كلية العلوم

القسم : **الكيمياء**

السنة : **الاولى**

المادة : كيمياء عامة١

المحاضرة : الثامنة/نظري/

{{ مكتبة A to Z }}

Facebook Group : مكتبة A to Z

كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية

يمكنكم طلب المحاضرات برسالة نصية (SMS) أو عبر(What's app-Telegram)على الرقم 0931497960

الفصل الثامن

حالات المادة

مقدمة

توجد المادة في ثلاث حالات أساسية : الغازية والسائلة والصلبة ، ومن المفيد التعرف على كل حالة منها ووصف خصائصها ومقارنتها بالحالات الأخرى وهكذا نصنف الحالات كما يلي :

الحالة الغازية : ليس لها شكل محدد ، ولكنها تأخذ شكل الاناء الذي يحتويها . كما أن حجمها ليس ثابتا انما يتعلق بحجم الاناء الذي يحتويها لأن هذا الحجم للحالة الغازية قابل للتمدد والانكماش وهو من خصائص الحالة الغازية .

الحالة السائلة : ليس للحالة السائلة شكل محدد ، وانما تأخذ شكل الاناء المحتوي عليها . ولكن نجد أن للسوائل حجم محدد لأن قابليتها للانضغاط قليلة جدا ، وهي خاصة تصف جميع السوائل .

الحالة الصلبة : لها شكل وحجم محددان ، وقابليتها للانضغاط معدومة تقريبا ويمكن للمادة النقية عامة أن توجد بإحدى الحالات الثلاثة السابقة معتمدة على درجة حرارتها . ففي درجات الحرارة العادية المحيطة بنا يوجد الماء H_2O كسائل والنشادر (NH_3) كغاز والمعادن باستثناء الزئبق كحالة صلبة . أما اذا انخفضت درجة الحرارة

فنجد الماء قد تحول الى صلب ، وتحول النشادر الى سائل ، وعند درجات حرارة منخفضة جدا تتواجد جميع المواد في حالة صلبة .ويمكن للمادة أن تتحول بين الحالات الثلاث حسب درجة الحرارة والضغط. فالماء مثال مألوف لمركب يمكن أن يتواجد في الحالات الثلاث للمادة.

وبشكل عام تتعرض المادة لتغيرات مختلفة ، نتيجة لتأثير العوامل الخارجية عليها وتسمى عملية انتقال المادة من الطور الصلب الى الطور السائل بعملية الانصهار ، كما تسمى حادثة انتقال المادة من الطور السائل الى الطور الغازي بعملية التبخر . وتدعى عملية انتقال المادة من الطور الغازي الى الطور السائل بعملية التكاثف أو (الاسالة) ، كما تدعى العملية المعاكسة وهي انتقال المادة من الطور السائل الى الطور الصلب بعملية التجمد أو التصلب .

يمكن أن ننظر الى عملية تحويل المادة من الحالة الصلبة الى الحالة السائلة وكذلك من الحالة السائلة الى الحالة الغازية على أنهما تحول نحو عدم الانتظام وكذلك ينظر الى عمليتا الاسالة والتجمد على أنهما تحول نحو الحالة الأكثر انتظاما . وهكذا يتميز الجسم الصلب عن الجسم السائل أو الغاز من ناحيتين :

أ – في الجسم الصلب تكون الجزيئات أو الشوارد أو الذرات المكونة للجسم متراصة ويحتل كل منها مكانا محددا. بحيث أن الحركة الوحيدة التي تقوم بها الدقائق التي يتألف منها هذا الجسيم هي حركة اهتزازية بسيطة في المكان المحدد الذي يحتله كل منها.
ب – تتو ضع الدقائق لمعظم الأجسام الصلبة في بنية هندسية منتظمة هي البنية البلورية المميزة لذلك الجسم الصلب .

أما في السوائل والغازات نجد أن بنيتها الداخلية غير منتظمة ، وجزيئاتها لا تحتل أمكنة ثابتة في الفراغ الذي يشغله الجسم ، وهناك بعض المواد الصلبة تشذ عن البنية البلورية المنتظمة مثال : الزجاج والفوسفور الأحمر وكثير من اللدائن . ومثل هذه المواد عديمة الشكل البلوري وتصطف فيها الدقائق بشكل غير منتظم مع أنها ذات قوام صلب.

وفي الغازات تكون الرابطة بين دقائقها ضعيفة ، لذلك فإن جزيئات الغاز حرة الحركة . وبالتالي فإنها غير ثابتة مكانياً في الفراغ الذي يشغله الغاز ، كما أن الغاز ينتشر دوماً بحيث يحتل كل الفراغ الخاص بالوعاء الموجود فيه الغاز . وهكذا نجد أن الدقائق هنا غير متراصة ، وبالتالي الجسم الغازي يتصف بقابلية الانضغاط وبالتأثير الكبير بتغيرات درجة الحرارة .

كما أن للأجسام السائلة بنية تتوسط بين الأجسام الصلبة والغازات ، فالجسم السائل يشبه الجسم الصلب من حيث أن له حجماً معيناً ، كما يشبه الغاز في أنه يأخذ شكل الوعاء الذي يوضع فيه ، كما هو الحال عند الغازات الذي تتحرك جزيئته أو ذراته في جميع الاتجاهات وأكثر حرية من جزيئات الجسم الصلب الذي لا تتحرك دقائقه سوى حركة محددة ، نستنتج من ذلك أيضاً أن جزيئات السوائل تنتشر في الأوساط ببطء بالمقارنة مع انتشار جزيئات الغاز ، ويعود سبب الانتشار السريع في حالة الغاز إلى الطاقة الحركية لدقائق الغاز وقلة الاصطدامات بينها ، أما في السوائل فإن كثرة الاصطدامات تعوق ذلك.

و تعود معظم الفروق بين حالات المادة إلى طبيعة الرابطة بين دقائقها. وكما نعلم أن هذه الرابطة تتأثر بدرجة كبيرة بكل من درجة الحرارة والضغط فعندما تكون درجة الحرارة منخفضة جداً ، تكون دقائق الجسم متوضعة بأشكال هندسية منتظمة ، كما هو الحال في الجسم الصلب .

وفي حال رفع درجة حرارة الجسم ، فإن ذلك يؤدي إلى زيادة سعة الاهتزاز الذي يضعف هذه الروابط بحيث تستطيع دقائق الجسم الانتقال والقيام بحركات اهتزازية ودورانية ، لكنها تبقى في تماس دائم مع بعضها البعض (الحالة السائلة) ، وفي حالة الاستمرار في رفع درجة الحرارة نلاحظ أن الاهتزازات الناتجة عن ذلك تبدو ملموسة لدرجة تصبح فيها الجسيمات عملياً مستقلة عن بعضها البعض وهي تمثل الحالة الغازية للمادة .

1.8 الحالة الغازية

يوجد اختلاف بين الغازات فيما يتعلق بتركيب وعدد ذرات الغاز . فنجد مثلاً أن الغازات النبيلة تتكون من جزيئات تحتوي على ذرة واحدة مثل غاز الهليوم والنيون . في حين يوجد عدد من العناصر الغازية التي يتكون الجزيء فيها من ذرتين مثل الأكسجين O_2 والنتروجين N_2 ، أو ثلاث ذرات مثل ثاني أكسيد الكربون CO_2 أو الكثير من الذرات مثل النشادر NH_3 . وبعض مركبات الكربون تكون بشكل غاز في درجة الحرارة العادية مثل الميتان CH_4 ، والإيتا ن C_2H_6 والبنزن C_6H_6 .
كما يحتوي الهواء على غازات متعددة مثل الأوكسجين والنتروجين ، وكميات قليلة من بعض نواتج التفاعلات البيولوجية والصناعية لتي تطرد غازاتها في الجو .

8 - 1 - 1 ضغط الغازات

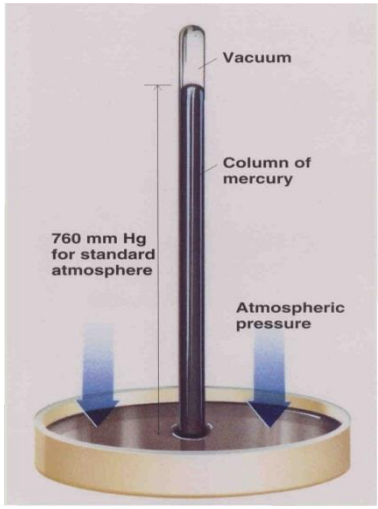
من أهم خواص الحالة الغازية قابلية الغاز للانضغاط أو التمدد . فجميع الغازات عند ضغطها يتقلص حجمها وينكمش، وعند إزالة الضغط عنها تعود إلى التمدد وزيادة الحجم .

كما يحدث عند ضغط الهواء في كرة القدم مثلاً أو إطار العربات التي تنتفخ بضغط الهواء في داخلها . ويمكن لحجم هواء مقداره مرتين أو ثلاث مرات من حجم الكرة أو الإطار أن يدفع إلى داخل كل منهما تحت ضغط.

وإذا ثقب الاطار أو الكرة فإن الهواء الفائض سيدفع للخارج . وهذا يميز جميع الغازات ، ولذلك كان على المهتم بدراسة ضغط الغاز عند دراسة الحالة الغازية دراسة الضغط الجوي .

8 – 1 - 2 الضغط الجوي

في عام 1643 قام طوريشيلي، وكان ما يزال طالباً لجاليليو، بصنع أول بارو متر ،وهو جهاز لقيس ضغط الجو ويتكون من أنبوب زجاج له فتحة واحدة في أحد طرفيه . فملأ الأنبوب بالزئبق ثم وضع فتحة الأنبوب في إناء به زئبق شكل (1.8) بحيث يكون الأنبوب عمودياً على سطح الزئبق الموجود في الإناء .



الشكل 1.8

واذا كان الأنبوب قصيراً فإن الزئبق يملأه حتى النهاية ، أما في الأنابيب الطويلة فإن الزئبق لا يملأها حتى نهايتها بل يترك فراغاً فوقه ويكون طول عمود الزئبق في هذه الحالة متناسباً مع ضغط الهواء الجوي . وأطلق على الفراغ اسم فراغ طوريشيللي.

ويعد الزئبق من المواد المناسبة للاستعمال في البارومتر لكثافته العالية ($13.6\ g/cm^3$) عند الدرجة $0\ c^0$، وهذا ما يجعل طول عمود الزئبق المساوي للضغط الجوي قصير نسبياً .

ويكون الفراغ أعلى سائل الزئبق في البارومتر محتوياً فقط على جزيئات زئبق غازية ، ويمكن اعتبار الضغط في هذا الفراغ عملياً صفر تحت معظم الظروف .

8 – 1 - 3 واحدات قياس الضغط

كان الضغط الجوي دائماً ذا تأثير هام على حجوم الغازات التي نقيسها . ولمقارنة حجوم مقاسة تحت ضغوط مختلفة فإنه يتطلب مقدار قياسي لقياسات الضغط . ولأن متوسط الضغط الجوي عند سطح البحر يكافئ عمود من الزئبق ارتفاعه 760 mm فإنه يمكن اعتبار هذا الضغط ضغط جوي قياسي ويساوي واحد جو (atm) . ويعبر عن الضغط الجوي القياسي أيضاً بواحدات أخرى كما هي في المكافئات التالية :

$$1\ atmm = 760\ mmHg = 760\ torr = 1.01325\ x10^5\ pascals\ (pa) = 14.7\ (psi)$$

ولبضع أعوام كانت هناك جهود لإحلال مصطلح مليمترات زئبق بالمصطلح تور torr (على اسم طوريشيللي) .

وكان السبب منع استخدام وحدة الطول كوحدة للضغط (الضغط = القوة لكل وحدة مساحة) ومع ذلك فقبل أن يربح التور torr الموافقة كانت قد بدأت وحدات Sl .

والآن تمت الموافقة على استخدام الباسكال كوحدة شائعة الاستخدام والباسكال الواحد ، Pa هو الضغط المبذول بواسطة قوة 1 نيوتن في المتر المربع . وقد سمي الباسكال نسبة للعلامة الفرنسي بليز باسكال Blaise Pascal الذي أجرى دراسات كثيرة للبارومتر في الأعوام التي تلت الاكتشاف .

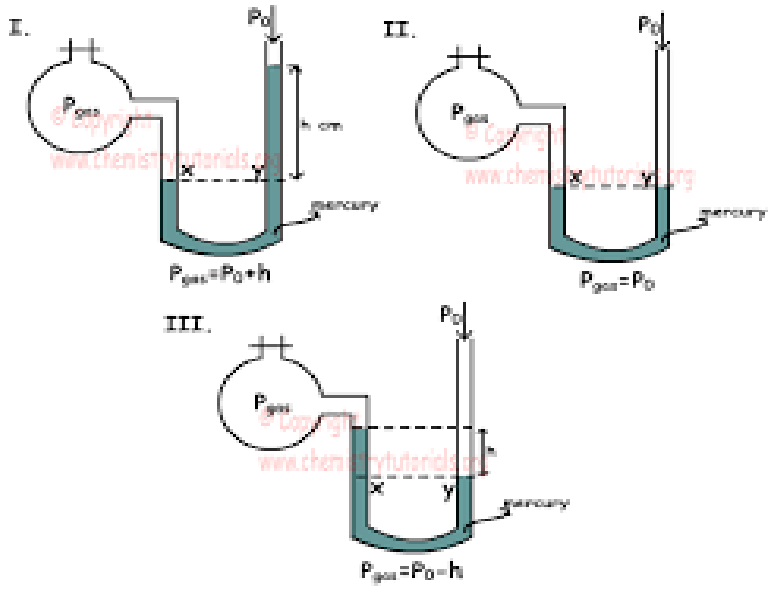
ولأن معظم البارومترات المختبرية ومقاييس الضغط الأخرى التي قيد الاستعمال مدرجة الى مليمترات فعليه سنستخدم عادة الضغط بوحدات مليمتر من الزئبق . وسنستخدم أيضا وحدة الجو ، وكذلك سنستخدم الوحدة باسكال في أية حسابات Sl .

8 – 1 – 4 قياس ضغوط الغازات

يتكون المانومتر من أنبوب على شكل حرفU يتصل أحد طرفيه بالإناء المراد قياس ضغط الغاز به بينما يتصل الطرف الآخر بالجو . ويوضع زئبق داخل الأنبوب لكي يملأ نصف ارتفاع كل من الطرفين ويقاس ضغط الغاز داخل الاناء بالفرق بين ارتفاع الزئبق في طرفي الأنبوب مضافا اليه الضغط الجوي. ويوضح الشكل (2. 8) التالي طريقة قياس ضغط الغاز .

حيث يبين المانومتر الذي له ذراع واحد للجو ويقيس الفرق بين ضغط الجو على ناحية واحدة والضغط من وعاء مقفول متصل بالطرف الآخر .

