

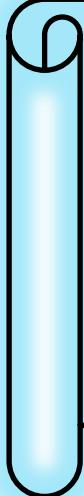
كلية العلوم

القسم : الكيمياء

السنة : الاولى



١



المادة : كيمياء عامة ١

المحاضرة : اثامن / نظري /

{{{ A to Z مكتبة }}}}

مكتبة A to Z Facebook Group

كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية

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

18

الفصل الثامن

حالات المادة

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

مقدمة

تتجدد المادة في ثلات 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 للسؤال حجم محدد لأن قليلته للانضغاط قليلة جدا ، وهي خاصة

ويشكل عالم تتعرض المادة للتغيرات مختلفة ، نتيجة لتأثير العامل الخارجي عليهما وتنسى عملية انتقال المادة من الطور الصلب إلى الطور السائل بعملية الانصهار ، كما تسمى حادثة انتقال المادة من الطور السائل إلى الطور الغازي بعملية التبخّر . وتدفع عملية انتقال المادة من الطور الغازي إلى الطور السائل بعملية التكاثف أو (الإسالة) ، كما تدعى العملية المعاكسه وهي انتقال المادة من الطور السائل إلى الطور الصلب بعملية التجمد أو التصلب .

يمكن أن نتظر إلى عملية تحويل المادة من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة وكذلك من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية على أنهم تحول نحو عدم الانتظام وكذلك ينظر إلى عمليات الأسلامة والتجمد على أنها تحول نحو **الحالة الألكترنقطاما** . وهكذا يتغير الجسم الصلب عن الجسم السائل أو العاز من تأثيرين :
أ - في الجسم الصليب تكون الجزيئات أو الشوارد أو الذرات المكونة للجسم متراصصة ويحيط كل منها مكانا محددا . بحيث أن الحركة الوحيدة التي تقوم بها الدائنة التي يتالف منها هذا الجسم هي حركة اهتزازية بسيطة في المكان المحدد الذي يتحله كل منها .
ب - تتصدع الدقائق لمعظم الأجسام الصلبة في بنية هندسية منتظمة هي البنية البلورية المميزة لذلك الجسم الصلب .

أما في السوائل والغازات تجد أن بنائها الداخلية غير منتظمة ، وجزيئتها لا تختزل أمكنة ثابتة في الفراغ الذي يشغل الجسم ، وهناك بعض المواد الصلبة تشد عن البنية المثوية المنتظمة مثل : الزجاج والفوسفور الأحمر وكثير من اللادائن . ومثل هذه المواد عديمة الشكل البليوري وتصطف فيها ال دقائق بشكل غير منتظم مع أنها ذات قوام صلب .

وفي الغازات تكون الرابطة بين دقائقها ضعيفة ، لذاك فإن جزيئات الغاز حرّة . وبالتالي فإنها غير ثابتة مكابنه في الفراغ الذي يشغل الغاز ، كما أن الغاز ينتشر دوماً بحيث يحتل كل الفراغ الخالص بالوعاء الموجود فيه الغاز . وهكذا نجد أن الدافع هنا غير متراصة ، وبالتالي الجسم الغازي يتصرف بقابلية الانضغاط وبالتالي التأثير الكبير بتغيرات درجة الحرارة .

كما أن للجسم السائلة بنية تتوسط بين **الجسم 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 التي تتحرّك جزيئته أو ذراته في جميع الاتجاهات وأكثر حرية من جزيئات الجسم الصلب الذي لا تتحرّك دقائقه سوى حركة محددة ، تستثنى من ذلك أيضاً أن جزيئات السائل تنتشر في الأوساط ببطء بالمقارنة مع انتشار جزيئات الغاز ، ويعود سبب انتشار السريع في حالة الغاز إلى الطاقة الحركية لدائق الغاز وقلة الاصطدامات بينها ، أما في السوائل فأن كثرة الاصطدامات توقف ذلك .

وتعود 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 حل رفع درجة حرارة الجسم ، فإن ذلك يؤدي إلى زيادة سعة الاهتزاز الذي يضعف هذه الروابط بحيث تستطيع دقائق الجسم الانتقال والقيام بحركات اهتزازية دورانية ، لكنها تبقى في تفاس دائم مع بعضها البعض (الحالة السائلة) ، وفي حالة الاستقرار في رفع درجة الحرارة نلاحظ أن الاهتزازات الناتجة عن ذلك تبدو ملموسة لأدراجه تصبح فيها الجسيمات عملياً مستقلة عن بعضها البعض وهي تتمثل الحالة الغازية المادة .

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 تتكون الجزيء فيها من ذرتين مثل الأكسجين O_2 والنتروجين N_2 ، أو ثلاث ذرات مثل ثاني أكسيد الكربون أو الكثير من الذرات مثل النشادر NH_3 . وبعض مركيبات الكربون تكون بشكل غاز في درجة الحرارة العادية مثل الديتيلان CH_4 ، والإيتان C_2H_6 والبنزén C_6H_6 . كما يحتوي الهواء على غازات متعددة مثل الأوكسجين والتتروجين ، وكهربات قليلة من بعض نواتج التفاعلات البيولوجية والصناعية التي تطرد غازاتها في الجو .

1.1 ضغط الغازات

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

كما يحدث عند ضغط الهواء في كرة القدم مثلاً أو إطار العربات التي تتفتح بضغط الهواء داخلها . ويكون لحجم هواء مقدار مرتين أو ثلاثة من حجم الكرة أو الإطار أن يدفع إلى داخل كل منها تحت ضغط .

وإذا ثُقِبَ الإطار أو الكرة فإن الهواء الفائض سُبَيْدِفُ للخارج . وهذا يهدر جميع الغازات ، ولذلك كان على المنهم بدراسة ضغط الغاز عند دراسة الحالة الغازية دراسة الضغط الجوي .

الضغط الجوي .

8 - 1 الضغط الجوي

في عام 1643 قام طوربيشيلي ، وكان ما يزال طالباً لجاليليو ، بصنع أول بارومتر وهو جهاز لقياس ضغط الجو ويكون من الأنابيب زجاج له فتحة واحدة في أحد طرفيه . فملا الأنابيب بالزئبق ثم وضع فتحة الأنابيب في إناء به زئبق شكل (1.8) بحيث يكون الأنابيب عمودياً على سطح الزئبق الموجود في الإناء .



الشكل 1.8

ولذا كان الأنابيب قصيراً فلن الزئبق يملاه حتى النهاية ، أما في الأنابيب الطويلة فإن الزئبق لا يملأها حتى يهلكها بل يترك فراغاً فوقه ويكون طول عمود الزئبق في هذه الحالة متناسبًا مع ضغط الهواء الجوي . وأطلق على الفراغ اسم فراغ طوربيشيلي .

ويعد الزئبق من المواد المناسبة للاستعمال في البارومتر لكتافته العالية (13.6 g/cm^3) عند درجة 0°C ، وهذا ما يجعل طول عمود الزئبق المساري للضغط الجوي قصيراً نسبياً .

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

8 - 3 وحدات قياس الضغط

كل الضغط الجوي دائمًا دائرياً هلام على حجم الغازات التي تقيسها . ول可想而نته حجم مقاسة تحت ضغوط مختلفة فإنه يتطلب مقدار قياسي لقياسات الضغط . ولأن متوسط الضغط الجوي عند سطح البحر يكافئ عمود من الزئبقارتفاعه 760 mm فإنه يمكن اعتبار هذا الضغط ضغط جوي قياسي ويسمى واحد جو (atm) . ويعبر عن الضغط الجوي القياسي أيضًا بوحدات أخرى كما هي في المكافئات التالية :

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

وليسع أعوام كانت هناك جهود لإحلال مصطلح مليبرات زئبق بالمصطلح torr (على اسم طوربيشيلي) .

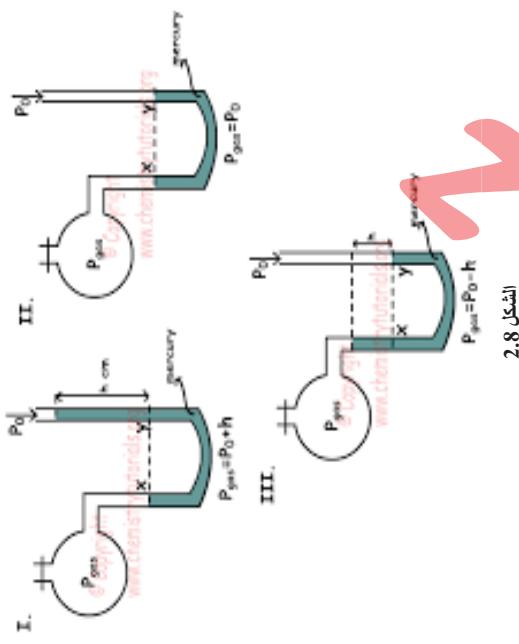
وكان السبب منع استخدام وحدة الطول كوحدة للضغط (الضغط = القوة الكل وحدة مساحة) و مع ذلك قبيل أن يربى التور torr الموافق كانت قد بدأت وحدات SI والآن تمت الموافقة على استخدام الباسكال كوحدة شائعة الاستخدام والباسكال الواحد ، هو الضغط البندول بواسطة قوة 1 نيوتن في المتر المربع . وقد سمي الباسكال نسبة للعلامة الفرنسي بلير باسكال Blaise Pascal الذي أجرى دراسات كثيرة في البارومتر في الأعوام التي تلت الاكتشاف .

ولأن معظم البارومترات المختبرية ومقاييس الضغط الأخرى التي قيد الاستعمال مدرجة إلى مليمترات فعليه سنتستخدم عادة الضغط بوحدات مليمتر من الزريق . وسنتستخدم أيضاً وحدة الجو ، وكذلك سنتستخدم الوحدة بباسكال في أيام حسابات SI .

4 – 1 – 8 قياس ضغط الغازات

يتكون المانومتر من أنبوب على شكل حرف L يتصل أحد طرفيه بالإناء المراد قياس ضغط الغاز به بينما يتصل الطرف الآخر بالجو . ويوضع زريق داخل الأنوب الذي يملا نصف ارتفاع كل من الطرفين ويفاصل ضغط الغاز داخل الإناء بالفرق بين ارتفاع الزريق في طرفي الأنابيب مضافاً إليه 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 نهاية واحدة والضغط من وعاء مقول متصل بالطرف الآخر . من المؤشر يبين أن يضاف الفرق من المستويات من وباسطة مانومتر مماثل بالزريق يمكن أن ينبع مباشرة أو يطرح من الضغط البارومטרי .



