的反应。因为我們現在所注意的只是参加反应的物質,所以我們可以用一般的化学方程式来表示这种反应:



以 $[A]$ 及 $[B]$ 分別表示物質 A 和 B 的濃度,以 v 表示在該濃度下反應的速度,則

$$v = K \cdot [A] \cdot [B]$$

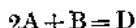
式中 K 为一比例系数,对于某一反应來說,在一定溫度下为一常数,称为速度常数。它表明作用物的性質和作用物彼此間相互作用的趨勢对于反應速度的影响。

假使在上式中取 $[A] = 1$ 及 $[B] = 1$, 則得

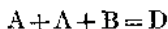
$$v = K$$

由此可見,当作用物濃度(或其相乘积)等于 1 时,則速度常数 K 的数值等于反應速度。

假如参加相互作用的不仅是某物質的一个分子,而是若干个分子,則反應速度的表示法稍有不同,例如:



或



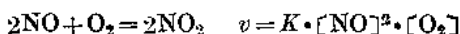
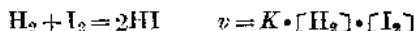
为了要使这个反应能够發生，兩分子的A和一分子的B应当同时参加碰撞。数学的分析指明，在这种情况下，物質A的濃度在反应速度方程式中应当出現兩次：

$$v = K \cdot [A] \cdot [A] \cdot [B] = K \cdot [A]^2 \cdot [B]$$

在一般情况下，假如有 m 个分子A与 n 个分子B同时發生作用，則反应速度方程式的形式如下：

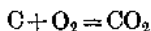
$$v = K \cdot [A]^m \cdot [B]^n$$

下面的这些具体例子說明了上述的情形：



一切反应的速度都逐漸地不断减小，这是因为相互作用的物質在漸漸消耗，它們的濃度也就愈来愈小。所以，当談到反应速度时，我們总是指在某一瞬間的速度，也就是假定在該瞬間內的濃度可以保持不变，繼續到一定時間（几分、几小时）^①，而物質發生变化的量。

所有关于反应速度与作用物濃度間关系的結論，都不能推广到参加反应的固态物質上去。因为固态物質仅在其表面上發生作用，所以在这情况下反应速度和体积濃度（объемная концентрация）無關，而与固态物質表面的大小有关。所以，如果在反应中除气体和溶質外，尚有固态物質参加时，則反应速度（在固态物質粉碎到一定的程度的情况下）仅随着气体或溶質的濃度而变化。例如，煤燃烧时

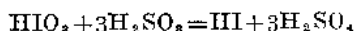


它的反应速度只和氧的濃度成正比：

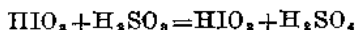
① 因为反应速度的時間單位常采用分或小时之故。——譯者

$$v = K[O_2]$$

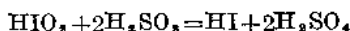
在实际测定反应速度时，常常遇到似乎不符合于质量作用定律的情形。这可能是因为很多反应分成若干个阶段来进行，即分为几个连续的、更简单的反应过程的缘故。在此情形下，质量作用定律适用于每一个个别的基本反应，但不适用于整个的总反应。例如碘酸 HIO_3 与亚硫酸 H_2SO_3 的反应，以总的方程式来表示为：



根据测定的结果，这一反应速度的增加不与 H_2SO_3 浓度的三次方成正比，而几乎正好与其一次方成正比。这好像与质量作用定律相矛盾。然而，假定所研究的反应分两个阶段进行，则 HIO_3 首先按照下面的方程式慢慢地变成亚碘酸 $HIIO_3$ （这个化合物目前还不清楚）：



然后 HIO_3 很快地与 H_2SO_3 发生作用，而生成 HI 及 H_2SO_4 ：

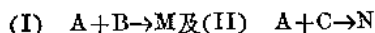


在这种情形下所观察到的反应速度，显然是由第一个慢的反应速度所决定，即依照质量作用定律，这一反应速度的增加，应与 H_2SO_3 浓度的一次方而不是与其三次方成正比。（实际上这一反应的进行还要复杂些。）

经过多次的研究确定，大多数气体的反应都是非常复杂而并不服从质量作用定律的简单形式的。所以，没有研究反应的实际机构，而只根据普通的化学方程式，尚不能肯定地判断该反应的速度将怎样地随着浓度而变化。

俄国科学家 H. A. 希洛夫（见第 157 节）曾研究过溶液中的化学反应动力学，特别是所谓“共轭反应”的机构。他的卓越的研究工作，阐明了化学动力学中最重要的问题——化学反应的机构问题。