وبواسطة مانومتر ممتلئ بالزئبق يمكن أن يضاف الفرق من المستويات من الفرعين مباشرة أو يطرح من الضغط البارومتري .



الشكل 2.8

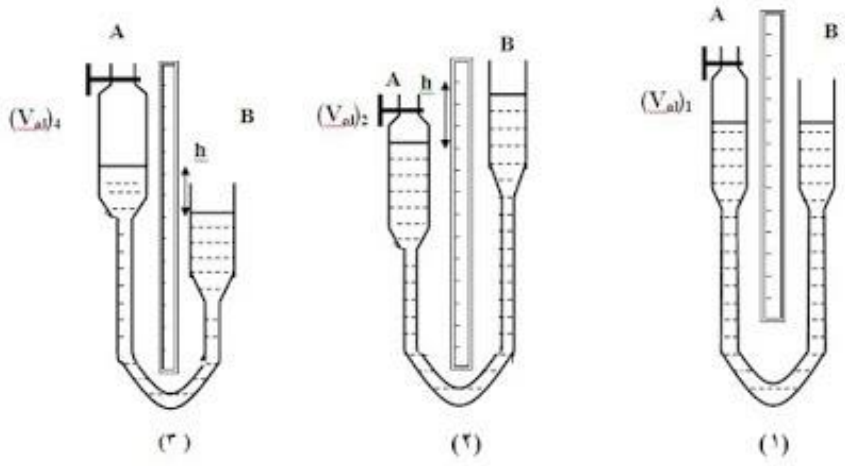
ويلاحظ أن استعمالات المانومتر تكون للضغوط الصغيرة نسبيا أما في الضغوط العالية فيمكن قياسها بصفيحة رقيقة من معدن يتمدد تحت ضغط الغاز وهذا التمدد يحرك مؤشر يتحرك على لوحة ذات تدريج تمت معايرته لقياس الضغوط العالية .

8 – 1 – 5 قوانين الغازات

قانون بويل : ينص هذا القانون على أن حجم كمية معينة من غاز يتناسب عكساً مع الضغط ، إذا بقيت درجة الحرارة ثابتة :

$$v \sim 1/p$$

وباستخدام الشكل (3.8) نجد أن جداء الضغط بالحجم يساوي مقداراً ثابتاً :



الشكل 3.8

ومعنى هذا أن $p \times v$ = مقدار ثابت ويعبر عنها رياضياً كالتالي :

$$p_1 v_1 = p_2 v_2 \quad \text{أو} \quad V_1 / v_2 = p_2 / p_1$$

وتشير قيم p_1 وv_1 الى ضغط كمية محددة من الغاز وحجمها في بداية التجربة وقيم p_2 و v_2 الى ضغط كمية الغاز نفسها وحجمها في نهاية التجربة .

8 -1 – 6 مسائل قانون الغازات

توصف الحالة الغازية بدقة إذا علمن أربع حقائق أو أربع معطيات وهي كمية الغاز (كتلة الغاز أو عدد مولاته) وحجمه وضغطه ودرجة حرارته .

وفي جميع المسائل الخاصة بالغازات يحدث تغيير بين حالة الغاز الأصلية والحالة النهائية وفي كلتا الحالتين تبقى بعض المعطيات الخاصة بالغاز ثابتة بينما تتغير أخرى .

مثال : إذا كان لدينا كمية من غاز m لها حجم وضغط أولي v_1 , p_1 ثم تغير الضغط إلى p_2 وبقيت درجة الحرارة وكمية الغاز ثابتة وكان المطلوب ايجاد حجم الغاز تحت الضغط الجديد . ومن المعطيات السابقة يمكن ترتيب المعطيات بين حالتين للغاز أولى وثانية وفق التالي .

	T	p	v	m	
	ثابت	(معروفة)p_1	(معروفة)v_1	ثابت	الحالة الاولى
	ثابت	(معروفة) p_2	(؟) v_2	ثابت	الحالة الثانية

ويمكن ايجاد حجم الغاز في الحالة الجديدة من قانون بويل للغازات كما في المثال التالي .

مثال 1 :

عينة من غاز وزنها 312. 0 غرام محجوزة في اناء حجمه 183 سم^3 وتحت ضغط 740 ملمتر زئبقي . لوحظ أن حجم العينة تغير وأصبح 116 سم^3 تحت تأثير ضغط جديد p_2 ، وبما أنه لا يوجد تسريب في الجهاز وأن درجة الحرارة ثابتة يمكن حساب الضغط الجديد p_2 كما يلي . نسجل المعطيات في الحالة الاولى والثانية كما في الجدول .

	T	v	p	m	
	ثابت	183 cm^3	740 mm	ثابت	الحالة الاولى
	ثابت	116 cm^3	p_2	ثابت	الحالة الثانية

نظراً الى ثبات كمية الغاز ودرجة حرارته وتغيير حجمه وضغطه فإننا نستعمل قانون بويل لإيجاد ضغطا لغاز

القانون $p_1 . v_1 = p_2 . v_2$ وبالتالي $p_2 = p_1 \times v_1 / v_2$

ومنه $p_2 = 740 \text{ mm} \times \frac{183 \text{ Cm}^3}{116 \text{ Cm}^3} = 1167 \text{ mmHg}$

واضح أن p_2 أكبر من p_1 هذا ما ادى إلى ان v_2 أصغر من v_1 وهو جوهر قانون بويل .

8 – 1 – 7 تأثير درجة الحرارة على حجم الغاز

قانون شارلس

بينت التجربة أنه إذا وضعنا كمية من غاز في إناء مقفل وجعلنا ضغط الغاز ثابتاً فإننا نجد أن حجم الغاز يتغير بتغيير حرارته . وقد وضع شارلس قانوناً يعبر عن العلاقة بين حجم الغاز ودرجة حرارته ينص على الاتي .

إن حجم كتلة معينة من غاز تتناسب طردياً مع درجة الحرارة المطلقة إذا كان ضغطه ثابتاً . ويمكن التعبير عنه رياضياً كما يلي :

$$V \sim T$$

ومن ذلك يتضح أن العلاقة V / T تمثل مقداراً ثابتاً ونستطيع أن نضعها بصورة عامة كما يلي :

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad \text{أو} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

مثال 2 :

لدينا كمية من غاز ثابتة وضغطها ثابت ويتغير كلاً من حجمها ودرجة حرارته . نضعها في جدول وفق التالي .

p	T	v	m
ثابت	328 K	120 ml	ثابت حالة أولى
ثابت	T_2	60 m l	ثابت حالة ثانية

المطلوب ايجاد درجة الحرارة T_2 ولايجاد درجة الحرارة نطبق قانون شارلس

$$T_2 = T_1 \times \frac{V_2}{V_1} \quad \text{أو} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$= 328 \times \frac{60 \text{ ml}}{120 \text{ ml}} = 164 \text{ K}$$

8- 1 - 8 علاقة الضغط بدرجة الحرارة

قانون غاي لوساك

عند ثبات حجم كمية من غاز فإن ضغطه يتناسب طردياً مع درجة حرارته المطلقة. ونلمس هذه العلاقة في الحياة اليومية فإطار السيارة يزداد ضغط الهواء فيه بعد رحلة طويلة وفي يوم حار حركة الإطار من شأنها أن تزيد من حرارة الهواء داخله وهذا يزيد من ضغطه .

إن العلاقة بين الضغط ودرجة الحرارة عند حجم ثابت اكتشفت من قبل أكثر من عالم أهمهم جاي لوساك . لذلك سمي باسمه وينص على أن ضغط كتلة من غاز تتناسب طردياً مع درجة الحرارة المطلقة بثبات حجمه .

ويمكن وضع العلاقة في صيغة رياضية كما يلي : $P \sim T$ أو $P / T = K$
حيث k مقدار ثابت ويكتب هذا التعبير بطريقة مكافئة كما يلي :

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \quad \text{أو} \quad \frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

مثال 3 :

ليكن لدينا كمية من غاز الميتان ضغطه 30.0 psi عند الدرجة $25\ C^0$ ما هو ضغط الغاز الجديد اذا ارتفعت درجة الحرارة الى $85\ C^0$.

نطبق قانون غاي لوساك فنجد :

$$P_2 = p_1 \times \frac{T_2}{T_1} = 44.7 \text{ psi} \times \frac{358 \text{ K}}{293 \text{ K}} = 54.6 \text{ psi}$$

8 - 1 - 9 قانون أفوكادرو

وضع أفوجادرو عام 1811 قانوناً جديداً للغازات ينص على(يتساوى عدد جزيئات الغازات عند تساوي حجومها وضغوطها ودرجة حرارتها)

وبناء على القانون نلاحظ أن لتراً واحداً من النتروجين يحتوي على عدد مساو لجزيئات لتر واحد من ثاني أكسيد الكربون اذا تساوى الضغط فيها . كما يتساوى عدد الجزيئات مع حجم مماثل من غاز أخر تحت ظروف متشابهة من الضغط ودرجة الحرارة .

ولذلك تم فرض ظروف قياسية معينة عند دراسة الغازات وهي درجة حرارة الصفر C^0 0 أو (K^0 273) وضغط جوي واحد (760 mmHg) ويطلق عليها الظروف القياسية لدرجة الحرارة والضغط STP ، فإذا ذكر مثلاً أن حجم غاز النتروجين هو 3.5 L دون ذكر الضغط أو درجة الحرارة فمعنى ذلك أن ظروف الغاز قياسية STP . وتقاس كمية الغاز بعدد المولات n ، وفي درجة حرارة وضغط ثابتين يمكننا التعبير عن قانون أفوجادرو بالعلاقة :

$$V \sim n$$

أو

$$V/n = \text{ثابت}$$

$$\frac{V}{n} = 22.41 L/moL$$ وتحت ظروف قياسية تكون العلاقة التالية صحيحة

ومعنى ذلك أن حجم جزيء غرامي واحد تحت ظروف قياسية هو 22.41 L لأي غاز.

مثال 4

بلغ وزن كمية من غاز 2.2273g وكان حجمها 1.40 L ودرجة حرارتها $7\ C^0$ وضغطها 890mm Hg استخدم هذ المعطيات لحساب الوزن الجزيئي للغاز .

الحل

من المعلوم اعتماداً على قانون أفوجادرو بالغازات أن مول من الغاز يشغل حجماً قدره 22.4 L تحت ظروف قياسية واعتماداً على ذلك نكتب ما يلي :

	m	v	T	p
الحالة الاولى	2.273g	1.40 L	300 K	800mm
الحالة الثانية	m_2	22.4 L	273 K	760 mm

حيث تمثل m_2 الوزن الجزيئي للغاز .

$$m_2 = 2.273 \times \frac{22.4L}{1.4\ L} \times \frac{300\ K}{273K} \times \frac{760\ mm}{890mm} = 34.1g$$

وهو الوزن الجزيئي للغاز .

8 - 1-10 القانون العام للغازات

سبق أن ذكرنا أن الحالة الغازية يمكن وصفها بدقة في أربع معطيات. وهي كمية الغاز m وحجمه v ودرجة حرارته T وضغطه p. ولكي نعبر بدقة عن كمية الغاز نستخدم عدد المولات n بدلاً من m .

وكما وجدنا من القوانين السابقة أن حجم الغاز يتناسب طرداً مع عدد المولات ومع درجة الحرارة كما أنه يتناسب عكساً مع ضغط الغاز وللتعبير عن ذلك رياضياً نكتب ما يلي :

$V \sim nT / p$ وتتحول العلاقة من تناسب إلى مساواة بالضرب بثابت ولتكون هذه الثابتة R يطلب حسابها لاحقاً .

$V = R\, nT / p$ نسمي هذه العلاقة المعادلة العامة للغازات المثالية، ويمكن كتابتها كما يلي :

$$pv = nRT \qquad (1.8)$$

ويطلق على ثابت التناسب R بثابتة الغازات العامة .وبما أن R ثابتة في المعادلة فمعنى ذلك أننا إذا عرفنا ثلاثة معطيات مثل p , v , T فإننا نستطيع حساب الرابع وهو n . وإذا وجدت كمية ثابتة من غاز n مثلاً في حالتين من الضغط والحجم ودرجة الحرارة .

$P_1 . v_1 . T_1$ و $p_2 . v_2 . T_2$ نستطيع كتابة المعادلة .

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad \text{أو} \quad \frac{p\,v}{T} = nR = \text{ثابت}$$

واضح من العلاقة السابقة انه بمعرفة المتغيرات الخمس يمكن حساب السادس.

مثال 5

كمية من غاز الميتان حجمها 100 L، موجودة عند درجة حرارة $27\ C^0$ وضغط 700mmHg

احسب حجم الكمية نفسها عند درجة $0\ C^0$ وضغط 760 mmHg .

الحل

باستخدام القانون العام للغازات واعتبار كمية الغاز ثابتة نكتب:

$$\frac{P_1\ v_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

وبالتالي نستطيع حساب الحجم بالشروط الجديدة كما يلي :

$$V_2 = 100\ L \times \frac{700mm}{760mm} = \frac{273\ k}{300\ k} = 83.8\ L$$

8 – 1- 11 تعيين قيمة ثابتة الغازات R

تعتمد قيمة R على قيم T, v , p , n وعلى الوحدات المستخدمة لكل منها . ولنأخذ 1 مول من غاز تحت ظروف STP ونحسب قيمة R من العلاقة 1.8 فنجد أن

$$R = \frac{V\,p}{Tn} = \frac{(22.41\ L)\,(1\ atm)}{(273.15)\,(1 mol)} = 0.082057\ L.atm.k^{-1}.mol^{-1}$$

يمكن بواسطة القانون العام للغازات حسب الوزن الجزيئي للغاز فمثلا من أجل m غرام من غاز كتلته المولية M غرام يكون عدد المولات من هذا الغاز مساوياً إلى وزن الغاز بالغرام مقسوماً على كتلة المول الواحد منه أي

$$n = \frac{m}{M}$$

وبتعويض n بقيمتها في قانون الغازات العام يكون .

$$P\,v = \frac{m}{M} RT$$

أي : $M = \frac{mRT}{Pv}$ وهو الوزن الجزيئي للغاز

مثال 6

احسب الوزن الجزيئي للبنزن ، إذا علمت أن كتلة 600 ml من أبخرته عند درجة الحرارة $86\ C^0$ والضغط 462 mmHg تساوي 1.3 g .

