

1. मॉड्यूल और इसकी संरचना का विवरण

मॉड्यूल विस्तार	
विषय शीर्षक	रसायन विज्ञान
पाठ्यक्रम शीर्षक	रसायन विज्ञान 01 (कक्षा XI, सेमेस्टर- 1)
मॉड्यूल नाम / शीर्षक	द्रव्य की अवस्थाएँ : भाग 1
मॉड्यूल आईडी	kech_10501
शर्तें	पदार्थ के अवस्थाओं का वर्गीकरण (ठोस, द्रव तथा गैस)
उद्देश्य	इस मॉड्यूल के माध्यम से जाने के बाद, शिक्षार्थी निम्नलिखित में सक्षम होगा- <ul style="list-style-type: none"> • विभिन्न अवस्थाओं के अस्तित्व की व्याख्या करें, • विभिन्न अवस्थाओं के कणों के अंतर-आणविक बलों और तापीय ऊर्जा को समझें। • गैसीय अवस्था के सामान्य गुणों को समझें।
संकेतक	अंतराअणुक बल, वांडरवाल्स बल, प्रक्षेपित बल, द्विध्रुव -द्विध्रुव बल, प्रेरित द्विध्रुव बल, हाइड्रोजन आबंध, ऊष्मीय ऊर्जा, गैसीय अवस्था

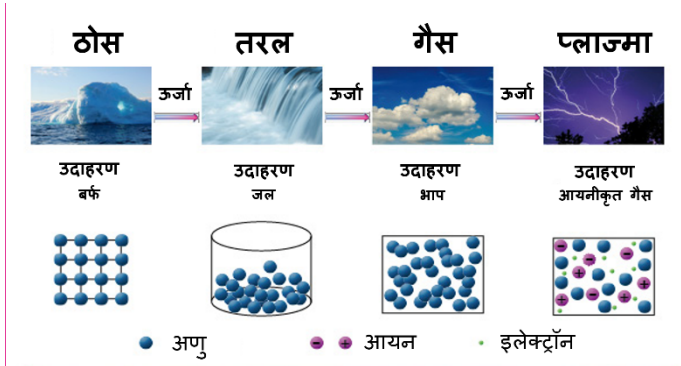
2. विकास दल

पद	नाम	सम्बद्ध
राष्ट्रीय MOOC समन्वयक (NMC)	प्रो० अमरेन्द्र पी. बेहरा	CIET, NCERT, नई दिल्ली
कार्यक्रम संचालक	डॉ० मो० मामुर अली	CIET, NCERT, नई दिल्ली
पाठ्यक्रम समन्वयक (CC) / PI	प्रो० आर० के० पाराशर	DESM, NCERT, नई दिल्ली
पाठ्यक्रम सह-समन्वयक / Co-PI	सुश्री अंजलि खुराना	CIET, NCERT, नई दिल्ली
विषय वस्तु विशेषज्ञ (SME)	डॉ० कोमल एस० खत्री	जी० बी० पंत पॉलिटेक्निक संस्थान, ओखला चरण II, नई दिल्ली
समीक्षा दल	डॉ० अमित कुमार	रसायन विभाग, दयाल सिंह कॉलेज, नई दिल्ली
भाषा संपादक	डॉ० एरुम खान डॉ० अमित कुमार	CIET, NCERT, नई दिल्ली रसायन विभाग, दयाल सिंह कॉलेज, नई दिल्ली

विषय - सूची:

1. सामान्य परिचय
2. अंतराअणुक बल
3. प्रक्षेपित बल
4. द्विध्रुव - द्विध्रुव अंतर्क्रिया
5. द्विध्रुवीय-प्रेरित द्विध्रुवीय अंतर्क्रिया
6. हाइड्रोजन आबंध
7. ऊष्मीय ऊर्जा
8. गैसीय अवस्था
9. सारांश

1. सामान्य परिचय: पिछली इकाइयों में हमने पदार्थ के एकल कण से संबंधित गुणों जैसे- परमाणु आकार, आयनन तापीय धारिता, इलेक्ट्रॉनिक आवेश घनत्व, आणविक आकार और ध्रुवता, आदि के बारे में सीखा है। रासायनिक प्रणालियों की अधिकांश अवलोकन योग्य विशेषताएँ, जिनसे हम परिचित हैं, वे पदार्थ के स्थूल गुणों अर्थात्, बड़ी संख्या में परमाणुओं, आयनों या अणुओं के संग्रह से जुड़े गुण का प्रतिनिधित्व करते हैं। उदाहरणार्थ- द्रव का सिर्फ एक अणु नहीं, अपितु उनका समूह उबलता है। गीला करने का गुण जल के अणुओं के समूह का होता है, एक अणु का नहीं। जल बर्फ के रूप में, जो एक ठोस है; द्रव अवस्था में; तथा वाष्प अथवा भाप के रूप में गैसीय अवस्था में अस्तित्व में रहता है। (चित्र.1)



(स्रोत:http://www.balticnet-plasmatec.org/wp-content/uploads/2014/05/what_is_plama.jpg)

बर्फ, जल और भाप के भौतिक गुण बहुत अलग हैं। तीनों ही अवस्थाओं में जल का रासायनिक संघटन H_2O ही रहता है। जल की तीन अवस्थाओं की विशेषताएँ जल के अणुओं की ऊर्जा और अणुओं को समूह में एकत्र होने के प्रकार पर निर्भर करती हैं।

