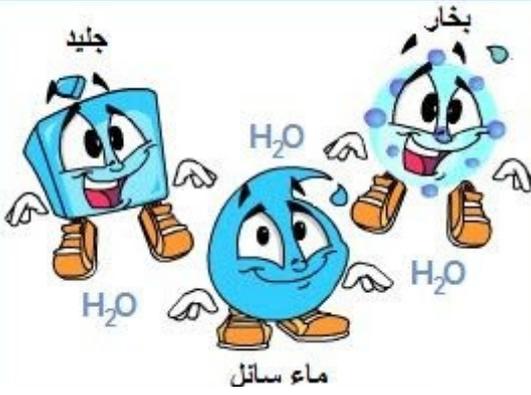




حالات

المادة

# الحالة الغازية



يعود اختلاف خصائص المادة في حالاتها الفيزيائية الثلاث إلى عوامل عدة أهمها ، المسافات البينية بين دقائق المادة ، وقوى التجاذب فيما بينها ، إضافة إلى طاقة هذه الدقائق .

تعد الحالة الغازية أبسط حالات المادة والسبب إن قوى التجاذب بين جزيئات الغاز شبة معدومة لذا فان جميع الغازات تسلك سلوكا متشابها تحت نفس الظروف أي تتشابه في سلوكها الفيزيائي وتخضع لنفس القوانين .

تمتلك المادة في الحالة الغازية خصائص فيزيائية معينة كالتمدد التلقائي و تنتشر لتملأ الوعاء الذي يوضع فيه وقابلة للإنضغاط

فسري :- يعد اختلاط مجموعة من غازات مختلفة خليط متجانس

لان جسيمات الغاز متباعدة جدا وقوى التجاذب بينها شبة معدومة

يمكن وصف سلوك أي غاز بدلالة متغيرات أهمها : 1- حجم الغاز ( V ) باللتر

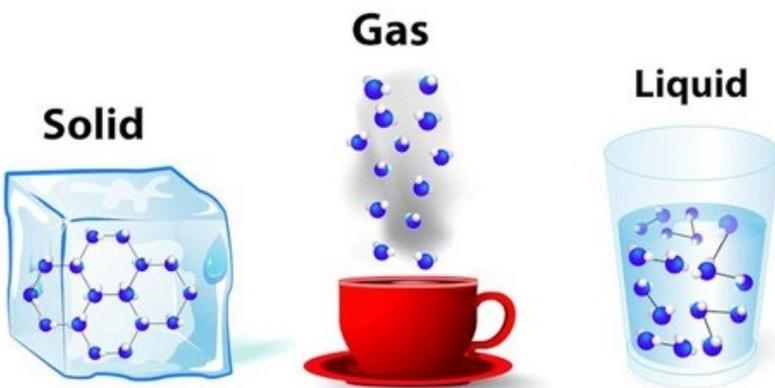
2- ضغط الغاز ( P ) بـ ( atm )

3- درجة حرارته المطلقة ( T )

بالكالفن ( k )

4- كمية الغاز أي عدد مولاته ( n )

بالمول ( mol )



توصل العلماء بالتجريب إلى مجموعة من القوانين سميت بقوانين الغازات وضحت العلاقة بين هذه المتغيرات وسلوك الغاز

استطاع العلماء تفسير خصائص الغازات وسلوكها الفيزيائي من خلال نظرية سميت بـ

نظرية الحركة الجزيئية

## نظرية الحركة الجزيئية

نظرية تصف سلوك الجسيمات المكونة للمادة اعتمادا على أن جسيمات المادة في حركة دائمة ومستمرة

\* على ماذا اعتمدت النظرية ؟

فسرت النظرية سلوك المواد في جميع الحالات الفيزيائية ( الصلبة والسائلة والغازية ) اعتمادا على 1- الطاقة الحركية للجسيمات 2- قوى التجاذب فيما بينها

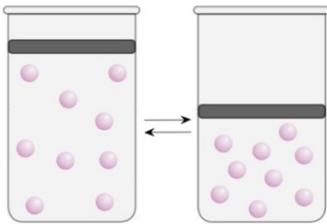
افترضت النظرية وجود غاز سمي بالغاز المثالي

الغاز المثالي :- هو غاز افتراضي حجم جسيماته يساوي صفرا وقوى التجاذب بينها معدومة و تنطبق عليه بنود نظرية الحركة الجزيئية وقوانين الغاز .

في الغاز المثالي تكون قوى التجاذب بين جزيئاته معدومة مهما كانت المسافة بينهما ولا يمكن إسالته مهما انخفضت درجة الحرارة أو ارتفع الضغط الواقع عليه .

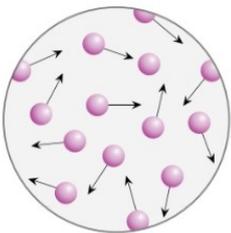
ويمكن تلخيص بنود النظرية كما يلي :-

1- تتكون جميع الغازات من جسيمات ( جزيئات أو ذرات ) متناهية في الصغر ( مهمله الحجم ) و متباعدة جدا أي بينها فراغات كبيرة مما يعني أن معظم الحجم الذي يشغله الغاز فراغ .



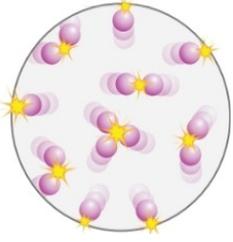
هذا تفسير لماذا تمتلك الغازات كثافة منخفضة مقارنة بالسوائل والمواد الصلبة و قابلية الغازات للانضغاط .

\*\* أي أن معظم حجم الذرة فراغ أي أن حجم الجزيئات صغير جدا مقارنة بالحجم الذي يشغله الغاز \*\*



2- تتحرك جسيمات الغاز حركة مستمرة و عشوائية وسريعة بخط مستقيم و في جميع الاتجاهات مما يكسبها طاقة حركية تتغلب على قوى التجاذب بينها

هذا يفسر انتشار انتشار الغازات وتدفعها



3- تتصادم جسيمات الغاز في ما بينها كما تتصادم مع جدار الإناء الموجود فيه تصادماً مرناً .

**التصادم المرن :-** هي تصادمات تحدث بين جسيمات المادة بحيث يبقى مجموع الطاقة الحركية خلالها محفوظاً

يجري تبادل للطاقة بين الجسيمات المتصادمة بحيث الطاقة التي يفقدها أحد الجسيمات يكسبها جسيم آخر أي يبقى مجموع الطاقة الحركية التي تمتلكها الجسيمات محفوظاً عند درجة الحرارة نفسها

4- قوى التجاذب بين جسيمات الغاز المثالي معدومة لذلك لا يمكن إسالته مهما زاد الضغط المؤثر فيه أو انخفضت درجة حرارته .

5- يعتمد متوسط الطاقة الحركية لجسيمات الغاز على سرعتها التي تزداد بزيادة درجة الحرارة حسب المعادلة :-

$m$  : كتلة الجسيم وهي ثابتة للغاز الواحد

$$KE = 0.5 \times mv^2$$

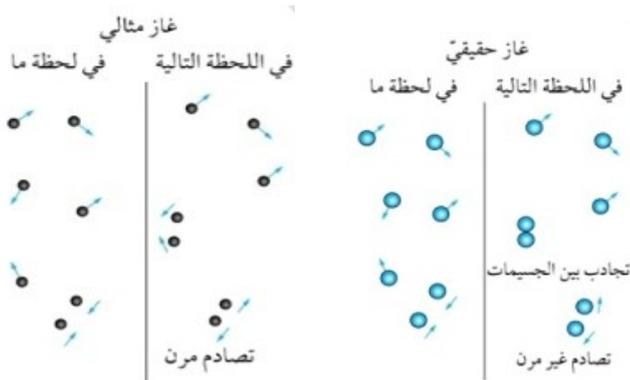
$v$  : سرعة الجسيم

متوسط الطاقة الحركية للجسيمات يعتمد على سرعتها التي تزداد بزيادة درجة الحرارة وتقل بنقصانها

## الغازات الحقيقية

تختلف الغازات الحقيقية في سلوكها عن الغاز المثالي

تسلك الغازات الحقيقية كسلوك مشابه للغازات المثالية في العادة لكن عند زيادة الضغط أو خفض درجة الحرارة تنحرف الغازات في سلوكها عن الغاز المثالي ما السبب؟



لان المسافات بين جسيمات الغاز الحقيقي تقل و تنشأ بينها قوى تجاذب مما يقلل من حركتها العشوائية وسرعتها لذلك تنحرف عن سلوكها كغاز مثالي

يبين الشكلين أثر قوى التجاذب بين جسيمات الغاز الحقيقي في حركة الجسيمات مقارنة

بجسيمات الغاز المثالي عند لحظتين متتاليتين

يمثل الجدول مقارنة في سلوك الغاز الحقيقي والمثالي :

الغاز الحقيقي	الغاز المثالي	وجه المقارنة
توجد	لا توجد	قوى التجاذب بين الجسيمات
لا تهمل	تهمل	حجم الجسيمات بالنسبة لحجم الغاز
يمكن	لا يمكن	احتمالية الإسالة بالضغط والتبريد
جميع الغازات حقيقية	غير موجود ( افتراضي )	الوجود
يخضع عند ظروف محددة	يخضع تحت جميع الظروف من الضغط والحرارة	الخضوع لقوانين الغازات

أفكر ص 12 :-

النيون غاز نبيل ترتبط جزيئاته Ne-Ne بقوى لندن الضعيفة لذا يشبه في سلوكه الغاز المثالي بينما الأمونيا ترتبط جزيئاتها N-H برابطة هيدروجينية قوية لذا يكون غاز النيون أقرب في سلوكه إلى الغاز المثالي عند الظروف نفسها