الحل :

لحساب الوزن الجزيئي للبنزن نطبق معادلة الغاز الكامل العامة :

$$P \cdot v = n R T = \frac{m}{M} RT$$

أو

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot v}$$

نعوض كل رمز بقيمته مع الانتباه إلى الوحدات المستخدمة لأجل اختيار القيمة المناسبة للثابت R فنجد :

$$M = \frac{1.3 \times 400 \times 62\,360}{624 \times 600} = 78\ g/mol$$

8 - 1- 12 كثافة الغازات وطريقة حسابها

من المهم عند دراسة الغازات أن نهتم بدراسة كثافة الغاز ، ومن معرفة الصيغة الجزيئية لغاز يمكن حساب الوزن الجزيئي بالغرام ونعلم أن الحجم الجزيئي لأي غاز L 22.41 في ظروف STP . لذلك يمكن حساب كثافة الغاز ويعبر عنها بوحدة الغرام في اللتر .

مثال 7

احسب كثافة ثاني أكسيد النتروجين NO_2 بوحدات $g\ L^{-1}$ في ظروف STP . ثم كرر حسابها عند درجة حرارة $100\ C^0$ وتحت ضغط خمسة أمثال الضغط السابق .

الحل

في ظروف STP نعلم أن 1 مول من غاز يشغل حجم افوجادرو 22.4 L ولأن 1 مول من NO_2 يزن 46 g فإن كثافة هذا الغاز تساوي :

$$d_{NO_2} = \frac{46.0\ g\ mol^{-1}}{22.4\ L\ mol^{-1}} = 2.05\ g/L$$

ويمكننا أيضاً استخدام القانون العام للغازات لحساب الكثافة ، حيث $n = \frac{m}{\text{الوزن الجزيئي}}$

وحيث تساوي الكثافة $d = \frac{m}{V}$

$$d = p \frac{\text{الوزن الجزيئي}\ m}{0.0821} = 2.05 g\, L^{-1}$$

وبالتالي تكون الكثافة

ثم نحسب كثافة الغاز تحت الظروف الجديدة عند درجة $100C^0$ وضغط $5.00\ atm$ فنجدها

$$d = \frac{m}{V} = \frac{(5.00)(46.0)}{(373)(0.821)} = 7.51\ gL^{-1}$$

8 - 1 - 13 الحسابات الحجمية في التفاعلات الغازية

قام جاي لوساك في عام 1805 بدراسة تفاعلات الغازات . وأثبت من هذه الدراسة أنه عندما تساهم غازات في تفاعلات كيميائية ، فإن حجوم الغازات المتفاعلة وتلك الناتجة عن التفاعل (إذا) تكون فيما بينها بنسبة عددية بسيطة، شريطة أن تجري كافة القياسات في ظروف درجة الحرارة والضغط نفسها .

وأطلق على هذا القانون اسم قانون جاي لوساك للحجوم المتحدة . ولقد ساعد ذلك القانون أفوجادرو في عام 1811على وضع فرضيتة التي تقول أن حجوم الغازات المتساوية تحت ضغط ودرجة حرارة متساويين على عدد متساو من الجزيئات .

مثال 8

إذا تفاعل حجم من الهيدروجين H_2 يبلغ $10\ m^3$ مع النتروجين N_2 . فما هو حجم النتروجين N_2 المتفاعل وما هو حجم غاز النشادر NH_3 الناتج (مع العلم أن جميع الحجوم قيست تحت نفس درجة الحرارة والضغط)

الحل

نكتب معادلة التفاعل بعدد المولات والحجوم كما يلي :

N_2	+	$3H_2$	→	$2NH_3$
1 mol		3 mol		2 mol
حجم مولاري		ثلاث حجوم مولاري		حجمان مولاريان

ونظراً الى تساوي ضغط الغازات ودرجة حرارتها واعتماداً على المعادلة الموزونة نرى أن ثلاثة حجوم هيدروجين H_2 تعطي حجمين من النشادر . فإذا كان حجم الهيدروجين المتفاعل هو $10\ m^3$ أمكننا حساب حجم غاز النشادر الناتج من هذا التفاعل كما يلي :

$$V_{NH3} = 10\ m^3 H_2 \times \frac{2vol NH_3}{3vol} = 6.7\ m^3$$ حجم غاز النشادر الناتج هو

$$V_{N2} = 10\ m^3\ H_2 \times \frac{1vol\ N_2}{3vol\ H_2} = 3.3\ m^3$$ حجم غاز النتروجين المتفاعل هو

8 - 1- 14 قانون دالتون للضغوط الجزيئية

في عام 1803 درس جون دالتون ضغط خليط من الغازات التي لا تتفاعل كيميائياً فيما بينها. وقد وجد بنتيجة دراسته أن الضغط الكلي في خليط من الغازات يساوي مجموع الضغوط الجزيئية لكل غاز منفرداً مما يمكن أن يعبر عنه رياضياً كما يلي :

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3$$

حيث تمثل P_T الضغط الكلي بينما تكون P_1 و P_2 و P_3 الضغوط الجزيئية للغازات 1 و 2 و3 في الخليط . ويمكن تعريف الضغط الجزئي على أنه الضغط الذي يحدثه الغاز لو شغل الحيز منفرداً والذي تحتله جميع الغازات مع بعضها بعضاً .

وهكذا حسب هذا القانون إذا كان لدينا مزيج مؤلف من n_1 جزيء غرامي من غاز أول و n_2 جزيء غرامي من غاز ثان وكان حجم المزيج V فإن الضغط الجزئي للغاز الأول :

$$P_1 = n_1 \frac{RT}{V} \qquad 1.8$$

والضغط الجزئي للغاز الثاني :

$$P_2 = n_2 \frac{RT}{V} \qquad 2.8$$

والضغط الكلي للمزيج :

$$P_T = P_1 + P_2 = (n_1 + n_2) \frac{RT}{V} \qquad 3.8$$

وبقسمة كل من المعادلتين 1.8 و 2.8 على 3.8 يكون لدينا

$$P_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} P_T \quad , \quad P_2 = \frac{n_2}{n_1 + n2} P_T \quad .$$

ولكن نعلم أن الكسر $\frac{n_1}{n_1 + n_2}$ ما هو إلا الكسر الجزيئي X_1 للغاز

الأول وبالتالي نستطيع أن نكتب :

$$P_2 = X_2 . P_T \quad ، \quad P_1 = X_1 . P_T \quad ، \quad P_i = X_i . P_T$$

أي أن الضغط الجزئي لغاز في مزيج غازي يساوي إلى جداء كسره الجزيئي بالضغط الكلي لهذا المزيج .

8 – 1 – 15 قانون جراهم لنفاذ الغازات

ينص القانون على أن (تتناسب سرعة نفاذ غازين تناسباً عكسياً والجذر التربيعي لكثافة كل منهما) اكتشف هذا القانون توماس جراهام

ويعبر عن القانون رياضياً كما يلي :

$$\frac{r_1}{r_2} = \frac{\sqrt{d_2}}{\sqrt{d_1}}$$

حيث نجد أن r_1 , r_2 هما سرعتا نفاذ الغازين و d_1 , d_2 كثافتيهما .

مثال 9

يزن لتر واحد 1L من غاز الأكسجين 1.44 g ولتر واحد من غاز الهيدروجين يزن 0.09g تحت الظروف القياسية . بين أيهما ذا نفاذ أعلى وأحسب نسب سرعتيهما .

الحل:

$$r_{H2} = r_{O2} \times \frac{\sqrt{1.44}}{\sqrt{0.09}} = ro_2 \times \frac{1.2}{0.3} = 4ro_2$$ من القانون نجد أن

وبذلك تكون سرعة نفاذ الهيدروجين أربعة أمثال سرعة نفاذ الأكسجين .

8 – 1 – 16 الانحراف عن قوانين الغازات

بينت التجربة أن عدداً قليلاً من الغازات تسمى الغازات المثالية مثل الهليوم والهيدروجين ينطبق عليها قوانين الغازات المذكورة سابقاً دون انحراف .

أما القسم الغالب من الغازات فإنها تنحرف عن قوانين الغازات بدرجات متفاوتة لأن جزيئيها ينجذبان إلى بعضهما بعضاً . وقد لوحظ أنه كلما ا ذ داد الضغط وانخفضت درجة الحرارة فإن مدى انحراف الغاز عن قوانين الغازات يزداد .

ويعتمد مدى انحراف الغاز عن قوانين الغازات على طبيعة الغاز فنجد أن غازات الهيدروجين H_2 و الهليوم He والنتروجين N_2 والأكسجين O_2 لها انحراف قليل نظراً إلى ضعف قوى التجاذب بين جزيئتها عند الضغط العادي ودرجة الحرارة العادية .

ولكن غازات مثل الكلور Cl_2 والنشادر NH_3 تنجذب بعضها إلى بعضاً بدرجة كبيرة وبذلك يكون انحرافها كبيراً . ويختوي الجدول (1.8) على الحجوم الجزيئية لخمسة عشر غازاً .

ونلاحظ من الجدول أن مدى انحراف الغاز يقاس بالفرق بين الحجم الجزيئي للغاز والحجم المثالي له والذي يبلغ 22.4 L .

جدول 1.8

الغاز	الصيغة	الحجم الجزيئي	(L.atm)/(mol.K)	$(m^3.Pa)/(mol.K)$
مثالي		22.414	0.082057	8.3144
الهيدروجين	H_2	22.428	0.082109	8.3197
الهيليوم	He	22.426	0.082101	8.3189
النيون	Ne	22.425	0.082098	8.3186
النيتروجين	N_2	22.404	0.082021	8.3108
أول اكسيد الكربون	CO	22.404	0.082017	8.3104
اكسجين	O_2	22.394	0.081984	8.3071
ارجون	Ar	22.393	0.081981	8.3068
الكسيد النتريك	NO	22.389	0.081966	8.3052
الميثان	CH_4	22.360	0.081845	9.2930
ثاني أكسيد الكربون	CO_2	22.249	0.081845	8.2930
كلوريد الهيدروجين	HCl	22.249	0.081453	8.2533
ايثيلين	C_2H_4	22.241	0.081424	8.2503
استيلين	C_2H_2	22.19	0.08124	8.232
نشادر	NH_3	22.094	0.08087	8.194
الكلور	Cl_2	22.063	0.08076	8.183

8 -1 - 17 النظرية الحركية الجزيئية

بدأت دراسة خواص الغازات في القرن السابع عشر على يد بويل و طوريشيللي واستمرت على يد أخرين لمدة قرنين من الزمن . لقد أسهمت هذه الدراسات والتجارب المختلفة في اثبات حقائق عن الغازات كما صاحب ذلك وضع تفسير نظري لذه الحقائق

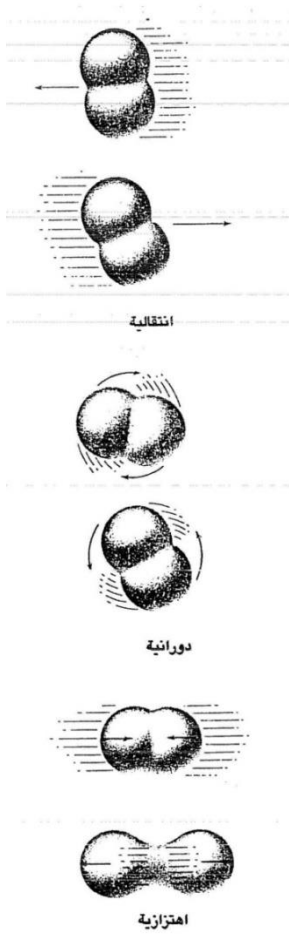
والتي تعتبر أساساً للنظرية الحركية للجزيئات التي نعتمد عليها في الوقت الحاضر عند دراستنا لخواص الغازات .

وتمثل النظرية الحركية للغازات محاولة لربط جميع التفسيرات النظرية المبنية على حركة الجزيئات وطاقتها المستمدة من نتائج التجارب العلمية على الغازات تحت ظروف مختلفة .

ويمكن تلخيص هذه النظرية فيما يلي :

- تتكون الغازات من جزيئات بعيدة عن بعضها بعضاً وتسبح في الفراغ .
- تتحرك الجزيئات بسر كبيرة وفي حطوط مستقيمة ولكن بشكل عشوائي .
- تصطدم الجزيئات فيما بينها اصطداماً مرناً ولا تفقد شيئاً من طاقتها .
- تتحرك الجزيئات بسرع مختلفة عند درجة حرارة ثابتة ولكن متوسط سرعتها يكون ثابتاً ويتغير هذا المتوسط زيادة ونقصاناً بارتفاع درجة الحرارة وانخفاضها
- يتساوى متوسط الطاقة الحركية KE أو طاقة الحركة للغازا ن A و B عند درجة حرارة معينة وازدياد كتلة احدهما m يقابلها انخفاض في متوسط سرعته V وبذلك نجد أن :

$$KE = \frac{1}{2} m_A V_A^2 = \frac{1}{2} m_B V_B^2$$



الشكل 4.8

أنواع الحركة الثلاثية لجزيئات ثنائية الذرة

وتمثل هذه النقاط الخمس أساساً هاماً يفهم به طريقة تحرك جزيئات الغازات التي تنقسم الى ثلاثة أقسام . حركة انتقالية حيث ينتقل الجزيء من نقطة إلى أخرى وحركة دورانية وفيها يدور الجزيء حول نفسه وحركة اهتزازية حين تهتز ذرات الجزيء بطريقة توافقية كما هو واضح من الشكل (4.8).

