



كلية العلوم

القسم : الكيمياء

السنة : الاولى

المادة : كيمياء عامة ١

المحاضرة : الثامن / نظري /

{{ مكتبة A to Z }}

مكتبة A to Z : Facebook Group

كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية

18

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 الإناء الذي يحتويها . كما أن حجمها ليس ثابتا إنما يتعلق بحجم الإناء الذي يحتويها لأن هذا الحجم للحالة الغازية قابل للتمدد والانكماش وهو من خصائص الحالة الغازية .

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

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

فجد 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 التكثف 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 عمليا 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 مترصة ويحتل كل منها مكانا محدد . بحيث أن الحركة الوحيدة التي تقوم بها الدقائق التي يتألف منها هذا الجسم هي حركة اهتزازية بسيطة في المكان المحدد الذي يحتله كل منها .
ب - تتوضع 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 ، وجزئياتها لا تحتل أمكنة ثابتة في الفراغ الذي يشغله الجسم ، وهناك بعض المواد الصلبة تنفذ عن البنية البلورية المنتظمة مثال : الزجاج والفسفور الأحمر وكثير من الدائن . ومثل هذه المواد عديمة الشكل البلوري وتصف فيها الدقائق بشكل غير منتظم مع أنها ذات قوام صلب.

وفي الغازات تكون الرابطة بين دقائقها ضعيفة ، لذلك فإن جزئيات 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 مترابطة ، وبالتالي الجسم الغازي يتصف بقابلية الانضغاط والتأثير 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 جزئياته أو ذراته في جميع الاتجاهات وأكثر حرية من جزئيات الجسم الصلب الذي لا تتحرك دقائقه سوى حركة محددة ، نستنتج من ذلك أيضاً أن جزئيات السوائل تنتشر في الأوساط ببطء بالمقارنة مع انتشار جزئيات 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 بتكوين 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 والنيتروجين 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 الميثان CH_4 ، والإيثان C_2H_6 والبنزين C_6H_6 . كما يحتوي الهواء على غازات متعددة مثل الأوكسجين والنيتروجين ، وكميات قليلة من بعض نواتج التفاعلات البيولوجية والصناعية التي تطرد غازاتها في الجو .

1-1-8 ضغط الغازات

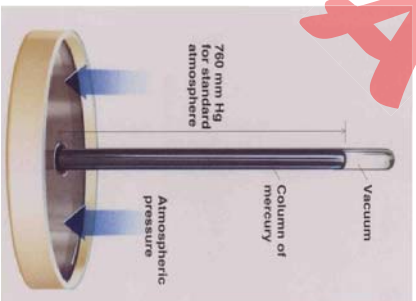
من أهم خواص الحالة الغازية قابلية الغاز للانضغاط أو التمدد . فجميع الغازات عند ضغطها ينقلص حجمها وينكمش ، وعند إزالة الضغط عنها تعود إلى التمدد وزيادة الحجم .

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

وإذا ثقب الإطار أو الكرة فإن الهواء الفاض سيذيق 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 طورشيلي، وكان ما يزال طالباً لجاليليو ، بصنع أول بارومتر ، وهو جهاز لقيس ضغط الجو ويتكون من أنبوب زجاج له قفحة واحدة في أحد طرفيه . فملأ الأنبوب بالزئبق ثم وضع قفحة الأنبوب في إناء به زئبق شكل (1.8) بحيث يكون الأنبوب عمودياً على سطح الزئبق الموجود في الإناء .



الشكل 1.8

وإذا كان الأنبوب قصيراً فإن الزئبق يملأه حتى النهاية ، أما في الأنبوب 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 طورشيلي.

وبعد الزئبق من المواد المناسبة للاستعمال في البارومتر لكثافته العالية (13.6 g/cm^3) عند الدرجة 0°C ، وهذا ما يجعل طول عمود الزئبق المساوي للضغط الجوي قصيراً نسبياً .

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

8- 1- 3 وحدات قياس الضغط

كان الضغط الجوي دائماً ذا تأثير هام على أحجام الغازات التي نقيسها . ولمقارنة أحجام 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 ويسمى واحد جو (atm) . ويعبر عن الضغط الجوي القياسي أيضاً بواحدات أخرى كما هي في المكافآت التالية :

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr} = 1.01325 \times 10^5 \text{ pascals (pa)} = 14.7 \text{ (psi)}$$

وليصح أحوام كانت هناك جهود لإحلال مصطلح مليمترات زئبق بالمصطلح تورر torr (على اسم طورشيلي) .

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

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

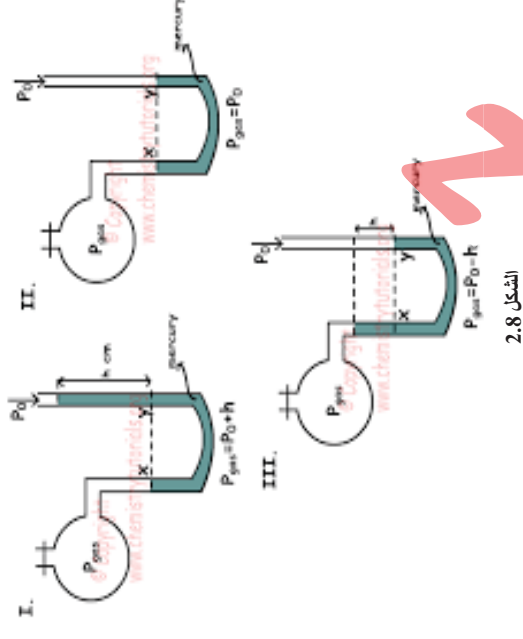
ولأن معظم البارومترات المختبرية ومقاييس الضغط الأخرى التي قيد الاستعمال مدرجة الى مليمترات فعليه سنستخدم عادة الضغط بوحدات مليمترا من الزئبق . وسنستخدم أيضا وحدة الجو ، وكذلك سنستخدم الوحدة باسكال في أية حسابات SI .

4 - 1 - 8 قياس ضغط الغازات

يتكون المانومتر من أنبوب على شكل حرف U 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 الإناء 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 ويقس الفرق بين ضغط الجو على ناحية واحدة والضغط من وعاء مقبول متصل بالطرف الآخر .

وبواسطة مانومتر ممثلئ بالزئبق يمكن أن يضاف الفرق من المستويات من الفرعين مباشرة أو بطرح من الضغط البارومتري .



الشكل 2.8

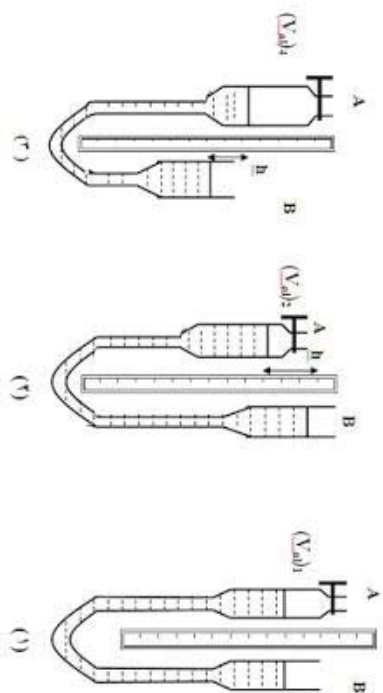
ويلاحظ أن استعمالات المانومتر تكون للضغط الصغيرة نسبيا أما في الضغط العالية فيمكن قياسها بصفيحة رقيقة من معدن يتمدد تحت ضغط الغاز وهذا التمدد يحرك مؤشر يتحرك على لوحة ذات تدريج تمت معايرته بقياس الضغط العالية.