الشكل 2.8

8 – 1 – 5 قوانين الغازات

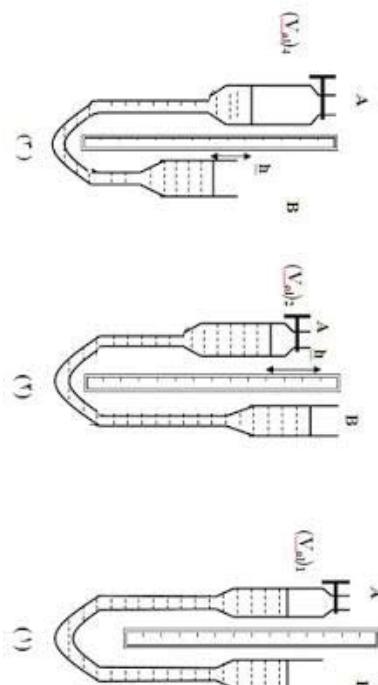
ويلاحظ أن استعمالات المانومتر تكون الضغوط الصغيرة نسبياً أما في الضغوط العالية فيمكن قياسها بصفحة رقيقة من معلم يمتد تحت ضغط الغاز وهذا التعدد يحرك مؤشر يتحرق على لوحة ذات تدرج تفت معابرته لقياس الضغوط العالية .

قانون بوويل : ينص هذا القانون على أن حجم كثافة 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 مقدار ثابت :

مثال : إذا كان لدينا كمية من غاز لها جرم وضغط أولى p_1 , V_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 الأولى وثانية وفق التالي .



الشكل 3.8

ومعنى هذا أن $\frac{p}{p_1} = \frac{V_1}{V_2}$ = مقدار ثبات ويعبر عنها رياضياً كالتالي :

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{V_1}{V_2} \quad \text{أو} \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{p_2}{p_1}$$

وتشير قيم p_1 و V_1 إلى ضغط كمية محددة من الغاز وحجمها في بداية التجربة وقيم p_2 و V_2 إلى ضغط كمية الغاز نفسها وحجمها في نهاية التجربة .

مثال 1 :

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

عينة من غاز وزنها 312.0 غرام مجوزة في إnahme حجمه 183 سم³ وتحت ضغط 740 ملتر زئبقي . لوحظ أن حجم العينة تغير وأصبح 116 سم³ تحدث 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	ثابت	183 cm ³	740 mm
الحالة الثانية	ثابت	ثابت	116 cm ³	

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

4

6 - 1 - 8 مسائل قانون الغازات

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

6

عينة من غاز وزنها 312.0 غرام مجوزة في إناه حجمه 183 سم³ وتحت

ضغط 740 ملتر زئبقي . لوحظ أن حجم العينة تغير وأصبح 116 سم³ تحدث 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 .

نظرًا إلى ثبات كمية الغاز ودرجة حرارته وتغيير حجمه وضغطه فإننا نستعمل قانون بوليل لإيجاد ضغط الغاز

$$p_2 = p_1 \times V_1 / V_2 \quad \text{والتالي} \quad p_2 \cdot V_2 = p_1 \cdot V_1$$

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

ومنه

واضح أن p_2 أكبر من p_1 ~~هذا ما أدى إلى أن~~ V_2 أصغر من V_1 وهو جوهر قانون بويل.

٤-٧-١-٨ تأثير درجة الحرارة على حجم الغاز

قانون شارلس

بيان التجربة أنه إذا وضعنا كمية من غاز في إناء مغلق وجعلنا ضغط الغاز ثابتًا 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 كثافة معينة من غاز تتناسب طر Isaياً مع درجة الحرارة المطلقة إذا كان ضغطه ثابتًا . ويمكن التعبير عنه رياضياً كما يلي :

$$V \sim T$$

ومن ذلك يتضح أن العلاقة T / V تتمثل 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 ٢ :

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

	m	v	T	P
ثابت	120 ml	328 K	ثابت	
ثابت	60 ml		60 ml	T ₂
ثابت				T ₁

المطلوب إيجاد درجة الحرارة T_2 وإيجاد درجة الحرارة نطبق قانون شارلس

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

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

8 - 1-8 علاقه الضغط بدرجة الحرارة

قانون غاي لوساك

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

عند ثبات حجم كمية من غاز فإن ضغطه يتاسب طردياً مع درجة حرارته المطلقة. ولمس هذه العلاقة في الحياة اليومية فاتشار السيارة يزيد ضغط الهواء فيه بعد رحله طريله وفي يوم حار حرمه 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 أهتمهم جاي لوساك، لذلك سمي باسمه وينص على أن ضغط كلثة من غاز تتاسب بجزئيات لتر واحد من ثاني أكسيد الكربون إذا تساوى الضغط فيها. كما يتضمن عدده

طردياً مع درجة الحرارة المطلقة ثبات حجمه.

ويكزن وضع العلاقة في صيغة رياضية كما يلي: $T_1 / P_1 = T_2 / P_2$ أو $T_1 / P_1 = K$ حيث K مقدار ثابت ويكتب هذا التعبير بطريقه مكافأة كاما يلي:

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

ولذلك تم فرض ظروف قياسية معينة عند دراسة الغازات وهي درجة حرارة الصفر 0°C أو 273 K وضغط جوي واحد (1 mmHg) ويطلق عليها الظروف القيسية لدرجة الحرارة والضغط STP، فإذا ذكر مثلث أن حجم غاز النتروجين هو 3.5 L دون ذكر الضغط أو درجة الحرارة فمعنى ذلك أن ظروف الغاز قياسية STP. وتقاس كمية الغاز بعد المولات n ، وفي درجة حرارة وضغط ثابتين يمكننا التعبير عن قانون أوججادرو بالعلاقة:

$$V \sim n$$

أو

$$V/n = \text{ثابت}$$

ل يكن لدينا كمية من غاز الميثان ضغطه 30.0 psig عند الدرجة 0°C ما هو ضغط الغاز الجديد إذا ارتفعت درجة الحرارة إلى 85°C .

قانون أوججادرو

نطبق قانون غاي لوساك فتجد:

القانون العام للمغازات - 10-1 - 8

وتحت ظروف قياسية تكون العلاقة التالية صحيحة

مثال 4 ومعنى ذلك أن حجم جزيء غرامي واحد تحت ظروف قياسية هو 22.41 L لأي غاز.

بلغ وزن كمية من غاز Hg 1.40 L و درجة حرارتها 7°C^0 و ضغطها 890mm Hg واستخدم هذه المعلمات لحساب الوزن الجزيئي للغاز.

الحل
من المعلوم اعتماداً على قانون أفو جادرو بالغازات أن مول من الغاز يشغل قدره $L = 22.4$ لتر تحت ظروف قياسية واعتماداً على ذلك نكتب ما يلي :

m_2	2.273 g	22.4 L	1.40 L	300 K	800 mm	p
الحالة الأولى						
الحالة الثانية						
$m_2 = 2.273 \text{ g}$	22.4 L	1.40 L	22.4 L	273 K	760 mm	
	\times	\times	\times	\times	\times	$= 34.1 \text{ g}$
$m_2 = 2.273 \text{ g}$	1.4 L	22.4 L	300 K	760 mm		
	\times	\times	\times	\times	\times	$= 890 \text{ mm}$

وهو الوزن الجزيئي للغاز :

نستخذه عدد الموليات $\frac{m}{M}$ من الغاز

ويطلق على ثابت التناسب R ثابتة الغازات العاملة، وبما أن R ثابتة في المعادلة $pV = nRT$ ، فلأننا نستطيع حساب الرابع وهو n . وإذا وجدت كمية ثانية من غاز n مثلاً في حالتين من الضغط والحجم ودرجة الحرارة .

11 - 1 - 8 تعريف قيمة ثابتة الغازات R

وأوضح من العلاقة السابقة أنه بمعرفة المتغيرات الخمس يمكن حساب السادس.

تعتمد قيمة R على قيمه n, p, v, T وعلى الوحدات المستخدمة لكل منها.

وللأخذ 1 مول من غاز تحت ظروف STP ونحسب قيمة R من العلاقة 1.8 فجداً

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

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

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

وبالتالي نستطيع حساب الحجم بالشروط الجديدة كالتالي:

$$Pv = \frac{m}{M} RT$$

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

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

$$R = \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \frac{pV}{T}$$

مثال 5

كمية من غاز الميثان حجمها 100 L، موجودة عند درجة حرارة 27°C وضغط 700 mmHg احسب حجم الكمية نفسها عند درجة 0°C وضغط 0 mmHg الحل

باستخدام القانون العام للغازات واعتبار كثافة الغاز ثابتة كتب:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

وبالتالي نستطيع في قانون الغازات العام يكون.

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

١٢ - ١ - ٦ كثافة الغازات وطريقة حسابها

مثلاً ٦ احسب الوزن الجزيئي للبنزن ، إذا علمت أن كتلة 600 ml من أبخرته عند درجة الحرارة $C^0 86$ والضغط $\text{mmHg} 462$ تساوي 1.3 g .

الحل :
لحساب الوزن الجزيئي للبنزن نطبق معادلة الغاز الكاملة :

$$\begin{aligned} P \cdot V &= n R T \\ M &= \frac{m}{n} = \frac{m}{\frac{P \cdot V}{R \cdot T}} = \frac{m}{\frac{P \cdot V}{R \cdot T}} \end{aligned}$$

نعرض كل رمز بقيمته مع الانتهاء إلى الوحدات المستخدمة لأجل اختبار القيمة المناسبة للثابت R فنجد :

$$M = \frac{1.3 \times 400 \times 62.360}{624 \times 600} = 78 \text{ g/mol}$$

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

مثال ٧

احسب كثافة ثاني أكسيد الترrogجن NO_2 بوحدات g/L في ظروف STP . ثم كرر حسابها عند درجة حرارة 100 C^0 وتحت ضغط خمسة أمثال الضغط السالبي .

الحل

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

$$\begin{aligned} d_{\text{NO}_2} &= \frac{m}{n} = \frac{m}{\frac{\text{وزن الجزيئي}}{46.0 \text{ mol}^{-1}}} = \frac{m}{\frac{46.0 \text{ g mol}^{-1}}{22.4 \text{ L mol}^{-1}}} = 2.05 \text{ g/L} \\ n &= \frac{m}{\text{وزن الجزيئي}} \end{aligned}$$

ويمكنا أيضاً استخدام القانون العام للغازات لحساب الكثافة ، حيث

$$d = \frac{m}{V}$$

نكتب معادلة التفاعل بعد المولات والجذور كما يلي :



ثم نحسب كثافة الغاز تحت الضغط الجديد عند درجة 100°C وضاغط

$$\text{حجم مولاريان} = 5.00 \text{ atm}$$

$$m = \frac{5.00}{V} = 7.51 \text{ g L}^{-1}$$

$$(373) (0.0821)$$

8 - 1 - 13 - الحسابات الجمدية في التفاعلات الغازية

فلم جولي لوسلوك في عام 1805 بدر لسد تفاعلات الغازات . وأثبت من هذه الدراسة

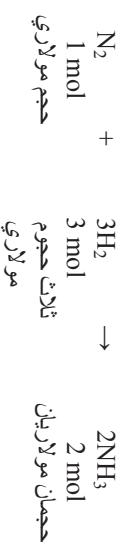
أنه عندما تساهم غازات في تفاعلات كيميائية ، فإن حجم الغازات المنتقلة وتلك الناتجة عن التفاعل (إذا) تكون فيما بينها بنسبة عديدة بسيطة ، شرطية أن تجري كافية القواسم في ظروف درجة الحرارة والضغط نفسها .