假设在两个反应中，有一个作用物是共同的

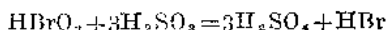


而且其中第二反应仅当第一反应存在时才能进行，则这两个反应称为共轭反应。对于两个反应都参与的物质 A 称为作用体，直接和作用体起反应的物质 B 称为诱导剂，而仅当有诱导剂存在时才能和 A 起反应的物质 C 则称为受作用体。

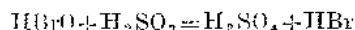
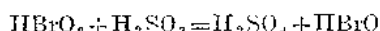
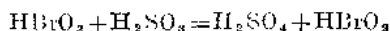
当有亚硫酸存在时，亚砷酸 H_3AsO_3 被溴酸 $HBrO_3$ 所氧化的反应就是共轭反应的一个例子。溴酸（在这里是作用体）氧化亚硫酸，但不直接氧化亚砷酸。可是，如果用溴酸来与亚硫酸（诱导剂）和亚砷酸的混合物相作用，则

亞硫酸和亞砷酸就都可以被溴酸所氧化了。

希洛夫的理論把共軌反应的机構解釋如下：化学作用一般不是直接按照总的反应方程式进行，而是經過一系列中間阶段的。因此，例如溴酸和亞硫酸間的作用，总的方程式为



但这方程式只表示反应的总結果，而并未涉及反应的过程。很难希望一个 HBrO_3 分子一下子和三个 H_2SO_3 分子相作用，实际上反应很可能是分几个阶段进行的：



如果溴酸本身不能氧化亞砷酸，則对于上述反应阶段的中間产物（如 HBrO_2 或 HBrO ）來說，这种氧化作用就会是可能的了。这样就說明了只有当誘导剂 H_2SO_3 存在时溴酸才能氧化亞砷酸这个事实。

从上面所举例子可以看出，在共軌反应中，誘导剂的作用类似催化剂，能引起缺少了它就不發生的反应。但是應該把誘导剂和催化剂严格区别出来：前者在反应时是要被消耗的，而后者則不然。

除濃度以外，溫度也是影响反应速度很重要的一个因素。溫度对速度的影响是很大的。由实验測定，每当溫度上升 10° 时，反应速度平均增大一、二倍。而当溫度降低时，反应速度就以相同的比例减少。

表示当溫度上升 10° 时一定反应的速度增大几倍的数值，称为反应的溫度系数。

根据上述，取反应的溫度系数为 2 时，不难計算，假使当 0° 时，反应在 10 分鐘內完成，則当 100° 时，它在 0.6 秒內就可完成了。相反地，当 100° 时在 10 分鐘內能完成的反应，当 0° 时，为了完成这一反应，便需要 7 天左右的时间。由此可知，很多在高溫下进行得很快的反应，在常溫下却进行得非常慢，甚至我們会觉得它好像完全没有进行一样（例如由氫及氧合成水）。

当温度上升时,反应速度增加很多,这个现象不能仅以温度上升时分子間碰撞次数的增加来解释它。根据分子运动学说,分子运动速度的增加与绝对温度的平方根成正比,但实际上反应速度的增大却要快得多。因此,我们应当认为温度上升不仅使碰撞更加频繁,同时也增加有效碰撞的次数。关于这一点,在某种程度上可能因为随着温度的上升,分子变得较不稳定,于是更趋向于发生化学反应,这样就使得有效碰撞次数增加,亦即增加活化分子的百分率。

最后,对反应速度有很大影响的第三个因素是催化剂。催化剂是一种能改变反应速度而其本身的组成和份量在反应前后保持不变的物质。催化剂的影响通常是增加反应速度。有时催化剂可以使反应速度增加到 1000 倍或 1000 倍以上,最常用的催化剂是金属粉末。

由二氧化硫和氧合成三氧化硫的反应可以作为催化剂影响的一个好例子,这个反应就是接触法制硫酸的基础。

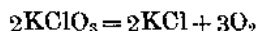
到此为止,我们所研究过的各种不同条件对反应速度的影响,主要只涉及在均匀系统(气体混合物、溶液)里进行的反应。在不均匀系统中反应的进行要复杂得多。

不均匀系统是由一些物理性质或化学性质各不相同的独立部分组成的,这些独立部分以一定的界面互相分开。不均匀系统内每一独立的均匀部分称为相。例如:冰、水和在它们上面的水蒸气组成一个三相(固体——冰,液体——水和气体——水蒸气)的不均匀系统;酸和被放在酸中的金属块组成二相系统等。

在不均匀系统里,反应总是在两相的界面上进行的,因为只有在这里,两相的分子才会互相碰撞。因此,不均匀系统的反应速度,除去上述三个因素外,还与作用相之间的接触面大小有关。凡接触面的增大,都会引起反应速度的增加。例如:表面很大的煤层,

