5. द्रव्य की अवस्थाएं : [state of matter]

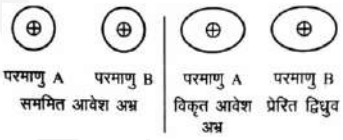
❖ **द्रव्य की मूल अवस्थाएं : ठोस , द्रव , गैस**

❖ अवस्था निर्धारक बल जो परस्पर विपरित दिशा में कार्य करते है

- **अंतराण्विक आकर्षण बल** : अवयवी कणों को निकटतम बनाये रखना
- **उष्मीय उर्जा बल** : अवयवी कणों की गति के कारण उत्पन्न बल द्वारा कणों को अधिकतम दूरस्थ बनाये रखना

❖ **अंतरा आण्विक बल :** अन्योन क्रिया करने वाले द्रव्य कणों के मध्य आकर्षण और प्रतिकर्षण बल ही अंतराणुक बल है। इन्हें वांडरवाल्स बल भी कहा जाता है, जैसे : लंडन बल, द्विध्रुव–द्विध्रुव , द्विध्रुव–प्रेरित द्विध्रुव आकर्षण तथा H- आबंधन

1. प्रकीर्णन बल अथवा लंदन बल :



- इसे तात्कालिक प्रेरित द्विध्रुव–प्रेरित द्विध्रुव अन्योन्न क्रिया लंडन बल भी कहते है।
- उदासीन तथा अध्रुवीय अणुओं के मध्य वाण्डरवाल बल होते है जैसे : N_2 , O_2 , Cl_2
- परमाणु असममित होकर तात्कालिक द्विध्रुव बनाता है जो अपने निकट उपस्थित अन्य परमाणु के इलेक्ट्रॉन अभ्र को विकृत करके प्रेरित द्विध्रुव बना देता है इसप्रकार तात्कालिक व प्रेरित द्विध्रुव में उत्पन्न आकर्षण लंडन/प्रकीर्णन बल कहलाता है

2. द्विध्रुव–द्विध्रुव बल :

- बंधित परमाणुओं की विद्युत ऋणता में पर्याप्त अंतर होने पर सहसंयोजी अणु स्थायी द्विध्रुव बनाते है।
- दो स्थायी द्विध्रुव अणुओं के मध्य उत्पन्न आकर्षण द्विध्रुव–द्विध्रुव आकर्षण बल कहलाता है।

- द्विध्रुव पर उत्पन्न आंशिक आवेश सदैव इकाई इलेक्ट्रॉनिक आवेश (1.6×10^{-19} C)से न्यून होता है।
- आंशिक आवेश द्वारा उत्पन्न द्विध्रुव आकर्षण बल सदैव आयन–आयन आकर्षण से न्यून होता है।
- द्विध्रुव के मध्य अंतराण्विक आकर्षण बल, इनके मध्य दूरी के व्यूत्क्रमानुपाती होता है।
- दो द्विध्रुव के मध्य आकर्षण दिशात्मक होता है। उदाहरण : 1. HCl अणुओं में 2. जल तथा HF अणुओं में संगुणन

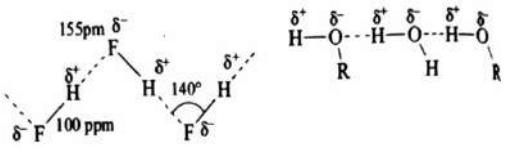
3. द्विध्रुव–प्रेरित द्विध्रुव बल :

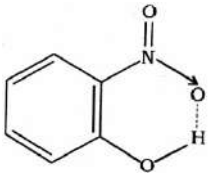
- जब स्थायी द्विध्रुव किसी अध्रुवीय अणु के संपर्क में आता है तो अध्रुवीय अणु का इलेक्ट्रॉन अभ्र विकृत होकर प्रेरित द्विध्रुव बनाता है इस प्रकार द्विध्रुव तथा प्रेरित द्विध्रुव के मध्य आकर्षण उत्पन्न हो जाता है।
- आकर्षण उर्जा का मान ताप पर निर्भर नहीं करता है जबकि प्रेरित द्विध्रुव आघूर्ण , स्थायी द्विध्रुव के द्विध्रुव आघूर्ण तथा उदासीन अणु की ध्रुवणता पर निर्भर करता है परमाणुओं का आकार बढने पर उनकी ध्रुवणता भी बढती है।
- उदाहरण : ध्रुवीय HCl तथा अध्रुवीय Cl_2 के मिश्रण में उत्पन्न आकर्षण, अध्रुवीय विलायकों मे ध्रवीय यौगिक की विलेयता

