**حالة السيولة liquid phase**

**7-1 المقدمة Introduction**

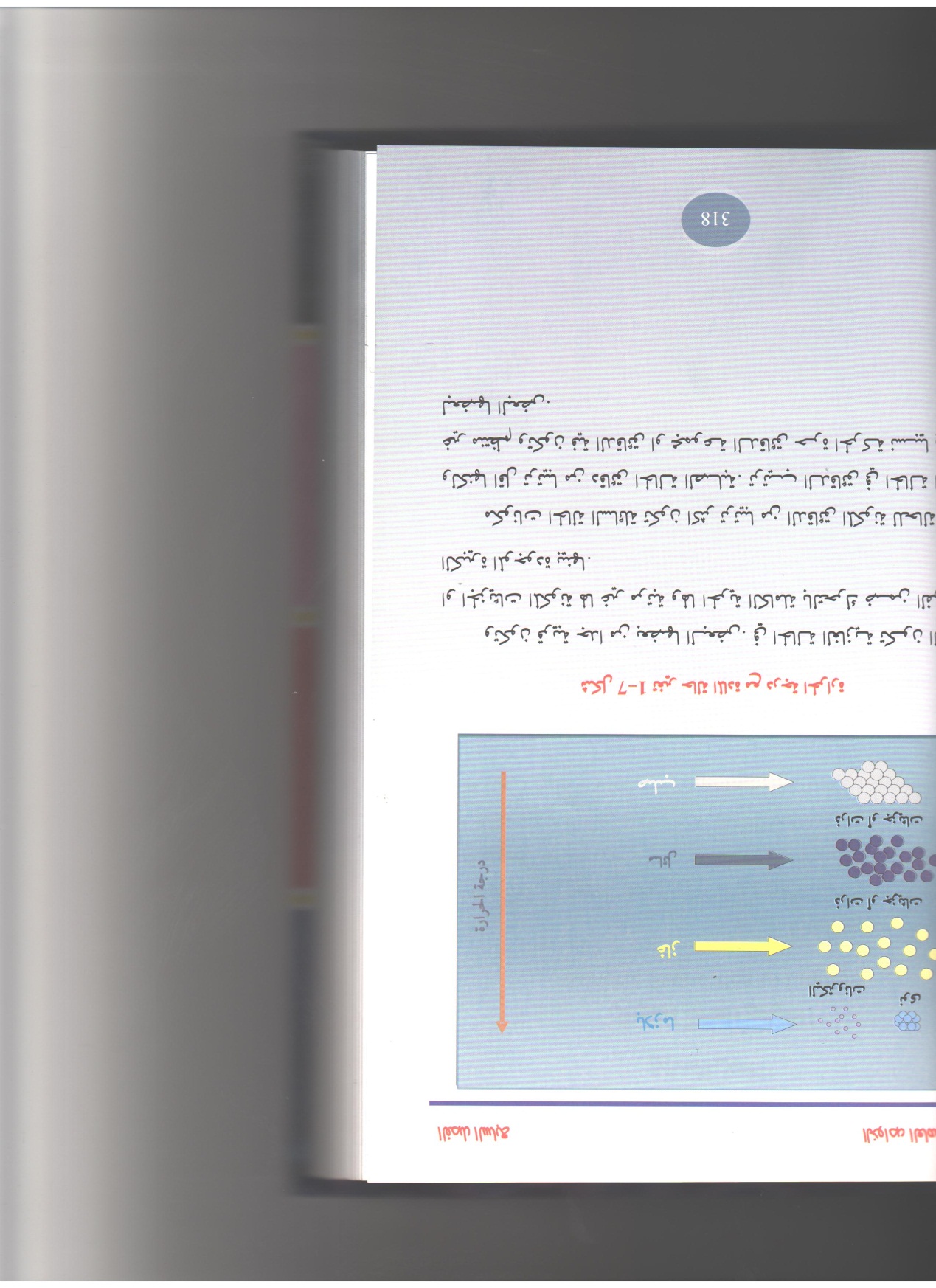
من المعروف قديما ان هناك ثلاث حالات للمادة هي الحالة الغازية وحالة السيولة وحالة الصلابة وتتكون الغازات من جزئيات مستقلة تقريباً من بعضها وتتحرك في الفضاء وتصطدم يبعضها ولكنها لا تلتصق بضعها نتيجة لهذه التصادمات .

ان تصادم الجزئيات بجدران الوعاء الذي يحتويها يؤدي الى ظهور الضغط على الجدران ونتيجة للطاقة الحركية الكبيرة لجزيئات الحالة الغازية فأنها بذلك تملا الوعاء الذي توضح فيه .

ان الوضع في الحاله السائلة يختلف كثيراً مما ذكر سابقاً وذلك لان السوائل على الرغم من وجود جزيئاتها بحالة حركه دائمة ألا ان هذه الجزئيات لا تمتلك الطاقة الكافية التي تجعلها تتغلب على قوى التجاذب فيما بينها وبذلك لا تستطيع ان تنفصل عن بعضها في الحالة الاعتيادية وفي بعض الاحيان تكتسب بعض الجزئيات طاقة حركية كافية لكي تتخلص من قوى التجاذب عليها وتنفذ الى خارج الاناء الذي يحتويها وتسمى هذه الحالة بالتبخر Evaporation ان الغازات والسوائل تنساب بسهوله ولذلك تسمى بالمواقع وهي بذلك تختلف عن الجوامد التي لا يمكن ان تنساب بسهوله . وحديثا وبفضل التطور الهائل في العلوم والتكنولوجيا فان الحاله السائله هي احدى حالات الماده الاربعه وهي السائله, الصلبه, الغازيه, والطور الحديث وهو طور البلازما. ان هذا الطور يختلف كليا عن الاطوار التقليديه للماده (سائل, صلب, غاز) لان فيه تكون الالكترونات منفصله كليا عن النوى وهي مزيج من سيل الكتروني ونووي اي سيل من الشحنات السالبه والموجبه. تكون نسبة البلازما عاليه جدا في طبقات الجو العليا وقليله جدا عند سطح الارض.

بشكل عام فان حالات الماده تتاثر بدرجة الحراره حيث تتحول الماده من حاله الى اخرى كداله لدرجة الحراره في درجات الحراره الاعتياديه تكون الماده صلبه عادة وليس دائما عند رفع درجة الحراره تنصهر الماده الصلبه الى سائل وعند رفع درجة الحراره اكثر عند الغليان تتبخر الماده الى الطور الغازي وفي جميع هذه الحالات يزداد الانتروبي للنظام وتقل طاقته الكامنه بسبب التحول من حاله مرتبه الى حاله اقل ترتيبا.

وفي درجات الحراره العاليه جدا في الطور الغازي او البخاري يتم انفصال الالكترونات عن النوى بشكل تام لتكوين طور البلازما . يرافق تحول الماده من شكل لاخر تغيرات في الانثالبي والمحتوى الحراري وحسب كون العمليه تمثل تبخر او انجماد او تكثيف والشكل التالي يوضح تغيرات الاطوار للماده نفسها كدالة لدرجة الحراره:



**7-2 نظرية السوائل Theory of Liquids**

لا يمكن القول ان هناك نظرية محددة للسوائل يمكن ان تكون شاملة ودقيقة وان نظرية السوائل تعطي قناعات قليلة جداً بالمقارنة بنظرية الغازات او البلورات .

ان تعبير نظرية السوائل قلما يستخدم في الكتب العلمية وعليه يمكن الاستنتاج ان هنالك نظريات عديدة للسوائل وان معظم خصائص تمت دراستها وتعريفها من الفرضيات الخاصة بالقوى الذرية الداخلية وان الطاقات التي تحسب في السوائل غالباً ما تكون نتيجة للتأثيرات المتبادلة بين الازواج الذرية او الجزيئية pair Interactions وبمعنى اخر انه في حالة وجود ثلاث ذرات او اكثر في حالة تقارب من بعضها في سائل كثيف فان طاقة النظام تحسب على اساس مجموع الطاقات الناتجة عن اخذ الذرات على شكل ازواج وبهذا تهمل القوى الناتجة ما بين الاجسام الثلاثة او اكثر .

انت تغير النظرية الثنائية للسوائل يعني المحاولة للوصول الى تعبير رياضي وفيزيائي لجميع خواص السوائل ( مثل الاتزان والانتقال والخصائص المجهرية والخصائص الظاهرية ) وهذا التعبير مبني على اساس التقريبات الثنائية او المزدوجة .ولكن عند تطبيقها وجد بان هناك صعوبات كثيرة وأساسية في حالة استخدام هذا التقريب للحصول على قيم عددية دقيقة لمعظم هذه الخصائص . ويمكن الاستنتاج ان هذه النظرية لم تؤد المطلوب منها على اكمل وجه خاصة عند تطبيقها للتنبؤ بالنتائج التجريبية لإيجاد معاملات الانتشار واللزوجة لذا يجب استخدام تعبيرات تقريبية اخرى مبنية على نماذج اخرى فضلاً عن استخدام النظرية الثنائية

ان هذه النماذج يمكن استخدامها لغرضين هما :-

1. للحصول على تعبيرات رياضية لكميات فيزيائية .
2. للحصول على فرضيات عددية للعمليات التي تظهرها هذه التعبيرات .