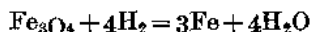
燃燒起来，比大塊的煤要快得多；又如若取粉碎的金屬放入酸中，則金屬溶解的速度就大大地加速，諸如此類。決定不均勻系統反應速度的另外一個重要因素是擴散作用，由於擴散，反應物尚未作用的部分可繼續進入界面。用人工的方法搖動和攪拌來加快擴散過程，可以使反應速度大大提高。

63. 化學平衡 很多化學反應進行結果，過程能達到全部完成，作用物完全變為反應產物，即所謂反應進行到底。例如氯酸鉀當加熱時，毫無剩餘地全部變成氯化鉀和氧：

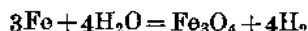


反過來從氯化鉀和氧制取氯酸鉀，至少就我們所知的條件而言，是不可能的。這種反應稱為實際上不可逆的或單向的反應。

四氧化三鐵和氫相互作用的反應具有另一種性質。假如將氫在灼熱的四氧化三鐵上面通過，則後者變成鐵，而氫和四氧化三鐵中的氧化合生成水：



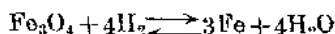
但是另一方面，在同樣的溫度下，使水蒸氣和鐵粉作用，卻可以得到四氧化三鐵和氫。假如把上面的方程式從右向左讀時，則這一反應也可以用該方程式來表示：



因此在同一溫度下，可能進行兩個方向完全相反的反應：從四氧化三鐵和氫生成鐵和水蒸氣，而鐵和水蒸氣則又生成四氧化三鐵和氫。

這種在同一條件下，既能向某一方向又能向另一方向進行的反應，稱為可逆的或双向的反應。

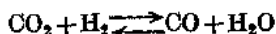
為了表示化學過程是可逆的，在反應式中用兩個方向相反的箭頭來代替等號：



从左向右进行的反应通常称为正反应，与此相反的反应称为逆反应。

可逆反应的特性是在密闭的容器内反应不能进行到底。甚至即使所取的作用物是等当量的，它们也永远不会全部耗費而都生成反应产物。反应只能进行到一定程度，然后就好像是停顿了一样。

我們用具体的例子来说明这个现象。在高温时二氧化碳和氫相互作用，生成一氧化碳和水。这反应是可逆的，可用下式来表示：



由实验测得，假如混合一克分子二氧化碳和一克分子氫，并把混合物加热到 1200° ，则在生成 0.6 克分子一氧化碳和同量的水时，反应即到达极限。因此反应物中剩下 0.4 克分子二氧化碳及 0.4 克分子氫没有发生作用：

	$\text{CO}_2 + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$			
反应物质最初的数量(克分子)	1	1	0	0
到达反应极限时物质的量(克分子)	0.4	0.4	0.6	0.6

不难了解，我們所研究的反应“停顿”的原因是由于有逆反应的緣故。实际上，当二氧化碳和氫混合以后，在它们之間就开始相互作用，结果生成了 CO 和 H_2O 分子。随着这反应的进行，作用物质的浓度降低，同时反应速度也愈来愈小。就在此时，在混合物中自从 CO 和 H_2O 分子出现的一瞬间起，便有了产生逆反应的可能性。CO 和 H_2O 分子互相碰撞，可以重新变成 CO_2 和 H_2 分子。最初，当 CO 和 H_2O 分子还很少的时候，發生的碰撞也是非常少的。但是，随着 CO 和 H_2O 分子的增加，碰撞开始愈来愈頻繁；而当正反应的速度减低时，逆反应的速度却在增加。最后就达到正逆两反应速度相等，也就是說在每一單位時間內， CO_2 和 H_2 分子减少多

少,由于逆反应就会重新生成多少。从这时开始,虽然最初所取的物质 CO_2 和 H_2 还没有全部发生作用,但所有四种气体的浓度却停止变化了。

假如我们开始不用二氧化碳和氢,而用一氧化碳和水,所得到的最后结果也是相同的。

当作用物的浓度不变时,此系统的状态称为化学平衡。当正反应和逆反应速度相等时,即达到化学平衡。

在达到平衡时,我们好像觉得反应已经停止而不再向前进行。但是,这只是表面上的停止;实际上正逆两个反应继续进行着,只不过其中一个反应的结果与另一反应的结果互相抵消而已。

因为化学平衡并非由于反应的停顿所引起,而是由于两个方向相反的反应速度相等的缘故,所以化学平衡实质上是动的平衡。这个平衡可以和水槽中当一面注水、同时另一面又放水所得到的平衡相比拟。假如注入水槽的水量和流出的水量相等,则槽里的水量不发生变化;与此完全相同,在到达化学平衡后,每一物质的量都不再变化。