5 - 1 - 8 قوانين الغازات

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

$$v \sim 1/p$$

وباستخدام الشكل (3.8) نجد أن جداء الضغط بالحجم يساوي مقدارا ثابتا :



الشكل 3.8

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

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

وتشير قيم p_1 و v_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 .

1-8 - 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 إيجاد حجم الغاز تحت الضغط الجديد . ومن المعطيات السابقة يمكن ترتيب المعطيات بين حالتين للغاز أولى وثانية وفق التالي .

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

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

مثال 1 :

عينة من غاز وزنها 0.312 غرام محبوزة في إناء حجمه 183 سم³ وتحت ضغط 740 ملمتر زئبقي . لوحظ أن حجم العينة تغير وأصبح 116 سم³ 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 الأولى والثانية كما في الجدول .

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

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

$$p_2 = p_1 \times v_1 / v_2 \quad \text{وبالتالي} \quad p_1 \cdot v_1 = p_2 \cdot v_2$$

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

ومنه

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

8 - 1 - 7 تأثير درجة الحرارة على حجم الغاز

قانون شارلس

بيّنت 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 الآتي .
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 مقدراً 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 .

m	v	T	p
ثابت	120 ml	328 K	ثابت
ثابت	60 ml	T_2	ثابت

المطلوب إيجاد درجة الحرارة T_2 ولإيجاد 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. ونفس 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 :

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad \text{أو} \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

مثال 3 :

ليكن لدينا كمية من غاز الميثان ضغطه 30.0 psi عند الدرجة 25°C ما هو ضغط الغاز الجديد إذا ارتفعت درجة الحرارة إلى 85°C .

نطبق قانون غاي لوساك ف نجد :

$$P_2 = P_1 \times \frac{T_2}{T_1} = 44.7 \text{ psi} \times \frac{358 \text{ K}}{293 \text{ K}} = 54.6 \text{ psi}$$

8-1-9 قانون أفوكادرو

وضع أفوجادرو عام 1811 قانوناً جديداً للغازات ينص على (يتساوى عدد

جزيئات الغازات عند تساوي حجمها وضغوطها ودرجة حرارتها)

وبناء على القانون نلاحظ أن لتراً واحداً من التتروجين يحتوي على عدد مساو

لجزيئات لتراً واحد من ثاني أكسيد الكربون إذا تساوى الضغط فيها . كما يتساوى عدد

الجزيئات مع حجم مماثل من غاز آخر تحت ظروف متشابهة من الضغط ودرجة الحرارة .

ولذلك تم فرض ظروف قياسية معينة عند دراسة الغازات وهي درجة حرارة

الصفر 0°C أو 273 K وضغط جوي واحد (760 mmHg) ويطلق عليها

الظروف القياسية لدرجة الحرارة والضغط STP ، فلذا ذكر مثلاً أن حجم غاز التتروجين

هو 3.5 L دون ذكر الضغط أو درجة الحرارة فمعنى ذلك أن ظروف الغاز قياسية STP .

ونقاس كمية الغاز بعدد المولات n ، وفي درجة حرارة وضغط ثابتين يمكننا التعبير

عن قانون أفوجادرو بالعلاقة :

$$V \sim n$$

أو

$$V/n = \text{ثابت}$$

$$\frac{V}{n} = \frac{22.4 \text{ L}}{\text{mol}} \quad \text{حيث } V \text{ هي الحجم المولاري}$$

و تحت ظروف قياسية تكون العلاقة التالية صحيحة

مثال 4

بلغ وزن كمية من غاز 2.273g وكان حجمها 1.40 L ودرجة حرارتها 7°C وضغطها 890mm Hg استخدم هذه المعطيات لحساب الوزن الجزيئي للغاز .

الحل

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

m	v	T	p
الحالة الأولى	2.273 g	300 K	800 mm
الحالة الثانية	m ₂	273 K	760 mm

حيث تمثل m₂ الوزن الجزيئي للغاز .

$$\frac{m_2}{2.273} = \frac{273}{300} \times \frac{800}{760} = 34.1 \text{ g}$$

وهو الوزن الجزيئي للغاز .

8 - 10-1 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 طردياً مع عدد المولات ومع درجة الحرارة كما أنه يتناسب عكساً مع ضغط الغاز والتعبير عن ذلك رياضياً نكتب ما يلي :

$V \sim \frac{nT}{p}$ وتتحول العلاقة من تناسب إلى مساواة بالضرب بثابت وتكون هذه الثابتة R يطلب حسابها لاحقاً .
 $V = R \frac{nT}{p}$ نسمي هذه العلاقة المعادلة العامة للغازات المثالية، ويمكن كتابتها كما يلي :

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

ويطلق على ثابت التناسب R بثابتية 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 .

$$P_1 \cdot V_1 \cdot T_1 = P_2 \cdot V_2 \cdot T_2 \quad \text{نستطيع كتابة المعادلة .}$$

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

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

مثال 5

كمية من غاز الميثان حجمها 1,00 L موجودة عند درجة حرارة 27 C⁰ وضغط 700mmHg

احسب حجم الكمية نفسها عند درجة 0 C⁰ 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 :

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

8- 11 تعيين قيمة ثابتة الغازات R

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

$$R = \frac{V p}{T n} = \frac{(22.41 \text{ L}) (1 \text{ atm})}{(273.15) (1 \text{ mol})} = 0.082057 \text{ L.atm.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

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

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

وبتعويض n بقيمتها في قانون الغازات العام يكون .

$$P V = \frac{m}{M} R T$$

$$M = \frac{m R T}{P V} \quad \text{وهو الوزن الجزيئي للغاز} \quad \text{أي :}$$

مثال 6

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

الحل :

لحساب الوزن الجزيئي للبنزن نطبق معادلة الغاز الكامل العامة :

$$P \cdot V = nRT = \frac{m}{M} RT$$

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

أو

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

$$M = \frac{1.3 \times 400 \times 62360}{624 \times 600} = 78 \text{ g/mol}$$

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 النيتروجين NO_2 بوحدة g L^{-1} في ظروف STP . ثم كرر حسابها عند درجة حرارة 100°C وتحت ضغط خمسة أمثال الضغط السابق .

الحل

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

$$d_{\text{NO}_2} = \frac{46.0 \text{ g mol}^{-1}}{22.4 \text{ L mol}^{-1}} = 2.05 \text{ g/L}$$

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

$$d = \frac{m}{V} \text{ وحيث تساوي الكثافة}$$

$$d = \frac{m}{V} = \frac{\text{الوزن الجزيئي}}{\text{الحجم}} = \frac{2.05 \text{ g L}^{-1}}{0.0821} = 25.1 \text{ g L}^{-1}$$

وبالتالي تكون الكثافة

ثم نحسب كثافة الغاز تحت الظروف الجيدة عند درجة 100°C وضغط 5.00 atm فجدها

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

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 نسبة عددية بسيطة، شريطة أن تجري كافة القياسات في ظروف درجة الحرارة والضغط نفسها.

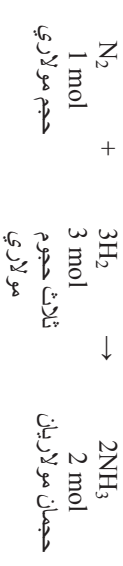
وأطلق على هذا القانون اسم قانون جاي لوساك للحجوم المتحدة، ولقد ساعد ذلك القانون أفوجادرو في عام 1811 على وضع فرضية التي تقول أن حجوم الغازات المتساوية تحت ضغط ودرجة حرارة متساويين على عدد متساو من الجزيئات.