4. **हाइड्रोजन आबन्ध** : सहसंयोजी अणु में उपस्थित H जब उच्च विद्युतऋणी तत्वों जैसे : F, O, N के मध्य आ जाता है तो संपर्कित परमाणु के साथ प्रबल वांडरवाल आकर्षण उत्पन्न करता है इसे **हाइड्रोजन आबन्ध** कहते है।
   - H- आबंध एक सेतू बंध है, इसकी उर्जा 10 से 100 $KJmol^{-1}$ होती है इसका प्रदर्शन ....H — F..........H —F.........
   - पदार्थों के भौतिक गुण जैसे : अवस्था, वाष्पन की उष्मा, क्वथनांक इत्यादि में परिवर्तन होता है।
   - H- आबंधन एवं संगुणन के कारण क्वथनांक उच्च होगें जैसे : ऐल्कोहॉल अवाष्पशील द्रव जबकि ईथर वाष्पशील द्रव
   - H- आबंधन की उपस्थिति से जल में विलेयता बढती है

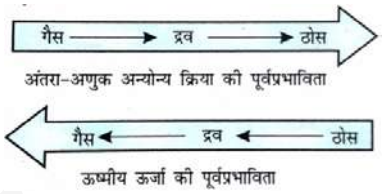
हाइड्रोजन आबन्ध

1. अन्तराण्विक हाइड्रोजन आबन्ध (Inter molecular)	2. अन्तः आण्विक हाइड्रोजन आबन्ध (Intra molecular)
दो से अधिक समान/भिन्न प्रकार के अणुओं के मध्य बना H- आबंध, अंतराण्विक H-आबंध कहलाता है। उदाहरण : HF, जल, अमोनिया आदि। H-F जल	एक ही अणु के दो उच्च विद्युत ऋणी परमाणुओं के मध्य बना H-आबंध, अन्तः आण्विक H- आबंध कहलाता है। उदाहरण : ऑर्थो नाइट्रोफिनॉल , क्लोरल हाइड्रेट आदि। ऑर्थो नाइट्रोफिनॉल





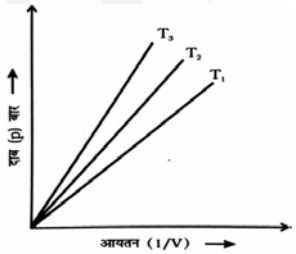
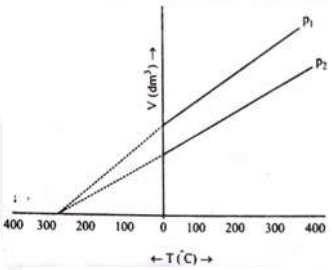
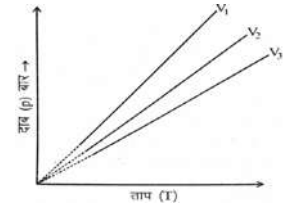
❖ **उष्मीय उर्जा :** अणु या परमाणुओं की गति के कारण उत्पन्न उर्जा
उष्मीय उर्जा का मान ताप के समानुपाती होती है।
औसत गतिज उर्जा के प्रभाव से कणों में उष्मीय गमन होता है।



❖ **गैसीय अवस्था : अभिलक्षण**

- अंतराण्विक आकर्षण बलों की अपेक्षा उष्मीय उर्जा अधिकतम, अतः अवयवी कणों के मध्य अधिकतम दूरी/रिक्त स्थान
- अवयवी कण अव्यवस्थित, न्यून आकर्षण, उच्च संपीडयता, आकार व आयतन अनिश्चित परंतु धनत्व अत्यंत कम होता है।
- गैसीय दाब समान, द्रीव विसरित/फैलना, सभी अनुपात में मिश्रित ,उदा : CO_2 , N_2 , H_2 He, Ne , O_2