ويمكن أن نسجل حقائق عن الغازات والتفسير النظري لهذه الحقائق في الجدول التالي:

حقائق عن الغازات	التفسير النظري لهذه الحقائق
تنتشر أية كمية من الغاز في جميع أجزاء الاناء المحتوى عليه ويتسرب الغاز إلى خارج الاناء من أية فتحة أوثقب فيه ولا نستطيع رؤيته تحت المجهر	تتكون الغازات من جسيمات متناهية الصغر تسمى الجزيئات تتحرك سريعاً وبطريقة عشوائية . ويسير الجزيء في خطوط مستقيمة حتى يصطدم بجدار الإناء أو بجزيء أخر . ونظراً إلى صغر حجمه فإنه يتسرب من أي ثقب مهما كان صغيراً .
تحتل المادة في صورتها الغازية حجماً أكبر بكثير من الحجم الذي تشغله اذا تحولت الى الصورة السائلة	تكون جزيئات المادة في حالتها الغازية بعيدة عن بعضها بعضاً تحت ضغط ودرجة حرارة عادية (أي ضغط جوي ودرجة حرارة الغرفة)
يكون ضغط الغاز متساوياً في جميع الاتجاهات داخل الاناء المحتوى عليه .	ينتج ضغط الغاز داخل إناء من تصادم بلايين الجزيئات مع سطح الإناء .
عندما يقل الضغط يتمدد الغاز تلقائياً	تتحرك الجزيئات في اتجاهات عشوائية وبجاذبية قليلة فيما بينها وكلما كبر الحجم ابتعدت عن بضضها بعضاً
إذا وضعت كمية من داخل إناء مقفل وفي درجة حرارة ثابتة فإن حجمها وضغطها يظلان ثابتين دائماً .	يكون تصادم الجزيئات فيما بينها مرناً تماماً ولا يحدث نتيجة لذلك تغير في طاقتها الحركية ولكن تنخفض درجة حرارة الغاز وضغطه عند فقدان الطاقة

يبذل الغاز داخل إناء مقفل ذو حجم محدد ضغطاً ما طالما أن درجة الحرارة لم تتغير . وإذا سخن الغاز ارتفع الضغط وإذا برد الغاز انخفض الضغط .	كلما ارتفعت درجة الحرارة فإن الجزيئات تتحرك بسرعة أكثر وتصطدم بحوائط صلبة وباستمرار . وتتناسب الطاقة الحركية للجزيئات تناسباً طردياً مع درجة الحرارة المطلقة .
يقل حجم الغاز بازدياد الضغط	تقترب الجزيئات من بعضها بعضاً بازدياد الضغط
تحت ضغط مرتفع وتبريد يتحول الغاز إلى سائل	تحت ضغط عالي وفي درجة حرارة منخفضة تنجذب جزيئات الغاز إلى بعضها بعضاً لتكون سائلاً
تعتمد الطاقة الحركية لجسيم متحرك مثل كرة الجولف على كتلة الجسم وسرعته ويعبر عنها رياضياً : $KE = 1/2mv^2$ حيث KE الطاقة الحركية و m الكتلة و v السرعة	تنطبق معادلة الطاقة الحركية على جميع الأجسام المتحركة مما يجعل تطبيقها على جزيئات الغاز أمراً طبيعياً
عند درجة الحرارة نفسها تكون الغازات الكثيفة أقل نفاذاً من الغازات الخفيفة	عند ثبات درجة الحرارة تتساوى الطاقة الحركية لجميع الجزيئات وتتحرك الجزيئات الثقيلة بصورة أبطا من الجزيئات الخفيفة

2-8 الحالة السائلة

مقدمة

بـالرغم مـن أن التفـاعلات تحـدث فـي الحـالتين الغازيـة والصـلبة إلا أن معظـم التفاعلات الكيميائية تتضمن سوائل. إن التفاعلات التـي تتم فـي المختبر أو فـي المصـنع بالإضافة إلى التفاعلات التي تحدث في الطبيعة تجري عادة في الطور السائل.

وتتم معظم التفاعلات الرئيسية الهامة للنباتات الحية والحيوانات فـي السـائل الأكثر شيوعاً وهو الماء، لذلك سوف ندرس الحالة السائلة والخصائص التي تميزها عن حـالات المادة الأخرى .

تتميز الحالة السائلة من حيث البنية والصفات ، بأنه حالة وسطية بين الحالة الغازية العشوائية ، والحالة المنتظمة الصلبة . وتظهر الحالة السائلة تشابهاً مع الحالة الغازية لدى اقتراب درجة حرارتها من درجة الغليان ، وتشابهاً مع الحالة الصلبة ، لدى اقتراب درجة حرارتها من حرارة التجمد .

تتحـرك جزيئـات الحالـة السـائلة ، حركـة فوضـوية غير منتظمـة ، بشكل مستمر ، غير أن سرعة هذه الحركة أصغر بكثير من سرعة حركة جزيئات الحالة الغازية ، وأكبر بكثير من سرعة حركة جزيئات الحالة الصلبة .

تتميز الحالة السائلة بعدم احتفاظها بشكل ثابت ، إذ تأخذ شكل الإناء الموجودة فيه وذلك نظراً للمجال المحدود لقوى التجاذب بين جزيئاتها .

8 – 2- 1 قوى التجاذب بين الجزيئات

نقصد بقوى التجاذب بين الجزيئات قوى التجاذب بين الجزيئات المتشابهة من المادة نفسها ، لكي نكتفي بدراسة المواد المتجانسة ولا ندخل في دراسة المحاليل والمخاليط .

يحدث تبخر المواد المشتركة (ذات الروابط المشتركة) عن انفكاك جزيئات من السائل ، وذلك لأن طاقتها الحركية تتغلب على قوى التجاذب بين الجزيئي وما حوله من جزيئات على سطح السائل مما يسهل التحول الى حالة البخار ولكنها لا تتغلب على قوى الروابط المشتركة بين ذرات الجزيء نفسه.

ويمكن القول ان قوى التجاذب المقصودة هنا هي قوى فاندرفالس أو الروابط الهيدروجينية ، وتقسم قوى تجاذب فاندرفالس الى نوعين أحدهما ضعيفة وتنشأ من تحريض مؤقت لثنائية القطب .

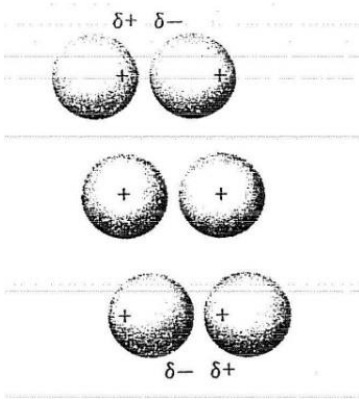
وتوجد بين جميع الجزيئات بما فيها الجزيئات غير القطبية . وهناك نوع أقوى من قوى التجاذب لفاندرفالس يحدث بين جزيئات لها ثنائية قطب دائمة .

ويطلق على هذا التجاذب بأنه من نوع ثنائي القطب الدائم . اما في الروابط الهيدروجينية فيكون له تأثير جذب قوي أكبر من الأنواع السابقة .

8 - 2 – 2 ثنائية القطب المؤقت

يؤدي اهتزاز سحابة الالكترونات حول الجزيء الى انتشارها حوله انتشارا غير منتظم ، بحيث تتزايد الشحنة السالبة في أحد جوانب الجزيء كما تتزايد الشحنة الموجبة في الجانب الآخر.

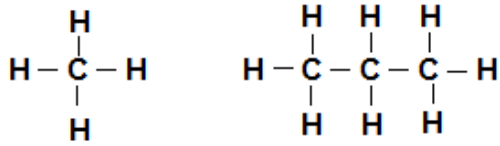
ويؤدي انجذاب الجانب السالب في جزيء الى الجانب الموجب في جزيء آخر الى ايجاد تحريض مؤقت لثنائي قطب وانجذاب بين الجزيئات كما في الشكل (5,8)



الشكل 5.8

انتشار السحابة الالكترونية انتشارا غير منتظم يؤدي الى تركيز الشحنة السالبة في جهة و الموجبة فب جهة أخرى و يحدث ذلك من أهتزاز الجزيء و يؤدي الى حث فوري لثنائية القطب .

في عام 1930 وصف فريتزلندن (Fritz London) قوى التجاذب والتي تنشأ عن هذا النوع من التحريض المؤقت . وأطلق عليها اسم قوى لندن للتجاذب والتي من شأنها أن تجعل الجزيئات غير القطبية تنجذب الى بعضها بعضا ولاسيما حينما تكون الجزيئات كبيرة لدرجة ما . فمثلا قوى لندن تؤثر في جزيء البروبان بدرجة أكبر مما يتأثر بها جزيء صغير مثل الميتان .



ميتان **بروبان**

ويحدث ذلك أيضاً لجزيئات يسهل استقطاب سحابتها الالكترونية وانتشارها مثل اليود I_2 . ولكنه لا يحدث لجزيئات صغيرة مثل الفلور F_2 ، ولذلك تنجذب جزيئات I_2 وتوجد في الحالة الجامدة ولا يحدث ذلك لجزيئات F_2 .

وتتميز الجزيئات التي تنجذب إلى بعضها بعضاً بقوى لندن بنقاط تجمد وغليان منخفضة . بينما نجد الجزيئات الصغيرة مثل CH_4 و F_2 في الالة الغازية في درجة الحرارة العادية

8 – 2 -3 التجاذب بين جزيئات ثنائيات القطب الدائم

يوجد هذا النوع من التجاذب بين الجزيئات ذات القطبية الثنائية الدائمة مثل HCl أو الماء H_2O . وتتميز سوائل هذه المركبات بأن لها نقاط غليان وكذلك نقاط تجمد أعلى من سوائل الجزيئات غير القطبية التي لها نفس حجم الجزيئات . وقد تعرضنا لذلك في الفصل الخامس.

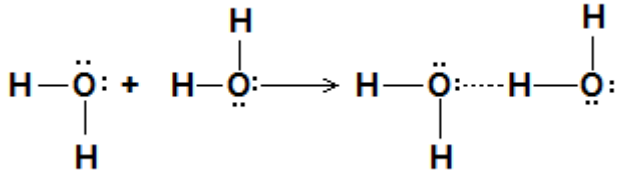
8 – 2 -4 الرابطة الهيدروجينية

لقد ذكرنا الرابطة الهيدروجينية في فصل الروابط الكيميائية كأحد أنواع الروابط المعروفة. وسنتعرف هنا على كيفية تشكل هذه الرابطة نظراً لأهميتها في دراسة الحالة السائلة للمادة ،وكذلك اثرها على درجات الغليان والتجمد للسوائل وعلى ظواهر مثل التوتر السطحي واللزوجة .

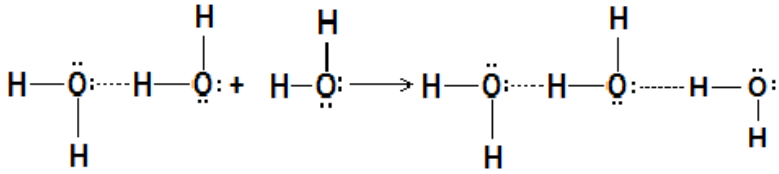
يحدث هذا الربط إذا احتوى جزيء على ذرة هيدروجين مرتبطة بذرة ذات كهرسلبية عالية ، واحتوى جزيء مجاور على ذرة ذات كهرسلبية تملك زوجاً من الالكترونات الحرة فتنجذب ذرة الهيدروجين على شكل بروتون إلى زوج الالكترونات

فـي الجـزيء المجـاور وتصـنع جسـر بـين الجـزيئين ويـؤدي ذلـك إلـى خلـق الرابطـة الهيدروجينيـة ويطلـق علـى هذه الظـاهرة الـربط الهيـدروجيني .وقد لـوحظ وجـود روابـط هيدروجينية قوية بين الجزيئـات المحتويـة علـى نتـروجين وأكسـجين وفلـور . وتـزداد قـوة الـربط الهيـدروجيني كلمـا صـغر حجـم الـذرة المانحـة لـزوج الالكترونـات ، فمـثلاً نجـد أن ذرتي النتروجين والكلور لهما قوة كهرسلبية متساوية تقريباً إلا أن ذرة النتروجين (وهي الأصغر حجماً) تعطي رابطة هيدروجينية قوية، في حين أن ذرة الكلور لا تعطي رابطـة هيدروجينية على الرغم من احتوائها على أزواج الكترونية حرة في جزيئات مثل HCl .

ويـؤثر وجـود الـربط الهيـدروجيني فـي خـواص المركبـات مثـل المـاء H_2O والنشادر NH_3 وفلور الهيدروجين HF ويؤثر في ارتفاع درجات الغليـان ونبين شكل الربط الهيدروجيني في الماء.



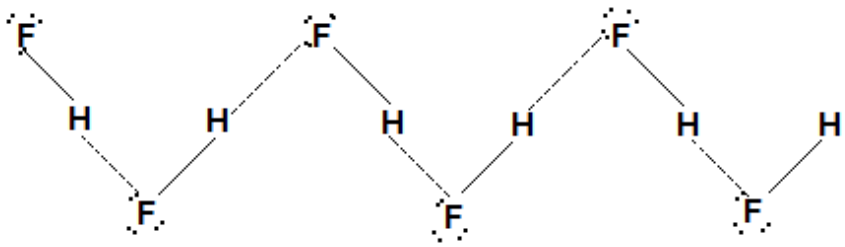
فكل جزيء ماء به ذرتا هيدروجين و ذرة أكسجين تملك زوجين من الالكترونـات التـي تسـاعد علـى انتشـار الـروابط الهيدروجينيـة فـي جميـع الاتجاهـات وهكـذا نجـد أن الجزيء المتشكل H_4O_2 يتحد بجزيء مـاء ثالث عن طريق جسر هيدروجيني ليعطـي H_6O3 كما يلي :



وقد يكون في الماء تجمعات بها أكثر من ثلاثة جزيئات ، ولكنها في تغيير مستمر نتيجة الطاقة التي تحتي عليها جزيئات الماء عن طريق روابط الهيدروجين بالصيغة العامة $(H_2O)_x$.

أما في حالة النشادر فقد أظهرت الأشعة السينية على أنها تتجمع تجمعاً يشبه تجمع جزيئات الماء كما تأكد ذلك من تعيين الوزن الجزيئي للنشادر .

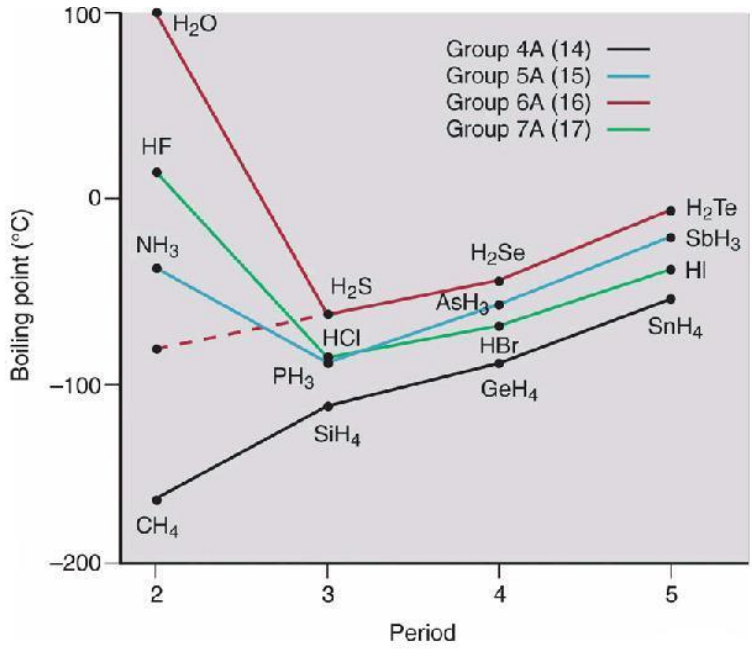
وفي حالة فلوريد الهيدروجين (HF) وجد أن انجذاب الجزيئات إلى بعضها بعضاً قوي . ويمكن قياس طول سلسلة الجزيئات قياساً دقيقاً وكذلك الزوايا بين الجزيئات وأوضاعها الفراغية بطريقة تبادلي كما في الشكل التالي .