गिरते हैं मखमली हिमकण, धरती माँ की गोद में
रह नहीं पाते वहाँ अधिक देर।

सूर्य आकर उन्हें वाष्प या पहाड़ी ढलानों पर बहते झरनों को लौटा देता है।

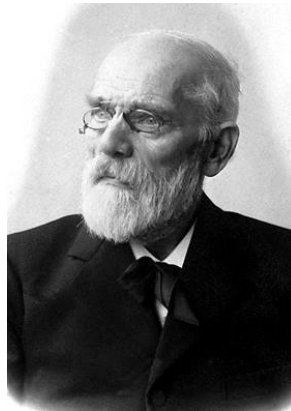
उपरोक्त सुखदायक पंक्तियों को एक अमेरिकी रेडियो और टेलीविजन उद्घोषक रोड ओ कोनोर के द्वारा प्रस्तुत किया गया था, जो प्राकृतिक प्रक्रिया का उपयोग करके, पानी के विभिन्न अवस्थाओं के अंतर-रूपांतरण की घटना को शानदार ढंग से समझाते हैं। यह अन्य पदार्थों के लिए भी सत्य है।

किसी पदार्थ के रासायनिक गुण उसकी भौतिक अवस्था परिवर्तन होने से परिवर्तित नहीं होते हैं; परंतु रासायनिक अभिक्रिया की दर भौतिक अवस्था पर निर्भर करती है। कभी-कभी प्रयोगों के आँकड़ों की गणना करते समय द्रव्य की अवस्था के ज्ञान की आवश्यकता होती है। अतः पदार्थ की विभिन्न अवस्थाओं को नियंत्रित व्यवहार करने वाले भौतिक नियमों को जानना एक रसायनज्ञ के लिए आवश्यक होता है। इस एकक में हम द्रव्य की इन तीन भौतिक अवस्थाओं, विशेषतः द्रव तथा गैसीय अवस्था के बारे में अधिक सीखेंगे। अंतरा आण्विक बलों की प्रकृति, आण्विक अन्योन्यक्रिया और कणों की गति पर ऊष्मीय ऊर्जा के प्रभाव को प्रारंभ में समझना आवश्यक है, क्योंकि इनके बीच संतुलन ही पदार्थ की अवस्था निर्धारित करता है।

2. अंतराअणुक बल: अंतराअणुक बल अन्योन्य क्रिया कणों (परमाणुओं और अणुओं) के बीच आकर्षण और प्रतिकर्षण की शक्तियाँ हैं। इस पद में वैद्युत बलों को शामिल नहीं किया गया है जो दो विपरीत आवेश वाले आयनों या एक अणु के परमाणुओं को एक साथ रखने वाले बलों के बीच मौजूद हैं, अर्थात् सहसंयोजक बंधन।

आकर्षक अंतराअणुक बलों को, डच वैज्ञानिक जोहानन वांडरवाल्स (1837-1923) (चित्र 2) के सम्मान में, जिन्होंने इन बलों के माध्यम से आदर्श से वास्तविक गैसों के विचलन को समझाया, वांडरवाल्स बलों के रूप में जाना जाता है। हम इसके बारे में अध्ययन इसी इकाई में आगे करेंगे। वांडरवाल्स बलों के परिमाण में विविधता होती है, इसके अंतर्गत लंडन बल, द्विध्रुव बल तथा प्रेरित द्विध्रुव बल आते हैं।

हाइड्रोजन बंधन एक विशेष प्रबल प्रकार की द्विध्रुव-द्विध्रुव अन्योन्य क्रिया है। केवल कुछ अणु ही हाइड्रोजन बंध निर्माण में भाग ले सकते हैं, अतः इसे पृथक संवर्ग में रखा गया है।



चित्र 2. डच वैज्ञानिक जोहानन वांडरवाल्स (1837 - 1923).

(स्रोत: https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/3/32/Van_der_Waals.jpg)

इस बिंदु पर, यह ध्यान रखना महत्वपूर्ण है कि आयन और द्विध्रुवीय के बीच आकर्षक बलों को आयन-द्विध्रुवीय बलों के रूप में जाना जाता है और ये वांडरवाल्स बल नहीं हैं। अब हम विभिन्न प्रकार की

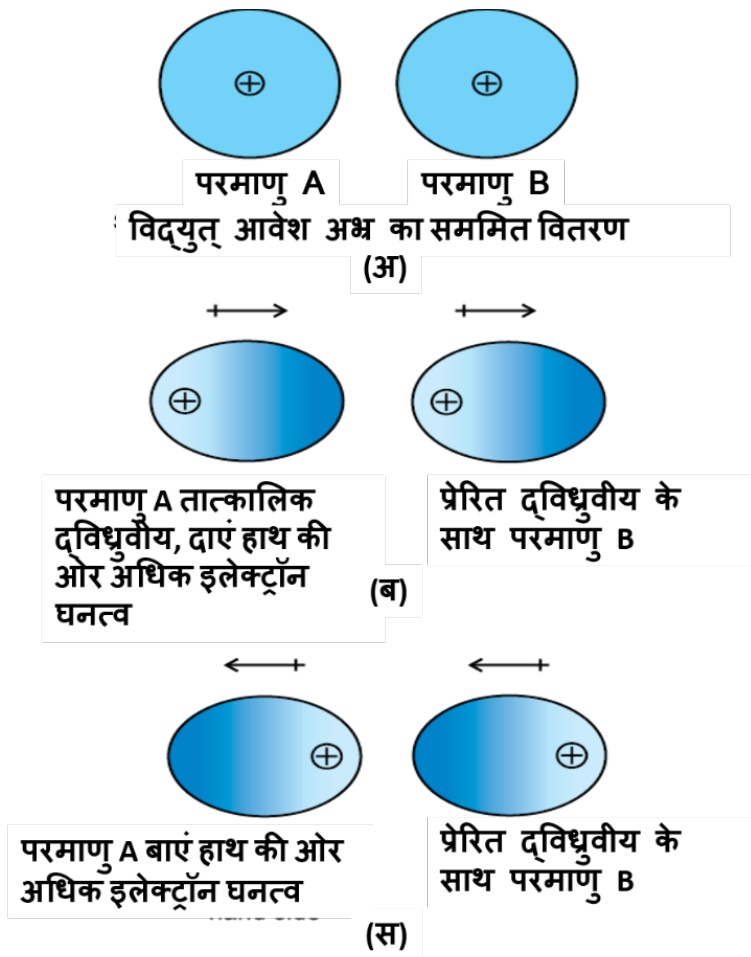
वांडरवाल्स बलों के बारे में जानेंगे। आकर्षण के विभिन्न अंतर-आणविक बलों के अग्रभाग को एक सारणीबद्ध रूप में दिखाया गया है। (सारणी 1).