أتحقق ص 12 :- 1- عند انخفاض الضغط المؤثر على الغاز

2- عند زيادة درجة الحرارة

## قوانين الغازات

## قوانين الغاز

## قوانين الغازات

من أهم العوامل المؤثرة في جسيمات الغازات الضغط

حيث يولد التصادم المستمر بجدار الإناء الداخلي قوة تؤثر فيه تسمى ضغط الغاز

ضغط الغاز :- هي القوة المؤثرة في وحدة المساحة وتقاس بعدة وحدات أهمها

الضغط الجوي (atm)

مليمتر زئبق ( mmHg ) ،  $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$

كيلوباسكال (KPa) ،  $1 \text{ atm} = 101.3$

العوامل المؤثرة في ضغط الغاز :-

1- حجم الغاز

2- درجة حرارة الغاز

1L = 1000 ml



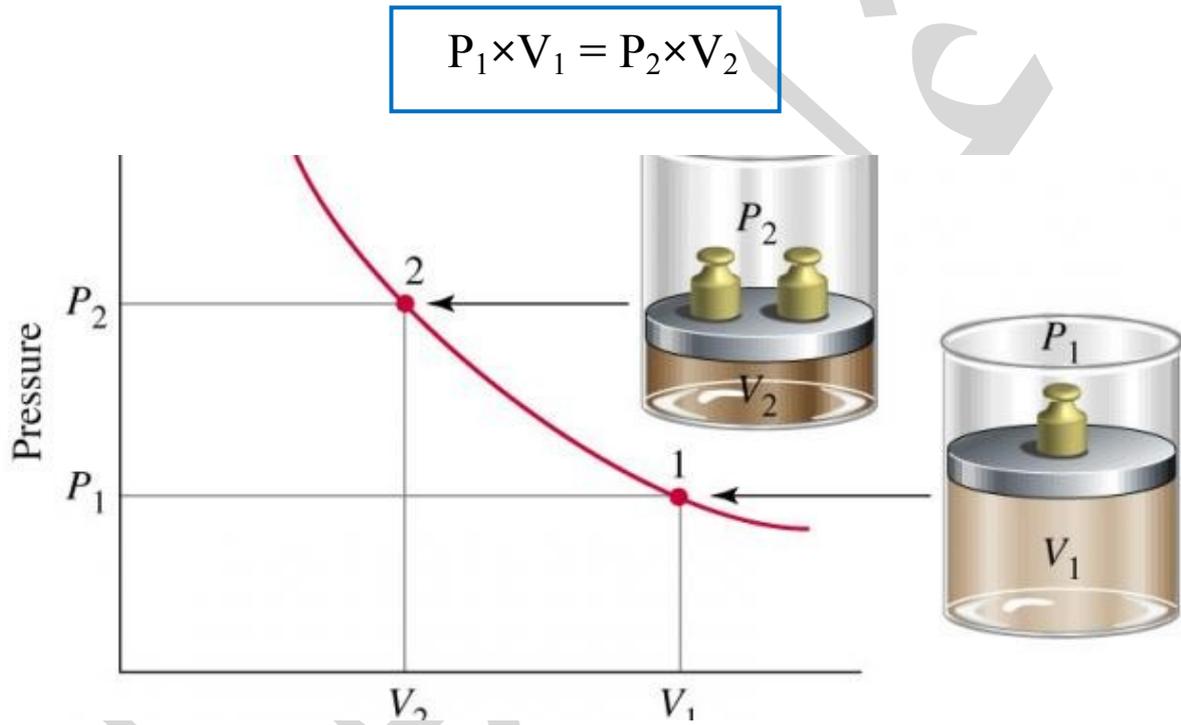
جدول وحدات قياس

الضغط

أولاً :- قانون بويل :- يدرس هذا القانون العلاقة بين حجم الغاز المحصور وضغطه عند درجة حرارة ثابتة

ينص قانون بويل على أن " حجم كمية محددة من الغاز المحصور يتناسب عكسياً مع الضغط الواقع عليه عند ثبوت درجة حرارته "

العلاقة بين الضغط و الحجم عكسية أي ان مضاعفة احدهما مثلاً يؤدي الى نقصان الاخر للنصف



مثال : عينة غاز حجمها 48 L وضغط 1 atm ، احسبي حجم هذه العينة إذا أصبح ضغطها ثلاثة أضعاف الضغط الأول ؟

الحل :-

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2 \quad \leftarrow \text{و بالتالي} \quad 1 \times 48 = 3 \times V_2$$

$$V_2 = 48 \div 3 = 16 \text{ L}$$

مثال : عينة من غاز الأمونيا حجمها 180 ml وضغطها 0.900 atm أحسبي حجمها بوحدة ml عندما يصبح ضغطها يساوي 1 atm عند درجة الحرارة نفسها

الحل :-

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2 \quad \leftarrow \text{و بالتالي} \quad 0.900 \times 180 = 1 \times V_2$$

$$V_2 = 162 \div 1 = 162 \text{ ml}$$

أتحقق ص 14 :-

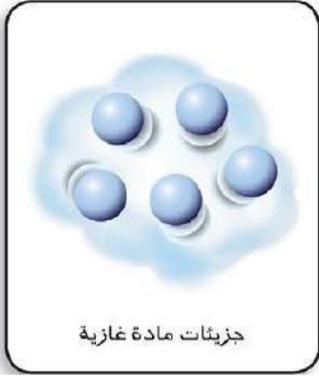
$$2 \times 4 = P_2 \times 12 \quad \text{و بالتالي} \quad \leftarrow \quad P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

$$P_2 = 8 \div 12 = 0.667 \text{ atm}$$

ثانيا :- قانون شارل :-

يدرس هذا القانون العلاقة بين حجم الغاز ودرجة حرارته المطلقة عند ثبوت الضغط الواقع عليه .

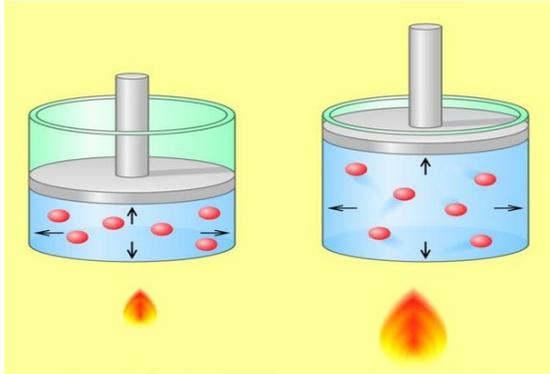
توصل العالم شارل الى أن زيادة درجة حرارة الغاز المطلقة تزيد من حجمه عند ثبات ضغطه



ينص قانون شارل على أن " حجم كمية محددة من الغاز المحصور تتناسب تناسبا طرديا مع درجة حرارته المطلقة عند ثبات ضغطه "

حيث أن :- درجة الحرارة المطلقة  $T =$  درجة الحرارة  $^{\circ}\text{C} + 273$  ، وتقاس بوحدة الكالفن ( K ) .

$$T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273$$



طاقة حركية منخفضة

طاقة حركية عالية

ماء متجمد  
Ice water

ماء مغلي  
Boiling water

قانون شارل

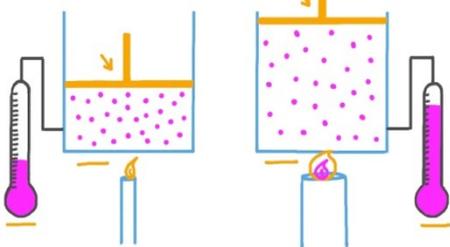
قانون شارل

القانون المستخدم



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

العلاقة طردية



مثال : عينة غاز نسبة حجمها إلى درجة حرارتها المطلقة = 0.01 احسب درجة الحرارة لهذه العينة حينما يكون حجمها 5L .

$$\text{الحل :-} \quad \frac{1}{100} = \frac{5}{T_2} \quad \text{وبالتالي} \quad T_2 = 500 \text{ K}$$

مثال : عينة من غاز النيتروجين حجمها 8.63 L عند 227°C احسب حجمها بوحدة ( L ) عند درجة حرارة 27°C مع ثبات الضغط .

$$\text{الحل :-} \quad \text{نحول الحرارة الى الكالفن} \quad T_1 = 227 + 273 = 500 \text{ K}$$

$$T_2 = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

$$\text{وبالتالي} \quad V_2 = 5.18 \text{ L} \quad \frac{8.63}{500} = \frac{V_2}{300}$$

أتحقق ص 16 :- نحول الحجم باللتر الى مل بالضرب في 1000  $\leftarrow 0.75 \times 1000 = 750 \text{ ml}$

$$\text{الحل :-} \quad \text{نحول الحرارة الى الكالفن} \quad T_1 = 24 + 273 = 297 \text{ K}$$

$$\text{وبالتالي} \quad T_2 = 518 \text{ K} \quad \text{أو} \quad T_2 = 518 - 273 = 245^\circ\text{C} \quad \frac{430}{297} = \frac{750}{T_2}$$

### قانون جاي - لوساك

ثالثا :- قانون جاي - لوساك :-

Gay-Lussac's

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

Law

يدرس هذا القانون العلاقة بين ضغط الغاز ودرجة حرارته المطلقة عند ثبات حجمه .