**7-3المقارنه العيانيه لحالات الماده التقليديه**

**Macroscopic comparison of matter states**

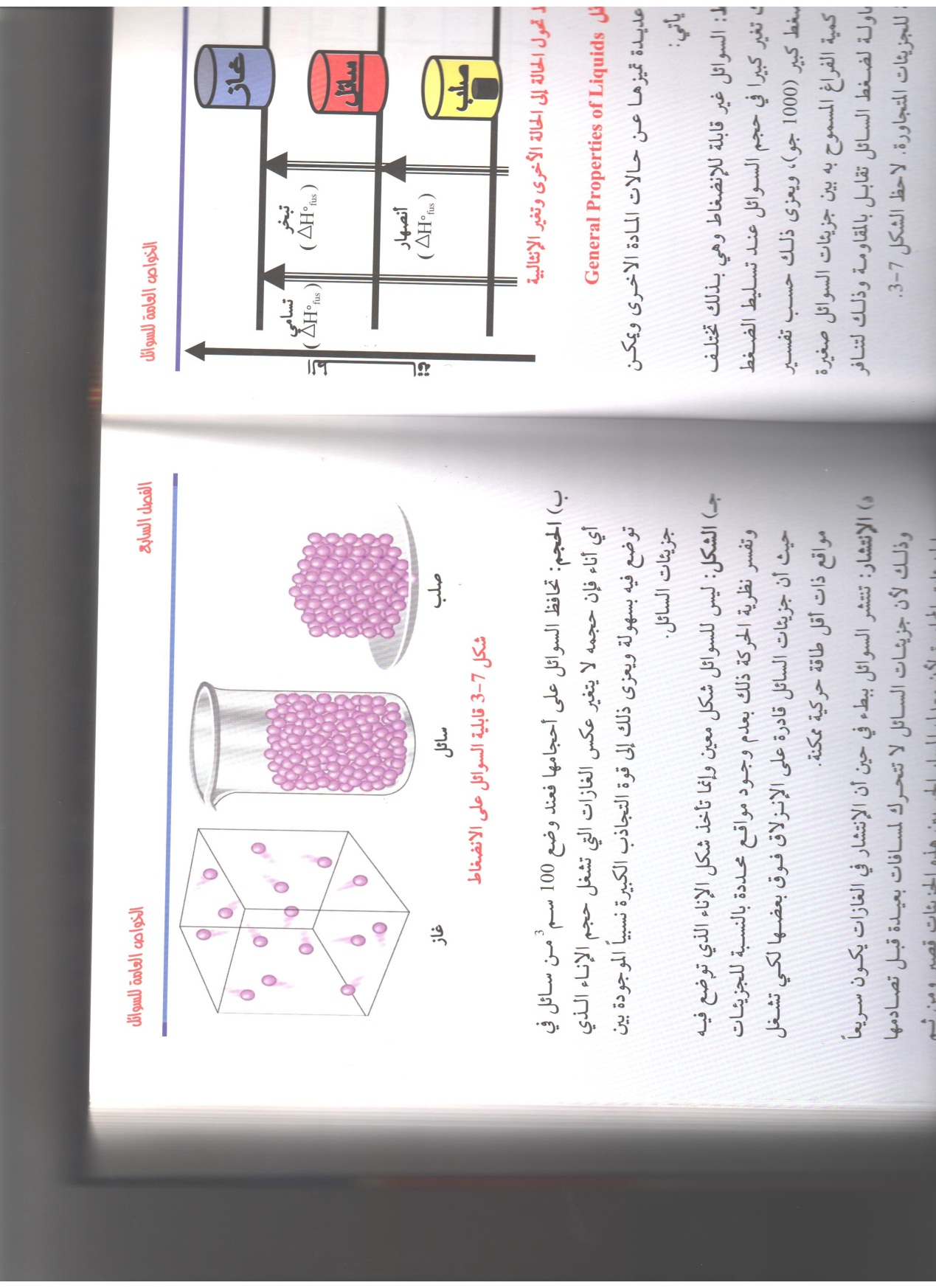
ان المقصود بالدراسه العيانيه هي تلك الظواهر التي يمكن دراستها ومشاهدتها بالعين المجرده وتسمى خصائص مشاهده او عيانيه (Macroscopic properties) اما الظواهر التي لايمكن ان تدرس او تشاهد بالعين المجرده تسمى ظواهر غير عيانيه ( Microscopic properties) وتشمل الظوراهر الغير مرئيه. والجدول التالي يوضح لنا اهم الخواص العيانيه لحالات الماده التقليديه:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| الحاله الفيزيائيه للماده | الحجم والشكل | القابليه على الانضغاط | القابليه على الانسياب |
| الصلب | ذات شكل وحجم ثابت | معدومه تماما | معدومه |
| السائل | ذات شكل متغير حسب الوعاء وحجم ثابت نسبيا | ققليله جدا | معتدله |
| الغاز | تاخذ دائما شكل وحجم الوعاء الذي توضع فيه | عاليه جدا | عاليه جدا |

**7-3 الخصائص العامه للسوائل**

**General properties of Liquids**

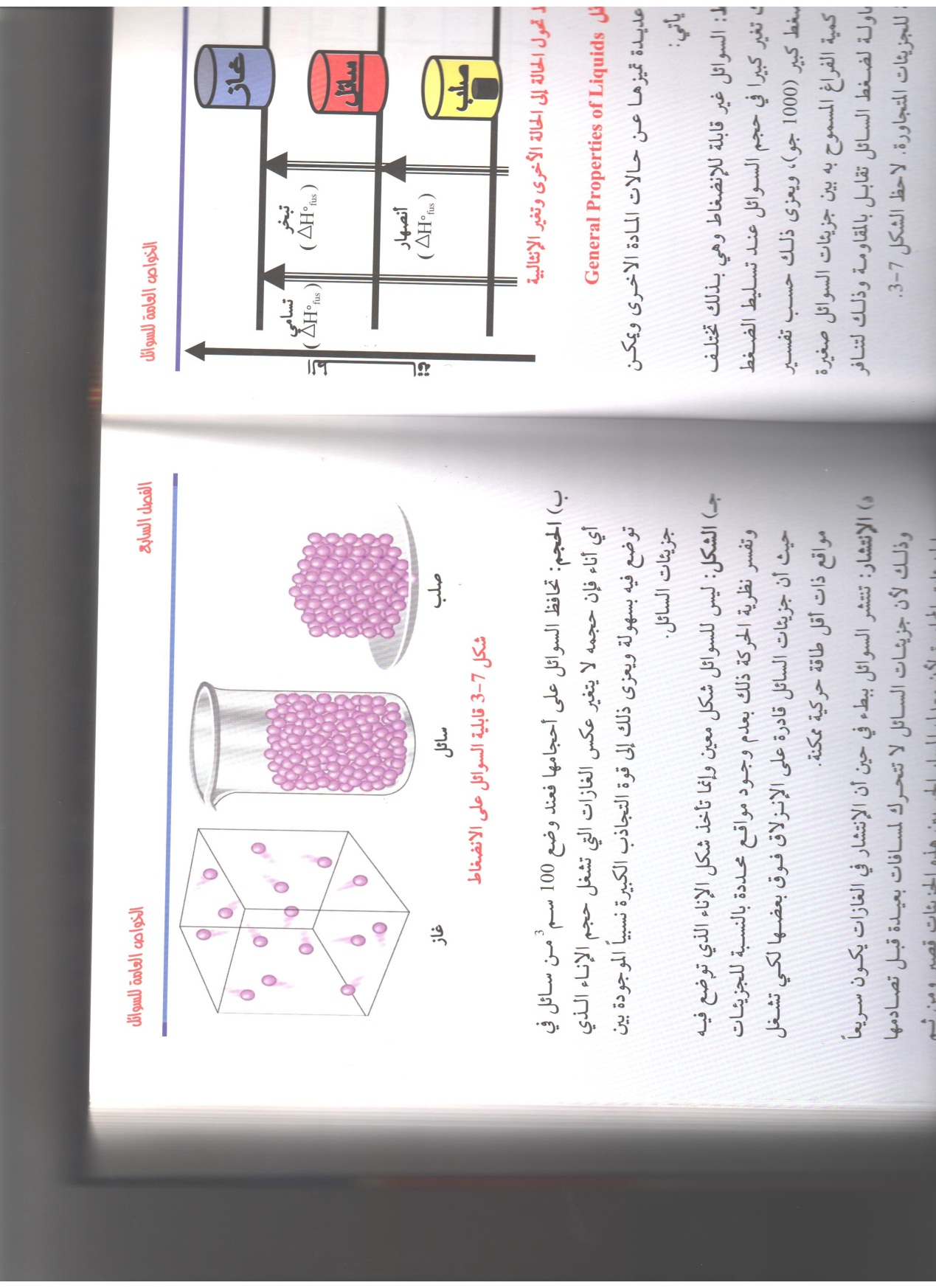
للسوائل خصائص عديدة تميزها عن حالات المادة الاخرى ويمكن تلخيص هذه الخصائص بما يأتي :-

ا - القابلية على الانضغاط :- السوائل غير قابله للانضغاط وهي بذلك تختلف عن الغازات ولا يحدث تغير كبير في حجم السوائل عند تسليط الضغط عليها حتى لو كان الضغط كبير( 1000جو ) ويعزى ذلك حسب تفسير النظرية الحركية الى ان كمية الفراغ المسموح به بين جزئيات السوائل هي صغيرة جدا وعليه فان اية محاوله لضغط السائل تقابل بالمقاومة وذلك لتنافر السحابات الالكترونية للجزئيات المتجاورة .