مثال 8

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

الحل

نكتب معادلة التفاعل بعدد المولات والحجوم كما يلي:



ونظراً إلى 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:

$$V_{NH_3} = 10 \text{ m}^3 H_2 \times \frac{2 \text{ vol } NH_3}{3 \text{ vol } H_2} = 6.7 \text{ m}^3$$

حجم غاز النشادر الناتج هو 6.7 m^3

$$V_{N_2} = 10 \text{ m}^3 H_2 \times \frac{1 \text{ vol } N_2}{3 \text{ vol } H_2} = 3.3 \text{ m}^3$$

حجم غاز النيتروجين المتفاعل هو 3.3 m^3

8 - 1 - 14 قانون دالتون للضغط الجزئية

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

$$P_r = P_1 + P_2 + P_3$$

حيث تمثل P_T الضغط الكلي بينما تكون P_1 و P_2 و P_3 الضغوط الجزئية للغازات 1 و 2 و 3 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 :

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

والضغط الجزئي للغاز الثاني :

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

والضغط الكلي للمزيج :

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

وبقسمة كل من المعادلتين 1.8 و 2.8 على 3.8 يكون لدينا

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

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

الأول وبالتالي نستطيع أن نكتب :

$$P_2 = X_2 \cdot P_T \quad , \quad P_1 = X_1 \cdot P_T$$

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

8- 15 قانون جراهم لنفاذ الغازات

ينص القانون على أن (تناسب سرعة نفاذ غازين تناسباً عكسياً والجذر التربيعي لكثافة كل منهما) اكتشف هذا القانون توماس جراهم 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 كثافتهما .

مثال 9

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

الحل:

$$\frac{1.2}{\sqrt{1.44}} = \frac{4r_{O_2}}{r_{O_2} \times \sqrt{0.09}} \Rightarrow r_{O_2} = 0.3$$

وبذلك تكون سرعة نفوذ الهيدروجين أربعة أمثال سرعة نفوذ الأكسجين .

16-1 الانحراف عن قوانين الغازات

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

أما القسم الغالب من الغازات فإنها تنحرف عن قوانين الغازات بدرجات متفاوتة لأن جزيئها يجذب إلى بعضهما بعضاً . وقد لوحظ أنه كلما زاد الضغط وانخفضت درجة الحرارة قلن مدى انحراف الغاز عن قوانين الغازات بزيادة .

ويعتمد مدى انحراف الغاز عن قوانين الغازات على طبيعة الغاز فجد أن غازات الهيدروجين H_2 و الهليوم He ولتروجين N_2 والأكسجين O_2 لها انحراف قليل نظراً إلى ضعف قوى التجاذب بين جزيئها 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 . ويحتوي 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 أكسيد الكربون	CO	22.404	0.082017	8.3104
أكسجين	O ₂	22.394	0.081984	8.3071
أرجون	Ar	22.393	0.081981	8.3068
أكسيد النيتريك	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
إيثين	C ₂ H ₄	22.241	0.081424	8.2503
استيلين	C ₂ H 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

17-1.8 النظرية الحركية الجزيئية

بدأت دراسة خواص الغازات في القرن السابع عشر على يد بويل و تورشيلي واستمرت على يد آخرين لمدة قرنين من الزمن . لقد أسهمت هذه الدراسات والتجارب المختلفة في إثبات حقائق عن الغازات كما صاحب ذلك وضع تفسير نظري لهذه 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 وطاقاتها 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 خطوط مستقيمة ولكن بشكل عشوائي .
- تصطدم الجزيئات فيما بينها اصطداماً مرناً ولا تفقد شيئاً من طاقتها .
- تتحرك الجزيئات بسرعة مختلفة عند درجة حرارة ثابتة ولكن متوسط سرعتها يكون ثابتاً وتغير هذا المتوسط زيادة ونقصاناً بارتفاع درجة الحرارة وانخفاضها يتساوى متوسط الطاقة الحركية KE أو طاقة الحركة للغازان A و B عند درجة حرارة معينة وازدياد كتلة أحدهما m يقابلها انخفاض في متوسط سرعته V وبذلك نجد أن :

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



أنواع الحركة الجزيئية ثنائية الذرة

وتمثل هذه النقاط الخمس أساساً هاماً يفهم به طريقة تحرك جزيئات الغازات التي تنقسم إلى 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 و التفسير 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 أو ثقب 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 جزيء آخر . ونظراً إلى صغر حجمه فإنه يتسرب من أي ثقب مهما كان صغيراً .
تحتل المادة في صورتها الغازية حجماً أكبر بكثير من الحجم الذي تشغله إذا تحولت الى الصورة السائلة	تكون جزيئات المادة في حالتها الغازية بعيدة عن بعضها بعضاً تحت ضغط ودرجة حرارة عالية (أي ضغط جوي ودرجة حرارة الغرفة)
يكون ضغط الغاز متساوياً في جميع الاتجاهات داخل الاناء المحتوى عليه .	ينتج ضغط الغاز داخل إناء من تصادم الجالين الجزيئات مع سطح الإناء .
عندما يقل الضغط يتمدد الغاز تلقائياً	تتحرك الجزيئات في اتجاهات عشوائية وبجاذبية قليلة فيما بينها وكما كبر الحجم ابتعدت عن بعضها 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

كلما ارتفعت درجة الحرارة فإن الجزيئات تتحرك بسرعة أكثر وتصطدم بحوائط صلبة باستمرار . وتتناسب الطاقة الحركية للجزيئات تناسباً طردياً مع درجة الحرارة المطلقة .

يقل حجم الغاز بزيادة الضغط	تقترب الجزيئات من بعضها بعضاً بزيادة 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 $KE = \frac{1}{2}mv^2$ حيث KE الطاقة الحركية و m الكتلة و v السرعة	تتطبق معادلة الطاقة الحركية على جميع الأجسام المتحركة مما يجعل تطبيقها على جزيئات الغاز أمراً طبيعياً
عند درجة الحرارة نفسها تكون الغازات الكثيفة أقل نفذاً من الغازات الخفيفة	عند ثبات درجة الحرارة تتساوى الطاقة الحركية لجميع الجزيئات وتتحرك الجزيئات الثقيلة بصورة أبطأ من الجزيئات الخفيفة

2-8 الحالة السائلة

مقدمة

بالرغم من أن التفاعلات تحدث في الحالتين الغازية والصلبة إلا أن معظم التفاعلات الكيميائية تتضمن سوائل. إن التفاعلات التي تتم في المختبر أو في المصنع بالإضافة إلى التفاعلات التي تحدث في الطبيعة تجري عادة في طور السائل. وتتم معظم التفاعلات الرئيسية الهامة للنباتات الحية والحيوانات في السائل الأكثر شيوعاً وهو الماء، لذلك سوف ندرس الحالة السائلة والخصائص التي تتميزها عن حالات 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. تتحرك جزيئات الحالة السائلة، حركة فوضوية غير منتظمة، 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 طاقاتها 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 فاندر فالس أو الروابط الهيدروجينية ، وتقسم قوى تجاذب فاندر فالس الى نوعين أحدهما ضعيفة وتنشأ من تحريض مؤقت لثنائية القطب .

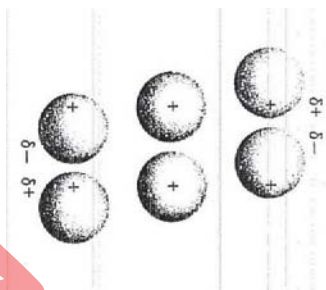
وتوجد بين جميع الجزيئات بما فيها الجزيئات غير القطبية . وهناك نوع أقوى من قوى التجاذب لفاندر فالس يحدث بين جزيئات لها ثنائية قطب دائمة .