सारणी 1. आकर्षण के अंतराणुक बलों का सारांश।

अंतराणुक बलों	परमाणु / अणु या आयन के बीच का निर्माण	उदाहरण:
आयन - द्विध्रुवीय	एक आयन तथा एक ध्रुवीय अणु	Na ⁺ (जलीय): Na ⁺ तथा H ₂ O
हाइड्रोजन आबंध	अणु जिसका H सीधे N, O या F परमाणु से आबन्ध हो	H ₂ O तथा H ₂ O, H ₂ O तथा अल्कोहोल (एथिल अल्कोहोल C ₂ H ₅ OH), NH ₃ तथा H ₂ O
द्विध्रुवीय - द्विध्रुवीय	दो ध्रुवीय अणु	CH ₃ Br तथा ICl, CH ₃ Br तथा H ₂ O
आयन - प्रेरित द्विध्रुवीय	एक आयन तथा एक अध्रुवीय अणु	Fe ²⁺ तथा O ₂
द्विध्रुवीय - प्रेरित द्विध्रुवीय	एक ध्रुवीय अणु तथा एक अध्रुवीय अणु	HCl तथा Cl ₂
लंडन बल या प्रक्षेपित बल	दो अध्रुवीय अणु	CH ₄ तथा CH ₄ , F ₂ तथा F ₂ , CH ₄ तथा F ₂

1. प्रकीर्णन बल अथवा लंडन बल: परमाणु तथा अध्रुवीय अणु वैद्युत सममित होते हैं तथा इनमें द्विध्रुव आघूर्ण नहीं होता है, क्योंकि इनमें इलेक्ट्रॉनिक आवेश अभ्र सममित रूप से वितरित रहता है, परंतु उदासीन परमाणुओं या अणुओं में भी द्विध्रुव नियंत्रित रूप में उत्पन्न किया जा सकता है। इसे इस प्रकार समझा जा सकता है। मान लीजिए कि हमारे पास एक दूसरे के करीब में दो परमाणु हैं 'A' और 'B' (चित्र 3 अ)। ऐसा हो सकता है कि किसी एक परमाणु में तात्क्षणिक रूप से इलेक्ट्रॉनिक आवेश वितरण, माना 'A', असममित हो जाए, अर्थात्, आवेश अभ्र एक तरफ दूसरे की तुलना में अधिक हो जाए (चित्र 3 'ब' तथा 'स')।

तो इसका परिणाम यह होता है कि परमाणु 'A' में कुछ समय के लिए तात्क्षणिक द्विध्रुव उत्पन्न हो जाता है। यह तात्कालिक या क्षणिक द्विध्रुवीय अन्य परमाणु, 'B' के इलेक्ट्रॉन घनत्व को विकृत कर देता है, जो इसके करीब है और परिणामस्वरूप परमाणु 'B' में प्रेरित द्विध्रुवीय उत्पन्न हो जाता है।

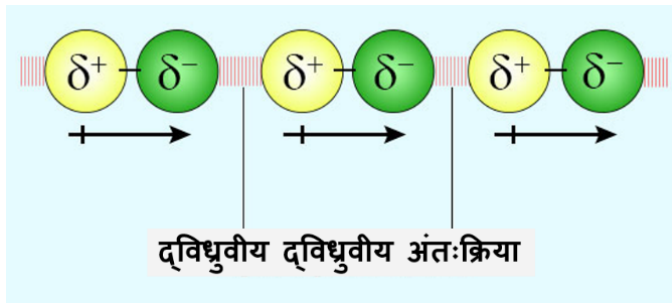


चित्र. 3. परमाणुओं के बीच प्रकीर्णन बल अथवा लंडन बल।

(स्रोत: चित्र 5.1, अध्याय 5: द्रव्य की अवस्था, पृष्ठ संख्या-133, कक्षा XI NCERT पाठ्यपुस्तक)

