عنوان المحاضرة

حالات المادة

states of matter

اسم المقرر

الكيمياء الفيزيائية

د. سميرة سليمان

حالات المادة

states of matter

الروابط بين الجزيئات و حالات المادة

والمقصود هنا المادة الكيميائية الصلبة و السائلة و الغازية للتعرف على ذلك لا بد بالبدء من بنية الذرة و بنية الجزيء و الروابط التي تربط بين الذرات و الجزيئات مع بعضها و أنواع هذه الروابط و كيف تؤثر في طبيعة المادة في حال كانت هذه المادة صلبة أو سائلة أو غازية و من معرفة المادة و خواصها نتعرف على الخواص و القوانين التي تحكم هذه الحالات و الصفات التي تؤثر في الصناعة الصيدلانية .

الروابط بين الجزيئات

توجد المادة بإحدى حالاتها الثلاثة نتيجة وجود تنافس بين نوعين من القوى هما :

الطاقة الحركية أو الحرارية : و هي التي تدفع الجزيئات نحو الفوضى و الحركة العشوائية مما يؤدي إلى ابتعاد الجزيئات عن بعضها البعض و هي مسيطرة بالحالة الغازية .

الروابط بين الجزيئات : هي التي تعطي الجزيئات حالة الترتيب و النظام و تقلل من حركتها و تعمل على ربط الجزيئات مع بعضها البعض و هي مسيطرة بالحالة الصلبة .

أما في الحالة السائلة فنلاحظ وجود توازن بين هاتين القوتين و ما يجب الإشارة إليه هو أن الروابط بين الجزيئات موجودة في جميع الحالات و لكن تختلف بين الحالة و الأخرى بقوتها حيث تكون قوية في الحالة الصلبة و في بعض السوائل بينما تكون ضعيفة في الحالة الغازية وخاصة الغازات الخاملة و سميت هذه الروابط باسم العالم الذي اكتشفها و هو العالم السويدي فاندرفالس .

سؤال : لماذا يحتاج تمييع غاز الهليوم إلى تبريده إلى درجة -269°م ؟

الجواب : حتى يتميع الغاز نطبق عليه ضغط (من أجل زيادة الروابط بين الجزيئات) و لكننا نلاحظ أنه مهما زدنا الضغط فإن الغاز لا يتميع حيث تبقى الطاقة الحرارية هي المسيطرة لذلك يجب أن نقوم بإضعاف هذه القوة عن طريق التبريد إلى ما يعرف بدرجة الحرارة الحرجة .

و من هنا نستنتج أن :

تعتبر درجة الحرارة الحرجة مؤشر للقوى بين الجزيئات فعندما تكون منخفضة تكون الروابط بين جزيئات المادة ضعيفة كما في الهليوم و عندما تكون مرتفعة تكون الروابط بين الجزيئات قوية كما في الماء حيث تبلغ درجة حرارته 374°.

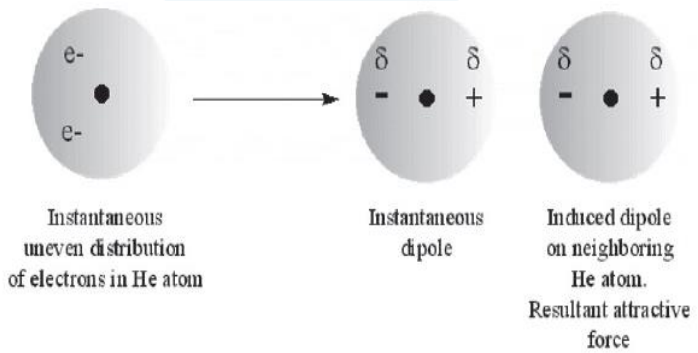
يمكن تحويل المادة من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة فالغازية عن طريق تقديم طاقة حرارية فقط أما التحويل بالعكس فيحتاج إلى الضغط بالإضافة إلى التبريد .

روابط فاندرفالس van der waals forces

هي نوع من أنواع التجاذب الكهربائي الساكن الناتجة عن الأفعال المتبادلة بين نوى الذرات مع الكتروناتها و تعتمد قوة هذه الروابط على المسافة الفاصلة بين الجزيئات حيث تضعف بازدياد المسافة بينها و تزداد بنقصانها .