❖ **गैसीय नियम :** गैसों के चर जैसे दाब, आयतन, ताप, द्रव्यमान आदि के मध्य संबन्धों को गैस नियम कहा जाता है।
गैस के नियम : 1. बॉयल नियम 2. चार्ल्स नियम 3. गेलुसैक नियम 4. आवोगाद्रो का नियम

1. **बॉयल नियम या दाब–आयतन(P/V) संबन्ध :**	**दाब–आयतन आलेख**
स्थिर ताप पर गैस की निश्चित मात्रा का दाब उसके आयतन के व्युत्क्रमानुपाती होता है, अतः $P \propto \frac{1}{V}$; $P = K\frac{1}{V}$; K = समानुपाती स्थिरांक नोट : उक्त समी0 को $K = PV$ से दर्शाने पर : निश्चित मात्रा की गैस को स्थिर ताप पर प्रसारित किया जाता है तो बॉयल नियम अनुसार – $P_1V_1 = P_2V_2 = K$ (स्थिरांक) ; $P_1/P_2 = V_2/V_1$ नोट : गैस के दाब व घनत्व में संबन्ध : $d = \frac{m}{V}$; if $V = \frac{K}{P}$ then $d = \frac{m}{K}P$ अतः स्थिर ताप पर गैस की निश्चित मात्रा का दाब, घनत्व के समानुपाती होता है।	 स्थिर ताप पर दाब–आयतन आलेख, समतापी आलेख
2. **चार्ल्स नियम या ताप–आयतन(T/V) संबन्ध :**	**ताप–आयतन आलेख**
स्थिर दाब पर गैस की निश्चित मात्रा का आयतन, उसके परम ताप के समानुपाती होता है, अतः $V \propto T$; $V = KT$; K = समानुपाती स्थिरांक यहां परमताप $T = t^0C + 273K$ **केल्विन ताप या परमताप** : जब तापक्रम में t^0C को $T_t = 273.15 + t$ तथा 0^0C को $T_0 = 273.15$ द्वारा व्यक्त किया जाता है तो इसे परमताप कहा जाता है यह उष्मागतिकी मापक्रम है **परमशून्य ताप** : वह न्यूनतम काल्पनिक ताप जिस पर गैस का आयतन शून्य हो जाता है, परमशून्य ताप कहलाता है। **चार्ल्स नियम का महत्व** : गर्म वायु के गुब्बारों द्वारा अंतरिक्ष विज्ञान संबन्धी परिक्षण	 स्थिर दाब पर ताप–आयतन आलेख, समदाबी आलेख
3. **गे–लुसैक नियम या दाब–ताप(P/T) संबन्ध :**	**दाब – ताप आलेख** :
स्थिर आयतन पर गैस की निश्चित मात्रा का दाब, उसके परमताप के समानुपाती होता है, अतः $P \propto T$; $P = KT$; K = समानुपाती स्थिरांक स्थिर मोलर आयतन पर दाब व ताप आलेख एक सरल रेखा में प्राप्त होती जो मूल बिन्दु से गुजरती है इसे **समआयतनी रेखा** कहा जाता है।	 स्थिर आयतन पर दाब–ताप आलेख, समआयतनी आलेख
4. आवोगाद्रो परिकल्पना या आयतन–मोल/मात्रा(V/n) संबन्ध : समान ताप व दाब पर गैसों के समान आयतन में उनके अणुओं की संख्या भी समान होती है। गैस का आयतन, मोलों की संख्या के समानुपाती होता है। गणितीय रूप : $V \propto n$ $V = Kn$; K = समानुपाती स्थिरांक आवोगाद्रो स्थिरांक : 1 मोल गैस में अणुओं की संख्या : 6.022×10^{23}	**गैस के मोलर द्रव्यमान व घनत्व में संबन्ध :** $V = Kn$ if $n = \frac{m}{M}$ $V = K\frac{m}{M}$; $M = K\frac{m}{V}$ if d $= \frac{m}{M}$ $M = Kd$; $M \propto d$ अतः किसी गैस का घनत्व, उसके मोलर द्रव्यमान के समानुपाती होता है।

PREPARED & EDITED **BY BR JANGID** LECTURER [CHEMISTRY] jangid2005@gmail.com 97850-86690