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

8-2 2 ثنائية القطب المؤقت

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

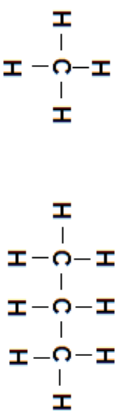
ويؤدي انجذاب الجانب السالب في جزيء الى الجانب الموجب في جزيء آخر الى ايجاد تحريض مؤقت لثنائي قطب وانجذاب بين الجزيئات كما في الشكل (5,8)



الشكل 5.8

انتشار المحالبة الالكترونية انتشار غير منتظم يؤدي الى تركيز الشحنة السالبة في جهة و الموجبة قف جهة اخرى و يحدث ذلك من اهتزاز الجزيء و يؤدي الى حقث فوري ثنائية القطب .

في عام 1930 وصف فريتز لندن (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 تتجذب 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 الميثان .



ميثان

بروبان

ويحدث ذلك أيضاً لجزيئات يسهل استقطاب سحابتها الالكترونية وانتشارها مثل اليود I_2 . ولكنه لا يحدث لجزيئات صغيرة مثل الفلور F_2 ، ولذلك تتجذب جزيئات I_2 وتوجد في الحالة الجامدة ولا يحدث ذلك لجزيئات F_2 .
وتتميز الجزيئات التي تتجذب إلى بعضها بعضاً بقوى لندن بنقاط تجمد و غليان منخفضة . بينما نجد الجزيئات الصغيرة مثل CH_4 و F_2 في الآلة الغازية في درجة الحرارة العادية

8-2-3 التجاذب بين جزيئات ثنائيات القطب الدائم

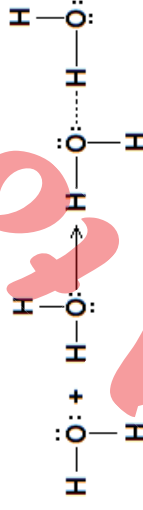
يوجد هذا النوع من التجاذب بين الجزيئات ذات القطبية الثنائية الدائمة مثل HCl أو الماء H_2O . وتتميز سوائل هذه المركبات بأن لها نقاط غليان وكذلك نقاط تجمد أعلى من سوائل الجزيئات غير القطبية التي لها نفس حجم الجزيئات . وقد تعرضنا لذلك في الفصل الخامس.

8-2-4 الرابطة الهيدروجينية

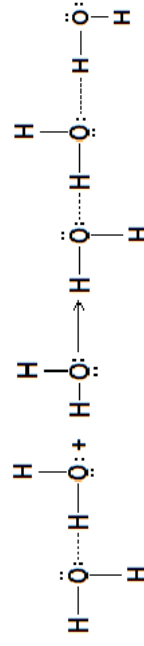
لقد ذكرنا الرابطة الهيدروجينية في فصل الروابط الكيميائية كأحد أنواع الروابط المعروفة. وستتعرف هنا على كيفية تشكل هذه الرابطة نظراً لأهميتها في دراسة الحالة السائلة للمادة، وكذلك اثرها على درجات الغليان والتجمد للسوائل وعلى ظواهر مثل التوتر السطحي واللزوجة .

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

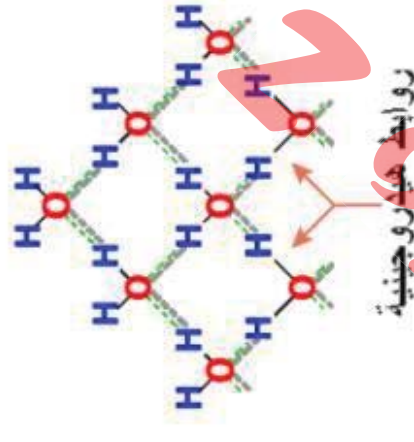
في الجزيء المجاور وتصبح جسر بين الجزيئين ويؤدي ذلك إلى خلق الرابطة الهيدروجينية ويطلق على هذه الظاهرة الرابطة الهيدروجينية. وقد لوحظ وجود روابط هيدروجينية قوية بين الجزيئات المحتوية على نثروجين وأكسجين وفلور. وتزداد قوة الربط الهيدروجيني كلما صغر حجم الذرة المانحة لزواج الإلكترونات، فمثلاً نجد أن ذرتي النثروجين والكلور لهما قوة كهربية متساوية تقريباً إلا أن ذرة النثروجين (وهي الأصغر حجماً) تعطي رابطة هيدروجينية قوية، في حين أن ذرة الكلور لا تعطي رابطة هيدروجينية على الرغم من احتوائها على أزواج الكترونية حرة في جزيئات مثل HCl. ويؤثر وجود الربط الهيدروجيني في خواص المركبات مثل الماء H_2O والنشادر NH_3 وفلور الهيدروجين HF ويؤثر في ارتفاع درجات الغليان ونقن شكل الربط الهيدروجيني في الماء.



فكل جزيء ماء به ذرتا هيدروجين و ذرة أكسجين تملك زوجين من الإلكترونات التي تساعد على انتشار الروابط الهيدروجينية في جميع الاتجاهات وهكذا نجد أن الجزيء المتشكل H_4O_2 يتحد بجزيء ماء ثالث عن طريق جسر هيدروجيني ليعطي H_6O_3 كما يلي :

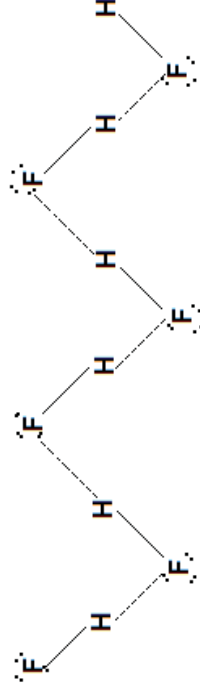


وقد يكون في الماء تجمعات بها أكثر من ثلاثة جزيئات ، ولكنها في تغيير مستمر نتيجة الطاقة التي تحتوي عليها جزيئات الماء عن طريق روابط الهيدروجين بالصيغة العامة $(H_2O)_x$.



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

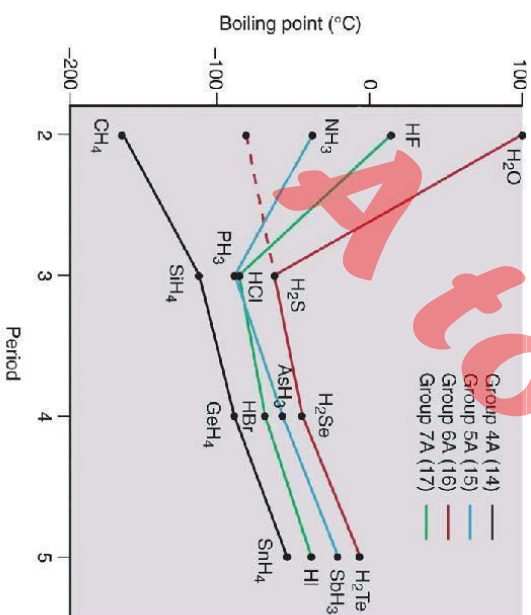
وفي حالة فلوريد الهيدروجين (HF) وجد أن التجاذب الجزيئات إلى بعضها بعضاً قوي . ويمكن قياس طول سلسلة الجزيئات قياساً دقيقاً وكذلك الزوايا بين الجزيئات وأوضاعها الفراغية بطريقة تبادل في الشكل التالي .