أنواع روابط فاندرفالس :

1- قوى لندن (قوى التبعثر) : توجد بين ثنائي قطب محرضين (حيث يكون التحريض مؤقت و لفترة قصيرة جداً) يستطيع المركب المحرض أن يحرض مركب آخر غير قطبي بقربه محولاً ياه إلى مركب ثنائي قطب محرض مؤقت و يرتبط معه بروابط لندن و هي أضعف روابط فاندرفالس .



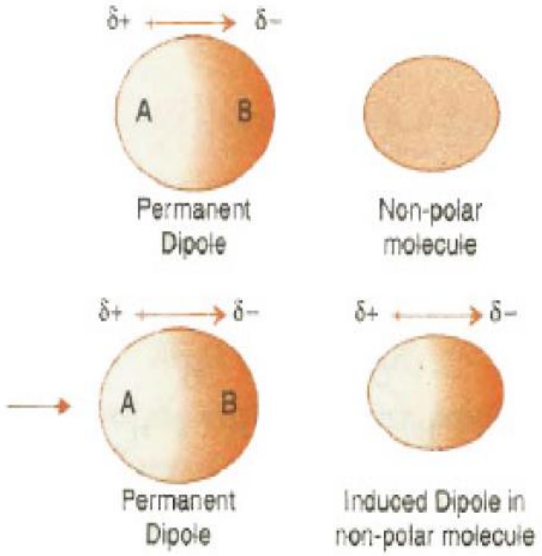
لماذا تكون الروابط بين جزيئات اليود أقوى من الروابط بين جزيئات الهليوم ؟ أو لماذا تكون الذرة ذات الوزن الجزيئي الأكبر (مثل اليود) أسهل استقطاباً من الذرة الأصغر (مثل الهليوم) ؟ يعود ذلك لسببين , الأول امتلاك الذرة الأكبر لعدد أكبر من الالكترونات مما يسهل استقطابها , و الثاني أن الذرة الأكبر يكون فيها نصف القطر الذري أكبر (أي البعد بين الالكترونات و النواة) و بالتالي فإنها تستقطب بسهولة أكبر .

أي تزداد قوى لندن بازدياد الوزن الجزيئي مما يسبب ارتفاع درجة الغليان.

TABLE 11.3 Boiling Points of the Halogens and the Noble Gases

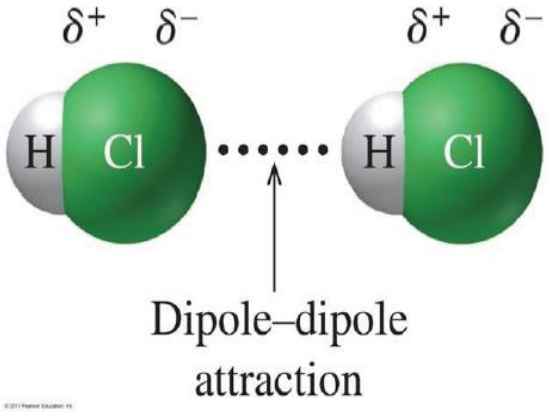
Halogen	Molecular Weight (amu)	Boiling Point (K)	Noble Gas	Molecular Weight (amu)	Boiling Point (K)
F_2	38.0	85.1	He	4.0	4.6
Cl_2	71.0	238.6	Ne	20.2	27.3
Br_2	159.8	332.0	Ar	39.9	87.5
I_2	253.8	457.6	Kr	83.8	120.9
			Xe	131.3	166.1

2- **قوى ديباي Debye forces :** توجد بين مركب ثنائي قطب دائم و مركب ثنائي قطب مؤقت و هي أقوى من قوى لندن فعندما يمر جزيء غير قطبي بجانب جزيء قطبي دائم فإنه يتحرض ليصبح ثنائي قطب محرض فمثلاً من المركبات سهلة الاستقطاب نذكر أسيتات الإتيل , كلوريد المتيلين , الإيتر.



3- قوى كوسوم kessom forces :

توجد بين الجزيئات ثنائية الأقطاب الدائمة وهي أقوى أنواع فاندرفالس . حيث ثنائي القطب الدائم هو جزيء يحمل شحنة سالبة و أخرى موجبة و هما موجودان بشكل دائم مثل : الكحول و الماء و الأسيتن و الفينول .