ينص قانون غاي لوساك على أن " ضغط كمية محددة من الغاز المحصور يتناسب تناسباً طردياً مع درجة حرارته المطلقة عند ثبات حجمه "

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

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

مثال : عينة غاز ضغطها 655 mmHg عند 23 °C ، الى أي درجة حرارة يجب تسخينها ليصبح ضغطها مساويا 825 mmHg ؟

الحل :-  $T_1 = 23 + 273 = 296 \text{ K}$

$$\frac{296 \times 825}{655} \leftarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

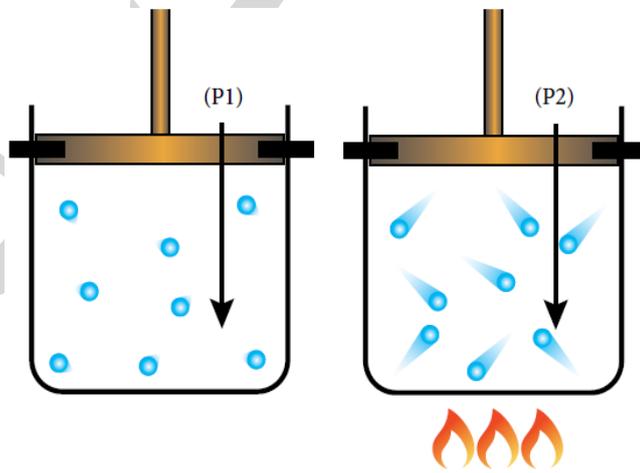
$T_2 = 372.8 \text{ K}$  أو  $99.8 \text{ }^\circ\text{C}$

أتحقق ص 17 :-

$T_1 = 27 + 273 = 300 \text{ K}$

$$\frac{300 \times 2.2}{1.85} \leftarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$T_2 = 356.8 \text{ K}$  أو  $83.8 \text{ }^\circ\text{C}$



رابعا : القانون الجامع للغازات :-

يدرس هذا القانون العلاقة بين حجم الغاز و ضغطه ودرجة الحرارة المطلقة

جمع العلماء قوانين الغاز الثلاثة في قانون واحد

سمي ب القانون الجامع للغازات

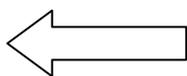
$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

مثال : يشغل غاز حجما مقداره 1.5L عند 27 °C وضغطا 1atm ، احسبي حجمه عند درجه حرارة 100 °C و 2atm

الحل : نحول درجة الحرارة الى كالفن  $T_1 = 27 + 273 = 300 \text{ K}$

$$T_2 = 100 + 273 = 373 \text{ K}$$

$$V_2 = \frac{373 \times 1 \times 1.5}{300 \times 2}$$



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

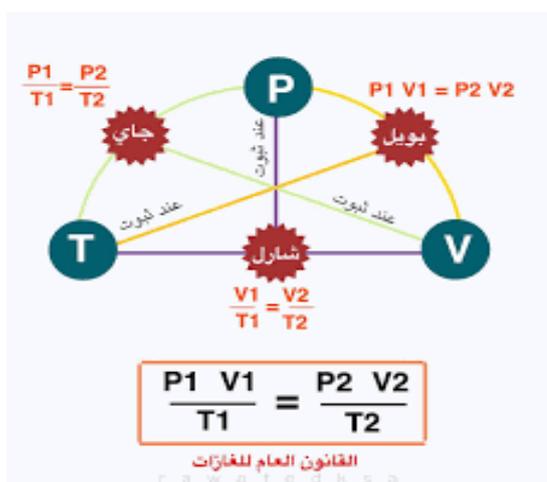
$$V_2 = 0.93 \text{ L}$$

أتحقق ص 18 :-

الحل : نحول درجة الحرارة الى كالفن

$$T_1 = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$T_2 = 10 + 273 = 283 \text{ K}$$



$$V_2 = \frac{283 \times 1.08 \times 50}{298 \times 0.80}$$



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

$$V_2 = 64.1 \text{ L}$$

خامسا قانون أفوغادرو :-

## Avogadro's law

قانون افوجادرو

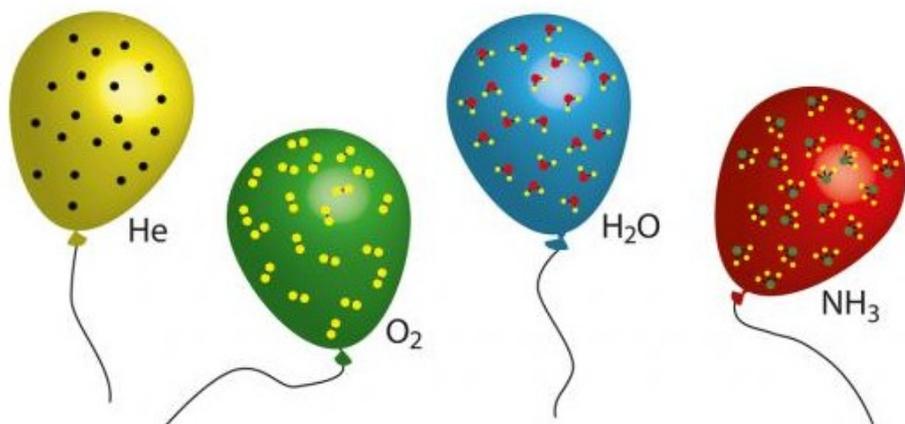


درس العالم أفوغادرو العلاقة بين حجم الغاز و كميته و توصل الى مايلي :-

" أن الحجم المتساوية من الغازات المختلفة تحتوي على العدد نفسه من الجزيئات عند الظروف نفسها من الضغط و درجة الحرارة " .

الحجم المولي :- أي حجم مول واحد من أي غاز = 22.4 L فقط عند الظروف المعيارية ( 0 °C و 1atm ) .

\* وهذا يعني انه اذا تضاعفت كمية الغاز فان حجمه يتضاعف ومنه يمكن التوصل الى أن " حجم الغاز المحصور يتناسب طرديا مع عدد مولاته عند ثبات ضغطه و درجة حرارته "



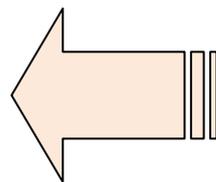
$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

إن زيادة عدد مولات الغاز تزيد من عدد جسيماته وبالتالي يزداد عدد تصادماتها مع جدار الإناء و لابد من زيادة الحجم للحفاظ على ثبات الضغط و درجة الحرارة .

مثال :- مضخة تحتوي كمية من غاز النيتروجين  $N_2$  حجمها 3L و عدد مولاتها 6 mol ضخت فيه كمية إضافية من النيتروجين حتى أصبح حجمه 5 L احسبي كتلة الغاز بعد الإضافة علما بأن ، (  $Mr N_2 = 28 \text{ g/ mol}$  )

الحل :-

$$\frac{3}{6} = \frac{5}{n_2}$$



$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

$$n_2 = 10 \text{ mol}$$

من قانون عدد المولات نحسب الكتلة  $n = m / Mr$

$$10 = m \div 28 = 280 \text{ g}$$

$$V_2 = n \times V_1 \implies 1 \text{ mol} = 22.4 \text{ L} \quad \underline{\text{أتحقق ص 20 :-}}$$

$$V_2 = 3.5 \times 22.4 = 78.4 \text{ L}$$

أفكر صفحة 20 :- عند زيادة عدد مولات الغاز فإن عدد الجسيمات يزداد وبالتالي تزداد عدد تصادماتها مع جدران الوعاء فيزداد الضغط مع ثبات الحجم ودرجة الحرارة

Pressure (atm) → **P** ← Temperature (K)

Number of Moles → **n** ←

Volume (L) → **V** ←

Gas constant (0.082  $\frac{\text{mol}\cdot\text{L}}{\text{atm}\cdot\text{K}}$ ) → **R** ←

$$PV = nRT$$

سادسا :- قانون الغاز المثالي

ربط العلماء المتغيرات الرئيسية الأربعة التي تم دراستها في القوانين السابقة

( الضغط و الحجم ودرجة الحرارة و عدد المولات ) بعلاقة واحدة تعرف بقانون الغاز المثالي .

## Ideal Gas Law

قانون الغاز المثالي

$$PV = nRT$$

$$PV = nRT$$

حيث أن : P : ضغط الغاز ، V : حجم الغاز ، n : عدد المولات

R : ثابت الغاز العام و تبلغ قيمته 0.082 L.atm /mol.K

مثال :-

تفاعل كيميائي انتج 50 ml من غاز الهيدروجين  $H_2$  تحت ضغط 380mmHg و  $27^\circ C$  ، ما عدد مولات الغاز الناتج وما كتلته علما بأن  $Mr H = 1 \text{ g/mol}$  ؟

الحل :  $p = 380 \text{ mmHg} = 0.5 \text{ atm}$  نحول لضغط جوي atm لان ثابت الغاز العام بوحدة الضغط الجوي  $0.5 \text{ atm} = 380 \div 760$

نحول الحرارة الى كالفن  $T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$

نحول الحجم بالتر لان ثابت الغاز العام بوحدة اللتر  $V = 50 \div 1000 = 0.05 \text{ L}$

نطبق القانون  $PV = nRT$  ←  $0.5 \times 0.05 = n \times 0.082 \times 300$

$$n = 0.001 \text{ mol}$$

نطبق قانون عدد المولات لحساب كتلة الغاز (m) = عدد المولات (n) × الكتلة المولية (Mr)

$$m = 2 \times 0.001 = 0.002 \text{ g}$$

أتحقق ص 21 :-

نحول الحرارة الى كالفن  $T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$

نطبق القانون  $PV = nRT$  ←  $2 \times 0.15 = n \times 0.082 \times 298$

$n = 0.012 \text{ mol}$

## Ideal Gas law and Density

قانون الغاز المثالي والكثافة

$$D = \frac{PM}{RT}$$

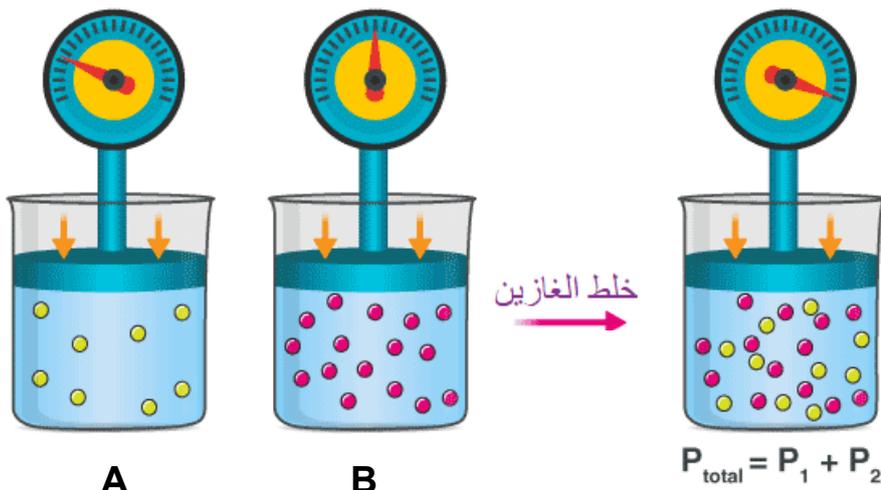
من تطبيقات قانون الغاز المثالي :-

يمكن حساب كثافة الغاز و تعيين الكتلة المولية لغاز مجهول

سابقا :- قانون دالتون للضغوط الجزئية

يدرس هذا القانون الضغط الناتج عن خليط مكون من عدة غازات لا تتفاعل مع بعضها في إناء واحد