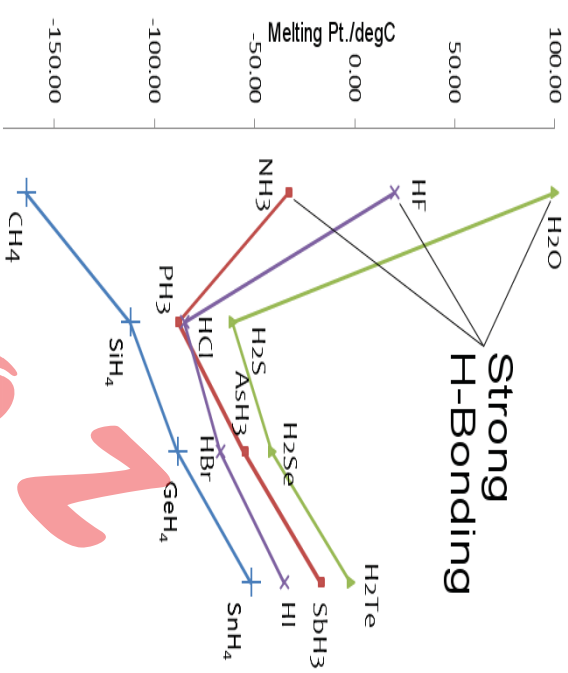
8- 5 ملخص عن قوى التجاذب

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

وبوضح الشكل (6,8) الفرق بين أربع مجموعات من المركبات فجد مثلاً أن الماء يتميز بارتفاع نقطة الانصهار والغليان بسبب قوة روابطه الهيدروجينية وشدة انجذاب جزيئاته إلى بعضها بعضاً. على حين أن الجزيئات HF ، NH_3 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.



Strong H-Bonding



الشكل 6.8

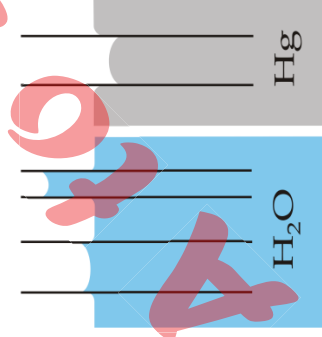
وإذا قارنا مجموعة غير قطبية بمجموعة أخرى Xe ، Ne ، SnH_4 ، CH_4 فسنجد أنه بالرغم من أن طبيعة التجاذب في كليهما ناتجة من قوى لندن، إلا أن المجموعة الأولى يكون انتشار سحابة الإلكترونات حولها كروياً لذلك كانت قوى التجاذب بينها ضعيفة، أما في المجموعة الثانية فجد أن سحابتها الإلكترونية تخلق للجزيء ثنائية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

ويمكننا النظر إلى مجموعة (H_2Te ، SbH_3 ، HI ، SnH_4) أو مجموعة (H_2Te ، SbH_3 ، HI ، SnH_4) فنجد 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 فقط غليتها 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 فتنتشاً عن قوى التجاذب بين جزيئات السائل وسطح الأنبوب ويمكن تسميتها قوى **تجاذب الالتصاق** ولنرى ما يحدث في الأنبوبين المملوئين بالماء والزئبق .

ففي حالة الماء نجد أن قوى تجاذب الالتصاق التي تنشأ من وجود مجموعات $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ 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 تنعرج سطح الماء، أما في حالة الزئبق فإننا نجد أن قوى التجاذب الضامة أكبر من قوى تجاذب الالتصاق وهذا يؤدي إلى تحذب 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 يقلل 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 بد 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 لاختلف 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 المواد غير القطبية مثل H_2 و N_2 جدول (8.2) . فنجد أن NH_3 و SO_2 مثلاً تستطيع أن تظل في حالة السائلة عند درجات حرارة أعلى من المواد

8-2 تبخير السوائل

غير القابلة نظراً إلى قوة جذب الجزيئات لبعضها بعضاً ، وبذلك يمكن اسالتها عند درجة حرارة الغرفة باستخدام ضغط عالية. أما الهيدروجين والنيتروجين فلا يمكن إسالتها عند درجة حرارة الغرفة مهما كان الضغط عالياً ، ويتم خفض درجة الحرارة إلى درجة الحرارة الحرجة قليل أن يتحول إلى الحالة السائلة. جدول (8.2).

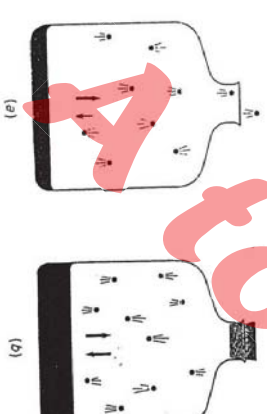
الغاز	نقطة الغليان $^{\circ}\text{C}$	درجة الحرارة الحرجة	الضغط الحرج
الهيدروجين	-252.8	239.9	12.8
النيتروجين	-195.8	-146.9	35.5
الأكسجين	-183.0	-118.4	50.1
الميثان	-161.5	-82.6	45.4
ثاني أكسيد الكربون *	(-78.5)	31.0	72.9
البروبان	-42.1	96.8	42.0
البنزين	-33.4	132.4	11.3
فريون-12	-29.8	111.5	39.6
ثاني أكسيد الكبريت	-100	157.5	77.9
البريتان	-0.5	152.0	37.5
الماء	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 $^{\circ}\text{C} -78.5$

حينما تكون قوى التجاذب بين الجزيئات ضعيفة أو يتم إضعافها بعامل خارجي في سائل ما ، يمكن لهذه 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 مغلقاً فإن بخار السائل يختلط بالهواء أما إذا كان الإناء مغلقاً فإن حالة من الاتزان تنشأ بين جزيئات السائل المغادر للسطح لتصبح بخاراً وبين جزيئات البخار العائد إلى السائل .

وهناك سوائل سهلة للتبخير مثل الكحول الإيثيلي ولكن هناك سوائل عسيرة للتبخير في الدرجات العادية مثل زيوت التشحيم



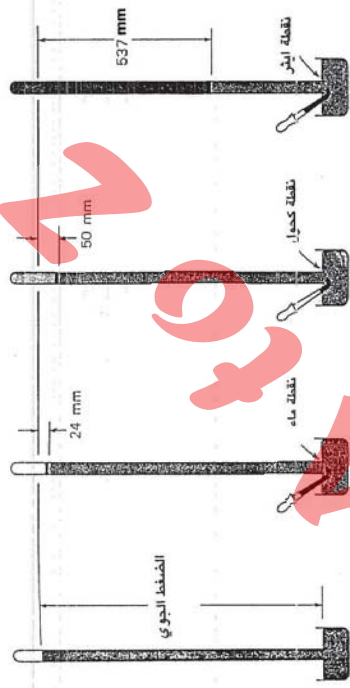
الشكل 8.8

تبخير سائل في إناء مغلق و يخرج بخاره ليختلط بالهواء

تبخير سائل في إناء مغلق و التوازن 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 يتبخّر 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 - بإدخال عينة قليلة من السائل إلى فراغ طوريشيلي . ففي حالات ضغط الماء والكحول والأتير نجد أن ضغط الماء أقلها أما أكثرها فهو ضغط أتير الإيثيل شكل (9.8) .