هذا يفسر امتلاك الجزيئات القطبية درجة غليان وانصهار أعلى من المركبات غير القطبية على الرغم من تساوي الوزن الجزيئي.

سؤال: ما السبب أن للأسيتون نقطة غليان أعلى من البوتان بالرغم من تساوي الأوزان الجزيئية؟ لأن الأسيتون مركب قطبي تربط بين جزيئاته روابط كوسوم وهي أقوى أنواع روابط فاندرفالس، بينما تكون الروابط في البوتان من نمط قوى لندن. (ملاحظة: جميع الفحوم الهيدروجينية هي مركبات غير قطبية).

تزداد روابط كوسوم مع ازدياد عزم ثنائي القطب (وهي ثابتة تقاس بها القطبية عادةً).

المركب	عزم ثنائي القطب	الكتلة	كوسوم	ديباي	لندن	الكلية
Ar	0	40	0	0	8.50	8.50
HCl	103	36.5	3.3	1.00	16.8	21.1
HF	0.78	81	0.68	0.5	21.9	23.08
HI	0.38	128	0.02	0.11	25.63	25.96

بشكل عام نلاحظ أن:

يبدي غاز الأرغون غير القطبي قوة لندن فقط.

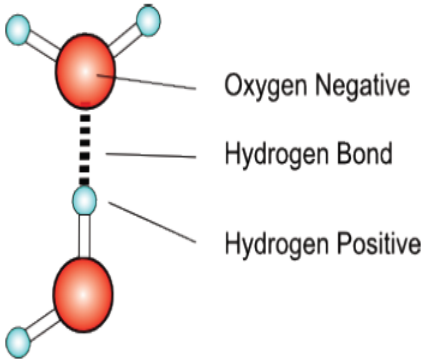
بالنسبة للحموض الهالوجينية الثلاث: تكون تغيرات قوة كوسوم وقوة ديباي بنفس جهة العزم ثنائي القطب للحمض.

قوى لندن أعلى من قوتي ديباي وكوسوم ويفسر ذلك بأنها الأكثر تواجدا بين الجزيئات. وتعتبر قوى لندن بطبيعتها مستقلة عن العزم ثنائي القطب، غير أن علاقتها مع الكتلة الجزيئية فهي تابع لقطر الذرات الذي يزداد حكماً بازدياد وزن الذرة.

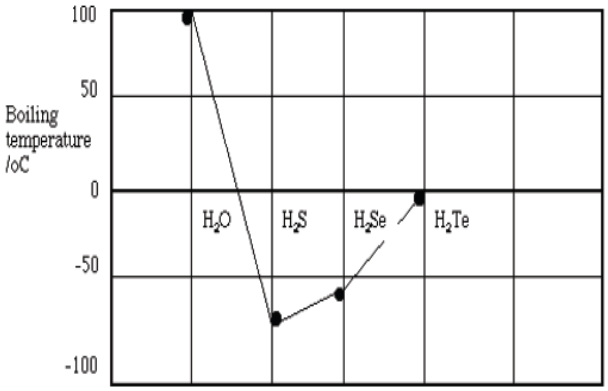
الرابطة الهيدروجينية

هي نوع آخر من الروابط الكهربائية الناتجة عن التجاذب الكهربائي الساكن ولها علاقة بصفات المادة الفيزيائية، كما أن للروابط الهيدروجينية دوراً هاماً في التصنيع الصيدلاني وتشكيل المعقدات كما تدخل في تركيب المساحيق المضغوطات وهي غالباً ما تكون أقوى من رابطة فاندرفالس.

ما هي المركبات القادرة على تشكيل الروابط الهيدروجينية؟ كل المركبات الحاوية على ذرة هيدروجين مرتبطة بشكل مباشر مع ذرة شديدة الكهرسلبية وأشهر هذه المركبات: HF, H_2O, NH_3.



إن المركبات الحاوية على أحد عناصر العمود 6A في الجدول الدوري وهي (O, S, Se, Te) تزداد درجة غليانها بازدياد الوزن الجزيئي لها باستثناء الأكسجين في الماء، حيث يملك الماء درجة غليان مرتفعة جداً بالمقارنة مع المركبات السابقة على الرغم من وزنه الجزيئي الصغير والسبب في ذلك هو وجود الروابط الهيدروجينية في الماء وهي من الروابط القوية.