يوضح الشكل غازين A , B في وعائين منفصلين لهما الحجم نفسه عند درجة الحرارة نفسها

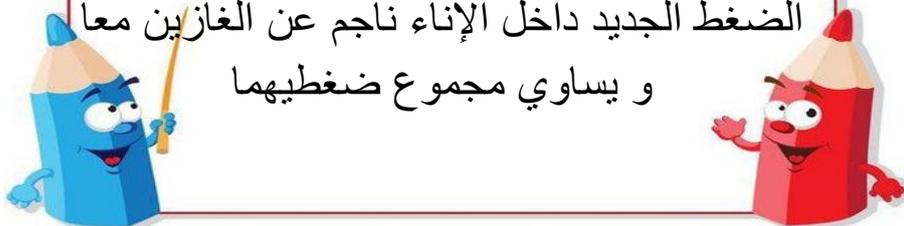


لكل غاز ضغط خاص به ناجم عن حركة جسيماته المستمرة و العشوائية و تصادمها مع جدار الإناء الموجودة فيه

عند جمع الغازين في وعاء واحد له الحجم نفسه وعند درجة الحرارة نفسها تستمر حركة جسيمات كل غاز و يستمر تصادمها مع جدران الإناء كما لو كانت لوحدها

ملاحظة مهمة جدا :

الضغط الجديد داخل الإناء ناجم عن الغازين معا و يساوي مجموع ضغطيهما



الضغط الجزئي للغاز:- الضغط الذي يؤثر به الغاز في خليط من الغازات غير المتفاعلة ينص قانون دالتون للضغوط الجزئية على أن :- " الضغط الكلي لخليط من الغازات التي لا تتفاعل مع بعضها يساوي مجموع الضغوط الجزئية لجميع مكونات الخليط "

$$P_T = P_A + P_B + P_C + \dots$$

مثال :- أحسب الضغط الكلي لخليط من الغازات مكون من غاز النيتروجين الذي ضغطه 2 atm و غاز الفلور بضغط 6 atm و غاز أول أكسيد الكربون الذي ضغطه 3 atm .

الحل :- نطبق قانون دالتون لحساب الضغط الكلي لخليط الغازات ك التالي :-

$$P_T = P_{N_2} + P_F + P_{CO}$$

$$P_T = 2 + 6 + 3 = 11 \text{ atm}$$

أتحقق ص 25 :- 1- حجم كل من الغازين بعد الخلط قل لذا فإن ضغط كل منهما سيزداد

$$P_{N_2} = 2 \times 0.395 = 0.79 \text{ atm}$$

$$P_{H_2} = 3 \times 0.11 = 0.33 \text{ atm}$$

$$P_T = P_{N_2} + P_{H_2} = 1.12 \text{ atm}$$

2- نحسب عدد المولات من قانون عدد المولات :-  $n = m/Mr$

$$n_{N_2} = 5.04/28 \Rightarrow n_{N_2} = 0.18 \text{ mol} \quad \times \quad n_{H_2} = 0.28/2 \Rightarrow n_{H_2} = 0.14 \text{ mol}$$

نحسب الضغط الجزئي لكل غاز من القانون :  $PV = nRT$

$$P_{N_2} = 0.18 \times 0.082 \times 300 / 5 = 0.886 \quad P_{H_2} = 0.14 \times 0.082 \times 300 / 5 = 0.689$$

$$P_T = P_{N_2} + P_{H_2} + P_{NH_3} \leftarrow \text{نحسب الضغط الجزئي للأمونيا من القانون العام}$$

$$P_{NH_3} = 2.35 - 1.58 = 0.77 \text{ atm}$$

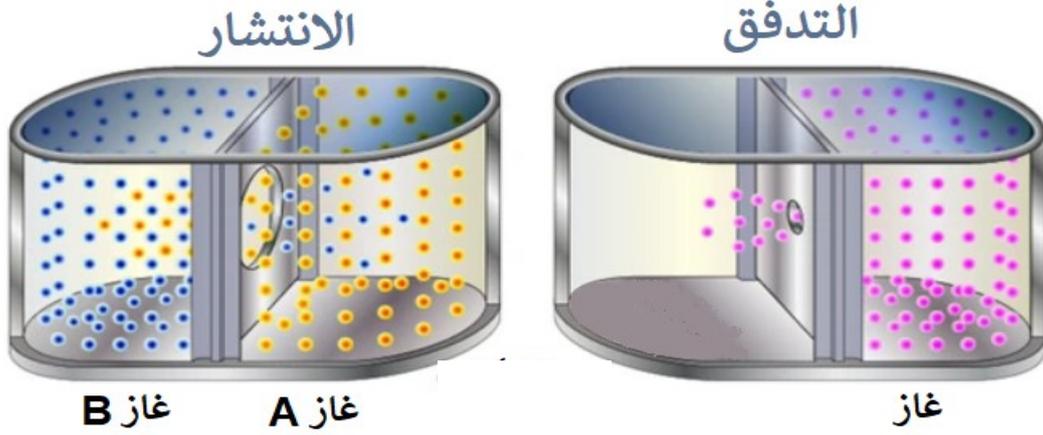
## الانتشار والتدفق

تتميز الغازات بالكثير من الخصائص الفيزيائية منها

التدفق : تسرب الغاز المضغوط من فتحة صغيرة في جدار الإناء الموضوع فيه

الإنتشار :- الإختلاط التدريجي للغازات مع بعضها البعض نتيجة انتقالها من المنطقة الأعلى تركيزا إلى المنطقة الأقل تركيزا

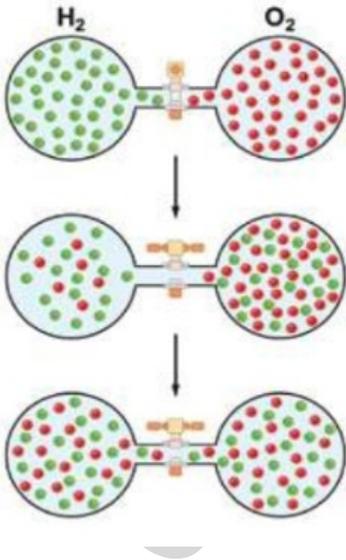
يمثل الشكل توضيحا لعمليتي التدفق والانتشار



درس العالم جراهام انتشار الغازات وتدفعها ولاحظ أن :-

الغازات ذات الكتلة المولية الأقل أسرع انتشارا أو تدفقا من الغازات ذات الكتلة المولية الأكبر

نص قانون غراهام " معدل سرعة تدفق الغاز يتناسب عكسيا مع الجذر التربيعي لكتلته المولية "



حيث يوضح الشكل تدفق غازي الهيدروجين والأكسجين عند فتح الصمام بين الغازين نلاحظ أن :

تدفق جزيئات غاز الهيدروجين أسرع من تدفق جزيئات غاز الأكسجين

\* ينتقل عدد أكبر من جزيئات غاز الهيدروجين عبر الصمام مقارنة بعدد جزيئات غاز الأكسجين

## قانون جراهام

$$\frac{\text{معدل انتشار A}}{\text{معدل انتشار B}} = \sqrt{\frac{\text{الكتلة المولية B}}{\text{الكتلة المولية A}}}$$

يتناسب معدل انتشار الغاز عكسيا مع الجذر التربيعي لكتلته المولية



Thomas Graham  
(1805 - 1869)

## مراجعة الدرس

1- تتشابه الغازات في خصائصها الفيزيائية لان جسيمات الغاز متباعدة جدا وقوى التجاذب بينها شبه معدومة بالرغم من اختلاف جسيماتها .

2- الغاز المثالي :- هو غاز افتراضي حجم جسيماته يساوي صفرا وقوى التجاذب بينها معدومة و تنطبق عليه بنود نظرية الحركة الجزيئية .

الضغط الجزئي للغاز: الضغط الذي يؤثر به الغاز في خليط من الغازات غير المتفاعلة التدفق :- تسرب الغاز المضغوط من فتحة صغيرة في جدار الإناء الموضوع فيه

3- غاز النيتروجين  $N_2$  لان كتلته المولية أقل

4- \* متوسط الطاقة الحركية لجزيئات  $H_2$  : لا يتغير بسبب ثبات درجة الحرارة

\* عدد التصادمات الكلية لجزيئات  $H_2$  غاز خلال وحدة الزمن : يزداد بسبب نقصان الحجم

\* ضغط غاز  $H_2$  : يزداد بسبب زيادة عدد التصادمات

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2 \quad \text{و بالتالي} \quad 1 \times 300 = 0.63 \times V_2$$

$$V_2 = 300 \div 0.63 = 476.2 \text{ ml}$$

$$T_1 = 20 + 273 = 293 \text{ K} \quad \text{-6}$$

$$T_2 = \frac{293 \times 0.56 \times 8}{3.5 \times 0.86} \quad \leftarrow \quad \frac{P_1 \times V_1}{T_1} = \frac{P_2 \times V_2}{T_2}$$

$$163.1 \text{ }^\circ\text{C} \quad \text{أو} \quad T_2 = 436.1 \text{ K}$$

$$PV=nRT \quad -7$$

نحسب عدد المولات من قانون عدد المولات :  $n = m / Mr$  علما بأن  $Mr \text{ CO}_2 = 44$

$$n = 0.13 \text{ mol} \quad \leftarrow \quad n = 5.67/44$$

نحول درجة الحرارة الى كالفن :-  $T_1 = 23 + 273 = 296 \text{ K}$

$$V = 0.13 \times 0.082 \times 296 / 0.985 \quad \rightarrow \quad 3.2 \text{ L}$$