नोट : आदर्श गैस : गैसे जो ताप, दाब व सांद्रताओं की सभी सीमाओं पर गैस नियमों का पालन करती है।
आदर्श गैसे काल्पनिक है जिनमें अणुओं के मध्य अंतराणुक बल नगण्य होते है।
वास्तविक गैस : गैसे जो ताप, दाब व सांद्रताओं की सभी सीमाओं पर गैस नियमों का पालन नहीं करती है।
: वास्तविक गैसे उच्च ताप व निम्न दाब पर आदर्श व्यवहार दर्शाती है

❖ **आदर्श गैस समीकरण** : गैसीय नियमानुसार

चार्ल्स नियम : $V \propto T$ बॉयल नियम : $V \propto \frac{1}{P}$ आवोगाद्रों नियम : $V \propto n$

तीनो नियम कों संयोजित करने पर : $V \propto n\frac{T}{P}$; $V = nR\frac{T}{P}$; R = सार्वत्रिक गैस स्थिरांक

$\boxed{PV = nRT}$ इसे आदर्श गैस समीकरण कहा जाता है।

नोट : आदर्श गैस समीकरण चार चरों जैसे दाब, आयतन, मात्रा तथा ताप के द्वारा किसी गैस की अवस्था की व्याख्या करता है अतः इसे अवस्था समीकरण भी कहा जाता है।

SI पद्वति में एक मोल आदर्श गैस के लिए R का मान : $PV = nRT$; $R = \frac{PV}{nT}$

$R = 8.314\ Pam^3K^{-1}mol^{-1}$ $(1\ Pa = 1Nm^{-2})$

$\mathbf{R = 8.314\ JK^{-1}mol^{-1}}$ $(1J = 1Nm)$

At STP $R = 0.0821\ litatmK^{-1}mol^{-1}$

In CGS $R = 8.314 \times 10^7$ Dyne cm $K^{-1}mol^{-1}$ (erg = dyne cm)

$R = 8.314 \times 10^7\ ergK^{-1}mol^{-1}$

$P = 1\ atm = 10^5\ Pa$
$V = 22.4\ lit = 22.4 \times 10^{-3}\ m^3$
$T = 273.15K$
$n = 1\ mol$

❖ **संयुक्त गैस नियम** : गैस का प्रारंभिक ताप T_1 आयतन V_1 तथा दाब P_1
गैस का अंतिम ताप T_2 आयतन V_2 तथा दाब P_2

आदर्श गैस समीकरण के अनुसार : $PV = nRT$; $nR = PV/T$

प्रारंभिक अवस्था के लिए : $nR = P_1V_1/T_1$ ---------- 1

अंतिम अवस्था के लिए : $nR = P_2V_2/T_2$ ----------2

समी0 1 व 2 से $\boxed{\mathbf{P_1V_1/T_1 = P_2V_2/T_2}}$ इसे **संयुक्त गैस नियम/समीकरण** कहते है।

❖ **गैस के घनत्व व मोलर द्रव्यमान में संबन्ध** : आदर्श गैस समी0 : $PV = nRT$; $\frac{n}{V} = \frac{P}{RT}$ if $n = \frac{m}{M}$

$\frac{m}{MV} = \frac{P}{RT}$ if $\frac{m}{V} = d$

$\frac{d}{M} = \frac{P}{RT}$; $\boxed{\mathbf{M = \frac{dRT}{P}}}$

❖ **डाल्टन का आंशिक दाब नियम** :

क्रिया विहिन गैसों के मिश्रण का कुल दाब, प्रत्येक गैस के आंशिक दाब के योग के बराबर होता है।

आंशिक दाब : बंद पात्र में भरी गैस द्वारा पात्र की दीवार पर डाला गया दाब, गैस का आंशिक दाब कहलाता है।

गणितीय रूप :

गैस 1 का आंशिक दाब : P_1
गैस 2 का आंशिक दाब : P_2
गैस 3 का आंशिक दाब : P_3
मिश्रण का कुल दाब : $\mathbf{P = P_1 + P_2 + P_3}$ ..... ❶