فوجود الروابط الهيدروجينية في الماء يمنحه صفات استثنائية غير موجودة في المركبات الأخرى و هي :

- نقطة غليانه مرتفعة بالنسبة لوزنه الجزيئي الصغير .
- كثافته وهو صلب أقل منها و هو سائل و بهذا يخالف جميه المركبات الأخرى .
- يزداد حجمه بالتبريد و تنقص كثافته و هي حالة استثنائية و خاصة في الطبيعة .

يفسر ذلك بأن الماء عندما يبرد تتماسك جزيئاته و تقترب من بعضها البعض فيسعى بكل جهده لتشكيل أكبر عدد من الروابط الهيدروجينية ووجود العدد الكبير من هذه الروابط بسبب فراغات في الشبكة البلورية للجليد مما يسبب زيادة في حجمه و بالتالي تنقص كثافته .

تعتبر الروابط الهيدروجينية هي المسؤولة عن :

- الحموض الكربوكسيلية القادرة على تشكيل روابط هيدروجينية و الاسترات غير القادرة على تشكيل روابط هيدروجينية .
- الاختلاف في الصفات بين الكحول و الألكان فمثلاً درجة غليان الكحول أعلى من الألكان .
- ارتباط السلاسل الببتيدية , حيث تتشكل الرابطة الهيدروجينية بين المجموعة الأمينية للحمض الأميني الأميني الأول و المجموعة الكربونيلية للحمض الأميني الثاني .

حالات المادة

يوجد الماء في الحالات الفيزيائية الثلاث المختلفة (الجليد , السائل , بخار الماء) , و من السهل ملاحظة التحولات من حالة إلى أخرى , بشكل عام يمكن لكل الأجسام أن توجد بالحالات الثلاث , ولكن إذا كانت درجات حرارة الانصهار و الغليان بعيدة جداً عن درجة الحرارة العادية فإننا لا نشاهد في الأحوال العادية الحالات الثلاث للمادة .

فالمعادن تكون ذات درجات انصهار عالية , لذلك نجدها بدرجة الحرارة العادية صلبة , كذلك ثنائي الهيدروجين و ثنائي الأكسجين عبارة عن غازات لا تتميع إلا بالدرجات المنخفضة جداً من الحرارة لذلك لا نعرفها إلا كغازات .

قد يحدث أحياناً أن مادة صلبة أو سائلة لا يمكن لها أن تصل إلى درجة انصهارها أو غليانها دون أن تتفكك , فمثلاً السكر مادة غير معروفة بشكل غازي , أي درجة غليانها أعلى من درجة تخربها بتأثير الحرارة (تشمل الكراميل) .

خواص حالات المادة

الحالة الصلبة	الحالة السائلة	الحالة الغازية
تكون الجزيئات ذات حرية أقل، وتتراجع حركة الجزيئات لتصبح محصورة باهتزازات بسيطة حول مواضع التوازن ولا تتغير المواضع النسبية للجزيئات. هي حالة مكثفة ويمكن أن تكون مرتبة (حالة بلورية) أو غير مرتبة (حالة عديمة الشكل). للصلب حجم وشكل خاص به.	تكون الجزيئات بتماس مع بعضها البعض وحركتها محدودة جداً، إلا أنها تحافظ على بعض الحركة الجزئية، كما أن مواضعها النسبية تتعدل بشكل مستمر. هي حالة مكثفة وغير مرتبة، وللسائل حجم خاص به ولكن ليس له شكل خاص به.	تكون الجزيئات متباعدة بعضها عن بعض بشكل كبير إضافة إلى أن ضغطها يكون ضعيفاً جداً. وتتحرك بشكل مستمر ويمكن لها أن تقطع مسافات كبيرة جداً نسبة إلى أبعادها وذلك قبل أن تدخل في تصادم مع بعضها البعض. هي حالة غير مكثفة وغير مرتبة، وليس للغاز حجم خاص به، بل يشغل كل الفراغ المقدم له.

