

第三章 溶 液

§ 3.1 溶液

§ 3.2 非电解质稀溶液的依数性

§ 3.3 溶胶

§ 3.1 溶液

3.1.1 溶液浓度的表示方法

3.1.2 溶解度原理

3.1.3 分配定律



3.1.1 溶液浓度的表示方法

溶液：一种物质以分子、原子或离子状态分散于另一种物质中所构成的均匀而又稳定的体系。

例如：空气就是——**气态溶液**，

汞溶解于金属锌——**固态溶液**。

气态溶液

例：空气（21%O₂， 78%N₂， 1%CO₂， CO，
NO_x， SO_x， H₂O(g) ...）

液态溶液

例：氨水， NaCl水溶液， 乙酸水溶液

固态溶液（合金）

钢（Fe， C， Mn， Ni， Co...）， 黄铜（Cu， Zn）

Nd-Fe-B合金

组成

溶液组成：溶剂＋溶质

溶液可分为：

1. 气体、固体（溶质）溶解于液体（溶剂）
2. 液体溶解于另一液体： 量少—溶质
量多—溶剂

溶质和溶剂形成溶液的过程会表现出化学反应的特征。如硝酸铵溶解吸热；酒精溶于水体积减小；苯和醋酸混合体积增加。

溶解是一个物理化学过程。

一. 溶液浓度的表示方法

1. 质量摩尔浓度

$$m_B = \frac{n_B}{m_A}$$

m_B —溶质B的质量摩尔浓度，单位为 $\text{mol}\cdot\text{Kg}^{-1}$

n_B —溶质B的物质的量，单位为 mol

m_A —溶剂的质量，单位为 Kg

2. 物质的量浓度

$$c_B = \frac{n_B}{V}$$

c_B — B的物质的量浓度，单位为 $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$

n_B — 物质B的物质的量，单位为 mol

V — 混合物的体积，单位为 L

例1： 计算1.00 g $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ (尿素)溶于48.0 g水所配制成溶液的质量摩尔浓度为多少？

解： $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ 摩尔质量 $M=60.0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

1.00 g尿素相当于

$$1.00 \text{ g}/60.0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}=0.0167 \text{ mol}$$

$$m[\text{CO}(\text{NH}_2)_2]$$

$$=0.0167 \text{ mol}/0.048 \text{ kg}=0.348 \text{ mol}\cdot\text{kg}^{-1}$$

尿素溶液的质量摩尔浓度： $0.348 \text{ mol}\cdot\text{kg}^{-1}$

3. 质量分数

$$w_B = \frac{m_B}{m}$$

m_B —物质B的质量

m —溶液的质量

w_B —B的质量分数，无量纲

例2：如何将25 gNaCl配制成为质量分数为0.25的食盐溶液？

解： $w_{\text{NaCl}} = m_{\text{NaCl}} / m_{\text{溶液}} = m_{\text{NaCl}} / (m_{\text{NaCl}} + m_{\text{溶剂}})$

$$0.25 = 25\text{g} / (25\text{g} + m_{\text{溶剂}})$$

$$25\text{g} + m_{\text{溶剂}} = 25 / 0.25 = 100$$

$$m_{\text{溶剂}} = 100\text{ g} - 25\text{ g} = 75\text{ g}$$

由计算可知将25 gNaCl溶在75 g的水中就可制得NaCl的质量分数为0.25的溶液。

4. 物质的量的分数

$$x_B = \frac{n_B}{n_{\text{总}}}$$

n_B —B的物质的量，单位为mol

$n_{\text{总}}$ —混合物总的物质的量，单位为mol

x_B —SI单位为1

溶质**B**物质的量分数: $x_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$

溶剂**A**物质的量分数: $x_A = \frac{n_A}{n_A + n_B}$

$$x_A + x_B = 1$$

任何一个多组分系统, 则 $\sum_i x_i = 1$

5. 体积分数

$$\varphi_B = \frac{V_B}{V_{\text{总}}}$$

V_B — 组分 B 的体积分数

$V_{\text{总}}$ — 组分总体积

ϕ_B — 混合气体中组分 **B** 的体积

3.1.2 溶解度原理

相似相溶定理：溶质与溶剂在结构或极性上相似，因而**分子间作用力的类型和大小**也差不多相同，因此彼此互溶。

液—液相溶：结构或极性相似的液体间容易互溶

固—液相溶：非极性或弱极性的固态物质易溶于非极性或弱极性的溶剂，而难溶于极性溶剂（如水）

气—液相溶：**高沸点**的气体**比低沸点**的气体在同溶剂中的溶解度大；具有与气体溶质最为近似**分子间力**的溶剂是最佳溶剂。

1. 温度对溶解的影响

对任何平衡，温度的升高总是有利于吸热过程。

假如 A溶于B时要吸收热量



则温度升高溶解度升高。

* 但当水合作用比较明显时，可能使溶解变成一个放热过程，温度升高溶解度降低。

气体溶于液体通常是放热(并非总是此),

即 $\Delta_r H < 0$ 。

根据平衡移动原理, 升高温度不利于放热反应,

因此, 我们常看到气体的溶解度随温度的升高
而下降。

2. 压强的影响—亨利(Henry)定律

固体和液体的溶解度受压力变化的影响不大，因为他们本身的体积很难压缩。

气体则不然，压强的变化对其溶解度有较大影响。

气体溶解度同压强的关系

压强/Pa	373 k时CO ₂ 的 溶解度/mol·dm ⁻³	压强/Pa	298K时N ₂ 的溶解 度/ mol·dm ⁻³
80.1×10^5	0.386	25.3×10^5	0.0155
106.5×10^5	0.447	50.7×10^5	0.0301
120.0×10^5	0.544	101.3×10^5	0.061
160.1×10^5	0.707	202.6×10^5	0.100
200.1×10^5	0.887		

由上表，当压强增加1倍时，气体的溶解度也近似增加1倍。

亨利定律： 在中等压强时，气体的溶解度与溶液上面气相中该气体的分压成正比。

$$c_i = Kp_i$$

p_i —液面上第*i*种气体的分压，单位为Pa

K —常数

c_i —第*i*种气体在溶液内的浓度，单位为 $\text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}$

3.1.3 分配定律

分配定律：一定温度下，一种溶质分配在互不相溶的两种溶剂中的浓度比值为一常数。

$$K = \frac{c_B^{\alpha}}{c_B^{\beta}}$$

K — 分配系数

c_B^{α} — 溶质**B**在溶剂 α 中的浓度

c_B^{β} — 溶质**B**在溶剂 β 中的浓度

萃取的基本原理

§ 3.2 非电解质稀溶液的依数性

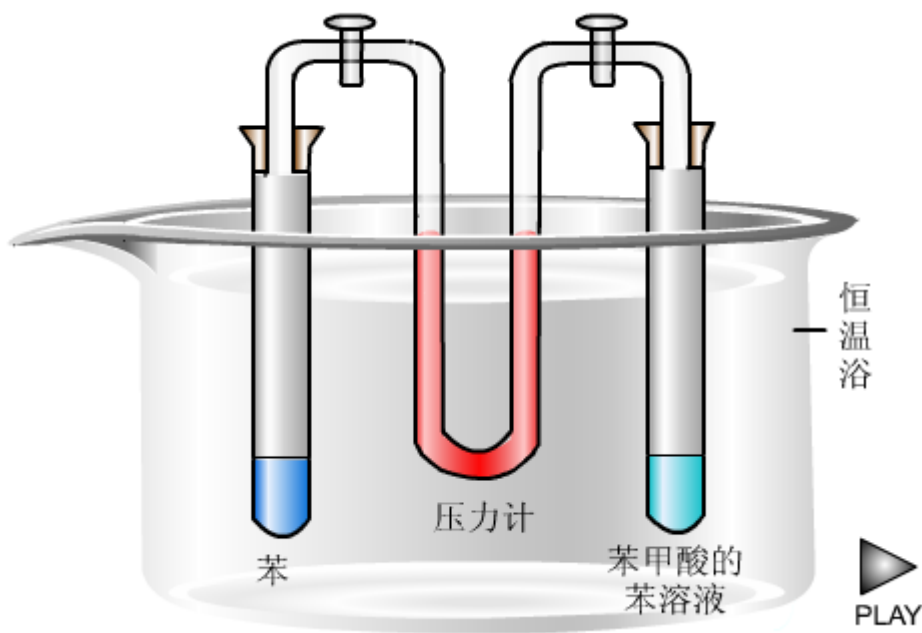
3.2.1 蒸气压下降

3.2.2 沸点升高、凝固点下降

3.2.3 渗透压

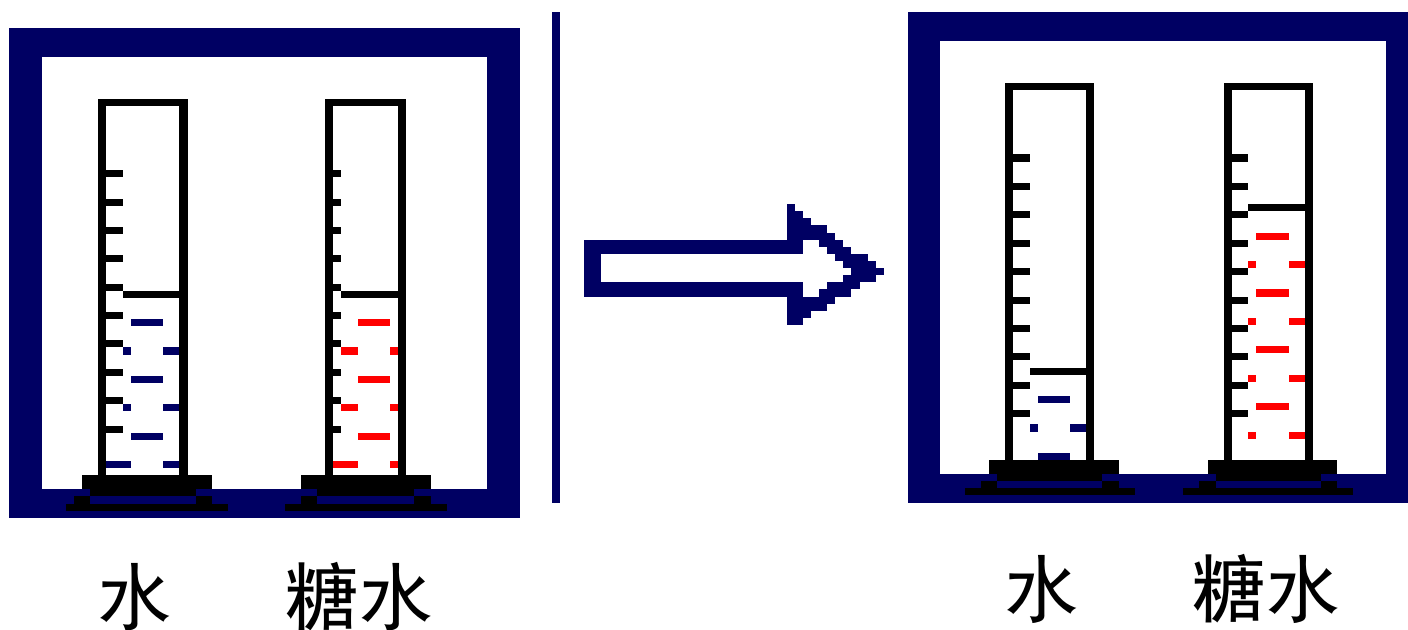
3.2.1 蒸气压下降

1. 问题的提出



红色液柱液面发生变化，高低不一，为什么？

这种变化，只能通过蒸气来进行。因此，要研究蒸气的行为，才能弄清楚问题的实质。



水自动转移到糖水中去，为什么？

这种转移，只能通过蒸气来进行。

因此，要研究蒸气的行为，才能弄清楚问题的实质。

2. 饱和蒸气压

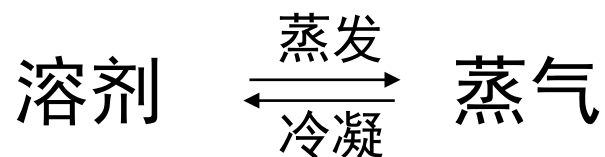
(1) 纯溶剂的饱和蒸气压 (P_0)

