

术语及概念

BET 公式 BET formula

1938 年布鲁瑙尔 (Brunauer)、埃米特 (Emmett) 和特勒 (Teller) 三人在兰格缪尔单分子层吸附理论的基础上提出多分子层吸附理论。该理论与兰格缪尔理论的主要不同之处是吸附在固体表面的分子存在着范德华力仍可吸附其他分子, 即形成多分子层吸附。在吸附过程中不一定待第一层吸满后再吸附第二层。第一层吸附的吸附热较大, 相当于化学反应的吸附热, 且不同于其他各层的吸附热; 第二层以后的吸附热均相等且数值较小, 仅相当于气体的冷凝热。在此基础上, 推出 BET 公式如下:

$$\frac{V}{V(\text{单})} = \frac{c(p/p^*)}{(1-p/p^*)\{1-(1-c)(p/p^*)\}}; \text{ 其中 } V \text{ 为被吸附物质的总体积, } V(\text{单}) \text{ 为单层饱和吸附时所需吸附质的体积, } c \text{ 是与吸附热有关的常数, } p^* \text{ 为指定温度下液态吸附质的饱和蒸气压。BET 公式适用于相对压力 } p/p^* = 0.05 \sim 0.15 \text{ 的范围, 超出此范围就会产生较大的偏差。}$$

DLVO 理论 DLVO theory

1941 年由德查金 (Derjaguin) 和朗道 (Landau) 以及 1948 年由维韦 (Verwey) 和奥弗比克 (Overbeek) 分别提出的带电胶体粒子的稳定理论。胶体粒子稳定的三个主要原因是, 分散相粒子

的带电、溶剂化作用以及布朗运动。

HLB 法 hydrophile – lipophile balance method

一种表面活性剂的选用方法，是格里芬（Griffin）1945 年提出来的。HLB 代表亲水亲油平衡。HLB 值越大表示该表面活性剂的亲水性越强。例如，HLB 值在 2~6 的表面活性剂可作油包水型的乳化剂；而 HLB 值在 12~18 的表面活性剂可作水包油型的乳化剂等。

pVT 性质 pVT property

指气体的压力、体积和温度三种宏观性质，不涉及到相变化及化学反应。

ζ 电势 zeta potential

见电动电势。

阿伏加德罗常数 Avogadro' number

1 摩尔的任何物质所含的粒子数，称为阿伏加德罗常数，其值为 6.022045×10^{23} ，通常以符号 N_A 或 L 表示。这个数值可由实验测定。

阿伏加德罗定律 Avogadro law

意大利化学家阿伏加德罗（Amedeo Avogadro, 1776 ~ 1856）于 1811 年提出“在相同的温度与压力下，相同体积的各种气体均含有相等数目的分子数（或其他基本单元数）。”这一定律对实际气体只是近似地正确，是实际气体压力趋向于零时的极限性质。温度与压力恒定时， $V/n = \text{常数}$ ，称为阿伏加德罗定律。

阿累尼乌斯电离理论 Arrhenius ionization theory

1887年阿累尼乌斯（1859~1927，瑞典人）提出电解质的部分电离学说，他认为电解质在溶液中解离为两种离子，一种带正电荷、一种带负电荷；两者所带电荷总数相等，故溶液整体呈电中性。在直流电场作用下，正、负离子各向一极移动。在通常的情况下，电解质只是部分解离，另一部分仍是分子，离子与未电离的分子呈平衡，这一理论在电化学发展过程中起了重要的作用。它解释了电解质溶液的依数性，如渗透压、沸点升高、凝固点下降等为什么都比同浓度的非电解质溶液的数值高，也解释了电解质能导电的特性。但其部分电离的观点不适用于强电解质溶液，这是该理论的局限性。

阿累尼乌斯方程 Arrhenius equation

表示化学反应速率常数与温度之间关系的经验式 $k = k_0 e^{-\frac{E_a}{RT}}$ ，其中 k_0 为与碰撞次数有关的常数，称为指前因子或频率因子； E_a 为反应的活化能。

阿累尼乌斯活化能 Arrhenius activation energy

见活化能。

阿马格定律 Amagat law

19世纪阿马格对低压混合气体的实验研究结果表明，混合气体中各组分的分体积之和与总体积相等。此结论称阿马格定律。

艾林方程 Eyring equation

由过渡状态理论计算双分子反应的基本方程：

$$k = \frac{kT}{h} \cdot L \cdot \frac{q_A^*}{q_A q_B^*} e^{-\frac{E_0}{RT}}.$$

爱因斯坦光化当量定律 Einstein's law of photochemical equivalence

见光化学第二定律.