وأطلق على هذا القانون اسم قانون جولي لوسلوك للجذور المتعددة . ولقد ساعد ذلك القانون أوجادرو في عام 1811 على وضع فرضية التي تقول أن حجم الغازات المتساوية تحت ضغط ودرجة حرارة متساوية 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 المتقابل وما هو حجم غاز النشادر NH_3 الناتج (مع العلم أن جميع الجذور قيست تحت نفس درجة الحرارة والضغط)

الحل



ونظرًا إلى تساوي ضغط الغازات ودرجة حرارتها واعتمادًا على المعادلة

الموزونة نرى أن ثلاثة حجوم هيدروجين H_2 تعطي حجمين من النشادر . فإذا كان حجم الهيدروجين المتقابل هو 10 m^3 أمكننا حساب حجم غاز النشادر الناتج من هذا التفاعل

كما يلي :

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

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

8 - 1 - 14 - قانون دالتون للضغوط الجزئية

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

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3$$

حيث نمثل 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 الجزيئي على أنه الضغط الذي يحدثه الغاز لو شغل الجزء متفرداً والذي تختلف جميع الغازات مع بعضها بعضاً.

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

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

و الضغط الجزيئي للغاز الثاني :

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

و الضغط الكلي للمزيج :

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

و يقسم كل من المعادلتين 1.8 و 2.8 على 3.8 يكون لدينا

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

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

الأول وبالتالي نستطيع أن نكتب : $P_2 = X_2 \cdot P_T$ ، $P_1 = X_1 \cdot P_T$ ، أي أن الضغط الجزيئي لغاز في مزيج غاز يساوي إلى جداء كسره الجزيئي بالضغط الكلي لهذا المزيج .

١٥ - قانون جراهام لتنفيذ الغازات

ينص القانون على أن (تناسب سرعة تنفس غازين تناسباً عكسياً والجذر التربيعي لكثافة كل منهما) اكتشف هذا القانون توماس جراهام ويعبر عن القانون رياضياً كما يلي :

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

حيث نجد أن r_1 ، r_2 هما سرعات تنفس الغازين و d_1 ، d_2 كثافتيهما .

مثلاً ٩ يزن لتر واحد ١١ من غاز الأكسجين g ١.٤٤ ولتر واحد من غاز الهيدروجين يزن $0.09 g$ تحت النظر وف القليلة . بين أيهما ذا فناء أعلى وأحسب سرعة تنفسهما .

الحل:

$$\frac{r_{H_2}}{\sqrt{0.09}} = r_{O_2} \times \frac{1.2}{0.3} = 4r_{O_2}$$

و بذلك تكون سرعة نفاذ الهيدروجين أربعة أمثال الأكسجين .

16 - 1 - 8 الانحراف عن قوانين الغازات

بيان التجربة أن عدداً قليلاً من الغازات تسمى الغازات المثالية مثل الهليوم

والهيدروجين ينطبق عليهما قوانين الغازات المذكورة سلفاً دون انحراف .

الغاز	الصيغة	الحجم الجزيئي	(L.latm)/(mol.K)	(m ³ .Pa)/(mol.K)
المهيدروجين	$\frac{\sqrt{1.44}}{1.44}$	22.414	0.082057	8.3144
المهيدروجين	$\frac{\sqrt{0.09}}{0.09}$	22.428	0.082109	8.3197
هليوم	$\frac{22.426}{22.425}$	22.426	0.082101	8.3189
النيون	$\frac{22.425}{22.404}$	22.425	0.082098	8.3186
الهيدروجين	$\frac{22.404}{22.404}$	22.404	0.082021	8.3108
أول أكسيد الكربون	$\frac{22.404}{0.082017}$	22.404	0.082017	8.3104
أكسجين	$\frac{22.394}{0.081984}$	22.394	0.081984	8.3071
أرجون	$\frac{22.393}{0.081981}$	22.393	0.081981	8.3068
الكسييد التتريليك	$\frac{22.389}{0.081966}$	22.389	0.081966	8.3052
الميثان	$\frac{22.360}{0.081845}$	22.360	0.081845	9.2930
ثنائي أكسيد الكربون	$\frac{22.249}{0.081845}$	22.249	0.081845	8.2930
كلوريد الهيدروجين	$\frac{22.249}{0.081453}$	22.249	0.081453	8.2533
إيثيلين	$\frac{22.241}{0.081424}$	22.241	0.081424	8.2503
استيلين	$\frac{22.19}{0.08124}$	22.19	0.08124	8.232
تشيلدر	$\frac{22.094}{0.08087}$	22.094	0.08087	8.194
الكلور	$\frac{22.063}{0.08076}$	22.063	0.08076	8.183

17 - 1 - 8 النظرية الحركية الجزيئية

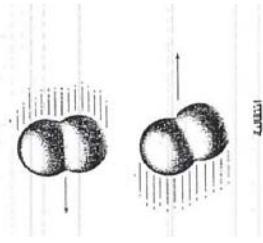
بدأت دراسة خواص الغازات في القرن السابع عشر على يد بويل و طوريشيلي واستمرت على يد آخرين لمدة قرنين من الزمن . لقد أسهمت هذه الدراسات والتجارب المختلفة في إثبات حقيقة أن الغازات كها صاحب ذلك ووضع تفسير نظري لهذه الحقائق

كثيرة ويذلك يكون انحرافها كبيراً . وبختوري الجدول (1.8) على الجموم الجزيئية نظرًا إلى ضعف قوى التجاذب بين جزيئتها عند الضغط العادي ودرجة الحرارة العادية . ولكن غازات مثل الكلور Cl₂ والشنادر NH₃ تتذبذب بعضها إلى بعضًا بدرجة ونلاحظ من الجدول أن مدى انحراف الغاز يقل بالفرق بين الجموم الجزيئية والجموم المثالية له والذي يبلغ 1.8 .

جدول 1.8

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

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

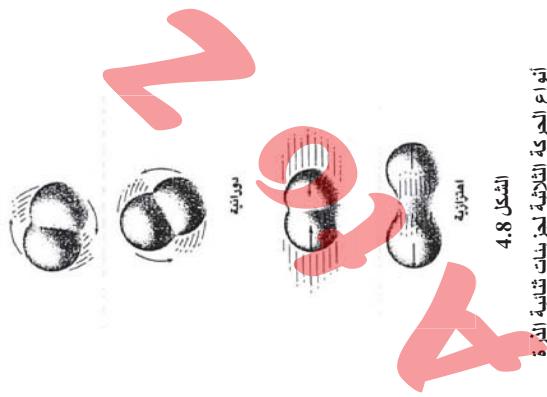


ويمكن تلخيص هذه النظرية فيما يلي :

- تتكون الغازات من جزيئات بعيدة عن بعضها بعضاً وتشيخ في الفراغ .
- تتحرك الجزيئات بسرعات كبيرة وفي حطوط مستقيمة ولكن بشكل عشوائي .
- تصطدم الجزيئات فيما بينها اصطداماً مرتماً ولا تتفق شيئاً من طبقتها .
- تتحرك الجزيئات بسرعة مختلفة عند درجة حرارة ثابتة ولكن متوسط سرعتها يكون ثابتاً ويغير هذا المتوسط زيادة وتقصيراً باارتفاع درجة الحرارة وانخفاضها .
- يتساوى متوسط الطاقة الحركية KE أو طاقة الحركة للغازان A و B عند درجة حرارة معينة وأزيداد كثافة المدحومa يقابلها انخفاض في متوسط سرعته V وبذلك نجد أن :

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

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



أنواع الحركة الثالثية لجزيئات ثانية اللوحة

وييمكن أن نسجل حفائق عن الغازات والتفسير النظري لهذه الحفائق في الجدول

التالي:

حفائق عن الغازات	التفسير النظري لهذه الحفائق
تتشير أية كمية من الغاز في جميع أجزاء الإناء المحتوى عليه ويتسرب الغاز إلى خارج الإناء من أية فتحة أو ثقب فيه ولا تستطع رؤيتها تحت المجهد	ت تكون الغازات من جسيمات متناثرة المسفر تسمى الجزيئات تتحرك سريعا وبطريقة عشوائية . ويسيطر الجزيء في خطوط مستقيمة حتى يصطدم بجدار الإناء أو بجزيء آخر . ونظراً إلى صغر حجمه فإنه يتسرّب من أي ثقب مهما كان صغيرا
تحت ضغط عالي وفي درجة حرارة الضغط	تحت ضغط مرتفع وتزيد يتحمل الغاز إلى بعضها بعضها بعضها بعضها بارد
بعض التكون سائل	تحت ضغط عالي وفي درجة حرارة منخفضة تتجذب جزيئات الغاز إلى بعضها بعضها بعضها بعضها بارد
يُنْجَع ضغط الغاز داخل إناء من تضليل بلايين الجزيئات مع سطح الإناء .	تحتل المادة في صورتها الغازية بجما بعيدة عن بعضها بعضاً تحت ضغط ودرجة حرارة عادية
تحولت إلى المسورة السائلة	ت تكون جزيئات المادة في حالتها الغازية بجما أكثر بكثير من الحجم الذي تستغله الإناء
يكون ضغط الغاز متساوياً في جميع الاتجاهات داخل الإناء المحتوى عليه .	تحتمل الطاقة الحرارية على جميع الأشخاص المتحركة مما يجعل تطبيقها على كردة الجوف على كتلة الجسم وسرعته KE = $1/2mv^2$ حيث KE الطاقة الحرارية و m الكتلة و v السرعة
عند ثبات درجة الحرارة تتساوى الطاقة الحريكية لجميع الجزيئات وتتحرك الجزيئات القليلة بصورة أبطأ من الجزيئات المحيطة	إذا وضعت كمية من داخل إناء مقلوب وفي تماماً ولا يحدث نتيجة لذلك تغير في طاقتها درجة حرارة ثابتة فإن حجمها وضغطها يظلان ثابتين دائماً .