ب- الحجم :- تحافظ السوائل على حجومها فعند وضع 100سم3 من سائل في اي اناء فان حجمه لايتغير عكس الغازات التي تشغل حجم الاناء الذي توضع فيه بسهوله ويعزى ذلك الى قوة التجاذب الكبيرة نسبياً الموجودة بين جزئيات السائل ,

ج- الشكل :- ليس للسوائل شكل معين وإنما تأخذ شكل الاناء الذي توضع فيه وتفسر نظرية الحركة ذلك بعدم وجود مواقع محددة بالنسبة للجزئيات حيث ان جزئيات السائل قادرة على الانزلاق فوق بعضها لكي تشغل مواقع ذات طاقة اقل حركية ممكنه .

د- الانتشار :- تنتشر السوائل ببطء في حين ان الانتشار في الغازات يكون سريعاً وذلك لان جزئيات السوائل لا تتحرك لمسافات بعيدة قبل تصادمها بالجزئيات المجاورة لان معدل المسار الحر بين هذه الجزئيات قصير وبالتالي فان جزئية السائل تعاني من اصطدامات كثيرة جداً ( تقدر بالبلابيين ) عند انتقالها من جهة الاناء الى جهته الاخرى .

هـ- ألتبخر:- تتبخر السوائل حيث ان جزئيات السائل ذات طاقة حركية كبيرة لدرجه تكفي للتغلب على قوى التجاذب بين جزئيات السائل ويمكنها الهروب والتحول الى الحاله الغازية .

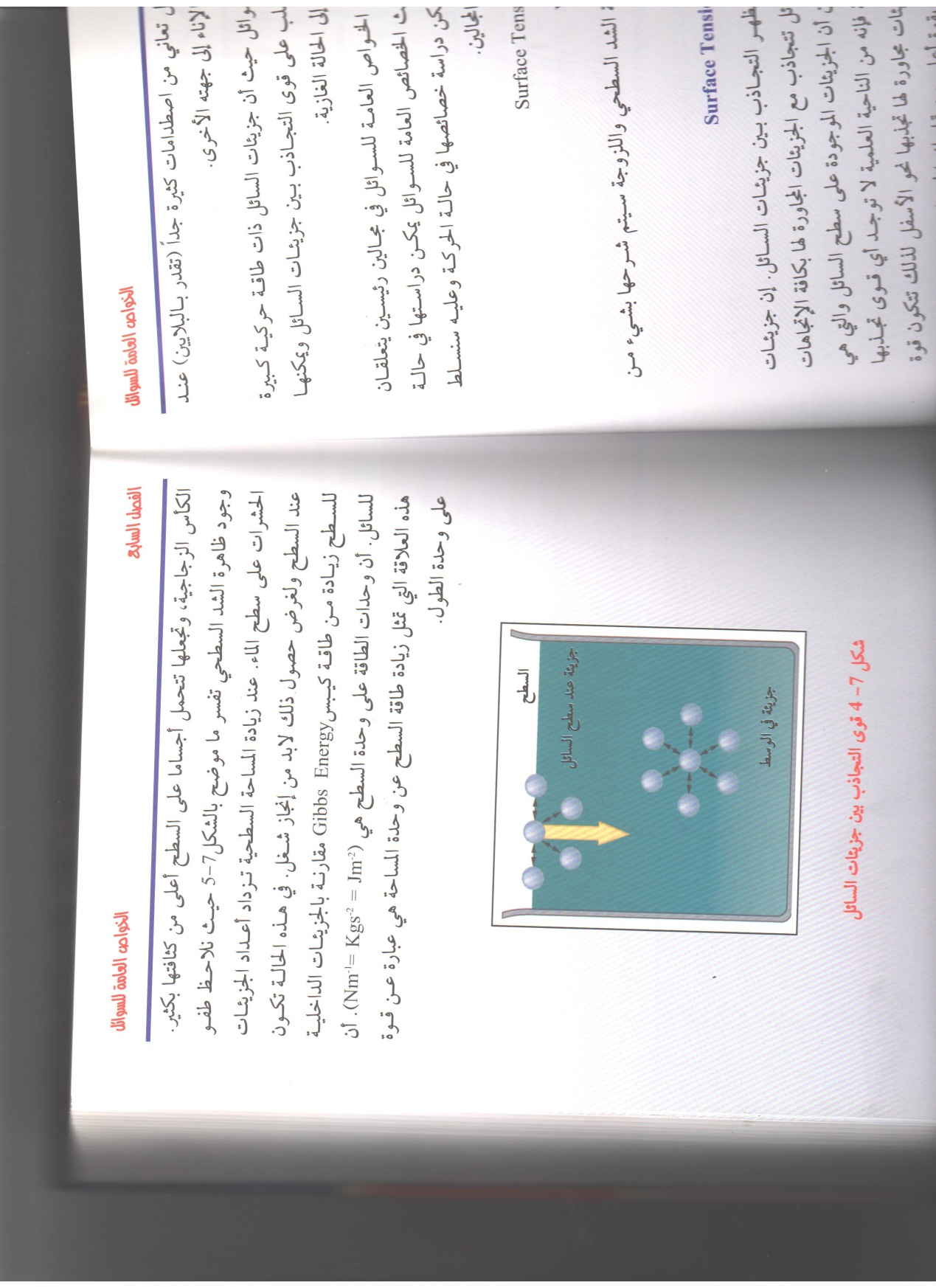
و. الشد السطحي: وهو القوه المسلطه في مستوى السطح لكل وحدة طول

ز. اللزوجه: وهي المقاومه التي تبديها طبقه من سائل ضد مرور طبققه اخرى فوقها

يمكن دراسة الخواص العامة للسوائل في مجالين رئيسين يتعلقان بوضع السائل حيث الخصائص العامة للسوائل يمكن دراستها في حالة السكون وكذلك يمكن دراسة خصائصها في حالة الحركة وعليه سنسلط الضوء على هذين المجالين بشئ من الاختصار .

.

**3-7. الشد السطحي Surface tension**

ان الشد السطحي يمثل قوى التجاذب بين جزيئات السائل حيث ان جزيئات سطح السائل تتجاذب مع الجزيئات المتجاوره في كل الاتجاهات وان جزيئات السطح تتعرض الى قوى جذب غبر متزنه في كل الاتجاهات لعدم وجود قوى تجاذب لها مع السطح لقلة جزيئات السائل في الطور البخاري لذلك تكون جزيئات وسط السائل اكثر تماسك مع جزيئات اعلى سطح السائل وهذه القوه تجعل السائل يحمل اجساما الى الاعلى.الشكل التالي يوضح توازن قوى الشد السطحي في السوائل:

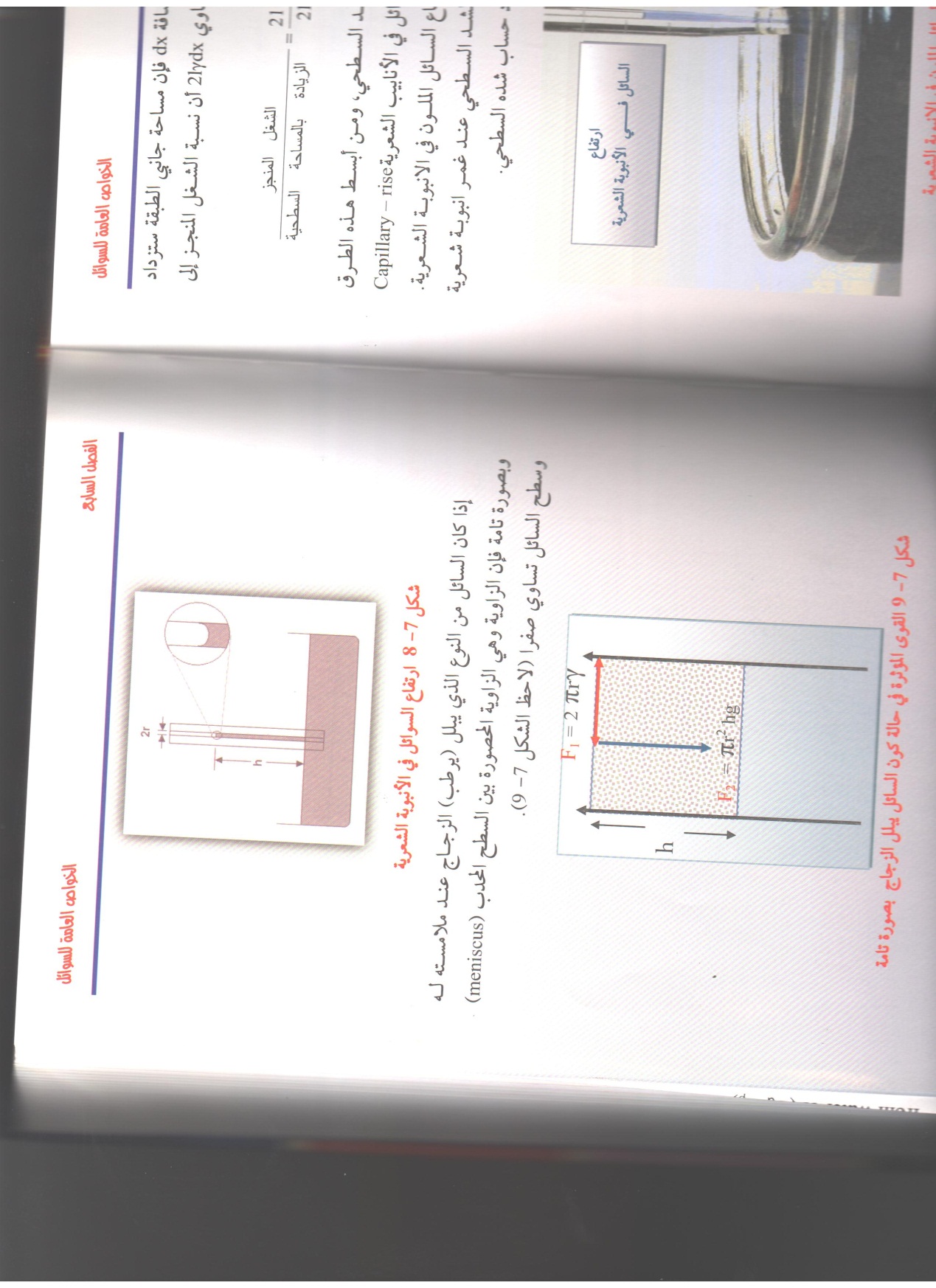
من الظواهر الشائعه للشد السطحي هو طفو الاوراق والحشرات على سطح السائل وعند زيادة المساحه السطحيه تزداد اعداد الجزيئات عند السطح وهذا يتطلب انجاز شغل وزيادة طاقة جبس الحره لجزيئات السطح اكثر من الجزيئات الداخليه للسائل المعني.