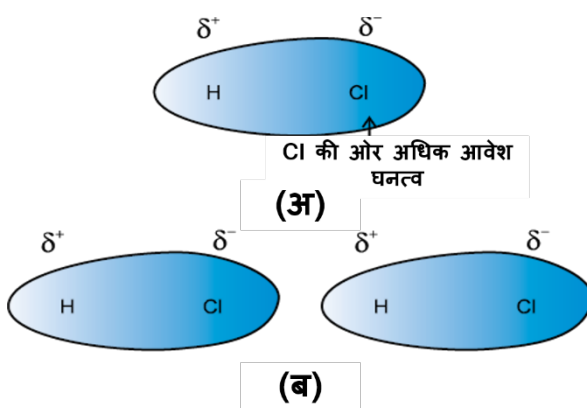
परमाणु 'A' तथा 'B' के अस्थायी द्विध्रुव एक-दूसरे को आकर्षित करते हैं। इसी तरह, अणुओं में भी अस्थायी द्विध्रुव प्रेरित होते हैं। आकर्षण का यह बल पहली बार जर्मन भौतिक विज्ञानी फ्रिट्ज लंडन द्वारा प्रस्तावित किया गया था, और इस कारण से दो अस्थायी द्विध्रुवों के बीच आकर्षण बल को लंडन बल के रूप में जाना जाता है। इस बल का दूसरा नाम प्रकीर्णन बल है। ये बल हमेशा आकर्षक होते हैं और परस्पर ऊर्जा दो परस्पर कणों (यानी) $1/r^6$ जहां 'r' दो कणों के बीच की दूरी है) के बीच की दूरी की छठी शक्ति के विपरीत आनुपातिक है। ये बल केवल कम दूरी (~500 pm) पर महत्वपूर्ण हैं और उनकी परिमाण कण के ध्रुवीकरण पर निर्भर करता है। बड़े अणुओं के लिए, परमाणुओं के बीच अधिक फैलाव वाले इलेक्ट्रॉन बादलों के कारण, ध्रुवीकरण क्षमता बड़ी होती है और परिणामस्वरूप लंडन या प्रकीर्णन बल अधिक प्रमुख हो जाते हैं। उदाहरण के लिए, एक हलोजन परिवार में अणु का आकार फ्लोरीन (F_2) से आयोडीन (I_2) तक बढ़ जाता है और इसलिए परिणामी लंडन या प्रकीर्णन बल परिवार को बढ़ा देता है। इस कारण से, फ्लोरीन और क्लोरीन कमरे के तापमान पर गैसों में पाए जाते हैं, ब्रोमिन एक तरल है, और आयोडीन एक ठोस है। लंडन या प्रकीर्णन बल संपर्क में सतह के क्षेत्र के लिए सीधे आनुपातिक हैं। ग्रेटर सतह क्षेत्र का मतलब विभिन्न अणुओं के बीच घनिष्ठ संपर्क है।

2. द्विध्रुव-द्विध्रुव बल: स्थायी द्विध्रुव रखनेवाले अणुओं के मध्य द्विध्रुव-द्विध्रुव बल कार्य करते हैं। द्विध्रुव के सिरे 'आंशिक आवेश' रखते हैं। इन्हें ग्रीक अक्षर डेल्टा 'δ' से प्रदर्शित किया जाता है। 'आंशिक आवेश' सदैव इकाई इलेक्ट्रॉनिक आवेश; (1.6×10^{-19} C) से कम होता है। ध्रुवीय अणु निकटवर्ती अणु से अन्योन्य किया करता है। (चित्र. 4).



चित्र. 4. द्विध्रुवीय द्विध्रुवीय अंतःक्रियाओं का चित्रात्मक निरूपण. (स्रोत: <http://www.buzzle.com/images/diagrams/dipole-dipole-interactions.jpg>)

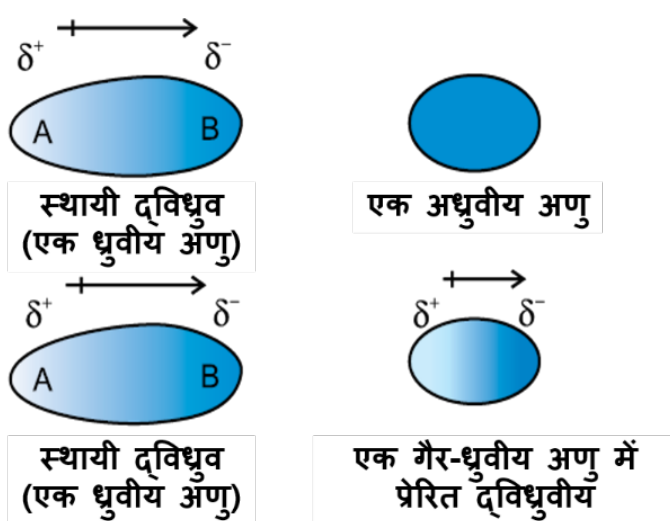
चित्र 5 (अ) हाइड्रोजन क्लोराइड के द्विध्रुव में इलेक्ट्रॉन आवेश अभ्र के वितरण को तथा चित्र 5 (ब) दो HCl अणुओं के मध्य द्विध्रुव-द्विध्रुव अन्योन्य क्रिया को प्रदर्शित करता है। यह अन्योन्य क्रिया लंडन बलों की तुलना में अधिक मजबूत है, लेकिन आयन-आयन की तुलना में दुर्बल होती है, क्योंकि इसमें केवल आंशिक आवेश ही भाग लेते हैं। द्विध्रुव के मध्य दूरी बढ़ने से ये आकर्षण बल घटते जाते हैं। यहाँ भी उपरोक्त स्थिति की ही तरह अन्योन्यक्रिया की ऊर्जा ध्रुवित अणुओं के मध्य दूरी के व्युत्क्रमानुपाती होती है। स्थिर ध्रुवित अणुओं (जैसे-ठोसों में) के मध्य अन्योन्यक्रिया की ऊर्जा $1/r^3$ के तथा घूर्णित ध्रुवित अणुओं के मध्य $1/r^6$ के समानुपाती होती है, जहाँ 'r' ध्रुवीय अणुओं के मध्य की दूरी है। ध्रुवीय अणु द्विध्रुवीय - द्विध्रुवीय अन्योन्य क्रिया के अलावा, लंडन बलों के द्वारा भी अन्योन्य क्रिया कर सकते हैं, जिसका सम्मिलित प्रभाव यह होता है कि ध्रुवीय अणुओं में कुल अंतरा-आण्विक बल बढ़ जाते हैं।