爱因斯坦 - 斯托克斯方程 Einstein - Stokes equation

用于计算球型粒子扩散系数的方程 $D = RT/6L\pi\eta r$. 式中 L 为阿伏加德罗常数; η 为粘度; r 为球型粒子的半径.

安托万常数 Antoine constant

安托万方程 $\ln p = A - B/(T + C)$ 中的常数 A , B 和 C .

安托万方程 Antoine equation

计算蒸气压与温度关系的方程, 是克劳修斯 - 克拉佩龙方程最简单的改进. 它的形式简单, 计算方便在 $1 \sim 200\text{kPa}$ 范围内误差很小. 安托万方程的形式为: $\ln p = A - B/(T + C)$. 式中 A , B , C 都是物质的特性常数, 称为安托万常数.

盎萨格电导理论 Onsager's theory of conductance

盎萨格把离子氛的概念用在稀溶液的电导上, 考虑到在外电场的作用下由于离子氛的不对称效应, 对中心离子所产生的松弛力, 以及离子氛及其溶剂化层在电场中向反方向运动所产生的电泳力, 他把离子电导偏离极限当量电导的原因归于这两种力, 这就是盎萨格电导理论的基本人议.

半电池 half cell

一个完整的连续进行电化学过程的体系，无论是原电池或电解池，至少包含两个电极才可能接通外电路，让电流流过。因为电化学反应的特点是共轭的氧化反应和还原反应分别在不同的区域进行：阳极上只进行氧化反应，放出电子给外电路，阴极上只进行还原反应，从外电路得到电子，电子通过外电路由阳极输送到阴极。每个电极上的反应不同，其特性也不一样。整个电化学体系是由独立的两个电极部分组合而成。单个电极部分称为半电池。

半衰期 half time period

某反应物转化率达到 $1/2$ 所需的时间称为半衰期。

饱和液体 saturated liquids

气液平衡称为饱和。饱和状态的气体与液体分别称为饱和蒸气与饱和液体。

饱和蒸气 saturated vapor

气液两相平衡时气体称为饱和蒸气。

饱和吸附量 saturated extent of adsorption

固体表面所有具有吸附能力的位置皆被吸附质所覆盖，这时吸附即达到饱和状态，所对应的吸附量称为饱和吸附量。

饱和蒸气压 saturated vapor pressure

气相与液相或固相在指定温度下处于两相平衡时的蒸气压。

爆炸界限 explosion limits

爆炸界限分爆炸上限和爆炸下限，有的气体还有第三限。定量可燃混合气体，在一定温度下，若气体压力低于某一数值则不会发生爆炸，高于该值便会发生爆炸，该压力值称为爆炸下限。若增加压力超过某一数值则不会发生爆炸，该压力值称为爆炸上限。

比表面功 specific surface work

增加液体的单位面积所需做的可逆功，称为比表面功。

比表面吉布斯函数 specific surface Gibbs function

恒温、恒压下增加液体的单位表面时，系统所增加的吉布斯函数，称为比表面吉布斯函数。

比浓粘度 reduced viscosity

表示单位浓度的增比粘度 $\frac{\eta_{sp}}{c} = \frac{1}{c} \cdot \frac{\eta - \eta_0}{\eta_0}$ ，其中 η_{sp} 为增比粘度； c 为溶液浓度； η_0 为溶剂粘度； η 为溶液粘度。

标准电动势 standard electromotive force

原电池的标准电动势指参加电池反应的各物质均处在各自标准态时的电动势。这时标准电动势 $E^\ominus = E_+^\ominus - E_-^\ominus$ 。

标准电极电势 standard electrode potential

将标准氢电极作为阳极，给定电极作为阴极组成电池，当给定电极中各反应组分均处在各自的标准态时，电池的电动势，即给定电极的电极电势称为该电极的标准电极电势。在任意温度