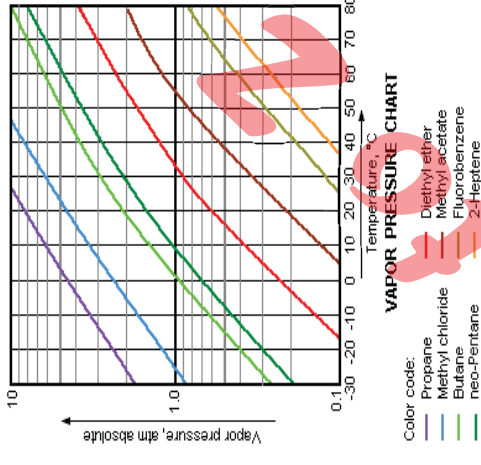


الشكل 9.8

تعين الضغوط البخارية للسوائل عند الدرجة 5°C فعند انخال نقطة من السائل داخل بارو متر فإن النقطة ترتفع إلى قمة عمود الزئبق ويتنخر جزء منها . ويصبح الفراغ أعلى الزئبق مشعباً بسرعة أي بمعنى أن حالة الاتزان قد وجدت بين الحالتين السائلة والبخار للعين . ويقع 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 إثير الإيثيل $\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5$. 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

8-2-10 التسخين فوق نقطة الغليان

إذا سخن سائل في إناء ذي سطح ناعم الملمس فإن الفقائيع 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 تساعد على الغليان عند نقطة غليانه العادية .

11 - 2 - 8 تجمد السوائل

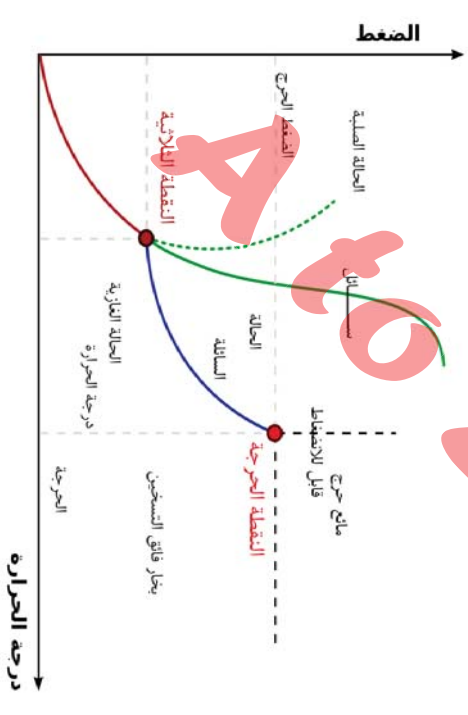
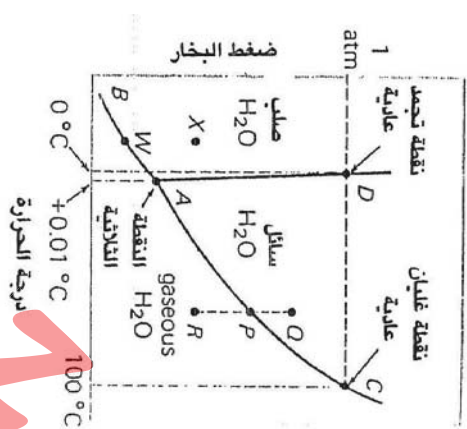
يمكننا تعريف نقطة الانصهار (أو نقطة التجمد) على أنها درجة الحرارة التي توجد فيها المادة في صورتها الجامدة والسائلة في حالة توازن .

فإن حدث أن اختلفت حالة الاتزان بإضافة طاقة حرارية بتسخين النظام أو سحبها بتبريد النظام فإن إحدى صورتَي 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 .

12- 2 - 8 الأطوار الثلاثة للماء

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



الشكل 11.8
شكل الأطوار الثلاثة للماء

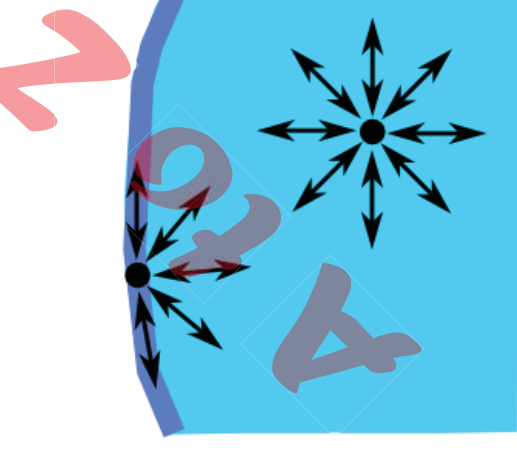
ويمكن أن نلاحظ من الشكل ما يلي :

- 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 إمكانية 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 اتزاناً 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 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 والناجمة عن وجود قوى فاعلة غير متماثلة بين جزيئات سطح السائل .

تتأثر الجزيئات الواقعة في وسط السائل ، بقوى تجاذبية متبادلة متناظرة من جميع الجزيئات المتجاورة ومن جميع الجهات ، وبالتالي تكون محصلة القوى في هذه الحالة مساوية الصفر كما في الشكل (12.8) .



الشكل 12.8

بينما تتأثر الجزيئات قرب و على الحدود السطحية للسائل بقوى تجاذبية غير متناظرة. حيث تكون محصلة القوى في هذه الحالة متجهة 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 سنتيمتر واحد من الطول في مستوى السطح المقام للتمدد .

ويعد مقياساً للقوى بين الجزيئات التي تعارض 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	dyn/Cm
1	الماء	شديد القطبية	72.8	58.9
2	حمض الخل	قطبي	27.6	-
3	كحول الايثيل	قطبي	22.5	19.0
4	الهكسان	غير قطبي	18.4	-
5	ايثر الايثيل	فيل 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 .

1-3-8 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 تكوينها . فجد 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)

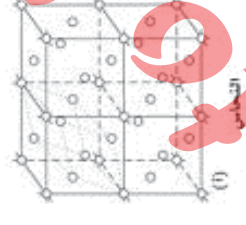
تطلق هذه التسمية على البلورات المتشابهة شكلاً ولكن تركيبها الكيميائي مختلف كما في الأمثلة التالية . إلا أن نسب الذرات فيها متشابهة .



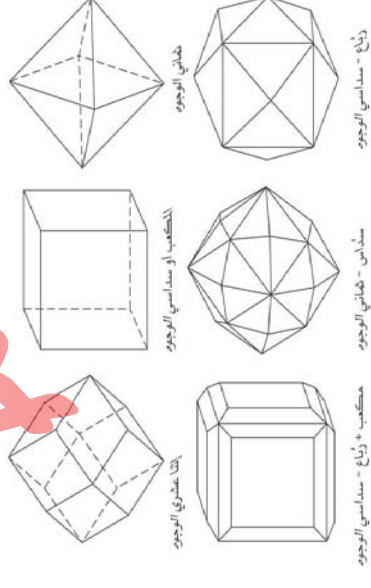
إن التشابه البلوري لا يستتبع بالضرورة أن تتبلور المركبات مع بعضها من المحلول نفسه حتى لو كانت المركبات متشابهة كيميائياً مثل KCl , NaCl وهناك بعض المركبات تستطيع أن تتبلور في أشكال بلورية متعددة تحت ظروف مختلفة ويطلق

3-3-8 خصائص البلورات

تتكون البلورات من وحدات أساسية متكررة تشكل بنية البلورة، وكل 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)

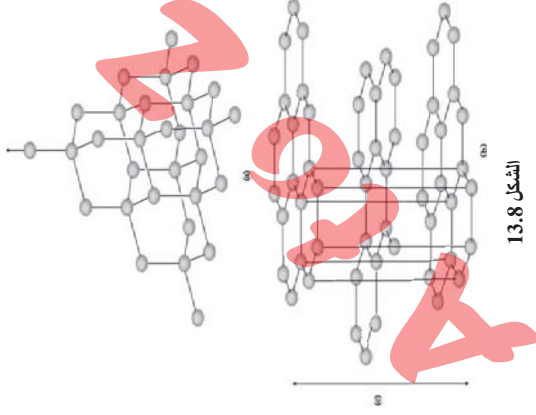


الشكل 14.8



الشكل 15.8

عليها اسم المواد ذات البلورات المتعددة مثل كربونات الكالسيوم CaCO_3 وثاني أكسيد السيليكون 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 .