蒸气压的形成过程：

在一定温度下，一种液体的蒸发速率是恒定的。开始蒸发时，蒸气分子较少，凝聚速率远小于蒸发速率；随着蒸发的进行，蒸气分子浓度和凝聚速率增大。一定时间后，凝聚速率等于蒸发速率，液体与其蒸气处于平衡状态。于是就形成了该液体在这一温度下的一定的蒸气压，即蒸发与凝聚动态平衡时液体上方蒸气分子对液面的压力就是该液体在这一温度下的蒸气压。



演示



在密闭容器中，液面蒸发出的分子数(N_0)与由气相回到液体内的分子数相等时，气液处于平衡，此时蒸气的压强称为饱和蒸汽压，用 P_0 表示。

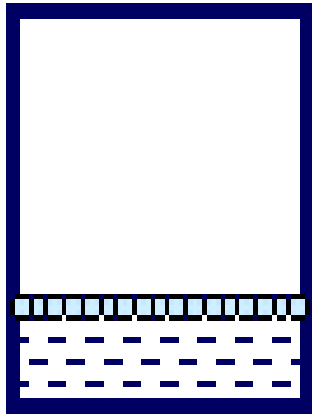
若蒸气压小于 P_0 时，平衡右移，继续气化；

若蒸气压大于 P_0 时，平衡左移，气体液化。

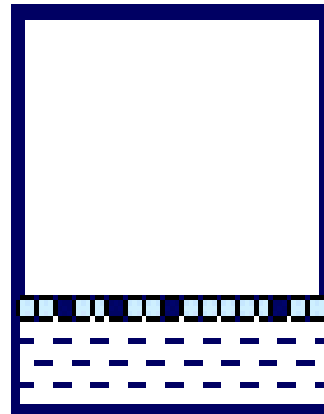
因此，改变上方的空间体积，即可使平衡发生移动。

(2) 溶液的饱和蒸气压 (P)

当溶液中溶有难挥发的溶质时，则有部分溶液表面被这种溶质分子所占据，如下图所示：



■ 溶剂的表面
溶剂分子



■ 溶液的表面
难挥发溶质的分子

在溶液中，单位表面在单位时间内蒸发的溶剂分子的数目 N 要小于 N_0 。当凝聚的分子数目达到 N ，实现平衡时，蒸气压已不会改变。

凝聚分子的个数与蒸气密度有关。

溶液平衡状态下的饱和蒸气压为 P ， $P < P_0$

对溶液来讲：

蒸气压大于 P ，液化；

蒸气压小于 P ，气化；

(3) 解释实验现象

过程开始时， H_2O 和糖水均以蒸发为主；当蒸气压等于 P 时，糖水与上方蒸气达到平衡。

$P_0 > P$ ，即 H_2O 并未平衡，继续蒸发，以致于蒸气压大于 P 。

H_2O 分子开始凝聚到糖水中，使得蒸气压不能达到 P_0 。

于是， H_2O 分子从 H_2O 中蒸出而凝聚入水。

变化的根本原因是溶液的饱和蒸气压下降。

3. 拉乌尔定律 (Laoult, 法国)

(1) 溶液的浓度

物质的量浓度：每 dm^3 溶液中含溶质的物质的量($\text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}$)，常用 c 表示。这种浓度使用方便，不足的是它和温度有关。

质量摩尔浓度：每 Kg 溶剂中含溶质的物质的量($\text{mol}\cdot\text{Kg}^{-1}$)，常用 m 表示。

物质的量分数：(溶质B；溶剂A)

$$x_B = \frac{n_B}{n_A + n_B} \quad x_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} \quad x_A + x_B = 1$$

对于稀溶液，由于 $n_B \ll n_A$ ，故有： $x_B \approx \frac{n_B}{n_A}$

对于 1000 g 溶剂，则有： $x_B \approx \frac{n_B}{1000 / M_A}$

(M_A :溶剂的摩尔质量)

此时， n_B 的含义是 1000 g水中含的溶质的物质的量

即质量摩尔浓度 m ，故：

$$x_B \approx \frac{n_B}{\frac{1000}{18}} = \frac{m}{55.5}$$

这是稀的水溶液中， $x_{\text{质}}$ 与质量摩尔浓度(m)的关系。

注：其它溶剂，则不是55.5，但仍是一个已知数值。

(2) 拉乌尔定律 (Laoult)

在一定温度下，溶液的饱和蒸气压等于纯溶剂的饱和蒸气压与溶剂摩尔分数之积。

即： $P = P_0 \cdot x_{\text{剂}}$

ΔP ：溶液的 P 与纯溶剂 P_0 之差，

则有： $\Delta P = P_0 - P = P_0 - P_0 \cdot x_{\text{剂}} = P_0 (1 - x_{\text{剂}})$

故有： $\Delta P = P_0 \cdot x_{\text{质}}$

对于稀的水溶液: $x_B = \frac{m}{55.5}$

一定温度下, P_0 为常数, 故 $P_0/55.5$ 亦为常数,

令其等于 k ,

$$\text{有: } \Delta P = P_0 \cdot x_B = P_0 \cdot \frac{m}{55.5} = k \cdot m$$

(对于不同溶剂, k 值不同)

非电解质稀溶液饱和蒸气压下降值, 与稀溶液的质量摩尔浓度成正比。 (Raoult 定律的另一种表述形式)

3.2.2 沸点升高和凝固点下降

1. 沸点和凝固点

蒸发: 表面气化现象称为蒸发

沸腾: 表面和内部同时气化的现象

沸点: 液体沸腾过程中的温度

液体的饱和蒸气压和外界大气的压强相等时的温度即是沸点。

凝固点: 液体凝固成固体(严格说是晶体)是在一定温度下进行的, 这个温度称为**凝固点**。

凝固点的实质: 在这个温度下, 液体和固体的饱和蒸气压相等。即为:

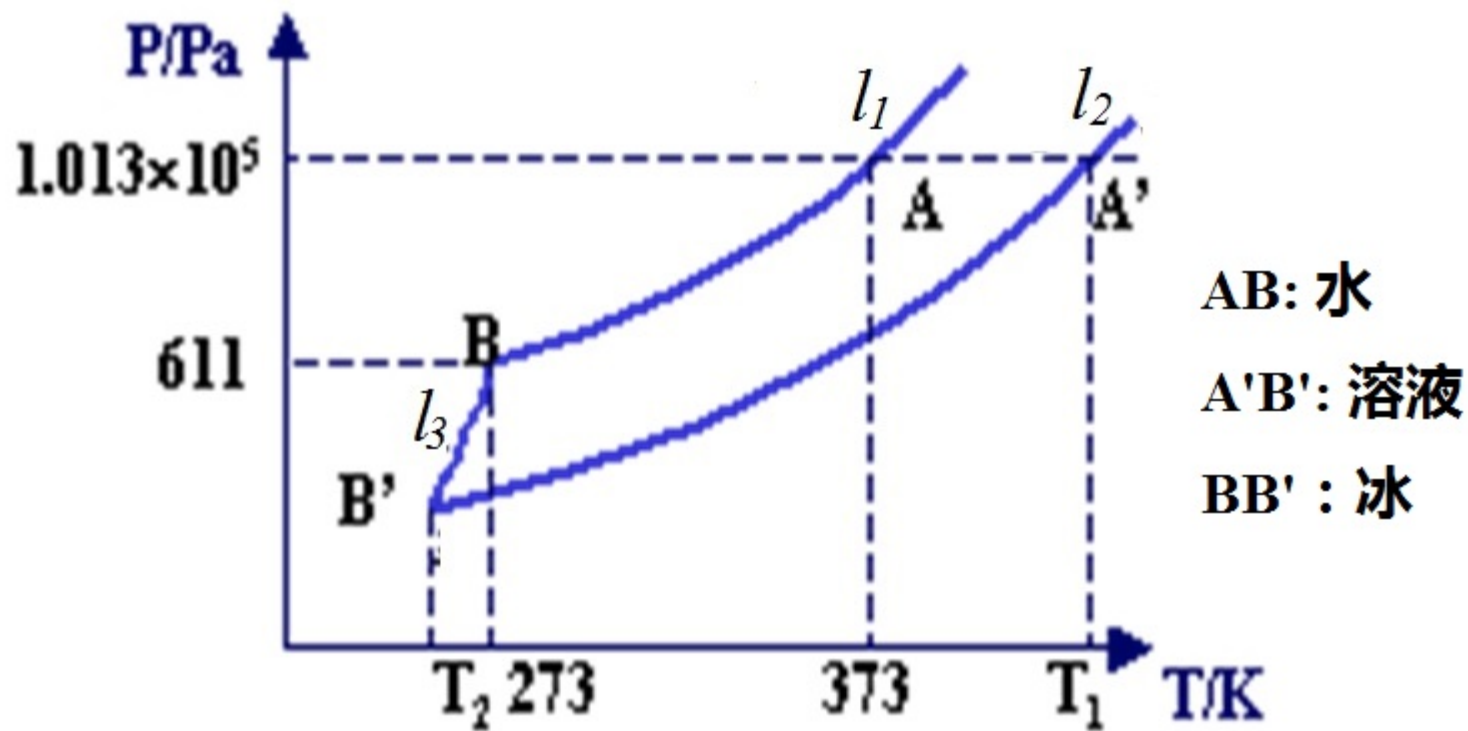
液体 \rightleftharpoons 固体 平衡

若 $P_{\text{固}} > P_{\text{液}}$, 则固体要融化;

若 $P_{\text{固}} < P_{\text{液}}$, 液体要凝固;

(和 H_2O 自动向糖水转移是一个道理, 都是蒸气压在起作用)