下，氢电极的标准电极电势恒为零。

标准摩尔反应焓 **standard molar reaction enthalpy**

任一化学反应中全部反应物和产物均处于温度 T 的标准态下，其摩尔反应焓就称为标准摩尔反应焓。

标准摩尔反应吉布斯函数 **standard Gibbs function of molar reaction**

各反应组分，包括反应物和产物均处于标准态时，每摩尔反应的吉布斯函数变。所谓标准态即压力为 100kPa ，所有反应组分均为纯态，不能混合。

标准摩尔反应熵 **standard molar reaction entropy**

在恒定温度 T 下，且各组分均处于标准态下，反应 $aA(g) + bB(g) \rightarrow lL(g) + mM(g)$ 的熵变，即温度 T 时该反应的标准摩尔反应熵。

标准摩尔焓函数 **standard molar enthalpy function**

若某物质在温度 T 下的标准摩尔焓为 $H_{T,m}^\ominus$ ，则 $(H_{T,m}^\ominus - U_{0,m}^\ominus) / T$ 就称为物质的标准摩尔焓函数。

标准摩尔吉布斯自由能函数 **standard molar Gibbs free energy function**

函数 $(G_{T,m}^\ominus - U_{0,m}^\ominus) / T$ 称为标准摩尔吉布斯自由能函数。

标准摩尔燃烧焓 **standard molar combustion enthalpy**

在温度 T 的标准状态下，由 1mol β 相的化合物 B 与氧进行完全氧化反应的焓变，即为物质 $B(\beta)$ 在 T 温度下的标准摩尔

燃烧焓。注意：完全氧化反应是指 C 氧化生成 CO_2 ，H 通常指生成 $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ 。 CO_2 ， $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ ， SO_3 等化合物本身就是完全氧化的产物，所以它们的标准摩尔燃烧焓为零。

标准摩尔熵 standard molar entropy

1mol 物质标准态下的规定熵称为标准摩尔熵。1mol 完美晶体在标准压力下，若从 0K 到温度 T 时无相变化，则温度 T 时的标准摩尔熵可表示为 $S_m^\ominus(T) = \int_{0\text{K}}^T (C_{p,m} dT/T)$ 。

标准摩尔生成焓 standard molar formation enthalpy

标准摩尔生成焓是计算化学反应的标准摩尔反应焓的基础热数据。其定义为：在温度 T 的标准态下，由稳定相态的单质生成 1mol β 相的化合物 B 的焓变，即化合物 $B(\beta)$ 在 T 温度下的标准摩尔生成焓。同时规定，稳定相态单质的标准摩尔生成焓为零。

标准摩尔生成吉布斯函数 standard molar formation Gibbs function

由标准态的稳定单质生成 1mol 同温度、标准压力、指定相态的化合物的吉布斯函数变，称为标准摩尔生成吉布斯函数。用符号 $\Delta_f G_m^\ominus$ 表示。

标准平衡常数 standard equilibrium constant

标准平衡常数 $K^\ominus$ 的定义为： $K^\ominus = \exp(-\Delta_r G_m^\ominus/RT)$ 。气体的标准态为压力等于 100kPa 下的纯理想气体， $K^\ominus$ 只是温度的函数。

标准氢电极 standard hydrogen electrode

标准氢电极是氢气的压力 $p = p^\ominus = 100\text{kPa}$ ，溶液中氢离子的活度 $a_{H^+} = 1$ 的氢电极。在任意温度下氢电极的标准电极电势恒为零。

标准态 standard state

为使同一种物质在不同的化学反应中或不同的溶液中或不同的多组分系统中能够有一个公共的参考状态，以此作为建立基础数据的严格的基准，热力学规定了标准压力为 $p^\ominus = 100\text{kPa}$ 而各物质的标准状态为：化学反应中气体物质的标准态是在标准压力 $p^\ominus$ 下表现出理想气体性质的纯气体状态，这是一种假想态；液、固体物质的标准态是标准压力 $p^\ominus$ 下的纯液体或纯固体状态。