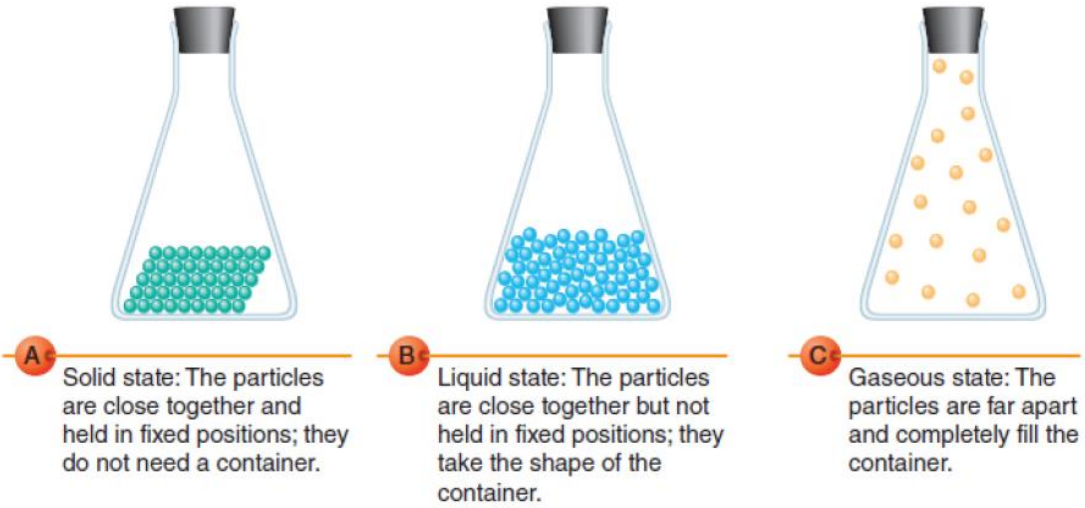
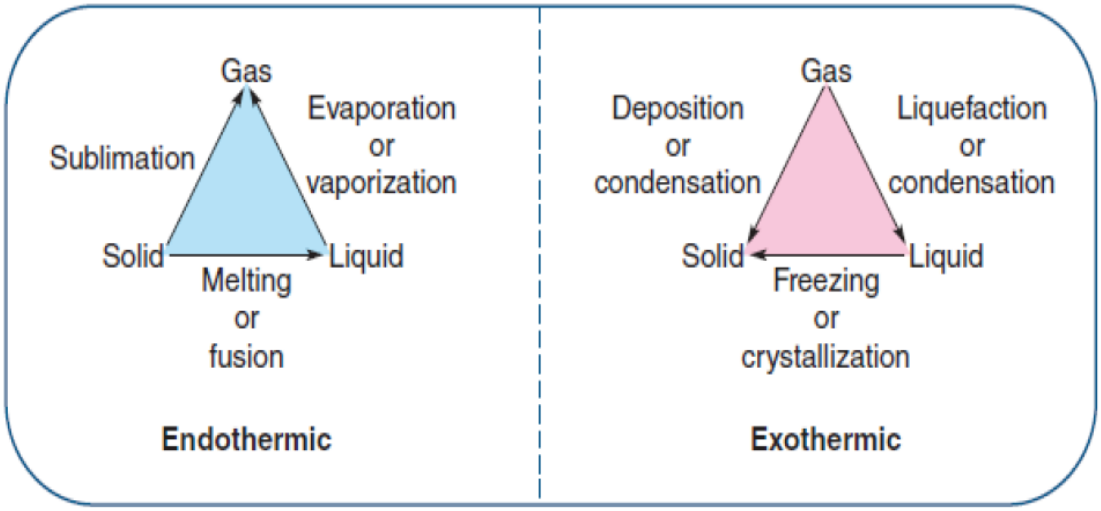


Figure 6.3 A kinetic molecular view of solids, liquids, and gases.

تحول بين الحالات المختلفة للمادة **change in state**



الحالة الغازية

تملك الغازات طاقة حرارية عالية و روابط ضعيفة و هي قابلة للانضغاط و ليس لها شكل محدد و يكون معظمها غير مرئي , يوجد نوعين من الغازات : الغازات المثالية و الغازات الحقيقية .

الغاز المقالي ideal gas : هو غاز تتحقق فيه الصفات التالية :

- حجم جزيئاته صغير لدرجة أنه يمكن إهمال حجم هذه الجزيئات بالنسبة للفراغ الكبير الذي يشغله الغاز .
- الجزيئات متباعدة عن بعضها البعض جداً ولا يوجد بينها تجاذب
- تتحرك بحركة عشوائية تؤدي إلى اصطدامها ببعض و بجدران الوعاء اصطدامات مرنة (أي لا تفقدها طاقتها) .