$G_1 + G_2 + G_3$
$P_1 \quad P_2 \quad P_3$
$P = P_1 + P_2 + P_3$

आदर्श गैस समीकरण से : $PV = nRT$; $\mathbf{P = n\frac{RT}{V}}$

गैस 1 का आंशिक दाब : $P_1 = \mathbf{n_1\frac{RT}{V}}$

गैस 2 का आंशिक दाब : $P_2 = \mathbf{n_2\frac{RT}{V}}$

गैस 3 का आंशिक दाब : $P_3 = \mathbf{n_3\frac{RT}{V}}$

समी ❶ में P_1, P_2 व P_3 के मान रखने पर : $\mathbf{P = n_1\frac{RT}{V} + n_2\frac{RT}{V} + n_3\frac{RT}{V}}$ या $\mathbf{P = (n_1 + n_2 + n_3)\frac{RT}{V}}$

P_1 को P से भाग देने पर : $P_1/P = [\mathbf{n_1/\ n_1 + n_2 + n_3}]$ if $\mathbf{n_1 + n_2 + n_3 = n}$ **(total mole)**

$P_1/P = \mathbf{n_1/\ n}$ **if** $\mathbf{n_1/\ n = X_1}$; $P_1/P = \mathbf{X_1}$; $\mathbf{P_1 = X_1 .P}$

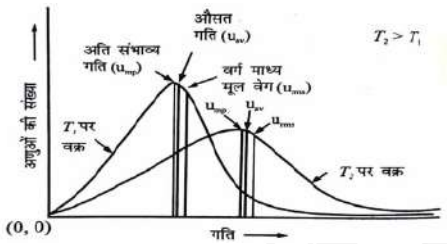
अतः गैसीय मिश्रण में प्रत्येक गैस का आंशिक, उसकी मोल भिन्न तथा कुल दाब के गुणनफल के बराबर होता है।

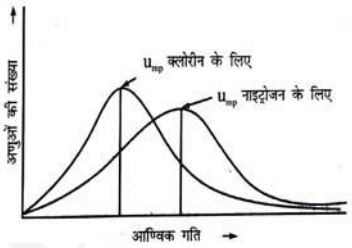
PREPARED & EDITED **BY BR JANGID** LECTURER [CHEMISTRY] jangid2005@gmail.com ☎ 97850-86690

❖ **गतिज उर्जा एवं अणुक गति** :

- गैसों के अणु निरंतर गतिशील रहते है एवं इनकी गति व उर्जा सदैव परिवर्तित होती रहती है।
- किसी क्षण अणुओं गति का औसत मान ही परिकलित किया जा सकता है।
- मैक्सवेल तथा बोल्ट्जमान के अनुसार गतियों का वास्तविक वितरण गैसों के अणुभार व ताप पर निर्भर करता है।
- मैक्सवेल – बोल्ट्जमान ने दो भिन्न तापों पर अणुओं की संख्या व आण्विक गति के मध्य आलेख प्राप्त किये।
- आलेख का शीर्ष बिन्दु अधिकांश अणुओं की गति को दर्शाता है, इसे अतिसंभाव्य गति कहते है।
- उच्च ताप पर उच्च गतिशील अणुओं की संख्या बढने से गति का वितरण वक्र चौडा हो जाता है।
- गति का वितरण अणुभार पर भी निर्भर करता है अतः समान ताप पर अधिक द्रव्यमान वाले अणुओं की गति हल्के अणुओं की तुलना में मंद होती है जैसे : नाइट्रोजन तथा क्लोरिन गैस के अणुओं का गति वितरण वक्र
- वर्ग माध्य मूल वेग, औसत वेग तथा अतिसंभाव्य गति में संबन्ध :

$$u_{av} = \frac{u_1 + u_2 + \ldots\ldots\ldots u_n}{n}$$





❖ **गैस का अणुगतिक सिद्धांत** : मैक्सवेल एवं बोल्ट्जमान द्वारा प्रतिपादित किया गया – मुख्य बिन्दु :

- प्रत्येक गैस में उपस्थित अतिसूक्ष्म अवयवी कणों को अणु माना गया ।
- अणुओं का वास्तविक आयतन, गैस के आयतन की तुलना में नगण्य होता है।
- गैसीय अणु सदैव अनियमित एवं सीधी रेखा में गतिशील रहते है।
- गैसीय अणुओं के मध्य अंतराण्विक आकर्षण बल तथा गुरूत्वाकर्षण का प्रभाव नगण्य होता है।
- गैसीय अणु प्रत्यास्थ होते है अर्थात परस्पर/पात्र की दीवार से टकराने पर भी गतिज उर्जा अपरिवर्तित रहती है।
- अणुओं के पात्र की दीवार से टकराने के कारण ही गैस का आंशिक दाब उत्पन्न होता है।
- गैसीय अणुओं की गतिज उर्जा, परमताप के समानुपाती होती है।
- **गैस का अणुगतिक समीकरण** : क्लोसियस और क्रोनिंग द्वारा दिया गया। $PV = \frac{1}{3} mnu^2$