②多组分系统标准态的选取分两种情况。一是多组分系统中的混合物，若是气体混合物则混合物中任一组分气体的标准态是温度 T 压力为标准压力 $p^\ominus$ 的纯态理想气体。若是理想液体混合物，则混合物中任一组分液体的标准态为温度 T 压力为标准压力 $p^\ominus$ 下的纯液体；二是多组分系统中的溶液，其溶剂和溶质选用不同的标准态。而溶液中的溶剂同混合物各组分中标准态的选取是一样的，即溶剂的标准态为温度 T 压力为标准压力 $p^\ominus$ 下的纯液体。而溶质的标准态的选取和溶液组成的表示法有关，若用质量摩尔浓度表示则标准态为温度 T 标准压力 $p^\ominus$ 下，质量摩尔浓度等于 $1\text{mol} \cdot \text{kg}^{-1}$ 且符合理想稀溶液性质的溶质，该状态为虚拟的假想状态。若用体积摩尔浓度表示则标准态为温度 T 标准压力 $p^\ominus$ 下，体积摩尔浓度等于 $1\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ 且符合理想稀溶液性质的溶质，该状态为虚拟的假想状态。若用溶质的摩尔分数表示则标准态为温度 T ，标准压力 $p^\ominus$ 下，摩尔分数等于 1（即纯溶质）且符合理想稀溶液性质的溶质，该状态为虚拟的假想状态。

标准熵 standard entropy

标准态下的规定熵称为标准熵。

标准压力 standard pressure

标准压力最新的规定为 $p^{\ominus} = 100\text{kPa}$ 。

标准状况 standard condition

又称标准情况。指温度为 273.15K 和压力为 101325Pa 下的状况。通常讲气体的体积除了特别注明外也都是指在标准情况下的体积。标准状况与标准状态的概念不同，后者是为了计算物质的热力学函数的变化值而选定的一种用于相互比较的状态。

表观活化能 apparent activation energy

非基元反应通常是由若干基元反应组成，由实验测出的 $k-T$ 关系数据按阿累尼乌斯方程计算出的活化能是各个基元反应活化能之代数和，称为表观活化能或经验活化能或实验活化能。

表观摩尔质量 apparent molecular weight

由于一些物质发生解离平衡，例如： $\text{S}_2\text{Cl}_2(\text{g}) = \text{S}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ 因而从实验数据直接求得的摩尔质量并不是一种物质的真实摩尔质量，而是该气体混合物的摩尔质量，称为表观摩尔质量。对于溶液中的解离平衡亦是如此，例如：乙酸在苯中存在着下列平衡 $(\text{CH}_3\text{COOH})_2 = 2\text{CH}_3\text{COOH}$ ，因而用冰点降低，蒸气压下降等依数性方法直接算出的摩尔质量，也是表观摩尔质量。

表观迁移数 apparent transference number

即希托夫迁移数。参见真实迁移数。

表面 surfaces

物体与真空、本身的饱和蒸气或含饱和蒸气的空气相接触的面称为表面。

表面过程控制 surface process control

气体分子在固体催化剂表面的反应一般分为七个步骤：反应物分子由气体主体向催化剂的外表面扩散；反应物分子由外表面向催化剂的内表面扩散；反应物在催化剂的表面上吸附；

反应物在催化剂表面上进行反应生成产物；⑤反应产物从表面上解吸；⑥产物从内表面向外表面扩散；⑦产物从外表面向气体主体扩散。其中表面吸附、反应和解吸这三个过程称为表面过程。若内扩散和外扩散能很快达到平衡，而表面过程进行较慢，即扩散速率大于表面过程的速率，这时反应速率受表面过程控制，称为表面过程控制，或称动力学控制。一般气流速度大，催化剂颗粒小、孔径大、反应温度低、催化剂活性小易发生表面过程控制。

表面活性剂 surfactants

加入少量就能显著降低溶液的表面张力的物质称为表面活性剂或表面活性物质。表面活性剂有离子型和非离子型之分，凡在水中不能电离的称为非离子型表面活性剂；而在水中电离生成离子的称为离子型表面活性剂。离子型表面活性剂又根据在水中电离的情况不同分为阴离子型、阳离子型和两性表面活性剂。

表面吸附量 surface excess

在单位面积的表面层中，所含溶质的物质的量与同量溶剂在溶液本体中所含溶质物质的量的差值，称为溶质的表面吸附量或

表面过剩。

表面张力 surface tension

物体表面层的分子与体相内的分子所处的环境力场是不同的。液体内部的分子对表面层中分子的吸引力远大于外部分子对它的吸引力，则表面层的分子受到指向液体内部的拉力，因此液体表面层的分子总是趋于向液体内部移动，结果使表面积尽量缩小。可以看出液体表面处处都存在着一种使液面张紧的紧缩力。沿着液体表面垂直作用于单位长度上的紧缩力，称为表面张力。表面张力的单位为 $\text{N}\cdot\text{m}^{-1}$ 。表面张力的大小首先取决于物质的本性及其所处的状态，其次还与接触相的性质、温度、压力、分散度及运动情况等因素有关。大多数物质的表面张力随温度的增加而减小，因温度增加，物质的体积增大，分子间距增大，分子间作用力则减小，故表面张力减小。个别物质的表面张力会随温度的增加而增大，目前尚无统一解释。实验结果还表明，高速旋转的液体其表面张力会增加。固体同样存在表面张力。