चित्र 5. (अ) एक ध्रुवीय अणु-HCl में इलेक्ट्रॉन आवेश अभ्र का वितरण, (ब) दो HCl अणुओं के बीच अन्योन्य क्रिया।

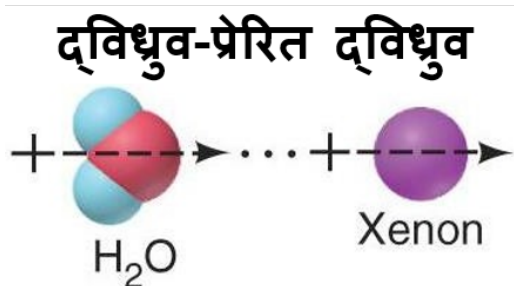
(स्रोत: चित्र 5.2, अध्याय 5: द्रव्य की अवस्थाएं, पृष्ठ संख्या -34, कक्षा XI की NCERT पाठ्यपुस्तक)

3. **द्विध्रुव-प्रेरित द्विध्रुव बल:** इस प्रकार के आकर्षण बल, स्थायी द्विध्रुव रखनेवाले ध्रुवीय अणुओं तथा स्थायी द्विध्रुव नहीं रखनेवाले अणुओं के मध्य कार्यरत होते हैं। स्थायी द्विध्रुव रखनेवाला अणु वैद्युत उदासीन अणु के इलेक्ट्रॉनिक आवेश अभ्र को विकृत करके द्विध्रुव प्रेरित कर देता है (चित्र 6)। इस प्रकार अन्य अणु में एक प्रेरित द्विध्रुवीय विकसित होता है। इस मामले में भी आकर्षण बल की ऊर्जा $1/r^6$ के लिए आनुपातिक है जहां 'r' दो अणुओं के बीच की दूरी है। प्रेरित द्विध्रुवीय आघूर्ण स्थायी द्विध्रुवीय और विद्युतीय तटस्थ अणु के ध्रुवीकरण में मौजूद द्विध्रुवीय क्षण पर निर्भर करता है। हमने एकक 4 में पहले ही जान लिया है कि बड़े आकार के अणुओं को आसानी से ध्रुवीकृत किया जा सकता है। उच्च ध्रुवीकरण आकर्षक बलों की सामर्थ्य बढ़ाता है।



चित्र 6. द्विध्रुव-प्रेरित द्विध्रुव के बीच स्थायी द्विध्रुव-प्रेरित द्विध्रुव. (स्रोत: चित्र 5.3, अध्याय 5: द्रव्य की अवस्थाएं, पृष्ठ संख्या -134, कक्षा XI की NCERT पाठ्यपुस्तक)

द्विध्रुव-प्रेरित द्विध्रुवीय अन्योन्य क्रिया के लिए उदाहरण-Xenon और जल अणु के बीच अन्योन्य क्रिया है (चित्र 7)। स्थायी द्विध्रुवीय और प्रेरित द्विध्रुवीय के बीच इस तरह की अन्योन्य क्रिया का एक और उदाहरण HCl और Ar के बीच अन्योन्य क्रिया है।



चित्र 7. द्विध्रुव-प्रेरित द्विध्रुव अन्योन्य क्रिया का एक उदाहरण.

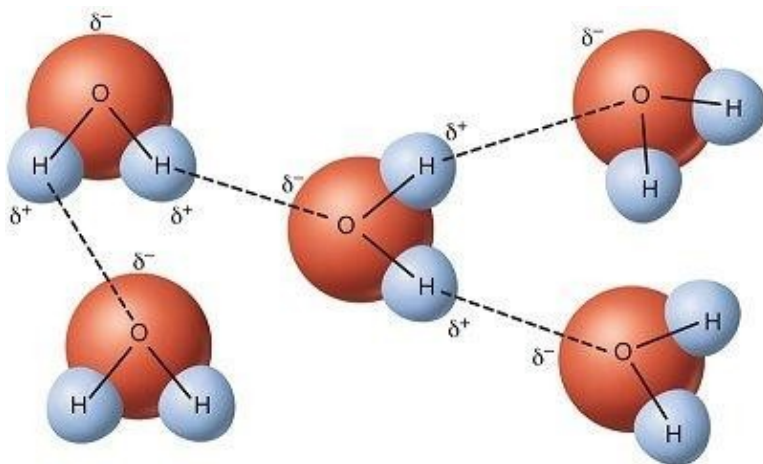
(स्रोत: <http://cdn1.askiitians.com/Images/2014917-162813349-3592-Untitled.png>)

द्विध्रुवीय - प्रेरित द्विध्रुवीय अन्योन्य क्रिया स्थायी द्विध्रुवों के बीच पारस्परिक क्रिया से कमजोर होती हैं। इस मामले में भी प्रकीर्णन बलों और द्विध्रुवीय-प्रेरित द्विध्रुवीय अन्योन्य क्रिया का संचयी प्रभाव मौजूद है।