ونجد ترتيباً لوحداث بروجيد اليوتاسيوم في البلورة من دراستها بالأشعة السينية ويمكن أن نجد البلورات في المركبات الأيونية والمشاركة والفلزات .

4-3-8 البلورات في المركبات الأيونية

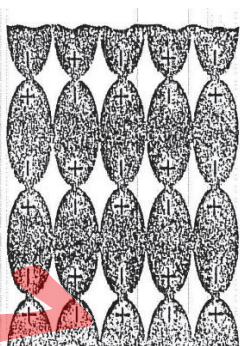
توجد مركبات المواد الجامدة ذات الروابط المشتركة في صورة جزيئات داخل بنية بلورتها مثل Br_2 وثاني أكسيد الكربون CO_2 والهكسان C_6H_{14} والشار NH_3 والكحول الإيثيلي O_2H_5 . وتتميز هذه المركبات بانخفاض تقطني انصهارها وجليانها عما نجده في المركبات الأيونية . وعلى الرغم من أن قوة ربط جزيئات المركبات التساهمية 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 كريد 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 آخر كما نرى في الشكل (8 ، 16) .

وتختلف الجزيئات اللاقطبية أو ذات القطبية الضعيفة عن مثيلاتها القطبية في أن

الأولى توجد في الحالة الغازية عند درجات الحرارة العالية مثل CH_4 ، CO ، CO_2 أما الثانية فتوجد بصورة سائلة أو جامدة في غالب الأحيان .



الشكل 16,8
حشد جزيئات قطبية داخل بنية البلورة

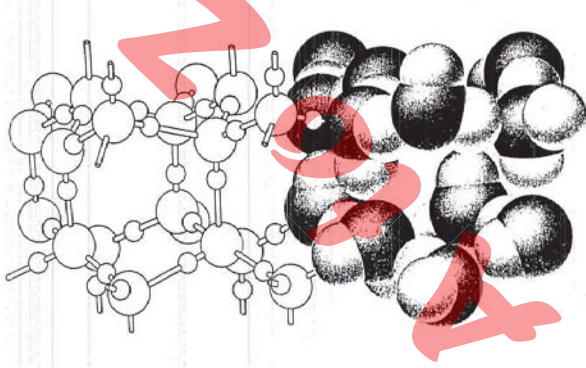
8 - 3 - 5 بنية الثلج والماء

سمح استخدام الأشعة السينية بقياس الأبعاد المختلفة لجزيء الماء وبالتالي حساب حجم الجزيء الواحد حيث بلغ 15 \AA^3 . والسؤال ما هو حجم مول من الماء بزنغ 18 أو $6.02 \cdot 10^{23}$ جزيء لو حشدت الجزيئات بجوار بعضها بعضاً وكان الجواب هو:

$$1.10^{-8} \text{ cm}^3 = 9 \text{ cm}^3 \times \left(\frac{15 \text{ \AA} \times 6.02 \cdot 10^{23}}{1 \text{ \AA}} \right)$$

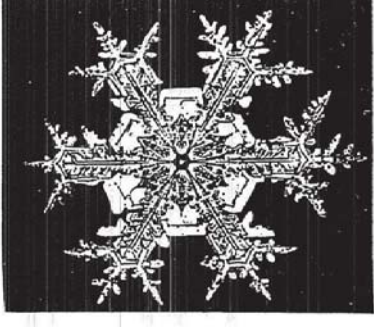
ولكن الحجم الحقيقي لمول من الماء هو 18 cm^3 أي ضعف حجم الجزيئات عند حشرها بجوار بعضها دون ترك فراغات بينها . ومعنى ذلك أن جزيئات الماء تترك فراغاً بينها يبلغ نصف الحجم المعروف لمول من الماء دون أن تشغله .

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 يخب النظم

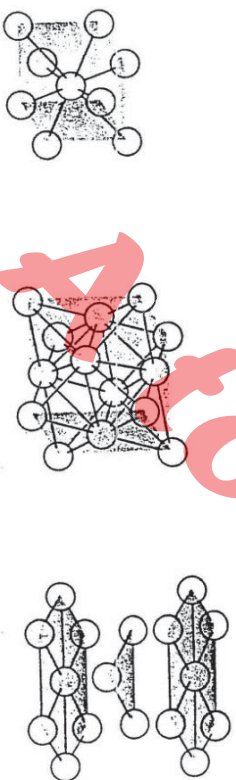
ولقد أظهرت الدراسات بالأشعة السينية أن بنية الماء تتشابه مع بنية الثلج وعندما ينصهر الثلج ويتحول إلى ماء نجد أن حجمه يقل ويشغل السائل 90 % من حجم الثلج مؤكداً التغيير في البنية الذي يصاحب تحول الثلج إلى ماء ويؤدي إلى زيادة في كثافة النظام (أي أن كثافة الماء تكون أعلى من كثافة الثلج) وهو ما يجعل الماء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

ويرجع اختلاف الماء والثلج عن غيرهما من المواد إلى وجود الروابط الهيدروجينية التي تحطم 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 حددها الأقصى عند درجة +4 C⁰ . 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 الهيدروجينية ، أي عامل التمدد يفوق عامل الانكماش .

8-3-5 المواد الفلزية

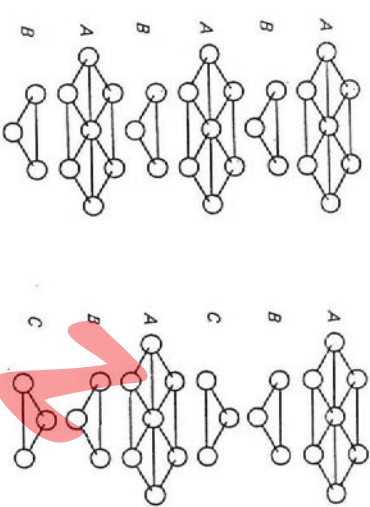
إن أبسط الجوامد هي التي تتكون من عنصر واحد حيث تترتب ذرات العنصر داخل بنية الفلز ترتيباً منتظماً يشبه ترتيب جبات البرتقال في الصندوق . ويظهر الشكل ترتيب الذرات في بنية فلز جهة اليسار مكعب به ذرة في مركز الجسم والثاني مكعب وفيه ذرة في مركز كل وجه والثالث سداسي وذراته محشودة بجوار بعضها بعضاً .



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

طريقان لحزم المستويات محشودة سداسياً. وعلمنا تتلامس المستويات فإن كل كرة تلمس ثلاثة كرات من كل من المشويين

وتعد عناصر الكروم والحديد والنيوبيوم والتيتانيوم منتمية إلى فصيلة مركزية جسم المكعب . أما عناصر الألمنيوم والنحاس والفضة والذهب والبلاتين والرصاص فتتنتمي إلى فصيلة مركزية واجهة المكعب وأخيراً نجد أن الكالسيوم والباريوم والماغنيزيوم تنتمي إلى الفصيلة السداسية .