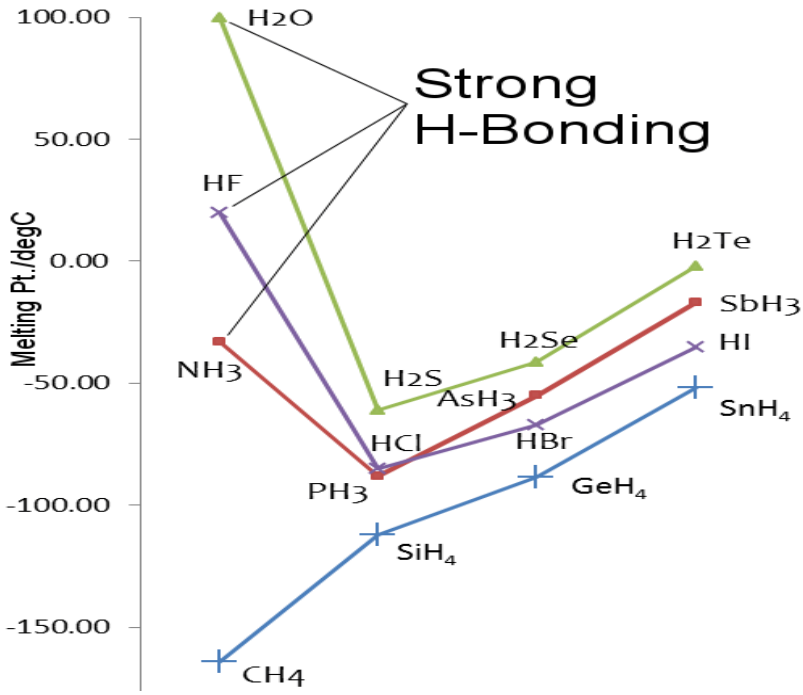


8 – 2 - 5 ملخص عن قوى التجاذب

تنعكس الاختلافات في التجاذب في اختلافات خواص الجزيئات الطبيعية مثل نقاط الانصهار والغليان . فإذا كانت قوى التجاذب كبيرة فإن نقطتي الانصهار والغليان تكونان عاليتين .

ويوضح الشكل(6,8) الفروق بين اربع مجموعات من المركبات فنجد مثلاً أن الماء يتميز بارتفاع نقطتي الانصهار والغليان بسبب قوة روابطه الهيدروجينية وشدة انجذاب جزيئاته إلى بعضها بعضاً . على حين أن الجزيئات NH_3 ، HF انجذابها أقل وكذلك نقاط انصهارها وغليانها . وبمقارنة HF و NH_3 و H_2O نجد أن خواصها مختلفة عن HCl و PH_3 و H_2S لاختلاف قوة روابطها الهيدروجينية .





الشكل 6.8

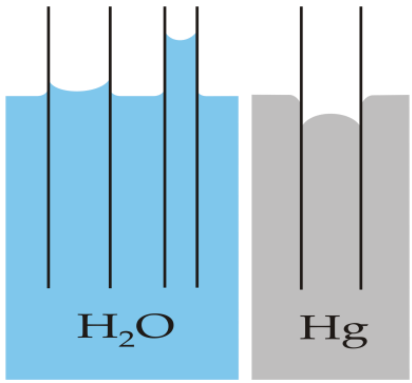
وإذا قارنا مجموعة غير قطبية بمجموعة أخرى Xe , Ne و SnH_4 , CH_4 فسنجد أنه بالرغم من أن طبيعة التجاذب في كلتيهما ناتجة من قوى لندن ، إلا أن المجموعة الأولى يكون انتشار سحابة الالكترونات حولها كروياً لذلك كانت قوى التجاذب بينها ضعيفة ،أما في المجموعة الثانية فنجد أن سحابتها الالكترونية تخلق للجزيء ثنائية قطبية . فتجعل جذب الجزيئات بينها أقوى منها في حالة الغازات النبيلة .وإذا قارنا جزيئات لتركيبات مختلفة ولكنها ذات وزن جزيئي متساوي تقريباً .

ويمكننا النظر إلى مجموعة (SnH_4 ، HI ، SbH_3 ، H_2Te) أو مجموعة (Kr ، GeH_4 , HBr ، AsH_3) فسنجد أنه من كل مجموعة أن نقاط الغليان للمواد الثلاثة المستقطبة تكون عالية وهكذا يعني أن هذه الجزيئات تتطلب طاقات حركية أكبر لتبتعد عن بعضها بعضاً .

وأخيراً نلاحظ من الشكل (6.8) السلوك المدهش للمركبات NH_3 و HF و H_2O فنقاط غليانها ونقاط انصهارها العالية بالمقارنة مع PH_3 ، HCl ، H_2S تكون بسبب الروابط الهيدروجينية القوية بين جزيئاتها .

6-2-8 اختلافات في سلوك السوائل

وجدنا أن اختلاف قوى التجاذب بين الجزيئات في السوائل يؤدي إلى فوارق في درجتي الانصهار والغليان ترتبط بهذه القوى ، وهناك خاصية للسوائل تسمى الشد السطحي . تنتج من قوة التجاذب بين الجزيئات وتجعل نقطة السائل كروية وسطحه مقعراً أو محدباً كما في الشكل (7,8) .



الشكل 7.8

وهناك قوتان تحددان شكل سطح السائل داخل أنبوب رفيع ، الأولى هي قوة التجاذب بين جزيئات السائل ويمكن تسميتها قوى **التجاذب الضامة** ، أم الثانية فتنشأ عن قوى التجاذب بين جزيئات السائل وسطح الأنبوب ويمكن تسميتها قوى **تجاذب الالتصاق** ولنرى ما يحدث في الانبوبين المملوئين بالماء والزئبق .

ففي حالة الماء نجد أن قوى تجاذب الالتصاق التي تنشأ من وجود مجموعات O--H-- هي قوية بين الماء وسطح الزجاج مما يسهل الانتشار للماء على سطح الزجاج ، ونظراً إلى أنها أقوى من قوى التجاذب الضامة فإن ذلك يؤدي إلى تقعر سطح الماء، أما في حالة الزئبق فإننا نجد أن قوى التجاذب الضامة أكبر من قوى تجاذب الالتصاق وهذا يؤدي إلى تحدب سطح الزئبق داخل الأنبوب الزجاجي .

8 - 2 -7 تحول الغاز إلى سائل

يتحول الغاز إلى سائل تحت ظروف معينة من الضغط ودرجة الحرارة ، فانخفاض درجة الحرارة يفقد الجزيئات الغازية جزءاً من طاقتها ويقلل حجم الغاز مما يجعلها متقاربة من بعضها فتزداد قوى التجاذب فيما بينها .

ويساعد ازدياد الضغط وانخفاض درجة الحرارة على اقتراب الجزيئات من بعضها بعضاً حتى نصل إلى الحالة السائلة . ولكي يتحول غاز إلى سائل فلا بدا من أن يصل إلى نقطة معينة تسمى النقطة الحرجة وتكون درجة الحرارة عند هذه النقطة هي درجة الحرارة الحرجة التي لا يمكن عند نقطة أعلى منها إسالة الغاز مما كانت كمية الضغط المطبق . كما يكون ضغط الغاز عند هذه النقطة هو الضغط الحرج .

وتختلف درجة الحرارة الحرجة والضغط الحرج اختلافاً كبيراً للغازات المختلفة . وذلك لاختلاف طبيعة الجزيئات وقوى التجاذب فيما بينها . فالمواد السهلة الإسالة مثل النشادر NH_3 وثاني أكسيد الكبريت SO_2 .

حيث تكون قوى التجاذب كبيرة ويمكن أن نجد نقطتها الحرجة بيسر ، وتختلف اختلافاً كبيراً عن الماد غير القطبية مثل H_2 و N_2 جدول (8.2). فنجد أن NH_3 و SO_2 مثلاً تستطيع أن تظل في حالة السيولة عند درجات حرارة أعلى من المواد

غير القطبية نظراً إلى قوة جذب الجزيئات لبعضها بعضاً ، وبذلك يمكن اسالتها عند درجة حرارة الغرفة باستخدام ضغوط عالية .لأما الهيدروجين والنتروجين فلا يمكن إسالتها عند درجة حرارة الغرفة مهما كان الضغط عالياً ، ويتم خفض درجة الحرارة إلى درجة الحرارة الحرجة قبل أن يتحول إلى الحالة السائلة . جدول (8. 2) .

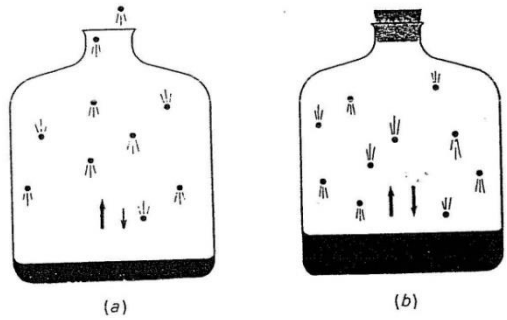
الغاز	نقطة الغليان C^0	درجة الحرارة الحرجة	الضغط الحرج
الهيدروجين	-252.8	239.9	12.8
النتروجين	-195.8	-146.9	35.5
الاكسجين	-183.0	-118.4	50.1
الميتان	-161.5	-82.6	45.4
ثاني أكسيد الكربون	(-78.5)*	31.0	72.9
البروبان	-42.1	96.8	42.0
النشادر	-33.4	132.4	11.3
فريون -12	-29.8	111.5	39.6
ثاني أكسيد الكبريت	-100	157.5	77.9
البوتان	- 0.5	152.0	37.5
الماء 2	100.0	374.2	18.3

(*) لا يوجد ثاني أكسيد الكربون في حالة سائلة عند ضغط جوي واحد وليس له نقطة غليان ، أو حتى نقطة انصهار لأنه يتسامى عند C^0 78.5-

8 - 2 -8 تبخير السوائل

حينما تكون قوى التجاذب بين الجزيئات ضعيفة أو يتم إضعافها بعامل خارجي في سائل ما ، يمكن لذه الجزيئات أن تغادر سطح السائل بسهولة لتكون البخار الذي يتجمع فوق سطح السائل مادامت درجة الحرارة تسمح بذلك كما هو واضح من الشكل (8.8) . وإذا كان الإناء مفتوحاً فإن بخار السائل يختلط بالهواء أما إذا كان الإناء مغلقاً فإن حالة من الاتزان تنشأ بين جزيئات السائل المغادر للسطح لتصير بخاراً وبين جزيئات البخار العائد إلى السائل .

وهناك سوائل سهلة التبخر مثل الكحول الإيتيلي ولكن هناك سوائل عسيرة التبخر في الدرجات العادية مثل زيوت التشحيم



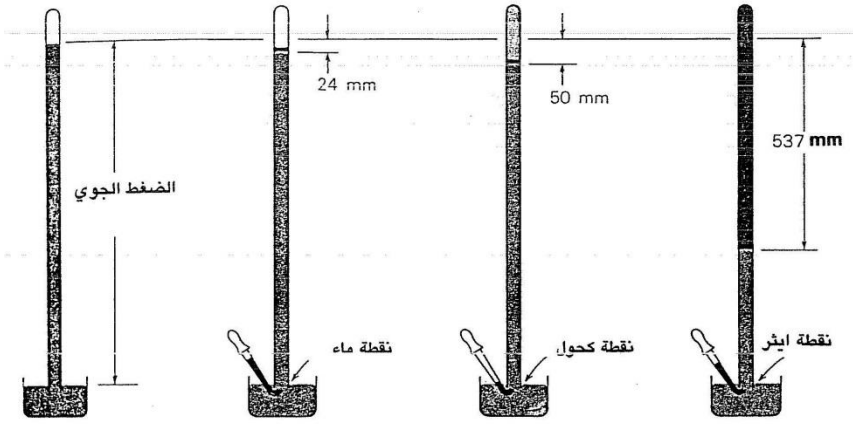
الشكل 8.8

تبخير سائل في اناء مفتوح و يخرج بخاره ليختلط بالهواء

تبخر سائل في اناء مغلق و اتزان النظام بين البخار و السائل نتيجة تشبع الاناء بالبخار أو تساوي معدل هروب جزيئات السائل و تكثيف جزيئات البخار .

8 – 2 - 9 ضغط البخار

عندما يتبخر السائل في إناء مغلق وتنشأ حالة اتزان بين الجزيئات المغادرة والجزيئات العائدة . ونجد أن حالة الاتزان تؤدي إلى ضغط ثابت للبخار عند درجة حرارة ثابتة . ومن الممكن دراسة ضغط بخار السوائل - عند درجة ثابتة من الحرارة - بادخال عينة قليلة من السائل إلى فراغ طوريشيللي . ففي حالات ضغوط الماء والكحول والاتير نجد أن ضغط الماء أقلها أما أكثرها فهو ضغط اتير الايتيل شكل (8. 9) .

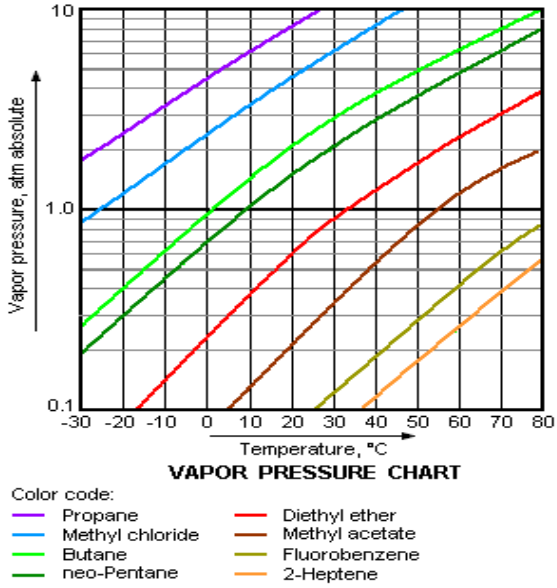


الشكل 9.8

تعين الضغوط البخارية للسوائل عند الدرجة $5\ C^0 2$ فعند ادخال نقطة من السائل داخل بارو متر فإن النقطة ترتفع إلى قمة عمود الزئبق ويتنخر جزء منها . ويصبح الفراغ أعلى الزئبق مشبعاً بسرعة أي بمعنى أن حالة الاتزان قد وجدت بين الحالتين السائلة والبخار للعينة . ويدفع الضغط الناتج من قوى البخار عمود الزئبق إلى أسفل مسافة هي قياس مباشر للضغط البخاري .

وهنا نلاحظ أن السبب هو روابط الهيدروجين التي تمنع جزيئات الماء من مغادرة سطح الماء ولذلك فإن ضغط الماء أقل من حالة ايتر الايتيل $C_2H_5OC_2H_5$. ذي الضغط الأعلى لعدم وجود روابط هيدروجينية فيه .