8- أولا : نحسب عدد مولات كل غاز على حدة علما بأن :-

$$Mr \text{ CH}_4 = 16 \text{ g/mol} \quad , \quad Mr \text{ O}_2 = 32 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{O}_2} = 6 \div 32 = 0.19 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CH}_4} = 9 \div 16 = 0.56 \text{ mol}$$

ثانيا : من قانون الغاز المثالي نحسب ضغط كل غاز على حدة

$$PV=nRT$$

نحول درجة الحرارة الى كالفن  $T = 0 + 273 = 273 \text{ K}$

$$P_{\text{O}_2} \times 15 = 0.19 \times 0.082 \times 273$$

$$P_{\text{O}_2} = 0.28 \text{ atm}$$

$$P_{\text{CH}_4} \times 15 = 0.56 \times 0.082 \times 273$$

$$P_{\text{CH}_4} = 0.84 \text{ atm}$$

$$P_T = P_{\text{O}_2} + P_{\text{CH}_4} \quad \rightarrow \quad P_T = 0.28 + 0.84 = 1.12 \text{ atm}$$

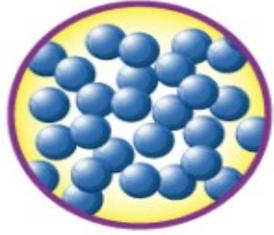
-9

1- ب

2- ب

3- ب

4- د



المادة السائلة

## الحالة السائلة

السائل :- مادة ذات حجم ثابت و تأخذ شكل الوعاء الذي توضع فيه

مميزات المادة السائلة :- جزيئاتها في حركة مستمرة و عشوائية كالغازات



سائل

تترابط جزيئات السائل بقوى تجاذب معينة تؤثر في الخصائص الفيزيائية منها قوى الترابط الهيدروجيني وثنائي القطب وقوى لندن

المائع : مادة لها القدرة على الجريان أو الانسياب و تأخذ شكل الإناء الموجود فيه

ما سبب تسمية السوائل و الغازات بالموائع ؟

لان جزيئاتها في حركة مستمرة و عشوائية و ليس لها شكل ثابت

السوائل غير قابلة للانضغاط ؟

لان جزيئاتها متقاربة أكثر من جزيئات الغاز و طاقتها الحركية أقل .

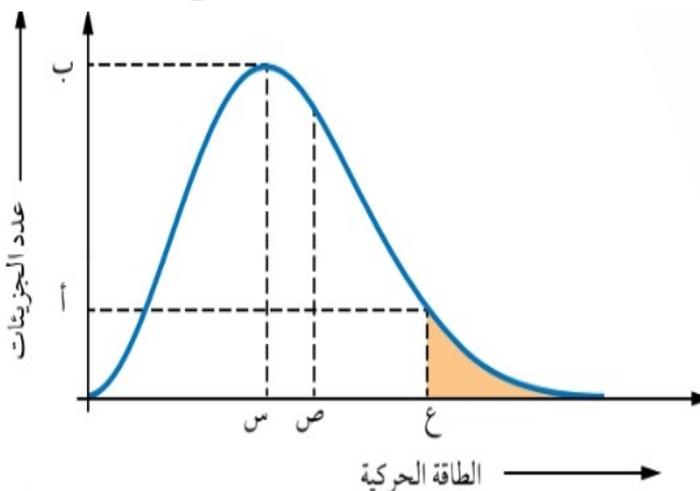
التبخر :

تحول المادة من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية

كيف يحدث التبخر ؟

يجب أن تكون الطاقة الحركية لبعض الجزيئات كافية للتغلب على قوى التجاذب بينها وبين الجزيئات المحيطة بها فتفلت من سطح السائل إلى الحالة الغازية

يمثل الشكل منحنى الذي يمثل توزيع الطاقة الحركية عند درجات حرارة معينة



المنطقة المظللة تمثل الجزيئات التي تمتلك طاقة كافية للتبخر ( تمتلك حد أدنى من الطاقة اللازمة للتبخر ) فتفلت من سطح السائل متحولة إلى الحالة الغازية ما يفسر حدوث عملية التبخر من سطح السائل عند أي درجة حرارة

## أي تتبخر دون أن تساوي درجة الحرارة درجة الغليان

حيث تمثل الرموز مايلي :-

س : الطاقة الحركية التي يمتلكها أكبر عدد من جزيئات السائل

ب : عدد الجزيئات التي تمتلك الطاقة الحركية س

ص : متوسط الطاقة الحركية للجزيئات

ع : الحد الأدنى من الطاقة اللازمة للتغلب على قوى التجاذب بين جزيئات السائل

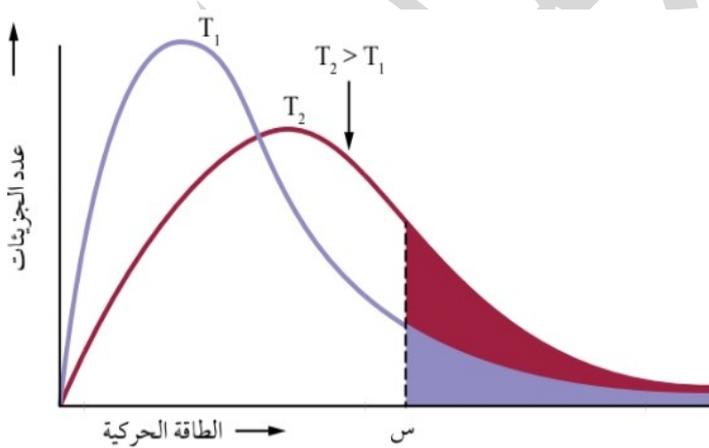
أ : عدد الجزيئات التي تمتلك الطاقة ع

العوامل المؤثرة في سرعة التبخر:

تختلف السوائل في سرعة تبخرها اعتمادا على قوى التجاذب بين جزيئاتها عند ثبات درجة الحرارة

### 1- قوى التجاذب بين الجزيئات :

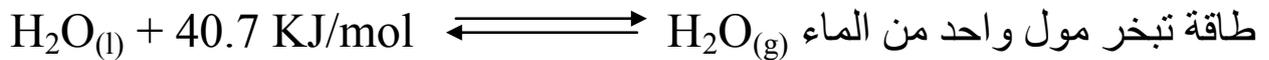
كلما كانت قوى التجاذب بين جزيئات السائل أقوى كان الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لتبخره أكبر وسرعة تبخره أقل (الرابطه الهيدروجينية أقوى من قوى ثنائية القطب أقوى من قوى لندن )



### 2- درجة الحرارة :

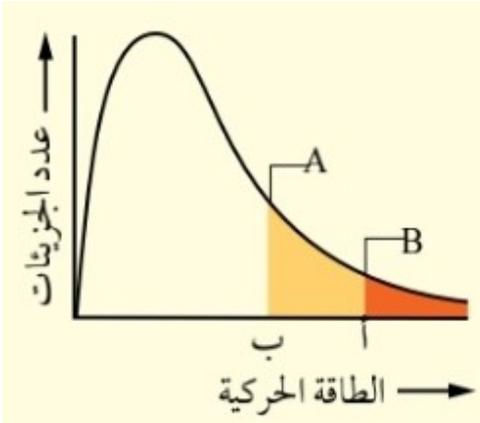
كلما زادت درجة الحرارة تزداد الطاقة الحركية للجزيئات و تزداد التصادمات بينها ( تزداد عدد الجزيئات التي تمتلك الحد الأدنى من الطاقة اللازمة للتبخر ) فتزداد سرعة التبخر

طاقة التبخر المولية : كمية الطاقة اللازمة لتحويل مول واحد من المادة من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية عند درجة حرارة معينة .



أتحقق ص 31 :

1- كلما كانت قوى التجاذب بين الجزيئات أقوى كانت طاقة التبخر المولية أكبر



أفكر ص 32 : أ- الحد الأدنى من الطاقة اللازمة للتغلب على قوى التجاذب بين جزيئات السائل B فيتبخر .

ب- الحد الأدنى من الطاقة اللازمة للتغلب على قوى التجاذب بين جزيئات السائل A فيتبخر

\* السائل A لان الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لتبخره أقل

التكاثف : تحول المادة من الحالة الغازية إلى الحالة السائلة

طاقة التكاثف المولية : كمية الطاقة الناتجة من تكاثف مول واحد من بخار المادة من الحالة الغازية إلى الحالة السائلة عند درجة حرارة معينة .



ملاحظة : طاقة التبخر المولية للماء = طاقة التكاثف المولية له لكن تعاكسها في الإشارة

أتحقق ص 33 : يحدث التكاثف عند انخفاض درجة حرارة السائل و تقارب جزيئاته

أفكر 33 : من الشكل نلاحظ ارتفاع درجة حرارة الماء نتيجة تسخينه حتى  $100^\circ\text{C}$  ثم ثبات

هذه الدرجة لفترة من الزمن مع استمرار التسخين فيمتص الماء مزيدا من الطاقة الحرارية

للتغلب على قوى التجاذب بين جزيئاته متحولا إلى بخار ماء ، أي أن بخار الماء يخزن

كمية من الطاقة الحرارية أكبر من تلك التي يخزنها الماء عند  $100^\circ\text{C}$  وعند تكاثفه فانه

يطلق هذه الطاقة مسببا حروق اشد من تلك التي يسببها الماء على درجة حرارة  $100^\circ\text{C}$  .