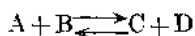
一旦在某些物质之间建立了化学平衡,则当条件不改变时,平衡可以永久保持。但是只要改变平衡状态中某一物质的浓度,则平衡立即被破坏,同时所有其余物质的浓度也开始改变。

例如,在容器中有 CO_2 、 H_2 、 CO 和 H_2O 处于平衡状态。现在再加一些二氧化碳到容器中去。 CO_2 浓度增加,显然地使正反应暂时取得了对逆反应的优势,加快了向右方进行的反应。由于这样, CO_2 和 H_2 的浓度开始逐渐减少,而 CO 和 H_2O 的浓度则增加起来。这种浓度的变化,将继续进行,直到在一方面, CO 和 H_2O 的增加和另一方面, CO_2 与 H_2 的减少,使正逆两个反应的速度相等时为止。这时又重新建立平衡,但所有四种物质已在另一浓度下,而不是先前的浓度了。

因平衡被破坏而引起的浓度变化过程，称为平衡的转移或移动。假如在方程式右边的物质的浓度增加（当然在左边的物质的浓度同时减少）就说平衡向右移动或是按正反应的方向进行；当左边的物质的浓度增加时，就说平衡向左移动。例如，在上面所研究的情形下，因为 CO 和 H_2O 的浓度增加，平衡向右移动。

于是我们得出，当正反应和逆反应的速度相等时，才达到化学平衡。现在，我们用数学式来表示达到平衡的情况。

假定有一个可逆反应，用下面的普遍方程式表示：



式中 A 和 B 是两个物质，由它们生成新的物质 C 和 D 。用 $[\text{A}]$ 、 $[\text{B}]$ 、 $[\text{C}]$ 、 $[\text{D}]$ 分别来表示这些物质的浓度。用 v_1 来表示正反应（按上面一个箭头的方向进行的反应）速度，用 v_2 来表示逆反应速度。因反应速度与作用物浓度的乘积成正比，所以对于正反应

$$v_1 = K_1 \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}]$$

同样地，对于逆反应

$$v_2 = K_2 \cdot [\text{C}] \cdot [\text{D}]$$

当达到平衡时，两种反应速度相等，即

$$K_1 \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}] = K_2 \cdot [\text{C}] \cdot [\text{D}]$$

移项，将常数 K_1 及 K_2 置于等号的一边，得

$$\frac{[\text{C}] \cdot [\text{D}]}{[\text{A}] \cdot [\text{B}]} = \frac{K_1}{K_2}$$

因 K_1 及 K_2 为常数，所以它们的比值也是常数。以 K 表示之，得

$$\frac{[\text{C}] \cdot [\text{D}]}{[\text{A}] \cdot [\text{B}]} = K$$

式中 $[\text{C}]$ 、 $[\text{D}]$ 、 $[\text{A}]$ 和 $[\text{B}]$ 表示在平衡状态下，各相应物质的浓度。

上面所导出的公式为质量作用定律应用于可逆反应的数学公式。它的物理意义如下：

在可逆反应中,对一定反应,在一定温度下,当生成物质浓度的乘积,除以参加反应物质浓度的乘积,等于某定值时,即达到平衡。

如参加一个反应的各物质分子不止一个时:

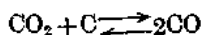


则公式具有如下形式:

$$\frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^m \cdot [B]^n} = K$$

常数 K 称为平衡常数。对于每一反应而言,平衡常数有一定的值,它与浓度无关,但随温度而变化。这个数值是 K_1 和 K_2 的比值,因而也就是同一温度和单位浓度下正反应比逆反应所快的倍数;如果我们注意到这些,就不难理解它的物理意义了。

假如反应中有固态物质参加,则它们的浓度不包括在平衡常数公式内,因此,同样地把它们的浓度也就不包括在反应速度公式内(见前),例如,二氧化碳和灼热的碳之间的反应



其平衡常数形式如下:

$$K = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$$

这个反应的平衡,只可能因二氧化碳或一氧化碳的浓度改变而被破坏,而碳的量则不论它增加或者减少,对平衡状态都不能产生任何影响。

利用平衡常数方程式,容易断定当作用物中一个或另一个的浓度改变时,平衡将如何移动。这里我们用大家所熟悉的二氧化碳和氢的反应为例来说明。

这反应的平衡常数可用下式来表示:

$$K = \frac{[CO] \cdot [H_2O]}{[CO_2] \cdot [H_2]}$$