وحدات الطاقه الى السطح هي

N/m= J/m2= kg/s2

ان هذه تمثل وحدة قوه الى وحدة طول يكون الماء من اكثر السوائل امتلاكا للشد السطحي (باستثناء الزئبق) . يمكن تعريف الشد السطحي بانه القوه على سنتمتر من السطح التي تقاوم الزياده في المساحه السطحيه حيث ان السوائل تاخذ الشكل الذي يقلل مساحتها السطحيه. لذلك تاخذ فقاعة الصابون شكلا كرويا وكذلك الفاعات الصغيره الاخرى لاي سائل تاخذ شكل كروي (قطيرات المطر .........) اما القطرات الكبيره تتسطح بسبب وزنها الكبير.

يتم حساب الشد السطحي لسائل لو تصورنا رفع سلك طوله (l) من السائل بحيث يرفع طبقه معه من السائل مثل فقاعة الصابون بارتفاع h)) وان لهذه الطبقه وجهان لذلك فان طول هذه الطبقه يكون ضعف الطول الاصلي (2l) ان القوه اللازمه لتمدد هذه الطبقه ( f) تتناسب طرديا مع الطول الكلي:



Fα 2l

F= Ɣ2l

ان ثابت التناسب هنا يمثل الشد الشطحي, اذا تم تحريك الطبقه الرقيقه مسافه dx)) ستزداد مساحة جانبي الطبقه بمقدار (2ldx) ويكون الشغل المنجز يساوي (2Ɣldx) وهنا تكون نسبة الشغل المنجز الى الزياده بالمساحه السطحيه:

(2Ɣldx/2ldx)= Ɣ

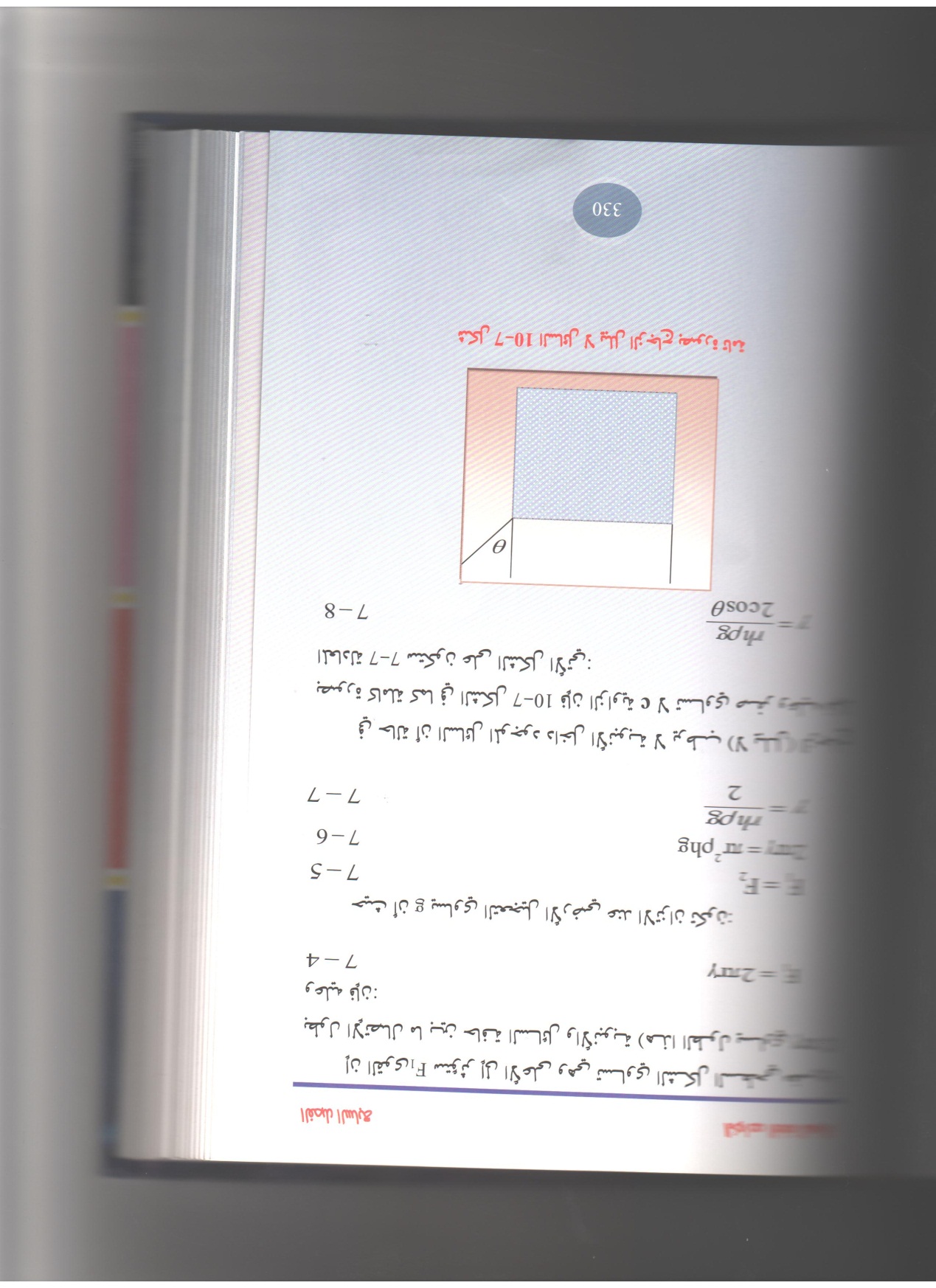
اي النسبه بين الشغل المنجز الى الزياده في المساحه السطحيه, هناك عدة طرق لحساب الشد السطحي للسوائل اهمها هي:

طريقة ارتفاع السوائل في الانابيب الشعريه وفيها يتم غمر انبوبه شعريه بشكل عمودي في السائل المراد قياس شده السطحي وفي حالة كون السائل يبلل الزجاج ستكون الزاويه المحصوره بين السطح المحدب وسطح السائل تكون صفر ,ويكون الشد السطحي: (Ɣ= rhpg/2cos ɵ)

وفي حالة كون الزاويه صفر تكون قيمة الجيب تمام لها صفرا لذلك يكون الشد السطحي كما يلي:

(Ɣ= rhpg/2)

في حالة كون السائل لايبلل الانبوبه الزجاجيه صوره كامله تكون الزاويه بين بين السطح والزجاج لاتساوي صفر وعليه يكون الشد السطحي:



(Ɣ= rhpg/2cos ɵ) (Ɣ= N/m or J.m2).

يتاثر الشد السطحي للسوائل بدرجة الحراره حيث يقل الشد السطحي مع زيادة درجة الحراره.