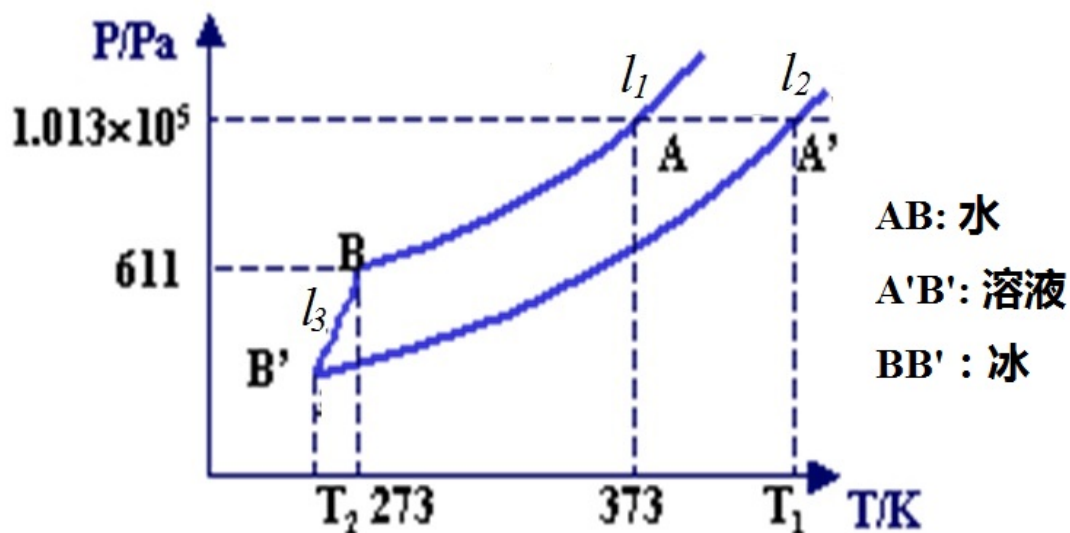
2. 饱和蒸气压图



冰，水，水溶液的饱和蒸气压图

(1) 物质的饱和蒸气压 P ，对温度 T 做图

- 随着温度的升高，冰、水、溶液的饱和蒸气压都升高。
- 在同一温度下，溶液的饱和蒸气压低于 H_2O 的饱和蒸气压。
- 冰的曲线斜率大，随温度变化大。

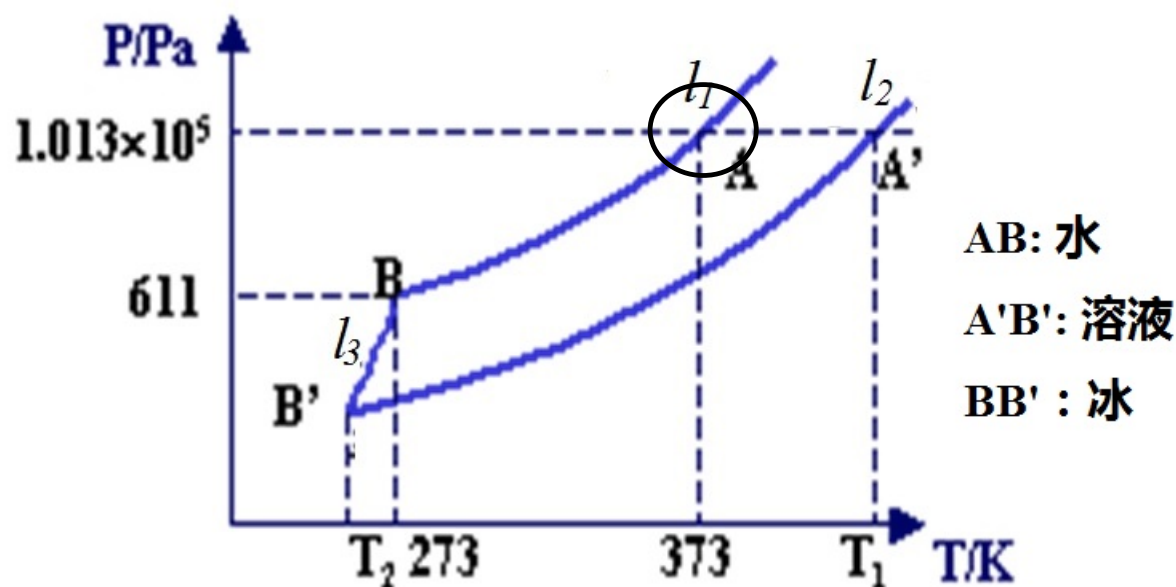


(2) 373K时，水的饱和蒸气压等于外界大气压强($1.013 \times 10^5 \text{Pa}$)，故 373K 是 H_2O 的沸点。

图中 A 点，在该温度下，溶液的饱和蒸气压小于 $1.013 \times 10^5 \text{Pa}$ ，溶液未达到沸点。只有当温度达到 T_1 时($T_1 > 373\text{K}$ ，A'点)，溶液的饱和蒸气压才达到 $1.013 \times 10^5 \text{Pa}$ ，才沸腾。

由于溶液的饱和蒸气压的下降，导致沸点升高。

溶液的沸点高于纯水。

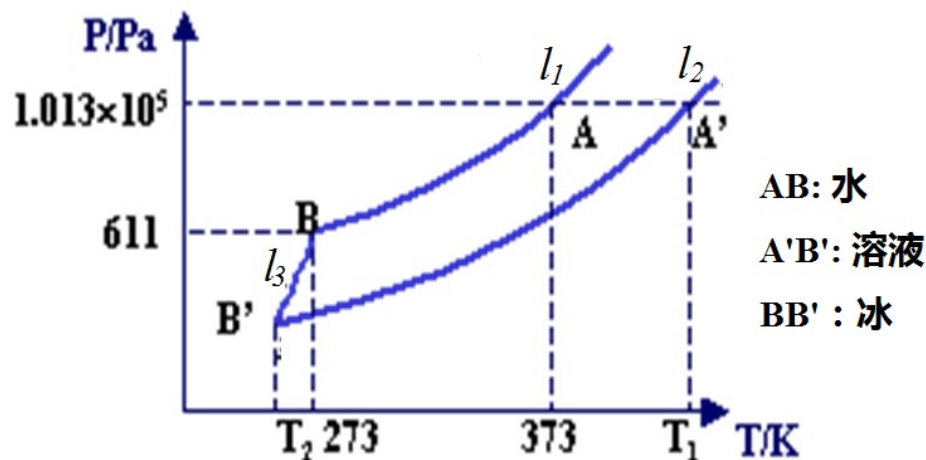


(3) 冰线和水线的交点(B点)处, **冰和水的饱和蒸气压相等**。此点的温度为273K, $P \approx 611\text{Pa}$, 是 H_2O 的凝固点, 即为冰点。

在此温度时, 溶液饱和蒸气压低于冰的饱和蒸气压, 即: **$P_{\text{冰}} > P_{\text{溶液}}$** 。当两种物质共存时, 冰要融化, 溶液尚未达到凝固点。

只有降温, 到 T_2 时, 冰线和溶液线相交(B'点), 即: **$P_{\text{冰}} = P_{\text{溶液}}$** , 溶液开始结冰, 达到凝固点。 $T_2 < 273\text{K}$, 即溶液的凝固点下降, 比纯水低。

即溶液的**蒸气压下降**, 导致其冰点下降。



3. 公式

(1) 沸点升高公式

用 ΔT_b 表示沸点升高值 $\Delta T_b = T_b - T_{0b}$

(T_b 是溶液的沸点, T_{0b} 是纯溶剂的沸点)

ΔT_b 是直接受 ΔP 影响的, 有: $\Delta T_b \propto \Delta P$

而 $\Delta P = k \cdot m$, 故 $\Delta T_b \propto m$ 。

则有: $\Delta T_b = k_b \cdot m$, k_b : 沸点升高常数。

不同的溶剂, k_b 值不同, H_2O 的 $k_b = 0.512$

(2) 凝固点下降公式

用 ΔT_f 表示凝固点降低值，即： $\Delta T_f = T_{0f} - T_f$

T_{0f} 是纯溶剂的凝固点， T_f 是溶液的凝固点

总之， ΔT_f 为正值，且 $\Delta T_f = k_f \cdot m$

k_f ：凝固点降低常数， H_2O 的 $k_f = 1.86 \text{ K} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{kg}$

(3) 公式的成立条件

公式成立的条件：难挥发的非电解质的稀溶液。

公式： $\Delta P = k \cdot m$ ，溶质不挥发，且 $n_{\text{质}} \ll n_{\text{剂}}$ ，即为稀溶液。

m (质量摩尔浓度)的大小，与溶液表面上不挥发的质点的多少有定量关系，溶质必须是非电解质。

若是NaCl，电解产生 Na^+ 和 Cl^- ， $m = 1$ 时，质点数可能是 2，且 Na^+ 和 Cl^- 之间又有吸引，则相当于在 1~2 之间，不好定量。

$\text{Ba}(\text{OH})_2$ 体系就更加复杂了。

- 挥发性溶质：在后续课程中讲授。
- 电解质溶液：离解后，相当于多少个粒子，定量关系不确切。不能用此公式计算，但同样 0.1 m 的 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 总比 0.1m 的 NaCl 产生的粒子多。可以定性的推理，即仍有蒸气压下降，沸点升高和凝固点降低等性质。
- 浓溶液：由于分子间的作用复杂，虽然也有升高和降低等现象，但定量关系不准确。

4. 应用

(1) 稀溶液的依数性可以用来测定分子量

例3：将 1.09 g 葡萄糖溶于 20 g 水中，所得溶液的沸点升高0.156 K，求葡萄糖的分子量。

(H₂O的 k_b = 0.512)

解：先求m

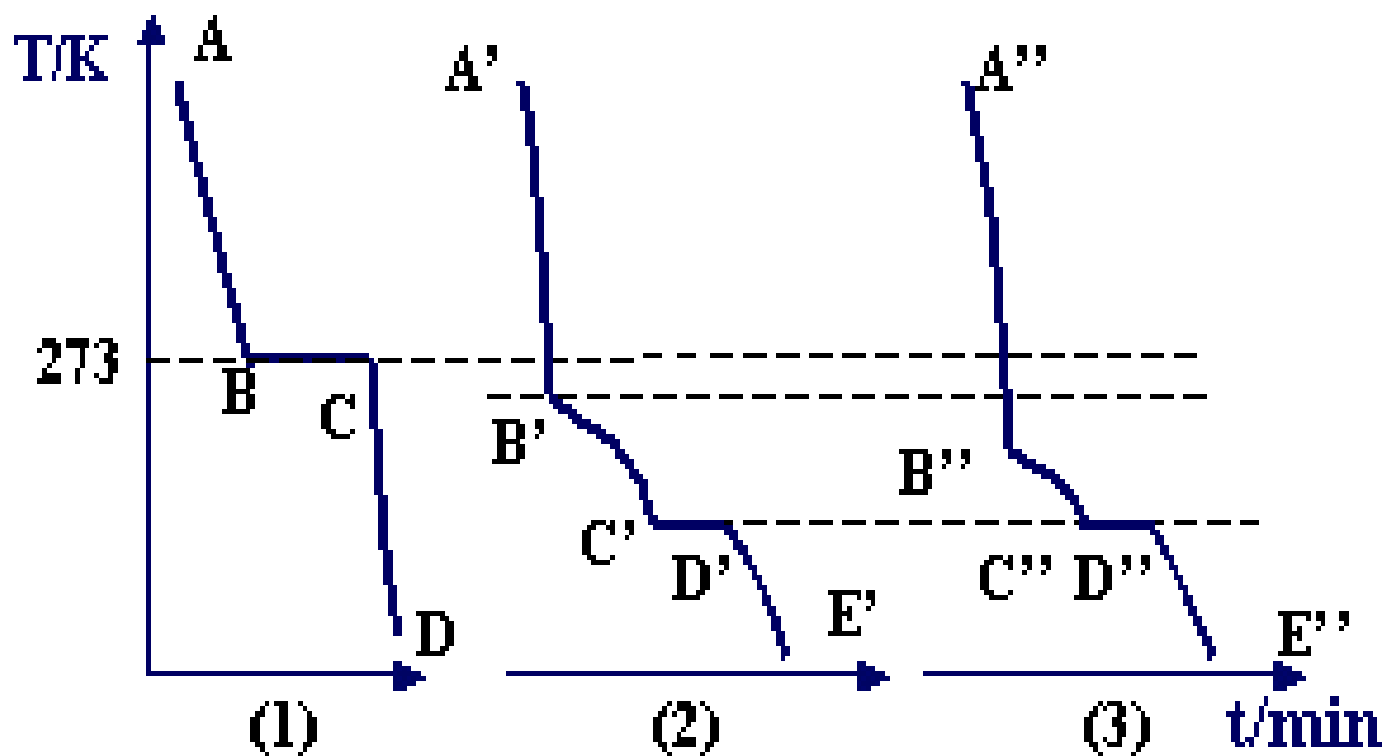
$$\frac{1.09/M}{20} = \frac{m}{1000} \quad m = \frac{1.09 \times 1000}{20M}$$

$$\Delta T_b = k_b \cdot m = k_b \cdot \frac{1.09 \times 1000}{20M}$$

$$M = \frac{1.09 \times 1000 \times k_b}{20 \Delta T_b} = \frac{1.09 \times 1000 \times 0.152}{20 \times 0.156} = 179$$