درجة الحرارة

طرد مع

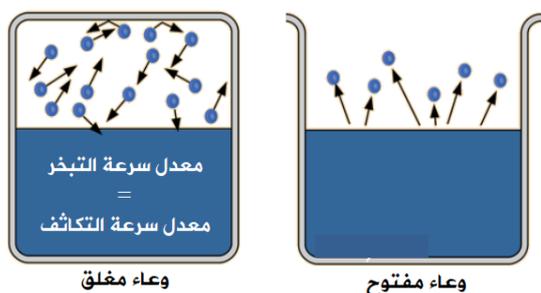
الضغط البخاري

قوى التجاذب بين الجزيئات

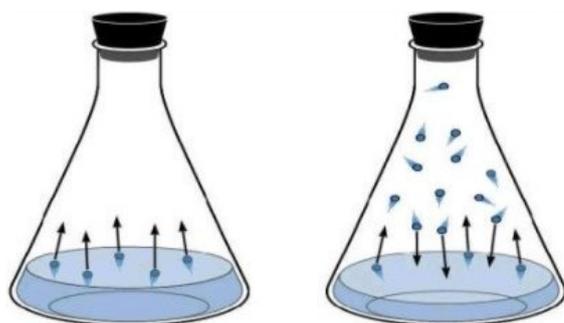
عكسي مع

الضغط البخاري

## الضغط البخاري



عند وضعنا سائلا في وعاء مكشوف فانه سيتبخر باستمرار وتنتشر جزيئاته في الهواء الجوي لكن لو وضعنا السائل في وعاء مغلق سوف يصطدم البخار بجدران الوعاء بمعدل ثابت عند درجة حرارة معينة



محدثة ضغطا على الوعاء وعلى سطح السائل الموجودة فيه وتفقد جزء طاقتها وتتحول الى الحالة السائلة مرة أخرى ويزداد معدل التكاثف مع مرور الزمن الى أن يصبح معدل سرعة التبخر مساويا

لمعدل سرعة التكاثف عندها سيثبت عدد الجزيئات المتبخرة والجزيئات المتكاثفة أي وصل السائل الى حالة اتزان ديناميكي بين جزيئات السائل وبخاره .

### الضغط البخاري :-

هو الضغط الناجم عن جزيئات بخار السائل و المؤثر في سطحه عند الاتزان عند درجة حرارة معينة

نلاحظ انه كلما زادت درجة الحرارة زاد الضغط البخاري للسائل

و كلما كانت قوى التجاذب بين جزيئات السائل أقوى قل ضغطه البخاري عند درجة حرارة معينة العلاقة عكسية

أتحقق ص 34 : \* يزداد الضغط البخاري بزيادة درجة الحرارة و ذلك لزيادة عدد الجزيئات التي تمتلك الحد الأدنى من الطاقة اللازمة للتبخر فتزداد سرعة التبخر و يزداد عدد الجزيئات المتبخرة والمؤثرة على وحدة المساحة من سطح السائل فيزداد الضغط البخاري له

\* عند مقارنة الضغط البخاري لمادتين مختلفتين عند  $20^{\circ}\text{C}$ ,  $50^{\circ}\text{C}$  مثلا نلاحظ انه كلما زادت درجة الحرارة زاد الضغط البخاري

أفكر ص 34 :  $\text{CH}_3\text{CH}_3 > \text{CH}_3\text{F} > \text{CH}_3\text{OH}$

الضغط البخاري للسائل :-

هو الضغط الناتج من جزيئات بخار السائل عند الاتزان .

لماذا ينصح الطعام في أواني الضغط بسرعة أكبر من الأواني العادية ؟

لأن الضغط البخار يكون أكبر في أواني الضغط فالضغط يزداد في الوعاء المحصور ويغلي الماء عند درجة حرارة أعلى مما يساعد على نضج الطعام بصورة أسرع .

العوامل التي يعتمد عليها الضغط البخاري :-

1- قوى التجاذب بين الجزيئات (علاقة عكسية )

كلما زادت قوى التجاذب يزداد الترابط بين الجزيئات ويقل معدل التبخر لانه بحاجة الى طاقة كبيرة وتصادمات أكثر و عدد الجزيئات التي تمتلك هذه الطاقة قليل لذا يقل الضغط البخاري .

2- درجة الحرارة (علاقة طردية )

كلما زادت درجة الحرارة تزداد الطاقة الحركية وتزداد التصادمات و يزداد عدد الجزيئات التي تملك الحد الأدنى من الطاقة و يزداد معدل التبخر و يزداد عدد الجزيئات في الحالة الغازية وبالتالي يزداد الضغط الناتج عنها و يزداد الضغط البخاري .

درجة الغليان :

درجة الحرارة التي يصبح عندها ضغط بخار السائل مساويا للضغط الواقع عليه

الغليان هي عملية تبخر تحدث من جميع أجزاء السائل وليس من السطح فقط

درجة غليان السائل (المعيارية) :-

هي درجة الحرارة التي يتساوى فيها الضغط البخاري للسائل مع الضغط الخارجي المؤثر على سطح السائل أو درجة الحرارة التي يكون ضغطه البخاري مساو للضغط الواقع عليه.

درجة غليان السائل (العادية) :-

هي درجة الحرارة التي يصبح عندها ضغط بخار السائل مساويا لوحد ضغط جوي 760mmHg

You're  
The  
Best

وتعتمد درجة الغليان على قوة التجاذب بين الجزيئات حيث تتناسب طردياً مع قوى التجاذب  
متى يبدأ السائل بالغليان؟

عند تسخين السائل تزداد الطاقة الحركية لجزيئاته و يزداد عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة كافية للتبخر فتزداد سرعة تبخره و عندما تصبح الطاقة التي تمتلكها الجزيئات في جميع أجزاء السائل كافية لتبخره يبدأ السائل بالغليان .

أفكر 35: HF درجة غليانه أعلى لان قوة الرابطة الهيدروجينية فيه أعلى (H-F) من NH<sub>3</sub>

أتحقق 35:1- يغلي الماء عند 80°C عندما يكون الضغط الجوي 355mmHg

2- من المنحنى درجة الغليان العادية للسوائل كما يلي :-

CHCl<sub>3</sub> : 62°C تقريباً

CH<sub>3</sub>OH : 65°C تقريباً

C<sub>5</sub>H<sub>12</sub> : 36°C تقريباً

## مراجعة الدرس

- 1- بما أن جزيئات السائل في حركة مستمرة و عشوائية و تترايط فيما بينها بقوى تجاذب تجعلها متقاربة لذلك فهي ذات حجم ثابت ، و لأن قوى التجاذب ضعيفة تسببا و غير كافية لإبقاء الجزيئات في أماكن محددة و ثابتة لذا السوائل لها القدرة على الجريان و تأخذ شكل الوعاء الذي توضع فيه
  - 2- الضغط البخاري :- هو الضغط الناتج عن جزيئات بخار السائل المؤثرة على سطحه عندما يتساوى معدل سرعة التبخر ومعدل سرعة التكاثف أي حدوث إتران بينهما
- درجة الغليان المعيارية :- هي درجة الحرارة التي يصبح عندها ضغط بخار السائل مساوياً لواءد ضغط جوي 760mmHg

3- لأن الضغط الجوي في منطقة الأغوار يزيد عن 769mmHg , 1 atm بسبب إنخفاضها عن مستوى سطح البحر ترتفع حرارة الماء أكثر من 100°C حتى يصبح ضغطه البخاري مساويا للضغط الجوي في الأغوار

( يغلي السائل عندما يصبح ضغطه البخاري مساويا للضغط الجوي )

-4

سرعة تبخره = سرعة تكاثف بخاره

-5

أ- B

ب- A

ج - B

-6

أ- 430 mmHg

ب- 68.7°C

ج - الأسرع تبخرا  $C_6H_{14} < CCl_4 < \text{الماء} < H_2O < CH_3COOH$  الأبطأ تبخرا

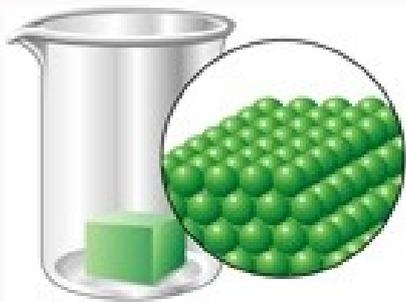
د- 87°C

هـ -  $C_6H_{14}$  الهكسان

-7

4	3	2	1	رمز الفقرة
ج	ب	أ	د	الإجابة

I   
Chemistry



صلب

## الحالة الصلبة

تترتب الوحدات الأساسية للمادة في حالتها الصلبة في أشكال هندسية منتظمة تسمى بلورات

وفيما يلي مقارنة عامة عن حالات المادة الثلاثة بشكل عام :-

غاز	سائل	صلب	وجه المقارنة
مسافات كبيرة تفصل بين الجزيئات	مسافات قليلة ( أقل من الغازية )	متقاربة جدا	المسافات البينية بين دقائق المادة
ضعيفة جدا	أقوى من الغاز وأضعف من الصلب	كبيرة جدا (قوية)	قوى التجاذب
أعلى	وسطية	أدنى	طاقة الدقائق
خاصية الانتشار عالية	وسط أقل من الغازية	غير قابلة للانتشار	الانتشار
قابلة للانضغاط	غير قابلة للانضغاط	غير قابلة للانضغاط	الانضغاط
متغير	ثابت	ثابت	ثبوت الحجم
غير ثابت متغير	غير ثابت متغير	ثابت	الشكل
حركة عشوائية مستمرة	حركة عشوائية مستمرة	(اهتزازية في مكانها)	حركة الدقائق

### خصائص عامة عن المواد الصلبة

- 1- كثافة المادة عالية و غير قابلة للانضغاط أو الجريان أي انها ذات شكل و حجم ثابتين
- 2- عند التسخين تهتز جسيمات المادة الصلبة بشكل أسرع و تزداد الطاقة الحركية و تضعف قوى التجاذب فتتحول الى الحالة السائلة .

درجة الإنصهار :- هي درجة الحرارة التي تتحول فيها المادة من الحالة الصلبة الى الحالة السائلة .