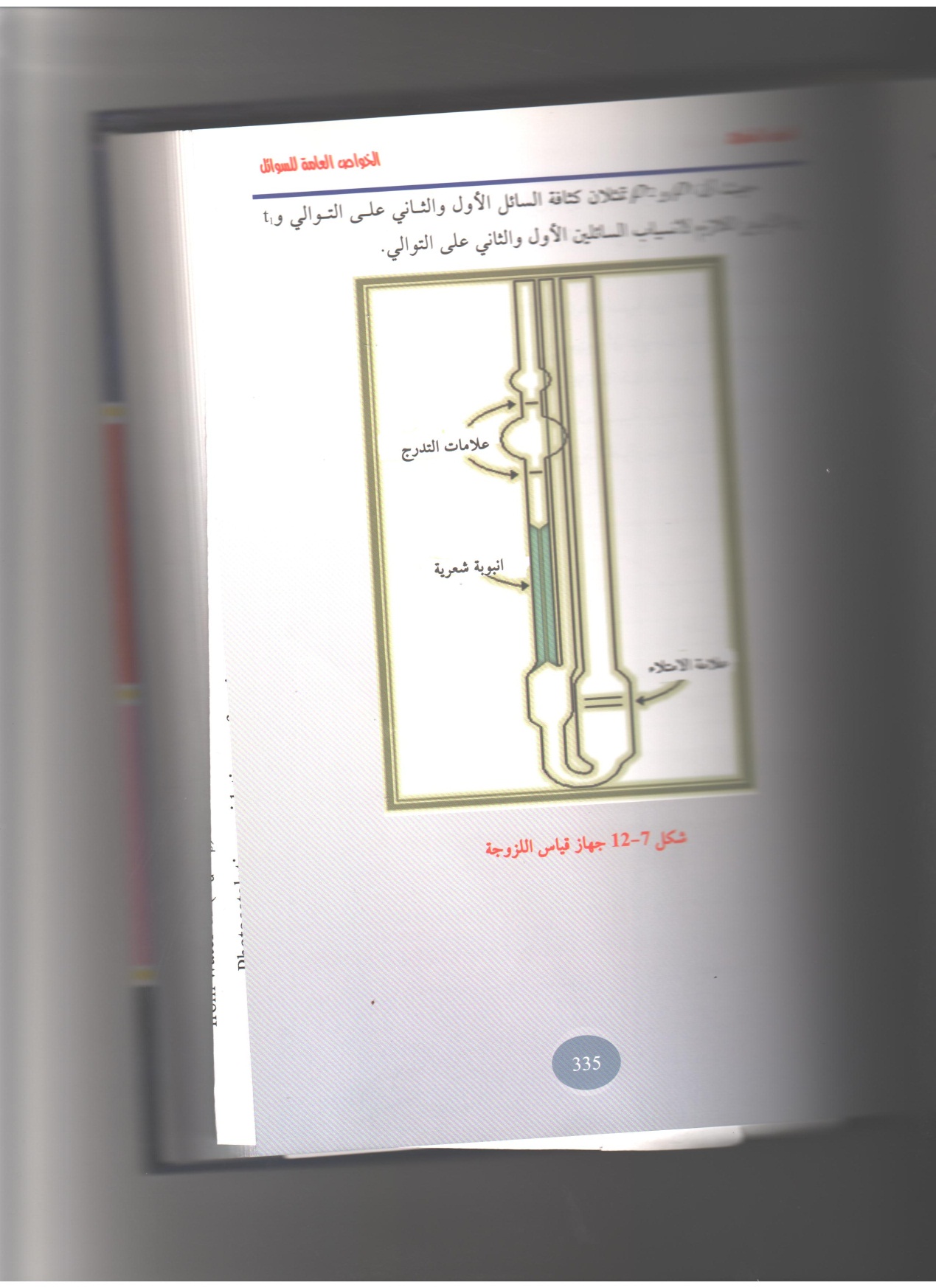
1. **اللزوجه** **Viscosity**

تعبر اللزوجه عن قوى الاحتكاك بين جزيئات السائل او الغاز وهي تمثل مقاومة طبقات المائع للانسياب فوق بعضها البعض وتقاس بوحدة البويز (poise) والبويز يساوي داين. ثا. سم-2) واسم الوحده مشتق من اسم العالم الفرنسي بوازلي حيث وجد بوازلي ان معدل انسياب الماء خلال انبوبه شعريه يتناسب طرديا مع الضغط ومع الاس الرابع لنصف قطر الانبوبه الشعريه وعكسيا مع طول الانبوبه:

Ƞ= (пtpr4/ 8VL) … poise equation

حيث ان Ƞ هي معامل اللزوجه نسبه الى حجم الانبوبه وطول الانبوبه وقطرها وزمن الانسياب.

ان قياس اللزوجه المطلقه عمليه صعبه ويتم عاده قياس اللزوجه النسبيه وتعني قياس لزوجة السائل المعين نسبه الى لزوجة سائل اخر وهو عادة الماء ويتم القياس باستخدام جهاز قياس اللزوجه (الفسكوميتر)



ويتم فيه قباس زمن نزول السائل المعني نسبه الى زمن نزول الماء ومن معرفة كثافتي السائلين ولزوجة الماء المقاسه او المعروفه وبتطبيف المعادله:

(Ƞ1/Ƞ2)= (p1t1/p2t2)

حيث ان هي الضغط الهيدروستاتيكي لعمود السائل الاول والسائل الثاني على التوالي وان الضغط الهيدروستاتيكي يتناسب طرديا مع كثافة السائل لذلط تصبح المعادله كما يلي:

(Ƞ1/Ƞ2)= (d1t1/d2t2)

**7-3 الخصائص السوائل في حالة السكون**

**Liquid properties in Stationary state**

اذا وضعنا قطعه من الورق في اناء زجاجي يحتوي على ماء ساكن نلاحظ ان هذه القطعه لا تنحني ولا تتحرك وهذا يعني ان القوة الناتجة من ضغط الماء على احد وجهي الورقة تتزن مع القوى الاخرى باتجاه الاخر وتكون مساوية لها مما يبقي الورقه ساكنه .وقد لخص العالم باسكال هذه الظاهرة الفيزيائية بالقاعدة الاتية :-

(( اذا سلط ضغط ما على سائل مقيد فان هذا الضغط ينتقل الى كل نقطه في السائل وبذلك يظل السائل ساكناً ).

ان الضغط عند اية نقطة من السائل في حاله السكون هو حاصل جمع الضغط بالنسبة للسائل نفسه مع الضغط الجوي المسلط على السطح ويمكن تمثيل ذلك بالمعادلة الاتية :

P - = pgh ….( 7-1)

حيث ان p يمثل الضغط المطلق عند العمق h بينما يمثل الضغط الجوي عند السطح ويمثل g الجاذبية الارضية بينما تمثل p كثافة السائل وهنالك حالة خاصة لقانون باسكال وهي :-

(( كلما سلط ضغط خارجي على اي مانع محصور في السكون فان الضغط لأية نقطه من المانع يزداد بقدر الضغط الخارجي )) .

من المعروف ان الاجسام الصلبة تطفو على السوائل في احيان كثيرة وان وزن هذه الاجسام يبدو اقل عندما تكون في السائل .وهذه التأثيرات تعكس حقيقة مفادها ان هنالك قوة في السوائل تدفعها الى الاعلى وتساعد على حمل الجسم المغمور . وتنص ( قاعدة الطفو ) التي اكتشفها العالم ارخميدس على :-

(اذا غمر جسم - كليا او جزئياً – في مانع ما . فسوف يعاني قوة دفع نحو الاعلى مساوية لوزن المائع المزاح . وان هذه القوة الدافعه تعمل من خلال مركز ثقل المانع المزاح )) يمكن التعبير عن هذه القاعدة بالمعادلة ( 7-2)

W

حيث ان w يمثل وزن الجسم و الوزن الفعال وP كثافة الحجم و – p كثافة المائع .

**7- 5 البلورات السائلة Liquid Crystals**

يمكن تعريف البلورات السائله بأنها جزئيات منسقة بشكل قضبان ولها القابلية على الانسياب كالسوائل ولها صفات مشتركة ما بين الحالتين الصلبة والسائلة .

تتكون هذه الحالة عند صهر بعض المركبات الصلبة حيث انها تمر بهذه الحالة قبل تحولها الى الحالة السائلة الاعتيادية . وقد اكتشفت هذه الحاله اول مرة من قبل العالم النمساوي رينتزر وذلك عام 1888 م حيث ان بلورات بنزوات الكولسترول النقية لوحظت بأنها تتحول الى الحالة سائلة معكرة عند درجة حرارة 154م قبل تحولها الى الحالة السائلة الرائقة عند درجة حرارة 178م ان تشابة بعض صفات البلورات السائلة مع السوائل واختلافها عن السوائل في بعض الخصائص الضوئية دعت الكثيرين من العلماء الى دراستها بصورة تفصيلية ونتيجة لهذه الدراسات وجد انها حاله وسيطة تختلف عن حالات المادة الاخرى ولذلك فقد سماها بعض العلماء بالطور الوسطي .

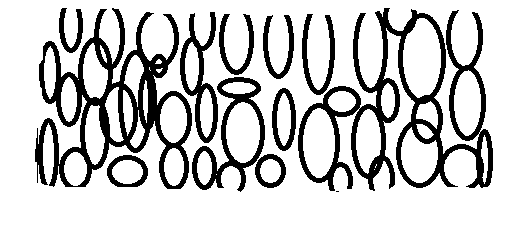
ان مصطلح البلورات السائلة والحالة الوسطية والسائل البلوري جميعها مرادفات لوصف تجمع الجزئيات وبيان ترتيبها والتي تشابه الحالة البلورية وبنفس الوقت تتمتع بخاصية الموائع ولهذا يمكن ان يكون هي الحالة الرابعة للمادة والمكملة لحالات المادة الثلاث وهي الصلبة والسائلة والغازية ضمن درجات الحرارة الاعتيادية .