和实际分子量 180 相近。利用凝固点法，测分子量更准确。因为 k_f 比 k_b 要大，温度差要更明显一些。

(2) 解释水的步冷曲线



水和溶液的步冷曲线

(1) 水和溶液的步冷曲线

在冷却过程中，物质的温度随时间而变化的曲线，叫做**步冷曲线**。

在步冷曲线中，纵坐标为温度，横坐标为时间。

曲线(1)是 H_2O 的步冷曲线。

AB段是 H_2O 的液相，温度不断下降；

B点开始结冰；

BC段温度不变；

C点全部结冰；

CD段冰的温度不断下降。

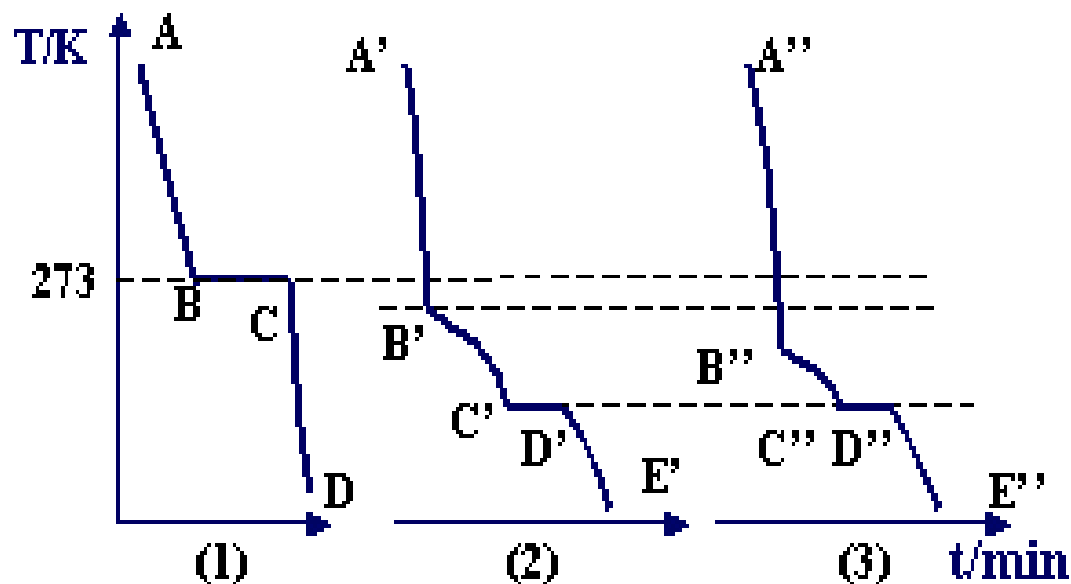
曲线(2)是溶液的步冷曲线，A'B'段是液相。B'点低于273K，溶液的冰点下降。有冰析出，溶液的浓度增加，冰点更低，温度下降，故B'C'段温度不恒定；C'点时，冰和溶质一同析出；且二者具有固定的比例，即和此时溶液的比例相同。

这样析出冰和溶质时，溶液的组成不再改变，故C'D'段呈现平台D'全部析出，成为固体，D'E'继续降温。

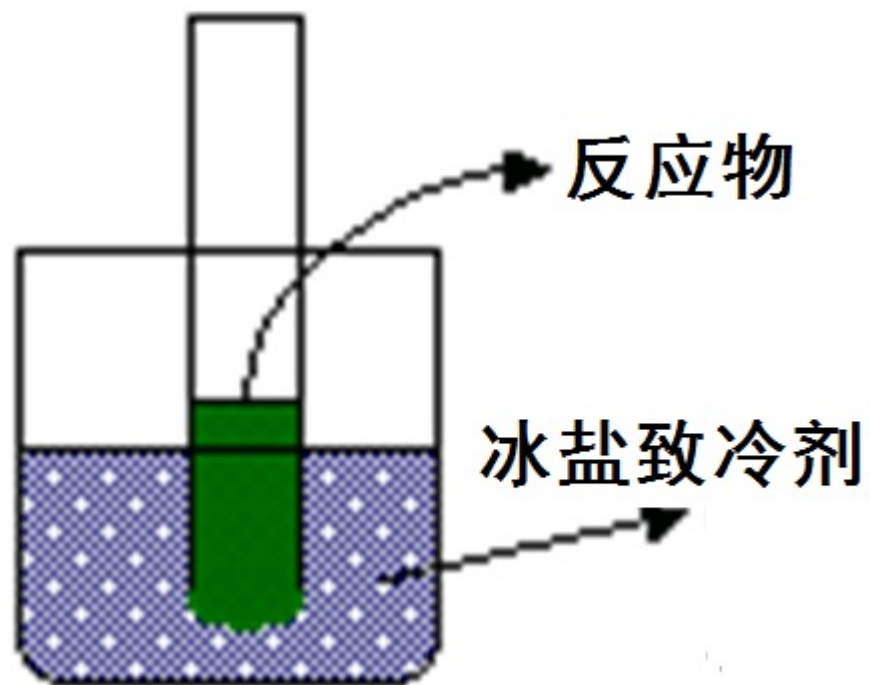
从C'点析出的冰盐混合物，叫低共熔混合物，C'点的温度称为低共熔点。

溶质相同而浓度不同的溶液，析出的低共熔混合物的组成相同，低共熔点也相同。

曲线(3)也是该种溶液的步冷曲线，从B''的温度比B'温度低，看出溶液的浓度要比(2)的大。低共熔混合物的组成相同，低共熔点也相同。



(2) 致冷剂



冰盐混合物可用来使局部致冷

将NaCl和冰混合，可做制冷剂。

混合物从外界吸热，冰部分融化吸热。水、冰水共存，应为零度；水将NaCl溶解，形成溶液，冰点低于零度，故冰将继续融化吸热变为水。

NaCl和冰混合液， -22°C 。

CaCl_2 和冰的混合物， -55°C

CaCl_2 、冰和丙酮的混合物，到 -70°C 以下

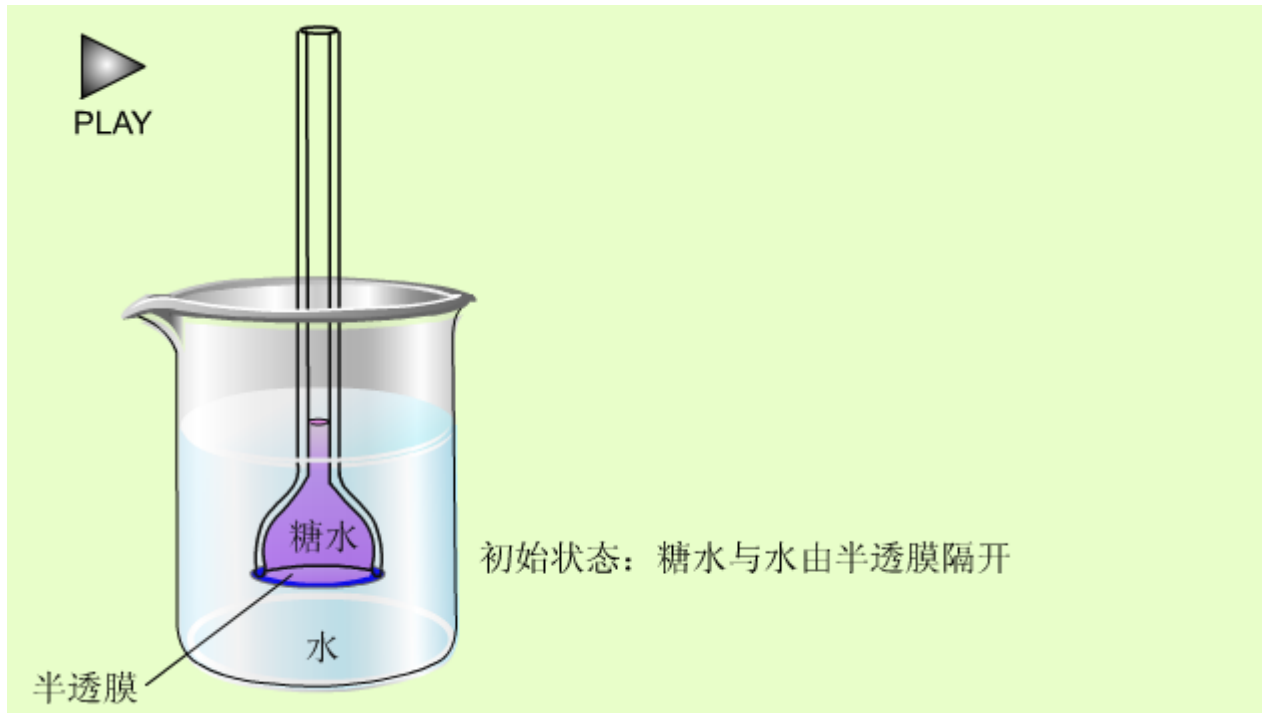


?

北方冻梨，放在凉水中浸泡一段时间，梨表面结一层薄冰，而里面却解冻了？

3.2.3 渗透压

1. 渗透现象



观察上图，思考：放置一段时间，会发生什么现象？

一段时间后，糖水的液面升高。这种**溶剂**透过半透膜，进入**溶液**的现象，称为**渗透现象**。

产生的原因：

在两侧静水压相同的前提下，由于半透膜两侧透过的 H_2O 分子的数目不等，在单位时间里，进入糖水的 H_2O 分子多些。

渗透现象发生以后，

- I. H_2O 面的高度降低，静压减小，使下行的 H_2O 分子数目减少；
- II. 糖水柱升高，使上行的 H_2O 分子数目增加；
- III. 糖水变稀，亦使单位时间进入下行的 H_2O 分子数目增加。