يبدل الغاز داخل إناء مقلوب ذو حجم محدد ضغطاً ما طالما أن درجة الحرارة لم تتغير وإذا سخن الغاز ارتفع الضغط وإذا برد

كلما ارتفعت درجة الحرارة فإن الجزيئات تتحرك بسرعة أكثر وتصطدم بحوائط صلبة وباستمرار . وتتناسب المدالة الحرارية للجزيئات تتدلساً طربباً مع درجة الحرارة المطلوبة .
يُنْجَع حجم الغاز بالزدياد الضغط
تحت ضغط مرتفع وتربيه يتحمل الغاز إلى سائل
الحرارة المطلوبة

الحالة السائلة

مقدمة

بالرغم من أن التفاعلات تحدث في الحالتين الغازية والصلبة إلا أن معظم التفاعلات الكيميائية تتضمن سؤالاً. إن التفاعلات التي تتم في المختبر أو في المصنع بالإضافة إلى التفاعلات التي تحدث في الطبيعة تجري عادة في الطور السائل. وتشتمل معظم التفاعلات الرئيسية الهاامة للذرات الحية والحيوانات في السائل الأكثر شيوعاً وهو الماء، لذلك سوف تدرس الحالة السائلة والخصائص التي تميزها عن حالات المادة الأخرى.

تتميز الحالة السائلة من حيث **البنية والصفات**، بأنه حالة وسطية بين الحالة الغازية والعشوائية، والحلة المنتظمة الصلبة. وتحظى الحالة السائلة تشبيهاً 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 وتنظم، بحيث تزداد الشحنة السالبة في أحد جوانب الجزيء كما تزداد الشحنة الموجبة وذلك نظراً للمجال المحدود لقوى التجاذب بين جزيئاتها.

١ - ٢ - ٨ قوى التجاذب بين الجزيئات

تقصد بقوى التجاذب بين الجزيئات قوى التجاذب بين الجزيئات المتشابهة من المادة نفسها، الذي تكتفي براسة المواد المتشابهة ولاتدخل في براسة المحاليل والمخلوط.

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

ويتمكن القول أن **قوى التجاذب المقصودة هنا هي قوى فاندر فالس أو الروابط الهيدروجينية** ، وتقسم قوى التجاذب فاندر فالس إلى نوعين أحدهما ضعيفة وتنشأ من تبعض موقف **الثانية** القطب .

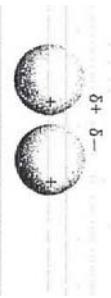
وتجد بين جميع الجزيئات بما فيها **الجزيئات غير القابلية** . وهناك نوع أقوى من قوى التجاذب للفاندر فالس يجده بين جزيئات لها **ثانية قلب دائمة** . ويطلق على هذا التجاذب بأنه من نوع **ثانية** القطب الدائم . أما في **الروابط الهيدروجينية** فيكون له تأثير حذر قوي أكبر من الأنواع السابقة .

٢ - ٢ - ٨ **ثانية** القطب المؤقت

يؤدي اهتزاز سهلة الأكزرونات حول الجزيء إلى انتشارها حوله انتشاراً غير منتظم ، بحيث تزداد الشحنة السالبة في أحد جوانب الجزيء كما تزداد الشحنة الموجبة في الجانب الآخر.

ويؤدي انجداب الجانب السالب في جزيء إلى الجاذب الموجب في جزيء آخر إلى

ابعاد تدريسي موقت لثنائي قطب وانجداب بين الجزيئات كما في الشكل (8,5)



ويحدث ذلك أيضاً لجزيئات يسهل استقطاب سعادتها الاكترونيّة وانتشارها مثل اليد [2]. ولكنه لا يحدث لجزيئات صغيرة مثل الفلور F_2 ، ولذلك تتجذب جزيئات F_2 وتوجد في الحالة الجبامدة ولا يحدث ذلك لجزيئات F_2 .
وتتغير الجزيئات التي تتجمذب إلى بعضها بعضاً بقوى لندن بفلاط تحمد وغلبان منخفضة . بينما نجد الجزيئات الصغيرة مثل CH_4 و F_2 في الألة الغازية في درجة الحرارة العاديّة

3-2-8 التجاذب بين جزيئات ثانويات القطب الدائم

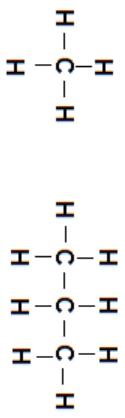
يرجع هذا النوع من التجاذب بين الجزيئات ذات القطبية الثانوية الدائمة مثل HCl أو الماء H_2O . وتتميز سوائل هذه المركبات بأن لها نقاط غليان وكذلك نقاط تجمد أعلى من سوائل الجزيئات غير القطبية التي لها نفس حجم الجزيئات . وقد تعرضنا لذلك في الفصل الخامس.

في عام 1930 وصف فريتز لندن (Fritz London) قوى التجاذب والتي تتشا

عن هذا النوع من التحرير المؤقت . وأطلق عليها اسم قوى لندن للتجاذب والتي من شأنها أن تجعل الجزيئات غير القطبية تتتجذب إلى بعضها بعضاً ولايسما تكون الجزيئات كبيرة للدرجة ما . فمثل قوى لندن تؤثر في جزيء البروبيلان بدرجة أكبر مما يتأثر بها جزيء صغير مثل الميتان .

4-2-8 الرابطة الـهـيـبـرـوجـيـنـيـة

لقد ذكرنا الرابطة الهـيـبـرـوجـيـنـيـة في فصل الروابط الكيميائية كأحد أنواع الروابط المعرفة . وستتعرف هنا على كيفية تشكيل هذه الرابطة نظراً لأهميتها في دراسة الحالة المسألة للمادة، وكذلك اثرها على درجات المغناطيس والتجمد للسوائل وعلى ظواهر مثل التوتر السطحي واللزوجة .



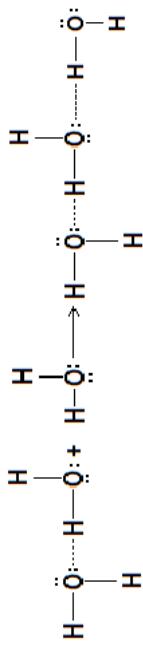
متان
بروبيلان

يحدث هذا الرابط إما احتوى جزيء على ذرة هييدروجين مرتبطة بذرت
كهرسلينية عالية ، واحتوى جزيء مجاور على ذرة ذات كهرسلينية تملك زوجاً من الاكترونات الحرقة تتجذب ذرة الهيدروجين على شكل بروتون إلى زوج الاكترونات

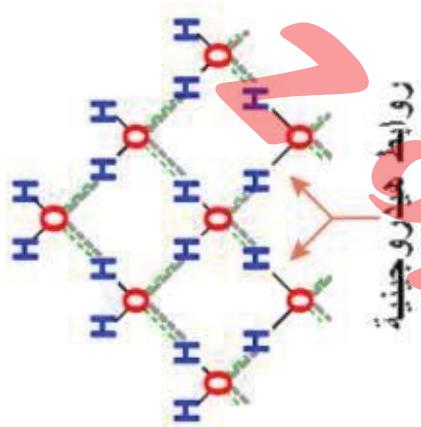
في الجزيء الماء وتصنع جسر بين الجزيئين ويؤدي ذلك إلى خلق الرابطة الهيدروجينية ويطلق على هذه الظاهرة الرابط الهيدروجيني . وقد لوحظ وجود روابط هيدروجينية قوية بين الجزيئات المحتوية على تتروجين وأكسجين وفلور . وتزداد قوة الرابط الهيدروجيني كلما صغر حجم الذرة المانحة لزوج الأكترونات ، فمثلاً نجد أن ذرتي التتروجين والكلور لها قوة كهربائية متساوية تقريباً إلا أن ذرة التتروجين (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 . وبالأثر وجود الرابط الهيدروجيني في خواص المركبات مثل الماء H_2O والشادر NH_3 وفلور الهيدروجين HF وبالأثر في ارتفاع درجات الغليان وبندين شكل الرابط الهيدروجيني في الماء .



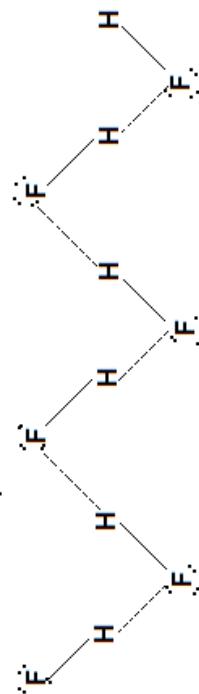
فك جزيء ماء به ذرتا هيدروجين وذرة أكسجين تملك زوجين من الأكترونات التي تساعد على انتشار الروابط الهيدروجينية في جميع الاتجاهات وهذا نجد أن الجزيء المشكّل H_4O_2 يتحدّد بجزيء ماء ثالث عن طريق جسر هيدروجيني ليعطي H_6O_3 كما يلي :



وقد يكون في الماء تجمعات بها أكثر من ثلاثة جزيئات ، ولكنها في تغيير مستمر نتيجة الطاقة التي تحتي عليها جزيئات الماء عن طريق روابط الهيدروجين بالصيغة العامة $(\text{H}_2\text{O})_x$.



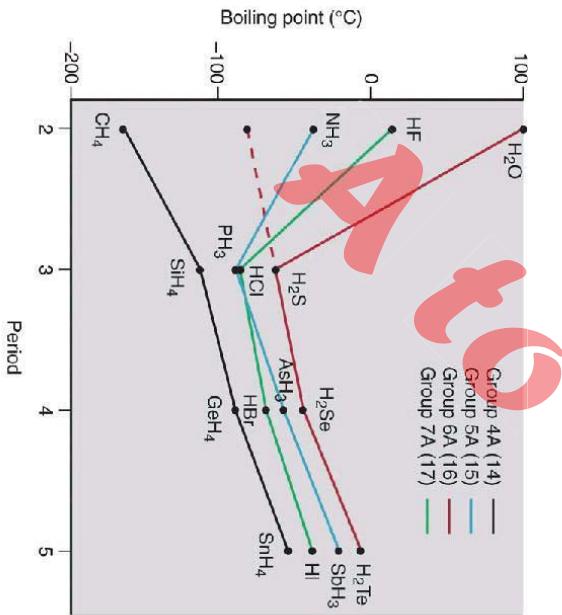
أما في حالة الشادر فقد أظهرت الأشعة السينية على أنها تتجمع تجتمع بيشبه تجمع جزيئات الماء كما تأكّد ذلك من تعين الوزن الجزيئي للشادر . وفي حالة فلوريد الهيدروجين (HF) وجد أن انحدار الجزيئات إلى بعضها بعضًا قويًّا . ويُمكن قياس طول سلسلة الجزيئات قياساً دقيقة وكذلك الزوايا بين الجزيئات وأوضاعها الفراغية بطريقة تبادلي كما في الشكل التالي .



8 - 2 - 5 ملخص عن قوى التجاذب

تتمكّس الاختلافات في التجاذب في المحتلّات خواصيجزيئات الطبيعية مثل تقاطل الانصهار والغليان . فإذا كانت قوى التجاذب كبيرة فإن تقاطلي الانصهار والغازات تكونان عاليتين .