  P = गैस का दाब , V = गैस का आयतन , n = गैस के अणुओं की संख्या , m = गैसीय अणुओं का द्रव्यमान

❖ **आदर्श व्यवहार से विचलन** :

1. दाब–आयतन तथा दाब के मध्य एमागेट आरेख अवधारणा

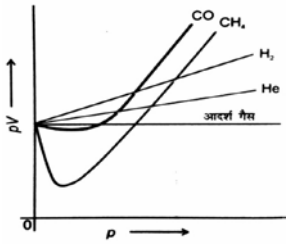
- आदर्श गैसे काल्पनिक है इनमें अंतराणुक बल नगण्य होते है, प्रायः कोई भी गैस पूर्ण आदर्श व्यवहार नहीं दर्शाती
- **एमागेट** द्वारा PV और P के मध्य आरेख खीचे गये जो आदर्श गैस के लिए सीधी रेखा अक्ष के समानान्तर जबकि वास्तविक गैसों जैसे CO, CH_4 , H_2 के लिए आदर्श व्यवहार से विचलन दर्शाती है।
- वास्तविक गैसों के आदर्श व्यवहार से विचलन को संपीड्यता गुणांक से भी व्यक्त कर सकते है

$PV = ZnRT$; $Z = \frac{PV}{nRT} = 1$ [Z = संपीड्यता गुणांक]

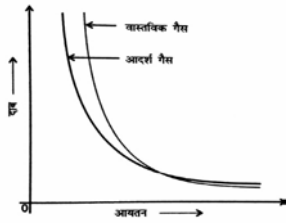
Z = 1 गैस का आदर्श व्यवहार/आदर्श गैस

Z > 1 बॉयल ताप से उच्च ताप पर गैस का आदर्श व्यवहार से धनात्मक विचलन

Z < 1 बॉयल ताप से निम्न ताप पर गैस का आदर्श व्यवहार से ऋणात्मक विचलन



- **बॉयल ताप या बॉयल बिन्दु** : वह ताप जिस पर कोई वास्तविक गैस पर्याप्त दाब की उपस्थिति में आदर्श गैस का व्यवहार करती है, इसे बॉयल ताप कहते है।



PREPARED & EDITED **BY BR JANGID** LECTURER [CHEMISTRY] ✉ jangid2005@gmail.com ☎ 97850-86690

2. वान्डरवाल्स अवधारणा : अणुगतिक सिद्वांत की संशोधन अभिधारणा :

- गैसीय अणुओं का वास्तविक आयतन तथा उनके मध्य आकर्षण, सम्पूर्ण आयतन की तुलना में नगण्य होता है। परन्तु उच्च दाब व निम्न ताप पर गैस का आयतन कम होने से अणु अतिनिकट आ जाते है एवं आकर्षण भी बढ जाता है, अर्थात अणुओं का आयतन तथा आकर्षण को नगण्य नहीं माना जा सकता है।
- **वान्डरवाल** दाब, आयतन संशोधन

  आयतन संशोधन : $V_i = (V_r - nb)$ ..... ❶

  दाब संशोधन : उच्च दाब पर गैस के अणु , अन्य अणुओं के आकर्षण के कारण पूर्ण वेग से पात्र की दीवार से नहीं टकराते है अतः वास्तविक गैस द्वारा उत्पन्न दाब आदर्श गैस के दाब से कम हो जाता है।

  $P_i = P_r + P'$ दाब में कमी (P') गैस के घनत्व के वर्ग के समानुपाती होती है।

  $P' \propto d^2$; $P' \propto [n/V]^2$; $P' = a\,n^2/V^2$; $P_i = (P_r + an^2/V^2)$ ..... ❷
- **आदर्श गैस समीकरण** : $P_iV_i = nRT$ समी0 ❶ व ❷ से V_i तथा P_i के मान रखने पर –

  n मोल गैस के लिये वान्डरवाल्स समी0 : $[P_r + an^2/V^2](V - nb) = nRT$; if $n = 1$ mole

  1 मोल गैस के लिये वान्डरवाल्स समी0 : $[P_r + a/V^2](V - b) = RT$; a & b = वान्डरवाल नियतांक है

.....