当过程进行到一定程度时，右行和左行的 H_2O 分子数目相等，这时，达到平衡，即 H_2O 柱不再下降；同时，糖水柱不再升高。

液面高度差造成的静压，称为溶液的渗透压，用 π 表示，单位为Pa。

渗透压(π)，是溶液的依数性质，它产生的根本原因是相界面上可发生变化的分子个数不同引起的。

1. 温度相同时， π 和溶液的体积摩尔浓度成正比；
2. 浓度相同时， π 和温度 T 成正比。

即： $\pi \propto T \cdot \frac{n}{V}$

测得比例系数和气体常数 R 相同，则公式改写成：

$$\pi = \frac{nRT}{V} \qquad \pi = cRT$$

定义：

在一定条件下，难挥发非电解质稀溶液的渗透压与溶液中溶质的浓度成正比，与溶质的本性无关。

依数性应用之凝固点降低



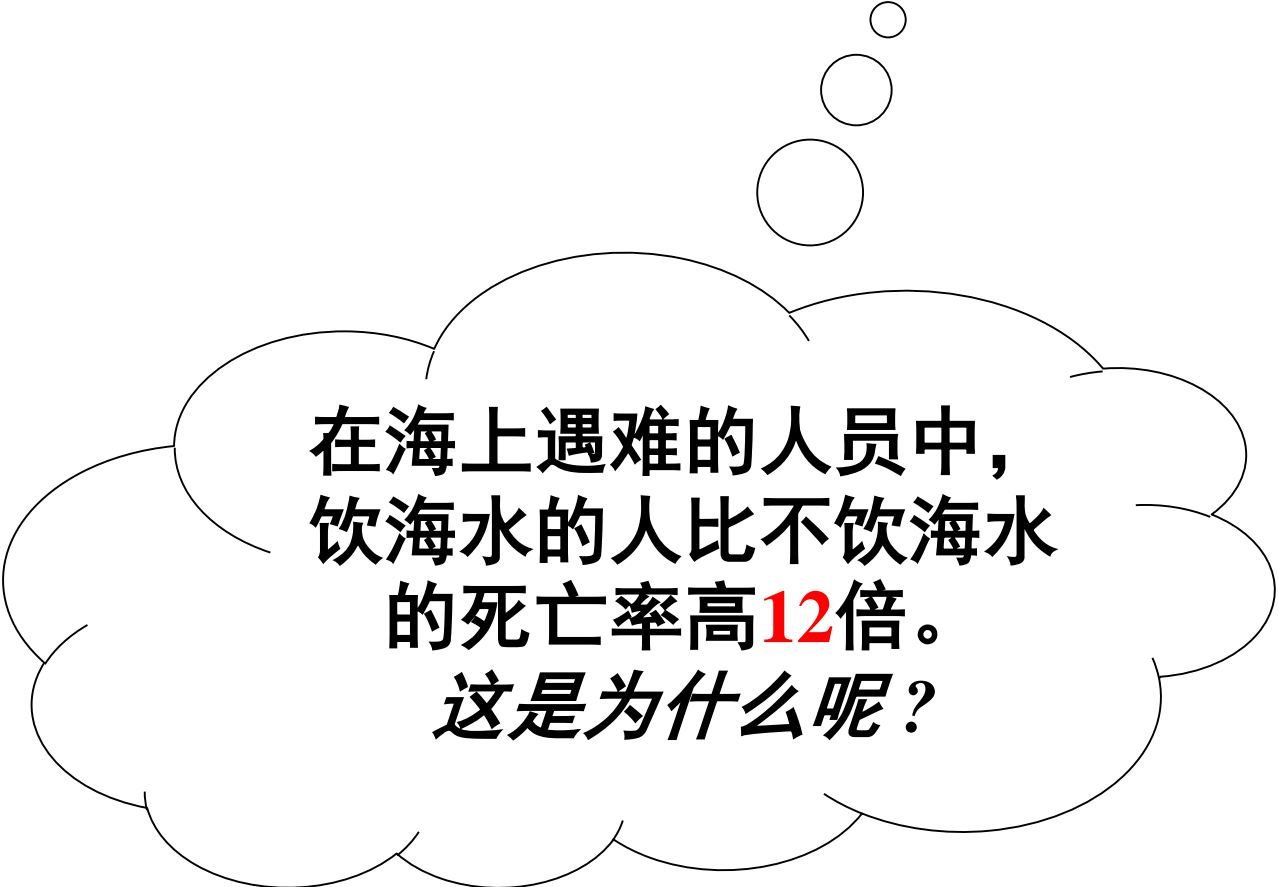
融雪剂的
作用原理
??

原理

理想稀溶液 的依数性

- 1.盐水的凝固点比水的凝固点低
- 2.雪是在不断融化和凝固的，处于一种平衡状态
- 3.撒上盐以后，雪周围的水就便成盐水，但又未能凝固，这样雪就会不断融化，并会越来越少了。

依数性应用之渗透压



在海上遇难的人员中，
饮海水的人比不饮海水
的死亡率高**12**倍。
这是为什么呢？

解

释

因为喝下海水之后，体内尿液中的盐分大大增加，这样，人体组织中水分的压强远大于尿液中水分的分压强，在半透膜作用下，人体中的水分反而进入尿液中，最后随尿一起排出体外。因此，喝的海水越多，人体内的水分反而损失越多。

- 简单说，如果我们喝了10 L的海水，要排出11 L的水来保持盐度平衡。

如果喝了海水，可以**采取大量饮用淡水**的办法补救。大量淡水可以稀释人体摄入过多的矿物质和元素，将其通过汗液排出体外。



补救办法

依数性应用之海水淡化工程

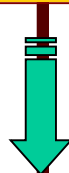
- 蒸馏法
- 冷冻法
- 反渗透法(超过滤法)
- 其他方法



遍及全世界125个国家和地区，淡化水大约养活世界5%的人口。

反渗透法原理示意

利用半透膜，将
海水与淡水分隔开



在通常情况下，淡水通过半透膜扩散到海水一侧，从而使海水一侧的液面逐渐升高，直至一定的高度才停止。

如果对海水一侧施加大于海水渗透压的外压，那么海水中的纯水将反渗透到淡水中。

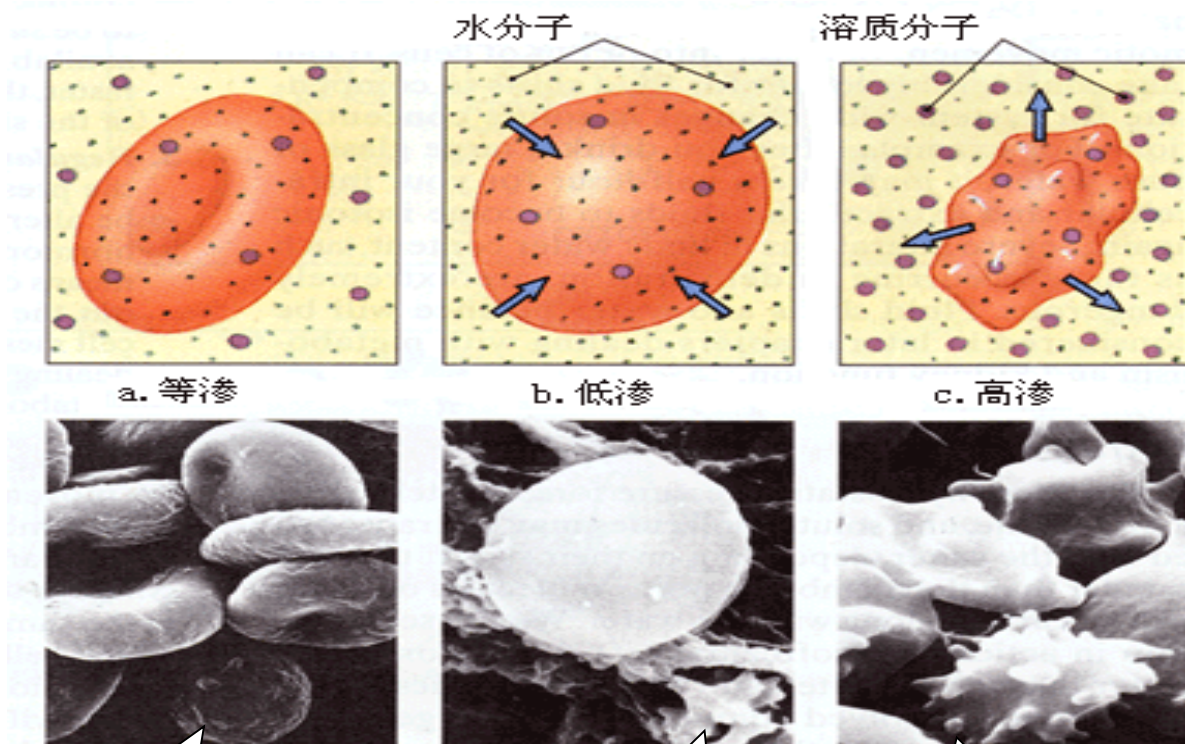
反渗透法的最大优点是节能。它的能耗仅为电渗析法的 $1/2$ ，蒸馏法的 $1/40$

❖主要发展趋势为降低反渗透膜的操作压力, 提高反渗透系统回收率, 廉价高效的预处理技术, 增强系统抗污染能力等。

临床给病人输液，对药物浓度要求非常严格，如**9 g/L**盐水，浓度**大于或小于9 g/L**都会造成严重后果甚至死亡。
为什么呢？？

渗透压在医学上的意义

医疗实践中，溶液的等渗、低渗或高渗是以**血浆总渗透压**为标准。



正常人血浆的渗透浓度

标准：

280~320 mmol/L (渗透压780 kPa)

= 280~320
mmol/L
等渗溶液

维持原状

< 280
mmol/L
低渗溶液

溶血

> 320
mmol/L
高渗溶液

浆胞分离

1.将剂量较小的药物溶于水中，并添加氯化钠、葡萄糖等调制成等渗溶液

剂量较小浓度较
稀的溶液
药品

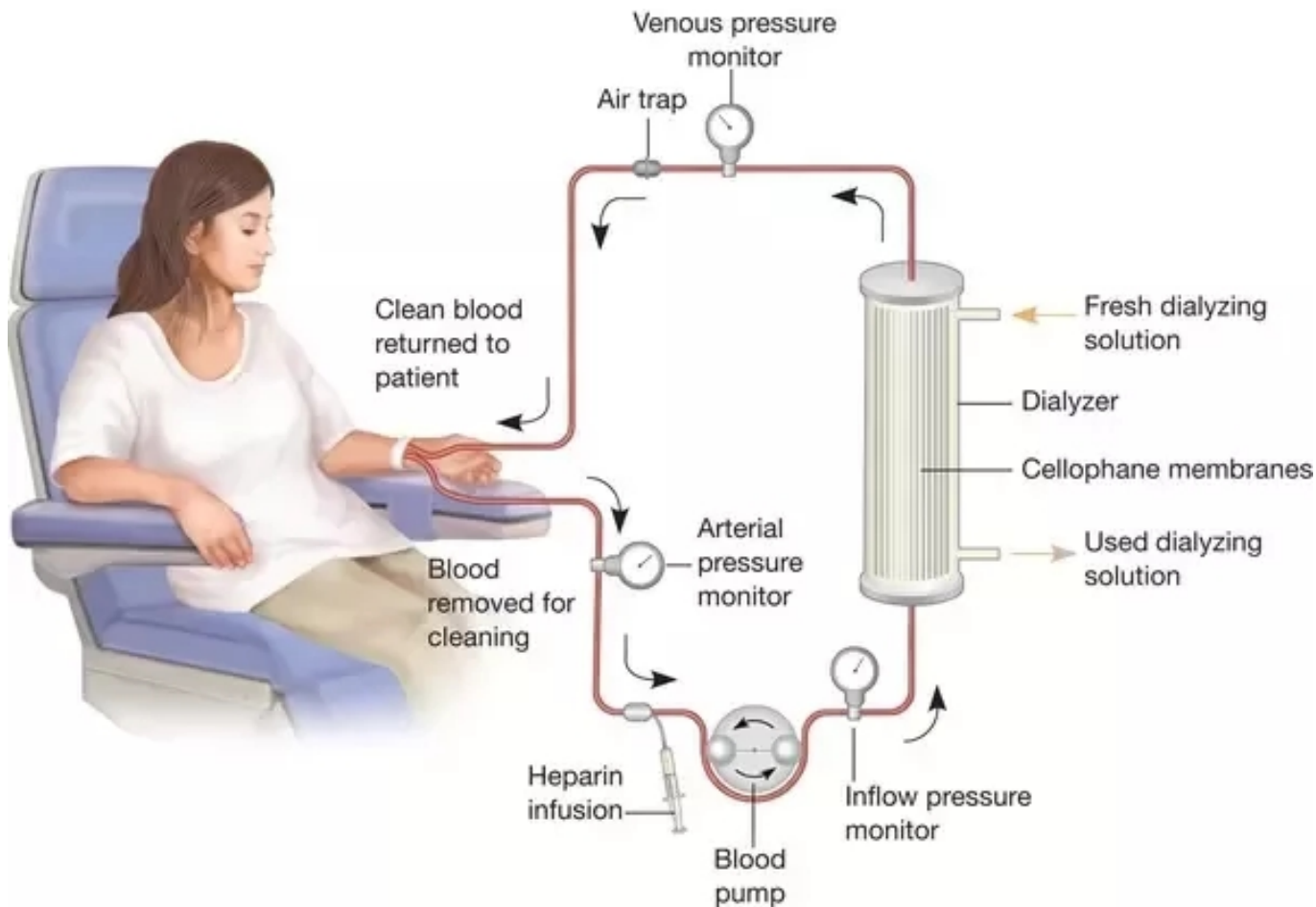
可以使用
高渗溶液

否则易引起
细胞破裂！

⚠ 用量不能太大，注射速度不可太快，否则易造成局部高渗引起红细胞皱缩！！
2.可直接将药物溶于生理盐水或0.278mol/L葡萄糖溶液中使用



血液透析 (Hemodialysis)