ويوضح الشكل (6,8) الفروق بين اربع مجموعات من المركبات فنجد مثلاً أن الماء يتميّز بارتفاع تقاطلي الانصهار والغليان بسبب قوّة روابطه الهيدروجينية وشدة التجاذب حرزياته إلى بعضها البعض . على حين أن الجزيئات NH_3 ، HF ، H_2O و H_2S وكذا تقاطل انصهارها وغليانها . وبمقارنة HF و NH_3 و H_2O نجد أن خواصها مختلفة عن HCl و PH_3 و H_2S لاختلاف قوّة روابطها الهيدروجينية .



وإذا قارنا مجموعه غير قليلة بمجموعة أخرى Ne ، Xe ، CH_4 ، SnH_4 ، فسيجد أنه بالرغم من أن طبيعة الت Yazan انتشارها متشابهة من قوى لندن ، إلا أن

المجموعة الأولى يكون انتشار سحلية الالكترونات حولها كروياً لذلك كانت قوى التجاذب بينها ضعيفة، أما في المجموعة الثانية فتجد أن سحبابتها الاكثر ونسبة تناول للجزيء ثنائية قطبية. فتجعل جذب الجزيئات بينها أقوى منها في حالة الغازات النبيلة وإذا قارنا جزيئات لتر كيبيات مختلفة ولكنها ذات وزن جزيئي مشابلي تقريباً.

ويكينا النظر إلى مجموعة (H_2Te ، SbH_3 ، HI ، SnH_4) أو مجموعة (GeH_4 ، HBr ، ASH_3 ، Kr) فسنجد أنه من كل مجموعة أن نقاط الغلبلين للمواد الثلاثة المستقبلية تكون عالية وهذا يعني أن هذه الجزيئات تتطلب طلاقات حرارية أكبر لتبتعد عن بعضها البعض.



نفي حالة الماء نجد أن قوى التجاذب الالتصاق التي تنشأ من وجود مجموعات H_2O - $\text{O}-\text{H}$ هي قوية بين الماء وسطح الزجاج مما يسهل الانتشار للماء على سطح الزجاج ، ونظرًا إلى أنها أقوى من قوى التجاذب الضامنة فإن ذلك يؤدي إلى تغير سطح الماء، أما في حالة الزئبق فإننا نجد أن قوى التجاذب الضامنة أكبر من قوى التجاذب الانصاق وهذا يؤدي إلى تحدب سطح الزئبق داخل الأنابيب الزجاجي .

8 - 2 - 7 تحول الغاز إلى سائل

يتتحول الغاز إلى سائل تحت ظروف معينة من الضغط ودرجة الحرارة ، فانهachsen درجة الحرارة يفقد الجزيئات الغازية جزءاً من طلاقتها ويقلل حجم الغاز مما يجعلها متقاربة من بعضها فتزيد قوياً التجاذب فيما بينها .
ويساعد ازدياد الضغط وانخفاض درجة الحرارة على اقتربان الجزيئات من بعضها بعضاً حتى تصل إلى الحالة السائلة . ولكي يتتحول 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 .

وتحتختلف درجة الحرارة الحرجة والضغط الحرج اختلافاً كبيراً لغازات المختلفة . وذلك لاختلاف طبيعة الجزيئات وقوى التجاذب فيما بينها . فالمواد السهلة الإسالة مثل الشادر NH_3 وثاني أكسيد الكبريت SO_2 . حيث تكون قوى التجاذب كبيرة وبشكل أن نجد نقطتها الحرجة بيسير ، وتحتختلف قوى التجاذب بين جزيئات السائل ويمكن تسميته قوى التجاذب الضامنة ، أم الثالثة فتشمل عن التجاذب بين جزيئات السائل وسطح الأنابيب ويمكن تسميته قوى التجاذب الانصاق وأنتر ما يحدث في الأنابيب المملوئين بالماء والزنبق .

6-2-8 اختلافات في سلوك السوائل

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



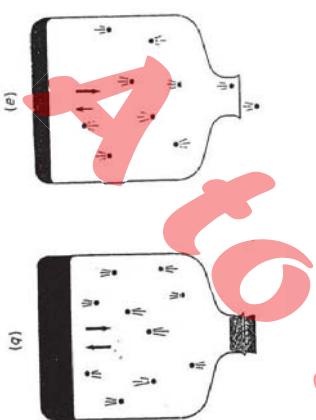
الشكل 7.8

وأخيراً نلاحظ من الشكل (6.8) السلوك المدهش للمركبات NH_3 ، HF ، H_2S ، HCl ، PH_3 ، H_2O فقط غلينها وتنقلان انصهاراً العالية بالمقارنة مع H_2O تكون بسبب الروابط المهدورة جينية القوية بين جزيئاتها .

8 - 2 - 8 تبخير السائل

غير الفطبية نظرًا إلى قوة جذب الجزيئات البعضها بعضاً ، وبذلك يمكن إسالتها عند درجة حرارة الغرفة باستخدامة ضغوط عالية لأما الهيدروجين والنتروجين فعلاً يمكن إسالتها عند درجة حرارة الغرفة مهما كان المضغوط عالياً ، ويتم تحضير درجة الحرارة إلى درجة الحرارة الحرجة قبل أن يتخلو إلى الحالة السائلة . جدول (2) .

الغاز	نقطة الغليان °C	درجة الحرارة الحرجة	النقطة الحرجة
المهيدروجين	-252.8	239.9	12.8
النتروجين	-195.8	-25.5	-146.9
الإكسجين	-183.0	-50.1	-118.4
الميثان	-161.5	-45.4	-82.6
ثاني أكسيد الكربون *	-78.5	72.9	31.0
البروبان	-42.1	42.0	96.8
النشادر	-33.4	11.3	132.4
فريزن	-29.8	39.6	111.5
ثاني أكسيد الكبريت	-100	77.9	157.5
البروتان	-0.5	37.5	152.0
الماء	2	18.3	374.2



(a)

(b)

الشكل 8.8

تبخير سائل في إناء مفتوح و يخرج بخاره ليحيط بالهواء

تبخير سائل في إناء مفتوح و يخرج بخاره ليحيط بالهواء
تبخير سائل في إناء مغلق و ازان النظام بين البخار والسائل نتيجة تشبع الإناء بالبخار أو تسلاوي معدل هروب جزيئات

(*) لا يوجد ثاني أكسيد الكبريت في حالة سائلة عند ضغط جوي واحد وليس له نقطة غليان ، أو حتى نقطة انصهار لأنه يتسامى عند 78.5°C .

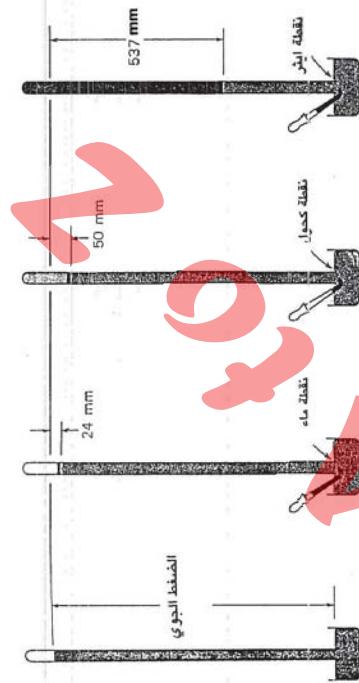
حينما تكون قوى التجاذب بين الجزيئات ضعيفة أو يتم إضعافها بعامل خارجي في سائل ما ، يمكن لهذه الجزيئات أن تغادر سطح السائل ليكون البخار يتجمع فوق سطح السائل ملادمة درجة الحرارة تسمح بذلك كما هو واضح من الشكل (8.8) .

وابداً كان الإناء مقوٍّ حاً فإن بخار السائل يختلط بالهواء أما إذا كان الإناء معاقلاً فإن حالة من الانزلاق تنشأ بين جزيئات السائل المغادر للسطح لتصير بخاراً وبين جزيئات البخار العائد إلى السائل .

وهناك سوائل سهلة التبخر مثل الكحول الإيثيلي ولكن هناك سوائل عسيرة التبخر في الدرجات العاديّة مثل زيوت التشحيم وفي الدرجات العاديّة مثل زيوت التشحيم

8 - 2 - 9 ضغط البخار

عندما يتغير السائل في إناء مغلق وتنشأ حالة اتزان بين الجزيئات المغادرة والجزيئات العائدة . ونجد أن حالة الاززان تؤدي إلى ضغط ثابت للبخار عند درجة حرارة ثابتة . ومن الممكن دراسة ضغط بخار السائل - عند درجة ثابتة من الحرارة - بداخل عينة قليلة من السائل إلى فراغ طوري بشيلي . ففي حالات ضغوط الماء والكحول والاثير نجد أن ضغط الماء أقلها أما أكثرها فهو ضغط اثير الابيلى شكل (8.9) .

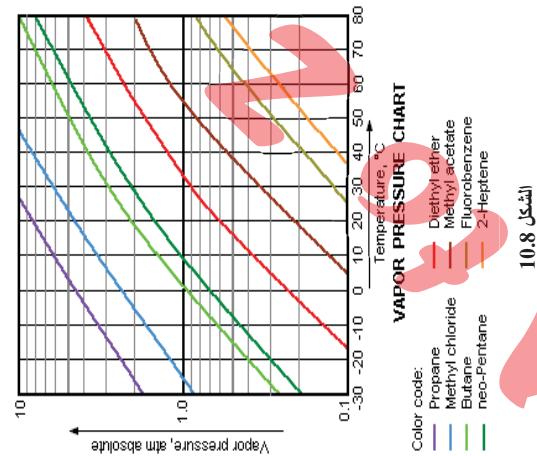


الشكل 9.8

تعين الضغوط البخارية السائل عند الدرجة 25°C فنجد ادخال نقطة من السائل داخل بارو متراً فإن النقطة ترتفع إلى قمة عمود الزريق ويتغير جزء منها . ويصبح الغراغ أعلى الزريق مسبحاً بسرعة أي بمعنى أن حالة الاززان قد وجدت بين الحالتين المساللة والبخار للعينة . ويفتح الضغط الناتج من قوى البخار عمود الزريق إلى أسفل مسافة هي قياس مباشر للضغط البخاري .

وهذا نلاحظ أن السبب هو روابط هيدروجين التي تمنع جزيئات الماء من مغادرة سطح الماء ولذلك فإن ضغط الماء أقل من حالة اثير الابيلى $\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5$ ذي الضغط الأعلى لعدم وجود روابط هيدروجينية فيه .

وفي سائل فيه روابط هيدروجينية أكثر من الماء والسائل الأخرى كما يوضح من البنية حيث يوجد مجموعتي هيدروكسيل $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ في كل جزيء مما يساعد على وجود روابط هيدروجينية تجعله مختلف عن السائل الأخرى . كما تظهر في الشكل (10.8)



الشكل 10- 2 - 8 التشريح فوق نقطة الغليان

إذا سخن سائل في إناء ذي سطح ناعم الملمس فإن الفاقيع لا تتكون تكونا سهلاً بل تتسمر درجة حرارة السائل في الارتفاع فوق نقطة الغليان وب غالباً ما يكون هذا السائل في حالة من عدم الاستقرار وقد يعلق فجأة ، نقطة غليانه و غالباً ما يكون هذا السائل بعض جبات ويسبب أخطار في المختبر . وشافي مثل هذه الأخطار توسع في السائل بعض جبات من حجر خشن أو قطع زجاج مكسور تساعد على الغليان عند نقطة غليانه العادية .