4. हाइड्रोजन आबंध: जैसा कि पिछले खंड में पहले ही उल्लेख किया गया है; यह द्विध्रुव-द्विध्रुवीय अन्योन्य क्रिया की एक विशेष स्थिति है। हम एकक 4 में ही यह सीख चुके हैं। यह उन अणुओं में पाया जाता है जिनमें अत्यधिक ध्रुवीय N-H, O-H या H-F आबंध उपस्थित होते हैं। हालाँकि हाइड्रोजन बॉन्डिंग को N, O और F तक सीमित होता है; लेकिन Cl जैसी प्रजातियां हाइड्रोजन बॉन्डिंग में भी भाग ले सकती हैं। हाइड्रोजन आबंध की ऊर्जा 10 से 100 KJ mol⁻¹ के मध्य होती है। यह काफी महत्वपूर्ण मात्रा में ऊर्जा है; इसलिए, हाइड्रोजन आबंध कई यौगिकों उदाहरण के लिए प्रोटीन और न्यूक्लिक एसिड की संरचना और गुणों को निर्धारित करने में महत्वपूर्ण बल है। हाइड्रोजन बॉन्ड की सामर्थ्य एक अणु के विद्युतऋणी परमाणु और अन्य अणु के हाइड्रोजन परमाणु के एकल-युग्म इलेक्ट्रॉनों के बीच युग्मन अन्योन्य क्रिया द्वारा निर्धारित की जाती है। निम्नलिखित आरेख हाइड्रोजन बंधन के निर्माण को प्रदर्शित करता है।



हाइड्रोजन आबन्ध दिखाने वाले पानी के अणुओं का सचित्र विवरण चित्र 8 में दिखाया गया है। एक पानी के अणु के हाइड्रोजन और दूसरे-अणु के ऑक्सीजन के बीच धराशायी लाइनें हाइड्रोजन आबंध का वर्णन करती हैं।



चित्र 8. पानी के अणु : हाइड्रोजन आबंध का एक उदाहरण।

(स्रोत: <https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/0/0b/Miri9.jpg>)

जैसा कि पिछली एकक में हमने अध्ययन किया था, हाइड्रोजन आबंध दो प्रकार की होती है:

- (1) अंतराअणुक हाइड्रोजन आबंध
- (2) अन्तःअणुक हाइड्रोजन आबंध

अंतर-आणविक हाइड्रोजन आबंध दो अलग-अलग अणुओं के बीच की अन्योन्य क्रिया है (जैसा कि चित्र 8 में दिखाया गया है)। अंतर-आणविक हाइड्रोजन आबंध के उदाहरण HF अणु, अल्कोहल और पानी के अणु हैं। दूसरी ओर, अन्तःअणुक हाइड्रोजन आबंध तब बनती है जब हाइड्रोजन अणु एक ही अणु के भीतर मौजूद दो अत्यधिक विद्युतऋणी (F, O, N) परमाणुओं के बीच होता है। उदाहरण के लिए, o-नाइट्रोफेनोल दोनों अंतर-के साथ-साथ इंटर-आणविक हाइड्रोजन आबंध को प्रदर्शित करता है (चित्र 9)।

चित्र 9. o-नाइट्रोफेनोल के (अ) अंतर-आणविक हाइड्रोजन आबंध, तथा (ब) अन्तःअणुक हाइड्रोजन आबंध।

(स्रोत: (अ) <http://image.tutorvista.com/content/chemical-bonding/intermolecular-hydrogen-bond-illustration.gif>

(ब) <http://image.wistatutor.com/content/feed/tvcs/intramolecular-hydrogen-bond-o-nitrophenol-structure.gif>)

अब तक चर्चा की गई सभी अंतर-आणविक बल, आकर्षक बल होते हैं। अणु भी एक दूसरे पर प्रतिकर्षण बल डालते हैं। जब दो अणुओं को एक-दूसरे के निकट संपर्क में आते हैं, तो इलेक्ट्रॉन अभ्र के मध्य और दो अणुओं के नाभिक के मध्य प्रतिकर्षण उत्पन्न होता है। जैसे ही अणुओं को अलग करने वाली दूरी कम होती है, प्रतिकर्षण का परिमाण बहुत तेजी से बढ़ने लगता है। यही कारण है कि द्रव पदार्थ और ठोस को संपीडित करना मुश्किल है। इन अवस्थाओं में अणु पहले से ही एक दूसरे के निकट संपर्क में होते हैं; इसलिए वे आगे संपीडन का विरोध करते हैं; परिणामस्वरूप, प्रतिकर्षण अन्योन्य क्रिया की वृद्धि होती है।

7. ऊष्मीय ऊर्जा: ऊष्मीय ऊर्जा, वह ऊर्जा है जो कि एक पदार्थ के अणु या परमाणुओं की गति के कारण उत्पन्न होती है। ऊष्मा, तापमान, और ऊष्मीय ऊर्जा एक-दूसरे से संबंधित हैं लेकिन एक ही चीज से नहीं। यह पदार्थ के ताप के समानुपाती होती है। इसके अलावा, यह हमारे पास मौजूद पदार्थ पर भी निर्भर करता है। तापमान कणों की औसत गतिज ऊर्जा है, जबकि ऊष्मीय ऊर्जा पदार्थ के सभी कणों की कुल गतिज ऊर्जा का माप है।

उदाहरण के लिए, एक ग्लास पानी में, झील के समान तापमान हो सकता है लेकिन झील में बहुत अधिक ऊष्मीय ऊर्जा होती है क्योंकि झील में पानी के अणुओं की संख्या अधिक होती है। ऊष्मीय ऊर्जा कणों के गमन के लिए उत्तरदायी होती है अतः कणों के इस गमन को 'ऊष्मीय गमन' कहते हैं। ऊष्मीय ऊर्जा हमेशा गर्म स्थान से ठंडे स्थान पर जाती है। यह अक्सर कैलोरी में मापी जाती है। एक कैलोरी (कैलोरी) वह ऊर्जा की मात्रा है जो 1 ग्राम पदार्थ के तापमान को 1 डिग्री सेल्सियस तक बढ़ाने के लिए आवश्यक है (चित्र 10)।