❖ **द्रव अवस्था** : अभिलक्षण –

- कणों में अंतराण्विक आकर्षण बल, गैसों से उच्च परंतु ठोसो से न्यून होते है।
- आकार अनिश्चित, अणुओं के मध्य रिक्त स्थान गैसों से कम अतः न्यून संपीड्य, घनत्व गैसों से उच्च होता है।
- उष्मीय उर्जा का मान अंतराण्विक आकर्षण बलों के लगभग बराबर होती है।
- द्रवों में वाष्पन एवं प्रवाह का गुण पाया जाता है द्रवों के अन्य विशिष्ट गुण जैसे : वाष्पदाब, पृष्ठ तनाव एवं श्यानता

❖ **वाष्पदाब** :

किसी बंद पात्र में स्थिर ताप पर वाष्पन व संघनन की दर के साम्य पर वाष्प अणुओं द्वारा द्रव सतह पर लगने वाला दाब, वाष्प दाब या संतृप्त वाष्पदाब कहलाता है।

❖ **वाष्प दाब को प्रभावित करने वाले कारक** –

- **द्रव की प्रकृति** : दुर्बल अंतराण्विक बल वाले द्रवों का वाष्पदाब उच्च (डाई एथिल ईथर का वाष्पदाब एथेनॉल से उच्च)
- **ताप** : ताप↑ अणुओं की गतिज उर्जा↑ वाष्पन की दर↑ वाष्पदाब↑

- **क्वथनांक** : वह ताप जिस पर किसी द्रव का वाष्प दाब बाह्य दाब(वायु0 दाब) के बराबर हो जाता है।

  1वायु0 दाब पर क्वथनांक को सामान्य क्वथनांक कहते है जैसे : जल का सामान्य क्वथनांक 100^0C [373K]

  1 bar दाब पर क्वथनांक को मानक क्वथनांक कहते है जैसे : जल का मानक क्वथनांक 99.6^0C [372.6K]
- **क्रांतिक ताप** : बंद पात्र में उबलते द्रव का वह ताप जिस पर अधिकतम द्रव, वाष्प प्रावस्था में बदलकर वाष्प घनत्व को बराबर कर देते है एवं द्रव व वाष्प के मध्य सीमा रेखा अदृश्य हो जाती है, इसे द्रव का क्रांतिक ताप कहा जाता है।

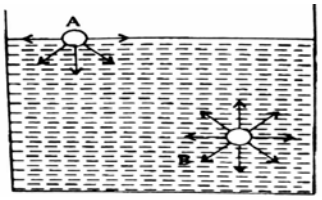
  नोट : उंचाई वाले स्थानों(उच्च उन्नतांश) पर वायुमण्डलीय दाब कम हो जाता है अतः पहाडों पर द्रव निम्न ताप पर ही उबलने लग जाता है यही कारण है कि पहाडों पर खाना पकाने में प्रेशर कूकर उपयोगी होते है।

.....

❖ **पृष्ठ तनाव** :

- किसी द्रव में सतही अणुओं की उर्जा, भीतरी स्थूल अणुओं की तुलना में भिन्न होती है।
- सतही अणुओं पर असंतुलित आकर्षण जबकि स्थूल कणों पर संतुलित व समान आकर्षण कार्य करता है।
- **''द्रव सतह पर उपस्थित काल्पनिक पृथक्कारी रेखा की एकांक लंबाई पर लगने वाला लम्बवत् बल को पृष्ठ तनाव कहते है।''**
- **पृष्ठ तनाव की इकाई** : kgs^{-2}

  SI पद्वति में : Nm^{-1} (न्यूटन प्रति मीटर या जूल प्रति मीटर)



PREPARED & EDITED **BY BR JANGID** LECTURER [CHEMISTRY] ✉ jangid2005@gmail.com ☎ 97850-86690

❖ **पृष्ठ तनाव का महत्व** :