قوانين الغازات المثالية :

1- قانون بويل : إذا ثبتنا درجة الحرارة فإن هناك تناسب عكسي بين الضغط و الحجم

$$P . V = constant$$

2- قانون تشارلز : إذا ثبتنا الضغط فإن هناك تناسب طردي بين الحجم و درجة الحرارة .

$$V/T = = constant$$

3- قانون أفوغادرو : هناك تناسب بين حجم الغاز وعدد مولاته

$$n \approx v$$

و بدمج القوانين الثلاثة السابقة نحصل على النتيجة التالية :

$$P.V=n.R.T$$

حيث R هي ثابتة الغازات الكاملة و التي تأخذ قيماً مختلفة بحسب الواحدات المستعملة :

R=0.082 عندما يقاس الضغط atm و الحجم بالليتر و درجة الحرارة بالكلفن .

مثال :

ما هو الضغط المطبق لاستخدام 1 مول من غاز ثاني أكسيد الكربون في عبوة حجمها نصف لتر في درجة حرارة الغرفة (25 °م) ؟

$$P.V=n.R.T$$

$$P=1x0.082x298/0.5$$

$$P=16.68\ atm$$

يمكن تطبيق قانون الغازات المثالية على الغازات الحقيقية مثل الأكسجين و الهيدروجين و ثاني أكسيد الكربون ولكن بشرط الضغوط المنخفضة و درجات الحرارة العالية . لماذا ؟

لأنه في الضغط المنخفض تكون جزيئات الغاز بعيدة عن بعضها البعض فتشغل حجم كبير يمكن بالمقارنة معه إهمال حجم الجزيئات نفسها و ليس هناك تجاذب بين الجزيئات بسبب البعد أي أن الغاز الحقيقي في هذه الحالة يسلك سلوك الغاز المثالي و تقوم جزيئاته بحركة عشوائية .

تطبيق الغازات في الصيدلة

1- تمييع الغازات : تستخدم لهذا الغرض مزيج من الغازات يتألف غالباً هذا المزيج من ثاني أكسيد الكربون و الآزوت و الفحوم الهيدروجينية المفلورة , حيث نقوم بتبريد الغازات و بعد التبريد الذي يؤدي إلى خفض الطاقة الحرارية نطبق الضغط الذي يزيد من قوة الروابط بين الجزيئات مما يجعلها مسيطرة فيتحول الغاز إلى سائل يستطيع حل المواد الدوائية .

عندما يخرج السائل من البخاخ يتحول إلى غاز لأنه يتحرر من الضغط و يكون محل بالمادة الدوائية و هذا يسمح بانتشار الدواء على ساحة واسعة تستخدم هذه البخاخات و التي تسمى بالحلالات aerosol على الجلد و الأغشية المخاطية كما تستخدم لعلاج الربو .

2- غازات الدم : و هما غاز ثاني أكسيد الكربون و الأكسجين حيث نقوم بقياس ضغطهما اعتماداً على قانون هنري و يكون الضغط الطبيعي للأكسجين في الدم مساوياً 85 مم زئبقي وضغط ثاني أكسيد الكربون 35-45 مم زئبقي حيث أن أي تغير في الضغط يشير إلى وجود مشاكل في الرئتين .

الحالة السائلة

صفاتها :

- الروابط بين بين جزيئاتها تسمح لها بالحركة لذا تتمتع بخاصة السيلان .
- تحتك السوائل بالأسطح أثناء السيلان فينتج عن ذلك صفة نوعية تدعى لزوجة السائل .
- السوائل غير قابلة للانضغاط .
- لكل سائل توتر سطحي بسبب امتلاكه سطح خاص يفصله عن الوسط الخارجي .
- لكل سائل نقطة غليان , نقطة تجمد , ضغط بخار .
- ينتشر السائل في السوائل الأخرى بسبب قابليته للامتزاج .

ضغط بخار السائل

هي صفة فيزيائية نوعية خاصة بالسوائل و المحاليل , حيث يكون لكل سائل في درجة حرارة معينة ضغط بخار ثابت يميزه عن غيره .

يقاس ضغط البخار السائل بواحدة المم زئبقي .