चित्र 10. कैलोरी की परिभाषा को समझने के लिए सचित्र विवरण

(स्रोत: http://images.slideplayer.com/2/765846/slides/slide_30.jpg)

अंतरा-आणविक बल बनाम ऊष्मीय अन्योन्य क्रिया: हमने पहले ही यह जान लिया है कि अंतर-आणविक बल अणुओं को एक साथ रखने की प्रवृत्ति रखते हैं, लेकिन अणुओं की ऊष्मीय ऊर्जा उन्हें अलग रखती है।

पदार्थ की तीन अवस्थाएँ अंतर-आणविक बलों और अणुओं की तापीय ऊर्जा के बीच संतुलन का परिणाम हैं।

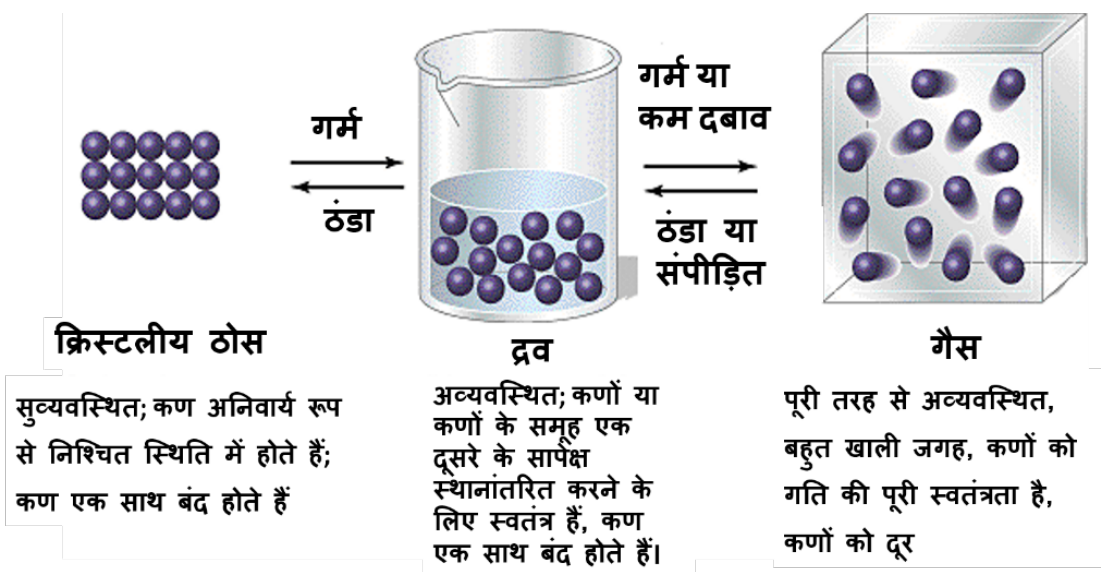
जब आणविक अन्योन्य क्रिया बहुत दुर्बल अवस्था में होती है, जब तक ताप कम करके ऊर्जा कम न की जाए, तब तक अणु साथ-साथ अनुलग्न स्थिति में नहीं होते हैं। गैसों को केवल संपीडन द्वारा द्रवित नहीं किया जा सकता है, यद्यपि अणु एक-दूसरे के अत्यंत निकट आ जाते हैं तथा अंतर अणुक बल अधिकतम हो जाता है। तथापि, यदि ताप कम करके अणुओं की ऊष्मीय ऊर्जा कम की जाती है, तब गैस को आसानी से द्रवित किया जा सकता है। एक पदार्थ की तीनों अवस्थाओं में ऊष्मीय ऊर्जा तथा आणविक अन्योन्य क्रिया की पूर्वप्रभाविता को इस चित्र द्वारा दर्शाया जा सकता है-



इसलिए, अंतर-आणविक आबंधो की सामर्थ्य और ऊष्मीय ऊर्जा प्रणाली के बीच की प्रतियोगिता, पदार्थ के विभिन्न अवस्थाओं के बीच के अंतर को दर्शाती है। उदाहरण के लिए, पानी के मामले में, जैसे ही प्रणाली का तापमान बढ़ता है, अंततः इन अणुओं को बर्फ की कठोर संरचना से बाहर निकलने की अनुमति देने के लिए, पानी के अणुओं की ऊष्मीय ऊर्जा बहुत अधिक बढ़ जाती है। इस बिंदु पर, ठोस एक द्रव के रूप में पिघलता है जहां अंतर-आणविक आबंध लगातार टूटते और पुनः बनते हैं।

तापमान में और वृद्धि करने के साथ, पानी के अणुओं की ऊष्मीय ऊर्जा इतनी बढ़ जाती है कि वे बहुत तेजी से अंतर-आणविक अंतःक्रियाओं को तोड़ते हैं और द्रव, गैस बनाने के लिए उबलते हैं

जहां प्रत्येक कण खाली स्थान के माध्यम से कम या ज्यादा बेतरतीब ढंग से गति करता है (चित्र 11)।



चित्र 11. तीन विभिन्न अवस्थाओं में जल के अणु: अंतरा-आण्विक बल बनाम ऊष्मीय ऊर्जा

स्रोत: http://faculty.sdmiramar.edu/fgarces/zCourse/All_Year/Ch100_OL/aMy_FileLec/04OL_LecNotes_Ch100/02_EnergyStateMatter/203_StMatter/203_pic/phasechangeexplained.gif