وفي سائل فيه روابط هيدروجينية أكثر من الماء والسوائل الأخرى كما يتضح من البنية حيث يوجد مجموعتي هيدروكسيل O--H -- في كل جزيء مما يساعد على وجود روابط هيدروجينية تجعله مختلف عن السوائل الأخرى .كما تظهر في الشكل (10.8)



الشكل 10.8

10- 2 - 8 التسخين فوق نقطة الغليان

إذا سخن سائل في إناء ذي سطح ناعم الملمس فإن الفقاقيع لا تتكون تكوناً سهلاً بل تستمر درجة حرارة السائل في الارتفاع فوق نقطة الغليان ويقال حينئذ أن السائل تعدى نقطة غليانه وغالباً ما يكون هذا السائل في حالة من عدم الاستقرار وقد يغلي فجأة ، ويسبب أخطاراً في المختبر . ولتفادي مثل هذه الأخطار توضع في السائل بعض حبات من حجر خشن أو قطع زجاج مكسور تساعده على الغليان عند نقطة غليانه العادية .

8 – 2 – 11 تجمد السوائل

يمكننا تعريف نقطة الانصهار (أو نقطة التجمد) على أنها درجة الحرارة التي توجد فيها المادة في صورتها الجامدة والسائلة في حالة توازن .

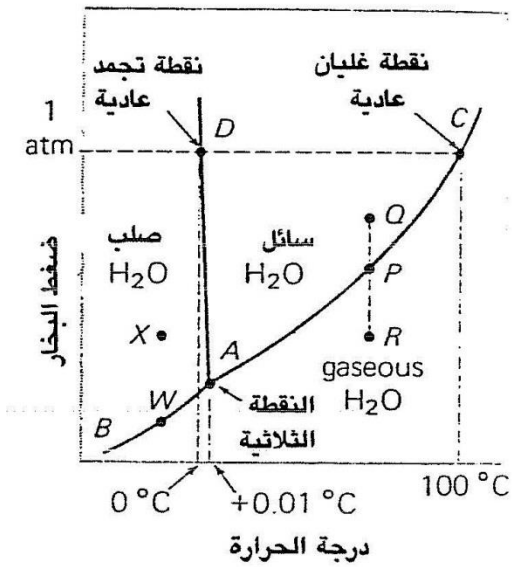
فإن حدث أن اختلفت حالة الاتزان بإضافة طاقة حرارية بتسخين النظام أو سحبها بتبريد النظام فإن احدى صورتي المادة سيكون لها الغلبة وتتحول المادة إما إلى الصورة السائلة فقط أو إلى الصورة الجامدة .

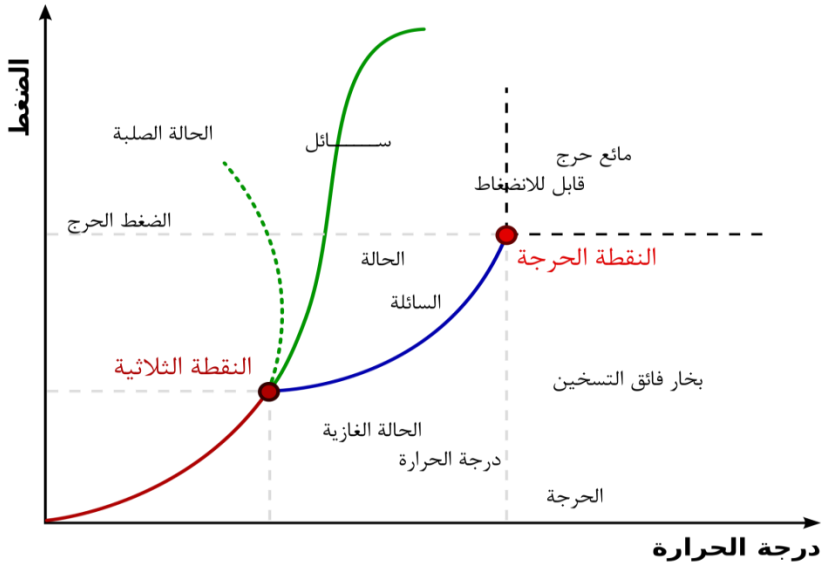
يؤثر الضغط بشكل طفيف في نقطة الانصهار ولا يمكن ملاحظته إلا عند الارتفاع الكبير في الضغط لأنه سوف يدفع حينئذ حالة الاتزان إلى صورة للمادة أقل حجماً .

فإذا كان السائل أقل حجماً من المادة الجامدة (كما يحدث بين الثلج والماء) فإننا نجد أن الارتفاع الكبير في الضغط حالة الاتزان بين الثلج والماء إلى تحول الثلج إلى ماء أي إلى انخفاض نقطة تجمد الماء .

8 - 2 -12 الأطوار الثلاثة للماء

تمثل أشكال الأطوار العلاقة بين حالات المادة في صورها المختلفة عند درجات حرارة مختلفة وتحت ضغوط مختلفة ، يوضح الشكل (11.8) أشكال الاطوار للماء في حدود ضيقة من درجات الحرارة والضغوط





الشكل 11.8

شكل الأطوار الثلاثة للماء

ويمكن أن نلاحظ من الشكل ما يلي :

1- على امتداد الخط AC يوجد اتزان بين البخار وسائل الماء

2- إذا بدأنا من النقطة P على الخط AC وجدنا أنه لو ارتفع الضغط إلى Q وبقيت درجة الحرارة ثابتة فإن بخار الماء سوف يتكثف متحولاً إلى ماء . وإذا انخفض الضغط إلى R فوق يتبخر الماء تماماً دالاً بذلك على امكانية رفع حالة الاتزان نحو البخار أو السائل عند تغير الضغط مع بقاء درجة الحرارة دون تغيير .
وإذا اخترنا نقطة مثل عند ضغط معين ودرجة حرارة ثابتة فإننا نجد أ، الطور الثابت هو الثلج عند هذه النقطة .

3- وعلى امتداد الخط AB نجد اتزاننا بين بخار الماء والثلج وتكون النقطة W مثالاً على ذلك .

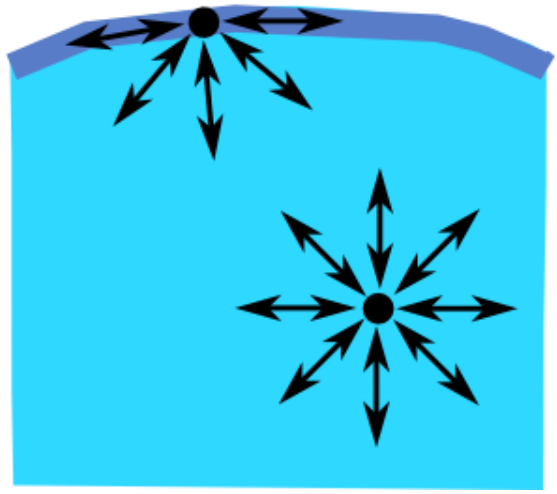
4- وعلى امتداد الخط AB يوجد اتزان بين طوري الماء والثلج وهو تقريباً عمودي على محور درجة الحرارة ويبين أن $0.0\ C^{0}$ هي نقطة انصهار الثلج تقريباً.

5- ويطلق على النقطة A بالنقطة الثلاثية تكون فيها الأطوار الثلاثة للماء في حالة اتزان .

8 – 2 - 13 التوتر السطحي

يعتبر التوتر السطحي ، إحدى الصفات المميزة للحالة السائلة والناتجة عن وجود قوى فاعلة غير متماثلة بين جزيئات سطح السائل .

تتأثر الجزيئات الواقعة في وسط السائل ، بقوى تجاذبية تبادلية متناظرة من جميع الجزيئات المتجاورة ومن جميع الجهات ، وبالتالي تكون محصلة القوى في هذه الحالة مساوية الصفر كما في الشكل (8.2 1).



الشكل 12.8

بينما تتأثر الجزيئات قرب وعلى الحدود السطحية للسائل بقوى تجاذبية غير متناظرة. حيث تكون محصلة القوى في هذه الحالة متجهه نحو الأسفل أي نحو داخل جسم السائل تميل السوائل بصورة عامة لتقليل عدد الجزيئات المتواجدة على الحدود السطحية ، لذلك يحاول كل سائل تقليص حدوده السطحية إلى أصغر حد ممكن .

يتم ذلك عندما يحصل على شكل كروي، وهذا ما نلاحظه بالفعل حيث تميل السوائل لتشكيل نقاط على شكل كروي كنقاط الماء والزئبق .

ويعرف التوتر السطحي بالقوة المؤثرة خلال سنتمتر واحد من الطول في مستوى السطح المقام للتمدد .

ويعد مقياساً للقوى بين الجزيئات التي تمارس في السوائل ، ويتعلق بدرجة الحرارة ونوع السائل .

ويتضمن الجدول التالي (3,8) قيم التوتر السطحي لبعض السوائل .

تسلسل	نوع السائل	القطبية	التوتر السطحي dyn/Cm		
			$20C^0$	60 Cm	100Cm
1	الماء	شديد القطبية	72.8	66.2	58.9
2	حمض الخل	قطبي	27.6	-	-
3	كحول الايتيل	قطبي	22.5	19.0	-
4	الهكسان	غير قطبي	18.4	-	-
5	ايتر الايتيل	قليل القطبية	17.0	-	8.0

8 - 3 الجوامد المتبلورة أو الحالة الصلبة

تتميز الجوامد بسطوحها المحددة وهذا نجده مثلاً في ملح الطعام والكوارتز والثلج كما أن أشكالها في غالب الأحيان متناظرة مما دفع العلماء إلى تصور بنيتها من ذرات أو جزيئات مرتبة ترتيباً خاصاً داخل البلورات .

8-3-1 المظهر العام للبلورات

من الصعب التنبؤ بالكيفية التي تترتب بها الجزيئات (أو الذرات أو الأيونات) داخل البلورات من مظهرها الخارجي . ويرجع سبب ذلك إلى الطريقة التي تنمو بها البلورة عند تكونها . فنجد أن بلورة تنتمي إلى المكعبات يمكن لها أثناء نموها أن تأخذ صوراً خارجية متعددة بسبب نمو البلورة تحت ظروف مختلفة .

8 - 3 -2 التشكل البلوري (أو التشابه البلوري)

تطلق هذه التسمية على البلورات المتشابهة شكلاً ولكن تركيبها الكيميائي مختلف كما في الأمثلة التالية . إلا أن نسب الذرات فيها متشابهة .

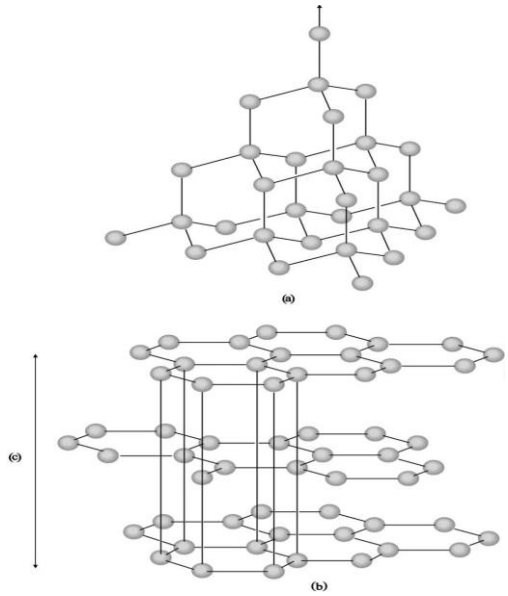
a) NaF , MgO 1: 1 c) K_2SeO_4 ، K_2SO_4 4:1:2

b) F_2O_3 ، Cr_2O_3 2:3 d) $CaCO_3$ ، $NaNO_3$ 1:1:3

إن التشابه البلوري لا يستتبع بالضرورة أن تتبلور المركبات مع بعضها من المحلول نفسه حتى لو كانت المركبات متشابهة كيميائياً مثل $NaCl$, KCl وهناك بعض المركبات تستطيع أن تتبلور في أشكال بلورية متعددة تحت ظروف مختلفة ويطلق

عليها اسم المواد ذات البلورات المتعددة مثل كربونات الكالسيوم $CaCO_3$ وثاني أوكسيد السليكون SiO_2 والكبريت S والكربون C كما نجد أن الجرافيت والماس لهما بلورات مختلفة على الرغم من أنها من الكربون .

وإذا حدث التعدد البلوري في عنصر وليس في مركب أطلق عليه اسم التأصل فتكون بلورات العنصر المختلفة متأصلة .كما يظهر في الشكل (13.8)

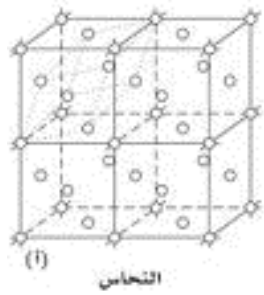


الشكل 13.8

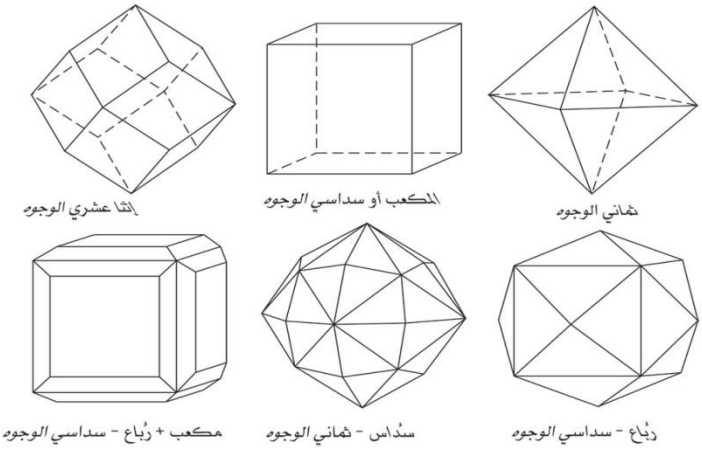
وهناك جوامد ليس لها شكل بلوري محدد مثل الزجاج ويطلق عليها الجوامد عديمة الشكل البلوري (أو الجوامد الزجاجية) وتختلف هذه الجوامد عن الجوامد البلورية بأنها ليس لها نقاط انصهار محددة إذا أنها تلين تدريجياً كلما ارتفعت درجة حرارتها .

3-3-8 خصائص البلورات

تتكون البلورات من وحدات أساسية متكررة تشكل بنية البلورة ،ولكل وحدة من هذه الوحدات الأساسية محاور ثلاثة لها أبعاد محددة وبها تترتب الذرات أو الجزيئات أو الأيونات . وللبلورات ستة أشكال هندسية مختلفة تعتمد على نظام الوحدات الأساسية فيها . وسوف نكتفي هنا بالإشارة إلى بعض البلورات المكعبة والسداسية ورباعية الوجوه وثمانية الوجوه شكل (14.8 و 15.8)



الشكل 14.8



الشكل 15.8

ونجد ترتيبا لوحدات بروميد البوتاسيوم في البلورة من دراستها بالأشعة السينية ويمكن أن نجد البلورات في المركبات الأيونية والمشتركة والفلزات .