ماذا يعني ضغط بخار السائل ؟

تمتلك جزيئات السائل طاقة حرارية إلا أن بعض الجزيئات تمتلك طاقة حرارية أعلى من غيرها مما يمكنها من مغادرة سطح السائل إلى الطور الغازي الموجود فوقه ثم يتكثف قسم منها و يعود إلى السائل و إذا وضعنا السائل في وعاء مفرغ (أي ليس هناك تأثير الضغط الجوي الخارجي عليه) فإننا سنصل إلى مرحلة تكون فيها سرعة تبخر السائل تساوي سرعة تكثفه فإذا قسنا ضغط بخار السائل في هذه الحالة نحصل على ما يسمى بضغط البخار التوازني وهو ثابت بالنسبة للسائل في درجة الحرارة العادية .

ومنه ضغط بخار السائل التوازني هو ضغط بخار السائل في اللحظة التي تكون فيها سرعة تبخر السائل تساوي سرعة تكثفه , وكلما ازدادت درجة الحرارة ازداد ضغط بخار السائل التوازني بسبب ازدياد عدد الجزئيات المتحررة من سطح السائل إلى الطور الغازي .

TABLE 6.5 Vapor Pressure of Water at Various Temperatures

Temperature (°C)	Vapor Pressure (torr)
0	4.6
20	17.5
40	55.3
60	149.2
80	355.5
100	760.0

يتعلق ضغط بخار السائل بطبيعة السائل من حيث قطبية الجزيئات ووزنها الجزيئي و درجة الحرارة .

يبين الجدول التالي تأثير قطبية السائل و وزنه الجزيئي في ضغط بخاره .

TABLE 6.4 The Vapor Pressure of Various Liquids at 20°C

Liquid	Molecular Weight (u)	Polarity	Vapor Pressure (torr)
pentane (C_5H_{12})	72	Nonpolar	414.5
hexane (C_6H_{14})	86	Nonpolar	113.9
heptane (C_7H_{16})	100	Nonpolar	37.2
ethanol (C_2H_5—OH)	46	Polar (hydrogen bonds)	43.9
1-propanol (C_3H_7—OH)	60	Polar (hydrogen bonds)	17.3
1-butanol (C_4H_9—OH)	74	Polar (hydrogen bonds)	7.1

يبدو واضحاً من الجدول السابق تأثير الوزن الجزيئي و القطبية في ضغط بخار السائل لمجموعة من المركبات غير القطبية (ألكانات) و مجموعة من المركبات القطبية (الكحولات) حيث يبدو واضحاً في كلتا المجموعتين انخفاض ضغط بخار السائل كلما ارتفع الوزن الجزيئي للمركب , و يفسر ذلك بازدياد تأثير قوى لندن كلما ازداد الوزن الجزيئي للمركب .

و بالمقارنة بين البنتان و البوتانول , و هما مركبان يختلفن بالقطبية إلا أنهما يملكان نفس الوزن الجزيئي يبدو واضحاً أن ضغط بخار المركب القطبي أقل من ضغط بخار المركب غير القطبي بسبب الروابط الهيدروجينية بين جزيئات المركب القطبي .

مثال :

قارن بين كل زوج من المركبات التالية من حيث ضغط بخار السائل , اشرح إجابتك بشكل مفصل :

- الكحول المتيلي CH_3OH و الكحول البروبيلي C_3H_7OH .
- الهليوم السائل H_e و النتروجين السائل N_2.
- فلور الهيدروجين السائل HF و النيون السائل Ne .

الحل : بشكل عام كلما كانت القوى بين الجزيئات أقل , كلما كان ضغط بخار السائل أعلى .

- تتشكل الروابط الهيدروجينية في كلا المركبين , إلا أن قوى لندن تكون أكبر في الكحول البروبيلي و بالتالي يملك الميتانول ضغط البخار الأعلى .
- إن الروابط الوحيدة المؤثرة في كلا الجزيئيتين هي قوى التبعثر (قوى لندن) و بما أن هذه القوى تكون أكبر في جزيئات النتروجين مما يعني امتلاكها لضغط البخار أقل بالمقارنة مع الهليوم السائل .

- تملك جزيئات فلور الهيدروجين روابط هيدروجينية فيما بينها , بينما تكون القوى الوحيدة المؤثرة في جزيئات النيون هي قوى لندن و بالتالي فإن ضغط بخار النيون السائل أعلى من ضغط فلور الهيدروجين .