表面质量作用定律 surface mass action law

表面单分子反应的速率正比于该分子 A 对表面的覆盖率 θ_A ，即 $-\frac{dp_A}{dt} = k\theta_A$ ，此为表面质量作用定律。可以看成是质量作用定律对表面反应的应用。

波义尔定律 Boyle law

1662 年波义尔测量空气体积与压力的关系，得到的结论是在一定的温度下 p 与 V 的乘积是常数，称为波义尔定律。波义尔的实验比较粗糙，后人精确的实验指出，波义尔定律只能较好地描述较低压力下的实验结果，压力趋近于零时，各种气体均符

合波义尔定律。

波义尔温度 Boyle temperature

又称波义尔点，对于实际气体当 $\left[\frac{\partial (pV)}{\partial p} \right]_{T, p \rightarrow 0} = 0$ 时的温度称为该气体的波义尔温度 T_B 。它的意义是，在这一温度时，压力大约在几个大气压的范围内，该实际气体的 pV 值等于或十分接近理想气体的数值（或符合波义尔定律）。因理想气体的压缩因子 $Z = 1$ ，故实际气体波义尔温度下及符合理想气体行为的压强区间内， Z 也等于 1。对于实际气体，当温度 $T > T_B$ 时，气体的 Z 值随 p 的增大而增大；当温度 $T < T_B$ 时，气体的 Z 值先随 p 的增大而降低，然后经过一极小值后，又随 p 的增大而增大。在波义尔温度时，在几个大气压的范围内其 Z 值都接近于理想气体的数值。各种实际气体的波义尔温度各不相同。

波义尔点 Boyle point

即波义尔温度。

玻尔兹曼常数 Boltzmann constant

玻尔兹曼常数 $k = R/L = 1.381 \times 10^{-23} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$ 。其中 R 为理想气体常数， L 为阿伏加德罗常数。因此有人将其称为一个粒子的气体常数。

玻尔兹曼分布 Boltzmann distribution

玻尔兹曼对独立子系统的平衡分布提出的分布规律，即 $n_i = \frac{N}{q} e^{-\epsilon_i/kT}$ 或 $n_i = \frac{N}{q} g_i e^{-\epsilon_i/kT}$ 。前式是按量子状态分布的公式，后者是按能级分布的公式。符合此式的分布方式称为玻尔兹曼分

布。式中 n_j 和 n_i 分别表示在量子状态 j 和能级 i 上分布的粒子数 N 为系统中总粒子数； q 为配分函数； ϵ_j 和 ϵ_i 分别为量子状态 j 和能级 i 的能量； k 为玻尔兹曼常数； T 为绝对温度。

玻尔兹曼公式 Boltzmann formula

描述系统的熵与系统总微态数 Ω 间函数关系的公式 $S = k \ln \Omega$ 称为玻尔兹曼公式。该式建立了经典热力学与统计热力学之间的联系。

玻尔兹曼熵定理 Boltzmann entropy theorem

独立子系统的熵与系统总微态数 Ω 间的函数关系 $S = k \ln \Omega$ 称为玻尔兹曼熵定理。

玻色-爱因斯坦统计 Bose-Einstein statistics

见量子统计。

泊 Poise

粘滞系数的单位，因法国科学家泊肃叶（Poiseuille）而得名。在厘米·克·秒制中 $1 \text{ 泊} = 1 \text{ g}/(\text{cm} \cdot \text{s})$ 。若换算为 SI 单位，则 $1 \text{ 泊} = 0.1 \text{ kg}/(\text{m} \cdot \text{s})$ 。泊不是 SI 单位，已经淘汰。

不可逆过程 irreversible process

不可逆过程是相对可逆过程来说的，例如系统和环境的压力之差非无限小量时进行的压缩或膨胀过程属不可逆过程。系统实际自发进行的过程均为不可逆过程，不可逆过程发生后必伴有功的损失，即系统没有作功或没有作出按可逆过程发生时那么多功。