4-3-8 البلورات في المركبات الأيونية

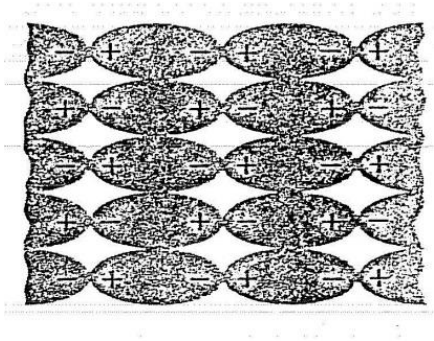
توجد مركبات المواد الجامدة ذات الروابط المشتركة في صورة جزيئات داحل بنية بلوراتها مثل Br_2 وثاني أوكسيد الكربون CO_2 والهكسان C_6H_{14} والنشادر NH_3 والكحول الايتيلي C_2H_5OH . وتتميز هذه المركبات بانخفاض نقطتي انصهارها وغليانها عما نجده في المركبات الأيونية . وعلى الرغم من أن قوة ربط جزيئات المركبات التساهمية ببعضها بعضاً ضعيفة - قوى فاندر فالس - ويمكن تحرير الجزيئات من بعضها بعضاً باستخدام طاقة حرارية قليلة أما في المركبات الأيونية فإن قوة ربط الجزيئات كبيرة ولا يمكن التغلب عليها إلا بطاقة حرارية عالية وكافية للتغلب عليها .

وهناك عدد قليل من العناصر اللافلزية مثل الكربون والسليكون وبعض المركبات مثل كربيد السليكون يوجد كل منها على شكل بلورات تترابط ذراتها بروابط مشتركة قوية من كافة الاتجاهات ويمكن أن تعد البلورة جزيء كبير جامد وقابل للكسر ونقطة انصهاره عالية .

ويوجد نوعان من بلورات العناصر أو المركبات المشتركة . النوع الأول نجد فيه الجزيئات الفردية إما لا قطبية أو قطبية ضعيفة ، وفي هذه الجوامد تحشد الجزيئات دون ترك فراغات بينها . ويكون النوع الثاني قطبياً وترتب فيه الجزيئات الفردية بحيث يتجاور الجزء الموجب من جزيء مع الجزء السالب من جزيء أخر كما نرى في الشكل (8 ، 16) .

وتختلف الجزيئات اللاقطبية أو ذات القطبية الضعيفة عن مثيلاتها القطبية في أن الاولى توجد في الحالة الغازية عند درجات الحرارة العادية مثل

CO_2 ، CO ، CH_4 أما الثانية فتوجد بصورة سائلة أو جامدة في غالب الأحيان .



الشكل 16.8

حشد جزيئات قطبية داخل بنية البلورة

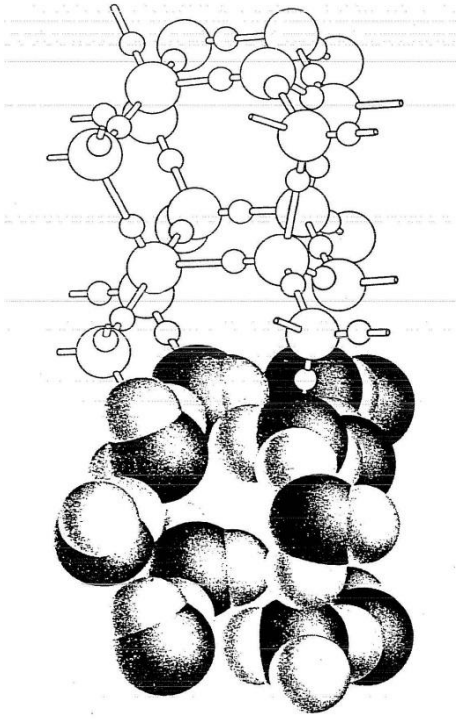
8 – 3 - 5 بنية الثلج والماء

سمح استخدام الأشعة السينية بقياس الابعاد المختلفة لجزيء الماء وبالتالي حساب حجم الجزيء الواحد حيث بلغ $15\ A^3$. والسؤال ما هو حجم مول من الماء يزن 18 g أو $6.02.\ 10^{23}$ جزيء لو حشد ت الجزيئات بجوار بعضها بعضاً وكان الجواب هو:

$$15\ A \times 6.02.\ 10^{23} \times \left(\frac{1.10^{-8}}{1A}\right) = 9\ Cm^3$$

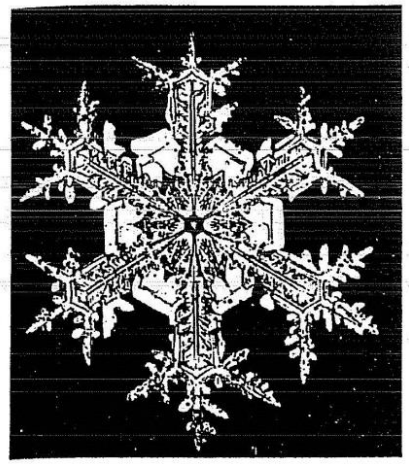
ولكن الحجم الحقيقي لمول من الماء هو $18\ cm^3$ أي ضعف حجم الجزيئات عند حشرها بجوار بعضها دون ترك فراغات بينها . ومعنى ذلك أن جزيئات الماء تترك فراغاً بينها يبلغ نصف الحجم المعروف لمول من الماء دون أن تشغله .

وتبين دراسات الأشعة السينية للثلج أن كل جزيء من الماء محاط بأربعة جزيئات مجاورة له وهذا من شأنه أن يؤدي إلى شكل سداسي يتكرر في بلورة الثلج مع ترك فراغات بين الجزيئات شكل (17,8) ويوضح الشكل (18,8) المنظر السداسي للبلورة



الشكل 17.8

ترتيب جزيئات الماء في بلورة الثلج ، فيها كل ذرة أكسجين تحيط بها (4) ذرات هيدروجين



الشكل 18.8

التناسق في ندف الثلج الذي يخلب النظر

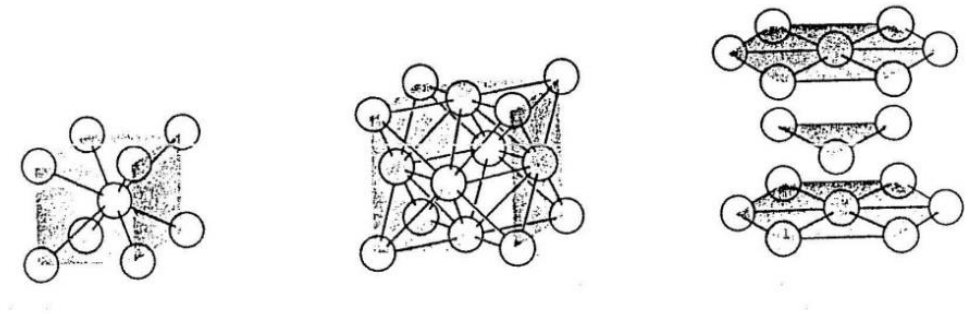
ولقد أظهرت الدراسات بالأشعة السينية أن بنية الماء تتشابه مع بنية الثلج وعندما ينصهر الثلج ويتحول إلى ماء نجد أن حجمه يقل ويشغل السائل 90 % من حجم الثلج مؤكداً التغيير في البنية الذي يصاحب تحول الثلج إلى ماء ويؤدي إلى زيادة في كثافة النظام (أي أن كثافة الماء تكون أعلى من كثافة الثلج) وهو ما يجعل الماء مختلفاً عن السوائل الأخرى الناتجة من انصهار جوامدها حيث تكون كثافة سوائلها أقل من كثافة جوامدها .

ويرجع اختلاف الماء والثلج عن غيرهما من المواد إلى وجود الروابط الهيدروجينية التي تتحطم حينما يتحول الثلج إلى ماء عند انصهاره . ومن ثم تتزايد قابلية جزيئات الماء إلى أن تحشد بالقرب من بعضها بعضاً فيؤدي ذلك إلى ازدياد في كثافة الماء ، ويستمر الازدياد في كثافة الماء حتى تصل إلى حدها الأقصى عند درجة+ $4\ C^0$. وتبلغ حينئذ $1.0g.Cm^{-3}$.

وإذا استمر تسخين الماء إلى درجات أعلى من 4 وجدنا أن كثافة الماء تقل تدريجياً ويزداد حجم الماء بسبب زيادة حركة الجزيئات التي تفوق معدل تحطم المزيد من الروابط الهيدروجينة ، أي عامل التمدد يفوق عامل الانكماش .

8 – 5-3 الجوامد الفلزية

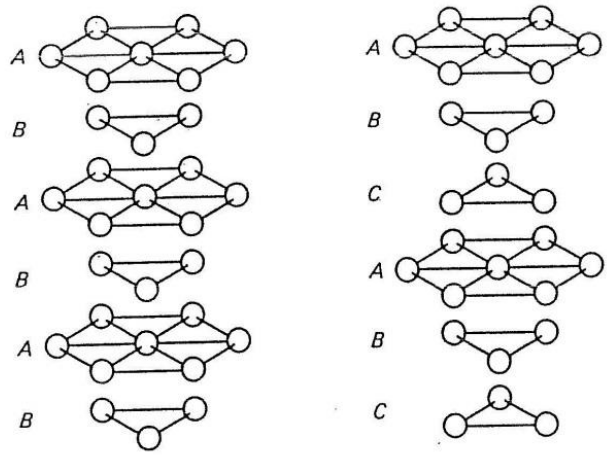
إن أبسط الجوامد هي التي تتكون من عنصر واحد حيث تترتب ذرات العنصر داخل بنية الفلز ترتيباً منتظماً يشبه ترتيب حبات البرتقال في الصندوق . ويظهر الشكل ترتيب الذرات في بنية فلز جهة اليسار مكعب به ذرة في مركز الجسم والثاني مكعب وفيه ذرة في مركز كل وجه والثالث سداسي وذراته محشودة بجوار بعضها بعضاً.



الشكل 19.8

بعض الأمثلة التي تختلف عن بعضها في ترتيب الذرات التي تنتمي إلى ثلاثة أنواع منها نوعان من المكعبات الأول توجد فيه الذرة في مركز المكعب ويطلق عليها مركزية جسم المكعب ويبلغ رقم تساندها (8) وفي الثاني توجد الذرة في مركز واجهة المكعب ويطلق عليها مركزية واجهة المكعب ويبلغ رقم التساند (12) .

ونظراً إلى تشابه رقم التساند بين النوع السداسي والمكعب ذو مركزية الواجهة . يجعل الاثنين ينتميان إلى الشكل السداسي الحشد شكل (20.8)



الشكل 20.8

طريقتان لحزم المستويات محشودة سداسياً. وعندما تتلامس المستويات فإن كل كرة تلمس ثلاثة كرات من كل من المستويين

وتعد عناصر الكروم والحديد والصوديوم والبوتاسيوم منتمية إلى فصيلة مركزية جسم المكعب . أما عناصر الألمنيوم والنحاس والفضة والذهب والبلاتين والرصاص فتنتمي إلى فصيلة مركزية واجهة المكعب وأخيراً نجد أن الكالسيوم والخارصين والمغنيزيوم تنتمي إلى الفصيلة السداسية .

وتتشابه بنية الفلزات مع بنية المواد الأيونية لأن كلتا البنيتين تتكون من أيونات أو ذرات منتظمة في جميع الاتجاهات داخل البنية وتمثل وحدة كبيرة حدودها هي حدود البلورة نفسها وربما أمكننا أن نصفها بأنها جزيء كبير الحجم .

8 - 3- 6 الخواص الفيزيائية للفلزات

للفلزات درجة توصيل حرارية وكهربائية عالية ولها بريق فلزي يشبه اللون الرمادي اللماع أو الفضي . كما أن ذراتها تحشد في بنية الفلز في ثلاثة فصائل تحشد بتناسق بحيث تكون محصلة طاقات التجاذب والتنافر في حدها الأدنى ،مما يجعل كثافتها عالية . ومن الممكن شدها في أسلاك رفيعة أو طرقها لصفائح رقيقة رغم قوة تماسكها .

8 – 3 - 7 الرابطة الفلزية والالكترونات

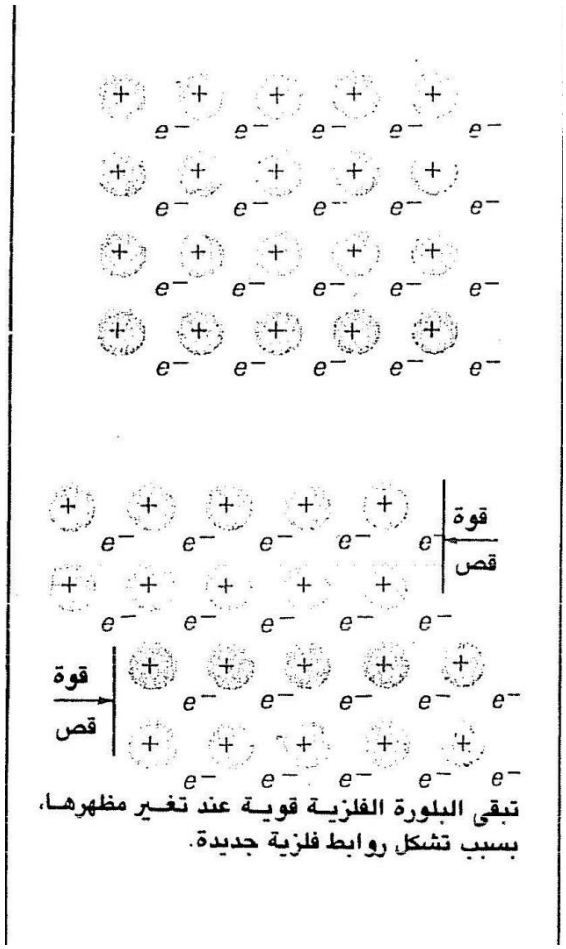
تشير الخواص الفيزيائية للفلزات إلى أن الروابط بين ذراتها ليست روابط أيونية أو روابط مشتركة . وبالرغم من أن الالكترونات الواقعة في المدار الخارجي لا يزيد عددها عل أربعة ، إلا أن كل ذرة تتجاور مع ثمانية ذرات (8) أو اثني عشر ذرة (12) ومعنى ذلك أن عدد الالكترونات أقل مما هو ضروري لعمل روابط أي نوع معروف .

ويميل الرأي إلى أن يعد الفلز ذو بنية مكونة من أيونات موجبة تحيط بها سحابة الكترونية حرة لا تشترك في ربط أيونين ربطاً دائماً ولكنها تشترك في ربط جميع الأيونات الموجبة في الوقت نفسه ،وهذه السحابة الالكترونية يطلق عليها الرابطة الفلزية.