مثال على تطبيقات ضغط بخار السائل في التصنيع الصيدلاني :

النتروغليسيرين : هو موسع شرايين يعمل على شكل أقراص تحت اللسان , يمتلك النتروغليسيرين ضغط بخار مرتفع نسبياً في درجة حرارة الغرفة فعندما نضغ النتروغليسيرين داخل المضغوطة فإنه و مع مرور الزمن يمكن أن يغادرها بسبب ضغط بخاره المرتفع مما يسبب فقدان المضغوطة لفعاليتها لذا يستخدم البولي إيتيلين غليكول كسواغ الذي يعمل على خفض ضغط بخار السائل للنتروغليسيرين و بالتالي يساهم في الحفاظ على المادة الفعالة داخل المضغوطة و يخفف من انتشارها خارجها و بالتالي الحفاظ على الفعالية الدوائية للمضغوطة .

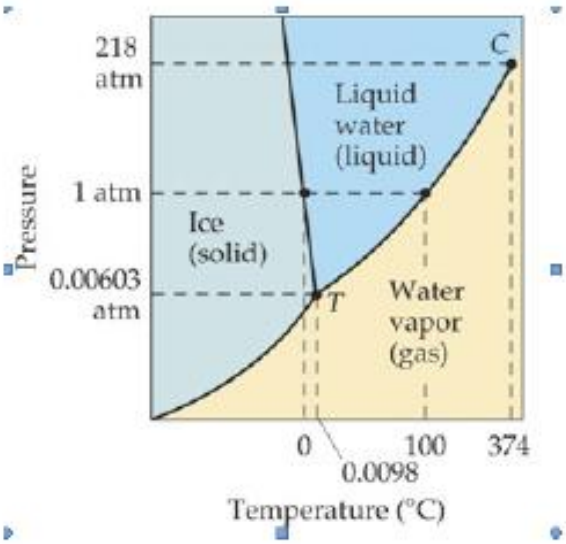
مثال : لدينا سائل ضغط بخاره 80 مم زئبقي و آخر ضغط بخاره 30 مم زئبقي من منهما يغلي أولاً ؟

السائل الذي ضغط بخاره أكبر يغلي أولاً لأن ضغط بخاره يصل إلى الضغط الجوي (760 مم زئبقي) قبل السائل الآخر أي أن درجة غليانه أقل .

مخطط الطور phase diagram

مخطط الطور لأي سائل يمثل التوزانات بين الأطوار المختلفة الثلاث حيث يوجد خط يمثل التوازن بين الصلب و السائل و خط يمثل التوازن بين السائل و الغاز و خط يمثل التوازن بين الصلب و الغاز و مجموعة من الخطوط تمثل الشروط التي يكون فيها السائل متوازناً بين الطورين .

و سندرس مخطط الطور للماء :



يمثل الخط TC التوازن بين الحالة السائلة والحالة الغازية.

يعطي هذا القسم معلومات عن نقاط الحرارة والضغط الجوي التي يتحول فيها الماء من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية، فمثلاً عند درجة الحرارة 100°م يغلي عند الضغط الجوي النظام 1atm.

فمثلاً هل نستطيع جعل الماء يغلي في الدرجة 25°م؟ نعم إذا خفضنا الضغط إلى 0.03 ضغط جوي.

الخط TB يمثل التوازن بين الحالة الصلبة والحالة السائلة.

يعطي هذا القسم معلومات عن نقاط الحرارة والضغط الجوي التي يتحول فيها الماء من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة.

الخط AT يمثل التوازن بين الحالة الصلبة و الحالة الغازية و يعطي معلومات عن نقاط الحرارة و الضغط الجوي التي يتحول فيها الماء من الحالة الصلبة إلى الحالة الغازية .

فمثلاً إذا وضعنا الجليد في ضغط أقل من 0.06 ضغط جوي و درجة حرارة أقل من 0°م يتحول مباشرة إلى غاز (تصعيد) .

النقطة T تسمى النقطة الثلاثية للماء و هي التي يوجد فيها الماء بالحالات الثلاثة وذلك في الضغط 0.06 ضغط جوي و درجة حرارة 0°م

النقطة C و تسمى النقطة الحرجة و هي التي يوجد فيها الماء بشكلين سائل و غاز غير متمايزين (لا يمكن التمييز بين السائل و الغاز) وذلك في الضغط 218.3 ضغط جوي و الحرارة 374°م .