### كيف تترتب جسيمات المادة الصلبة ؟

هناك طريقتان تترتب فيها جسيمات المادة الصلبة :-

1- إذا كونت أشكال هندسية منتظمة تسمى مادة صلبة

بلورية مثل الذهب والماس و كلوريد الصوديوم

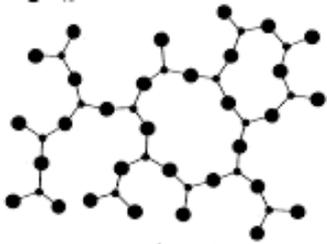


بلوري

2- إذا ترتبت بطريقة عشوائية ( ليس لها شكل هندسي منتظم )

تسمى ب مادة صلبة غير بلورية مثل الأسفلت والبلاستيك

والزجاج

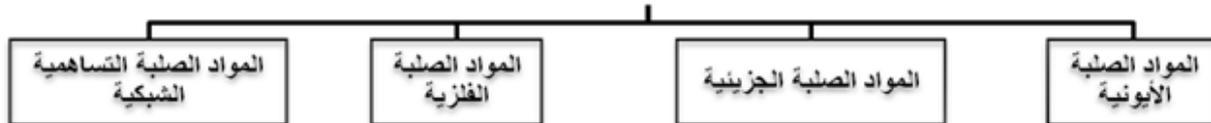


غير بلوري

**المواد الصلبة البلورية** : تتكون من جسيمات اما أن تكون

ذرات أو جزيئات أو أيونات

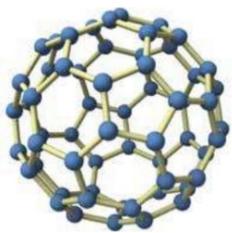
#### المواد الصلبة البلورية



صنفت المواد الصلبة البلورية بناء على نوع الروابط أو قوى التجاذب بينها

أمثلة	الروابط أو قوى الترابط	نوع الجسيمات	نوع المادة الصلبة
Ne(s), S , I <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> O	قوى لندن و قوى ثنائية القطب و روابط هيدروجينية	جزيئات أو ذرات غاز نبيل	صلبة جزيئية
LiF , CsCl , CuBr <sub>2</sub>	رابطة أيونية	أيونات	صلبة أيونية
SiO <sub>2</sub> , Si , SiC, C	رابطة تساهمية	ذرات	صلبة شبكية تساهمية
Al , Na	رابطة فلزية	ذرات	صلبة فلزية

أتحقق ص 40: تترتب جسيمات المادة الصلبة البلورية بحيث تكون أشكالاً هندسية منتظمة أما الصلبة الغير بلورية فتترتب بشكل عشوائي أي ليس لها شكل منتظم

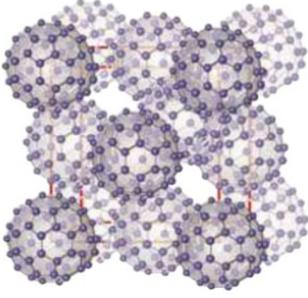


**المواد الصلبة الجزيئية** : 1- بلوراته هشة

2- درجات انصهارها منخفضة

3- غير موصلة للتيار الكهربائي

( السبب انها جزيئات متعادلة الشحنة ترتبط مع بعضها بقوى تجاذب ضعيفة )



4- تترايط مع بعضها بقوى ترايط ضعيفة نسبيا مثال اليود/ الجليد /  
بكمنستر فولرين ( كرات باكي )  $C_{60}$

أتحقق ص 41 : الصيغة العامة لبكمنستر فولرين  $C_{60}$  و كتلته المولية  
720 g/mol والرابطة بين ذرات الكربون غير قطبية و تترايط  
جزئياته بقوى لندن

### المواد الصلبة الشبكية التساهمية :

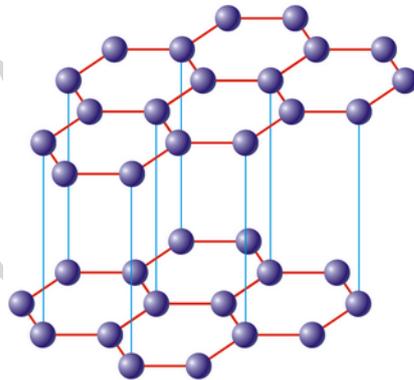
1- مواد تترتب في بناء شبكي صلب يمنحها القساوة

2- درجات انصهارها مرتفعة للغاية بسبب قوة الروابط التساهمية بين ذراتها

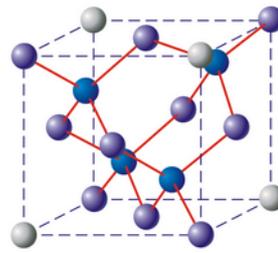
3- غير موصلة للتيار الكهربائي في حالة الصلابة والسيولة لان الكترولوناتها مقيدة و غير  
حرة الحركة

4- تترايط كل ذرة كربون بأربع روابط تساهمية مع أربع ذرات كربون أخرى مكونة الماس  
الذي يعد أكثر المواد الطبيعية قساوة

و تترايط في شكل اخر كل ذرة كربون بثلاث ذرات كربون اخرى مشكلة الغرافيت



الغرافيت



الماس

يشذ الغرافيت في خصائصه عن المركبات الشبكية التساهمية

الماس : أكثر المواد الطبيعية قساوة

الغرافيت : مادة هشة

ظاهرة التايل : وجود أكثر من شكل بلوري للعنصر الواحد في الحالة الفيزيائية نفسها

يعد كل من الماس و الغرافيت و بكمنستر فولرين متاصلات

مثال : الكوراتز  $\text{SiO}_2$  من المواد الصلبة الشبكية التساهمية

تشبه بلورته بلورة الماس

أتحقق ص 42 :-

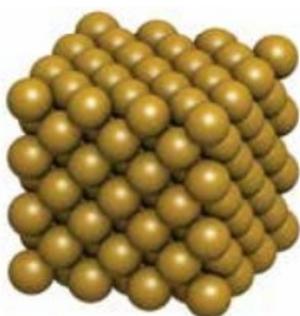
بسبب وجود ثلاث روابط باي بين ذرات الكربون المكونة لكل حلقة في الطبقات المشكلة للغرافيت ، تشكل الإلكترونات المشاركة في تكوين هذه الروابط ما يشبه السحابة بين الطبقات مما يجعل الغرافيت موصل للكهرباء

المواد الصلبة الفلزية : 1- ذرات الفلزات هي الجسيمات المكونة للمواد الصلبة الفلزية

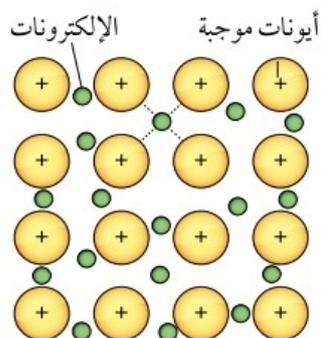
2- درجات انصهارها عالية نوعا ما

3- موصلة للتيار الكهربائي بسبب بحر الإلكترونات السالبة حرة الحركة في البلورة

4- قابلة للطرق و السحب



يعود سبب صلابتها و ارتفاع درجات انصهارها الى قوة التجاذب الناشئة بين بحر الإلكترونات و الأيونات الموجبة المحيطة بها



ما سبب كون الإلكترونات في المستوى الخارجي لها حرة الحركة ؟

سبب ذلك يعود الى طاقة التأين المنخفضة للفلزات و ضعف ارتباط الإلكترونات المستوى الخارجي بالنواة

ما سبب صلابتها و درجات انصهارها المرتفعة ؟

بسبب قوة التجاذب الناشئة بين بحر الإلكترونات حرة الحركة و الأيونات الموجبة المحيطة بها

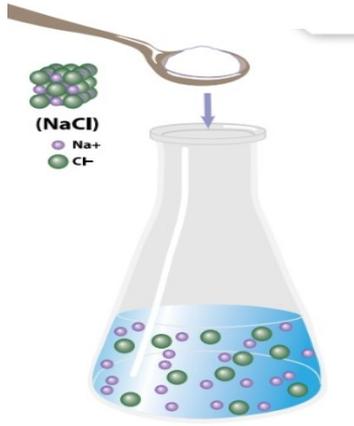
ملاحظة مهمة جدا :

كلما زادت الشحنة على ذرة العنصر زادت قوى التجاذب بين الأنوية و الإلكترونات الحرة وبالتالي تكون الرابطة الفلزية أقوى

أتحقق ص 43 :-

بسبب طبيعة الرابطة الفلزية إذ أن الضغط على صفوف الأيونات الموجبة يجعلها تنزلق مبتعدة عن بعضها ولكنها تبقى مترابطة بفعل تجاذبها مع بحر الإلكترونات حرة الحركة المحيطة بها .