يمكن تصنيف البلورات السائلة الى صنفين في ضوء طريقة نشوئها وهما :-

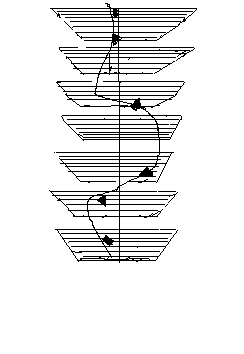
1. البلورات السائلة الثرموتروبية THERMOTROPIC وتظهر هذه الاطوار الوسطية نتيجة للتغيير بدرجة الحرارة .وحسب التنظيم الجزيئي فأنها تنقسم الى ثلاثة اطوار وسطية ورئيسية هي
2. الطور النيماتي ( الخطي ) Nemetic phase
3. الطور الكوليستيري Cholesteric phase

ج- الطور السمكتي ( الصابوني ) Smectic phase

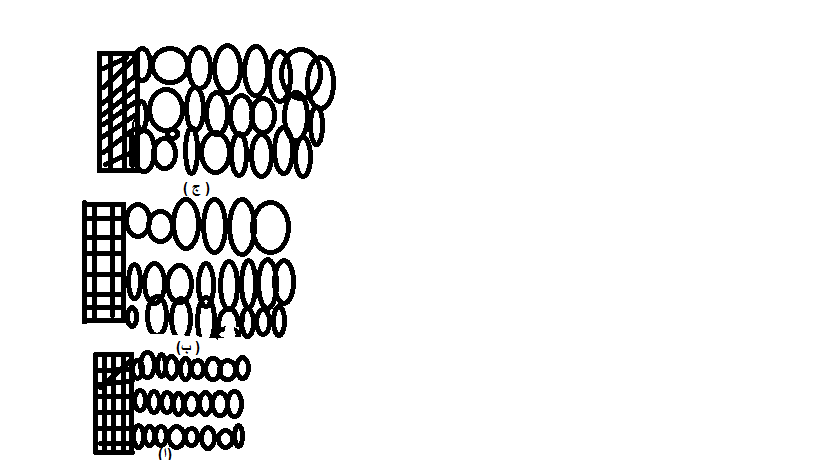
1. البلورات السائلة اللايوتروبية Lyotropic وتظهر هذه الاطوار الوسطية نتيجة لإذابة بعض المركبات في مذيب مناسب ويكون تركيز هذه المركبات وطبيعية التجاذب فيما بينها وبين المذيب هي العوامل المؤثرة في الانتقال من طور الى طور اخر وتعد الاغشية الاحيائية والمحلول المائي للصابون امثلة على هذا النوع من البلورات السائلة .



شكل ( 7- 5 ) التنظيم الجزيئي للطور النيماتي

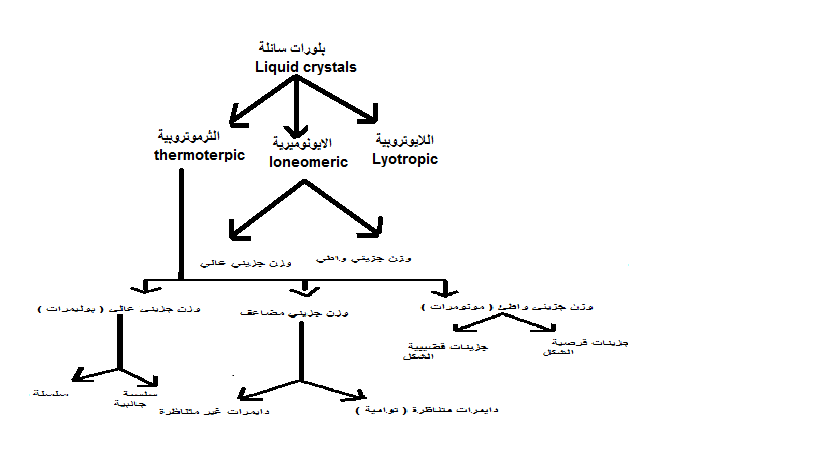


الشكل ( 7-6 ) التنظيم للطور الكوليستيري



الشكل (7-7 ) التنظيم الجزيئي لثلاثة انواع من

الطور السمكتي (الصابوني)

بينت دراسات حديثة اجريت في الثمانينات انه بالإمكان تصنيف البلورات السائلة والمعروفة لحد الان حسب كيفية نشؤها ووزنها الجزيئي وكما في المخطط الاتي ( شكل 7-8 ).

شكل (7-8) مخطط يوضح انواع البلورات السائله

**7-6 معادلة كلابيرون Clapeyron Equation**

تعتبر معادلة كلابيرون عن علاقة مهمة وذلك لاستخدامها في حساب التغير في المحتوى الحراري والذي لا يمكن قياسه بصورة مباشرة وذلك عن طريق قياس الضغط ودرجه الحرارة والحجم النوعي . لناخذ السائل وهو في حالة اتزان مع بخاره عند درجه حرارة T وضغط p فان الطاقة الحرة لجزئي غرامي من السائل (GL) تساوي الطاقة الحرة لجزئي غرامي من البخار في حالة الاتزان .

GL= GV ……….( 7-5)

وفي حالة حصول تعبير صغير جداً في درجه الحرارة والضغط بحيث ان التغير الضعيف جداً يبقي الطور في حالة التوازن فان المعادلة التفاضلية تكون كما يأتي :

dGL = dGv ……….( 6-5)

ونظراً لكون التغير في الطاقة الحرة في هذه المعادلة هو دالة لدرجة الحرارة والضغط لذلك :

اي ان

v dp – s dT ….( 7-8) dG=

واستناداً الى المعادلة ( 7-6 ) فان

VL dp – sLdT= Vv dp – Sv dT

بصورة عامة تأخذ المعادلة ( 7-9 ) الشكل الاتي :-

وعند التعويض عن التغير في الانتروبي

Svap =

فان المعادلة ( 7-9 ) تصبح :

ان المعادلة ( 7-12 ) تسمى بمعادلة كلابيرون

**7-7 معادلة كلازيوس وكلابيرون**

**Clausius – Clapeyron Equation**

في المعادلة ( 7-12 ) قيمة V يمكن عدها مساوية لحجم البخار V فقط عند اهمال الحجم الصغير للسائل وذلك عند مقارنته بالحجم الكبير للبخار ويمكن عنذئذ كتابة المعادلة ( 7-12 ) كما يأتي :-

وتسمى المعادلة ( 7-13) بمعادلة كلازيوس وكلابيرون ويمكن ان تأخذ المعادلة اشكالاً اخرى وذلك بالتعويض عن بعض حدودها ترتيبيها مثل :-

وعند اخذ التكامل للمعادلة ( 7-16 ) نحصل على :

+ constant …( 7-17) Log p= -

وعند رسم العلاقة البيانية ما بين قيم log p وقيم 1/ T فانه يعطي خطأ مستقيماً يكون مبلة مساوياَ الى :-

( -

**7-8 قاعدة تروتون Rule Troutons**

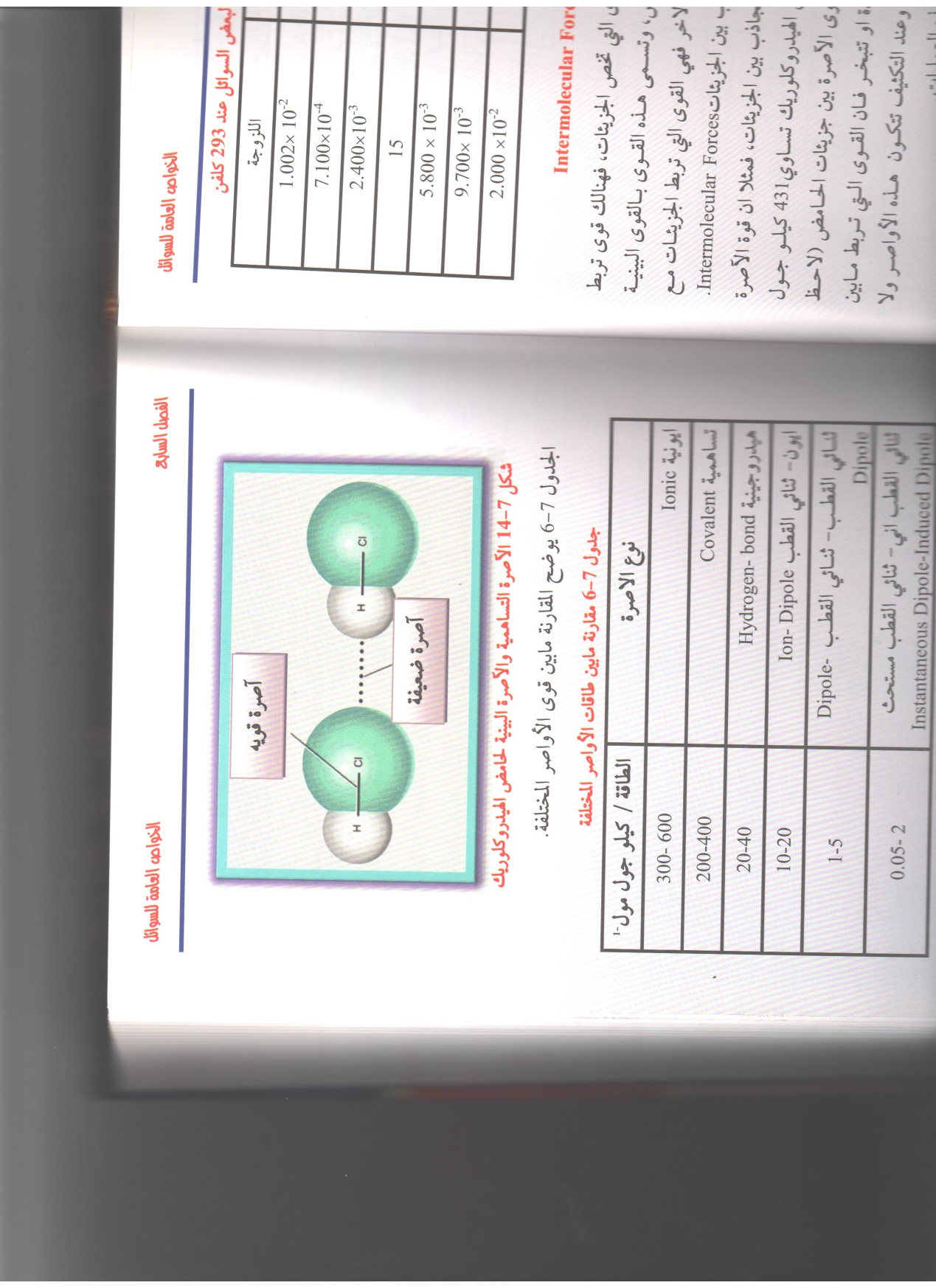
يمكن ان تعرف قاعدة تروتون بالمعادلة الاتية :-