وتختلف الرابطة الفلزية عن الروابط الأيونية والمشتركة لأنها تمنح الفلز صلابة قوية . وفي الوقت نفسه تسمح للفلز تحت ظروف معينة بتغيير شكله مثل سحبه في صورة أسلاك رفيعة أو طرقه لعمل صفيحة رقيقة .

وتعزى خاصية التوصيل الكهربائي إلى الرابطة الفلزية التي تتحرك داخل بنية المعدن تحركاً سريعاً يقارب سرعة الضوء وهذا يفسر خاصة التوصيل الحراري للفلزات.

إذا ان تسخين الفلز يساعد على رفع السحابة الالكترونية من المنطقة الساخنة إلى المنطقة الباردة في الفلز. و يظهر الشكل (21.8) الرابطة الفلزية و الالكترونات الموجودة فيها.



الشكل 21.8

تبقى البلورة قوية عند تغيير مظهرها ، بسبب تشكل روابط فلزية جديدة

8 – 3 - 8 السيراميك

السيراميك هو مادة صلبة لا عضوية وغير معدنية تحضر بتسخين مادة أو مزيج من مواد إلى درجات حرارة عالية . ومعظم المواد السيراميكية تكون ذات بنية جزيئية لكن بعضها مثل أوكسيد المغنزيوم تحوي أيونات معدنية في بنيتها .

يصنع السيراميك غالباً بتسخين الغضار الذي يحوي أكسيد الألمنيوم أو الرمل الذي يحوي أكسيد السيليكون مع مواد أخرى . ويمكن أن يصنع السيراميك بأشكال معقدة .

8 - 3 -9 خصائص السيراميك

- له نقطة انصهار وغليان مرتفعتان جداً .
- له بنية جزيئية عملاقة يحتاج إلى درجات حرارة عالية لتحطيم الروابط التشاركية القوية .
- لا ينقل التيار الكهربائي لأنه لا يحوي أيونات ولا الكترونات حرة الحركة
- لا ينقل الحرارة لعدم وجود الكترونات حرة .
- يحتفظ بمتانة في دراجات حرارة عالية فوق ($550\ C^0$) تدعى المواد التي لها هذه الخاصة بالمواد النارية.
- البنية قاسية لا يمكن خشها بسهولة لأنه من الصعب كسر الروابط التشاركية القوية في الشبكة الثلاثية الأبعاد .
- خامل كيميائياً بسبب أن الإلكترونات في الذرات لبنية السيراميك تكون مقيدة بقوة بروابط تشاركية وغير جاهزة للتفاعل.

اسئلة الفصل الثامن

1- عينة من الأكسجين تزن 1.43g و يبلغ حجمها 1.00L عند درجة حرارة 0.00^oC و ضغط يبلغ واحد جو (1 atm) ؟

1- جرتان متشابهتان تحويان على كمية متساوية من غاز النيتروجين ، فاذا كانت درجة حرارة الجرة الأولى 0^o C2 و ضغطها 3.0 atm و درجة حرارة الثانية 100^oC فكم سيكون الضغط في الجرة الثانية ؟

3- احسب حجم 0.10mol عند الضغط و درجة الحرارة القياسيين (STP) .

4- ايهما يحتوي على عدد أكبر من الجزيئات : 1L من الهيدروجين عند 740mm و 13^oC - ، أو 1L من الأكسجين عند 770mm و 27^oC ؟
و بأي كمية أكثر ؟

5- بعد أن يمتلئ هواء البالون الساخن بغازات ساخنة – هل ترتفع قوة صعود البالون اذا دفعنا هواء ساخن أكثر الى داخله حتى يحتوي البالون على هواء ساخن أكثر في نفس الحجم ؟ اشرح السبب .

6- احسب الوزن الجزيئي مركب غازي كثافته $2.05L^{-1}$ عند معدل الضغط و درجة الحرارة القياسيين (STP) .

7- احسب الوزن الجزيئي لغاز مجهول اذا كان وزن 50ml2 منه يساوي 0.5g عند الضغط و درجة الحرارة القياسيين (STP) .

8- ما حجم 3.2g من ثاني أكسيد الكبريت SO_2 عند الضغط و درجة الحرارة القياسيين (STP) .

9- كم يبلغ عدد جزيئات الأكسجين الموجودة في 1.0L من هواء يزن 1.29g و به نسبة أكسجين تبلغ 21% وزنا .

10- عينة من النتروجين تشغل 80.0ml عند درجة حرارة 25^oC و ضغط 1.00atm احسب الحجم الذي يشغله عند 50^oC و ضغط 3atm .

11- ما الحجم الذي يشغله 0.5mol من غاز الميثان عند درجة حرارة 73^oC2 و ضغط 1520torr .

12- اذا كان حجم كمية من غاز الايثان هو $200cm^3$ عند درجة حرارة 27.0^oC و ضغط 20.0psi ، أوجد الحجم عند الضغط و درجة الحرارة القياسيين (STP) .

13- احسب وزن الهيدروجين الموجود في مستودع حجمه 75L و ضغط 120atm و درجة حرارته 25^oC.

14- أجب عن الأسئلة التالية :

(أ) ما حجم الهيدروجين الذي يتحد مع 12.0g أكسجين عند الضغط و درجة الحرارة القياسيين (STP) .

(ب) ما حجم الأكسجين المتفاعل .

(ج) ما وزن الماء المتكون

(د) ما وزن الهيدروجين المتفاعل.

15- أوجد حجم الهيدروجين في ظروف (STP) الناتج من احلال 5.4g من الألمنيوم محل الهيدروجين في HCl .

16- ما الحجم الازم من الهيدروجين تحت ضغط يبلغ 0.80atm و درجة حرارة 25^oC لاختزال 0.50g من أكسيد النحاس (II) الى نحاس و ماء .

17 احسب حجم الأكسجين عند (STP) الازم ليحول بالأكسدة 11.2L اثيلين C_2H_4 الى ثاني أكسيد الكربون و ماء .

الجداول الملحقة

جدول1.A وحدات SI الأساسية

الكمية الفيزيائية	اسم الوحدة	الرمز
الطول	متر	m
الكتلة	كيلوغرام	kg
الزمن	ثانية	s
التيار الكهربائي	امبير	A
درجة الحرارة الترموديناميكية	كلفن	K
كمية المادة	مول	mol
الكثافة الضوئية	كانديلا	cd

تعريفات وحدات SI الأساسية

المتر: أطوال موجة 1650763.37 في فراغمن الخط الأحمر- البرتقالي من طيف الكريبتون

الكيلوغرام: هو كتلة من اسطوانة صنعت من سبيكة البلاتين – اريديوم و موجودة في المكتب الدولي للأوزان والقياسات في باريس

الثانية: هي مدة زمينة من 9192631770 دورة من الاشعاع المناظر للانتقال بين سويتين معينتين لذرة السيزيوم

الأمبير: هو التيار الذي عند امراره خلال السلكين الطويلين المتوازيين المنفصلين بواسطة 1 متر من الفراغ ينتج قوة بين السلكين مقدارها $2x10^{-7}$ نيوتن لكل متر من الطول

الكلفن: جزء من 1/237.16 من فرق درجة الحرارة بين الصفر المطلق و النقطة الثلاثية للماء

المول : هي الكمية من المادة التي تحتوي على عديد من الموجودات كما تكون الذرات في 0.012 كيلوغرام بالضبط من كربون 12-

كانديلا: هي الكثافة الضوئية من 1/600000 من المتر المربع لجسم أسود عند درجة حرارة تجمد البلاتين (2045k)

جدول 2.A بعض وحدات SI المشتقة و اسمائها الخاصة

الكمية الفيزيائية	اسم وحدة SI	رمز وحدة SI	تعريف وحدة SI
قوة الدفع	نيوتن	N	$kg.m.S^{-2}$
الضغ	باسكال	Pa	$kg.m^{-1}.S^{-2}(=N.m^{-2})$
الطاقة	جول	J	$kg.m^{2}.S^{-2}$
القوة	وات	W	$Kg.m^{2}.S^{-3}(=J.S^{-1})$
الشحنة الكهربائية	كولومب	C	A.S
فرق الجهد الكهربائي	فولت	V	$Kg.m^{2}.S^{-3}.A^{-1}(=J.A^{-1}.S^{-1})$
المقاومة الكهربائية	أوم	Ω	$Kg.m^{2}.S^{-3}.A^{-2}(=V.A^{-1})$
التذبذب	هرتز	Hz	S^{-1} (دورة بالثانية)

جدول 3.A الألقاب التصديرية لمضاعفات و أجزاء وجدات SI

الجزء	اللقب	الرمز	المضاعف	اللقب	الرمز
10^{-1}	deci	d	10	deka	da
10^{-2}	centi	c	10^{2}	hecto	h
10^{-3}	milli	m	10^{3}	kilo	k
10^{-6}	micro	µ	10^{6}	mega	M
10^{-9}	nano	n	10^{9}	giga	G
10^{-12}	pico	p	10^{12}	tera	T
10^{-15}	femto	f	10^{15}	peta	P
10^{-18}	atto	a	10^{18}	exa	E

جدول 4.A ثوابت فيزيائية عامة

الثابت	الرمز	القيمة	وحدات SI	وحدات CGS
سرعة الضوء في الفراغ	C	2.9979	$X10^{8}m.s^{-1}$	$X10^{10}cm.s^{-1}$
الشحنة الأولية	e	1.6022	$10^{-19}C$	$10^{-20}cm^{1/2}.g^{1/2}$
ثابت أفوغادرو	N_A	6.0220	$10^{23}mol^{-1}$	$10^{23}mol^{-1}$
وحدة الكتلة الذرية	amu[(a)]	1.6606	$10^{-27}kg$	$10^{-24}g$
كتلة الكترون مستقر	m_e	9.1095	$10^{-31}kg$	$10^{-28}g$
كتلة بروتون مستقر	m_p	1.6726	$10^{-27}kg$	$10^{-24}g$
كتلة نيوترون مستقر	m_n	1.6750	$10^{-27}kg$	$10^{-24}g$
ثابت بلانك	h	6.6262	$10^{-34}j.s$	$10^{-27}erg.s$
ثابت رايدبرج[(b)]	R_∞	1.0974	$10^{7}m^{-1}$	$10^{5}cm^{-1}$
ثابت الغاز	R	8.3144	$10^{0}\ J.K^{-1}.mol^{-1}$	$10^{7}erg.K^{-1}.mol^{-1}$
حجم غاز مولاري، STP	V_0	22.414	$10^{-2}m^{3}.mol^{-1}$	$10^{1}\ L.mol^{-1}$

[a] يستعمل رمز amu عادة في الولايات المتحدة ولكن u هو الرمز المطبق
[b] يعود رمز R_∞ لثابت رايدبرج الى الكتلة النووية اللانهاية.

جدول 5.A مكافئات SI لوحدات شائعة

الكمية الفيزيائية	اسم الوحدة	رمز الوحدة	مكافئات SI (بالضبط)
الطول	بوصة	In	$2.54x10^{-2}m$
الطول	انجستروم[(a)]	Å	$1x10^{-10}m$
الكتلة	رطل	Lb	0.45359237 kg
الضغط	جوي[(a)]	Atm	$1.01325x10^{5}$ Pa
الضغط	تور	Torr	(101,325/760)Pa
الضغط	ميليمتر زئبق	mmHg	$13.5951x980.665x10^{-2}Pa$
الطاقة	وحدة حرارية بريطانية	Btu	$1.055056x10^{3}J$
الطاقة	كيلو وات- ساعة	kWh	$3.6x10^{6}J$
الطاقة	كالوري	Cal	4.184J
النشاط(نوى نشطة اشعاعيا)	كوري[(a)]	Ci	$3.7x10^{10}\ s^{-1}$
التعرض(أشعة x أو γ)	رونتجن[(a)]	R	$2.58x10^{-4}C.kg^{-1}$

a كان استعمال هذه الوحدات مجازا لفترة زمنية محددة

جدول 6.A المكافئات (معاملات التحويل)

1m = 39.370 in.	1kg=2.2046 lb (avoirdupois)
1in. = 2.54 cm (exact)	1 lb (avoirdupois) = 453.59g
1 angstrom (Å) = $1x10^{-10}$m (exact)	1oz (avoirdupois) = 28.350g
1km = 0.62137 mi	1atm = 1.01325 x 10^5 Pa (exact)
$1m^3$=1,000 L (exact)	1atm = 760 mmHg (exact)
$1m^3$= 264.17 gal	1mmHg = 133.32 Pa
$1m^3$= 35.315ft^3	1atm = 14.696 psi
$1dm^3$ = 1L (exact)	1J= 10^7ergs (exact)
1L = 1.0567 qt (U.S.)	1J = 0.23901 cal
1 gal (U.S.) = 3.7854 L	1J = 2.7777 x 10^{-7} KW.hr
I ft^3 = 28.316 L	1eV = 1.6022 x 10^{-19} J
1mL = $1cm^3$ (exact)	1eV = 3.8293 x 10^{-20} cal
1mL = 0.061024 $in.^3$	1cal = 4.184 J (exact)
1$in.^3$ = 16.387 mL	1Btu = 1054.3 J
$^{\Delta}1\ ^oC = \Delta 1.8\ ^o F$ (exact)	1Btu = 251.98 cal

جدول 7.A الضغط البخاري للماء عند درجات حرارة مختلفة

درجة الحرارة	الضغط البخاري		درجة الحرارة	الضغط البخاري	
(^oC)	(mmH)	(kPa)	(^oC)	(mmH)	(kPa)
-10	1.95	0.260	33	37.73	5.030
-5	3.01	0.401	34	39.90	5.320
0	4.58	0.611	35	42.18	5.624
5	6.54	0.872	40	55.32	7.375
10	9.21	1.228	45	71.88	9.583
11	9.84	1.312	50	92.51	12.33
12	10.52	1.403	55	118.04	15.74
13	11.23	1.497	60	149.38	19.91
14	11.99	1.599	65	187.54	25.00
15	12.79	1.705	70	233.7	31.16
16	13.63	1.817	75	289.1	38.54
17	14.53	1.937	80	355.1	47.34
18	15.48	2.064	85	433.6	57.81
19	16.48	2.197	90	525.8	70.10
20	17.54	2.338	95	633.9	84.51
21	18.65	2.486	99.0	733.2	97.75
22	19.83	2.644	99.2	738.5	98.46
23	21.07	2.809	99.4	743.9	99.18
24	22.38	2.984	99.6	749.2	99.89
25	23.76	3.168	99.8	754.6	100.6
26	25.21	3.361	100	760.0	101.3
27	26.74	3.565	105	906.1	120.8
28	28.35	3.780	110	1074.6	143.3
29	30.04	4.005	115	1268.0	169.1
30	31.82	4.242	120	1489.1	198.5
31	33.70	4.493	125	1740.9	232.1
32	35.66	4.754	130	2026.2	270.1