**المواد الصلبة الأيونية : 1- تتكون من أيونات موجبة وسالبة تتجاذب بينها بروابط أيونية مثل:-**



KCl / CaO / LiCl / MgO

2- مواد شديدة الصلابة بسبب قوة الرابطة الأيونية

3- درجات انصهارها مرتفعة

4- غير موصلة للتيار الكهربائي في حالة الصلابة و إذا تم صهرها أو اذابتها تصبح أيوناتها حرة الحركة و توصل محاليلها و مصاهيرها التيار الكهربائي

5- هشّة عند الطرق عليها بحيث إذا طرقت بلوراتها فإنها تتحرك وتنزلق بالنسبة لبعضها البعض بحيث تتقارب الأيونات المتشابهة في الشحنة فتتنافر مما يؤدي الى تحطم البلورة

أنواع المواد الصلبة :-

أمثلة	خصائص عامة للمادة الصلبة	الروابط أو قوى الترابط	نوع الجسيمات	نوع المادة الصلبة
Ne <sub>(s)</sub> , CH <sub>4(s)</sub> , S <sub>8</sub> , P <sub>4</sub> , C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub>	هشّة، درجة انصهار منخفضة، غير موصلة للكهرباء.	روابط هيدروجينية، ثنائية القطب، لندن	جزيئات وذرات الغازات النبيلة	جزيئية
SiO <sub>2</sub> , Si, SiC, C	صلبة جداً، درجة انصهارها مرتفعة، غير موصلة للكهرباء بوجه عام.	تساهمية	ذرات	شبكة تساهمية
K, Al, Cu, Ag, Ni, Ba	صلبة، متفاوتة في درجة الانصهار وبوجه عام مرتفعة، قابلة للطرق والسحب، موصلة للكهرباء ومصاهيرها أيضاً موصلة للكهرباء.	فلزية	ذرات	فلزية
LiF, CaF <sub>2</sub> , ZnS, NaCl	صلبة، هشّة، درجة انصهار مرتفعة، غير موصلة للكهرباء. بينما محاليلها ومصاهيرها موصلة للكهرباء.	أيونية	أيونات	أيونية

## مراجعة الدرس

- 1- صلبة جزيئية / شبكية تساهمية / فلزية / أيونية
- 2- المادة الصلبة البلورية :- مادة صلبة تترتب جسيماتها مكونة أشكالاً هندسية منتظمة .  
المادة الصلبة غير البلورية :- مادة صلبة تترتب جسيماتها بشكل عشوائي ولا تكون أشكالاً هندسية منتظمة  
ظاهرة التآصل :- وجود أكثر من شكل بلوري للعنصر الواحد في الحالة الفيزيائية
- 3- أ- لان جسيماتها متقاربة جداً وقوى التجاذب بينها كبيرة لذلك تترتب في أماكن محددة و ثابتة و لا تغادرها
- 4- من الجدول صفحة 44 نجد أن :- المادة الصلبة الأيونية : رابطة أيونية  
المادة الصلبة الجزيئية : رابطة هيدروجينية و قوى ثنائية القطب و قوى لندن  
المادة الصلبة الفلزية : الرابطة الفلزية  
المادة الصلبة الشبكية التساهمية : الرابطة التساهمية
- 5-  $NH_3$  : مادة صلبة جزيئية /  $SiC$  : مادة صلبة شبكية تساهمية  
 $Ni$  : مادة صلبة فلزية /  $KI$  : مادة صلبة أيونية
- 6- أ- مادة صلبة أيونية / ب- مادة صلبة فلزية  
ج- صلبة شبكية تساهمية  
د- مادة صلبة جزيئية
- 7-



السؤال	1	2	3	4
الإجابة	ج	ب	أ	د

## مراجعة الوحدة

1- قانون أفوغادرو :- الحجم المتساوية من الغازات تحتوي نفس العدد من الجزيئات عند الظروف نفسها من الضغط و درجة الحرارة .

-المائع :- المادة التي تمتلك جسيماتها القدرة على الإنسياب أو الجريان فتأخذ شكل الإناء الذي توضع فيه وهي السوائل والغازات

- المادة الصلبة الجزيئية :- مادة صلبة بلورية تتكون جسيماتها من جزيئات

2- أ- لأن زيادة درجة حرارة الغاز تزيد من متوسط الطاقة الحركية لجسيماته فتزداد عدد تصادماتها من جدار الإناء الذي توجد فيه فيزداد ضغط الغاز

ب- لأن الكتلة المولية لغاز (  $\text{NH}_3$  ( $M_r=17\text{g/mol}$ ) ، أقل من غاز ثاني أكسيد الكربون ( $\text{CO}_2$  ، ( $M_r=44\text{g/mol}$ )

ج- لأن جزيئاته تتربط بروابط هيدروجينية قوية نسبيا مقارنة مع القوى ثنائية القطب التي تربط جزيئات  $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$  فتحتاج لطاقة أكبر لكسرها مما يفسر ارتفاع درجة انصهارها

3- نحول الحرارة الى كالفن  $T = 20 + 273 = 393 \text{ K}$

نطبق القانون  $PV = nRT$  ←  $1.5 \times 5 = n \times 0.082 \times 293$

$$n = 0.31 \text{ mol}$$

نطبق قانون عدد المولات لحساب كتلة الغاز (m) = عدد المولات (n) × الكتلة المولية ( $M_r$ )

$$m = 0.31 \times 32 = 9.92 \text{ g}$$

4 - نحول الحرارة الى كالفن  $T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$

نحسب عدد مولات كل غاز على حدة من قانون عدد المولات :-  $n = m/M_r$

$$n_{\text{CO}_2} = 1.1/44 = 0.025 \text{ mol}$$

$$n_{\text{O}_2} = 1.6/32 = 0.05 \text{ mol}$$

$$PV = nRT$$

نحسب ضغط كل غاز على حدة

$$P_{\text{CO}_2} = 0.025 \times 0.082 \times 300 \div 1.64 = 0.375 \text{ atm}$$

$$P_{\text{O}_2} = 0.05 \times 0.082 \times 300 \div 1.64 = 0.75$$

$$P_T = P_{\text{CO}_2} + P_{\text{O}_2} + P_{\text{N}_2}$$

$$P_{\text{N}_2} = P_T - (P_{\text{CO}_2} + P_{\text{O}_2}) \quad \longrightarrow \quad P_{\text{N}_2} = 1.5 - (1.125)$$

$$P_{\text{N}_2} = 0.375 \text{ atm}$$

بما أن الضغط الجزئي ل  $\text{CO}_2$  يساوي الضغط الجزئي ل  $\text{N}_2$   $0.375 \text{ atm} = \text{N}_2$  فإن عدد مولات  $\text{N}_2$  يساوي عدد مولات  $\text{CO}_2$  عند الظروف نفسها  $0.025 \text{ mol}$  ومنه نحسب كتلة  $\text{N}_2$

$$m_{\text{N}_2} = 0.025 \times 28 = 0.7 \text{ g}$$

5 - أ - B

ب - C

ج -  $B < A < C$

6 - أ -  $\text{CH}_3\text{OH}$  هي رابطة هيدروجينية قوية بينما قوى لندن التي تربط جزيئات كل من  $\text{Ne}$ ,  $\text{O}_2$

$\text{CH}_3\text{OH}$  له أعلى درجة غليان لأنه يترابط بقوى تجاذب هيدروجيني بينما الكتلة المولية ل  $\text{O}_2$  أكبر منها ل  $\text{Ne}$  لذلك قوى التجاذب بين جزيئاته أكبر ودرجة غليانه أعلى

7 - \*  $\text{Li}_2\text{O}$

\*  $\text{SiO}_2$

\*  $\text{Al}$

8 - أتوقع أن تكون أقل لان البكمنستر فوليرين يتكون من جزيئات  $C_{60}$  تكون على شكل كرات مجوفة تترايط بقوى لندن أما الماس و الغرافيت كلاهما مادة صلبة شبكية تساهمية تترايط ذراتها بروابط تساهمية في بناء شبكي صلب

المتوقع أن الحجم الذي يشغله أي عدد من المولات من بكمنستر فوليرين أكبر منه بالنسبة لنفس العدد من المولات من الماس أو الغرافيت و بالتالي فإن كثافته المتوقعة أقل .

9-

السؤال	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
الإجابة	د	أ	د	ب	أ	أ	ج	د	أ	ج
السؤال	11	12	13	14	15					
الإجابة	د	ج	ج	ب	ج					

## مواضيع الربط : وحدة حالات المادة

### بالونات الطقس :

تحمل هذه البالونات التي تطلقها دائرة الأرصاد الجوية الأردنية في محافظة المفرق أجهزة خاصة لقياس عناصر الطقس ( درجات الحرارة والرطوبة و الضغط الجوي ) في طبقات الجو العليا و عند وصول البالونات إلى ارتفاع 27 km ينفجر بسبب زيادة الضغط الخارجي المؤثر في البالون

### أواني الضغط :

تستخدم أواني الضغط في تسريع إنضاج الطعام حيث يؤدي رفع ضغط البخار داخلها يؤدي إلى رفع درجة غليان الماء عن فينضج الطعام خلال زمن أقل

وظيفة صمام الأمان : يعمل على إخراج بعض البخار من داخلها فيقلل الضغط ولا ينفجر الإناء

### السبائك الفلزية :

تمكن فريق من الباحثين من تطوير جيل جديد من السبائك الفلزية للأغراض الطبية مخصصة لعمل الدعامات القلبية

مكونات السبيكة : تيتانيوم Ti مضاف إليه فلز التنتاليوم Ta بنسبة 6% و النيوبيوم Nb بنسبة 17%

مميزات السبيكة :- مرونة فائقة و قوة كبيرة و خالية من العناصر السامة أو التي تسبب التهابات عصبية أو حساسية

## البلازما أو الغازات المتأينة :-

ماهي البلازما :- خليط غازي مكون من الإلكترونات حرة الحركة والأيونات الموجبة الناتجة بعد انفصال الإلكترونات عن الذرة

كيف تتكون البلازما :- تتكون نتيجة درجات الحرارة العالية جدا بالآلاف مثل الموجودة طبيعيا في الشمس والنجوم و المجرات والسدم أو تتكون بفعل الضوء عند حدوث البرق

خصائص البلازما :- 1- ليس لها حجم أو شكل ثابت كالغازات

2- توصل التيار الكهربائي بسبب قوى التجاذب الكبيرة بين مكوناتها

استخدامات البلازما :-

محول النفايات البلازمي :- ( النفايات الخطرة)

تعمل الطاقة المخزنة في البلازما على تكسير الروابط بين جزيئات النفايات فتتفكك إلى قسمين داخل المحول حسب نوع النفايات المدخلة :-

1- نفايات عضوية تخرج على شكل ناتج غازي غني بغاز الهيدروجين يستفاد منه كوقود

2- نفايات غير عضوية تخرج على شكل ناتج صلب يطلق عليه الخبث يستخدم في صناعة الكونكريت (الإسمنت) و الإسفلت

فوائد محول النفايات البلازمي :- 1- لا يحتاج إلى أراضٍ لطمر النفايات

2- كمية غازات الدفيئة و ملوثات الهواء الناتجة منه أقل من المكبات الخاصة بحرق النفايات

رغم هذه الفوائد إلا إن عدد محطات معالجة النفايات باستخدام البلازما محدود جدا بسبب تكلفة إنشائه الباهظة