11 - 2 - 8 تجمد الماء

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

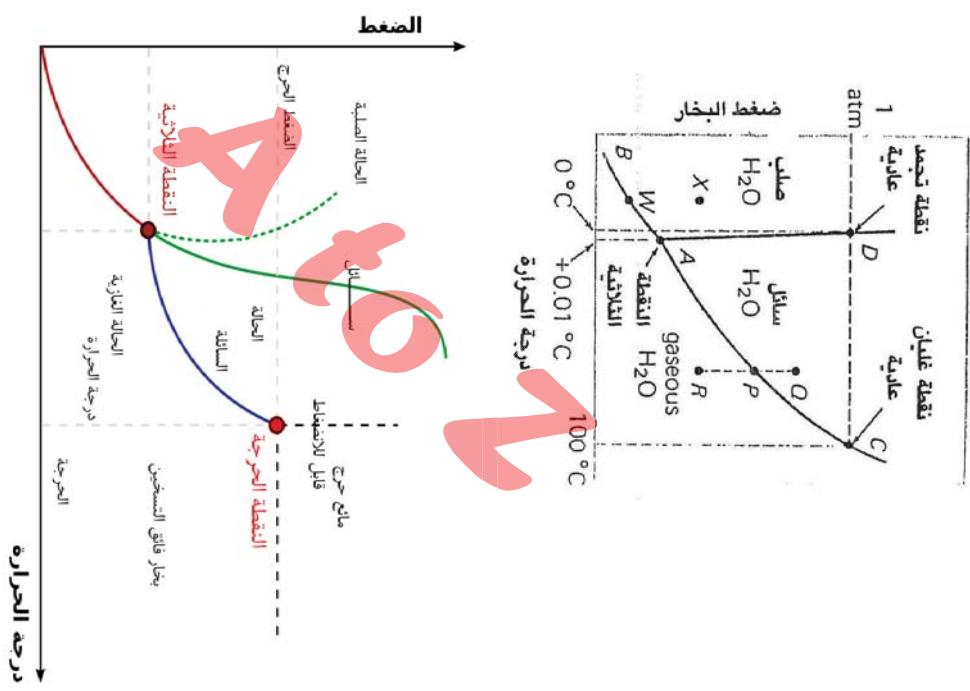
فإن حدث أن اختلفت حالة الاتزان بإضافة طاقة حرارية بتسخين النظام أو سحبها بترید النظام فلن أحدي صورتي المادة سيكون لها الغنية وتحول المادة إلى الصورة السائلة فقط أو إلى الصورة الجامدة.

يؤثر الضغط بشكل طفيف في نقطة الانصهار ولا يمكن ملاحظته إلا عند الارتفاع الكبير في الضغط لأنّه سوف يغير حالتة 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 أبي إلى انخفاض نقطة تجمد الماء.

12 - 2 - 8 الأطوار الثلاثية للماء

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



شكل الأطوار الثلاثية للماء
11.8

١٣ - ٢ - ٨ التوتر السطحي

وي يمكن أن نلاحظ من الشكل ما يلي :

١- على امتداد الخط AC يوجد اتزان بين البخار وسائل الماء إذا بدأنا من النقطة P على الخط AC وجدنا أنه لو ارتفع الضغط إلى Q وبقيت درجة الحرارة ثابتة فإن بخار الماء سوف يتكتّف محولاً إلى ماء . إذا انخفض الضغط إلى R فوق بخار الماء تماماً إلا بذلك على امكانية رفع حالة الازان نحو البخار أو السائل عند تغيير الضغط معبقاء درجة الحرارة دون تغير .

وإذا اختربنا نقطة مثل عند ضغط معين ودرجة حرارة ثابتة فإننا نجد ، الطور الثابت هو الثلج عند هذه النقطة .

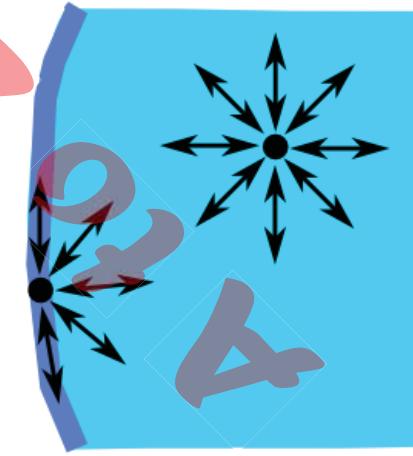
٣- وعلى امتداد الخط AB نجد الترتيب بين بخار الماء والثلج وتكون النقطة W مثلاً على ذلك .

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

٥- ويطلق على النقطة A بالنقطة الثالثة تكون فيها الأطوار الثلاثة للماء في حالة اتزان .

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 تحاذيبة تبادلية مت antagonist من جميع الجزيئات المتighbورة ومن جميع الجهات ، وبالتالي تكون محصلة القوى في هذه الحالة مسؤولية الصفر كما في الشكل (١٢.٨) .



الشكل ١٢.٨

يتبعها تأثير الجزيئات قرب وعلى الحدود السطحية للسائل بقوى تحاذيبة غير مت antagonist . حيث تكون محصلة القوى في هذه الحالة متوجه نحو الأسفل أي نحو داخل جسم السائل تقليل السوائل بصورة عالمية لقليل عدد الجزيئات المتواجدة على الحدود السطحية ، لذلك بحلول كل سائل تقليص حدوده السطحية إلى أصغر حد ممكن .

3 - 8 الجوامد المتبلورة أو الحالة الصلبة

يتم ذلك عندما يحصل على شكل كروي، وهذا مانلاحظه بالفعل حيث تمثل السائل التشكيل تقاطع على شكل كروي كنقطة الماء والزئبق.

ويعرف التوتر السطحي بالقوة المؤثرة خلال سنتمر واحد من الطول في مستوى السطح ويعاد مقاييس القوى بين الجزيئات التي تمارس في السائل ، ويتعلق بدرجة المقام للتندد .

ويعد مقاييس القوى في عالب الأحياء متاظرة مدافعة العلماء إلى تصور بنائها من ذرات أو جزيئات مرتبة ترتيباً خاصاً داخل البلورات .

الحرارة وتوزع السائل .

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

السائل	نوع السائل	القطبية	التوتر السطحي dyn/Cm	الطول C°	الارتفاع Cm
الماء	1	شدب القطبية	58.9	72.8	60 Cm
حمض الخل	2	قليبي	-	27.6	100Cm
كحول الایتيل	3	قليبي	-	19.0	22.5
الهكسان	4	غير قطبي	-	18.4	-
ایثر الایتيل	5	قليل القطبية	8.0	17.0	-

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 تتمو بها البلورة عند تكونها . فنجد أن بلورات تتسمى إلى المعubits يمكن لها اثناء نموها أن تأخذ صوراً خارجية متعددة بسبب نمو البلورة تحت ظروف مختلفة .

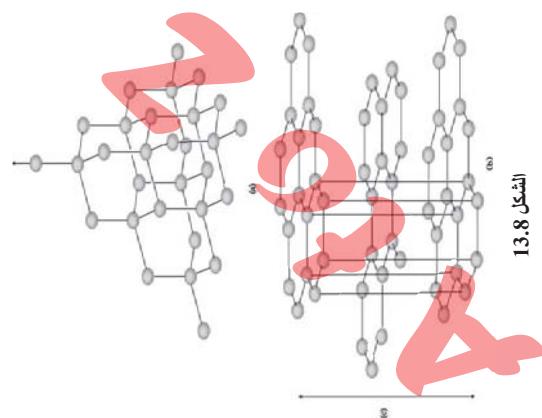
2-3-8 التشكيل البلوري (أو التشبيه البلوري)

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



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

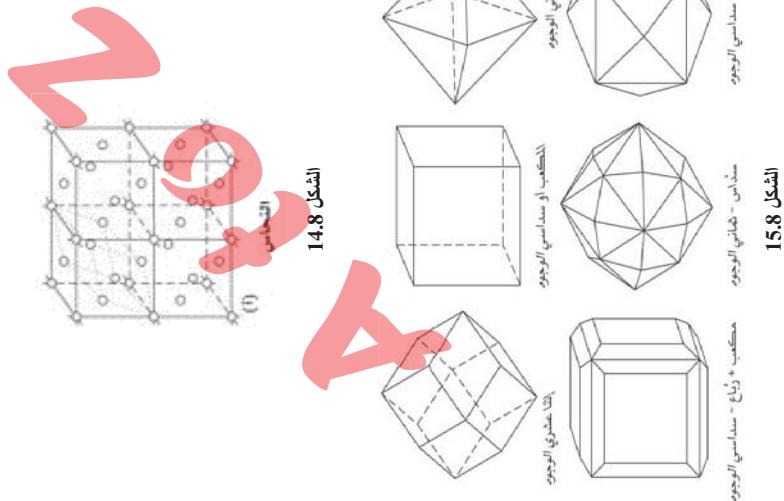
عليها اسم المواد ذات البلورات المعدودة مثل كربونات الكالسيوم CaCO_3 وثاني أوكسيد السليكون SiO_2 والكبريت S والكربون C كما نجد أن الجرافيت والملاس لهما بلورات مختلفة على الرغم من أنها من الكربون .
وإذا حدث التعدد البلوري في عنصر وليس في مركب أطلق عليه اسم التآصل فتكون بلورات العنصر المختلفة متصلة كما يظهر في الشكل (13.8)



وهذا جوامد ليس لها شكل بلوري محدد مثل الزجاج ويطلق عليها الجوامد عديمة الشكل البلوري (أو الجومد الزجاجية) وتختلف هذه الجوامد عن الجومد البلوري بأنهَا 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، وكل وحدة من هذه الوحدات الأساسية محاور ثالثة لها أبعاد محددة وبها ترتيب الذرات أو الجزيئات أو الأيونات . وللبلورات ستة أشكال هندسية مختلفة تعتمد على نظام الوحدات الأساسية فيها .
وسوف نكتفي هنا بالإشارة إلى بعض البلورات المكعبية والسداسية ورباعية الوجه وثمانية الوجه شكل (15.8 و 14.8)



ونجد ترتيباً للوحدات بروميد البوتاسيوم في البلورة من دراستها بالأشعة السينية

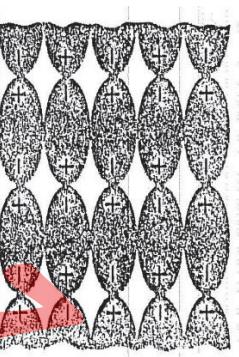
ويikan أن نجد البلورات في المركبات الأيونية والمشتركة والفالز .