حيث ان  *هي حرارة التبخر المولارية للسائل و تمثل درجة غليان السائل وتعد المعادلة المذكورة تقريبية وتنطبق على معظم السوائل المعروفة من تلك التي لا توجد فيها اواصر هيدروجينية . وأنواع اخرى محددة من الاواصر . يبين الجدول ( 7-1) قيم* S  *ونلاحظ* بان قيمتها تتراوح ما بين 85 الى 88 جول كلفن -1 مول -1*.*

***7-15قوى التجاذب بين الجزيئات* Intermolecular forces**

*عند الحديث عن قوى الترابط بين الجزيئات يكون هناك نوعان اساسيان هناك قوى تربط مكونات الجزيئه مع بعض (اواصر تربط ذرات الجزيئه مع بعض) تسمى هذه القوى البينيه ( (Intramolecular forces والنوع الاخر هو القوى التي تربط الجزيئات المختلفه مع بعضها البعض وتسمى قوى التجاذب بين الجزيئات*

*( (Intermolecular forces بشكل عام فان القوى البينيه داخل الجزيئه نفسها تكون اقوى بكثير من قوى التجاذب بين الجزيئات المختلفه على سبيل المثال قوة التجاذب بين الكلور والهيدروجين في جزيئة حامض الهيدروكلوريك بحدود 431 كيلو جول للمول مقابل 16 كيلو جول للمول لقوة التجاذب بين جزيئات الحامض . عند صهر او تبخر ماده معينه فان فان القوى التي تربط الجزيئات هي التي تتعرض للكسر اما اواصر مكونات الجزيئه فتبقى ثابته. عند التكثيف تتكون الاواصر الرابطه بين الجزيئات اما الاواصر البينيه للماده فلا تتاثر بذلك ويمكن ان تتاثر فقط في حالة تفكك الماده الى مكوناتها الاساسيه الشكل التالي يوضح هذه القوى والروابط بين الجزيئات وفي الجزيئه نفسها:*



*بشكل عام فان الاواصر ( قوى التجاذب) بين الجزيئات تلعب دورا مهم في تحديد الخواص الفيزيائيه للماده مثل الكثافه, درجة الغليان, اللزوجه, الشد السطحي, معامل الانكسار وغيرها من الخصائص الفيزيائيه وان اهم انواع قوى الترابط بين الجزيئات مايلي:*

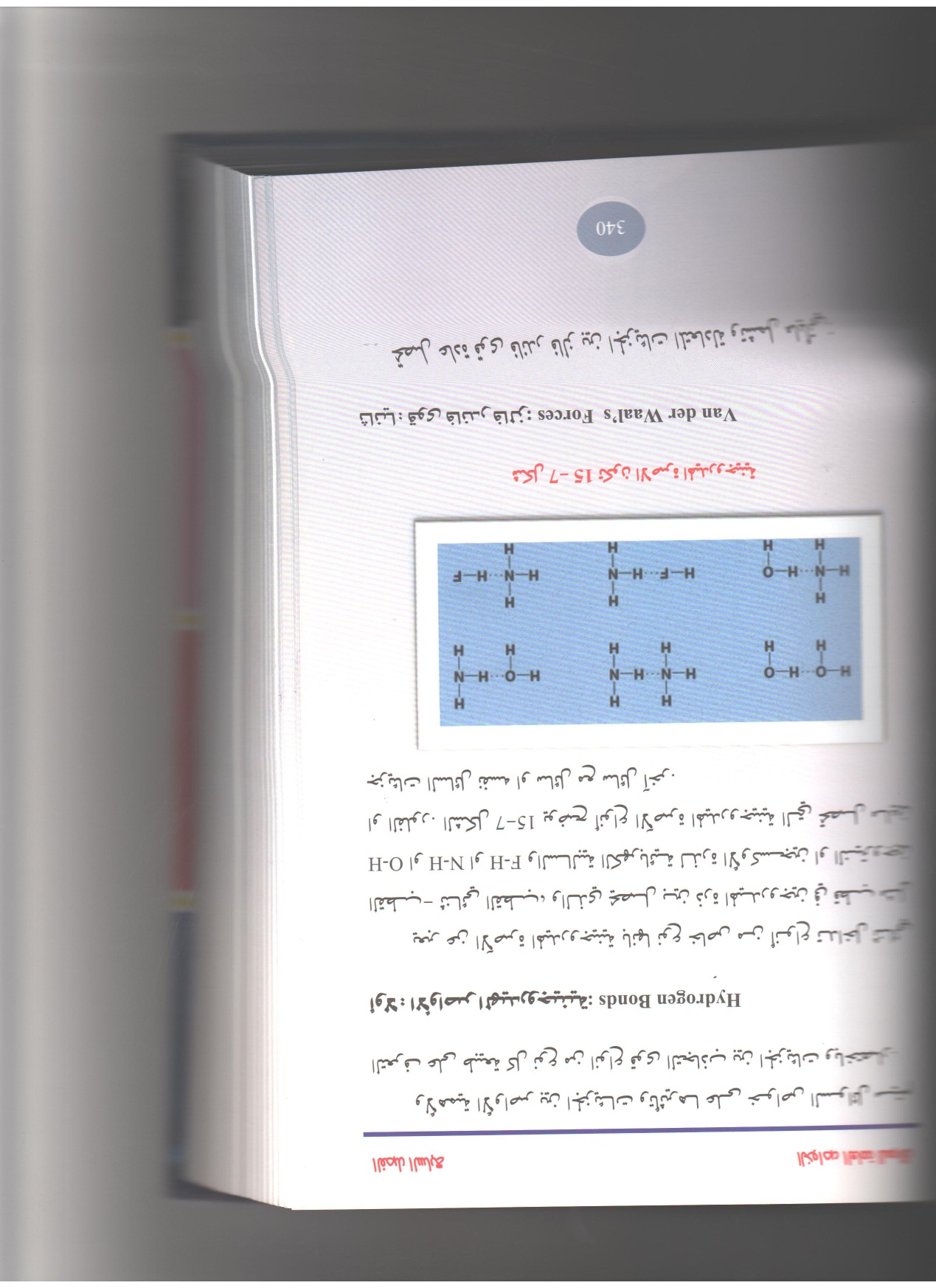
***اولا-الاواصر الهيدروجينيه***

***ثانيا- قوى فان درفالز*** *وتشمل ( قوى ثنائي القطب- ثنائي القطب, قوى ثنائي القطب- ثنائي القطب المستحث , قوى لندن,*

***ثالثا- تجاذب ايون- ثنائي القطب***

***اولا- الاواصر الهيدروجينيه***

*ان الاصره الهيدروجينيه هي نوع خاص من تداخل ثنائي القطب –ثنائي القطب والذي يحصل بين ذرة الهيدروجين في قطب مثل مجموعة الهيدروكسيل, الامين, والفلورايد ( O-H, N-H, F-H) حيث يعتبر هذا بمثابة قطب موجب اما القطب السالب فهو ذره او مجموعه ذات سالبيه كهربائيه عاليه مثل ذرة الاوكسجين, النتروجين او الفلور ونتيجه لذلك يحصل تجاذب بين الطرف السالب والطرف الموجب والشكل التالي يوضح بعض انواع الاواصر الهيدروجينيه في الطور السائل حيث تحصل بين جزيئات السائل نفسه او سائل مع سائل اخر وينعدم وجود هذا النوع من التجاذبات في الطور الصلب او الطور الغازي لذلك يتمدد الماء عند الانجماد :*