不可逆过程热力学 thermodynamics of irreversible processes

经典热力学是以“可逆过程”和“热动平衡”为基础的。但在许多重要研究领域，一个真正热动平衡状态唯有在特定的情形下才能达成。显而易见，在很多领域所涉及到的绝大多数是不可逆过程。推广热力学的研究方法，把不可逆过程包括在内，就构成了不可逆过程热力学这一科学的新领域。

不可逆相变化 irreversible phase change

凡不在无限接近平衡的条件下进行的相变化，均为不可逆相变化。

布朗运动 brownian movement

1827 年植物学家布朗 (Brown) 在显微镜下，观察到悬浮于水中的花粉粒子处于不停息的、无规则的运动状态。此后发现，凡是线度小于 $4 \times 10^{-6} \text{ m}$ 的粒子，在分散介质中皆呈现这样的运动。此种运动称为布朗运动。

查理定律 Charles' law

法国物理学家查理于 1787 年观察氢气、空气、二氧化碳、氧等气体的性质时得出气体的体积与温度的关系为 $V/V_0 = T/273.15$ 。其中 V_0 为气体在 0°C 时的体积。这一规律与盖·吕萨克所得到的结论是一致的。此规律称查理定律，又称查理 - 盖吕萨克定律。

产率 yield

转化为指定产物的某反应物占原始反应物的分数，即：

$$\text{产率} = \frac{\text{转化为指定产物的某反应物的数量}}{\text{该反应物的原始数量}}$$

敞开系统 **opens system**

与环境之间既有能量交换又有物质交换的系统。

超电势 **over potential**

某一电流密度下的电极电势与平衡电极电势之差的绝对值称为超电势或过电势，以 η 表示。超电势可以简单地分为浓差超电势和活化超电势，分别由扩散和电化学反应的滞后而造成。超电势的大小与电极材料、电极表面状态、电流密度、温度、电解质性质和浓度以及溶液中的杂质等诸多因素有关。

沉降 **sedimentation**

多相分散系统中的物质粒子，因受重力作用而下沉的过程，称为沉降。

沉降电势 **sedimentation potential**

胶体系统中分散相粒子在重力场或离心力场作用下迅速移动时，在移动方向的两端所产生的电势差，称为沉降电势。沉降电势可视为电泳现象的逆过程。

沉降平衡 **sedimentation equilibrium**

胶体系统中分散粒子受重力作用而沉降出现浓度差时，必发生反方向的扩散作用，当扩散速率等于沉降速率时，系统则达到沉降平衡。

触变 **thixotropy**

某些凝胶可因机械力（如摇动或振动等）变成有流动性的溶

液状态，外力解除后又恢复成凝胶状态，此现象称触变。

粗分散系统 *thick disperse system*

多相分散系统中，若分散相物质粒子的线度大于 100nm，则称为粗分散系统。例如，悬浮液、乳浊液、泡沫等属于粗分散系统。

催化剂 *catalyst*

存在较少量就能显著地加速化学反应而其本身在反应前后并无损耗的物质称为该反应的催化剂。催化剂是通过参加化学反应来改变反应速率的，但是反应的结果本身能够复原。催化剂的这种作用称为催化作用。

单分子层吸附理论 *mono molecule layer adsorption*

是 1916 年兰格缪尔提出的固体对气体的吸附理论。该理论的基本假设如下：固体表面气体的吸附是单分子层吸附；固体表面是均匀的，每个位置只能吸附一个分子，吸附热是常数，不随覆盖程度的大小而变化；吸附在固体表面上的分子相互之间没有作用力；吸附平衡是动态平衡，吸附达到平衡时，吸附速率与脱附速度相等而已。在此基础上兰格缪尔导出了吸附等温式： $\theta = bp / (1 + bp)$ 。 θ 为固体表面被覆盖的分数，称为覆盖率； b 为吸附平衡常数，或称吸附系数。

单分子反应 *unimolecular reaction*

反应分子数等于 1 的反应为单分子反应。单分子反应并不多见。常见的是一些异构化反应和一部分分解反应中的基元反应。

例如， ${}_{92}^{239}\text{U} \rightarrow {}_{93}^{239}\text{Np} + \beta^-$ 为单分子反应。