وتحتاج الجزيئات المقطبية أو ذات القطبية الصمغية عن مثيلاتها القطبية في أن الأولى توجد في الحالة الغازية عند درجات الحرارة العادلة مثل CH_4 ، CO ، CO_2 أما الثانية فتوجد بصورة سائلة أو جامدة في غالب الأحيان .

4-3-8 البلورات في المركبات الأيونية

توجد مركبات المواد الجاماذه ذات الروابط المشتركة في صورة جزيئات داخل بنية بلوراتها مثل Br_2 وثاني أوكسيد الكربون CO_2 والهكسان C_6H_{14} والشادر $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3$ والكحول الإيتيلي H_3O . وتتميز هذه المركبات بأنها تتضمن انصهارها وغليانها عمما تتجده في المركبات الأيونية . وعلى الرغم من أن قوة ربط جزيئات المركبات الشائهة ببعضها بعضًا ضعيفة - قوى فاندر فالس - ويمكن تحرير الجزيئات من بعضها البعض باستخدام طاقة حرارية قليلة أما في المركبات الأيونية فإن قوة ربط الجزيئات كبيرة ولا يمكن التغلب عليها إلا بطاقه حرارية عالية وكافية للتغلب عليها .

وهذا عد قليل من العناصر الملاهزية مثل الكربون والسليلون وبعض المركبات مثل كربيد السليلون يوجد كل منها على شكل بلورات تترا باطنها بروابط مشتركة قوية من كافة الاتجاهات ويمكن أن تعد البلورة جزيء C_6 كبير جامد وقابل للكسر وتنقشة انصهاره عالية .
ويوجد نوعان من بلورات العناصر أو المركبات المشتركة . النوع الأول نجد فيه الجزيئات الفردية إما لا قطبية أو قطبية ضعيفه ، وفي هذه الجرامد تتشدد الجزيئات دون ترك فراغات بينها . ويكون النترون الثنائي قطبياً وترتبت فيه الجزيئات الفردية بحيث يتجاوز الجزء الموجب من جزيءه مع الجزء الماليك من جزيء آخر كما ذكر في الشكل فرعاً يبينها يبلغ نصف الحجم المعروف لمول من الماء دون أن تستعمله .



شكل 16.8
حشد جزيئات قطبية داخل بنية البلورة

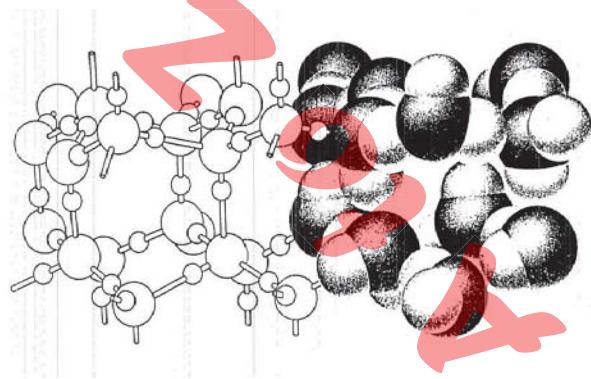
5 - 3 - 8 بنية الثلوج والماء

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

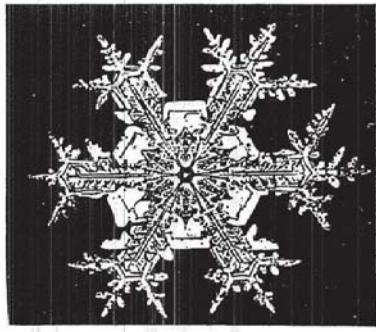
$$1.10^{-8} \text{ cm}^3 = 9 \text{ cm}^3$$
$$1 \text{ A} \times 6.02 \times 10^{23}$$

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 يبينها يبلغ نصف الحجم المعروف لمول من الماء دون أن تستعمله .

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



الشكل 17.8
ترتيب جزيئات الماء في بلوره للثلج ، فيها كل ذرة أكسجين تحيط بها (4) ذرات هيدروجين



الشكل 18.8
المتسق في نصف الثلوج الذي يخليه النظر

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

ويرجح اختلاف الماء والثلج عن غيرهما من المواد إلى وجود الروابط الهيدروجينية التي تتحطم حينما يتحول الثلج إلى ماء عند انصهاره . ومن ثم تزداد قابلية جزيئات الماء إلى أن تخدش بالقرب من بعضها بعضاً فيؤدي ذلك إلى ازدياد في كثافة الماء ، ويستمر الازدياد في كثافة الماء حتى تصل إلى حدتها الأقصى عند درجة 0°C . وتبلغ حينذا 1.0 g.Cm^{-3} .

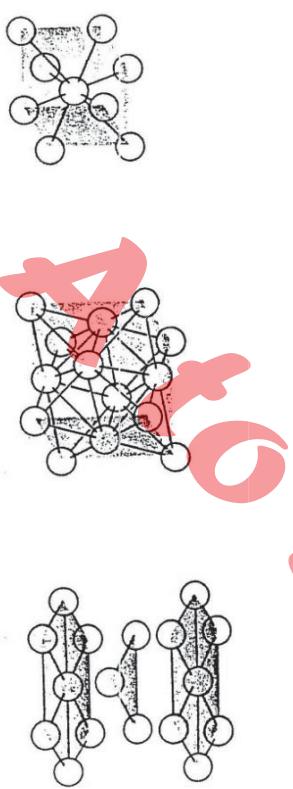
وإذا استمر تسخين الماء إلى درجات أعلى من 4 وجدنا أن كلّة الماء تقلّ تدريجياً

ويزداد حجم الماء بسبب زيادة حرارة الجزيئات التي تفوق معدل تحطم المركب من الروابط الهايدروجينية ، أي عامل التعدد يفوق عامل الانكماش .

ونظراً إلى تشابه رقم التسلاند بين النوع السادس والمكعب ذو مركزية الواجهة .
 يجعل الآثرين يتّميان إلى الشكل السادس الحشد شكل (20.8)

5-3-8 الجوامد الفنزيرية

إن أيسط الجوامد هي التي تتكون من عنصر واحد حيث تترتّب ذرات العنصر داخل بنية الفاز ترتيباً منتظاماً شبيه ترتيب جبهات البرتقال في الصندوق . ويظهر الشكل ترتيب الذرات في بنية فاز جهة اليسار مكعب به ذرة في مركز الجسم والثاني مكعب وفيه ذرة في مركز كل وجه والثالث سادسي وزراته مشحودة بجوار بعضها بعضاً.

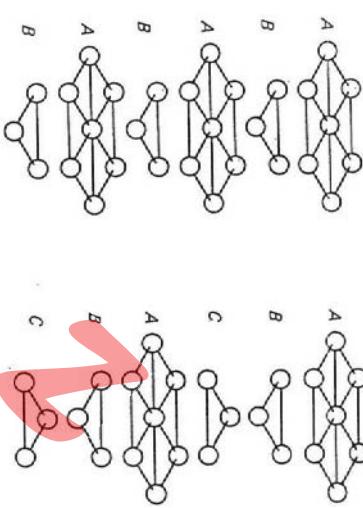


الشكل 19.8

بعض الأمثلة التي تختلف عن بعضها في ترتيب الذرات التي تتتمى إلى ثلاثة

أنواع منها نوعان من المكعبات الأول توجد فيه الذرة في مركز المكعب ويطلق عليها مركزية جسم المكعب ويليه رقم تساندها (8) وفي الثاني توجد الذرة في مركز واجهة المكعب ويطلق عليها مركزية واجهة المكعب ويليه رقم التساند (12) .

طریق حل لزرم المستويات مشحودة سادسياً . وعندما تتقاسس المستويات فإن كل كرّة تنسس ثلاثة كرات من كل من المستويات



الشكل 20.8

وتعدّ عناصر الكروم والحديد والصوديوم والبوتاسيوم منتسبة إلى فصيلة مركزية جسم المكعب . أما عنصر الألمنيوم والنحاس والفضة والذهب والبلاتين والرصاص فتنتمي إلى فصيلة مركزية واجهة المكعب وأخيراً نجد أن الكالسيوم والخارصين والمغذيريوم تنتمي إلى الفصيلة السادسية .

وتشتّابه بنية الفازات مع بنية المواد الأيونية لأنّ كالتا البنتين تتكون من أيونات أو ذرات منتّظمة في جميع الاتجاهات داخل البنية وتمثل وحدة كبيرة حدودها هي حدود البلاور نفّسها وربما أمكننا أن نصفها بأنّها جزءٌ كبيرٌ للحجم .

8 - 3 - 6 الخواص الفيزيائية للفلزات

الفلزات درجة توصيل حرارية وكهربائية عالية ولها بريق فلزي يشبه اللون الرمادي اللامع أو الفضي . كما أن ذراتها تحشد في بنية الفلز في ثلاثة فضائل تحشد بتناسق بحيث تكون محصلة طاقات التجاذب والتنافر في حدتها الأدنى ، مما يجعل كثافتها عالية . ومن الممكن شدها في أسلاك رفيعة أو طرقها الصناعية رقيقة رغم قوتها نسبياً .

8 - 3 - 7 الرابطة الفلزية والألكترونات

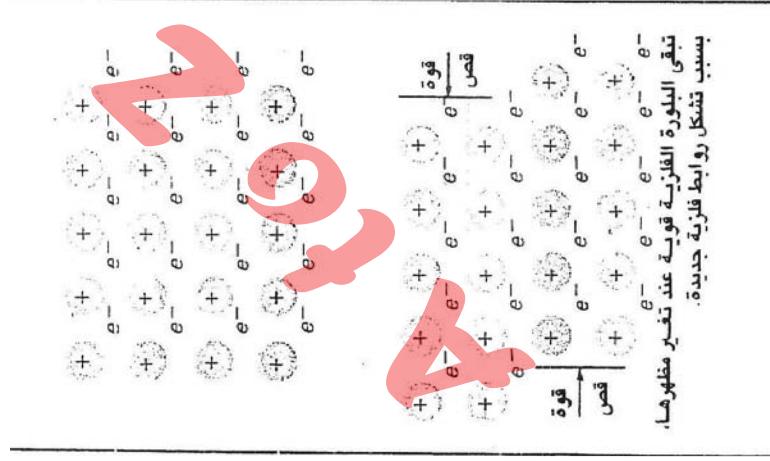
تشير الخواص الفيزيائية للفلزات إلى أن الروابط بين ذراتها ليست روابط أيونية أو روابط مشتركة . وبالرغم من أن الألكترونات الواقعة في المدار الخارجي لا يزيد عددها على أربعة ، إلا أن كل ذرة تتشارك مع ثماني ذرات (8) أو الشيء عشري ذرة (12) ومعنى ذلك أن عدد الألكترونات أقل مما هو ضروري لعمل روابط أي نوع معروف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

ويميل الرأي إلى أن بعد الفلز ذو بنية مكونة من أيونات موجبة تحيط بها سحابة إلكترونية حدة لا تشترك في ربط أيونين ببعضهما دائماً ولكنها تشترك فيربط جميع الأيونات الموجبة في الوقت نفسه ، وهذه السحابة الألكترونية يطلق عليها الرابطة الفلزية .