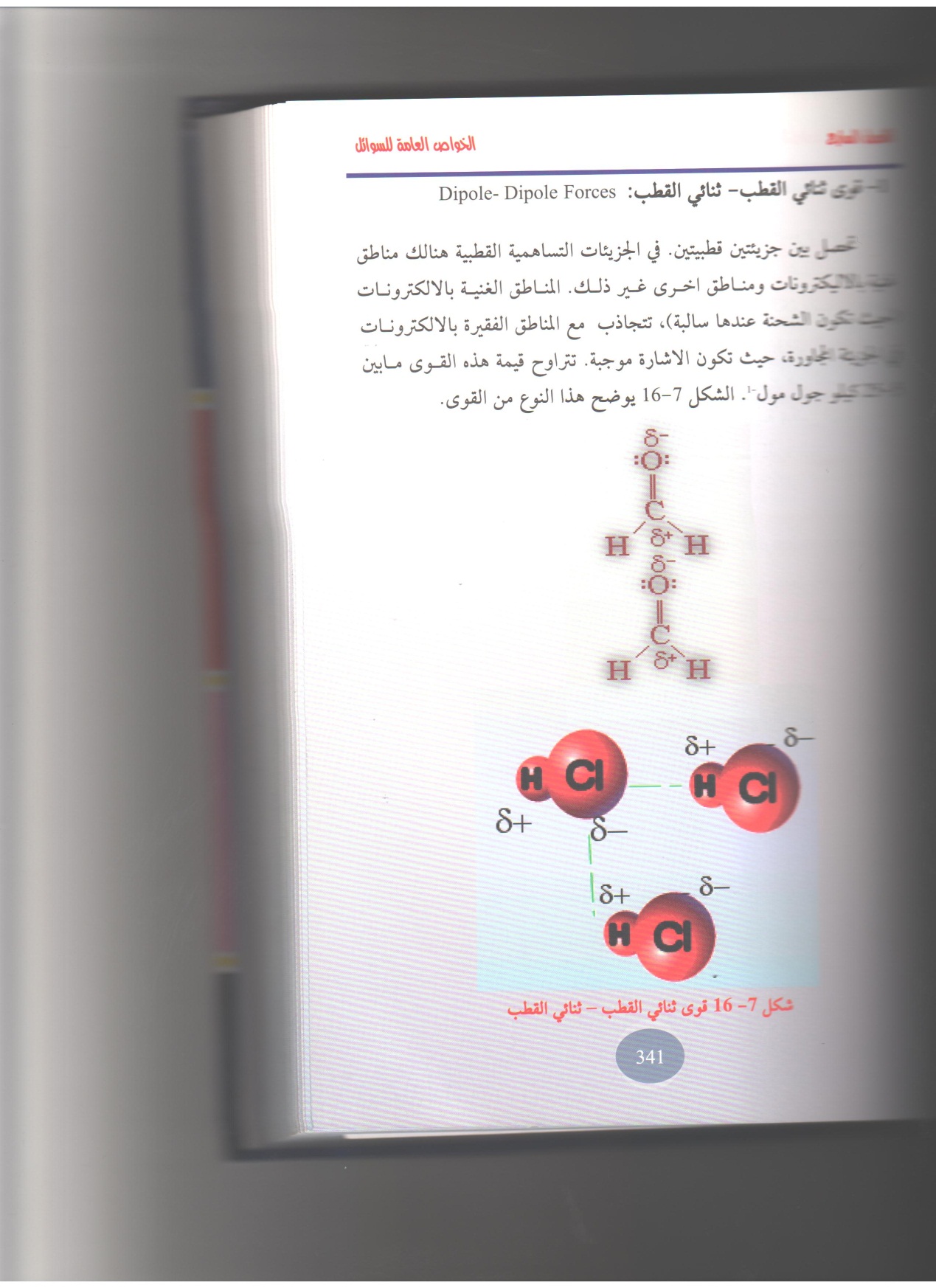


***ثانيا- قوى تجاذب فان درفالز***

*تحصل قوى فان درفالز التجاذبيه الضعيفه عادة بين الجزيئات المتعادله وتشمل عدة انواع منها:*

1. *قوى ثنائي القطب- ثنائي القطب*

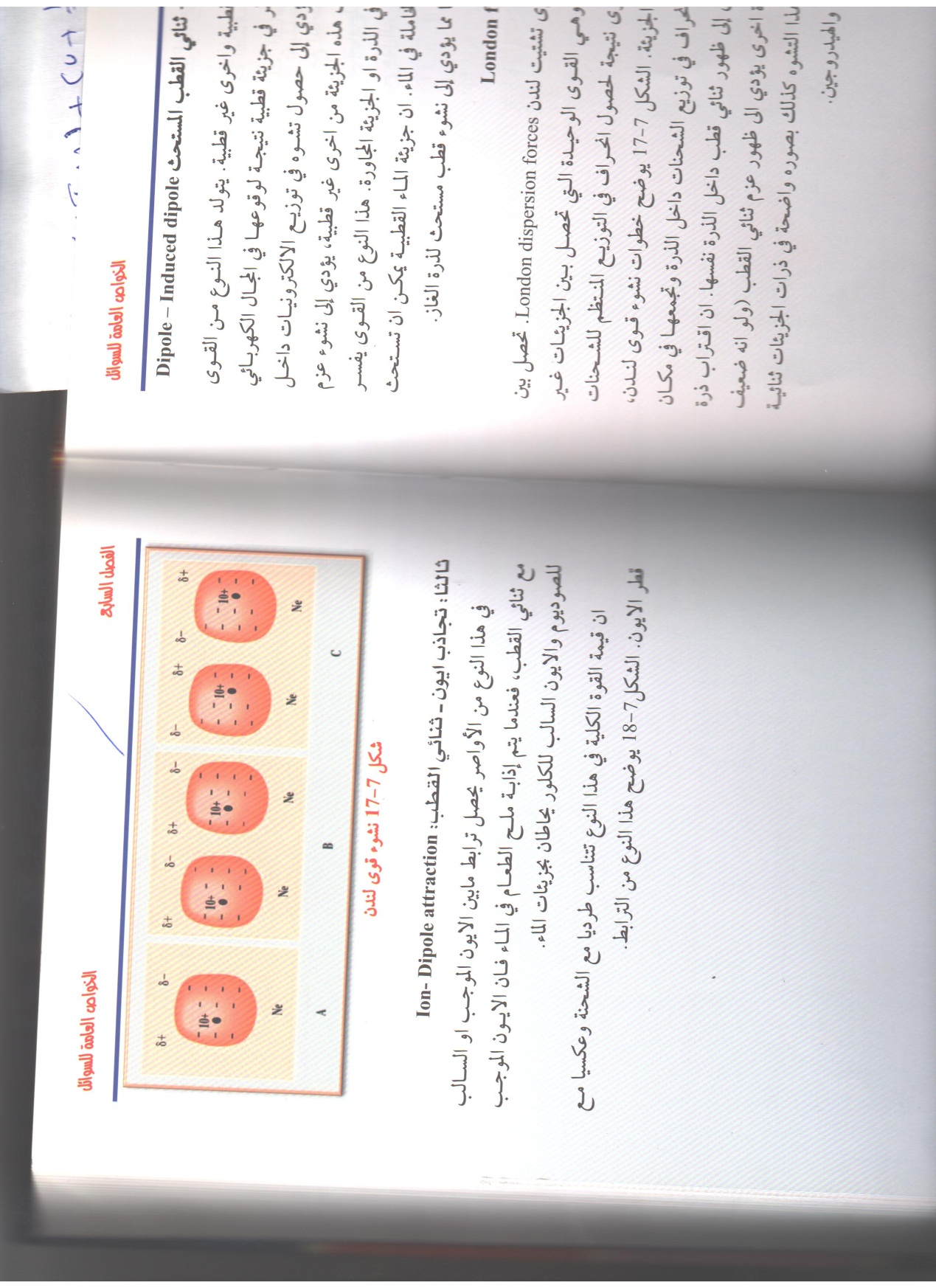
*تحصل بين جزيئتين قطبيتين في الجزيئات التساهميه القطبيه وذلك لوجود مناطق ذات كثافه الكترونيه عاليه واخرى شحيحه لذلك تتكون مناطق ذات شحنه جزيئه موجبه والاخرى ذات شحنه جزئيه سالبه لذلك يحصل تجاذب بين القطب الموجب في جزيئه مع الطرف السالب لجزيئه اخرى وهذه القوى التجاذبيه الضعيفه تتراوح بين 5-25 كيلو جول⁄مول والشكل التالي يوضح ذلك:*



1. ***قوى ثنائي القطب- ثنائي القطب المستحث***

*تحصل هذه بين جزيئه قطبيه واخرى غير قطبيه ويتولد هذا النوع من التجاذبات بسبب التوزيع الغير متجانس للشحنه في جزيئه قطبيه بسبب وجودها في المجال الكهربائي للجزيئات الاخرى وهذا يؤدي الى حدوث تشويه في توزيع الكثافه الالكترونيه للجزيئه القطبيه وعند وجودها بالقرب من جزيئه اخرى غير قطبيه يتولد عزم ثنائي القطب المستحث في الجزيئه او الذره الغير قطبيه المجاوره لها وهذا النوع من التجاذبات يفسر ذوبان المواد اللاقطبيه في المذيبا القطبيه مثل ذوبان المواد الاقطبيه في الماء حيث ان جزيئة الماء القطبيه تستحث ثنائي القطب في الجزيئات المتعادله القريبه لها وبذلك يتم الذوبات والانتشار في هذا النوع من الانظمه.*

1. ***قوى لندن***

*تسمى هذه القوى التجاذبيه الضعيفه قوى لندن او تشتت لندن وتحصل بين جميع الجزيئات وهي القوه الوحيده التي تحصل بين الجزيئات الغير قطبيه. تحصل هذه القوى نتيجه لحصول انحراف في التوزيع المنتظم للشحنه داخل الذره او الجزيئه . تتولد هذه القوى في الجزيئات المتعادله عند وجود مجال كهربائي حيث يحصل تحريف في المجال الكهربائي داخل الجزيئه او الذره نفسها وهذا يؤدي بالنتيجه الى ظهور ثنائي قطب داخل الذره او الجزيئه التي هي اساسا متعادله وعند اقتراب ذره اخرى متعادله يؤدي الى ظهور عزم ثنائي القطب في الجزيئه المتعادله ولو بشكل اضعف والشكل التالي يوضح ذلك:*

***ثالثا- تجاذب ايون – ثنائي القطب***

*في هذا النوع من القوى الجزيئه يحصل تجاذب بين الايون السالب او الموجب مع ثنائي القطب فعند اذابة ماده ايونيه مثل ملح الطعام في الماء فان ايون الصوديوم الموجب وايون الكلورايد السالب يحاطان بجزيئات الماء وفي هذا النوع من التجاذبات فان القوه التجاذبيه تتناسب طرديا مع الشحنه وعكسيا مع قطر الايون الموجود والشكل التالي يوضح هذا النوع من التجاذبات:*