وتشابه 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 اللامع 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

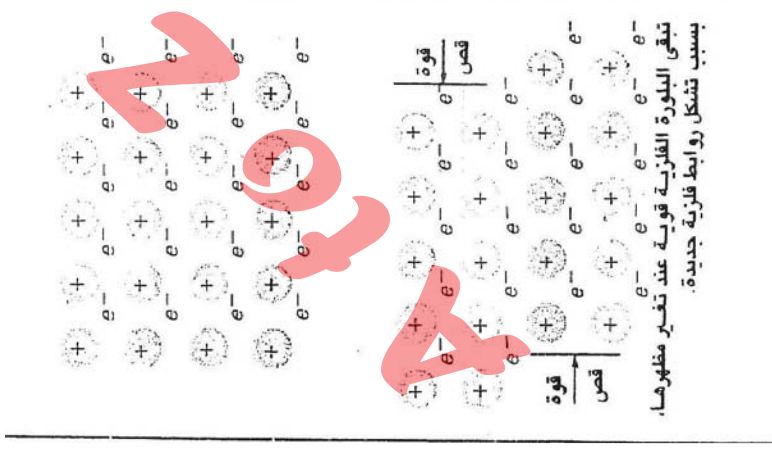
تشير الخواص الفيزيائية للفلزات إلى أن الروابط بين ذراتها ليست روابط أيونية أو روابط مشتركة . وبالرغم من أن الالكترونات الواقعة في المدار الخارجي لا يزيد عددها على أربعة ، إلا أن كل ذرة تتجاوز مع ثمانية ذرات (8) أو اثني عشر ذرة (12) ومعنى ذلك أن عدد الالكترونات أقل مما هو ضروري لعمل روابط أي نوع معروف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

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 والمشاركة لأنها تمنح الفلز صلابة قوية . وفي الوقت نفسه تسمح للفلز تحت ظروف معينة بتغيير شكله مثل سحبه في صورة أسلاك رفيعة أو طريقة لعمل صفيحة رقيقة .

وتعزى خاصية التوصيل الكهربائي إلى الرابطة الفلزية التي تتحرك داخل بنية المعدن تحركاً سريعاً يقارب سرعة الضوء وهذا يفسر خاصية 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 - 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 أكسيد المغنيزيوم 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 و غليان مرتفعتان جداً .
- له بنية جزيئية عملاقة يحتاج إلى درجات حرارة عالية لتحطيم الروابط التشاركية القوية .
- لا ينقل التيار الكهربائي لأنه لا يحوي أيونات و لا إلكترونات حرة الحركة
- لا ينقل الحرارة لعدم وجود الإلكترونات حرة .
- يحتفظ بمتانة في درجات حرارة عالية فوق (550°C) تدعى المواد التي لها هذه الخاصية بالمواد النارية.
- البنية قاسية لا يمكن خشنها 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 و غير جاهزة للتفاعل.

اسئلة الفصل الثامن

- 1- عينة من الاكسجين تزن 1.43g و يبلغ حجمها 1.00L عند درجة حرارة 0.00°C و ضغط يبلغ واحد جو (1 atm) ؟
- 1- جرتان متشابهتان نحيان على كمية متساوية من غاز النيتروجين ، فإذا كانت درجة حرارة الجرة الأولى 0°C و ضغطها 3.0 atm و درجة حرارة الثانية 100°C فكم سيكون الضغط في الجرة الثانية ؟
- 3- احسب حجم 0.10mol عند الضغط و درجة الحرارة القياسيين (STP) .
- 4- ايها يحتوي على عدد أكبر من الجزيئات : 1L من الهيدروجين عند 740mm و 13°C - ، أو 1L من الاكسجين عند 770mm و 27°C ؟ 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 50ml 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 بزن 1.29 و به نسبة أكسجين تبلغ 21% وزنا .

10- عينة من النيتروجين تشغل 80.0ml عند درجة حرارة $25^\circ C$ و ضغط 1.00atm احسب الحجم الذي يشغله عند $50^\circ C$ و ضغط 3atm .

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

12- اذا كان حجم كمية من غاز الايثان هو $200cm^3$ عند درجة حرارة $27.0^\circ C$ 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 $25^\circ C$.

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 $25^\circ C$ 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 .

الجدول الملحقه

جنول 1.A وحدات SI الأساسية

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

تعريفات وحدات SI الأساسية

المتر: أطوال موجة 1650763.37 في فراغ هن 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 زمنية من 9192631770 دورة من الإشعاع المناظر للانتقال بين سويين معيئين لذرة السيزيوم

الأمبير: هو التيار الذي عند امراه خلال السلكين الطويلين المتوازيين المنفصلين بواسطة 1 متر من الفراغ ينتج قوة بين السلكين مقدارها 2×10^{-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 كيلو غرام بالضبط من كربون 12- كالديلا: هي الكثافة الضوئية من 1/600000 من المتر المربع لجسم أسود عند درجة حرارة تحمد 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}
الضخ	باسكال	Pa	$\text{kg.m}^{-1}.\text{s}^{-2}(=\text{N.m}^{-2})$
الطاقة	جول	J	$\text{kg.m}^2.\text{s}^{-2}$
القوة	وات	W	$\text{kg.m}^2.\text{s}^{-3}(=\text{J.s}^{-1})$
الشحنة الكهربائية	كولومب	C	A.s
فرق الجهد الكهربائي	فولت	V	$\text{kg.m}^2.\text{s}^{-3}.\text{A}^{-1}(=\text{J.A}^{-1}.\text{s}^{-1})$
المقاومة الكهربائية	أوم	Ω	$\text{kg.m}^2.\text{s}^{-3}.\text{A}^{-2}(=\text{V.A}^{-1})$
الليذب	هرتز	Hz	s^{-1} (دورة بالثانية)

جدول 3.A الألقاب التصديرية لمضاعفات و أجزاء وحدات SI

الجزء	اللقب	الرمز	المضاعف	اللقب	الرمز
10^{-1}	deci	d	10^1	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	10^8 m.s^{-1}	$10^{10} \text{ cm.s}^{-1}$
الشحنة الأولية	e	1.6022	10^{-19} C	$10^{-20} \text{ cm}^{1/2} \cdot \text{g}^{1/2}$
ثابت أفوغادرو	N_A	6.0220	10^{23} mol^{-1}	10^{23} mol^{-1}
وحدة الكتلة الذرية	$\text{amu}^{(a)}$	1.6606	10^{-27} kg	10^{-24} g
كتلة إلكترون 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	$10^0 \text{ J.K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$	$10^9 \text{ erg.K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$
حجم غاز مولاري، STP	V_0	22.414	$10^{-2} \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$	$10^1 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

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

جدول 5.A مكافئات SI لوحدات شائعة

مكافئات SI (بالضبط)	رمز الوحدة	اسم الوحدة	الكمية الفيزيائية
$2.54 \times 10^{-2} \text{ m}$	in	بوصة	الطول
$1 \times 10^{-10} \text{ m}$	Å	أنجستروم ^(a)	الطول
0.45359237 kg	Lb	رطل	الكتلة
$1.01325 \times 10^5 \text{ Pa}$	Atm	جوي ^(a)	الضغط
$(101,325/760) \text{ Pa}$	Torr	تور	الضغط
$13.5951 \times 980.665 \times 10^{-2} \text{ Pa}$	mmHg	مليمتر زئبق	الضغط
$1.055056 \times 10^3 \text{ J}$	Btu	وحدة حرارية بريطانية	الطاقة
$3.6 \times 10^6 \text{ J}$	kWh	كيلو وات- ساعة	الطاقة
4.184 J	Cal	كالوري	الطاقة
$3.7 \times 10^{10} \text{ s}^{-1}$	Ci	كوري ^(a)	النشاط (نوى شحنة اشعاعية)
$2.58 \times 10^{-4} \text{ C.kg}^{-1}$	R	رونتنجن ^(a)	التعرض (شحنة γ أو x)

a كان استعمال هذه الوحدات مجازا لفترة زمنية محددة

جدول 6.A المكافئات (معاملات التحويل)

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

جدول 7.A الضغط البخاري للماء عند درجات حرارة مختلفة

درجة الحرارة		درجة الحرارة	
(°C)	الضغط البخاري (mmHg) (kPa)	(°C)	الضغط البخاري (mmHg) (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