وتختلف الرابطة الفلزية عن الرابط الأيونية والمشتركة لأنها تمنح الفلز صلابة قوية . وفي الوقت نفسه تسمح للفلز تحمل ظروف معينة بتغيير شكله مثل سحبه في صوره 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 خاصية التوصيل الحراري للفلزات .

إذاً تشخيص الفرز يساعد على رفع السحابة الإلكترونية من المنطقة الساخنة إلى المنطقة الباردة في الفلز . ويشهد الشكل (21.8) الرابطة الفلزية والألكترونات الموجودة فيها .



الشكل 21.8

تبقى البلاستيكية عند تغيير مظهرها ، بسبب تحول روابط فلزية جديدة

8 - 3 - 8 السيراميك

السلسلة الفصل الثالث

السيراميك هو مادة صلبة لا عضوية وغير معنوية تحضر بتسخين مادة أو مزりج من مواد إلى درجات حرارة عالية . ومعظم المواد السيراميكية تكرر ذات بنية جزيئية لكن بعضها مثل أوكسيد المغنتيوم تحوي أليونات معنوية في بنيتها . يصنع السيراميك غالباً بتسخين الغضار الذي يحوي أوكسيد الألمنيوم أو الرمل الذي يحوي أوكسيد السيليكا مع مواد أخرى . ويمكن أن يصنع السيراميك بشكل معقدة .

8 - 3 - 9 خصائص السيراميك

- له نقلة انصهار وغليان مرتفعتان جداً .
- له بنية جزيئية عدلاقية يحتاج إلى درجات حرارة عالية للتحطيم الروابط التشاركية القوية .
- لا ينقل التيار الكهربائي لأنه لا يحوي أليونات ولا الكترونات حرقة الحركة .
- لا ينحل الحرارة لعدم وجود الكترونات حرقة .
- يستقر بمتانة في درجات حرارة عالية فوق (C^0 55) تدعى المواد التي لها هذه الخاصية بالمواد المدارية .
- البنية قاسية لا يمكن خشها بسهولة لأنه من الصعب كسر الروابط التشاركية في الشبكة الثلاثية الأبعاد .
- خامل كيميائياً بسبب أن الإلكترونات في الذرات لبنية السيراميك تكون مقيدة بقوّة بروابط تشاركيّة وغير جاهزة للتفاعل .

1- عينة من الأكسجين تزن 1.43g وبلغ حجمها 1.00L عند درجة حرارة 0.00°C وضغط بليل واحد جو (atm) ؟

1- جرذان مشتمل بهما عنصر النيتروجين ، فإذا كانت درجة حرارة الجرة الأولى C^0 2 وضغطها atm ودرجة حرارة الثانية 100^0C فكم سيokin الضغط في الجرة الثانية ؟

3- احسب حجم 0.10mol عند الضغط ودرجة الحرارة القبابيين (STP) .

- 4- أيهما يحتوي على عدد أكبر من **الجزيئات** : 1L من الهيدروجين عند 740mm و 740mm و 27^0C ، أو 1L من الأكسجين عند $770mm$ و 27^0C ؟
- 5- بعد أن يمثلّ هواء البالون الساخن بغازات ساخنة - هل ترتفع قوّة صمود البالون إذا دفعنا هواء ساخن أكثر إلى داخله حتى يحتوي البالون على هواء ساخن أكثر في نفس الحجم ؟ أشرح السبب .

- 6- احسب الوزن الجزيئي مركب غازى كذلكه $L^{-1} 0.05$ عند معدل الضغط و درجة الحرارة القبابيين (STP) .

- 7- احسب الموزن الجزيئي لغاز مجهول اذا كان وزن 50ml منه يساوي 0.5g عند الضغط و درجة الحرارة القىاسين (STP) .
- 8- ما حجم 3.2g من ثاني أكسيد الكبريت SO_2 عند الضغط و درجة الحرارة القىاسين (STP) .
- 9- كم يبلغ عدد جزيئات الأكسجين الموجدة في 1.0L من هواء يزن 1.29g وبه نسبة أكسجين تبلغ 21% وزنا .
- 10- عينة من التفروجين تتضمن 80.0ml عند درجة حرارة 25°C و ضغط 1.00atm احسب الحجم الذي يشغلة عند 50°C و ضغط 3atm .
- 11- ما الحجم الذي يشغلة 0.5mol من غاز الاثيلين عند درجة حرارة 73°C و ضغط 1520torr .
- 12- اذا كان حجم كمية من غاز الايثان هو 200cm^3 عند درجة حرارة 27.0°C و ضغط 20.0psi ، اوجد الحجم عند الضغط و درجة الحرارة القىاسين (STP) .
- 13- احسب وزن الهايدروجين الموجود في مستودع حجمه 75L و ضغط 120atm و درجة حرارته 25°C .
- 14- اجب عن الأسئلة التالية :
- ما حجم الهايدروجين الذي يتحدد مع 12.0g أكسجين عند الضغط و درجة الحرارة القىاسين (STP) .
 - ما حجم الأكسجين المتقابل .
 - ما وزن الماء المتكون .
 - ما وزن الهايدروجين المتقابل .
- 15- اوجد حجم الهايدروجين في ظروف (STP) الناتج من احراق 5.4g من الألمنيوم محل البيروجين في HCl .
- 16- ما الحجم اللازم من الهايدروجين تحت ضغط يبلغ 0.80atm و درجة حرارة 25°C لاحتزال 0.50g من أكسيد النحاس (II) الى نحاس و ماء .
- 17- احسب حجم الأكسجين عند (STP) اللازم ليحول بالاكستة 11.2L اثيلين C_2H_4 الى ثاني أكسيد الكربون و ماء .

الجدول الملحقة

جدول 1.A.1 وحدات SI الأساسية

الرمز	الكمية الفيزيائية	اسم الوحدة	الكتلة
m	الطول	متر	كيلوغرام
kg			ثانية
s			أمبير
A			كلفن
K			مول
mol			كانديلا
cd			

تعريفات وحدات SI الأساسية

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

الكريبيون

الكيلوغرام: هو كتلة من اسطوانة صنعت من سبيكة الـ 192631770 ذرية من باريس

المكتب الدولي للأوزان والقياسات في باريس

الثانية: هي مدة زمرة من الاشتعال المناظر للانتقال بين

سويتين معيتين لذرة السبيزيوم

الأمبير: هو التيار الذي عند امراره خلال السلكين المتوازيين المتصلين

بواسطة 1 متر من الفراغ ينتج قوة بين السلكين مقدارها 2×10^{-7} نيوتن لكل متراً من

الطول

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

الثلثية للماء

المول : هي الكمية من المادة التي تحتوي على عديد من الموجودات كما تكون الذرات

في 0.012 كيلوغرام بالضبط من كربون 12 -

كandlera: هي الكثافة الضوئية من 1/6000000 من المتر المربع لجسم أسود عند درجة حرارة تتحمد للبلاتين (2045k)

جدول 2.2 ببعض وحدات SI المشتقة و اسمائها الخاصة

تعريف وحدة	رمز وحدة	اسم وحدة	الكمية الفيزيائية
SI	SI	N	قورة الدفع
نيوتن	SI	Pa	الضغط
بسكال	SI	kg.m ⁻¹ .S ⁻² (=N.m ⁻²)	الطاقة
جول	SI	kg.m ² .S ⁻²	الفورة
وات	SI	Kg.m ² .S ⁻³ (=J.S ⁻¹)	الشحنة الكهربائية
كيلوم	SI	A.S	فرق الجهد الكهربائية
فرولت	SI	(J.A. ⁻¹ =V.A. ⁻¹)	القاومة الكهربائية
أوم	SI	Kg.m ² .S ⁻³ .A. ⁻¹	التيار
هرتز	Hz	Kg.m ² .S ⁻³ .V. ⁻¹	(دوربة ثالثية) S ⁻¹

جدول 3.A.1 الأنقاب التصديرية للمضاعفات واجراءه ووحدات SI

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

جدول 4.A ثوابت فيزيائية عامة

جدول 6.A المكافلات (معلمات التحويل)

الثابت	الرمز	القيمة	SI	وحدات CGS
سرعة الضوء في الفراغ	C	$2.9979 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$	$\times 10^{10} \text{ cm.s}^{-1}$	$\times 10^{10} \text{ cm.s}^{-1}$
الشدة الأولية	e	1.6022	10^{-19} C	$10^{-20} \text{ cm}^{1/2}. \text{g}^{1/2}$
ثابت أفو غاردو	N _A	6.0220	10^{23} mol^{-1}	10^{23} mol^{-1}
وحدة الكثافة 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 نيترون مستقر	m _n	1.6750	10^{-27} kg	10^{-24} g
ثابت بلانك ^(b)	h	6.6262	10^{-34} J.s	10^{-27} erg.s
ثابت رابينز ^(b)	R _{so}	1.0974	10^7 m^{-1}	10^5 cm^{-1}
ثابت الغاز	R	8.3144	$10^0 \text{ J.K}^{-1}. \text{mol}^{-1}$	$10 \text{ erg.K}^{-1}. \text{mol}^{-1}$
STP، حجم غاز مولاري،	V ₀	22.414	$10^2 \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1}$	10^1 L.mol^{-1}

^a يستعمل رمز amu عادة في الولايات المتحدة ولكن ^b هو الرمز المطبق.

^b يعود رمز R_∞ ثابت رابينز إلى الكتلة النووية اللانهائية.

جدول 5.A مكافلات لوحدات شائعة

مكافلات SI (بالضبط)	معنون الوحدة	اسم الوحدة	الكمية الفيزيائية
$2.54 \times 10^2 \text{ m}$	In	بوصة ^(a)	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
$13.5951 \times 980.665 \times 10^5 \text{ Pa}$	mmHg	ميلىتر زنبق	الطاقة
$1.055056 \times 10^3 \text{ J}$	Btu	وحدة حرارية بريطانية	الطاقة
$3.6 \times 10^6 \text{ J}$	kWh	كيلو وات - ساعة	الطاقة
4.184 J	Cal	كالوري ^(a)	الطاقة
$3.7 \times 10^{10} \text{ s}^{-1}$	Ci	كورسي ^(a)	الأشعة (نووي نشطة شعاعيا)
$2.58 \times 10^4 \text{ C.kg}^{-1}$	R	روتنجن ^(a)	التعرض (أشعة X أو γ)

كان استعمال هذه الوحدات مجازا لفترة زمنية محددة

جدول 7.A الضغط البخاري للماء عند درجات حرارة مختلفة

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