- पृष्ठ तनाव के कारण ही किसी द्रव के दिये गये आयतन का गोलाकार आकार ही न्यूनतम पृष्ठ होता है। यही कारण हैकि द्रव की बूंदे न्यून उर्जा स्तर पर गोलाकार होती है जैसे पानी की गोल बूंदे।
- पृष्ठ तनाव के कारण ही द्रवों की सतह तनी हुई झिल्ली की भांति व्यवहार करती है।
- समान द्रव अणुओं के मध्य लगने वाला आकर्षण बल संसजक बल कहलाता है।
- दो भिन्न द्रव अणुओं के मध्य लगने वाला आकर्षण बल आसंजक बल कहलाता है।
- किसी केशनली में द्रव का स्वतः उपर चढने का कारण भी पृष्ठ तनाव है।
- साबुन मिलाने पर पृष्ठ तनाव में कमी होती है।
- ताप बढाने पर भी पृष्ठ तनाव कम हो जाता है क्योंकि ताप↑ अणुओं की गतिज उर्जा↑ अणुओं के मध्य अंतक्रिया ↓

❖ **श्यानता** :

- द्रवों में प्रवाह का गुण पाया जाता है एवं इनमें अनेक आणविक परतों द्वारा स्तरीय/परतीय प्रवाह होता है।
- दो भिन्न–भिन्न वेगों से गतिशील परतों के मध्य उत्पन्न घर्षण बल को श्यानता कहते है।
- मानक दूरी पर स्थित द्रव की दो परतों के मध्य वेग परिवर्तन को वेग प्रवणता कहते है।
- घर्षण बल, परतों के क्षैत्रफल तथा वेग प्रवणता के समानुपाती होता है।

यदि परतों का क्षैत्रफल = A

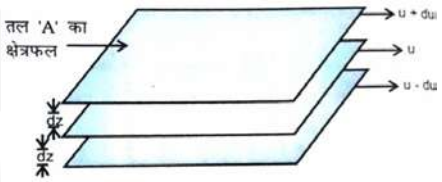
उनके मध्य दुरी = dz

दोनो परतों के वेगों का स्थायी अंतर = dU

$$F \propto \frac{dU}{dZ}$$

$$F \propto A\frac{dU}{dZ}$$

$$F = \eta A\frac{dU}{dZ}$$



चित्र 5.14 : स्तरीय प्रवाह में वेग का श्रेणीकरण

η = समानुपाती स्थिरांक है , इसे **श्यानता गुणांक** भी कहते है।

⊙ **श्यानता गुणांक** : किसी द्रव में एक सेमी दूरी पर स्थित दो समानान्तर परतों के वेग में यदि इकाई अंतर बनाये रखने हेतू प्रति इकाई क्षैत्रफल पर लगन वाला बल, श्यानता गुणांक कहलाता है।

$F = \eta A\frac{dU}{dZ}$ if dz = 1cm , dU = 1 , A = $1cm^2$ then [F = η]

⊙ **श्यानता गुणांक का मात्रक** : CGS पद्वति में : Poise [1 Poise = 1gm cm^{-1} s^{-1}] ; SI पद्वति में : Nsm^{-2} or PaS

श्यानता पर ताप का प्रभाव :

- ताप बढाने पर द्रव की श्यानता कम हो जाती है
  क्योंकि ताप↑ अणुओं की गतिज उर्जा↑ अन्तराणुक आकर्षण बल ↓ अतः द्रवों का प्रवाह बढेगा↑
- हाइड्रोजन बंधन एवं वांडरवाल्स बंधन युक्त द्रवों की श्यानता उच्च होती है।

उदाहरण :

1. जल में नमक मिलाने पर श्यानता घट जाती है जबकि शक्कर मिलाने पर श्यानता बढेगी
2. शाखित श्रृंखला युक्त कार्बनिक यौगिकों की श्यानता अशाखित यौगिकों की अपेक्षा उच्च होती है। जैसे आइसो ब्यूटेन की श्यानता n - ब्यूटेन से उच्च होगी।

.....

नोट : गैसों व द्रवों में तरलता : गैसों व द्रवों के अवयवी कणों में न्यून अंतराण्विक आकर्षण के कारण इनमें स्वतंत्र प्रवाह की क्षमता पायी जाती है अतः इन्हैं तरल भी कहा जाता है।

PREPARED & EDITED **BY BR JANGID** LECTURER [CHEMISTRY] ✉ jangid2005@gmail.com ☎ 97850-86690