较安全
易行
应用广泛

血液透析原理

- 血液透析包括溶质的移动和水的移动，即血液和透析液在透析器（人工肾）内**借半透膜接触和浓度梯度进行物质交换**，使血液中的代谢废物和过多的电解质向透析液移动，透析液中的钙离子、碱基等向血液中移动。

§ 8.3 溶胶

8.3.1 分散体系

8.3.2 溶胶

8.3.3 溶胶的聚沉和稳定性

8.3.4 高分子溶液



3.3.1 分散体系

一种物质以极小的颗粒（称为分散质）分散在一种物质（分散介质）中所组成的体系叫做分散体系。

根据分散颗粒的大小，分为三类：

- 分子分散体系（分散质粒子的平均直径约1 nm）
- 胶体分散体系（分散质粒子的平均直径在1 nm～0.1 μm）
- 粗分散体系（分散质粒子的平均直径在1～100 μm）

逐层过滤（滤纸、半透膜原理）

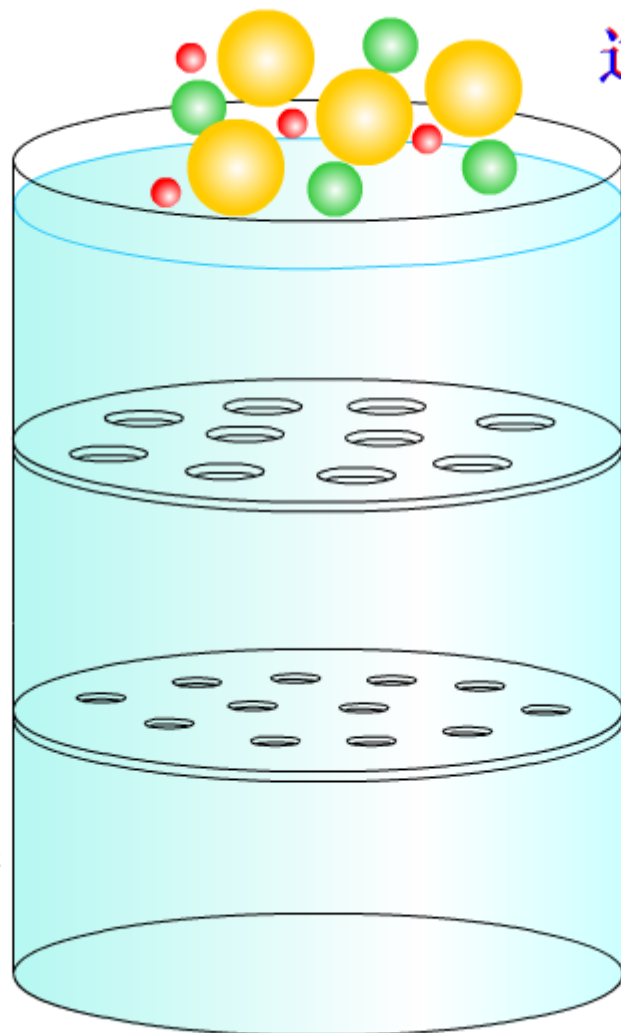
能力工作棚

<http://nengli.126.com>

过滤、渗析原理
模拟

上层隔板
细孔直径
 $\phi = 10^{-7}\text{m}$
如：滤纸

下层隔板
细孔直径
 $\phi = 10^{-9}\text{m}$
如：半透膜



分散质：



分散剂： H_2O

分散质直径：



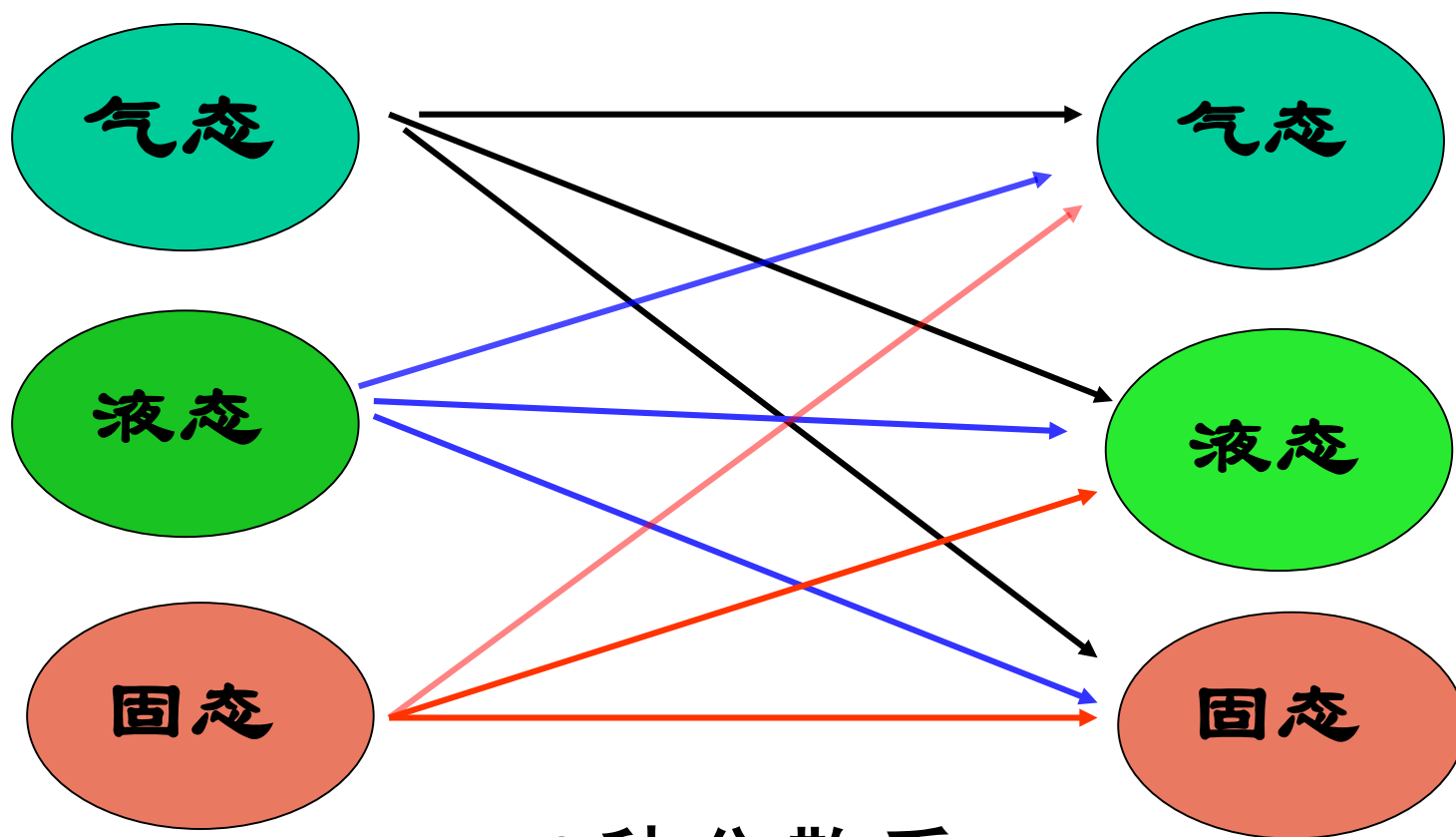
$10^{-9}\text{m} < \text{green sphere} < 10^{-7}\text{m}$

$\text{red sphere} < 10^{-9}\text{m}$

play

stop

分散质 分散系 分散剂



9 种 分 散 系

分散质
气
液
固
气
液
固
气
液
固

分散剂
气
气
气
液
液
液
固
固
固
固

实例

空气

云、雾

灰尘

泡沫

牛奶、酒精的水溶液

盐水、泥水、河水

泡沫塑料

珍珠（包含着水的 CaCO_3 ）

合金、有色玻璃

3.3.2 溶胶

所谓溶胶是指固体分散在液体中的一种胶态体系。

溶胶的制备和净化

(1) 制备方法：

分散法 利用胶体磨等手段，将块体材料磨成直径在 $0.1\sim 1\mu\text{m}$ 的粒子。

凝聚法 使小粒子凝聚成 胶体粒子。

硫磺的乙醇溶液—水→硫磺的水溶胶

微乳液法、高分子修饰法等。

(2) 净化

透析法：利用溶胶粒子不能穿过半透膜的特性，分离出溶胶中的电解质。

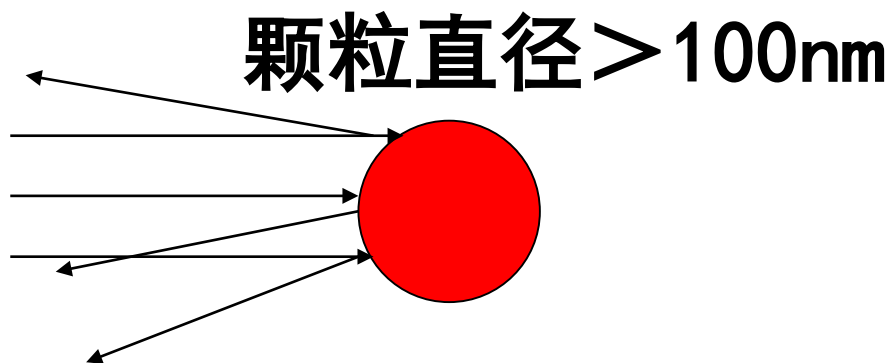
超过滤法：胶体粒子可以透过滤纸，用半透膜代替滤纸，在减压或加压下使溶胶过滤，可以将溶胶与其中小分子杂质分开。