द्रव्य की तीनों अवस्थाओं के अस्तित्व के कारणों को हम पूर्व में ही समझ चुके हैं। अब हम गैसीय तथा द्रव अवस्था और द्रव्य की इन अवस्थाओं को नियंत्रित करनेवाले नियमों को विस्तार से पढ़ेंगे। ठोस अवस्था का अध्ययन हम कक्षा XII में करेंगे।

8. गैसीय अवस्था : यह द्रव्य की सरलतम अवस्था है। हम अपने पूर्ण जीवनकाल में वायु के महासागर में डूबे रहते हैं, जो गैसों का मिश्रण होता। हम अपना जीवन ट्रोपोस्फीयर नामक वायुमंडल की सबसे निचली परत में बिताते हैं, जो गुरुत्वाकर्षण बल द्वारा पृथ्वी की सतह पर आयोजित होता है। वायुमंडल की पतली परत हमारे जीवन के लिए महत्वपूर्ण है। यह हमें हानिकारक विकिरणों से बचाती है और इसमें डाइऑक्सीजन, डायनाइट्रोजन, कार्बन डाइऑक्साइड, जल वाष्प आदि जैसे पदार्थ होते हैं। आइए अब हम अपना ध्यान उन पदार्थों के व्यवहार पर केंद्रित करते हैं जो तापमान और दबाव की सामान्य परिस्थितियों में गैसीय अवस्था में मौजूद होते हैं। आवर्त सारणी पर एक नज़र से पता चलता है कि सामान्य स्थितियों में केवल ग्यारह तत्व गैसों के रूप में मौजूद हैं (चित्र 12)।

Group number	1	15	16	17	18
	H				He
		N	O	F	Ne
				Cl	Ar
					Kr
					Xe
					Rn

चित्र 12. ग्यारह तत्व जो गैसों के रूप में मौजूद हैं

(स्रोत: चित्र 5.4, पृष्ठ 136, अध्याय 5, कक्षा XI NCERT पाठ्यपुस्तक)

गैसीय अवस्था को निम्नलिखित भौतिक गुणों के द्वारा चारित्रित किया जा सकता है-

- गैसों अत्यधिक संपीड्य होती हैं।
- गैसों सभी दिशाओं में समान दाब प्रेषित करती हैं।
- ठोसों तथा द्रवों की तुलना में गैसों का घनत्व अत्यंत कम होता है।
- गैसों का आयतन तथा आकृति अनिश्चित होती है। ये पात्र का आयतन तथा आकृति अपना लेती हैं।
- गैस किसी यांत्रिक सहायता के बिना प्रत्येक अनुपात में पूर्ण मिश्रित होती है।

गैसों की सरलता इस तथ्य से परिलक्षित होती है कि इनके अणुओं के मध्य आकर्षण बल नगण्य होते हैं। इनके व्यवहार कुछ सामान्य नियमों द्वारा संचालित होते हैं, जिन्हें प्रयोगों द्वारा खोजा गया है। ये नियम गैसों के मापनीय गुणों के मध्य संबंध को दर्शाते हैं। इनमें कुछ गुण जैसे- दाब, आयतन, ताप तथा द्रव्यमान; बहुत महत्वपूर्ण हैं, क्योंकि इनके मध्य संबंध ही गैस की अवस्था की व्याख्या करता है। इन चारों के मध्य अंतर्संबंध गैस नियमों का सूत्रापात्र करते हैं जिनके बारे में अग्रिम खंड में सीखेंगे।

9.सारांश: इस माँडचूल ने जीवन के हर क्षेत्र में रसायन विज्ञान और उसके डोमेन के महत्व को समझाया। अन्तःपेशी बल पदार्थ के कणों के बीच काम करते हैं। ये बल दो विपरीत आरोपित आयनों के बीच मौजूद शुद्ध इलेक्ट्रोस्टैटिक बलों से भिन्न होते हैं। इसके अलावा, इनमें सहसंयोजक बंधन के माध्यम से एक सहसंयोजक अणु के परमाणुओं को धारण करने वाली ताकतें शामिल नहीं हैं। ऊष्मीय ऊर्जा और अंतर आणुविक अंतःक्रिया के बीच प्रतिस्पर्धा, पदार्थ की स्थिति को निर्धारित करती है। पदार्थ के "स्थूल" जैसे गुण गैस के व्यवहार, ठोस और द्रव पदार्थ की विशेषताएँ और अवस्था परिवर्तन, घटक कणों की ऊर्जा और उनके बीच अंतःक्रिया के प्रकार पर निर्भर करते हैं। किसी दिए गए तापमान पर, जिन पदार्थों में मजबूत अंतर आणुविक आबंध होते हैं, उनमें ठोस होने की संभावना अधिक होती है और दूसरे शब्दों में, किसी दिए गए अंतर आणुविक आबंध की सामर्थ्य के लिए, उच्च तापमान वाले पदार्थ में गैस होने की संभावना अधिक होती है। किसी पदार्थ के रासायनिक गुण अवस्था के परिवर्तन के साथ नहीं बदलते हैं, लेकिन प्रतिक्रियाशीलता भौतिक अवस्था पर निर्भर करती है। गैस अणुओं के बीच अंतःक्रिया बल नगण्य होता है और उनके रासायनिक प्रकृति से लगभग स्वतंत्र हैं। दबाव, आयतन, तापमान और द्रव्यमान जैसे कुछ अवलोकनीय गुणों की परस्पर निर्भरता गैसों पर प्रायोगिक अध्ययन से प्राप्त विभिन्न गैस कानूनों की ओर ले जाती है।