(3) 溶胶的性质

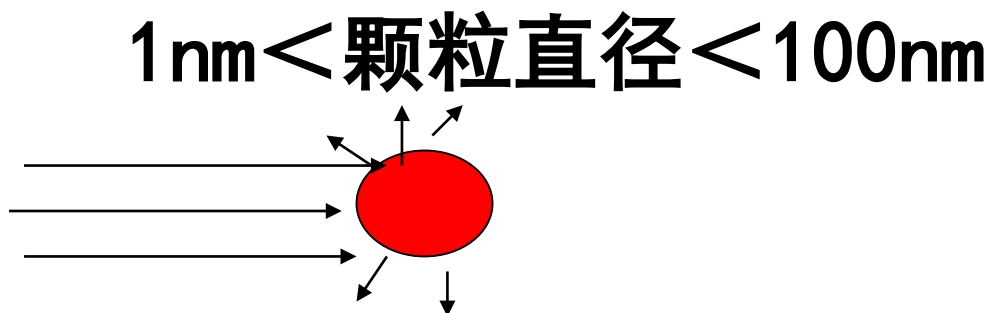
溶胶的光学性质 — 丁达尔现象

当一束明亮的光线射入胶体溶液时，观察到在光线透过的胶体部分出现明亮的光柱，这种现象叫丁达尔现象。

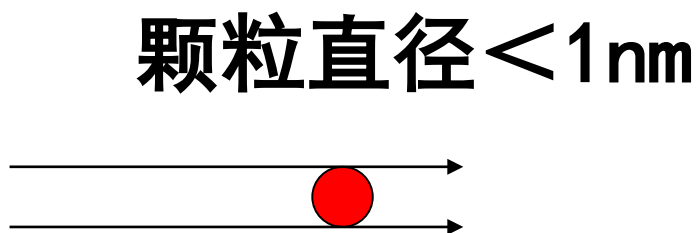
浊液分散系

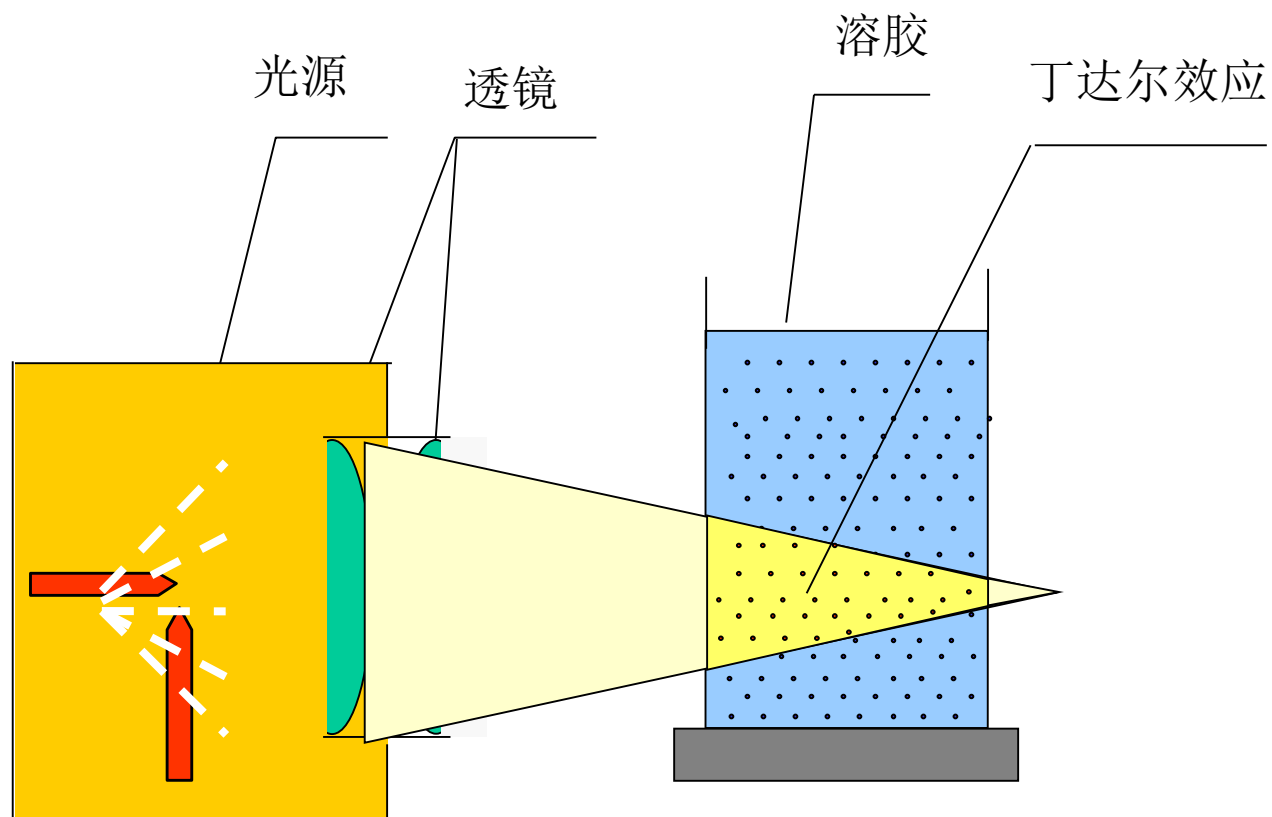


胶体分散系



溶液分散系





探究实验:



CuSO_4 溶液

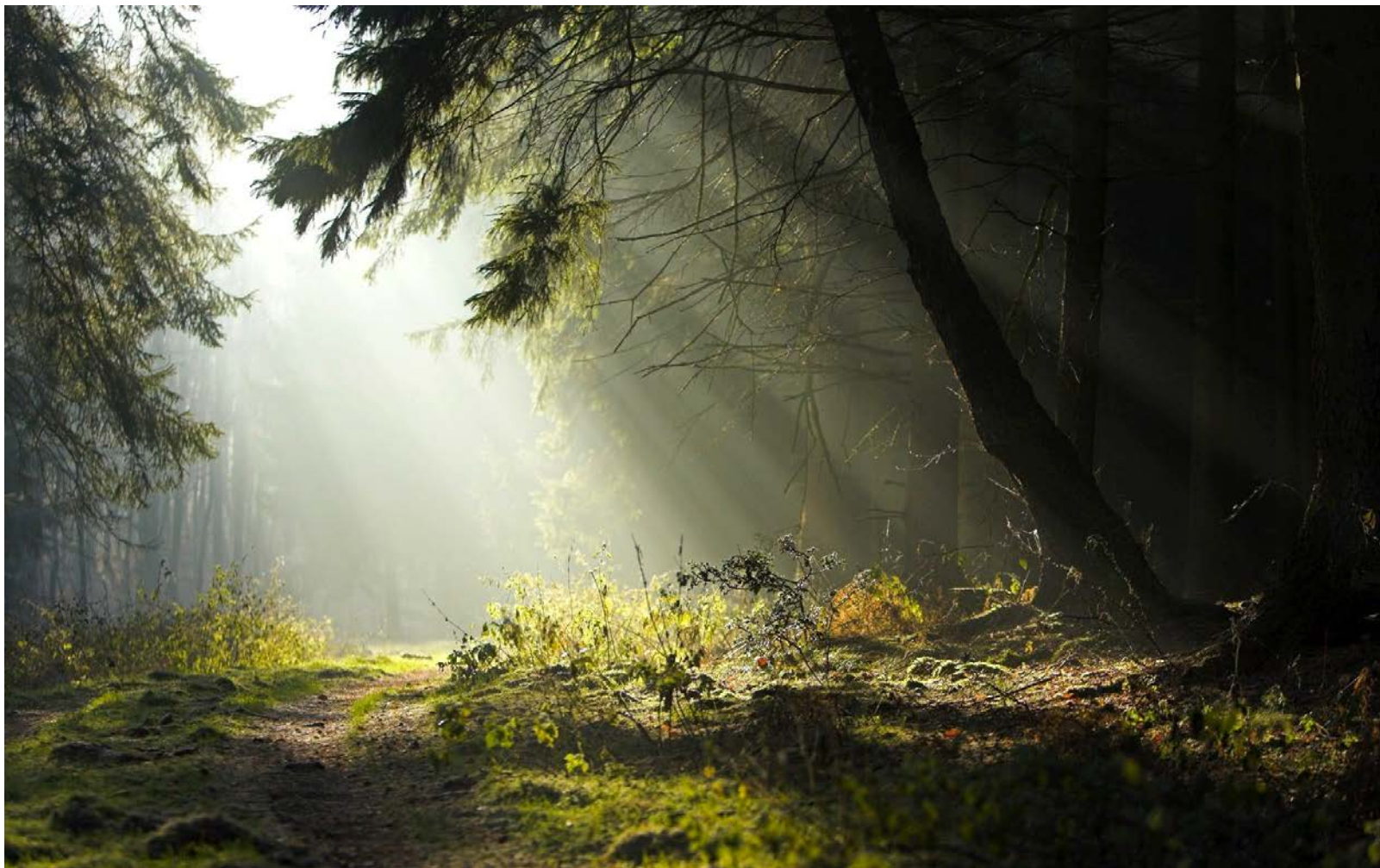


$\text{Fe}(\text{OH})_3$ 胶体

光束通过胶体的产生光亮通路的现象
——丁达尔现象

用这种方法可以区别溶液和胶体

清晨的树林, 枝叶间透过的一道道光柱



胶体的分散剂是空气，分散质是微小的尘埃或液滴

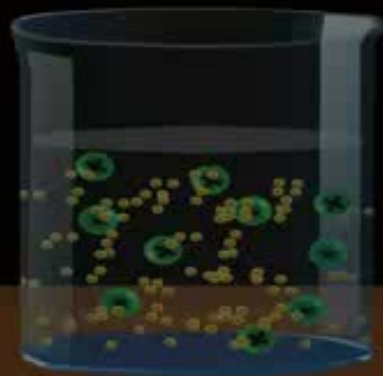
溶胶的电学性质 — 电泳

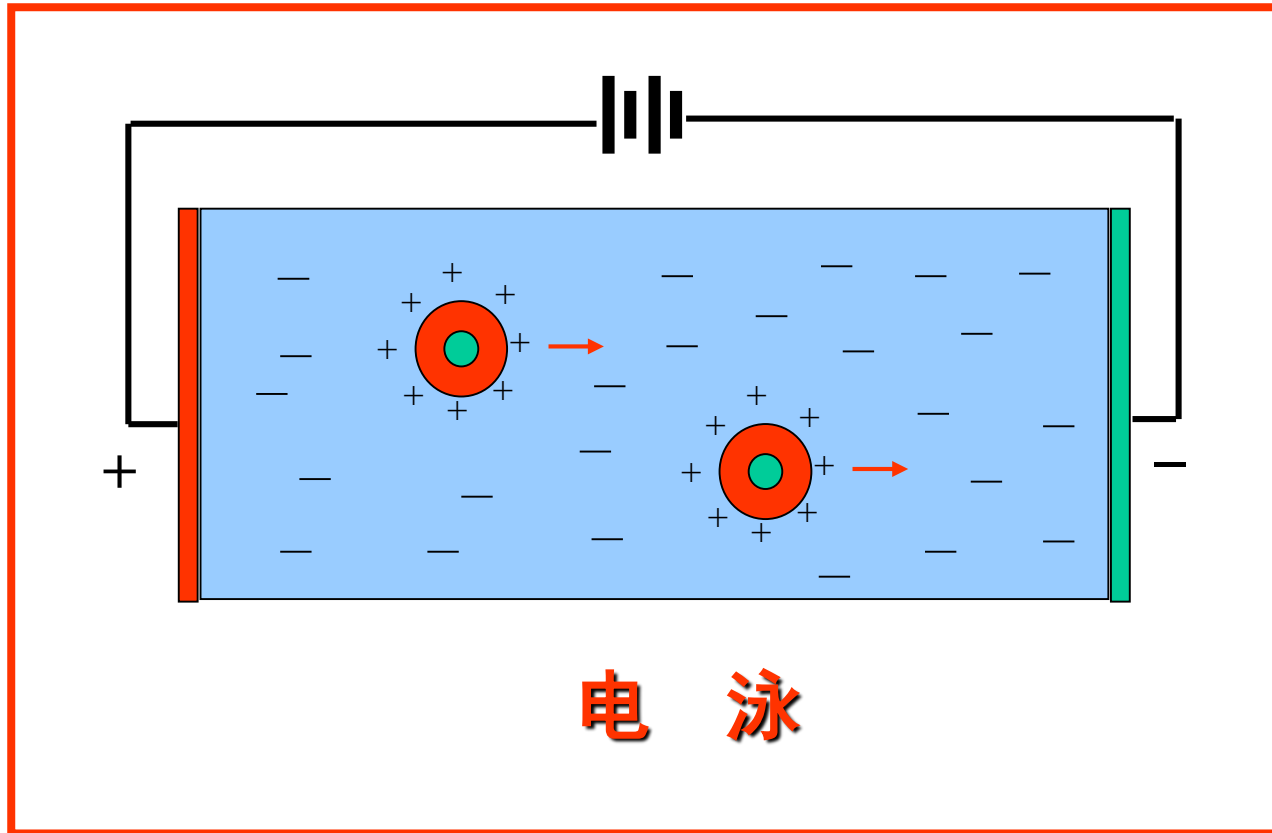
在电场作用下，溶胶粒子向某一电极方向运动，称为电泳。

有的溶胶粒子向阳极运动，有的粒子向阴极运动。

这说明：胶体粒子是带负电或带正电的。

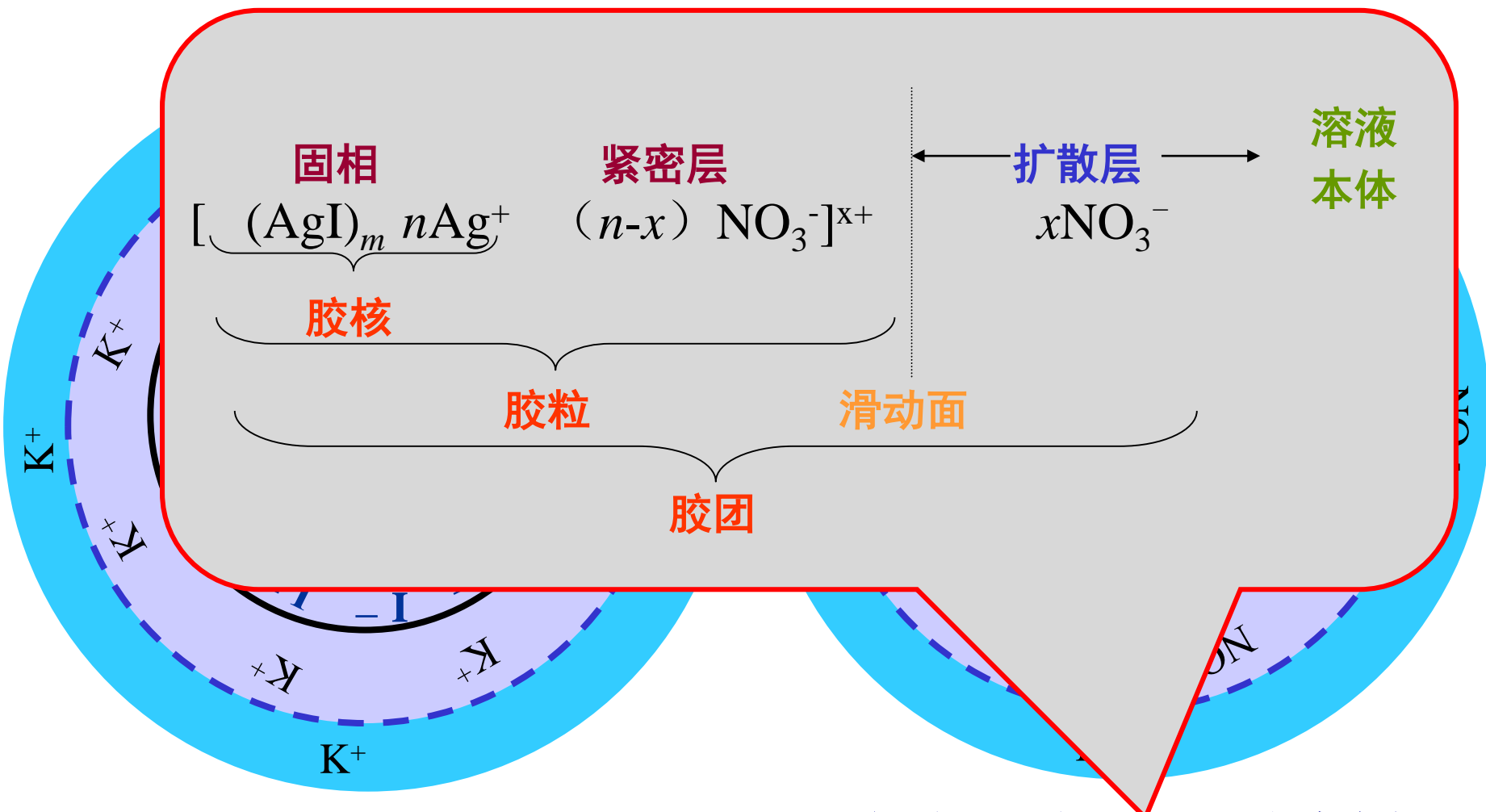
Electrophoresis





电泳：在外电场作用下，胶粒向电极移动的现象

(4)胶团的结构（吸附层和扩散层）



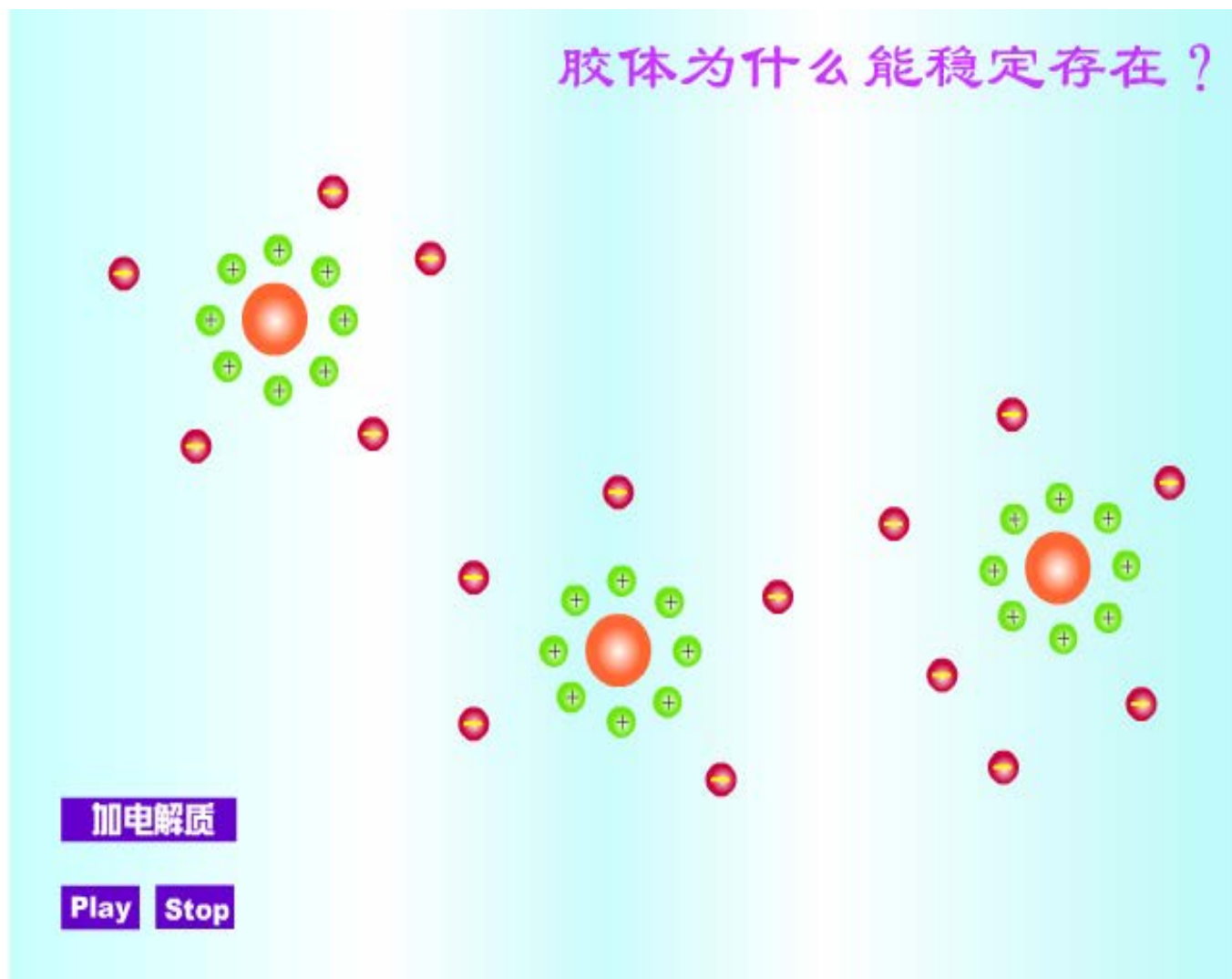
碘化银胶团结构 (KI为稳定剂)

碘化银胶团结构 (AgNO_3 为稳定剂)

溶胶的特征

- 尺寸 1-100 nm, 分散相和分散质间存在界面，高度分散的多相体系；粘度比真溶液大。
- 溶胶不稳定？
- 溶胶沉淀后，再放入分散介质，不能自动形成溶胶，不可逆的。？

胶体能稳定存在的原因



3.3.3 溶胶的聚沉和稳定性

(1) 电解质的聚沉作用

溶胶对电解质很敏感，加入很少量的电解质就可以引起溶胶聚沉。电解质的聚沉能力用聚沉值表示。**聚沉值**—使一定量的溶胶在一定时间开始聚沉所需电解质的最低浓度，一般以 $\text{mmol}\cdot\text{dm}^{-3}$ 表示。聚沉值越小，聚沉能力越强。

聚沉的主要原因：

- ①中和了胶粒的电荷
- ②破坏了胶粒的溶剂化膜

(2) 溶胶的稳定性

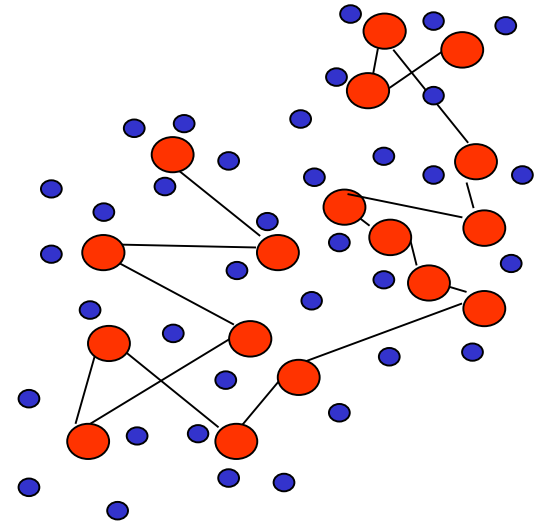
溶胶的稳定性：布朗运动

(永不停息的无规则运动)

溶胶的聚结稳定性：

胶粒的双电层结构

溶剂化膜



胶体的应用与危害

应用：在日常生活中如，墨水、墨汁、明矾净水、土壤保肥中均应用胶体原理。

危害：烟、雾对生活、交通带来的危害也不可小视